

### Hidrojen atomunun bazı enerji düzeylerinin enerjileri

Bohr'a göre hidrojen atomunda sonsuz sayıda enerji düzeyi vardır. Her düzeyin enerjisi;

$$E = -2,18 \times 10^{-18} / n^2$$

formülü ile hesaplanabilir.

$n = \infty$  için  $E = 0$ 'dır.

### Bohr Atom Modeli'nin varsayımları;

1. Bir atomda bulunan her elektron çekirdekten ancak belirli uzaklıklarda küresel yörüngelerde bulunabilir. Her yörünge belirli bir enerjiye sahiptir. Bu yörüngelere **enerji düzeyi** ya da **kabukları** denir. Yörüngelerin ortak merkezi çekirdek olup yörüngeler K, L, M, N, O ... gibi harflerle ya da 1, 2, 3, ... n gibi sayılarla (baş kuant sayısı) gösterilir. Her yörüngenin belli bir enerjisi vardır. Çekirdekten uzaklaştıkça yörüngelerin enerjisi de artar. Elektronlar yörüngede kaldıkları sürece enerjileri değişmez.

2. Yörüngelerde hareket eden elektronların açısal momentumlarının alabileceği değerleri  $\frac{nh}{2\pi}$  dir. n bir tam sayıdır.

1. yörünge için  $n = 1$

2. yörünge için  $n = 2$

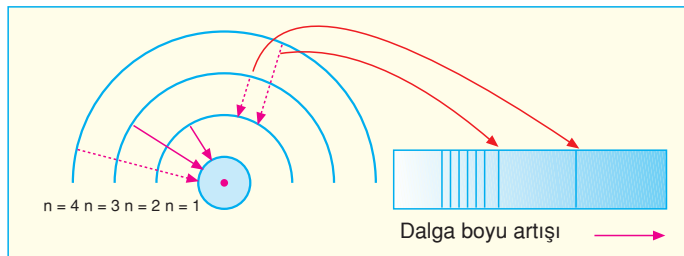
3. yörünge için  $n = 3$  değerlerini alır.

Bu tam sayılara **kuantum sayıları** denir.

3. Atomlar **temel halde** iken elektronlar en az enerjili (çekirdeğe en yakın) enerji düzeylerinde bulunur. Elektronlar temel haldeki enerji düzeylerinde buldukları sürece enerji yaymazlar. Madde ısıtıldığında atomlardaki elektronlar daha yüksek enerji düzeyine geçer. Bu durumdaki atomlar **uyarılmış** haldedir.

4. Bir elektron yüksek enerji düzeyinden daha düşük bir enerji düzeyine geçtiğinde belli bir miktarda enerji yayınlar. Yüksek enerji düzeyi ile düşük enerji düzeyi arasındaki enerji farkı ışık kuantumu şeklinde yayınlanır. Bu ışık kuantumunun kendine özgü bir frekansı ve dalga boyu olup karakteristik bir spektrum çizgisi vardır. Elektronlar tarafından yayınlanan ya da soğurulan ışığın enerjisi ile frekansı arasında aşağıdaki bağıntı vardır.

$$\Delta E = E_{dış} - E_{iç} = h \cdot \nu$$



**Bohr'a göre enerji düzeyleri arasındaki elektron geçişleri atomun spektrumundaki çizgilerin oluşmasına neden olur.**

### Tek Elektronlu Sistemlerde Elektronun Toplam Enerjisi ve Hidrojenin İyonlaşma Enerjisi

Bohr; H, He<sup>+</sup>, Li<sup>+2</sup> gibi tek elektronlu sistemlerde değişik yörüngelerdeki elektronların enerjisini belirleyen bir eşitlik türetmiştir.

Elektron çekirdeğe yaklaştıkça çekirdeğin elektron üzerindeki çekim kuvveti artar ve elektronun enerjisi azalarak (-) olur. Elektron çekirdeğe en yakın olduğunda enerjisi en azdır ve en karardır.

Temel halde hidrojen atomundaki elektron çekirdeğe en yakın yörüngede (n = 1) bulunur. Elektron bir enerji kuantumu kazandığında (Absorpsiyon) daha yüksek enerji düzeyine geçer ve hidrojen atomu uyarılmış hale gelir. Uyarılmış atom aldığı enerjiyi geri verirse elektron tekrar çekirdeğe yakın olan enerji düzeyine döner. Bu sırada iki enerji düzeyi arasındaki fark kadar enerji yayınlanır. (emisyon)

Bohr Kuramı, katyonların oluşumunu anlamada da önemli bir katkı sağlar. Temel haldeki (n = 1) bir elektronu atomdan uzaklaştırmaya yetecek enerjiye sahip bir foton, hidrojen atomu ile etkileştiğinde, elektron n = ∞ seviyesine çıkarak serbest hale geçer. Bu durumda H atomu iyonlaşır (H<sup>+</sup>) ve serbest hale geçen elektronun enerjisi sıfır olur.

- Bohr Kuramı <sub>1</sub>H atomunun ve <sub>2</sub>He<sup>+</sup>, <sub>3</sub>Li<sup>+2</sup> gibi tek elektronlu sistemleri açıkladığı halde, birden fazla elektron içeren atomların spektrumunu açıklamada yetersiz kalmıştır.

## 1.2 ATOMUN KÜANTUM MODELİNE YÖNLENDİREN BULGULAR

Dalga kuramı elektromanyetik ışının birçok özelliğini başarılı bir şekilde açıklar. Diğer özellikleri ise ışının ancak tanecikli yapısı gözönüne alınarak açıklanabilmektedir. Siyah cismin ışınmasında ve fotoelektrik olayda dalga modeline uymayan sonuçları açıklamak için Planck ve Einstein foton kavramını ortaya atmışlardır.

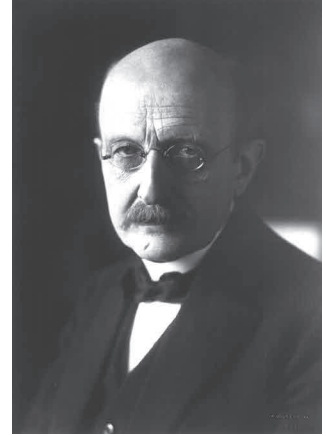
Dalga modeline göre; siyah cismin ışınmasında, yayınlanan ışının şiddeti sürekli olarak artmalıdır. Gerçekte ise belli bir süre artar ve bir maksimumdan sonra azalır.

1901'de Planck, akkora kadar ısıtılmış cisimlerin yayınladığı enerjinin sürekli olmadığını, kuant denilen küçük paketçikler halinde salındığını ileri sürmüştür. **Foton** olarak da adlandırılan bu enerji paketçiklerinin, dalgalar halinde yayıldığını ve enerjisinin dalganın frekansı ile doğru orantılı dalga boyu ile ters orantılı olduğunu belirtmişti.

Daha sonra ışığın dalga modeli ile açıklanamayan bazı olayları Einstein kuantum modeli ile açıkladı.

Einstein'a göre de; ışık ya da herhangi bir ışımaya enerjisi, bütün maddelerden paketler (parçacıklar) halinde yayılır. Bu enerji paketlerine (kuantlarına) **foton** denir. Fotonlar, atomlar gibi maddesel değildir. Kütesiz enerji üniteleri olarak düşünülebilir.

Einstein, ışığın fotonlardan oluşan tanecikli bir yapıya sahip olduğunu ileri sürmüştü.



**Max Planck**  
(1858 - 1947)

1918 Nobel Fizik Ödülü sahibidir. Planck, Kuantum Kuramı'nı geliştirdi ve termodinamik yasaları üzerine çalıştı. Kendi adıyla anılan Planck Sabiti'ni ve Planck Işınım Yasası'nı buldu.



**Louis de Broglie**  
(1892 - 1987)

De Broglie doktora çalışmaları sırasında küçük taneciklerin dalga-parçacık ikiliğini kavramış ve bu çalışmasıyla 1929 yılında Nobel Ödülü almıştır.

Maddenin ışık gibi hem dalga hem de tanecik özelliğine sahip olduğunu düşünen Louis de Broglie; 1924 yılında ışık ve maddenin doğasını dikkate alarak elektron, proton vb atom altı taneciklerin de dalga özelliğine sahip olduğu şeklinde bir düşünce ileri sürdü.

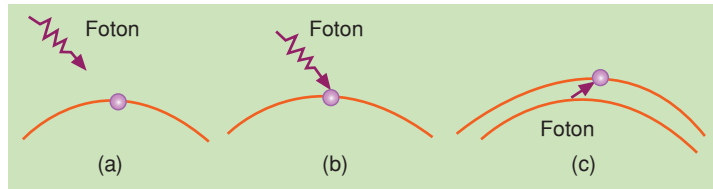
De Broglie ve Heisenberg'in ileri sürdüğü görüşler sonrasında Bohr Atom Modeli'nin yetersiz olduğu düşünüldü.

### a. De Broglie Hipotezi

**De Broglie;** bir fotonun enerjisini hesaplamak için Planck bağıntısını ( $E = h \cdot \nu$ ) ve Einstein'ın enerji eşitliğini ( $E = m \cdot c^2$ ) birlikte kullanarak elektron gibi küçük kütleli taneciklerin ikili doğasını (tanecik–dalga) aynı denklemde yer alan kütle ve dalga boyu nicelikleri ile bir matematiksel eşitlikte göstermiş oldu.

### b. Heisenberg Belirsizlik İlkesi

1920'lerde Niels Bohr ve Werner Heisenberg, atomlardan daha küçük taneciklerin davranışlarını daha da ayrıntılı inceleyebilmek için deneyler tasarladılar. Bunun için, taneciğin konumu ( $x$ ) ve hızı ( $v$ ) gibi iki değişkenin ölçülmesi gerekiyordu. Bilim adamlarının eriştiği sonuca göre, ölçümde daima bir belirsizlik olması gerekiyordu. Bu belirsizlik, konumdaki belirsizlik ( $\Delta x$ ) ile hızdaki belirsizlik ( $\Delta v$ ) nin çarpımı  $\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$ , şeklinde olmalıydı.



**Heisenberg'e göre; bir cismin gözlenebilmesi için cismin ya ışık kaynağı olması ya da üzerine gönderilen ışığı yansıtması gerekir.**

- (a) Elektron gibi çok küçük bir cismi görebilmek için kısa dalga boylu (yüksek enerjili) ışın kullanmak gerekir.
- (b) Foton elektrona çarptığında, enerji kazanan elektron hızını ve yerini değiştirir.
- (c) Elektrondan yansıyarak gözümüze ulaşan fotonlar elektronun gerçek yerini veya hızını yansıtamaz. Bu nedenle elektronların hareket ettiği kesin bir yörüngeden söz edilemez.

### İlginç Bilgi

G.P Thomson elektronu keşfeden J.J Thomson'un oğludur. İlginç olan baba Thomson'un elektronun tanecik özelliğini, oğul Thomson'un ise elektronun dalga olduğunu göstermesidir.

Böylece baba ve oğul, elektronun tanecik – dalga ikiliğini birlikte ortaya çıkarmış oldular.

Heisenberg belirsizlik ilkesine göre; bir elektronun aynı zamanda hem yeri hem de hızı belirlenemez.

Bu durumu Heisenberg şöyle açıklamıştır: “Ölçüm yapmak için kullanılan araçlar, ölçülen şeyin özelliklerini değiştirebilir. Bu durum da bir belirsizliğe neden olur.” Elektronların, yerini ya da hızını belirlemek için ışık araç olarak kullanılır. Kullanılan ışığın dalga boyu atom büyüklüğünde olmalıdır. Işığın dalga boyu arttıkça enerjisi azalır. Dalga boyunun azalması halinde ise enerjisi artar. Eğer ışığın dalga boyu atom büyüklüğünden küçük olursa, hızı belirlenmeye çalışılan elektron üzerine düşürüldüğünde elektronun hızını artırır. Işığın dalga boyunun büyük olması halinde ise elektronun hızı belirlenirken aynı anda yeri belirlenemeyebilir.

### Bohr Atom Modeli'nin Yetersizliği

Bohr atom modeli, hidrojen gibi tek elektronlu türlerin (H, He<sup>+1</sup>, Li<sup>+2</sup>...) davranışlarının açıklanmasında başarılı olmakla birlikte, çok elektronlu atomların davranışlarını açıklamada yetersiz kalmıştır. Hidrojenin emisyon spektrumu manyetik alanda incelendiğinde, tek bir çizgi gibi görünen bir renge ait çizginin, dalga boyu birbirine yakın birkaç çizgiden oluştuğu gözlenir. Bohr modeli bu çizgilerin oluşumunu da açıklayamaz.

Fizikte, dairesel bir yörüngede hızla dönen elektrik yüklü bir taneciğin enerji yayararak giderek enerjisinin azaldığı bilinen bir gerçektir. O halde; çekirdek etrafında dönen elektronların enerji kaybederek çekirdeğe yaklaşmaları ve sonunda çekirdeğe çarparak atomun yok olması gerekir. Ancak böyle bir olay gözlenmez.

Ayrıca bu model çok nadir olarak gerçekleşen atom çekirdeğinin 1. enerji düzeyindeki elektronunu yakalayarak başka çekirdeğe dönüşmesini de açıklayamaz.

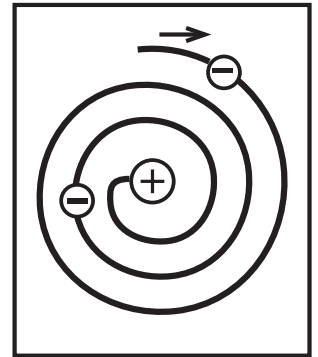
Heisenberg'in Belirsizlik ilkesine göre, bir elektronun hızı ve yeri aynı anda belirlenemez. Bohr teorisi elektronun ikili karakterini (dalga–tanecik) hesaba katmamıştır. Atomda belirli yörüngelerden değil, elektronların bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgelerden (elektron bulutlarından) söz edilebilir.

