

DALTON ATOM MODELİ (1803)

- | Tüm maddeler atom denilen küçük taneciklerden oluşmuştur.
- | Atomlar kimyasal olaylarda bölünemez, parçalanamaz, yoktan var edilemez ve başka bir atoma dönüştürülemez.
- | Atomlar içi dolu yoğun kürelerdir.
- | Bir elementin atomları şekil, kütle, büyüklük açısından birbirinin aynısıdır.
- | Farklı elementin atomları birbirinden farklıdır.

Dalton Atom Modelinin Eksiklikleri

01

Atomdan daha küçük tanecikler vardır.

02

Atomlar radyoaktif tepkimelerle başka atomlara dönüşebilir, parçalanabilir.

03

Atomun büyük kısmı boşluktur.

04

Bir elementin tüm atomları özdeş olmayabilir. İzotop atomlar aynı elemente ait farklı atomlardır.



THOMSON ATOM MODELİ (1897)

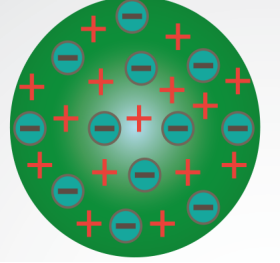
Atomlar, çapları yaklaşık 10^{-8} cm olan kürelerdir.

Negatif yüklü tanecikler olan elektronlar, pozitif yüklü olan atom içinde homojen dağılmıştır.

Atomlar yk bakımından nötrdür. Bu nedenle yapılarındaki negatif ve pozitif yüklü taneciklerin sayısı eşittir.

Elektronların kütlesi atomun kütlesi yanında ihmal edilebilecek kadar küçük olduğu için atomun kütlesini pozitif yükler oluşturur.

Thomson atom modeli



Thomson Atom Modelinin Eksiklikleri

01

Atomdaki pozitif ve negatif yükler atomda homojen olarak daėılmazlar.

02

Atomdaki pozitif yüklü tanecikler küçük bir hacimde, negatif yüklü tanecikler büyük bir hacimde yer alır.

03

Atomdaki pozitif yüklü tanecikler atomun kütlesinin yaklaşık yarısını oluşturur.

RUTHERFORD ATOM MODELİ (1912)

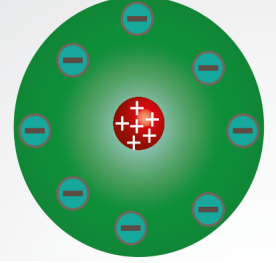
Atomdaki pozitif yükün tümü, çekirdek denilen küçük bir bölgede toplanmıştır.

Çekirdeğin çapı yaklaşık 10^{-12} - 10^{-13} cm, atomun çapı ise 10^{-8} cm olduğundan atomun büyük bir kısmı boşluktur. Elektronlar bu boşlukta bulunur ve çekirdek etrafında döner.

Atomdaki elektron sayısı çekirdekteki proton sayısına eşittir.

Çekirdekteki pozitif yük miktarı bir elementin tüm atomlarında aynıdır, farklı elementin atomlarında farklıdır.

Rutherford atom modeli



Rutherford Atom Modelinin Eksiklikleri

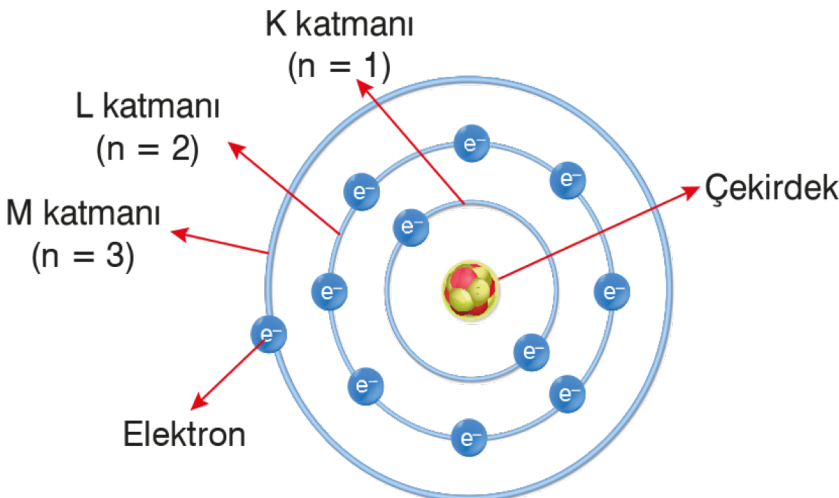
01

Çekirdek çevresinde dönen elektronların neden + yüklü çekirdeğe düşmediğini açıklayamamıştır.

02

Elektronun davranışını açıklamada yetersiz kalmıştır.

BOHR ATOM MODELİ (1913)



Elektronlar çekirdekten belirli uzaklıkta ve belirli enerjiye sahip yörüngelerde bulunur. Bu yörüngelere; enerji düzeyi (seviyesi), katman veya kabuk denir.

