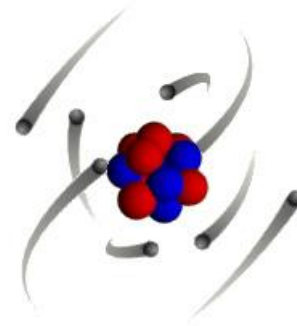
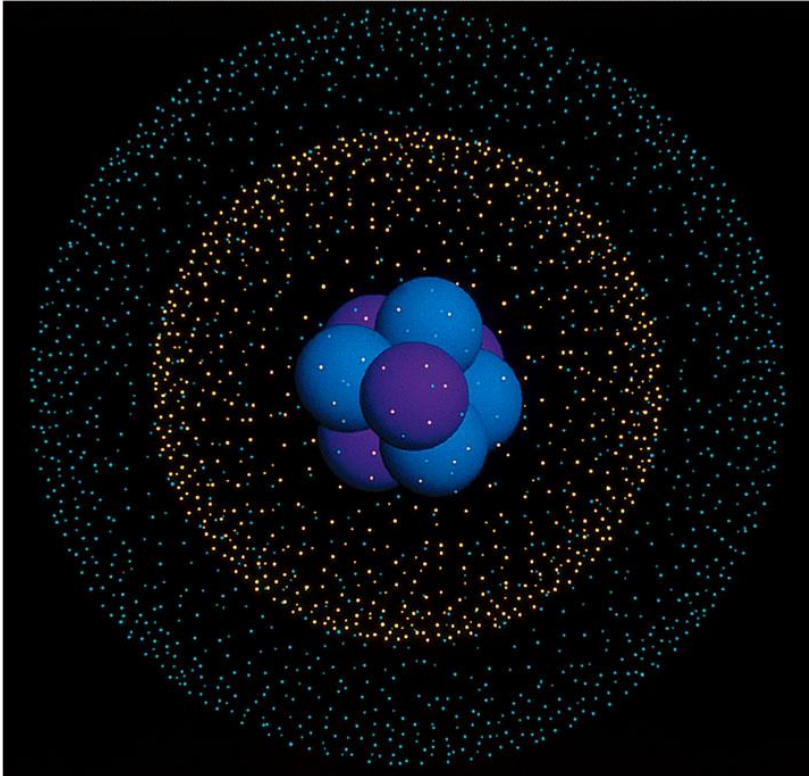


Atom Teorileri

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



Atom Kuramı

- Milattan önce beşinci yüzyılda, yunan filozofu **Democritus**, bütün maddeleri, bölünemez veya kesilemez anlamında **atomos** olarak adlandırılan, çok küçük, bölünmez taneciklerden oluştuğunu öne sürmüştür.

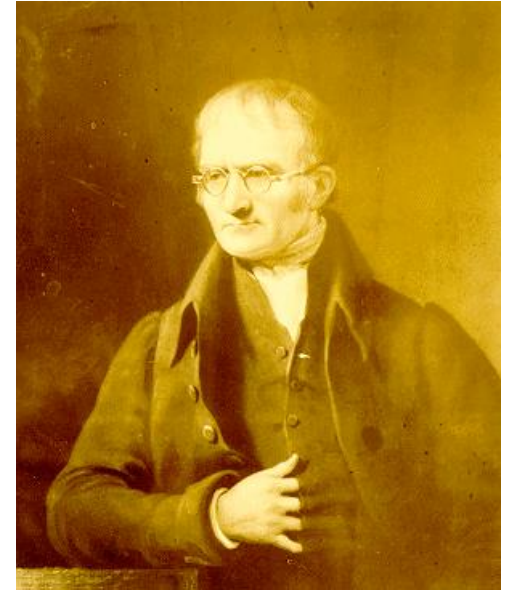
- **Kütlenin Korunumu Kanunu:** Bir kimyasal reaksiyonda, reaksiyona giren maddelerin kütleleri toplamı, ürünlerin kütleleri toplamına eşittir.
- **Sabit Oranlar Yasası:** Bir bileşiği oluşturan elementlerin kütleleri arasında değişmeyen bir oran vardır.

Sabit Oranlar Yasası

- Buna göre; bir bileşik örneğin suyun 18 gramında 16 gram oksijen varken geri kalan 2 gramı hidrojendir. 9 gram su alınırsa bunun 8 gramı oksijen ve 1 gramı hidrojendir. Bu oran su ne şekilde elde edilmiş olursa olsun kesinlikle değişmez.

Dalton Atom Kuramı

- Kütlenin korunumu ve sabit oranlar yasasından yararlanan, **John Dalton** (1766-1844) **1803 yılında** kendi adıyla anılan bir atom modeli geliştirmiştir.



Dalton Atom Modelinde Yer Alan Görüşler

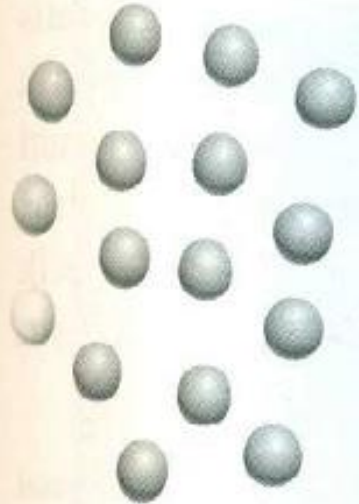
1. Elementler atom denilen küçük taneciklerden oluşmuşlardır.
2. Bir elementin bütün atomları özdeştir.
3. Bir elementin atomları, başka bir elementin atomlarından farklıdır.
4. Bir elementin atomları, diğer bir elementin atomları ile birleşerek **bileşikleri** meydana getirebilir.
5. Herhangi bir bileşikteki iki elementin atom sayılarının oranı bir tam sayı yada basit tam sayılı bir kesirdir.

Dalton Atom Modelinde Yer Alan Görüşler

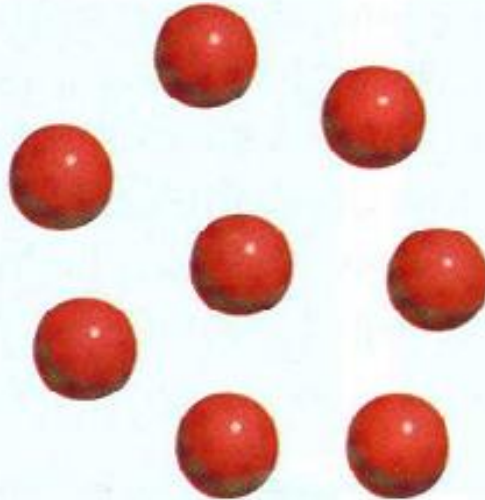
6. Kimyasal işlemlerde (reaksiyonlarda) **atomlar bölünmez**. Yani, kimyasal reaksiyonlarda atomlar oluşmaz veya parçalanmaz. Bir kimyasal reaksiyon, atomların gruplanmalarının değişmesidir.

(Kimyasal tepkimeler, yalnızca atomların birbirlerinden ayrılması, birbirleri ile birleşmesi yada yeniden düzenlenmesinden ibarettir.)

Dalton Atom Modelinde Yer Alan Görüşler



X elementinin atomları



Y elementinin atomları



X ve Y elementlerinden oluşan bileşik

(a)

(b)

Dalton Atom Kuramı

- Dalton atom teorisindeki 2. madde olarak verilen “bir elementin bütün atomları özdeştir” görüşü bugün için geçerli değildir.
- Ayrıca, 6. madde de belirtilen görüş, kimyasal reaksiyonlar için doğru, çekirdek reaksiyonları için doğru değildir.
- Çekirdek reaksiyonlarında atomun parçalandığı kabul edilir.

Atom Teorileri

- Dalton atom teorisinde elementlerin atomlardan meydana geldiği belirtilmiş, ancak atomun yapısı hakkında yorum yapılmamıştır.
- Bundan sonraki araştırmalar, atomun iç yapısını aydınlatmaya yönelik olmuştur.

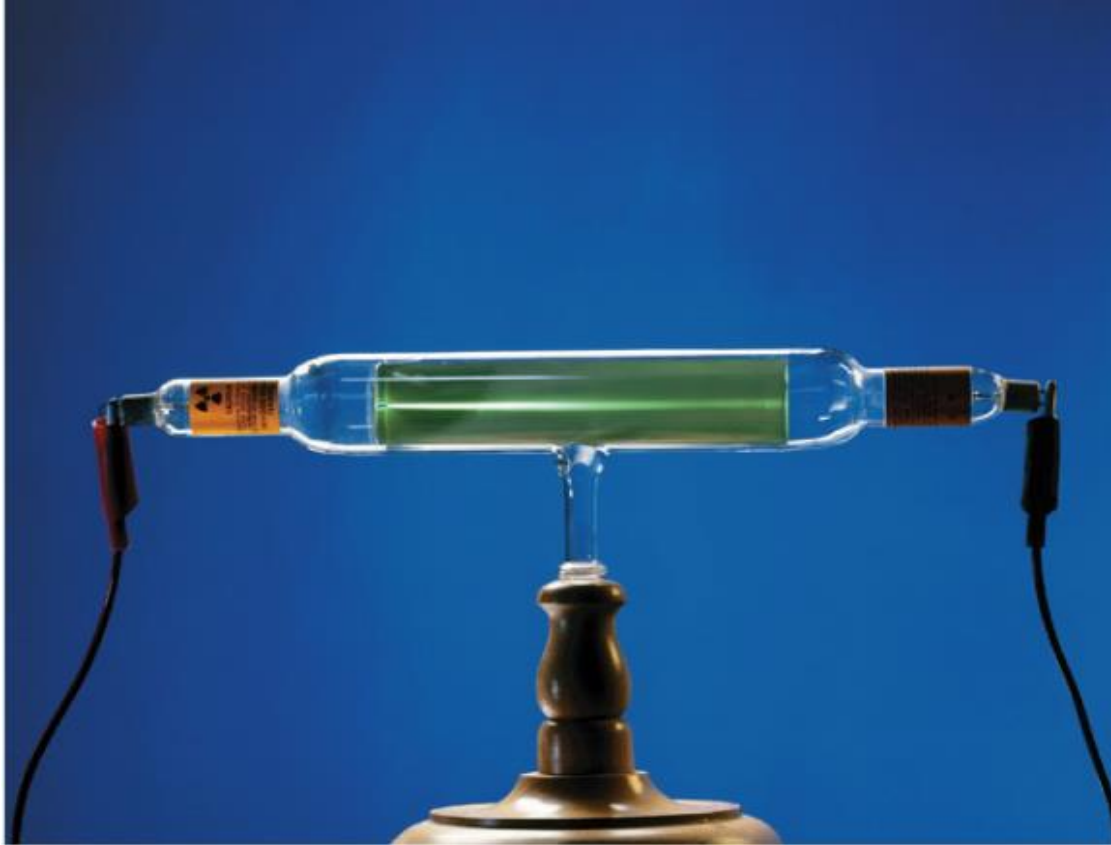
Elektron, Proton ve Nötron

- Dalton, atomu hem çok küçük hemde bölünemez olarak düşünmüştür.
- Oysa 1850'li yıllarda başlayıp 20.yy a kadar uzanan araştırmalar, atomların atom altı tanecikler adı verilen daha da küçük taneciklerden oluştuğunu göstermiştir. Bu araştırmalar **elektron, proton ve nötron** ların keşfine yol açmıştır.