➤ Dalga – tanecik ikiliğinin sonucunun belirsizlik ilkesi olduğu kavrandığında, Bohr modelindeki temel hata, atom üç boyutlu olduğu halde, bir elektronun tek boyutlu bir yörüngede (tek boyut, elektronun yörünge dışında hareket edemeyeceği anlamındadır) bulunduğunu kabul etmesidir.



**Werner Heisenberg**  
(1901–1976)

Heisenberg, belirsizlik ilkesini ortaya atması yanında bunun için 1932 Nobel Fizik Ödülü'nü kazanmıştır. Hidrojen atomunu matematiksel olarak açıklamış ve Schrödinger eşitliği ile bulunan aynı değerleri bulmuştur.



Dairesel bir yörüngede dönen yüklü cisim ışın (enerji) yayar. Enerjisi azalan cismin hızı düşer, döndüğü dairenin yarıçapı küçülür. Bu durumda elektronun gittikçe yarıçapı küçülen bir yörünge izleyerek çekirdeğe çarpması ve atomun yok olması beklenir.



**Erwin Schrödinger**  
(1887-1961)

Avusturya'nın Viyana şehrinde doğmuş ve 1939'dan 1956'ya kadar İrlanda'da çalışmıştır. 1926 yılında henüz İsviçre'de çalışırken Heisenberg tarafından ortaya atılıp formüllendirilen kuantum teorisine alternatif olarak, kendi adıyla anılan (Schrödinger Eşitliği) dalga mekaniği teoremini ortaya atmıştır. Schrödinger'in teoremi kısaca elektronların gerek atom içerisinde gerek moleküllerdeki hareketlerini dalga cinsinden matematiksel bir ifadeyle açıklamaktadır. Bu çalışmalarından dolayı 1933 yılındaki fizik Nobel ödülünü İngiliz fizikçi Paul Dirac ile paylaşmıştır.

### 1.3 ATOMUN KUANTUM MODELİ

Maddenin de, ışık gibi hem dalga hem de tanecik özelliği vardır. 1924'te De Broglie'nin elektronların ve diğer taneciklerin de dalga özelliğine sahip olduğunu ileri sürmesi sonrasında 1926'da Erwin Schrödinger, De Broglie'nin bulduğu bu ilişkiyi elektronun dalga karakterini tanımlayan bir denklemin geliştirilmesinde kullandı. Böylece "kuantum mekaniği" adı verilen yeni bir dönem başladı.

Heisenberg'in Belirsizlik İlkesi'ne göre bir elektronun yeri ve hızı aynı anda doğru olarak ölçülemez. Elektronun muhtemel konumu, dalgayı temsil eden fonksiyondan bulunabilir. Schrödinger bu dalga fonksiyonlarını hidrojen benzeri atomlar (iyonlar) için matematiksel yöntemlerle bulmuştur. Her sistem için birden çok fonksiyon elde edilmiş ve bu fonksiyonlar  $n$ ,  $\ell$  ve  $m_\ell$  kuantum sayıları ile karakterize edilmiştir.  $n$ ,  $\ell$  ve  $m_\ell$  ile karakterize edilen dalga fonksiyonlarının birden çok olması aynı sistemdeki tek elektronun çok sayıda enerji düzeylerinde bulunabileceği anlamına gelir.

#### a. Orbital Kavramı

Orbital, elektronun  $\ell$  ve  $m_\ell$  kuantum sayıları ile belirlenen dalga fonksiyonudur. Orbital bir matematik fonksiyon olup bu fonksiyondan elektronun yerini kesin olarak hesaplamak mümkün değildir. Ancak belirli bir uzay bölgesinde bulunma olasılığı hesaplanabilir, bu olasılık fonksiyonun karesi ile orantılıdır.

Kısaca **orbital** elektronların çekirdek etrafında bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgelerdir.

#### Kavram Yanılgısı

$n$ ,  $\ell$ ,  $m_\ell$  kuantum sayıları Schrödinger denkleminin çözümünden ortaya çıkarken,  $m_s$  kuantum sayısı, Pauli kuralı ile ilgili olup orbital tanımı ile ilgisi yoktur. Dört kuantum sayısının da aynı kökenden geldiği yanılgısından kaçınılmalıdır.

#### b. Kuantum Sayıları

Çekirdek etrafındaki herhangi bir elektronun durumu dört kuantum sayısı ile belirtilir. Bunlar, baş kuantum sayısı ( $n$ ), açısal momentum (orbital veya yan) kuantum sayısı ( $\ell$ ) manyetik kuantum sayısı ( $m_\ell$ ) ve spin kuantum sayısı ( $m_s$ ) dir.

Pauli prensibine göre; aynı atomda bulunan iki elektron hiç bir zaman birbirinin aynı olan dört kuantum sayısına sahip olamaz. Bu kuantum sayılarından en az biri farklı olmalıdır.

**Baş Kuantum Sayısı (n)**

Baş kuantum sayısı, elektron bulutunun çekirdeğe olan uzaklığı ile ilgilidir. Bunlar, atomun enerji seviyelerini ifade eder. Bu enerji seviyelerine **elektron kabukları** veya **katman** da denir. Baş kuantum sayısı, "n" ile sembolize edilir, 1, 2, 3, 4 .... gibi sıfırdan büyük pozitif tam sayılarla gösterildiği gibi, katmanlarını (kabuklarını) ifade etmek üzere K, L, M, N, O gibi harflerle de gösterilir.

Baş kuantum sayısı (n) : 1, 2, 3, 4, 5 ...  
Katmanları gösteren harfler : K, L, M, N, O ...

Baş kuantum sayısı, Bohr atom modelindeki temel enerji düzeylerinin karşılığı olup, n'nin değeri ne kadar büyükse elektron bulutu çekirdekten o kadar uzaktadır. Elektronun potansiyel enerjisi de o kadar büyüktür.

**Açısal Momentum Kuantum Sayısı (l)**

Heisenberg belirsizlik prensibinde, elektronların çekirdek etrafında belli dairesel yörüngelerde dolaşan tanecikler halinde olmadığı, elektron bulutları halinde düşünülmesi gerektiği ifade edilmişti. Atomlardaki bu elektron bulutları bir elektrik alanı oluştururlar. Bu elektrik alanının, bir dış elektrik alanı ile (diğer elektronların meydana getirdiği veya dışarıdan etki ettirilen bir elektrik alanı) etkileşimi sonucunda enerji seviyelerinde ayrılmalar olur. Böylece her enerji düzeyinin içerdiği alt tabakalar oluşur.

Elektron bulutlarının şekillerini ve şekil farkı nedeni ile enerji seviyelerinde ne şekilde ayrılmaların olabileceğini belirtmek üzere açısal momentum kuantum sayısı kullanılır. Buna **orbital (yan) kuantum sayısı** da denir. "l" ile gösterilir. Baş kuantum sayısına bağlı olarak sıfırdan (n - 1)'e kadar pozitif tam sayılarla ifade edildiği gibi s, p, d, f, g ... gibi harflerle (orbital sembolleriyle) de belirtilebilir.

Açısal momentum kuantum sayısı (l) : 0, 1, 2, 3, 4 ...İkincil (alt) katmanları gösteren harfler : s, p, d, f, g ...

**Uyarı**

n; orbital büyüklüğünü  
l; orbital şeklini  
m; orbitalin uzaysal yönelimini belirtir.

- Aynı katmanda bulunan ikincil katmanların enerji seviyeleri  $s < p < d < f$  şeklinde sıralanır.

**Uyarı**

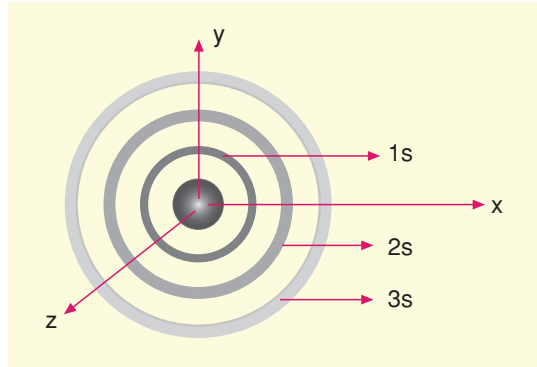
En düşük enerjili orbital 1s orbitalidir ve hidrojen atomunun temel halini temsil eder.

Şimdi de s, p, d ve f ikincil (alt) katmanlarına ait orbitalleri inceleyelim.

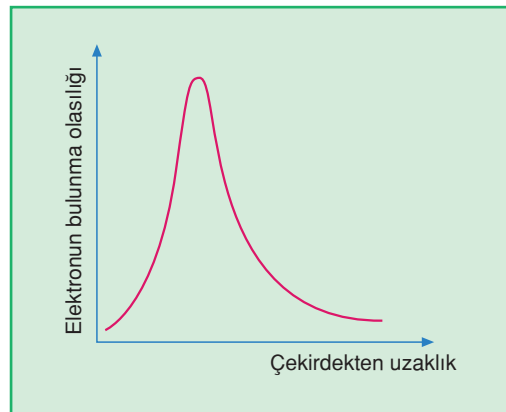
**s – Orbitali**

$\ell = 0$  değerine sahip tüm orbitaller s orbitalleridir. Eğer s orbitali birinci katmanda ( $n = 1$ ) ise 1s orbitali, ikinci katmanda ( $n = 2$ ) ise 2s orbitali, üçüncü katmanda ( $n = 3$ ) ise 3s orbitalidir.

s türü orbitallerde elektronların dağılımı küresel simetriktir. Elektronun çekirdekten belirli bir uzaklıkta bulunma olasılığı bütün yönler için aynıdır. Yani s orbitali uzayda herhangi bir yönelme gösteremez. Geometrik şekil merkezde çekirdeğin bulunduğu, yoğunluğu merkezden dışa doğru azalan bir küre biçimindedir.



**1s, 2s ve 3s orbitallerinin şekilleri.** Bu orbitallerde elektronların bulunma olasılığı çekirdek etrafında herhangi bir uzaklıkta her yönde aynı, yani küresel simetriktir. Orbital büyüklüğü baş kuantum sayısının karesiyle doğru orantılıdır.

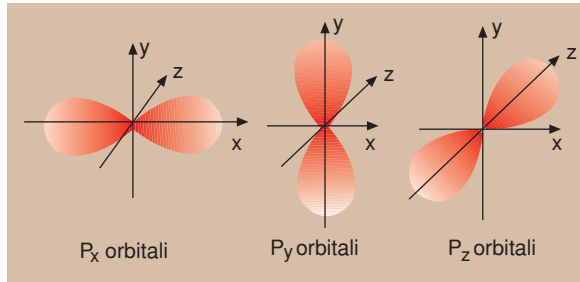


*Hidrojen atomunun 1s orbitalindeki elektronun bulunma olasılığının çekirdeğe olan uzaklığa karşı grafiği*

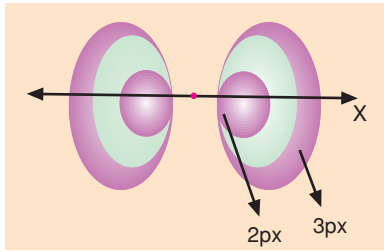


**p – Orbitali**

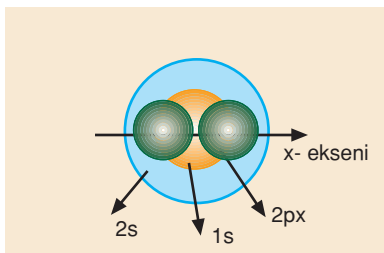
$\ell = 1$  değerine sahip bütün orbitaller p orbitalidir. p orbitallerinde yük yoğunluğu simetrik değildir. Damla şeklinde iki kısımdan oluşmuştur. Bu damlalar elektronun bulunma olasılığının sıfır olduğu bir düzlemlerle ayrılmış olup düzlemin her iki tarafında bulunur. p orbitallerinde elektron dağılımı x, y ve z eksenlerine göre simetrik olarak gösterilir. Buna göre her enerji seviyesinde ( $n = 1$  hariç) 3 tane p orbitali bulunur. Bu 3 orbital enerji olarak birbirine özdeşdir. p orbitallerinin boyutları baş kuantum sayısı ile doğru orantılıdır.



**p orbitallerinin şekilleri.** Bu orbitallerde elektronların bulunma olasılığı çekirdek etrafında belirli yönlerde daha yoğundur. x eksenini boyunca elektron yoğunluğu içeren orbitale  $p_x$ , y eksenini boyunca elektron yoğunluğu içeren orbitale  $p_y$ , z eksenini boyunca elektron yoğunluğu içeren orbitale  $p_z$  orbitali denir.



*2p ve 3p orbitalinin birbirlerine göre uzayda yönelimleri*

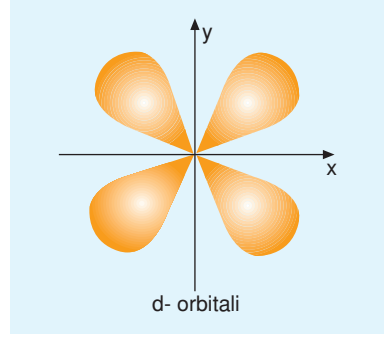


*2s, 1s ve 2p orbitalinin birbirlerine göre uzayda yönelimleri*



**d – orbitali**

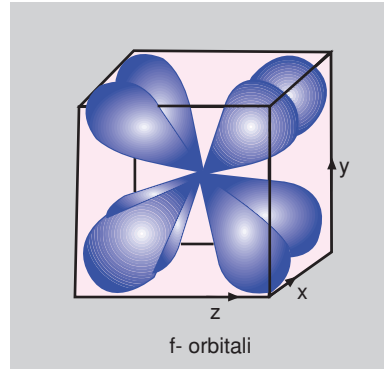
$\ell = 2$  değerine sahip tüm orbitaller d-orbitalleridir.  $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$ ,  $d_{yz}$ ,  $d_{x^2 - y^2}$ ,  $d_{z^2}$  orbitalleri olmak üzere beş tanedir. Bu orbitallerin ikisi koordinat eksenleri üzerinde, üçü simetri eksenleri üzerinde bulunur. Geometrik şekiller s ve p orbitallerine göre daha karmaşıktır. ( $n = 1$  ve  $n = 2$  seviyelerinde d orbitali yoktur.)



