

Kedisi burada olduğuna göre
Schrodinger pasta uzaklaşmış
olamaz...!



MODERN Atom Teorisi

Bohr Atom Modeli



Bohr atom modeline göre;

- * atom çekirdek ve çevresinde yer alan elektronlardan oluşur.
- * elektronlar çekirdeği çevreleyen yörüngelerde bulunur.
- * elektronlar yüksek enerji düzeyinden daha alt enerji düzeyine geçerken ışıma yapar.
- * Bohr tek elektronlu tanecikler ile hesaplamalar yapmıştır. (${}^4_2\text{Be}^{2+}$, ${}^2_1\text{He}^+$, ${}_1^1\text{H}$, ${}_3^2\text{Li}^{2+}$)
- * Bohr atom modeli çok elektronlu atomların spektrumlarını açıklamada yetersiz kalmıştır.
- * deneysel olarak ulaşılan sonuçları teorik olarak açıklayamamıştır. (Çekirdeğin etrafında, yörüngelerde dönen e⁻lar neden bir süre sonra çekirdeğin üzerine düşmüyor? gibi.)

Bohr'un ortaya attığı atom modelinden bir süre sonra Erwin Schrödinger ve Louis De Broglie ışığın hem dalga hem tanecik gibi davranabilmesi özelliğinden yola çıkarak bir dalga mekaniği tasarladılar.

$$E = h\nu \Leftrightarrow E = mc^2$$

$$h\nu = mc^2$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

De Broglie eşitliği

Heisenberg belirsizlik ilkesi elektronların yörüngelerde değil elektron bulutu da denilen orbitallerde bulunma olasılıklarından bahseder.

"Elektronun yeri ve hızı aynı anda ölçülemez." bu ifade Heisenberg belirsizlik ilkesidir.