Elektronların Keşfi

- Micheal Faraday (1791-1867) tarafından katot ışınları keşfedilmiştir.
- Bu ışınlar elektrik ve magnetik alanda, tıpkı negatif yüklü bir parçacık gibi sapmaya uğramaktadır.

Katot Işınları



Katot Işınları



Elektronların Keşfi

- Elektriksel alan uygulanan katot ışınlarının negatif kutup tarafından itildiğini ve pozitif kutba çekildiği belirlendi.
- Elektriksel alandaki bu sapmalar taneciğin yükü ile doğru kütlesi ile ters orantılıdır.

Elektronların Keşfi

- 1897 de J.J. Thomson katot ışınlarının kütesinin (m) yüküne (e) oranını, yani m/e değerini hesapladı.
- $m/e = -5,6857 \times 10^{-9} \text{ g/C}$
- Thomson, katot ışınlarının, bütün atomlarda bulunan negatif yüklü temel parçacıklar olduğunu ileri sürdü.
- Daha sonra, **George Stoney** (1874) katot ışınlarına **elektronlar** adını verdi.

Elektronların Keşfi

- **Robert Millikan**, 1908 yılında bir dizi “yağ damlası” deneyi yaparak elektronun yükünü (e), $e = 1,6022 \times 10^{-19} \text{ C}$ (coulon) olarak tayin etmiştir.
- Bu değer, elektronun kütle/yük bağıntısında yerine konulduğunda, elektronun kütlesi $m = 9,1096 \times 10^{-28} \text{ g}$ olarak bulunur.

Thomson Atom Modeli

J.J. Thomson (1856-1940)

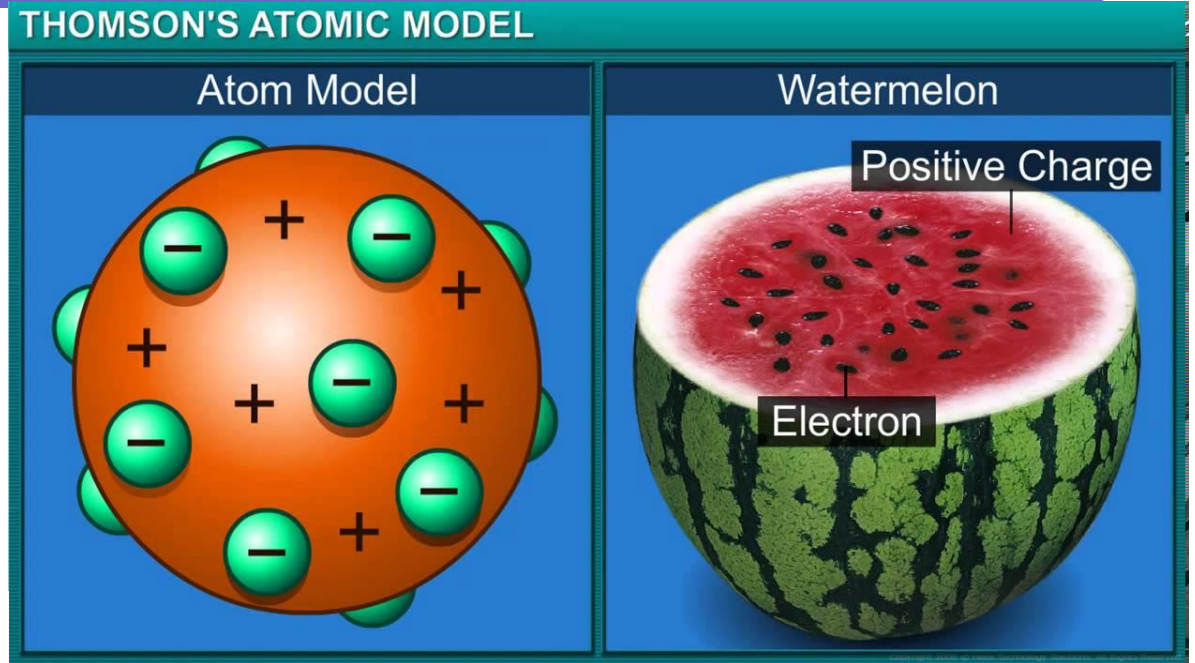


Thomson Atom Modeli

- Elektronun bütün atomlarda bulunan temel bir tanecik olduğu kabul edildikten sonra, J.J. Thomson tarafından yeni bir atom modeli ileri sürüldü.
- Thomson'a göre, nötr bir atomda eksi yükü dengeleyen artı yükler bulunmalı ve bu artı yükler bulut şeklinde olmalı. Elektronlar bu pozitif yük bulutu içinde yüzmelidir.

Thomson Atom Modeli

- Thomson, atomu “üzümlü keke” veya “karpuz” benzetmiştir

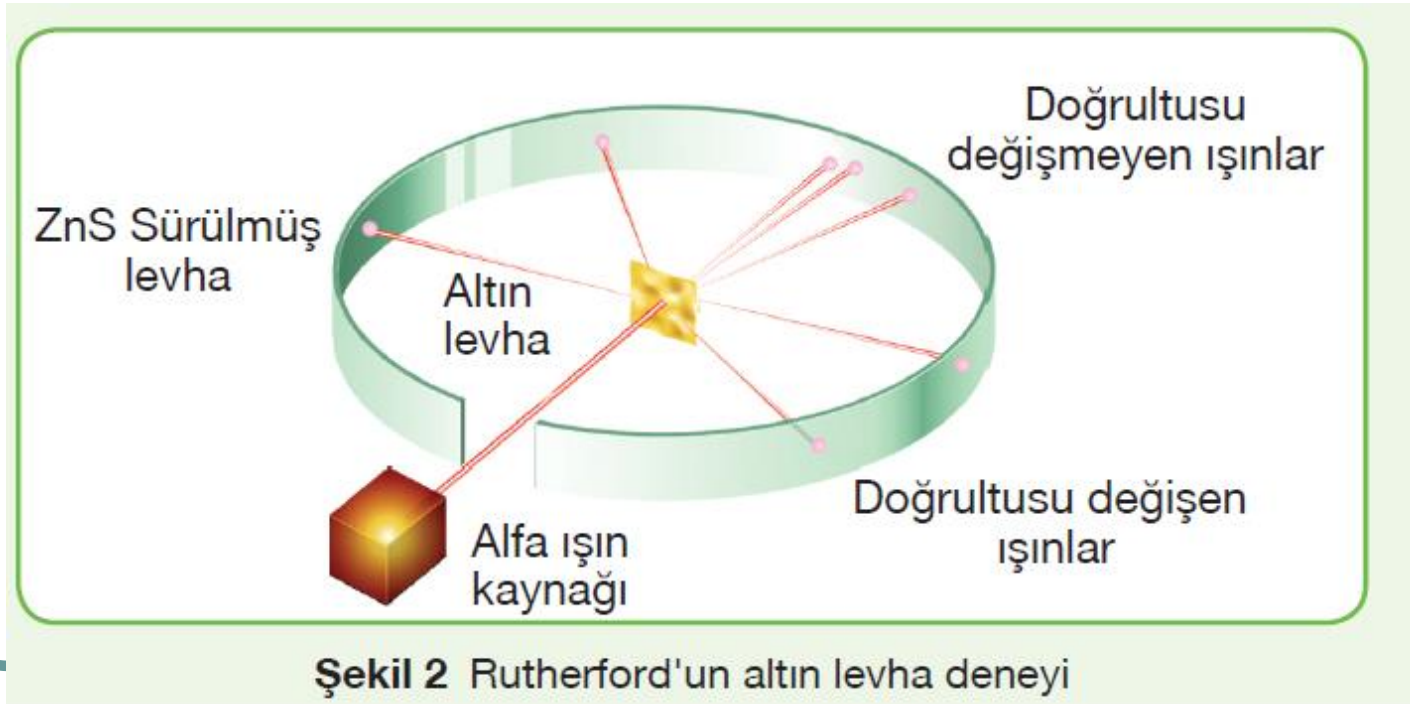


Rutherford Atom Modeli

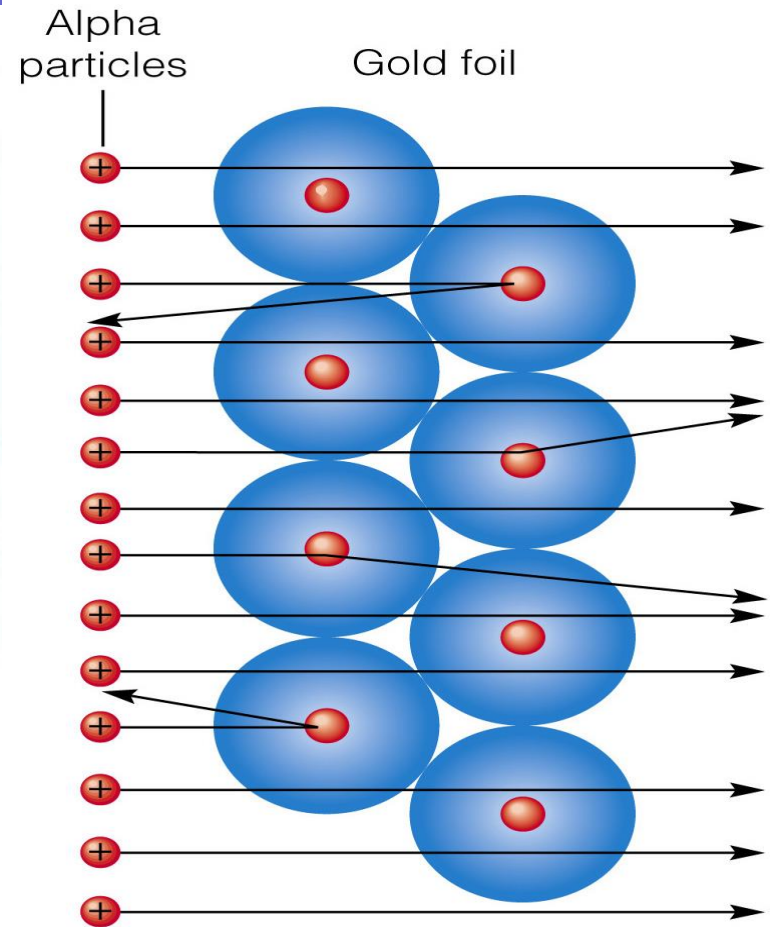
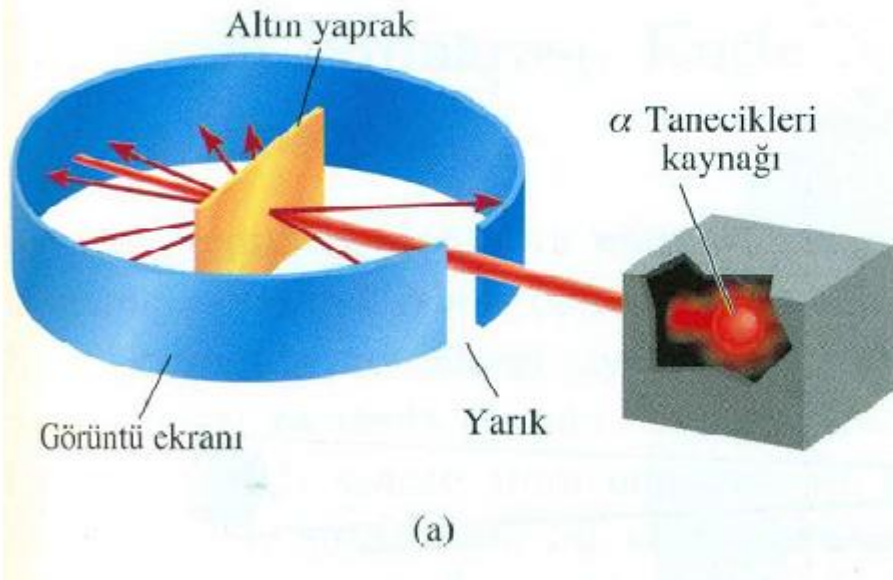
- Ernest Rutherford, atomun iç yapısını ortaya çıkarmak için, alfa (α) parçacıklarından (He^{+2} iyonları) yararlanarak bir dizi deney yapmıştır.
- Rutherford, bir radyoaktif kaynaktan alınan alfa parçacıklarını (radyum ve polonyum birer α -ışını kaynağıdır) altın, gümüş, bakır vb metallerden yapılmış çok ince metal yapraklar üzerine gönderdiğinde şu sonuçları gözledi.