Herhangi bir d – orbitalinin şematik gösterimi

**f – orbitali**

$\ell = 3$  değerine sahip tüm orbitaller f orbitalidir. s, p, d ve f orbitallerinden şekil olarak en kompleksi olan f orbitalleri 7 tanedir. ( $n = 1$ ,  $n = 2$  ve  $n = 3$  seviyelerinde f orbitali yoktur.)



Herhangi bir f – orbitalinin şematik gösterimi

n	1		2			3			4		
$\ell$	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	
Orbital	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	

İlk dört enerji seviyelerine ait orbitaller ve alt kabuk gösterimleri

**Manyetik Kuantum Sayısı ( $m_\ell$ ):**

İkincil katmandaki orbitaller dış manyetik alanla etkileşerek çeşitli enerji seviyelerine ayrılırlar. Dış manyetik alana dik olan orbitalde enerji seviyesi değişmez ( $m_\ell = 0$ ) Diğer orbitaller dış manyetik alanla yaptıkları açılara bağlı olarak enerji seviyelerini yükseltir (+) veya düşürür (-).

Manyetik kuantum sayısının değeri, açısal momentum kuantum sayısının ( $\ell$ ) değerine bağlıdır. Her  $\ell$  değeri için  $m_\ell$  değeri  $2\ell + 1$  kadar farklı değer alır.  $m_\ell$ 'nin aldığı değerler  $[-\ell, +\ell]$  arasındaki tamsayı değerlerdir.

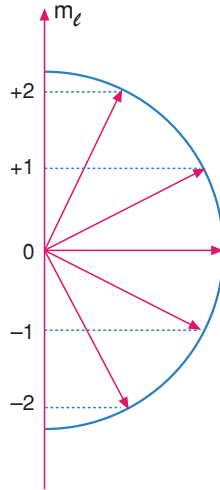
$\ell = 0$  ise  $m_\ell$ 'nin tek değeri vardır  $m_\ell = 0$  dir.

$\ell = 1$  ise  $m_\ell$ 'nin 3 değeri vardır.

$m_\ell = -1, 0, +1$  dir.

$\ell = 2$  ise  $m_\ell$ 'nin 5 değeri vardır.

$m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$  dir.



*d – orbitalinin dış manyetik alandaki yönelimleri*

**Şimdi her bir katmanda bulunan orbitalleri inceleyelim.**

- **$n = 1$**  olan enerji seviyesindeki açısal momentum kuantum sayısı  $\ell$ , yalnızca 0 (sıfır) değerini alır.

Yani  $(2\ell + 1) = 2 \cdot 0 + 1 = 1$  dir. Bunun anlamı bir tane orbital olmasıdır. Bu da s orbitalidir.

Toplam orbital sayısı =  $n^2 = (1)^2 = 1$  tane orbital

- **$n = 2$**  olan enerji seviyesinde, açısal momentum kuantum sayısı 1, sırası ile 0 ve 1 olmak üzere iki değer alır. 2 tane alt tabaka vardır.

Bu alt tabakalardaki orbitalleri hesaplayalım:

$\ell = 0$  için  $(2\ell + 1)$  eşitliğine göre  $(2 \cdot 0 + 1) = 1$  orbital vardır. 2s orbitalidir. 0 ile gösterilir.

**Uyarı**

Bir enerji düzeyinde bulunan orbital türü sayısı, baş kuant sayısına eşittir.

$n = 1$  için 1 tür orbital (s)

$n = 2$  için 2 tür orbital (s,p)

$n = 3$  için 3 tür orbital (s,p,d)

$n = 4$  için 4 tür orbital (s,p,d,f) vardır.

**Uyarı**

Bir enerji düzeyinde hangi orbitalden kaç tane olduğu ( $2\ell + 1$ ) eşitliği ile bulunur. Bir enerji düzeyindeki toplam orbital sayısı  $n^2$ 'ye eşittir.

**Uyarı**

Bir atomdaki elektronların bulunduğu enerji düzeylerini belirten tam sayılara ( $n$ ) baş kuantum sayısı denir.

Her temel enerji düzeyinin içerdiği orbitallerin sayısı (alt enerji düzeyi)  $n^2$  ile belirlenir.

Her temel enerji düzeyi, baş kuantum sayısı ( $n$ ) kadar türde orbital içerir.

Her temel enerji düzeyinde bulunabilecek maksimum elektron sayısı  $2n^2$  ile belirlenir.

$\ell = 1$  için ( $2\ell + 1$ ) eşitliğine göre ( $2 \cdot 1 + 1$ ) = 3 orbital vardır. Bunlar  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$  olmak üzere sırasıyla  $-1$ ,  $0$ ,  $+1$  ile gösterilir.

Buna göre, 2. enerji seviyesinde 1 tane  $2s$  ve 3 tane  $2p$  olmak üzere 4 tane orbital vardır.

Toplam orbital sayısı =  $n^2 = (2)^2 = 4$  tane orbital

- **$n = 3$**  olan enerji seviyesinde açıl momentum kuantum sayısı  $\ell$ , sırasıyla  $0$ ,  $1$  ve  $2$  olmak üzere 3 değer alır. 3 tane alt tabaka vardır.

Bu alt tabakalardaki orbitalleri hesaplayalım:

$\ell = 0$  için ( $2\ell + 1$ ) eşitliğine göre ( $2 \cdot 0 + 1$ ) = 1 orbital vardır.  $3s$  orbitalidir.  $0$  ile gösterilir.

$\ell = 1$  için ( $2\ell + 1$ ) eşitliğine göre ( $2 \cdot 1 + 1$ ) = 3 orbital vardır. Bunlar  $3p_x$ ,  $3p_y$ ,  $3p_z$  olmak üzere sırasıyla  $-1$ ,  $0$ ,  $+1$  ile gösterilir.

$\ell = 2$  için ( $2\ell + 1$ ) eşitliğine göre ( $2 \cdot 2 + 1$ ) = 5 orbital vardır. Bunlar  $3d$  orbitalleri olup  $-2$ ,  $-1$ ,  $0$ ,  $+1$ ,  $+2$  ile gösterilir.

Buna göre, 3. enerji seviyesinde 1 tane  $3s$ , 3 tane  $3p$  ve 5 tane de  $3d$  olmak üzere toplam 9 tane orbital vardır.

Toplam orbital sayısı =  $n^2 = (3)^2 = 9$  tane orbital

- **$n = 4$**  olan enerji seviyesinde açıl momentum kuantum sayısı  $\ell$ , sırasıyla  $0$ ,  $1$ ,  $2$ ,  $3$  olmak üzere 4 değer alır.

Bu alt tabakalardaki orbitalleri hesaplayalım:

$\ell = 0$  için ( $2\ell + 1$ ) eşitliğine göre ( $2 \cdot 0 + 1$ ) = 1 orbital vardır.  $4s$  orbitalidir.  $0$  ile gösterilir.

$\ell = 1$  için ( $2\ell + 1$ ) eşitliğine göre ( $2 \cdot 1 + 1$ ) = 3 orbital vardır. Bunlar  $4p_x$ ,  $4p_y$ ,  $4p_z$  olmak üzere sırasıyla  $-1$ ,  $0$ ,  $+1$  ile gösterilir.

$\ell = 2$  için ( $2\ell + 1$ ) eşitliğine göre ( $2 \cdot 2 + 1$ ) = 5 orbital vardır. Bunlar  $4d$  orbitalleri olup,  $-2$ ,  $-1$ ,  $0$ ,  $+1$ ,  $+2$  ile gösterilir.

$\ell = 3$  için ( $2\ell + 1$ ) eşitliğine göre ( $2 \cdot 3 + 1$ ) = 7 orbital vardır. Bunlar  $4f$  orbitalleri olup,  $-3$ ,  $-2$ ,  $-1$ ,  $0$ ,  $+1$ ,  $+2$ ,  $+3$  ile gösterilir.

Buna göre 4. enerji seviyesinde 1 tane  $4s$ , 3 tane  $4p$ , 5 tane  $4d$  ve 7 tane  $4f$  orbitalleri olmak üzere toplam 16 orbital vardır.

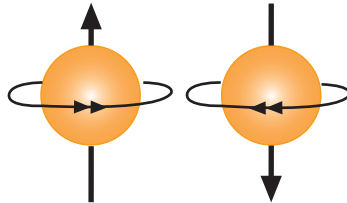
Toplam orbital sayısı =  $n^2 = (4)^2 = 16$  tane orbital

Baş kuantum sayısı (n)		Açısal momentum kuantum sayısı ( $\ell$ )		$m_\ell$ alabileceği değerler
1	K	0	s	0
2	L	0	s	0
		1	p	-1 0 +1
3	M	0	s	0
		1	p	-1 0 +1
		2	d	-2 -1 0 +1 +2
4	N	0	s	0
		1	p	-1 0 +1
		2	d	-2 -1 0 +1 +2
		3	f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3

**İlk dört enerji seviyelerine ait açısal momentum kuantum sayıları ve manyetik kuantum sayıları**

### Spin Kuantum Sayısı ( $m_s$ )

Deneyler hidrojen atomunun spektrumunda açıklanmayan bir takım özellikler olduğunu ortaya koymuş ve bunu açıklamak için 1925 yılında bilim adamları bilinen üç kuantum sayısına ek olarak onlardan bağımsız bir kuantum sayısı düşüncesini ortaya atmışlardır. Buna göre elektronlar hem çekirdek hem de kendi eksenleri etrafında dönerler. Elektron, yüklü bir parçacık olduğundan dönmeden dolayı açısal momentuma, dolayısıyla manyetik momente sahiptir. Elektronun spin denilen bu dönmesi **Spin Kuantum Sayısı ( $m_s$ )** ile tanımlanır. Elektronun saat yönünde veya tersi yönde döndüğü düşünülduğünde bu durum 2 okla  $\uparrow(m_s = +\frac{1}{2})$  ve  $\downarrow(m_s = -\frac{1}{2})$  gösterilir.



**Elektron spini ( $m_s$ ):** Elektronlar kendi merkezlerinden geçen bir eksen etrafında dönüyor gibi davranırlar. Elektronların kendi eksenleri etrafında iki farklı yönde dönme ihtimali olduğundan spin kuantum sayısı için en fazla iki ihtimal olup bunlar  $+\frac{1}{2}$  ve  $-\frac{1}{2}$  dir.

Bu gösterim elektronların tanecik karakteri taşıdıkları düşünülduğünde bir anlam ifade eder.

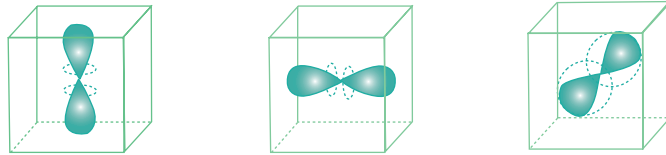
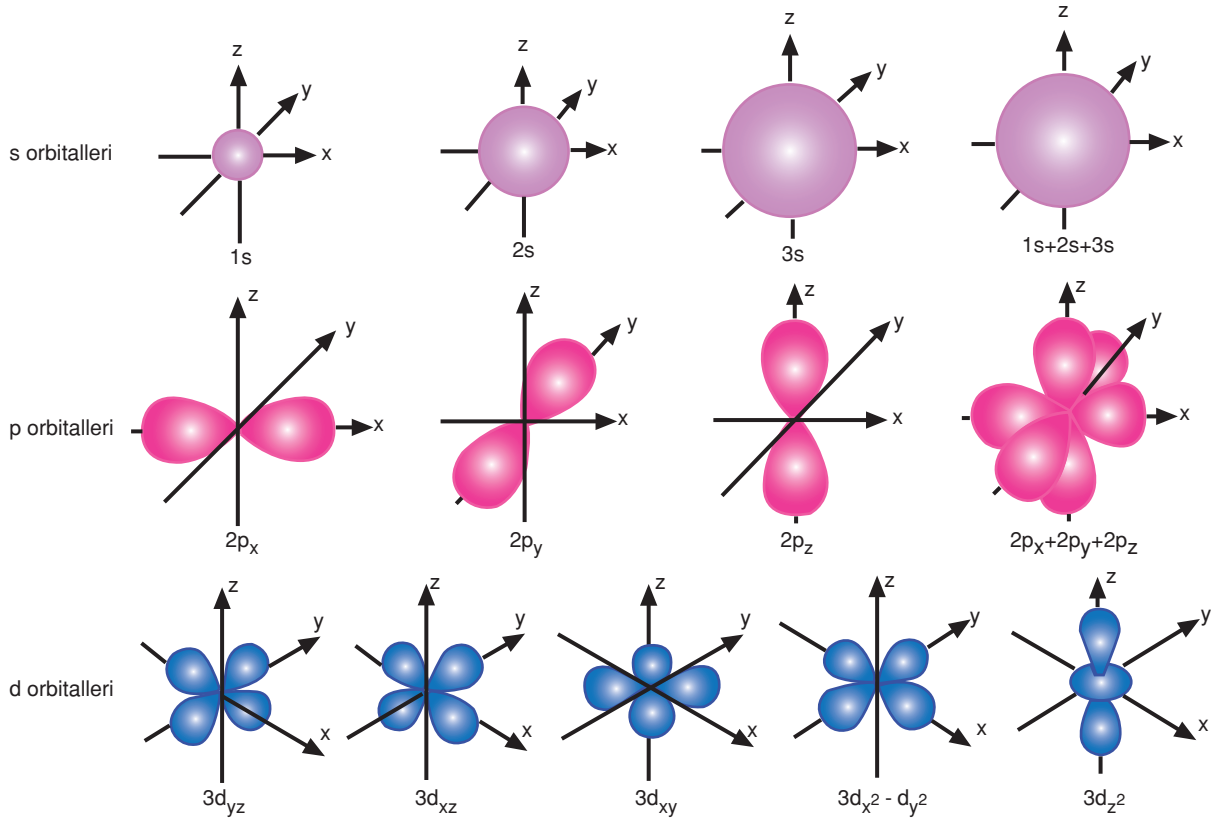
Bu yüzden her bir orbital ancak spinleri ters olan 2 elektron içerebilir. Bu durumda bir enerji bölgesinin alabileceği maximum elektron sayısı  $2n^2$  formülü ile belirlenir.

