

ATOMUN KUANTUM MODELİ

ATOMUN YAPISI İLE İLGİLİ ÇALIŞMALAR ve BOHR ATOM MODELİ

James Clerk Maxwell: 1873 yılında ışığın elektromanyetik dalgalardan oluştuğunu ve elektromanyetik ışınmayı açıklamıştır.

Max Planck: 1900 yılında atomların ve moleküllerin enerjisi küçük paketler halinde yayınlıyor olduğunu (emiyon spektrumu) açıklamıştır.

Albert Einstein: 1905 yılında metal yüzeyine belli frekansta ışık demeti düştüğünde metal yüzeyden elektron fırlaması olayını (fotoelektrik olayı) açıklamıştır.

Niels Bohr ve Maxwell'in çalışmaları **ışığın dalga**, Planck ve Einstein'ın çalışmaları ise **ışığın parçacık** özelliği gösterdiğini ortaya koymuştur.

BOHR ATOM MODELİ VE SINIRLILIKLARI

Bohr Atom Modeli'ne göre;

- Elektronlar çekirdekte belirli uzaklıklardaki yörüngelerde bulunur.
- Bu yörüngelere, **enerji düzeyi**, **kabuk** ya da **katman** da denir.
- Enerji düzeyleri K,L,M,N ya da 1,2,3,4 gibi harf veya sayılarla ifade edilir.
- Çekirdekte uzaklaştıkça yörüngelerin ve elektronların enerjisi artar.

Hidrojen Atomunun Spektrumu

Atomların spektrumları karakteristiktir ve **çizgi ya da kesikli spektrum** olarak adlandırılır. Beyaz ışığın prizmadan geçirilerek renklerine ayrılması **sürekli spektrumdur**.

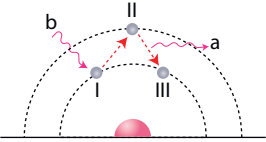


a: H atomunun absorpsiyon spektrumu
b: H atomunun emiyon spektrumu

Temel hâl: Elektronun çekirdeğe en yakın, en düşük enerjili halidir.

Kararlı haldir, ışık yaymaz.

Uyarılmış hâl: Elektronun enerji alarak üst enerji düzeyine geçmesidir. Kararsız haldir, ışık yayar.



I ve III: Temel hâl
II: Uyarılmış hâl
a: Emiyon (ışık yayılır)
b: Absorpsiyon (enerji alınır)

Yayılan ışığın enerjisi iki enerji düzeyi arasındaki farka eşittir ve ΔE : Yüksek - Düşük ile hesaplanır.

Bohr Atom Modeli'nin Sınırlılıkları

- Tek elektronlu atomların ($1H$, $2He^+$, $3Li^{2+}$, $4Be^{3+}$, $5B^{4+}$...) davranışını açıklarken çok elektronlu atomların davranışını açıklayamaz.
- Hidrojen atomunun spektrumlarında yer alan alt çizgileri açıklayamaz.
- Elektronların yeri tespit edilemeyeceğinden belirli dairesel yörüngelerden söz edilemez.
- Elektronların yörüngeler dışında neden bulunamayacağını açıklayamaz.

MODERN ATOM MODELİ ve ORBİTAL KAVRAMI

Modern Atom Modeli'ne Katkı Sunmuş Bilim İnsanları

Louis De Broglie, elektron gibi parçacıkların da dalga özelliği gösterdiğini ifade etmiştir.

Werner Heisenberg, aynı anda elektronun konumunun ve hızının belirlenemeyeceğini söylemiştir. Buna **Belirsizlik İlkesi** denir. Elektron belirli dairesel yörüngede hareket etmez. Yalnız elektronların bulunma olasılıklarının yüksek olduğu bölgelerden bahsedilebilir. Bu bölgelere **orbital** (elektron bulutu) denir.

Erwin Schrödinger, elektron gibi küçük taneciklerin enerjilerini ve genel davranışını açıklayan denklem geliştirmiştir (**Schrödinger dalga denklemi**). Dalga denkleminde elektronun tanecik ve dalga özellikleri dalga fonksiyonu ile belirtilmiştir.

Yörünge ve Orbital Kavramlarının Karşılaştırılması

YÖRÜNGE	ORBİTAL
Elektronun izlediği dairesel yoldur.	Elektronun bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgedir.
Düzensel hareketi temsil eder.	Üç boyutlu hareketi temsil eder.
Daireseldir.	Farklı şekillerde olabilir.
Her yörünge enerji düzeyini temsil eder.	Enerji düzeylerinde farklı orbitaller bulunabilir.
Her yörünge belli sayıda elektron bulundurulur.	Her orbital en fazla 2 elektron bulundurulabilir.

Schrödinger dalga denklemi kullanılarak elde edilen orbitaller elektronun dalga fonksiyonlarıdır. Dalga fonksiyonları da kuantum sayıları ile ifade edilir.

ATOMUN KUANTUM SAYILARI

1. Baş Kuantum Sayısı (n)

Elektronun çekirdekte uzaklığına bağlı olarak değişen kuantum sayısıdır. **n** harfi ile gösterilir. **Enerji düzeyi**, **birincil kabuk** ya da **birincil katman** da denir. K, L, M, N gibi harflerle ya da 1,2,3,4 gibi tam sayılarla ifade edilir.

Katman (Kabuk, Enerji Düzeyi)	K	L	M	N	O
Baş kuantum sayısı (n)	1	2	3	4	5

2. Açısal Momentum Kuantum Sayısı (l)

Orbitalin şeklini ve bir enerji düzeyinde kaç tane alt enerji düzeyi olduğunu verir. **Yan** ya da **ikincil kuantum sayısı** ya da **ikincil katman** da denir. **l** ile gösterilir. **l** değerleri, 0 ile **n-1** arasındaki tam sayılardır. Her bir **l** değeri bir orbital türüne karşılık gelir.

Açısal Momentum Kuantum Sayısı (l)	0	1	2	3	...
Orbital türü	s	p	d	f	...

Her bir enerji düzeyinde **l** sayısı kadar orbital türü bulunur. 1. enerji düzeyinde 1, 2. enerji düzeyinde 2, 3. enerji düzeyinde 3 tür orbital vardır.

$$n=1 \text{ ise } l=0, \quad n=2 \text{ ise } l=0,1 \quad n=3 \text{ ise } l=0,1,2 \quad n=4 \text{ ise } l=0,1,2,3$$

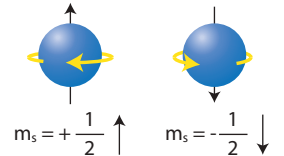
3. Manyetik Kuantum Sayısı (m_l)

Orbitalin manyetik yönelimlerini belirtir. Bir orbital türünde kaç alt orbital olduğunu gösterir. **m_l** ile gösterilir. **-l** ile **+l** arasındaki bütün tam sayı değerlerini alabilir. Alt orbital sayısı **2l + 1** ile hesaplanabilir.

Orbital Türü	l değeri	m _l değerleri	Alt orbital sayısı
s	0	0	1
p	1	-1,0,+1	3
d	2	-2,-1,0,+1,+2	5
f	3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	7

4. Spin Kuantum Sayısı (m_s)

Elektronun kendi eksenini etrafındaki dönme hareketidir. Saat yönünde ve tersi yönde olmak üzere elektron 2 spine sahiptir. Elektron saat yönünde ($+\frac{1}{2}$) tersi yönde ($-\frac{1}{2}$) değerini alır.



İlk üç kuantum sayısı Schrödinger dalga mekaniği denkleminde elde edilirken, spin kuantum sayısı deneysel yolla tanımlanmıştır.