Alfa parçacıkları saçılması deneyi

- Alfa parçacıklarının çok büyük bir kısmı, metal yaprağı herhangi bir sapmaya uğramadan geçer.
- Az bir kısmı hafif sapmaya uğrayarak metal yaprağı geçer.
- Çok çok az bir kısmı geldikleri yönde geri döner.

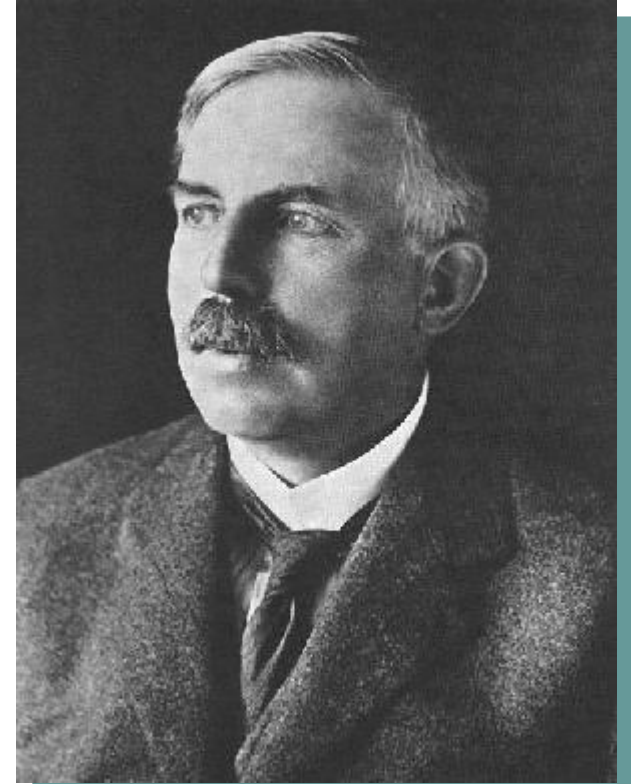


Alfa parçacıkları saçılması deneyi



Rutherford Atom Modeli

- **Rutherford**, yaptığı alfa parçacıkları saçılması deneyinden sonra, atom için yeni bir model ileri sürdü.



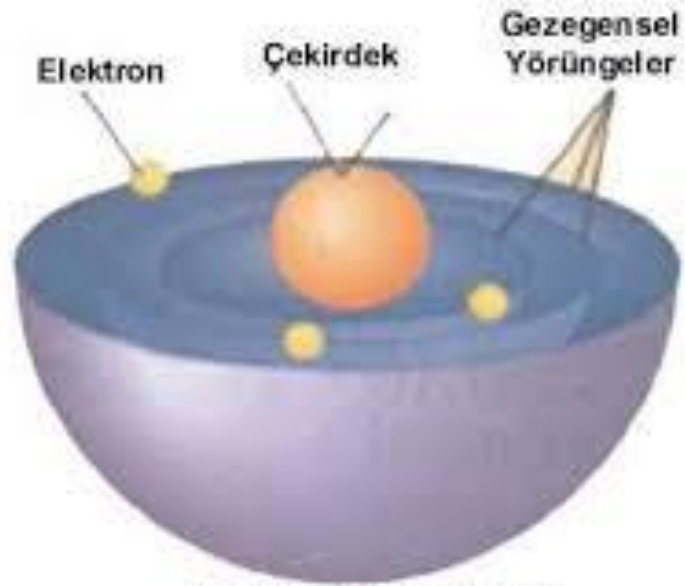
Rutherford Atom Modeli

- Atom büyük oranda boşluktan oluşmaktadır. Bu boşlukta elektronlar bulunmaktadır.
- Atomun merkezinde, atomun kütle ve pozitif yükünden sorumlu ve hacmi çok küçük olan bir kısım “çekirdek” bulunmaktadır.

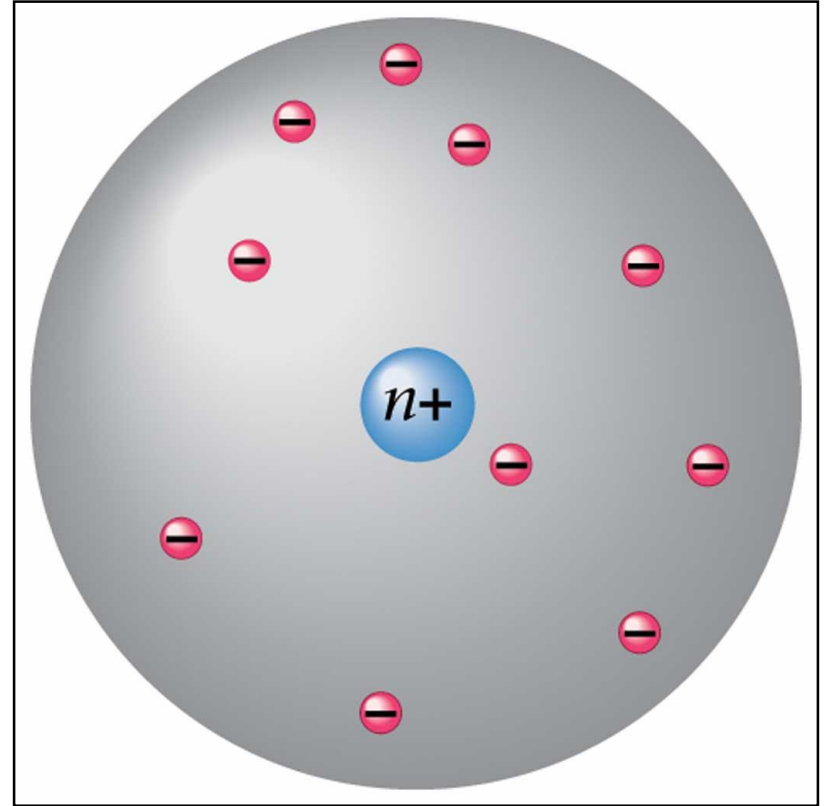
Rutherford Atom Modeli

- Çekirdek çevresinde, çekirdeğin pozitif yükünü nötralleştirmeye yetecek sayıda negatif yüklü ve kütleleri çekirdeğin kütlesi yanında ihmal edilebilecek kadar küçük parçacıklar(**elektronlar**) bulunmaktadır.
- Rutherford atom modeline göre, atomların çekirdeklerinde pozitif yüklü temel tanecikler vardır.
- Rutherford, bu parçacıkları 1919 yılında keşfetmiş ve adına **proton** demiştir.

Rutherford atomu



Rutherford Atom Modeli



Proton ve Nötronların Keşfi

- Rutherford'un atom yapısı modeli önemli bir sorunu çözümsüz bırakıyordu.
- Atom kütleleri ile ilgili olarak yapılan çalışmalarda, hesaplanan kütle değeri ile atomun yapısındaki protonların toplam kütlesi arasında büyük farklılıklar olduğu belirlendi.

Proton ve Nötronların Keşfi

- Rutherford'un zamanında, en basit atom olan hidrojenin bir tane proton, helyum atomunun ise iki tane proton içerdiği biliniyordu.
- Bu nedenle helyum atomunun kütlelerinin hidrojen atomunun kütlelerine oranı 2:1 olmalıydı. Oysa gerçekte bu oran 4:1 idi.

Proton ve Nötronların Keşfi

- Rutherford ve diğer araştırmacılar atom çekirdeğinde, diğer bir atom altı tanecik bulunması gerektiğini düşündüler. Bunun kanıtı James Chadwick tarafından sağlandı.
- **James Chadwick**, 1932 de atom çekirdeklerinde bulunan ve bir temel parçacık olan **nötron**'ları keşfetti.

Atomun Temel Parçacıkları

- Proton
 - Nötron
 - Elektron
-
- **Not:** Günümüzde 300'ün üzerinde atom altı parçacık bilinmektedir.

Atomun Temel Parçacıkları

Atomdaki Parçacık	Kütle (gram)	Kütle (akb)	Yük (kulon)
Elektron	$9,1096 \times 10^{-28}$	0,00054859	$-1,6022 \times 10^{-19}$
Proton	$1,6726 \times 10^{-24}$	1,007277	$+1,6022 \times 10^{-19}$
Nötron	$1,6749 \times 10^{-24}$	1,008665	0

Atomun Temel Parçacıkları

Atomdaki Parçacık	Bağıl Kütlesi	Bağıl Yükü
Elektron	1	-1
Proton	1836	+1
Nötron	1839	0

Bohr Atom Modeli

- Rutherford atom modelinde, elektronların çekirdek çevresinde ne şekilde bulundukları hakkında herhangi bir bilgi bulunmamaktadır.
- Bir atomdaki elektronların, tıpkı bir gezegenin güneş etrafındaki yörüngesel hareketi gibi, hareket halinde oldukları düşünüldü.

Bohr Atom Modeli

- 1913 yılında Danimarkalı Fizikçi Niels Bohr klasik fizik ve kuantum kuramının ilginç bir sentezini yaparak hidrojen atomu için yeni bir model ileri sürdü.



Niels Bohr
(1885-1962)

Bohr Atom Modeli

Bu modelde yer alan görüşler, şu şekilde özetlenebilir:

1. Elektron, çekirdek etrafında, **dairesel yörüngelerde** hareket etmektedir.
2. Elektronun hareket edebildiği yörüngelerin **belli enerji değerleri** vardır. Elektron, bu belli enerjiye sahip yörüngelerde bulunduğu sürece **enerji yaymaz**.