Bohr yörünge	Enerji seviyesi (n)	Orbital türü sayısı (n)	Orbital adları	Toplam orbital sayısı ( $n^2$ )	Orbital gösterimi	Ana enerji seviyesindeki elektron sayısı ( $2n^2$ )
K	1	1	s	1}1	1s	2
L	2	2	s p	1 3}4	2s 2p	2 6}8
M	3	3	s p d	1 3 5}9	3s 3p 3d	2 6 10}18
N	4	4	s p d f	1 3 5 7}16	4s 4p 4d 4f	2 6 10 14}32

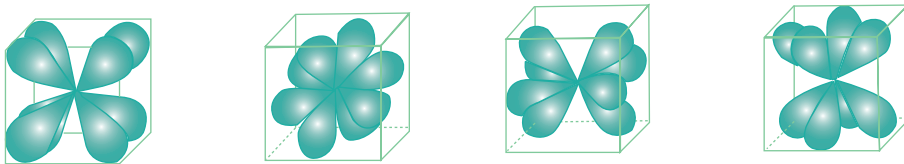
Baş Kuantum Sayısı (n)	1		2			3					4																			
	K		L			M					N																			
Yan Kuantum Sayısı ( $\ell$ )	0	0	1			0	1		2			0	1		2			3												
	s	s	p			s	p		d			s	p		d			f												
Magnetik Kuantum Sayısı ( $m_\ell$ )	0	0	-1	0	+1	0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
Spin Kuantum Sayısı ( $m_s$ )	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2
	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2	-1/2
Elektron Kapasitesi	Orbital		2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
	Alt Kabuk		2	2	6			2	6			10					2	6		10			14							
	Yörüğe		2	8			18					32																		

Tabloda ilk dört enerji seviyelerine (K, L, M ve N) ait her bir elektronun alabileceği dört kuantum sayısı  $n$ ,  $\ell$ ,  $m_\ell$ ,  $m_s$  ile gösterilmektedir. Çekirdeğe en yakın olan K enerji seviyesi en fazla iki elektron içerir ve bu iki elektron  $\ell = 0$ 'a karşılık gelen s orbitalini oluşturur. K enerji seviyesinden sonra çekirdeğe en yakın olan L enerji seviyesi en fazla 8 elektron içerir ve bu elektronlar s orbitali ( $\ell = 0$ ) ile p orbitallerini ( $\ell = 1$ ) oluşturur. Çekirdeğe L enerji seviyesinden sonra en yakın olan M enerji seviyesi en fazla 18 elektron içerir ve bu elektronlar s orbitalini ( $\ell = 0$ ), p orbitallerini ( $\ell = 1$ ) ve d orbitallerini ( $\ell = 2$ ) oluşturmaktadır. Çekirdeğe en uzak mesafede bulunan N enerji seviyesi en fazla 32 elektron içerir ve bu elektronlar s orbitalini ( $\ell = 0$ ), p orbitallerini ( $\ell = 1$ ), d orbitallerini ( $\ell = 2$ ) ve f orbitallerini ( $\ell = 3$ ) oluşturur.

## s, p, d ve f Orbitalerinin Uzayda Yönelimleri



f orbitalleri



#### 1.4 ELEKTRON DİZİLİMLERİ

Bir atomda elektronların orbitallere dağılımı, elektron dizilişidir. Çok elektronlu atomların temel hallerinin elektron dizilişleri deneysel olarak spektroskopisi ile belirlenir.

Elektronların orbitalleri doldurmasında belirli kurallar vardır. Bunları aşağıdaki şekilde özetleyebiliriz.

##### Aufbau Kuralı

“Bir atomda elektronlar öncelikle enerjisi en düşük olan orbitali doldururlar. Eğer bir orbital dolmuş ise, ondan sonraki en düşük enerjili orbital doldurulur.”

Orbitallerin enerji artış sırası Kletchkowski – Madelung Kuralıyla belirlenir.

##### Kletchkowski – Madelung Kuralı

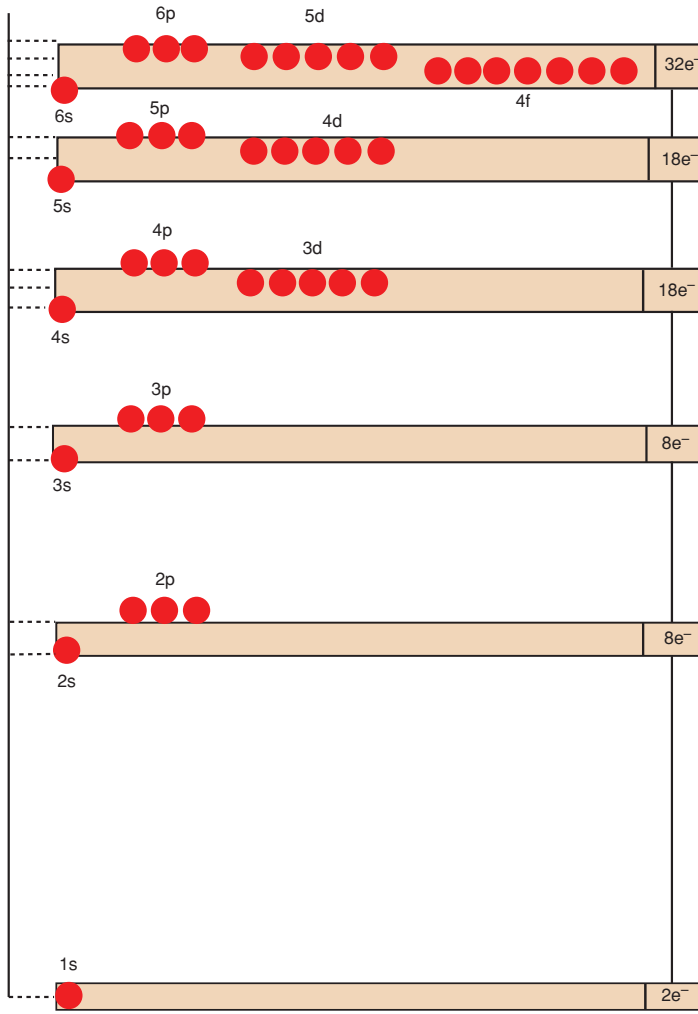
Atomdaki elektron sayısı arttıkça, orbitallerdeki elektron bulutlarının birbirini itmeleri sonucu enerji sırası karmaşık hale gelir. Çok elektronlu atomlar için orbitallere yerleşen elektronun enerjisi  $(n + \ell)$  toplamına bağlıdır.  $(n + \ell)$  toplamı arttıkça orbitallerin enerjileri de artar. Eğer  $(n + \ell)$  değeri aynı olan iki orbital varsa  $n$  sayısı küçük olan orbitalin enerjisi düşüktür.

- Bir orbitalin enerjisi çekirdeğe yaklaştıkça azalır. Buna göre enerjisi en az olan orbital 1s'dir. Aynı temel enerji düzeyindeki orbitallerin enerjileri arasındaki ilişki  $s < p < d < f$  şeklindedir. Aynı enerji düzeyindeki üç tane p orbitalinin enerjileri birbirine eşittir.

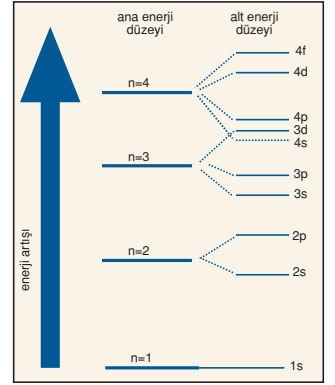
Buna göre, orbitallerin enerji artış sırası;

1s, 2s, 2p, 3s, 3p ... şeklindedir.





Çok elektronlu atomlarda enerji düzeylerini ve orbitalleri gösteren şema



İlk dört ana enerji düzeyindeki orbitaller ve bu orbitallerin enerji sırası,  $n$  arttıkça birbirini izleyen enerji düzeyleri arasındaki enerji farkı da azalır.

Yukarıdaki şema incelenirse, bazı yüksek enerjili orbitallerin çekirdeğe daha yakın olduğu gözlemlenebilir. Örneğin,  $4s$ ' nin enerji düzeyi  $3d$ ' den;  $5s$ ' nin enerji düzeyi  $4d$ ' den;  $5p$ ' nin enerji düzeyi  $4f$ ' den daha düşüktür. Bunun sebebi orbitallerin geometrik şekli ve konumlarıyla ilgilidir. Örneğin  $4s$  orbitali küresel olduğu için elektronlar çekirdek tarafından her yönden çekilebilir,  $3d$  orbitalleri ise çekirdek tarafından daha az çekilirler. Bunun için  $4s$  orbitali çekideğe  $3d$ ' den daha yakındır.

Çok elektronlu atomlarda elektronların doldurulmasında enerji düzeylerine göre orbital sıralaması için aşağıdaki tablodan yararlanılır. Bu tabloya göre enerji düzeylerinde yer alan orbitaller ok yönünü takip ederek sıralanır.



**Wolfgang Pauli**  
(1900 - 1958)

Avusturya asıllı bir fizikçi olup elektronların orbitallere yerleşimi hakkındaki "dışlama ilkesini" ortaya atmasıyla ün kazanmış ve 1945 yılına Nobel fizik ödülünü almıştır. Pauli dışlama ilkesini kısaca "bir atomun aynı orbitalinde karşıt spinli en çok iki elektron bulunabilir" diye tarif etmektedir.

Orbital türleri Temel enerji düzeyleri	s	p	d	f
1	s			
2	s	p		
3	s	p	d	
4	s	p	d	f
5	s	p	d	f
6	s	p	d	
7	s	p		

Orbitallerin enerji düzeylerine göre sıralanışı

Orbitallerin enerji düzeylerine göre sıralanışı:







$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f...$   
şeklinde dir.

### Pauli Dışlama İlkesi

Bir orbital en fazla iki elektron taşıyabilir. Bu elektronların dönme yönleri (spinleri) farklıdır.

Çok elektronlu atomların elektron dağılımlarını belirtmek için Wolfgang Pauli'nin adıyla anılan Pauli dışlama ilkesi kullanılır.

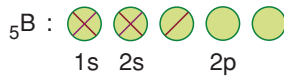
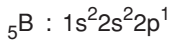
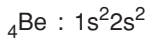
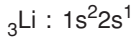
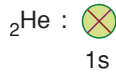
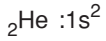
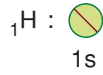
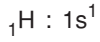
**Pauli dışlama ilkesine göre;** bir atomda herhangi iki elektronun bütün kuantum sayıları birbiriyle aynı olamaz. Bir atomun iki elektronu da aynı  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  değerlerine sahip olsalar bile  $m_s$  değeri farklıdır.






Bir boş orbital  veya  şeklinde gösterilir. Bir elektron içeren orbital (yarı dolu)  veya  şeklinde gösterilebilir. Tam dolu orbital  veya  şeklinde gösterilir. Ok yönlerinin zıt yönlü oluşu orbitaldeki elektronların dönme yönlerinin farklı olduğunu belirtir. Yukarı doğru çizilmiş ok ( $\uparrow$ ) spinin  $+\frac{1}{2}$ , aşağı doğru çizilmiş ok ( $\downarrow$ ) spinin  $-\frac{1}{2}$  olduğunu belirtir.

Orbitallere teker teker yerleşmiş elektronlar paralel spinli olup oklar aynı yönde çizilir.

**Uyarı**

Bir orbitalde bulunan iki elektronun dönme yönleri zıttır. Elektronların bu şekilde dönmeleri oluşturdukları manyetik alan yönlerinin zıt olmasını sağlar. Bu şekilde elektronlar sanki zıt kutupları yan yana getirilmiş iki mıknatıs gibi birbirlerini çeker.

**Bazı Atomların Elektron Orbital Şemaları****Elektron dizilişi****Orbital şeması****Uyarı**

-  → Boş orbital
-  veya  → Yarı dolu orbital
-  veya  → Tam dolu orbital

**Hund Kuralı**

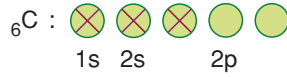
Aynı enerjiye sahip farklı orbitallere **eş enerjili orbitaller** denir.

Örneğin; bir atomun  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$  orbitalleri eş enerjilidir. Bütün elektronlar aynı elektrik yüküne sahip olduklarından birbirlerinden uzakta olmak isterler. Bunun için elektronlar eş enerjili orbitallere önce birer birer yerleşirler, eş enerjili orbitallerin tamamı birer elektron aldıktan sonra ikinci elektronu (ters spinli) almaya başlarlar. Buna **Hund kuralı** denir.