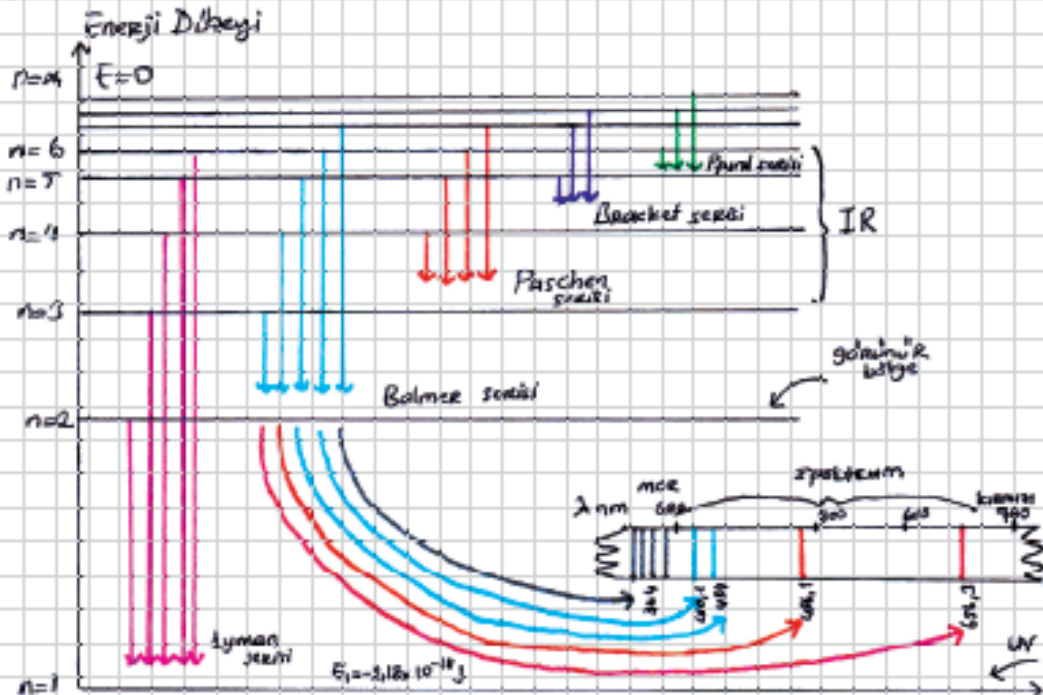
h : Planck sabiti

m : Tanecik kütlesi

v : Tanecik hızı

$$\Delta x \cdot \Delta p > \frac{h}{4\pi m}$$

Hydrojen Atomunda Elektron Geçişleri ve Spektrumları



Lyman Serisi

Elektronlar yüksek enerji düzeyinden $n=1$ katmanına iner. Mor ötesi ışık yayırlarlar.

Balmer Serisi

Elektronlar yüksek enerji düzeyinden $n=2$ katmanına iner. Görülebilir bölgede ışınlar gerçekleşir.

Paschen Serisi

Elektronlar yüksek enerji düzeyinden $n=3$ katmanına iner. Kırmızı bölgede ışık yayırlarlar.

Bracket Serisi

Elektronlar yüksek enerji düzeyinden $n=4$ katmanına iner. IR bölgede ışınlar olur.

Pfund Serisi

Elektronlar yüksek enerji düzeyinden $n=5$ katmanına iner. IR bölgede ışınlar olur.

Kuantum Sayıları

n Baş kuantum sayısı

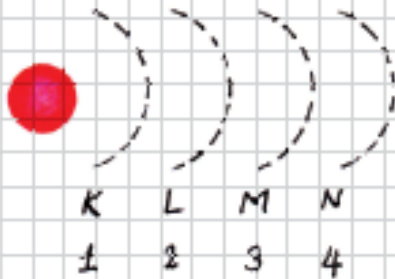
l Açısal momentum kuantum sayısı

m_l Manyetik kuantum sayısı

m_s Spin kuantum sayısı

Baş kuantum sayısı: Enerji düzeylerinde bulunan elektronların ortalama uzaklığına denir. " n " ile gösterilir. Daima pozitif değerler alır 1'den sonsuza kadar değer alabilir.

Enerji düzeyleri harfler ya da sayılar ile gösterilir.



Açısal Momentum Kuantum Sayısı

Bir enerji düzeyinde kaç alt enerji düzeyi olduğunu veren kuantum sayısıdır. " l " ile gösterilir.

$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$ 'e kadar değer alır. İkinci kabuktur. Düzeylerin şeklini belirler. Orbitaler sınıflandırılır. (s, p, d, f)

↓ ↓ ↓ ↓
0 1 2 3

$n=3$ olsun.

örnek

l değerleri $n-1$ 'den $3-1=2$ yani 0, 1, 2 değerlerini alabilir. Yani bu enerji düzeyinde üç alt enerji düzeyi bulunur. (s, p, d)



Manyetik Kuantum Sayısı

Alt enerji seviyesindeki orbital sayısını ifade eder.

$(-l, \dots, 0, \dots, +l)$

$m_l = 2l + 1$ orbital sayısını verir.

s	l	m_l	orbital
s	0	0	1s
p	1	-1, 0, 1	2s, 2p
d	2	-2, -1, 0, 1, 2	3s, 3p, 3d
f	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

Spin Kuantum Sayısı

Elektronun kendi etrafında dönmesi sonucunda ortaya çıkar. " m_s " ile gösterilir. İki değer alabilir.

$$m_s = +\frac{1}{2} \quad m_s = -\frac{1}{2}$$



NOT

Atom numarası 20'den büyük olan elementlerde n değeri arttıkça katmanlar arasındaki enerji farkı uzalır.