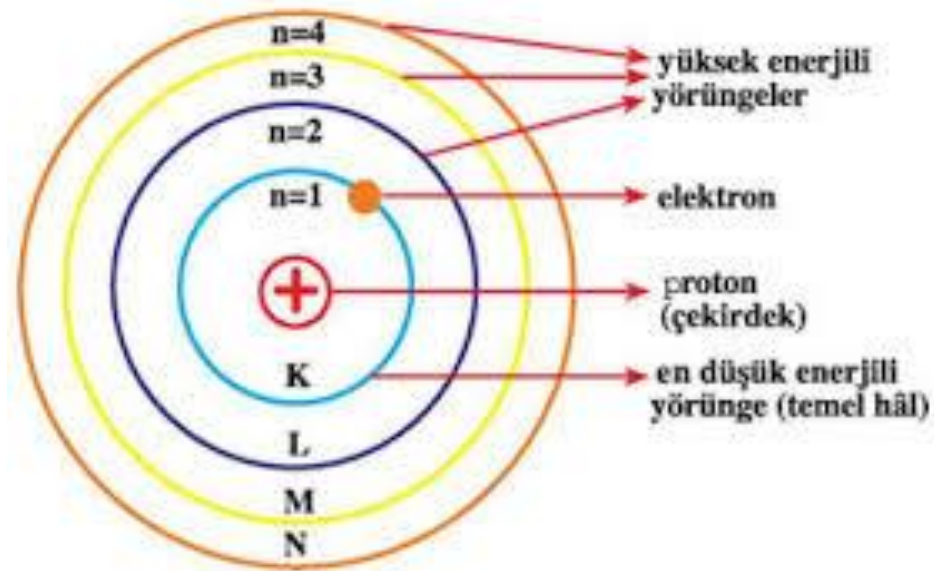
Bohr Atom Modeli

3. Elektron bir üst enerji düzeyinden (yörüngeden), alt enerji düzeylerine düştüğünde **ışık şeklinde enerji yayar**.
Yayımlanan ışık fotonunun enerjisi $E = h\nu$ 'dür.

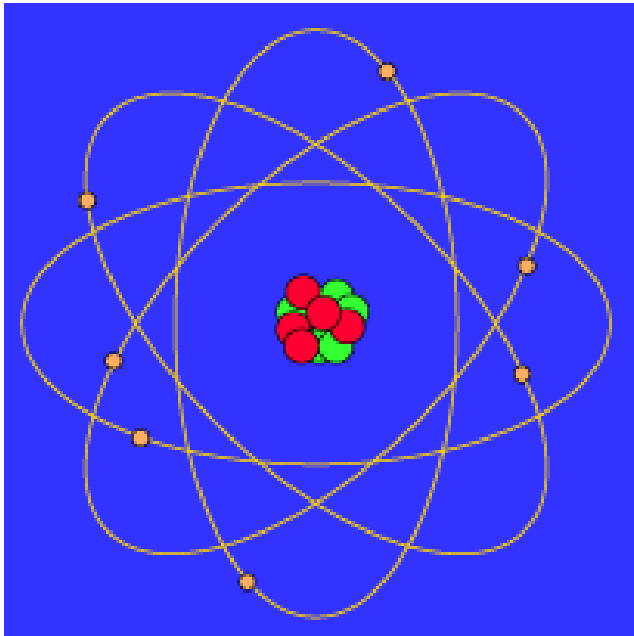
Bohr Atom Modeli

- Bohr tarafından önerilen atom modeli, aşağıdaki şekilde şematize edilebilir.

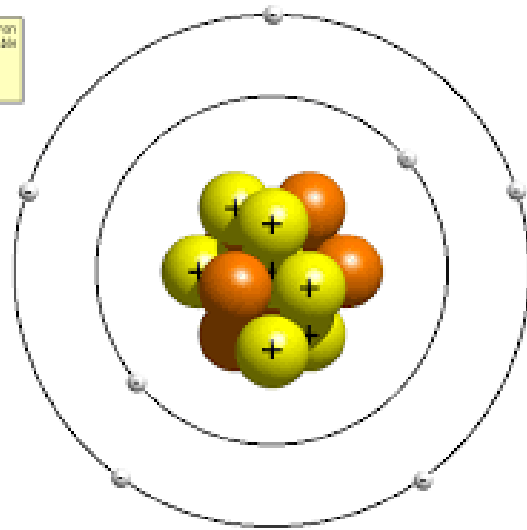
<u>Enerji</u> <u>Düzeyi</u>	<u>Kabuk</u>
$n = 1$	K
$n = 2$	L
$n = 3$	M
$n = 4$	N
$n = 5$	O
$n = 6$	P
$n = 7$	Q



Bohr Atomu



Mnsgen's Electron
Configuration Table
 $1s^2$
 $2s^2 2p^6$



Dalga-Tanecik İkiliği

- 1924 yılında Louis de Broglie, hareket eden küçük taneciklerin de **dalga özelliği** gösterebileceğini ileri sürdü.



L. de Broglie
(1892-1987)

Heisenberg'in Belirsizlik İlkesi

- Heisenberg'e göre, elektron gibi çok küçük taneciklerin **yeri ve momentumu (hızı)** aynı anda hassas bir şekilde belirlenemez.
- Yeri hassas olarak belirlenmeye çalışıldığında, **momentumunda belirsizlik artar.**

Heisenberg'in Belirsizlik İlkesi

- Momentumu hassas olarak belirlenmeye çalışıldığında ise **yerindeki belirsizlik artar.**
- Bu durum, matematiksel olarak şöyle ifade edilir.

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

Δx : taneciğin yerindeki belirsizlik

Δp : taneciğin momentumundaki belirsizlik

h : Planck sabiti

Bohr Atom Modelindeki Yanlışlıklar

- De Brogli'ye göre, elektron dalga özelliğine de sahiptir.
- Heisenberg ise elektronun yerinin hassas bir şekilde belirlenemeyeceğini ileri sürmektedir.
- Bu görüşlerin ışığında, Bohr atom modeline yeniden bakıldığında, bu modelin kısmen yanlış olduğu görülmektedir.

Bohr Atom Modelindeki Yanlışlıklar

- De Broglie ve Heisenberg'in görüşleri doğru ise (doğruluğu kabul edilmektedir) atomda elektronların kesin yörüngeler üzerinde hareket ettiğini söylemek yanlıştır.
- Yani, **elektronun çekirdek etrafında dairesel yörüngelerde hareket ettiği görüşü günümüzde geçerli değildir** (Bohr atom modelindeki 1. madde).

Dalga Mekaniki Atom Modeli (Modern Atom Kuramı)

- 1927 yılında **Erwin Schrödinger**, elektronların dalga özelliğine sahip olduğu gerçeğinden hareket ederek, elektron gibi çok küçük taneciklerin üç boyutlu uzaydaki hareketini tanımlayan bir denklem ileri sürdü.



Modern Atom Kuramı

Schrödinger Denklemi :

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8m\pi^2}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Ψ (psi) : dalga fonksiyonu

E : toplam enerji

x, y, z : uzay koordinatları

V : potansiyel enerji

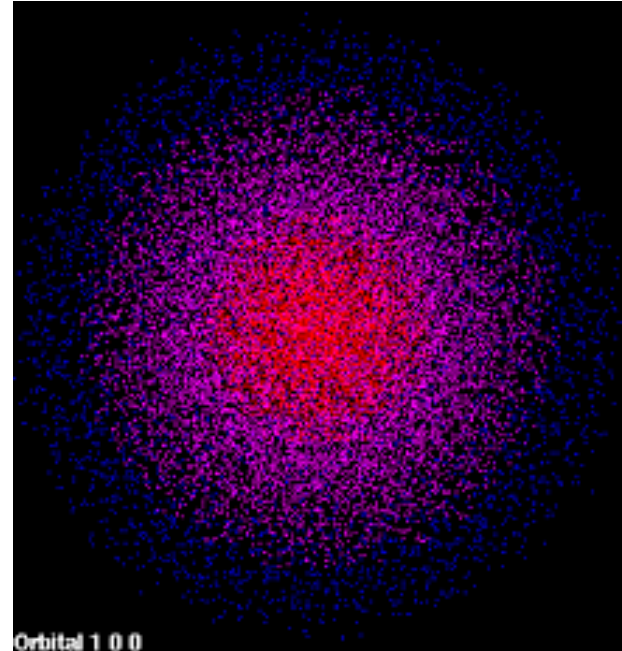
m : elektronun kütlesi

Modern Atom Kuramı

- Schrödinger denkleminin çözümünden, n, l, m_l şeklinde üç **kuantum sayısı** bulunur.
- Bu kuantum sayılarının üçünün belli değerleri, elektronların bulunma ihtimalinin yüksek olduğu yerlere karşılık gelir.
- Elektronun bulunma ihtimalinin yüksek olduğu yerlere “**orbital**” denir.

Modern Atom Kuramı

- Orbitallerin kesin sınırları olmamakla beraber, elektronun zamanının %90-95'ini geçirdiği bölgeye **orbital** denmektedir.



Modern Atom Kuramı

- Schrödinger denkleminin çözümüyle elde edilen hidrojen atomuna ait bilgilerde artık **yörünge kavramı** tamamen çürütülmüştür.
- Yeni atom modelinde, elektron, kesin yörüngeler üzerinde değil, **orbital** adı verilen uzay parçalarında hareket etmektedir.

ATOM MODELLERİ

460 Democritos

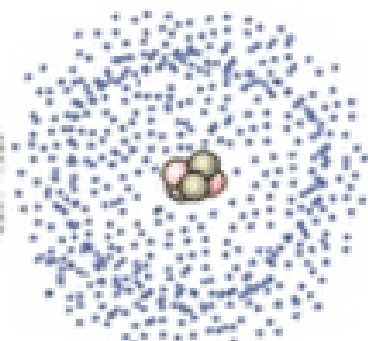
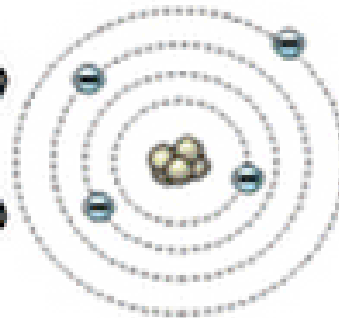
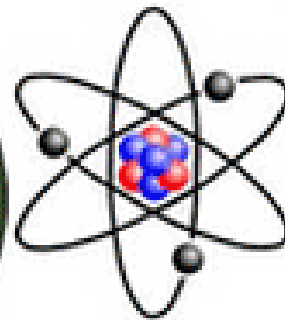
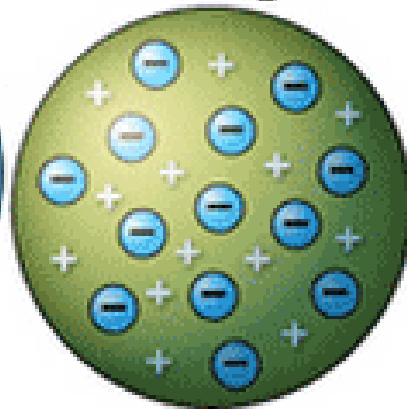
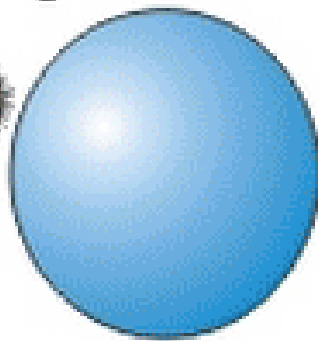
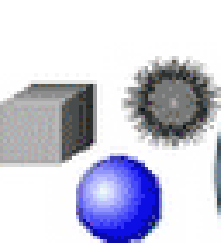
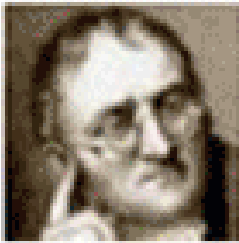
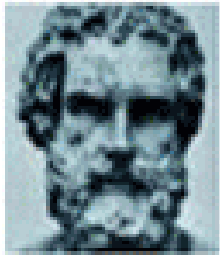
1803 Dalton

1897 Thomson

1912
Rutherford

1913 Bohr

1930
Modern Atom
Teorisi



The Solvay Congress of 1927

Werner Heisenberg

Louis de Broglie

Erwin Schrödinger



H. A. Lorentz

Max Born

Max Planck

Einstein

Niels Bohr

Kuantum Sayıları

- ***Baş kuantum sayısı***
- ***Açısal kuantum sayısı***
- ***Manyetik kuantum sayısı***
- ***Spin kuantum sayısı***
- Kuantum sayıları, atom orbitallerinin ve bu orbitallerde yer alan elektronların belirlenmesinde kullanılır.