## Sıra Sende

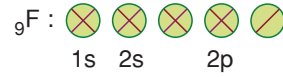
${}_{15}\text{P}$  atomunun temel haldeki elektron dizilişini yazarak orbital şemasını gösteriniz.

Kuralın uygulanışını  ${}_{6}\text{C}$ ,  ${}_{7}\text{N}$ ,  ${}_{8}\text{O}$ ,  ${}_{9}\text{F}$ ,  ${}_{10}\text{Ne}$  elementlerinin elektron dizilişlerini yazarak görelim.



(2p orbitallerindeki iki elektron üç orbitalden herhangi ikisinde bulunabilir. Ancak her ikisi de aynı orbitalde bulunmaz.)

Bu yazılım Hund kuralına uymadığından **yanlıştır**.

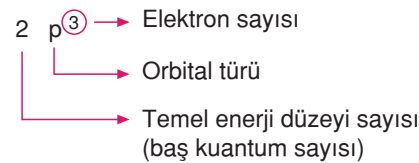


Neon atomunda, birinci ve ikinci enerji düzeylerindeki tüm orbitaller dolmuştur. Atom numarası 11 olan sodyum atomunda ilk on elektronun dizilişi neonunki gibidir. 11. elektron 2p'den sonra en düşük enerjili orbital olan 3s'ye girer. Bu şekilde elektronlar orbitalleri doldurmayı sürdürür.



Aynı enerji düzeyindeki p orbitallerinin şemaları birbirine bitişik olarak yazılır. Bu kural d ve f orbitalleri için de geçerlidir.

➤ Bir orbitalin hangi enerji düzeyinde olduğunu gösteren sayı orbital türünün önüne, orbitalin içerdiği elektron sayısı ise orbital türünün üzerine yazılır.



## Değerlik Elektron Sayısı

Bir atomda iç enerji düzeylerindeki elektronlar atom çekirdeğine daha yakın olduklarından atoma daha sıkı bağlıdır, buna karşılık en dış enerji düzeyindeki elektronlar atoma daha gevşek bağlıdır. Elementlerin tepkimeye girerken aldıkları,

verdikleri veya ortaklaşa kullandıkları elektronlar, atomun en dış katmanındaki bu gevşek bağlı elektronlardır. Elementlerin kimyasal özelliklerini belirleyen bu elektronlara **değerlik elektronları** denir.

Bazı elementlerin elektron dizilişleri ve değerlik elektron sayıları şöyledir:

Elektron dizilişi	Değerlik elektron sayısı
$_{11}\text{Na}:1s^22s^22p^63s^1$	1
$_{19}\text{K}: [\text{Ar}] 4s^1$	1
$_{15}\text{P}: [\text{Ne}] 3s^23p^3$	5
$_{35}\text{Br}: [\text{Ar}] 4s^23d^{10}4p^5$	7

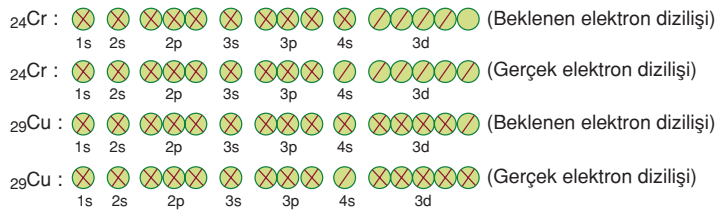
➤ Değerlik elektron sayıları aynı olan elementlerin kimyasal özellikleri benzerdir.

**Örneğin;** yukarıdaki  $_{11}\text{Na}$  ve  $_{19}\text{K}$  elementlerinin kimyasal özellikleri birbirine benzer.

### Küresel Simetri

Bir atomun elektron dizilişindeki en son orbitalin tam dolu ya da yarı dolu olması haline **küresel simetrik elektron** dizilişi denir. Elektron dizilişi  $s^1$ ,  $s^2$ ,  $p^3$ ,  $p^6$ ,  $d^5$ ,  $d^{10}$ ,  $f^7$ ,  $f^{14}$  ile biten atomlar küresel simetrik elektron dağılımına sahiptir. Bu tür atomlar, diğerlerine göre daha düşük enerjili olup daha kararlı yapıdadırlar. Bu nedenle elektron dizilişi  $ns^2(n-1)d^4$  ve  $ns^2(n-1)d^9$  olan atomların elektron dizilişleri sırasıyla daha kararlı  $ns^1(n-1)d^5$  ve  $ns^1(n-1)d^{10}$ 'a dönüşür. Elektron aktarılması yalnız  $ns$  ve  $(n-1)d$  orbitalleri arasında olur.

### Örnek:



### Uyarı

#### Uyarılmış hal

Temel haldeki bir atoma enerji verildiğinde, elektronlardan biri, daha üst enerji seviyelerinden birine geçebilir. Buna uyarılmış hal denir. Uyarılmış hal, temel hale göre daha yüksek enerjilidir ve daha kararsızdır. Uyarılmış atomdan elektron koparmak daha kolaydır. Uyarılmış atom, temel hale dönerken enerji açığa çıkar.

**Sıra Sende**

$_{12}\text{Mg}$  atomunun,  $_{12}\text{Mg}^{+2}$  iyonunun elektron dizilişini yazarak, elektronlarını orbitallere yerleştiriniz.

- Küresel simetrik atomlarda elektron bulutlarının uzaydaki dağılımı küre şeklindedir. Bu durumda elektronlar çekirdek tarafından kuvvetle çekildiklerinden çekirdeğe en yakın konumda bulunurlar. Elektronların çekirdeğe yaklaşmaları atom çapının küçülmesine neden olur. Atom çapının küçülmesi, atomun dışarıya enerji vermesini gerektirdiğinden bu hal, atoma daha az enerjili ve daha kararlı yapı sağlar.

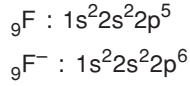
İleride öğreneceğimiz şekilde asal gazların orbitallerinin tamamen elektronlarla dolu olması onlara büyük kararlılık kazandırır. Bu yüzden asal gazlar kimyasal tepkimelere hemen hemen hiç katılmaz. Elektron dağılımları küresel simetrik olmayan atomlar ise elektron dağılımlarını küresel simetrik hale getirerek kararlı yapıya sahip olmak ister. Bu istek, söz konusu atomların kimyasal tepkimelere olan ilgilerini belirler.

**d. İyonların Elektron Dizilişi**

Bir atom elektron aldığı anda, elektronlar en düşük enerjili boş orbitallere yerleşir.

**Örnek:**

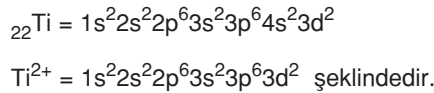
$_{9}\text{F}$  atomunun ve  $_{9}\text{F}^{-}$  iyonunun elektron dizilişini yazalım.

**Çözüm:**

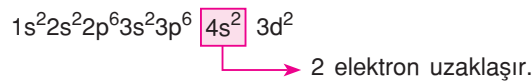
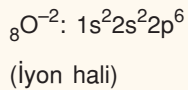
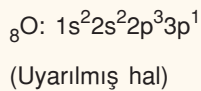
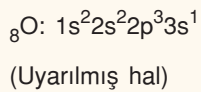
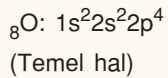
- Bir atom elektron verdiği anda, elektronlar en dış enerji düzeyinden başlayarak uzaklaşır.

**Örnek:**

$_{22}\text{Ti}$  atomunun,  $_{22}\text{Ti}^{+2}$  iyonunun elektron dizilişini yazalım.

**Çözüm:**

$_{22}\text{Ti}$  atomu + 2 yüklü iyonuna dönüşürken vereceği 2 elektronu en dış enerji düzeyindeki 4s orbitalinden verir.

**Örnek**

## ETKİNLİK - 1

Aşağıdaki ifadelerde boş bırakılan yerleri uygun kelimeler kullanarak doldurunuz.

1. Atomdaki elektronun bulunabileceği enerji düzeyleri ve dalga fonksiyonları ..... sayıları ile gösterilir.
2. .... elektronun kuantum sayıları ile belirlenen dalga fonksiyonudur.
3. Dalga eşitliklerinin çözümünde, dalga fonksiyonlarının herbiri üç kuantum sayısı ile belirlenebilir. Bu kuantum sayıları: ..... kuantum sayısı, ..... kuantum sayısı ve ..... kuantum sayısıdır.
4. Baş kuantum sayısının belirttiği elektron enerji seviyesine ..... denir.
5. s orbitalleri ..... dir.
6. 3 çeşit p orbitali vardır. Bunlar ..... , ..... ve ..... olarak isimlendirilir.
7. Elektron, enerji olarak daha yüksek enerjili orbitallerde bulunursa bu duruma ..... denir.
8.  $n = 6$  olan bir temel enerji düzeyinde ..... tane orbital vardır.
9. Elektronun spin denilen kendi etrafında dönmesi ..... kuantum sayısı ile tanımlanır.
10. s orbitalleri en fazla ..... , p orbitalleri en fazla ..... , d orbitalleri en fazla ..... , f orbitalleri en fazla ..... elektron alabilir.

## ETKİNLİK - 2

Aşağıda verilen ifadelerin “Doğru ya da Yanlış” olduğunu belirtiniz.

1. Orbital, elektronun kuantum sayıları ile belirlenen dalga fonksiyonudur.
2. Dalga eşitliklerinin çözümünde dalga fonksiyonlarının herbiri dört kuantum sayısı ile belirlenir.
3. Baş kuantum sayısı, elektronun çekirdeğe olan uzaklığı ile ters orantılıdır.
4. Spin kuantum sayısı, elektronun bulunma olasılığının en çok olduğu yeri belirtir.
5. Açıl momentum kuantum sayısı  $l$  ile gösterilir.
6. Bir orbitalde spinleri farklı en çok iki elektron bulunabilir.
7. Bir atomda herhangi iki elektronun bütün kuantum sayıları birbirinin aynı olamaz.
8. p orbitallerinin  $P_x$ ,  $P_y$ ,  $P_z$  olmak üzere farklı şekil ve enerjileri vardır.
9. 4. temel enerji düzeyinde 16 tane orbital vardır.
10. Bir atomun elektron dizilişindeki en son orbitalin tam dolu ya da yarı dolu olması atoma küresel simetrik özellik kazandırır.



1. Aşağıdakilerden hangisi Bohr'un ileri sürdüğü atom modeline göre doğru **değildir**?

- A) Bir atomdaki elektronlar belirli enerji düzeyli küresel yörüngelerde bulunabilir.
- B) Yüksek enerji düzeyindeki elektron daha düşük bir enerji düzeyine geçerken enerji yayınlar.
- C) Bu model katyonların nasıl oluştuğunu açıklayamaz.
- D) Ortak merkezi çekirdek olan yörüngeler K, L, M, N... gibi harflerle gösterilir.
- E) Temel halde iken elektronlar en az enerjili yörüngede bulunur.

2. I. Ernest Rutherford  
II. Louis De Broglie  
III. Werner Heisenberg

Yukarıdaki bilim insanlarından hangilerinin çalışmalarını sonrasında Bohr Atom Modeli'nin yetersizliği anlaşılmıştır?

- A) Yalnız I                      B) Yalnız II                      C) I ve II  
D) II ve III                      E) I, II ve III

3.  ${}_{25}X$  atomunun s, p, d orbitallerindeki toplam elektron sayısı aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

	s	p	d
A)	8	12	5
B)	6	12	7
C)	6	6	5
D)	4	6	5
E)	8	12	7

4. Aşağıdaki element atomlarından hangisinin değerlik elektron sayısı yanlış verilmiştir?

Element atomu	Değerlik elektron sayısı
A) ${}_2\text{He}$	2
B) ${}_{26}\text{Fe}$	6
C) ${}_9\text{F}$	7
D) ${}_{11}\text{Na}$	1
E) ${}_{13}\text{Al}$	3

5.



Yukarıda nötr X atomunun orbital şeması verilmiştir.

Buna göre;

- I. X'in atom numarası 11'dir.
  - II. +1 yüklü iyonunda 6 tam dolu orbitali vardır.
  - III. Nötr halde elektron dağılımı küresel simetriktir.
- yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I                      B) Yalnız II                      C) I ve III  
D) I ve III                      E) II ve III

6. 4. enerji düzeyinde manyetik kuantum sayısı ( $m_l$ ) -1 olan bir elektron için;

- I. Baş kuantum sayısı 4'tür.
  - II. s, p ya da d orbitallerinde bulunabilir.
  - III. Spin kuantum sayısı ( $m_s$ )  $+\frac{1}{2}$  ya da  $-\frac{1}{2}$  olabilir.
- yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız II                      B) Yalnız III                      C) I ve II  
D) II ve III                      E) I, II ve III

# ÇÖZÜMLÜ TEST

7.  ${}_{24}\text{X}$  atomunun temel hal elektron dizilimi için;

- I. Değerlik orbitalleri 3d orbitalleridir.
- II. 4. enerji düzeyinde 1 elektronu vardır.
- III. Açısal momentum kuantum sayısı ( $\ell$ ) 2 olan orbitallerinde 4 elektron vardır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I      B) Yalnız II      C) I ve II  
D) I ve III      E) II ve III

8.  ${}_{25}\text{Mn}$  atomunun 2 elektron vermesiyle oluşan iyonun elektron dağılımındaki yarı dolu ve tam dolu orbitallerin sayısı aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

	Yarı Dolu Orbitaller	Tam Dolu Orbitaller
A)	1	12
B)	3	11
C)	1	13
D)	1	8
E)	5	9

9.  ${}_{17}\text{Cl}$  element atomunun temel hal elektron dağılımında açısal momentum kuantum sayısı  $\ell = 0$  ve manyetik kuantum sayısı  $m_\ell = 0$  değerini alan kaç elektronu vardır?