Çekirdeğe en yakın enerji düzeyi 1 olmak üzere $n = 1, 2, 3, 4...$ sayı veya K, L, M, N... gibi harflerle ifade edilir. Çekirdeğe en yakın kabuk minimum, en uzakdaki kabuk maksimum enerjiye sahiptir.

Elektronun çekirdeğe en yakın en düşük enerjili hâline atomun temel hâli denir. Temel hâlde atom karardır ve ışın yaymaz.

Elektronun enerji alarak daha yüksek enerji düzeyine geçmesine uyarılmış hâl denir. Atom uyarılmış hâlde kararsızdır. Kararlı olmak için temel hâl geçeri. Bu sırada aldığı enerjiyi ışıma olarak geri verir.

Yayılan ışığın enerjisi, iki enerji düzeyi arasındaki enerji farkına eşittir. Işığın enerjisi,
$$\Delta E = E_{\text{yüksek}} - E_{\text{düşük}}$$
olarak hesaplanır.

Bohr Atom Modelinin Eksiklikleri

01

Bohr atom modeli tek elektronlu taneciklerin (${}_1\text{H}$, ${}_2\text{He}^+$, ${}_3\text{Li}^{2+}$..) davranışını açıklarken çok elektronlu taneciklerin davranışını açıklamada yetersizdir.

02

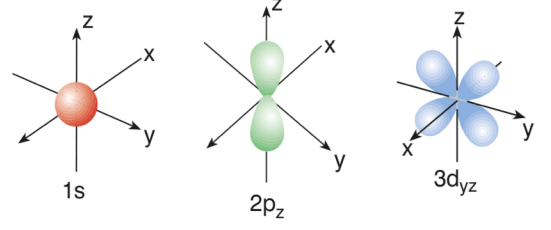
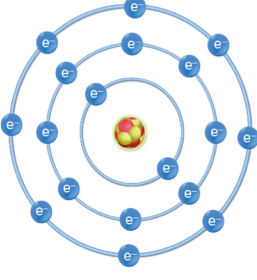
Bohr atom modelinde bahsedildiği gibi elektronların yeri tespit edilemez.

- Elektronlar yüksek hızlarla hareket eden çok küçük taneciklerdir. Bu nedenle bu taneciklerin konumu ve hızı aynı anda tam olarak belirlenemez.
- Ancak **modern atom teorisine** (**bulut modeli**) göre elektronların bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgelerden bahsedilebilir. Bu bölgelere **elektron bulutu** (**orbital**) denir.

MODERN ATOM MODELİ ve ORBİTAL KAVRAMI

- 1924 yılında Louis De Broglie, ışık dalgalarının foton gibi davranabilmesinden yola çıkarak elektron gibi parçacıkların da dalga özelliği gösterdiğini belirtmiştir.
- 1927 yılında Werner Heisenberg, elektronların konumlarını ve hızlarını saptayabilmek için yaptığı çalışmalar sonucunda elektronun konumunun ve hızının aynı anda belirlenemeyeceğini bulmuştur. (Heisenberg Belirsizlik İlkesi)
- 1926 yılında Erwin Schrödinger, elektron gibi küçük taneciklerin enerjilerini ve genel davranışını açıklayan denklem geliştirmiştir. (Schrödinger dalga denklemi)
- Heisenberg Belirsizlik İlkesi'ne göre bir parçacığın belirli bir konum aralığına sahip olduğu söylenebilir. Bu nedenle Bohr atom modelinde olduğu gibi elektronların çekirdek etrafında dairesel yörüngeleri izlediği ispatlanamaz ancak elektronların çekirdek etrafında bulunma olasılığının olduğu bölgelerden bahsedilebilir. Modern atom modelinde, elektronların atomda bulunma ihtimalinin yüksek olduğu bölgelere **orbital (elektron bulutu)** denir.

YÖRÜNGE VE ORBİTAL KAVRAMLARI



YÖRÜNGE

- 1- Elektronun izlediği varsayılan dairesel yoldur.
- 2- Dairesel şekillidir.
- 3- Elektronun çembersel hareketlerini temsil eder
- 4- Her yörünge bir enerji düzeyi ile temsil edilir.
- 5- Her yörünge belirli sayıda elektron bulundurabilir.

ORBİTAL

- 1- Elektronun bulunma ihtimalinin yüksek olduğu bölgedir.
- 2- Farklı şekillerde olabilir.
- 3- Elektronun üç boyutlu hareketini temsil eder
- 4- Her enerji düzeyinde farklı orbitaller bulunabilir.
- 5- Her orbital en fazla 2 elektron alabilir.

ELEKTRON DİZİLİMLERİ

- Elektronlar çekirdeğin etrafında farklı enerji düzeylerinde bulunur ve her enerji düzeyi farklı sayıda elektron bulundurur. 5. enerji düzeyine kadar her enerji düzeyindeki maksimum elektron sayısı $2n^2$ formülü ile bulunur.