Kuantum Sayıları

- Baş kuantum sayısı (n): Enerji düzeylerini ve elektronun çekirdeğe olan ortalama uzaklığını gösterir.
- $n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$ kadar pozitif tamsayı değerler alır.

Kuantum Sayıları

- **Açısal kuantum sayısı (l):** Bu sayı, **orbital türünü (orbital şekillerini)** belirler.
- Alabildiği değerler; $l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$.
- $n = 1$ $l = 0$ haline karşılık gelen orbital **s**
- $n = 2$ $l = 1$ haline karşılık gelen orbital **p**
- $n = 3$ $l = 2$ haline karşılık gelen orbital **d**
- $n = 4$ $l = 3$ haline karşılık gelen orbital **f**

ℓ	0	1	2	3	4	5
Orbitalin Adı	s	p	d	f	g	h

Kuantum Sayıları

- **Magnetik kuantum sayısı (m_l):** Magnetik kuantum sayısı, **orbitallerin sayısı** ve **uzaydaki yönelişlerini** belirler.
- $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$ kadar değer alır.
- **Örneğin:**
- $l = 1$ ise $m_l = -1, 0, +1$

Kuantum Sayıları

- Kuantum sayılarının takımı, orbitalleri nasıl etkiler?
- Her 3 kuantum sayısının bir setine, 1 orbital karşılık gelmektedir.

Örneğin:

$n = 1$ ise $l = 0$ ve $m_l = 0$ 1s orbitali

Kuantum Sayıları

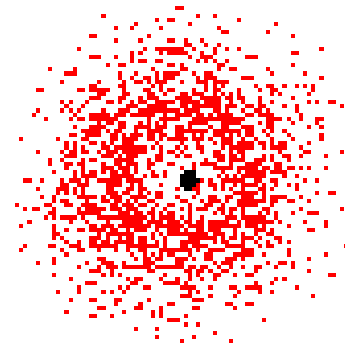
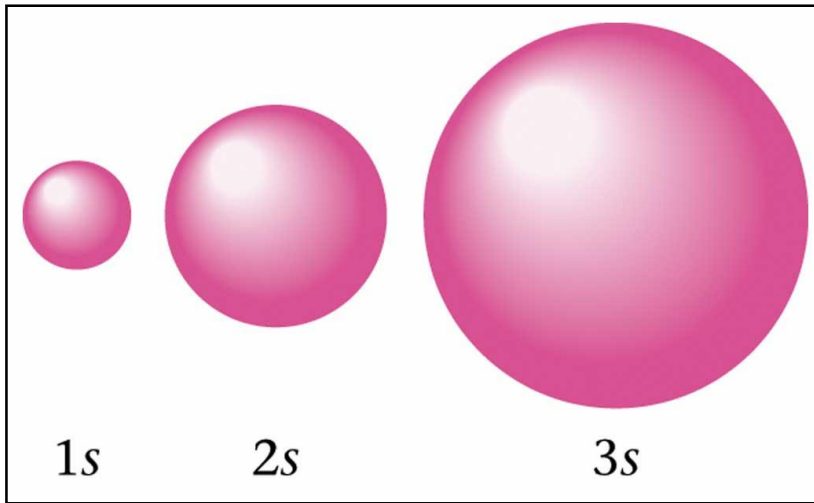
- $n=2$ ve $l=1$ durumunu ele alırsak, verilen n ve l değerleri, 2p altkabuğunu göstermektedir. Bu alt kabukta üç tane 2p orbitali bulunur. Çünkü m_l nin alabileceği değerler -1, 0 ve 1'dir.
- **Soru:** $n = 2$ ve $n = 3$ enerji düzeylerini, kuantum sayıları ve orbitaller açısından tanımlayınız.
- **Soru:** $n = 4$, $l = 2$ ve $m_l = 0$ kuantum sayılarına karşılık gelen orbital hangisidir?

Kuantum Sayıları

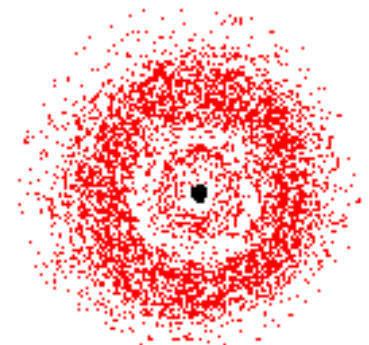
- Baş kuantum sayısı n 'ye kabuk, açısal kuantum sayısı l 'ye ise alt kabuk da denir.
- Her bir kabukta (yani enerji düzeyinde) n^2 tane orbital vardır.
- Her bir alt kabuk $(2l + 1)$ tane orbital içerir.

Atomik Orbitaler

- Atomik orbitaller; s, p, d ve f notasyonları kullanılarak gösterilir.
- Bütün s-orbitalleri küresel yapılıdır.



a 1s orbital

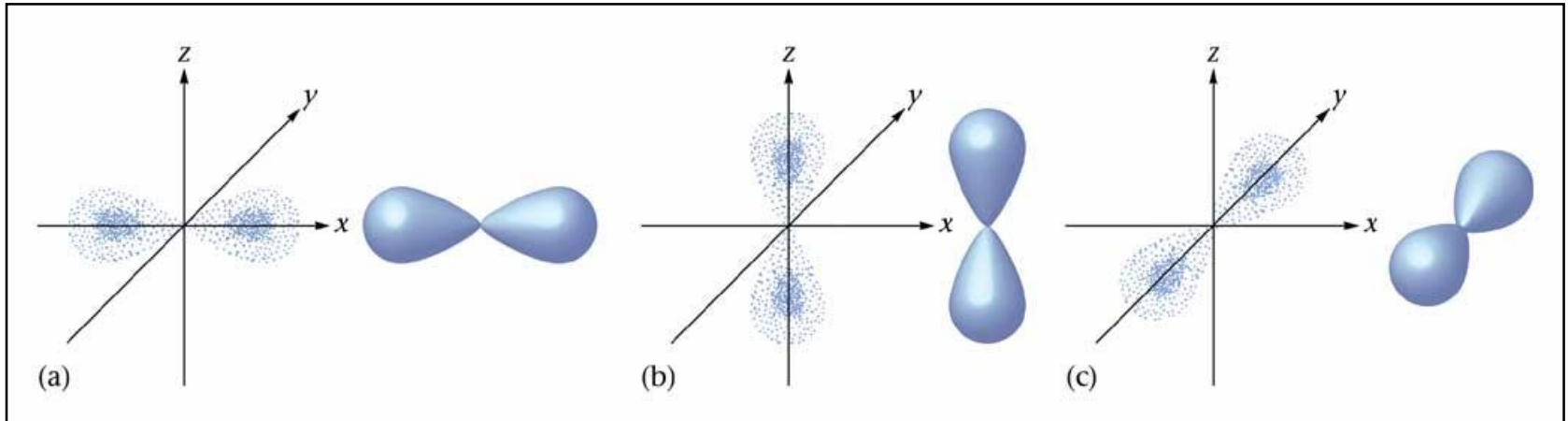


a 2s orbital

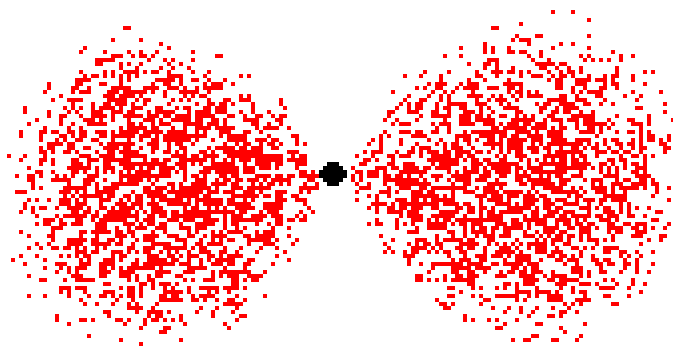
Atomik Orbitaler

- p-Orbitaleri üç tane olup **eş enerjilidir**. Bu orbitaller; x, y ve z eksenleri üzerinde yer alıp, ikişer **lob**'a sahiptir.
- x-Eksenini üzerinde yer alan orbitale p_x , y-ekseni üzerinde bulunan orbitale p_y ve z-ekseni üzerinde bulunan orbitale ise p_z orbitali denir.

p-Atomik Orbitalleri



a p orbital

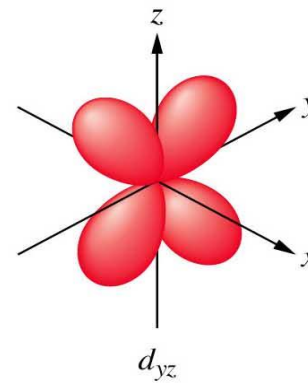
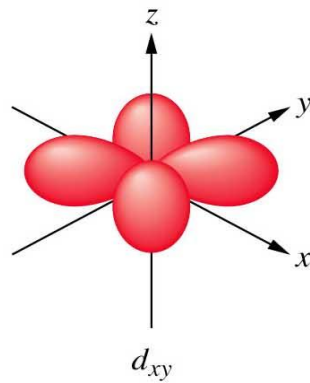
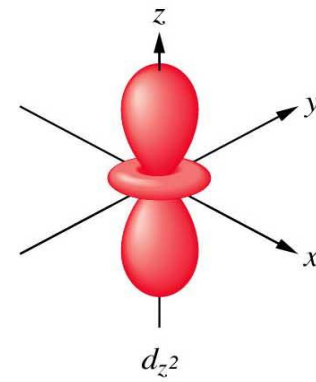
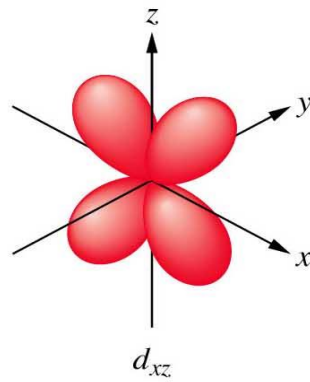
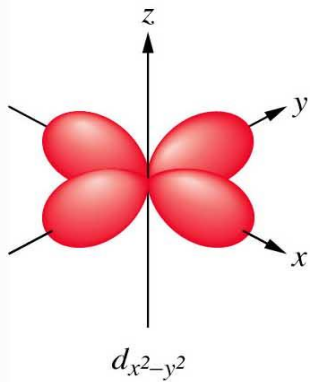


d-Atomik Orbitalleri

- d-Orbitalleri dörder lob'lu olup, **eksenler üzerinde ve eksenler arası bölgelerde** bulunurlar.
- dx^2-y^2 ve dz^2 eksenler boyunca; d_{xy} , d_{yz} ve d_{zx} orbitalleri ise eksenler arası bölgelerde yönelirler.