- A) 4      B) 6      C) 8      D) 9      E) 10

10. 3p alt kabuğundaki orbitallerin baş kuantum sayısı (n), açısal momentum kuantum sayısı ( $\ell$ ), manyetik kuantum sayısı ( $m_\ell$ ) değerleri aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

n	$\ell$	$m_\ell$
A) 1	1	-1, 0, +1
B) 3	2	-2, -1, 0, +1, +2
C) 2	1	-1, 0, +1
D) 3	0	0
E) 3	1	-1, 0, +1

11. Temel hal elektron dağılımında 10 tane tam dolu orbitali bulunan X'in açısal momentum kuantum sayısı ( $\ell$ ) 1 ve spin kuantum sayısı ( $m_s$ )  $-\frac{1}{2}$  olan maksimum kaç elektronu bulunur?

- A) 3      B) 4      C) 6      D) 8      E) 12

12.  $\text{X}^{2+}$  iyonunun elektron dağılımı,  $[\text{Ar}] 3d^6$  şeklindedir.

Buna göre X atomu için aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) Atom numarası 26'dır.  
B)  $\text{X}^{2+}$  iyonunda toplam 24 elektron bulunur.  
C)  $\text{X}^{2+}$  iyonunun s orbitallerinde toplam 8 elektron bulunur.  
D)  $\text{X}^{2+}$  iyonu oluşurken p ve d orbitallerindeki elektron sayıları değişmez.  
E) X atomunun elektron dağılımı küresel simetrik değildir.

13.  ${}_{15}\text{X}$  atomu için;

- I.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- II.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^4$
- III.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

elektron dağılımları veriliyor.

Buna göre aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) I. deki elektron dağılımı  $-3$  yüklü iyonuna aittir.  
B) II. dağılım X'in uyarılmış haline aittir.  
C) X'in temel hal elektron dağılımı küresel simetrik.  
D) X'in temel halde 1 yarı dolu orbitali vardır.  
E) III. dağılım X'in temel haline aittir.

1. Bohr Atom Modeli katyonların oluşumunu açıklar. Bohr kuramına göre hidrojen atomunun temel enerji düzeyindeki bir elektron yeterli enerjiye sahip bir fotonla karşılaşırsa elektron serbest hale geçer ve hidrojen atomu iyonlaşarak  $H^+$  katyonunu oluşturur.

YANIT C

2. Louis De Broglie'nin dalga- tanecik ikiliği ve Werner Heisenberg'in belirsizlik ilkesini açıklaması sonrasında Bohr Atom Modeli'nin yetersizliği anlaşılmıştır.

YANIT D

3. X'in elektron dağılımı;  
 ${}_{25}X : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$  şeklindedir.  
Bu durumda s orbitallerinde toplam 8, p orbitallerinde toplam 12, d orbitallerinde ise toplam 5 elektron bulunur.

YANIT A

4.  ${}_{26}Fe$  atomunun elektron dağılımı  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$  şeklindedir.  
Bu durumda Fe'nin değerlik elektron sayısı 6 değil 8'dir.

YANIT B

5. Verilen orbital şemasına göre X'in nötr atomundaki elektron sayısı toplamı 11'dir. Bu durumda +1 yüklü iyonunda 10 elektronu ve 5 tam dolu orbitali vardır. X'in nötr halde elektron dağılımı  $3s^1$  orbitali ile sonlanır ve küresel simetrik.

YANIT D

6. 4. enerji düzeyinde  $m_l = -1$  olan bir elektron için, baş kuantum sayısı 4'tür. 4. enerji düzeyinde s, p, d ve f orbitalleri bulunur. s orbitallerinin  $m_l$  değeri sadece sıfır olduğundan  $m_l = -1$  olan elektron p, d ya da f orbitallerinde bulunabilir. Spin kuantum sayısı da  $+\frac{1}{2}$  ya da  $-\frac{1}{2}$  olabilir.

YANIT E

# ÇÖZÜMLER

7.  ${}_{24}\text{X}$  atomunun temel hal elektron dağılımı;  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  şeklindedir.  
Bu durumda değerlik orbitalleri 4s ve 3d orbitalleridir.  
4. enerji düzeyinde 1 elektronu vardır.  
 $\ell = 2$  olan d orbitallerinde 5 elektron vardır.

YANIT B

8.  ${}_{25}\text{Mn}$  atomunun 2 elektron vermesiyle oluşan  $\text{Mn}^{2+}$  iyonunun elektron dağılımı;  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$  şeklindedir. Bu durumda 9 tam dolu, 5 yarı dolu orbitali vardır.

YANIT E

9.  ${}_{17}\text{Cl}$  atomunun temel hal elektron dağılımı;  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  şeklindedir.  
 $\ell = 0$  ve  $m_\ell = 0$  olan orbitaller s orbitalleri olduğuna göre toplam 6 elektron olur.

YANIT B

10. 3p alt kabuğundaki orbitaller için  $n = 3$ ,  $\ell = 1$  ve  $m_\ell = -1, 0, +1$  değerlerini alır.

YANIT E

11. Temel hal elektron dağılımında 10 tam dolu orbitali bulunan X atomunun proton sayısı 20'dir. Bu durumda elektron dağılımı;  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  şeklindedir.  
 $\ell = 1$  olan p orbitallerinde toplam 12 elektron bulunduğuna göre  $m_s = -\frac{1}{2}$  olan maksimum 6 elektronu bulunur.

YANIT C

12.  $\text{X}^{2+}$  iyonunun elektron dağılımı  $[\text{Ar}] 3d^6$  şeklinde olduğuna göre elektron sayısı 24, atom numarası 26'dır.  
 $\text{X}^{2+}$  iyonunun s orbitallerindeki toplam elektron sayısı 6'dır. Çünkü  $\text{X}^{2+}$  iyonu oluşurken 4s orbitallerindeki 2 elektronu verir. Bu durumda p ve d orbitallerindeki elektron sayısı değişmez.  
X atomunun elektron dağılımı  $4s^2 3d^6$  orbitalleri ile sonlanır ve küresel simetrik değildir.

YANIT C

13.  ${}_{15}\text{X}$  atomu için verilen elektron dağılımlarından  
I. 18 elektron içerdiğine göre, I.  $\text{X}^{3-}$  iyonunun elektron dağılımıdır.  
II. dağılımda 3s orbitalleri dolmadan 1 elektron 3p orbitallerine yerleşmiştir. Bu durumda II. uyarılmış hale aittir.  
III. ise temel hal elektron dağılımıdır ve küresel simetrik. Temel halde 3 yarı dolu orbitali vardır.

YANIT D

1. Bohr Atom Modeli'nin varsayımlarını yazınız.
2. Heisenberg belirsizlik ilkesini kısaca açıklayınız.
3. Orbital kavramını tanımlayarak, yörünge ile orbital kavramlarını karşılaştırınız.
4. Atomun kuantum sayılarını kısaca açıklayınız.
5. Elektronların orbitalleri doldurmasıyla ilgili kuralları kısaca açıklayınız.

## YAZILI OLUYORUM

6.  $n = 3$  için  $\ell$  ve  $m_\ell$  değerlerini yazıp turlerini belirleyiniz.

7.  ${}_{11}\text{Na}$  atomunun elektron dağılımını yazarak değerlik elektronlarının kuantum sayılarını belirleyiniz.

8. İlk 18 orbitali tam dolu, son 6 orbitali yarı dolu olan atomun temel hal elektron dağılımını yazıp atom numarasını bulunuz.

YANIT: 42

9. 3d orbitallerine ait  $n$ ,  $\ell$  ve  $m_\ell$  değerlerini yazınız.

10.  ${}_{9}\text{F}$ ,  ${}_{18}\text{Ar}$ ,  ${}_{29}\text{Cu}$  ve  ${}_{57}\text{La}$  atomlarının temel hal elektron dağılımlarını yazarak küresel simetrik olanlarını belirleyiniz.

1. Max Planck'ın kuantum teorisine göre, her bir fotonun enerjisi;

- I. Işımanın frekansı ile doğru orantılıdır.
- II. Foton dalgalar halinde yayılır.
- III. Dalga boyu ile ters orantılıdır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I                      B) I ve II                      C) I ve III  
D) II ve III                      E) I, II ve III

2. Bohr'a göre

- I. Atomların spektrum çizgileri elektronların enerji düzeyleri arasındaki geçişleri sonucu oluşur.
- II. Hidrojen atomu sonsuz sayıda enerji düzeyi içerir.
- III. Çekirdekte uzaklaştıkça yörüngelerin enerjisi azalır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I                      B) Yalnız II                      C) I ve II  
D) I ve III                      E) I, II ve III

3. Kuantum sayıları ile ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) Baş kuant sayısının büyüklüğü, elektronun çekirdeğe olan uzaklığı ile doğru orantılıdır.
- B) Açısal momentum (ikincil) kuantum sayısı orbital şeklini belirtir.
- C) Manyetik kuantum sayısı orbitalin uzaysal yönelimini belirtir.
- D) İkincil katmanı oluşturan orbitaller uzayda aynı şekilde bulunurlar.
- E) Manyetik kuantum sayısının değeri, açısal momentum kuantum sayısının değerine bağlıdır.

4.  $^{28}\text{Ni}$  elementinin temel hal elektron dağılımı aşağıdakilerden hangisidir? ( $_{18}\text{Ar}$ )

- A)  $[\text{Ar}] 3d^{10}$                       B)  $[\text{Ar}] 4s^2 4p^6 5s^2$   
C)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$                       D)  $[\text{Ar}] 4s^1 3d^9$   
E)  $[\text{Ar}] 3p^6 4s^2 3d^2$

5. Açısal momentum (yan) kuantum sayısı için;

- I.  $\ell$  harfi ile gösterilir.
- II.  $n$ 'ye bağlı olarak  $\ell = 0, 1, 2, \dots$ , sıfırdan  $n-1$ 'e kadar tamsayı değerlerini alabilir.
- III. Elektron bulutlarının şekillerini belirtmede kullanılır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I                      B) I ve II                      C) I ve III  
D) II ve III                      E) I, II ve III

6. (+) yüklü iyonlara katyon denir.

Buna göre, aşağıdakilerden hangisine sahip olan tanecik kesinlikle katyondur?

- A) 7 proton, 6 nötron  
B) 8 proton, 9 nötron  
C) 9 proton, 10 elektron  
D) 11 proton, 10 elektron  
E) 11 proton, 12 nötron

7. Elektron dağılımı  $3p^6$  ile biten +3 yüklü iyonun çekirdeğinde 24 nötron bulunduğuna göre, kütle numarası kaçtır?

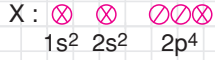
- A) 31                      B) 33                      C) 41                      D) 43                      E) 45



8. 3p alt katmanındaki orbitallere karşılık gelen manyetik kuantum sayıları aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

A) +2, 0, -2      B) +1, 0, -1      C) 0, +1, +2  
D) +3, 0, -3      E) +1, +2, +3

9. Nötr atomunun elektron orbital şeması,



olarak verilen X elementi için

- I. Atom numarası 8 dir.  
II. Uyarılmış atomdur.  
III. Temel halde 2 katmanlıdır.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I      B) I ve II      C) I ve III  
D) II ve III      E) I, II ve III

10. <sup>30</sup>Zn elementinin en yüksek enerjili değerlik orbitallerinin baş kuantum sayısı (n) ve açısal momentum kuantum sayısı (ℓ) değerleri aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

	n	ℓ
A)	3	1
B)	4	0
C)	4	2
D)	3	2
E)	4	1

11. <sup>35</sup>Br elementi için

- I. Değerlik elektronları 4s ve 4p orbitallerindedir.  
II. 1 tane yarı dolu orbitali vardır.  
III. +2 yüklü iyonunun s orbitallerindeki toplam elektron sayısı 8'dir.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I      B) I ve II      C) I ve III  
D) II ve III      E) I, II ve III

12. Aşağıdaki taneciklerden hangisi küresel simetri özelliği göstermez?

A) <sup>16</sup>S      B) <sup>26</sup>Fe<sup>3+</sup>      C) <sup>24</sup>Cr  
D) <sup>17</sup>Cl<sup>-</sup>      E) <sup>7</sup>N<sup>3-</sup>

13. <sup>21</sup>X<sup>+</sup> taneciği ile ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) 2 tane yarı dolu orbitali vardır.  
B) Açısal momentum kuantum sayısı ℓ = 0 olan 7 elektronu vardır.  
C) p orbitallerinde toplam 12 elektronu vardır.  
D) Açısal momentum kuantum sayısı ℓ = 2 olan 1 elektronu vardır.  
E) <sup>20</sup>Ca atomuyla izoelektroniktir.

14. X<sup>2+</sup> iyonunun elektron sayısı <sup>35</sup>Y<sup>7+</sup> iyonunun elektron sayısından 1 eksiktir.

Buna göre, X atomu için

- I. Küresel simetrik dağılım gösterir.  
II. Değerlik elektronlarının açısal momentum kuantum sayısı 0 ve 2 dir.  
III. Çekirdek yükü + 29'dur.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) I, II ve III      B) II ve III      C) I ve III  
D) Yalnız III      E) Yalnız II

1. Aşağıdakilerden hangisi Bohr Atom Modeli'nin varsayımlarından biri **değildir**?

- A) Atomdaki elektronlar belli enerji düzeyli yörüngelerde bulunur.  
 B) Bir elektron yüksek enerji düzeyinden daha düşük enerji düzeyine düştüğünde ışın yayarlar.  
 C) Elektronun hem yeri hem de hızı aynı anda belirlenemez.  
 D) Sadece tek elektronlu taneciklerin davranışlarını açıklar.  
 E) Elektronların yörüngelerdeki hareketi daireseldir.