Enerji Düzeyi	Alt Kabuk	Baş Kuantum Sayısı (n)	Elektron Sayısı ($2n^2$)
1	K	1	$2 \cdot 1^2 = 2$
2	L	2	$2 \cdot 2^2 = 8$
3	M	3	$2 \cdot 3^2 = 18$
4	N	4	$2 \cdot 4^2 = 32$

- Orbitaller ve orbitallerdeki elektronlar orbital şeması ile de gösterilebilir.

- ✓ Boş orbital → ○
- ✓ Yarı dolu orbital → ↓, ↑, ↗ veya ↘
- ✓ Dolu orbital → ↑↓ veya ⊗

- Temel enerji düzeyindeki orbital sayısı n^2 ile bulunur.

- $n = 1$ için;

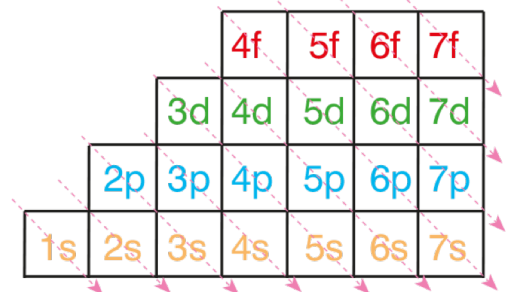
- ✓ Orbital türü s dir.
- ✓ Enerji düzeyindeki orbital sayısı $(1^2) = 1$ dir.
- ✓ Enerji düzeyindeki orbitallerin türü ve şematik gösterimi
s ↑↓

- $n = 4$ için;

- ✓ Orbital türü s, p, d, f dir.
- ✓ Enerji düzeyindeki orbital sayısı $(4^2) = 16$ dır.
- ✓ Enerji düzeyindeki orbitallerin türü ve şematik gösterimi
s ↑↓
p ↑↓ ↑↓ ↑↓
d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
f ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓

1- Aufbau Kuralı

- Elektronların, temel hâlde en düşük enerjiye sahip orbitalden başlayarak sıra ile en yüksek enerjili orbitale doğru doldurulması gerektiğini belirten kuraldır.



- Orbitaldeki elektron sayısı arttıkça orbitalin enerjisi artar.

Orbitallerin enerji sıralaması

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d \dots$$

şeklindedir. Elektronlar orbitallere yerleşirken bu sıralamayı takip ederler. Temel enerji dizilimine sahip olan bir atomda elektron bir önceki orbitali doldurmadan bir sonraki orbitale giremez.

2- HUND KURALI

- Hund kuralına göre; elektronlar eş enerjili orbitallere doldurulurken önce boş orbitallere aynı spinli olacak şekilde birer birer yerleştirilir. Daha sonra elektron sayısı, elektronlar zıt spinli olacak şekilde ikiye tamamlanır. Kısaca elektronlar, orbitallere doldurulurken var olan elektronlarla eşleştirilmeden önce eş enerjili orbitaller yarı dolu olacak şekilde doldurulur.

Örneğin; ${}_7\text{N}$ elementindeki elektronların orbital dizilimleri

1. ${}_7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$

   şeklinde değil,

2. ${}_7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$

   veya    şeklinde olmalıdır.

3- PAULİ İLKESİ

- Pauli İlkesi, bir atomda bulunan iki elektronun 4 kuantum sayısının aynı olamayacağını belirtir. Çünkü 4 kuantum sayısının aynı olması tek bir elektronu ifade eder.

Orbitallere yerleşecek en fazla elektron sayıları:

s orbitali : en fazla 2 elektron

$$(1 \cdot 2 = 2)$$

p orbitali : en fazla 6 elektron

$$(3 \cdot 2 = 6)$$

d orbitali : en fazla 10 elektron

$$(5 \cdot 2 = 10)$$

f orbitali : en fazla 14 elektron

$$(7 \cdot 2 = 14)$$

ATOMLARIN ELEKTRON DİZİLİMLERİ

- Nötr atomların elektron sayısı, proton sayısına (çekirdek yükü) eşit olduğundan proton sayısı bilinen nötr bir atomun elektron dizilimi rahatlıkla yapılabilir.
- Elektron dizilimlerinde baş kuantum sayısı, orbitalin türü ve orbitaldeki elektron sayıları belirtilir.

Örneğin; ${}_1\text{H}$ atomunun elektron dizilimi aşağıdaki gibi yazılır.

Elektron orbital şeması da aşağıdaki gibi yazılır.



- Örneğin, ${}_{25}\text{Mn}$ elementinin elektron dizilimini ve orbital şeması gösterimini yazalım.

Elektron dizilimi:

Örnek

Aşağıdaki element atomlarının elektron dizilişlerini ve elektron orbital gösterimini yazınız.