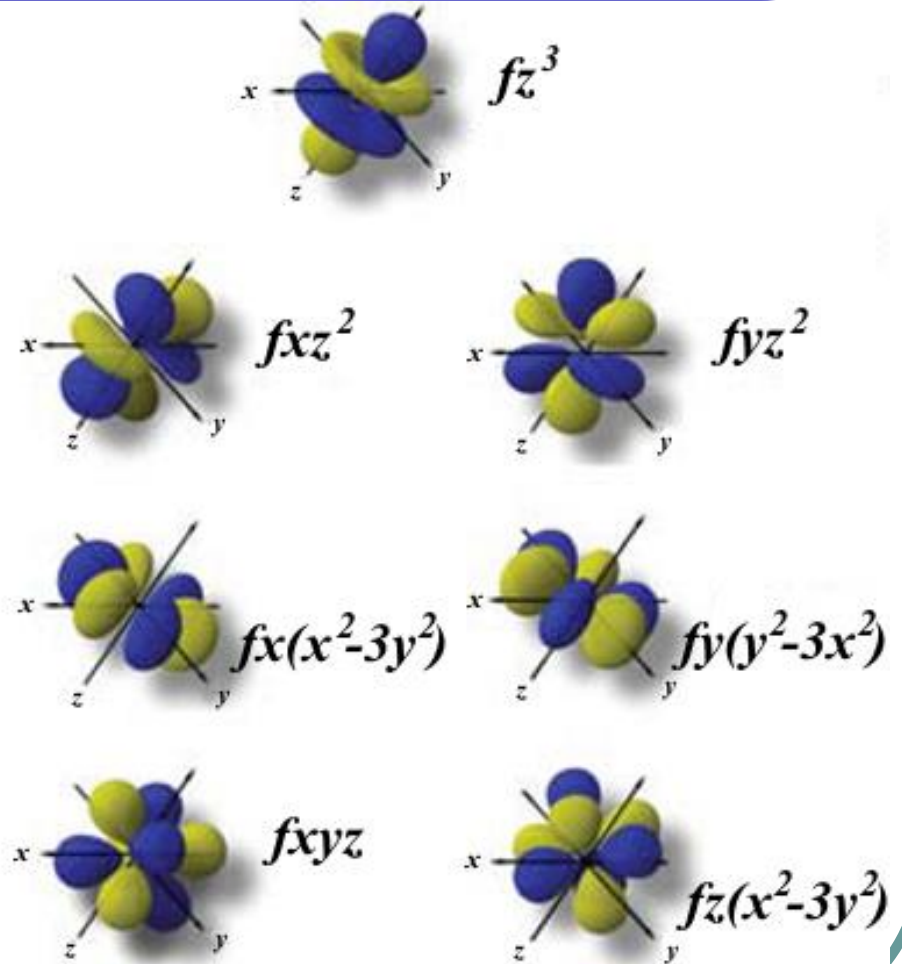
d-Atomik Orbitalleri

d-Orbitalleri



f-Atomik Orbitalleri

- 7 tane f-orbitali olup, bunlar **altışar lob**'lu dur.
- Dışardan herhangi bir magnetik etki olmadıkça, bütün f-orbitalleri **eş enerjilidir**.

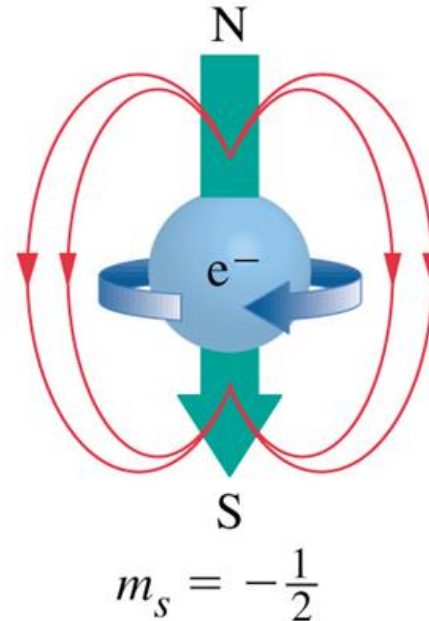
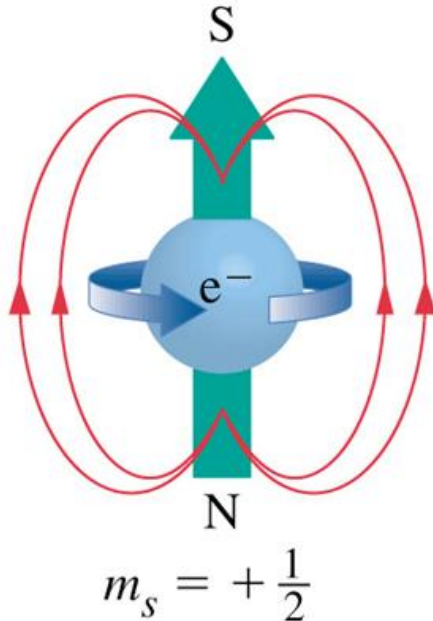


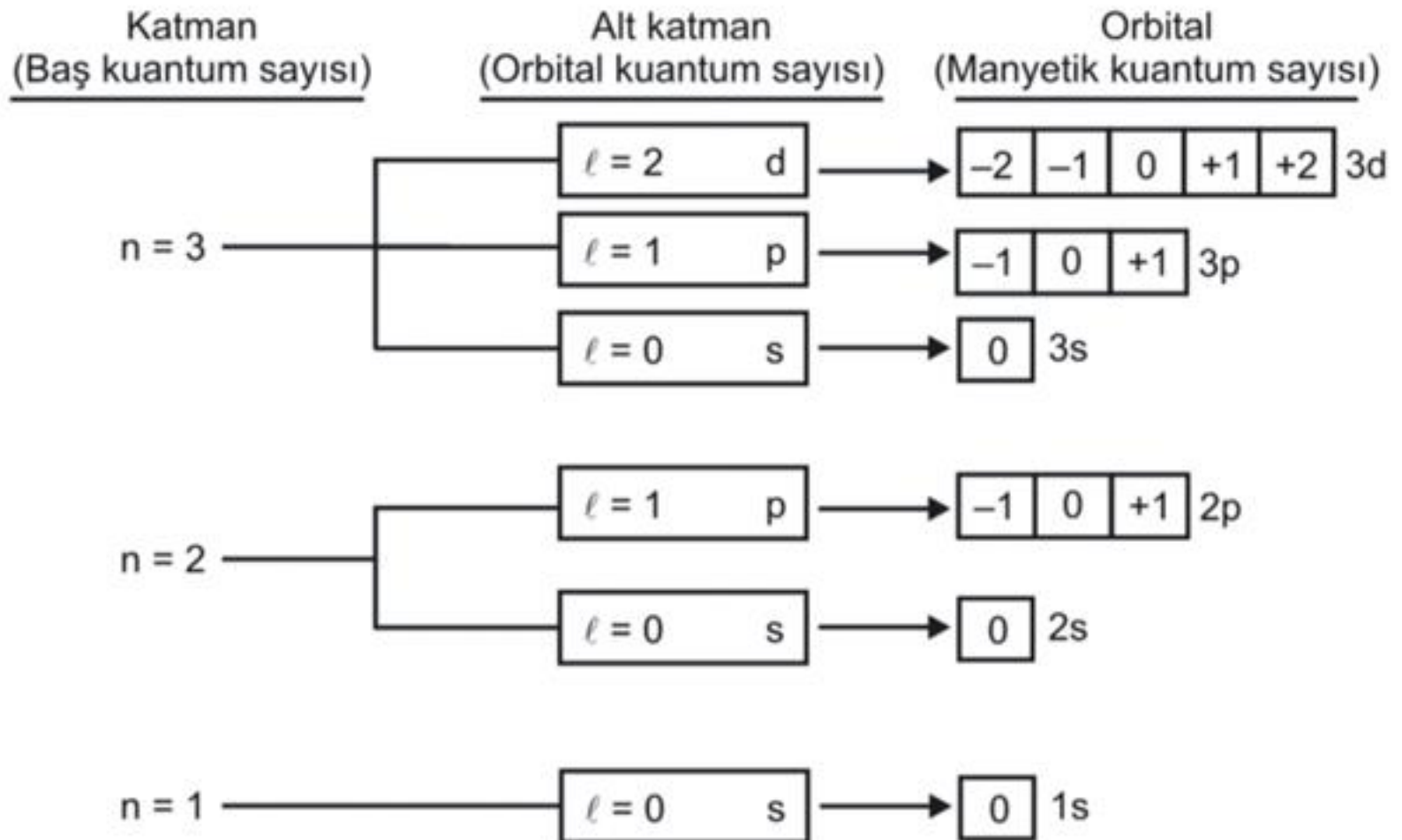
Spin Kuantum Sayısı (m_s)

- Elektronun çekirdek çevresinde yaptığı hareketten başka, bir de kendi eksenini etrafında yaptığı dönme hareketi vardır.
- Kendi eksenini etrafındaki bu dönme hareketine, **spin** hareketi denir.
- Bu spin hareketi de kuantlaşmış olup, **spin kuantum sayısı (m_s)** ile tanımlanmaktadır.

Spin Kuantum sayısı (m_s)

- Spin hareketi, saatin dönme yönünde ve tersi yönünde olmak üzere **iki türdür**.
- Bu nedenle, spin kuantum sayısı $m_s = \pm \frac{1}{2}$ şeklinde iki değer almaktadır.





Kuantum sayıları ve orbitaller

Baş Kuantum Sayısı		Açısal Kuantum Sayısı		Magnetik Kuantum Sayısı m_l	Alt Tabakadaki Yörünge sayısı	elektron sayısı
n	Tabaka	l	Alt tabaka			
1	K	0	1s	0	1	2
2	L	0	2s	0	1	2
		1	2p	-1 0 +1	3	6
3	M	0	3s	0	1	2
		1	3p	-1 0 +1	3	6
		2	3d	-2 -1 0 +1 +2	5	10
4	N	0	4s	0	1	2
		1	4p	-1 0 +1	3	6
		2	4d	-2 -1 0 +1 +2	5	10
		3	4f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7	14

Orbitallerin enerji Sırası

- Çok elektronlu atomlarda orbitallerin enerjisi, baş kuantum sayısı (n) ve açısal kuantum sayısı (l)'ye göre tespit edilir.
- Orbitallerin enerjisi ($n + l$) toplamına göre düzenlenir.
- ($n + l$) toplamı büyük olan orbitalin enerjisi büyük, küçük olanının enerjisi küçüktür.