2. 4. temel enerji düzeyi için;

- I. s, p, d ve f orbitallerini içerir.  
 II. Toplam 16 tane orbital bulunur.  
 III. En fazla 32 tane elektron içerir.

yargılarından hangileri **doğrudur**?

- A) Yalnız I                      B) I ve II                      C) I ve III  
 D) II ve III                      E) I, II ve III

3. Aşağıdakilerden hangisi atom numarası 11 olan sodyum atomunda temel haldeki elektronlara ait kuantum sayılarından biri **olamaz**?

	n	ℓ	m <sub>ℓ</sub>	m <sub>s</sub>
A)	1	1	0	+ $\frac{1}{2}$
B)	2	0	0	+ $\frac{1}{2}$
C)	3	0	0	+ $\frac{1}{2}$
D)	1	0	0	- $\frac{1}{2}$
E)	2	1	+1	- $\frac{1}{2}$

4.  ${}_{29}X [{}_{18}Ar] 4s^1 3d^{10}$

Yukarıda elektron dağılımı verilen atom için;

- I. Küresel simetri özelliği gösterir.  
 II. s orbitallerindeki toplam elektron sayısı 7'dir.  
 III. En yüksek enerjili orbitalinin baş kuantum sayısı 4'tür.

yargılarından hangileri **yanlıştır**?

- A) Yalnız I                      B) Yalnız III                      C) I ve II  
 D) I ve III                      E) II ve III

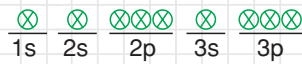
5. Temel halde ilk 12 orbitali tam dolu, son 3 orbitali yarı dolu olan X elementi için;

- I. Atom numarası  
 II. En son orbitalin baş kuantum sayısı  
 III. En son orbitalin türü

nicelikleri aşağıdakilerden hangisinde **doğru verilmiştir**?

	I	II	III
A)	24	4	d
B)	30	3	p
C)	27	3	d
D)	27	3	p
E)	30	4	d

6.  $X^{2-}$  ve  $Y^+$  iyonlarının orbital şeması



şekindedir.

Buna göre;

- I. X'in atom numarası 16'dır.  
 II. X ve Y atomlarının temel enerji düzeyi sayıları aynıdır.  
 III. X atomunun değerlik elektron sayısı Y'ninkinden fazladır.

yargılarından hangileri **doğrudur**?

- A) Yalnız I                      B) Yalnız II                      C) I ve II  
 D) I ve III                      E) II ve III

7.  $\ell = 3$  değerine sahip orbitaller için;
4. ve 5. enerji düzeyinde bulunurlar.
  - 7 tane orbital içerirler.
  - Orbitallerindeki elektron dağılımı her zaman küresel simetrik.
- yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I      B) Yalnız II      C) Yalnız III  
D) I ve II      E) II ve III

8. Değerlik elektronlarından birinin kuantum sayıları;
- Baş kuantum sayısı = 3
  - Açısal momentum kuantum sayısı = 1
  - Manyetik kuantum sayısı = -1
  - Spin kuantum sayısı =  $+\frac{1}{2}$
- şeklinde.

Buna göre bu atomun atom numarası aşağıdakilerden hangisi **olamaz**?

A) 20      B) 17      C) 15      D) 14      E) 13

9.  ${}_{36}\text{X}$  atomunun en yüksek enerjili orbitallerinde bulunan bir elektronun kuantum sayıları
- $n = 3, \ell = 0, m_\ell = 0$
  - $n = 3, \ell = 1, m_\ell = -1$
  - $n = 3, \ell = 1, m_\ell = 0$
- niceliklerinden hangileri olabilir?

A) Yalnız I      B) I ve II      C) I ve III  
D) II ve III      E) I, II ve III

10.  ${}_{17}\text{X}$  ve  ${}_{29}\text{Y}$  atomları için;
- Yarı dolu orbital sayıları aynıdır.
  - İkisi de küresel simetrik.
  - Periyot numaraları  $Y > X$  tir.
- yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I      B) I ve II      C) I ve III  
D) II ve III      E) I, II ve III

11.  ${}_{9}\text{F}$  ve  ${}_{13}\text{Al}$  atomları için,
- Yarı dolu orbital sayıları eşittir.
  - Elektron bulunan orbital sayıları farklıdır.
  - Kararlı iyonlarındaki elektron sayıları eşittir.
- yargılarından hangileri doğrudur?

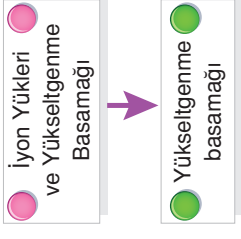
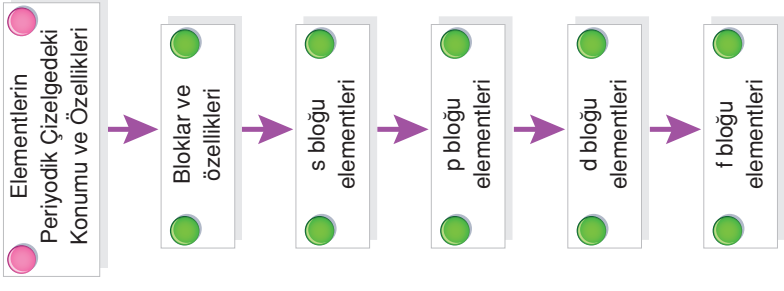
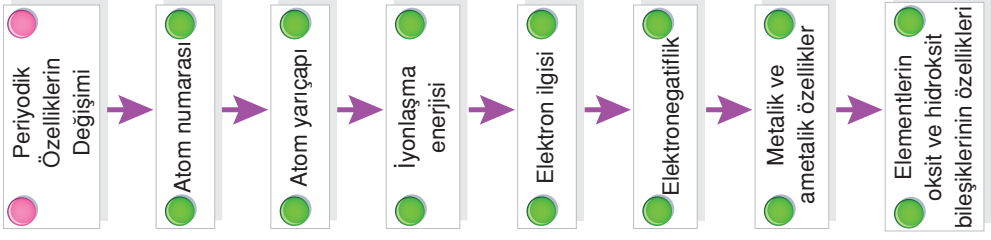
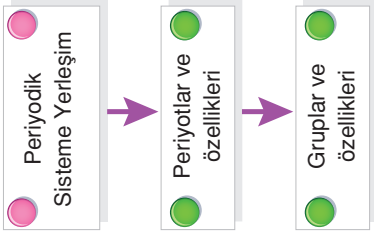
A) Yalnız I      B) Yalnız II      C) I ve III  
D) II ve III      E) I, II ve III

12. I. 6 tam dolu 2 yarı dolu  
II. 14 tam dolu 1 yarı dolu  
III. 5 tam dolu 1 yarı dolu
- Yukarıda temel hal elektron dağılımında tam dolu ve yarı dolu orbital sayıları verilen atomlardan hangileri küresel simetrik dağılıma sahiptir?

A) Yalnız I      B) I ve II      C) I ve III  
D) II ve III      E) I, II ve III

# AKILLI HARİTAM

## PERİYODİK SİSTEM



### 1.5 ELEKTRON DİZİMLERİYLE PERİYODİK SİSTEME YERLEŞİM

Elementler artan atom numaralarına göre sıralandığında benzer özellikler periyodik olarak tekrarlanmaktadır.

Modern periyodik kanuna göre, elementlerin özellikleri atom numaralarının periyodik fonksiyonudur.

Mendeleyev'in periyodik çizelgesi 8 gruptan oluşan "kısa" şekildedir. Modern periyodik çizelgede elementler 18 grup olarak düzenlenir ve "uzun" şekil olarak adlandırılır.

Düşey sütunlar (gruplar) elementlerin benzer özellikte olanlarını bir araya getirir. Çizelgede yatay satırlar (periyotlar) soldan sağa elementlerin artan atom numaralarına göre düzenlenmiştir.

Periyodik çizelgede 7 tane periyot, 8 tane A düşey sütunu ve 10 tane B düşey sütunu olmak üzere 18 tane grup vardır. B gruplarında 3 düşey sütun birlikte 8B grubu olarak sınıflandırılmıştır.

İlk iki grup s-blok, son altı grup p-blok elementleri olup ana-grup (baş grup) elementleridir. s-blok ile p-blok elementleri arasında bulunan d-blok elementleri geçiş elementleri olarak adlandırılır. İç geçiş elementleri olarak da adlandırılan f-blok elementleri çizelgeyi baş grup elementleriyle birlikte 32 elemanlı hale genişletir. Çizelge bu haliyle çok geniş olduğundan genel olarak f-blok elementleri çizelgeden çıkarılarak alt kısma yerleştirilir. Lantanı ( $Z = 57$ ) takip eden 14 element lantanitler, aktinyumu ( $Z = 89$ ) takip eden 14 element de aktinitler olarak adlandırılır.

Her periyot genellikle bir metalle başlayıp bir soygazla sonlanır. Sadece 1. periyodun ilk elementi hidrojen (H) metal değil, ametaldir.

**Periyodik cetvelde periyot ve gruplar**

1984 yılında toplanan Uluslar Arası Kimyacılar Birliği (IUPAC) grupların soldan sağa doğru 1'den 18'e kadar numaralandırılmasını önermiştir. Buna göre önceki sistemde IA, IIA gruplarının numaraları yine sistemde 1 ve 2, VIIIA grubunun numarası ise 18'dir. Bu sistemde grup numaraları 3 ile 12 arasında olan elementler önceki sistemin B grubu elementleridir. Ülkemizde her iki sistem de kullanılmaktadır.

#### Uyarı

Fiziksel ya da kimyasal değişim geçiren elementlerin atom numaraları değişmediğinden periyodik çizelgedeki yerleri de değişmez.

#### Uyarı

Periyodik çizelgede, aynı grupta bulunan elementlerin değerlik elektron sayıları aynıdır. (He hariç) Aynı periyotta bulunan elementlerin ise enerji düzeyi sayıları (Baş Kuantum sayıları) aynıdır.

**Uyarı**

Periyodik çizelgede 1., 2. ve 3. periyottaki tüm elementler A gruplarındadır.

**a. Periyotlar ve Özellikleri**

Periyodik çizelgede, yatay sıralara periyot adı verilir ve 7 periyot vardır. 1. periyot hariç diğer periyotlar bir alkali metal ile başlar ve bir soygaz ile biter. Bir periyot içindeki elementlerin özellikleri soldan sağa doğru yavaş yavaş değişir. Periyot değiştiğinde bir önceki periyottaki özelliklerdeki değişimler tekrarlanır. Elektronların orbitalleri doldurma sırası ile periyodik çizelgede elementlerin periyotları doldurma sıraları aynıdır.

Periyot numarası	Dolan orbitaller	Periyottaki element sayısı
1	1s	2
2	2s 2p	8
3	3s 3p	8
4	4s 3d 4p	18
5	5s 4d 5p	18
6	6s 4f 5d 6p	32
7	7s 5f 6d 7p	32

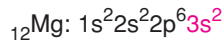
Yukarıdaki bilgilere göre her periyot bir enerji düzeyinin s orbitali ile başlar, aynı enerji düzeyinin p orbitali ile biter. O halde bir elementin periyot numarası en son dolan enerji düzeyindeki s orbitalinin katsayısına (baş kuvant sayısına) eşittir.

**Örnek:**

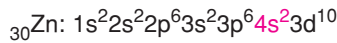
**Atom numarası 12 olan magnezyum (Mg) elementi ile atom numarası 30 olan çinko (Zn) elementinin periyot numaraları kaçtır?**

**Çözüm:**

Periyot numarasını bulmak için elementlerin temel hal elektron dizilişleri yazılır. En son dolan s orbitalinin katsayısı elementin periyot numarasını verir.



Magnezyum 3. periyottadır.



Çinko 4. periyottadır.

**1. Periyot**

2 elementli en kısa periyottur. Bunlar elektronları 1s orbitalinde bulunan hidrojen (H) ve helyum (He) dur. Bu periyot, ilk enerji katmanında bir elektron bulunan hidrojenle başlar ve helyumla biter. Helyum bir soygazdır, ilk enerji katmanında iki elektronu vardır. Böylece helyumda ilk enerji katmanında bulunması gereken elektron sayısı tamamlanmıştır. Hidrojen 1A, Helyum 8A grubundadır.

## 2. Periyot

8 elementli kısa bir periyottur. Bu periyottaki elementlerin değerlik elektronları 2. enerji düzeyindeki 2s ve 2p orbitallerinde bulunur. Periyodun ilk elementi Lityum (Li) dur. Lityumun 2. enerji katmanında 1 elektronu vardır. Lityumdan sonra 2. enerji katmanında 2 elektronlu berilyum (Be), 3 elektronlu bor (B), 4 elektronlu karbon (C), 5 elektronlu azot (N), 6 elektronlu oksijen (O), 7 elektronlu flor (F) gelir. Periyodun son elementi, dış enerji katmanında 8 elektronlu neon (Ne) dur. Neon bir soygazdır. Neonda dış enerji katmanında bulunması gereken elektron sayısı tamamlanmıştır.

Bu 8 elementin özelliklerinde, sıraya uygun olarak yavaş yavaş bir değişme görülür.

Örneğin; dış yörüngesinde bir elektronla lityum aktif, berilyum ise daha az aktif metal iken, berilyumdan sonra gelen bor, daha çok ametal karakteri gösteren bir yarı metaldir. Karbon ise ametaldir. Azot aktif olmayan gaz halinde bir ametal, oksijen aktif, flor çok aktif gaz halinde bulunan ametallerdir. Neon ise soygazdır ve aktif değildir.