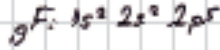
$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < \dots$

Sembol	Atom numarası	Elektron	Dizilimi
H	1	1)	$1s^1$
He	2	2)	$1s^2$
Li	3	2) 1)	$1s^2 2s^1$
Be	4	2) 2)	$1s^2 2s^2$
B	5	2) 3)	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	2) 4)	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	2) 5)	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	2) 6)	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	9	2) 7)	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	10	2) 8)	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	2) 8) 1)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Mg	12	2) 8) 2)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Al	13	2) 8) 3)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Si	14	2) 8) 4)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
P	15	2) 8) 5)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
S	16	2) 8) 6)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Cl	17	2) 8) 7)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar	18	2) 8) 8)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
K	19	2) 8) 8) 1)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Ca	20	2) 8) 8) 2)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Atomlarda Elektron Dizilimleri

Temel hâl elektron dizilimi atomun en kararlı hâlini gösteren dizilimdir.

ÖRNEK ${}^9\text{F}$ atomunun temel hâl elektron dizilimi



Uyarılmış hâl: Bir atomun elektronlarının dışarıdan enerji alarak daha yüksek bir enerji seviyesine geçmesine denir.

İyonların elektron dizilimi

ÖRNEK Cl^{-4} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 ${}_{17}\text{Cl}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^5$ (temel hâl)

${}_{20}\text{Ca}^{+2}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 ${}_{20}\text{Ca}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ (temel hâl)



HUND KURALI

Elektronlar eş enerjili orbitallere öncelikle birer birer yerleştirilir. Sonra kalan elektronlar orbitallere ters spinli olarak ikiye tamamlanır.

ÖRNEK ${}^8\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$



PAULİ DİŞARLAMA İLKESİ

Bir orbitalde maksimum $2e^-$ bulunabilir. Bu orbitale yerleşen ilk elektronun spin $+\frac{1}{2}$ 'dir. Aynı orbitale yerleşecek ikinci elektronun spinini ters yönde $-\frac{1}{2}$ olmalıdır.

AUFBAU KURALI

Aufbau kuralı temel hâlde geçerlidir. Elektronlar orbitallere yerleşirken artan enerji sırasını takip eder. Öncelikle en düşük enerjili orbitallerden başlayarak doldurulurlar.

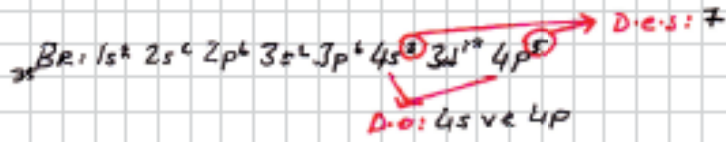
Değerlik Orbitali: Bir atomun en dış kabuğundaki orbitale denir.

Değerlik Elektronları: Değerlik orbitallerindeki elektronlara denir.

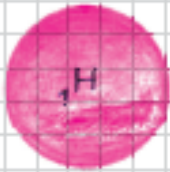
ÖRNEK



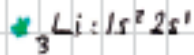
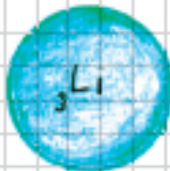
Değerlik orbitalleri: 3s



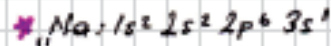
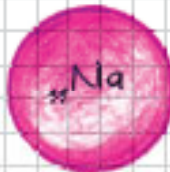
D.o: 4s ve 4p



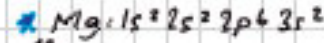
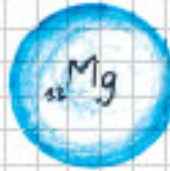
* s bloğunda, 1. periyot, A grubu



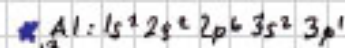
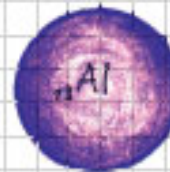
* s bloğunda, 2. periyot, A grubu



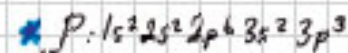
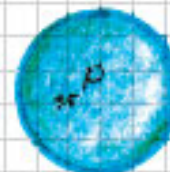
* s bloğunda, 1. periyot, A grubu



* s bloğunda, 2. periyot, A grubu



* p bloğunda, 3. periyot, A grubu



* p bloğunda, 3. periyot, A grubu