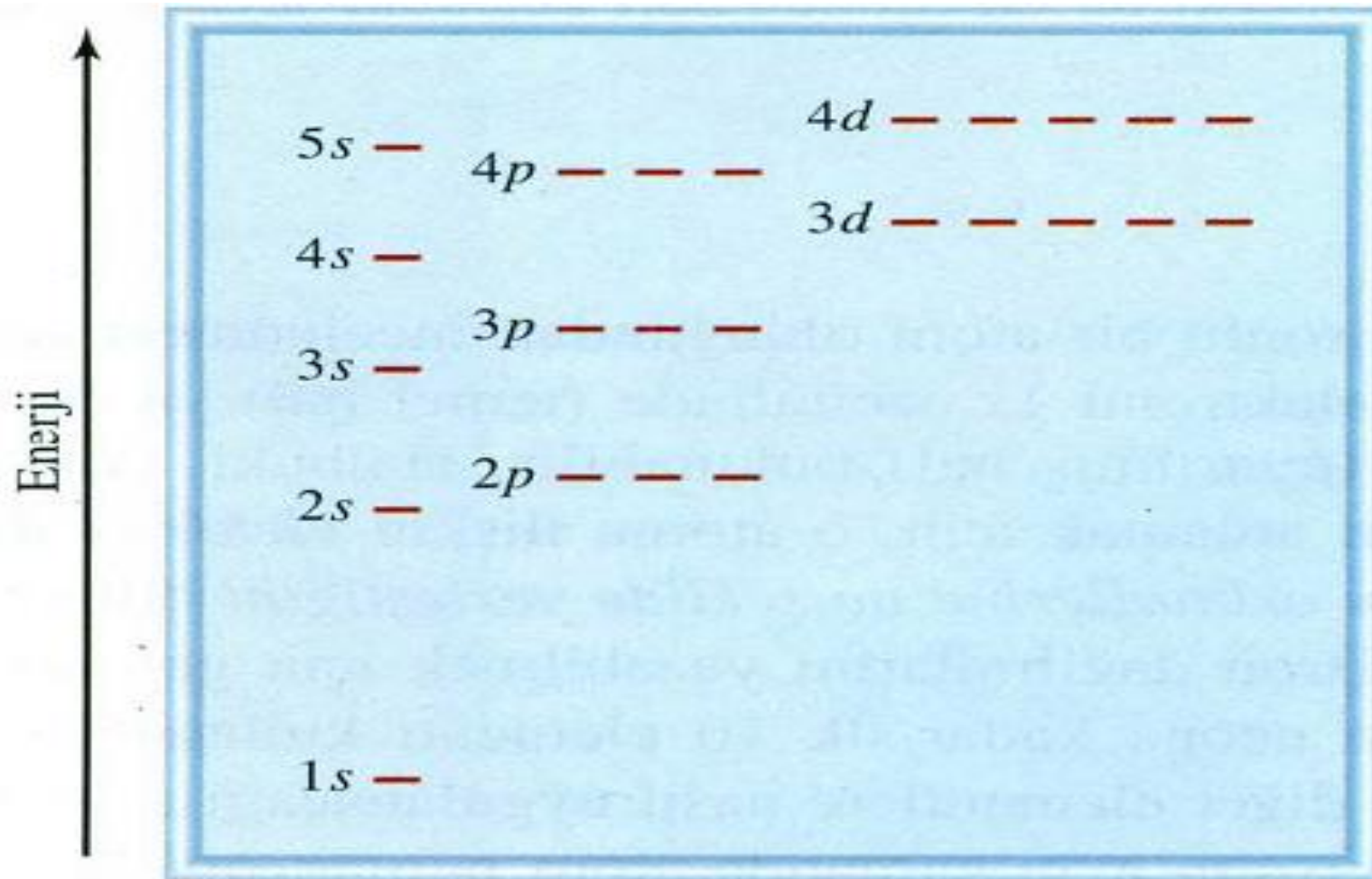
Orbitallerin enerji Sırası

- **($n + l$) toplamı eşit olan** atomik orbitallerin enerjisi, **baş kuantum sayısı n 'ye göre** belirlenir.
- n 'si küçük olan atomik orbitalin enerjisi küçük, n 'si büyük olan orbitalin enerjisi büyüktür.

Orbitallerin enerji Sırası

<u>Orbital</u>	<u>n</u>	<u>l</u>	<u>$n + l$</u>
1s	1	0	1
2s	2	0	2
2p	2	1	3
3s	3	0	3
3p	3	1	4
3d	3	2	5
4s	4	0	4
4p	4	1	5
4d	4	2	6
4f	4	3	7

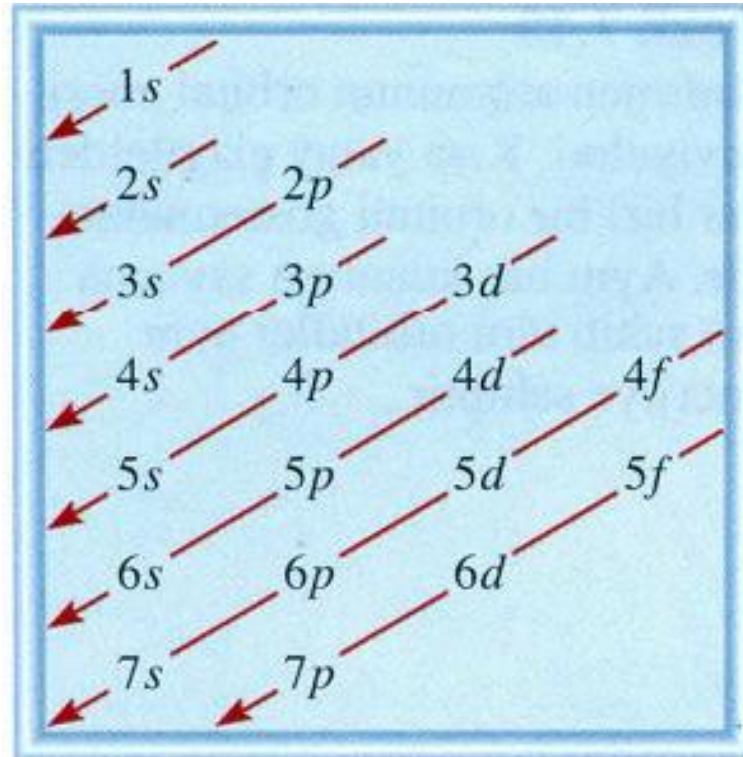
Orbitallerin enerji Sırası



Orbitallerin enerji Sırası

- Orbitallerin enerji sırasını bulmada kullanılan pratik bir yol **çapraz tarama** olarak bilinen yoldur.
- Bu yöntemde, sol üst orbitalden başlayıp hiçbir orbital atlamadan çapraz olarak tüm orbitaller taranır.

Orbitallerin enerji Sırası



$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$

Elementlerin Elektronik Yapıları

- Bir atomda elektronların düzenlenme şekline **atomun elektronik yapısı** denir.
- Temel hal enerji seviyesinde bulunan elektronlar alt enerji seviyelerine (orbitallere) **3 kurala** uyarak yerleşirler.

Elementlerin Elektronik Yapıları

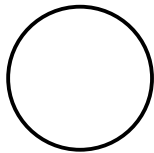
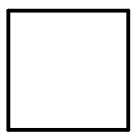
- Elektronlar, orbitalleri en az enerjili orbitalden başlayarak doldururlar. Düşük enerji seviyeli bir orbital tamamen dolmadan, bir üst seviyedeki orbitale elektron giremez (**Aufbau İlkesi**).
- Çekirdeğe en yakın olan orbitalin enerjisi en azdır.
- Aynı enerji düzeyindeki orbitallerin enerji düzeyleri **küçükten büyüğe** doğru **s, p, d ve f** şeklindedir.

Elementlerin Elektronik Yapıları

- Bir orbitale en fazla ters spinli iki elektron girebilir (**Pauli İlkesi**).
- Atom içerisinde aynı (**eş**) enerjili birden fazla boş orbital varsa, elektronlar bu orbitallere önce **paralel spinlerle ve tek tek** girerler.
- Böylece, eş enerjili orbitallerin tamamı yarı dolmuş (yani tek elektronlu) duruma geldikten sonra, gelen elektronlar, zıt spinlerle bu yarı dolmuş orbitalleri doldururlar (**Hund Kuralı**)

Elementlerin Elektron Konfigurasyonları (Dağılımları)

- Atomik orbitaller, çoğu zaman **bir kare**, **daire** yada **yatay bir çizgi** ile gösterilirler.
- Elektronlar ise **çift çengelli oklar** ile temsil edilirler.



Orbital gösterimleri



Elektron gösterimi

Atom	Z	Temel hal elektron konfigürasyonu
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Bazı Elementlerin Orbital Diyagramları

atom	Orbital Diyagramı									
${}^5\text{B}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $1s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $2s^2$	$\boxed{\uparrow}$	$\boxed{}$	$\boxed{}$					
${}^6\text{C}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $1s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $2s^2$	$\boxed{\uparrow}$	$\boxed{\uparrow}$	$\boxed{}$					
${}^7\text{N}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $1s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $2s^2$	$\boxed{\uparrow}$	$\boxed{\uparrow}$	$\boxed{\uparrow}$					
${}^8\text{O}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $1s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $2s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow}$	$\boxed{\uparrow}$					
${}^9\text{F}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $1s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $2s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow}$					
${}^{17}\text{Cl}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $1s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $2s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $3s^2$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $3p^5$	$\boxed{\uparrow}$	

Aufbau İlkesinden Sapmalar

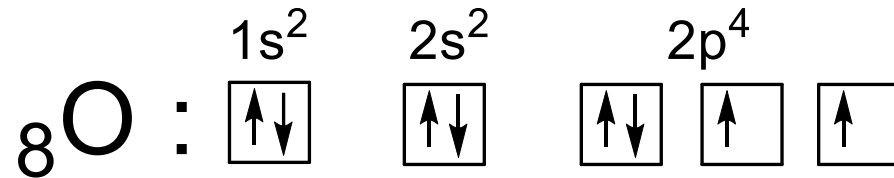
- Çoğu element için Aufbau Yöntemine göre öngörülen elektron dağılımları deneysel olarak da doğrulanmıştır.
- Birkaç elementin elektron dağılımı, bazı ufak sapmalar gösterir.
- Bu değişiklikler, dolu ve yarı dolu orbitallerin kararlılığı ile açıklanır (küresel simetri).

Küresel Simetri

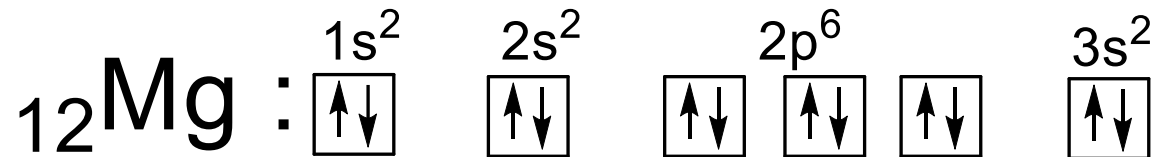
- Bir atom veya iyonun, eş enerjili orbitallerinden her biri **tam dolu** veya **yarı dolu** olduğunda küresel simetri özelliği gösterir.
- Küresel simetri özelliği gösteren atom daha kararlıdır.

Küresel Simetri

- Oksijen küresel simetrik değildir. Çünkü p orbitallerinden bir tam diğerleri yarı doludur.