## 3. Periyot

Bu periyot da 8 elementli kısa bir periyottur. Bu periyottaki elementlerin değerlik elektronları 3. enerji düzeyindeki 3s ve 3p orbitallerinde bulunur. Periyot, atom numarası 11 olan sodyum (Na) ile başlar. Sodyumun 3. enerji katmanında 1 elektronu vardır. Bu nedenle periyodik çizelgede lityumun altına yazılır. Bu yapı benzerliğinden dolayı sodyum da lityum gibi aktif bir metaldir. Sodyumu takibeden diğer yedi elementin yani magnezyum (Mg), alüminyum (Al), silisyum (Si), fosfor (P), kükürt (S), klor (Cl) ve argon (Ar)un metal özellikleri sırada ilerledikçe azalır. Bu periyodun 7. elementi klor aktif ve gaz halinde olan bir ametal, 8. elementi argon ise soygazdır ve aktif değildir.

## 4. Periyot

18 elementli uzun bir periyottur. Bu periyottaki elementlerin değerlik elektronları 4s, 3d ve 4p orbitallerinde bulunur. Periyot, atom numarası 19 olan potasyum (K) ile başlar. Potasyum yapı benzerliği bakımından sodyumun altında yer alır. Dolayısıyla potasyum da lityum ve sodyum gibi aktif bir metaldir. Potasyumdan sonra gelen 20 atom numaralı kalsiyum (Ca) da özellikleri bakımından magnezyuma benzediği için magnezyumun altına yazılır.

Kalsiyumdan sonra gelen ve atom numarası 21 olan skandiyum (Sc) ile başlayan toplam 10 elementin özellikleri ilk üç periyottaki elementlerden hiç birine benzemez. Atom numaraları 21 - 30 olan bu elementlerin en son dolan orbitalleri 3d orbitalleridir. B grubunun ilk üyeleri olan bu elementlere geçiş elementleri veya geçiş metalleri denir. Bu periyot da atom numarası 36 olan kripton (Kr) ile biter. Kripton soygazdır.

Periyot numarası	Elementin Adı	Elementin Sembolü
1	Hidrojen	H
	Helyum	He
2	Lityum	Li
	Berilyum	Be
	Bor	B
	Karbon	C
	Azot	N
	Oksijen	O
	Fluor	F
	Neon	Ne
3	Sodyum	Na
	Magnezyum	Mg
	Alüminyum	Al
	Silisyum	Si
	Fosfor	P
	Kükürt	S
	Klor	Cl
	Argon	Ar
4	Potasyum	K
	Kalsiyum	Ca
	Skandiyum	Sc
	Titan	Ti
	Vanadyum	V
	Krom	Cr
	Mangan	Mn
	Demir	Fe
	Kobalt	Co
	Nikel	Ni
	Bakır	Cu
	Çinko	Zn
	Galyum	Ga
	Germanyum	Ge
	Arsenik	As
	Selenyum	Se
Brom	Br	
Kripton	Kr	

### Uyarı

Periyodik çizelgede B grupları 4. periyotta başlar.



**Uyarı**

Periyodik cetvelde, B gruplarının bulunduğu periyotlar 4., 5., 6. ve 7. periyotlardır. f-bloğu elementlerinin bulunduğu periyotlar 6. ve 7. periyotlardır.

**5. Periyot**

En son elektronları 5s, 4d, 5p orbitallerinde olan 18 elementten oluşur. Atom numarası 37 olan rubidyum (Rb) ile başlar, 54 olan ksenon (Xe) ile biter. Atom numaraları 39 ile 48 arasında olan elementler d bloğunda (B grubunda) yer alan geçiş metallere aittir.

**6. Periyot**

Değerlik elektronları 6s, 4f, 5d ve 6p orbitallerinde olan 32 elementten oluşur. Değerlik elektronları 6s orbitallerinde olan 55 atom numaralı sezyum (Cs) ve 56 atom numaralı baryum (Ba) periyodun ilk üyeleridir. Baryumdan sonra 57 atom numaralı Lantan (La) ile başlayan ve 71 atom numaralı Lutesyuma (Lu) kadar devam eden 14 elementin değerlik elektronları f orbitallerindedir. Nadir toprak metalleri ya da Lantanitler adı verilen bu elementlerin 5. ve 6. (son iki katmanındaki) katmanındaki elektron dağılımları da birbirine çok benzer. Bu yapı benzerliğinden dolayı Lantanitlerin kimyasal özellikleri de hemen hemen birbirinin aynıdır.

Lantanitler 6. periyodun üyeleri olmasına rağmen periyodik çizelgenin şeklinin bozulmaması için 6. periyotta gösterilmez. Bunlar periyodik çizelgenin altında gösterilir ve f blok elementlerini oluşturur. Lantanitlere ya da f blok elementlerine iç geçiş elementleri denir. Periyodun lutesyumdan sonra gelen diğer elementlerinin çoğu geçiş (ara) elementleri yapısındadır. Periyot yine bir soygaz olan 86 atom numaralı radon (Rn) ile biter.

**7. Periyot**

Değerlik elektronları 7s, 5f, 6d ve 7p orbitallerinde olan 32 elementli uzun bir periyottur. Bu periyot radyoaktif bir element olan 87 atom numaralı Fransiyum (Fr) ile başlar. Atom numarası 89 olan Aktinyum (Ac) ile atom numarası 103 olan Lavrensiyum (Lr) arasındaki 14 element periyodik çizelgede lantanitlerin altında yer alır. Bunlara aktinitler adı verilir. Bu periyottaki elementlerin hepsi radyoaktif çoğu da yapaydır.

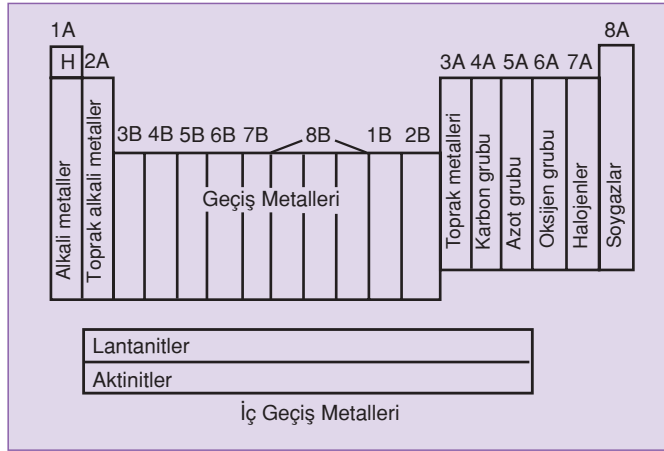
Lantanitler ve aktinitler periyodik çizelgede normal yerlerinde bulunsaydı periyodik çizelge aşağıdaki şekildeki gibi olurdu.

**Periyodik cetvelin uzun şekli**

## b. Gruplar ve Özellikleri

Periyodik cetveldeki düşey sütunlara grup denir. 8 tane A grubu (ana grup) ve 10 tane B grubu (yan grup) olmak üzere 18 grup vardır.

Periyodik cetvelde A ve B gruplarına özel isimler verilmiştir.



Periyodik cetveldeki gruplar, elektron dizilişleri, dolayısıyla fiziksel ve kimyasal özellikleri birbirine benzeyen elementlerden oluşur.

Bir gruptaki elementler ya grup numarası ile ya da özel adlarla anılır.

Değerlik Elektronlarının Bulunduğu Orbitaler	Değerlik Elektron Sayısı	Grup No	Değerlik	Grup Adı ve Sınıflandırılması
$s^1$	1	1A	+1	ALKALİ METALLER (H hariç)
$s^2$	2	2A	+2	TOPRAK ALKALİ METALLER
$s^2p^1$	3	3A	+3	TOPRAK METALLERİ
$s^2p^2$	4	4A	+4, -4	Karbon (C) Grubu
$s^2p^3$	5	5A	+5, -3	Azot (N) Grubu
$s^2p^4$	6	6A	+6, -2	Oksijen (O) Grubu
$s^2p^5$	7	7A	+7, -1	HALOJENLER (F, sadece-1)
$s^2p^6$	8 (He Hariç)	8A	-	SOYGAZLAR

## Uyarı

Yüklü ya da yüksüz bütün tane-ciklerin periyodik cetveldeki yeri, temel haldeki elektron dağılımına göre belirlenir.

## Uyarı

Periyodik cetvelde, aynı grupta bulunan elementler genellikle benzer kimyasal özellik gösterir.

- Bir elementin periyodik cetveldeki grup numarası temel hal elektron dizilişinden bulunabilir.
- Bir elementin grup numarası değerlik elektron sayısına eşittir. Grup türü elektron dizilişindeki en son orbital tarafından belirlenir. Bu orbital s veya p ise element A grubunda, d ise B grubundadır.

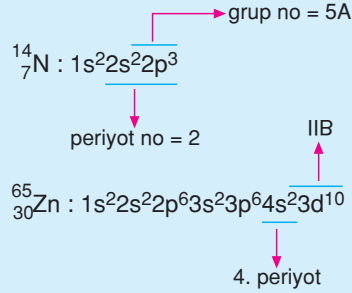
- B gruplarının grup numaralarını bulurken s ve d orbitallerindeki elektronların toplamı dikkate alınır. Bu elektronların toplamı 8'den küçükse toplam sayı grup numarasına eşittir. Toplam elektron sayısı 8, 9, 10 ise element VIII B grubundadır. Toplam elektron sayısı 11 ise element IB, 12 ise IIB grubundadır.

### Sıra Sende

${}^7\text{X}$ ,  ${}^{13}\text{Y}$ ,  ${}^{15}\text{Z}$ ,  ${}^{21}\text{T}$  elementlerinden hangileri benzer kimyasal özellik gösterir?

### Grupların Değerlik Orbitaleri Ve Değerlik Elektron Sayıları

$s^1 = \text{IA}$	$s^2d^{10}p^3 = \text{VA}$	$s^2d^1 = \text{IIIB}$	$s^2d^8 = \text{VIII B}$
$s^2 = \text{IIA}$	$s^2p^4 = \text{VIA}$	$s^2d^2 = \text{IVB}$	$s^2d^9 = \text{IB}$
$s^2p^1 = \text{IIIA}$	$s^2d^{10}p^4 = \text{VIA}$	$s^2d^3 = \text{VB}$	$s^2d^{10} = \text{IIB}$
$s^2d^{10}p^1 = \text{IIIA}$	$s^2p^5 = \text{VIIA}$	$s^2d^4 = \text{VIB}$	
$s^2p^2 = \text{IVA}$	$s^2d^{10}p^5 = \text{VIIA}$	$s^2d^5 = \text{VIIB}$	
$s^2d^{10}p^2 = \text{IVA}$	$s^2p^6 = \text{VIIIA}$	$s^2d^6 = \text{VIIIB}$	
$s^2p^3 = \text{VA}$	$s^2d^{10}p^6 = \text{VIIIA}$	$s^2d^7 = \text{VIIIB}$	



### Periyodik Cetvelde Yer Bulma

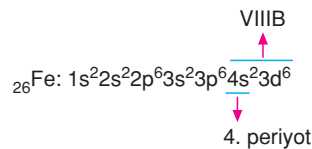
Bir elementin periyodik cetveldeki yeri, elementin temel haldeki elektron dizilişine göre belirlenir. Nötr atomunun elektron dağılımı s ve p orbitalleri ile sonlanan elementler A gruplarında, d ve f orbitalleri ile sonlananlar B gruplarında yer alır. Bir atomun en yüksek enerji düzeyi periyodunu, değerlik elektron sayısı da grubunu belirler. Ayrıca elektron dağılımındaki son orbitalin türü de bloğunu verir.

### Örnek:

Atom numarası 26 olan demir (Fe) atomunun periyodik çizelgedeki yeri nedir?

### Çözüm:

Demir atomunun temel hal elektron dizilişi yazılır.



Son orbitalin türü d olduğundan d bloğundadır.

## ETKİNLİK - 3

Aşağıdaki ifadelerde boş bırakılan yerleri uygun kelimeler kullanarak doldurunuz.

1. Bir elementin proton ve elektron sayısı ..... özelliğini belirler.
2. A grubu elementleri periyodik cetvelde ..... ve ..... bloklarında bulunur.
3. Periyodik cetvelde yatay sıralara ....., düşey sıralara ..... denir.
4. 1. periyot hariç her periyot bir ..... ile başlayıp bir ..... ile sonlanır.
5. En yüksek baş kuantum sayısı eşit olan elementler periyodik sistemde aynı ..... bulunurlar.
6. A grubu elementlerine ..... grup elementleri, B grubu elementlerine ..... grup elementleri denir.
7.  $_{11}\text{Na}$  elementi periyodik cetvelde ..... periyot ..... grubunda bulunur.
8. Modern periyodik sistemde elementler artan ..... göre sıralanır.
9. Sodyumun sembolü ....., azotun sembolü ..... ve çinkonun sembolü .....'dir.
10. Periyodik cetvelde IIA grubunda bulunan elementlere ..... denir.

## ETKİNLİK - 4

Aşağıda verilen ifadelerin "Doğru ya da Yanlış" olduğunu belirtiniz.

1. Aynı periyotta bulunan elementlerin kimyasal özellikleri benzerdir.
2. Periyodik cetvelde 8 tane periyot vardır.
3. Bir atomun temel enerji düzeyi sayısı, periyot numarasına eşittir.
4.  $_{8}\text{X}$  elementi bir soygazdır.
5. Periyodik çizelgede aynı grupta bulunan elementlerin (He hariç) değerlik elektron sayıları aynıdır.
6. 3. periyotta 18 element yer alır.
7. Periyodik çizelgede ilk üç periyottaki tüm elementler A gruplarındadır.
8. f blok elementlerine geçiş elementleri denir.
9. Geçiş elementlerinin grup numaraları en yüksek enerjili s ve d orbitallerindeki toplam elektron sayısı ile belirlenir.
10. Periyodik cetvelde B grupları 4, 5, 6 ve 7. periyotlarda bulunur.