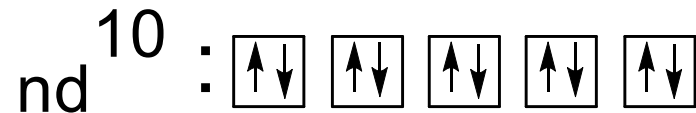
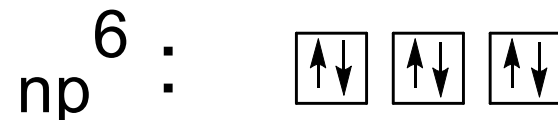
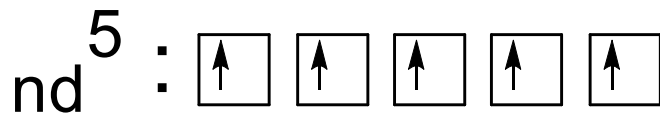
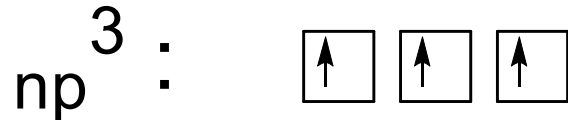


- Magnezyum küresel simetriktir. Çünkü bütün orbitalleri tam doludur.



Küresel Simetri

- Elektron dağılımı (s^1, s^2), (p^3, p^6), (d^5, d^{10}), (f^7, f^{14}) ile biten atomlar küresel simetri özelliği gösterir.

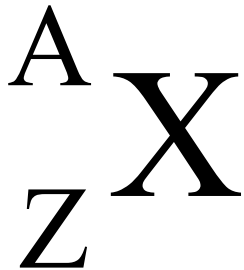


Aufbau İlkesinden Sapmalar

Atom	Öngörülen Elektron Dağılımı	Deneysel Elektron Dağılımı
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^2 3d^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^1 3d^5$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^2 3d^9$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^1 3d^{10}$

- Bir elementin atomunun çekirdeğindeki proton sayısına o elementin **atom numarası** veya **çekirdek yükü** denir.
- Bir elementin çekirdeğindeki proton ve nötron sayısının toplamına o elementin **kütle numarası** denir.

elementin
simgesi



A: Kütle numarası

Z: Atom numarası

$A = p \text{ sayısı} + n \text{ sayısı}$

$Z = p \text{ sayısı}$

İzotoplar

- Çoğu elementin iki yada daha fazla atomu olup, bunlar Dalton'un iddia ettiği gibi özdeş değildir.
- Bir elementin proton ve elektron sayıları eşit fakat nötron sayıları farklı atomlarına o elementin **izotopları** denir.

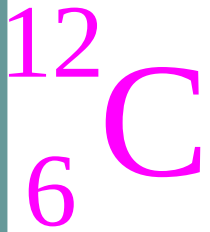
(Bir elementin **atom numaraları aynı** fakat **kütle numaraları farklı** atomlarına o elementin **izotopları** denir.)

İzotopların Adlandırılması

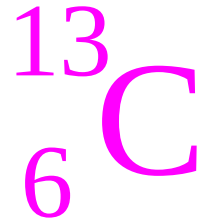
- İzotoplar, elementin adının sonuna kütle numarası getirilerek adlandırılır.



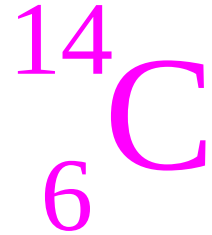
Karbonun İzotopları



6 proton
 $12 - 6 = 6$
6 nötron



6 proton
 $13 - 6 = 7$
7 nötron



6 proton
 $14 - 6 = 8$
8 nötron

Hidrojenin İzotopları

- Hidrojen'in 3 tane izotopu olup, bunların özel adları vardır.

<u>İzotop</u>	<u>Adı</u>	<u>Sembolu</u>
${}^1_1\text{H}$	Protium	H
${}^2_1\text{H}$	Döteryum	D
${}^3_1\text{H}$	Tritium	T

Hidrojenin İzotopları

Sembol	İzotop	Protons sayısı	Nötron sayısı	Elektron sayısı
H	${}^1_1\text{H}$	1	0	1
D	${}^2_1\text{H}$	1	1	1
T	${}^3_1\text{H}$	1	2	1

İzotoplar

- Bir elementin izotoplarının doğada bulunma yüzdeleri (**sayıca**) farklıdır.

İzotop	Doğada bulunma yüzdesi (%)
--------	----------------------------

Neon-20	90,9
---------	------

Neon-21	0,3
---------	-----

Neon-22	8,8
---------	-----

- Yani, 1000 neon atomunun 909 kadarı neon-20 atomudur.

İzotop atomların özellikleri

- Kimyasal özellikleri aynıdır
- Fiziksel özellikleri farklıdır (EN, KN, yoğunluk)
- Aynı element ile oluşturdukları bileşiklerin (H_2O , D_2O)
- Kimyasal özellikleri aynıdır,
- Fiziksel özellikleri, molekül kütleleri ve kütlece birleşme oranları **farklıdır**.
- İzotop atomların yükleri farklı iyonlarının **kimyasal ve fiziksel özellikleri farklıdır**.

Ortalama (ağırlıklı) Atom Kütlesi

- Bir elementin atom kütlesi (**ağırlığı**) izotopların doğada bulunma oranlarına göre, ağırlıklı atom kütlelerinin ortalamasıdır.
- **Ağırlıklı atom kütlesi** şu şekilde hesaplanır.

$$\text{Elementin atom kütlesi} = \left(\begin{array}{cc} \text{izotop 1'in} & \text{izotop 1'in} \\ \text{bulunma} & \text{kütlesi} \\ \text{yüzdesi} & \end{array} \right) \times + \left(\begin{array}{cc} \text{izotop 2'nin} & \text{izotop 2'nin} \\ \text{bulunma} & \text{kütlesi} \\ \text{yüzdesi} & \end{array} \right) \times + \dots$$

Atom Kütleleri

- ^{35}Cl 'nin doğada bulunma yüzdesi %75, ^{37}Cl 'nin doğada bulunma yüzdesi %25'dir. Ortalama atom kütlesi şöyle hesaplanır.

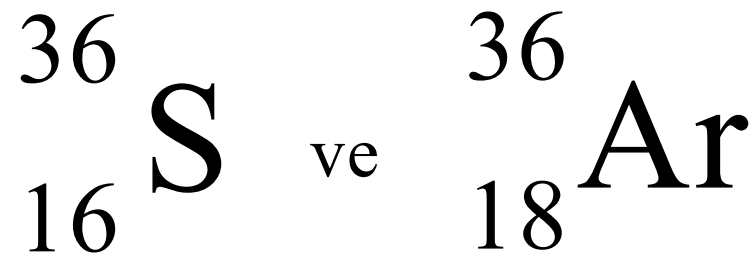
$$\begin{aligned}\text{Karbonun} &= \frac{^{35}\text{Cl}'\text{nin} \times ^{35}\text{Cl}'\text{nin kütlesi}}{\text{Atom kütlesi} \quad \text{yüzdesi}} + \frac{^{37}\text{Cl}'\text{nin} \times ^{37}\text{Cl}'\text{nin kütlesi}}{\text{yüzdesi}} \\ &= 0,75 \times 35 + 0,25 \times 37 \\ &= 35,5\end{aligned}$$

- **Soru:** Bakırın (Cu), iki kararlı izotopunun bolluk yüzdeleri 69.09 ve 30.91; atom kütleleri ise 62.93 akb ve 64.9278 akb'dir. Bakır atomunun ortalama atom kütlelerini hesaplayınız.

- **Çözüm:** Önce yüzdeler kesirlere dönüştürülür. %69,09 $69,09/100$ veya 0,6909 olur. %30,91 = $30,91/100$ veya 0,3091 olur. Sonra ilgili atom kütlesi ile çarpılır.
- $(0,6909)(62.93) + (0,3091)(64.9278) =$
- 63,55 akb

İzobar atomlar

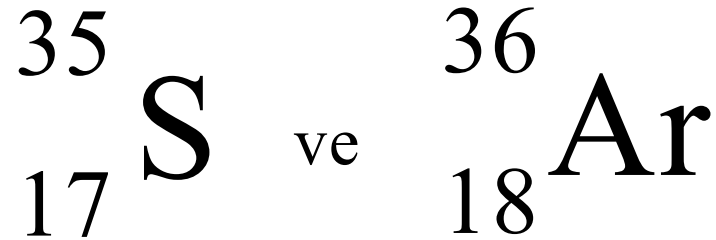
- Kütle numaraları aynı, atom numaraları farklı olan elementler birbirinin izobarıdır.



- Kimyasal ve fiziksel özellikleri **farklıdır**,

İzoton atomlar

- Nötron sayıları aynı, atom numaraları farklı olan elementler birbirinin izotonudur.



- Kimyasal ve fiziksel özellikleri **farklıdır**,
- Elektron sayıları ve elektron dağılımları aynı olan tanecikler (atom, iyon, anyon, katyon) birbirlerinin **izoelektroniğidir**.

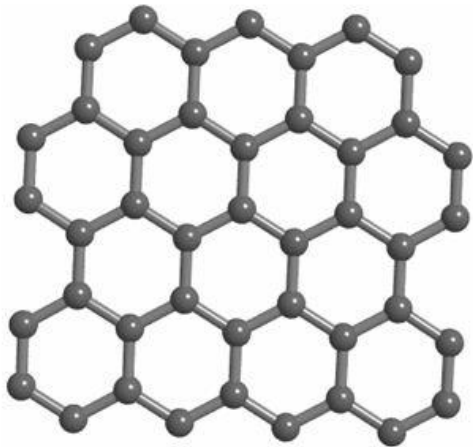
Allotrop atomlar

- Bir elementin atomlarının uzaydaki dizilişlerinin farklı olmasıyla meydana gelen yapılara denir.
- Karbon (C): Elmas, grafit ve fulleren
- Oksijen (O): Oksijen (O_2) ve ozon (O_3)
- Fosfor (P): Beyaz fosfor ve kırmızı fosfor
- Kükürt (S): Rombik, amorf ve monoklinik kükürt

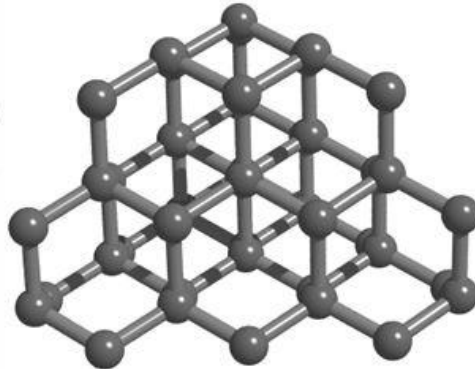
Karbonun Allotropları

A new form of carbon!

Graphite



Diamond



Fullerenes



Allotrop atomların özellikleri

- Kimyasal özellikleri birbirine benzerdir (Kimyasal reaksiyonlara girme isteği farklı).
- Fiziksel özellikleri (özkütle, çözünürlük, sertlik, iletkenlik, EN, KN) birbirinden farklıdır.
- Bağ sağlamlıkları, bağ kararlılıkları, bağ enerjileri birbirinden farklıdır.
- Aynı elementle oluşturdukları bileşiklerin; **fiziksel ve kimyasal özellikleri, molekül formülleri ve molekül kütleleri AYNIDIR.**