

Atomun Yapısı

Modern kimya modern atom kuramı esas alınarak geliştirilmiştir. Bu nedenle atomun yapısı ve atomların bu yapıya dayalı kimyasal etkileşim sistemini öğrenmek kimya eğitimi için çok önemlidir.

Atomlar tek tek tartılamaz, ölçülemez ve doğrudan incelenemezler. Bu nedenle, atomun yapısıyla ilgili kuramın geliştirilmesinde ancak dolaylı yoldan elde edilen kanıtlar kullanılmıştır. Bu süreç, kapalı bir kutunun içerisindeki cismin ne olduğunu konusunda kutuyu açmadan tahmin yürütmeye benzetilebilir.

Aslında kimyacılar atomun yapısıyla ilgili ilk kuramları 200 yıl kadar önce geliştirdiler, fakat 19. yüzyılda dahi bazı bilim adamları atomların varlığına inanmıyorlardı (W. Oswald). Bazıları ise bazen olayları açıklayabilen bazen de iflas eden kullanışlı bir kavram olarak görüyorlardı (M. Faraday). Bazıları ise atomların fiziksel varlığına gönülden inanıyorlardı (L. Boltzmann).

1904 yılına kadar atomların gerçek mi yoksa hayal mi oldukları tartışılan bir sorun olarak kaldı. Hatta yapılan uluslararası bir fuarda bilim adamlarının katıldığı bir tartışma dahi yapıldı. Bu tartışmada J. vant Hoff ve L. Boltzmann atomların varlığını W. Oswald'a karşı savundular.

Atom Nedir?

Maddenin temelde atom adı verilen çok küçük parçacıklardan oluştuğu antik Yunanlılar zamanına kadar dayanır. M.Ö. 5. yüzyılda Lecippus ve Democritus adlı düşünürler maddenin atomos adı verilen bölünemez taneciklerden meydana geldiğine inanıyorlardı ve bu kuram planlı deneylere dayanmıyordu.

Atomların varlığı ilk defa Robert Boyle tarafından 1661 yılında, daha sonra Isaac Newton tarafından 1687 yılında yazdıkları kitaplarda bilimsel olarak kabul edilmiştir.

Yunan düşünürlerin düşünceleriyle, modern atom düşünceleri arasında yaklaşık 2000 yıllık bir boşluk varmış ve bu arada hiç bilim yapılamamış gibi görünmektedir.

Bunun nedeni bizim kullandığımız bilimsel kaynakların batı kökenli olmasıdır. Batılı bilimsel kaynaklarda atomun serüveni bu şekilde anlatılmaktadır. Halbuki bilim yaşayan ve gelişen bir süreçtir ve zaman içerisinde kesiklik olamaz.

Batılı kaynaklarda boşluk gibi gösterilen bu dönemlerde bilime doğu alemi hâkimdir. Doğuda (Türkler, Araplar, Çinliler, Hintler de) bu tarihlerde bilim çok ilerlerdir. Özellikle M.S. 800-1500 yılları arasında Türk-İslam aleminde bilim çok ileri, adeta altın çağını yaşamaktadır.

Türklerin yaşadıkları bölgelerde çok sayıda bilim merkezi kurulmuş ve bilim adamları himaye edilmiştir.

Daha sonra bilimin öncülüğü, Doğudan batıya geçmiştir. Batılılar doğuda buldukları bütün kitapları kendi dillerine çevirmişlerdir. Özellikle haçlı seferleri bu konuda çok etkili olmuştur. Kendi geçmişimizi bile batılı kaynaklardan öğrenmemiz acı bir gerçektir. Aşağıda verilen örnekler Türk-İslam bilginlerinin bilime katkısını çok açık bir şekilde ortaya koymaktadır.

Türk İslam Bilginlerinin Dünya Bilimine Katkıları (800-1250)

800 Jabir bin Hayyam (Geber): Kimyada deneysel teknikleri geliştirdi. Atomun ilk defa parçalanabileceğini o söyledi.

820 Mohammad Ibn Musa al-Khawarizmi: Cebiri geliştirdi.

850 Yaqub Ibn Ishaq Al-kindî (Alkindus): Seslerin frekansıyla müzikal uyumlarını incelemiştir.

- 880 Thabit Ibn Qurrah (Thebit):** İlk anesteziyi yapmış, Statik dengeyi geliştirmiştir.
- 900 Abu Abdullah Al-Battani (Albategnius):** Trigonometrik oranları geliştirdi. Güneşin eliptik yörüngesini hesaplamıştır.
- 980 Abu Al-Qasim Al-Zahravi (Abucasis):** Cerrahi teknikleri sistemleştirmiştir.
- 1020 Abu Ali Al-Hussain Ibn Abdallah Ibn Sina (Avicenna):** Kalp ve gözlerin anatomisini tanımlamıştır.
- 1025 Abu Ali Hasan Ibn Al-Haitham (Alhazen):** Optic bilimini başlattı. Hem de Newton'un Birinci hareket kanununu daha önce ortaya koydu (Hız değişimi kuvvet gerektirir).
- 1100 Omar Al-Khayyam:** Binom açılımlarını geliştirdi.
- 1240 Ibn Al-Nafis Damishqui:** Dolaşım sistemini tanımladı.

Atomun tarihçesine geri dönersek, **John Dalton'un 1803–1808 yılları arasında geliştirip önerdiği atom kuramı kimya tarihinin en önemli aşamalarından birisi olmuştur.**

Gerçi günümüzde kullanılan modern atom kuramı da hala bazı ayrıntıları değiştirilmiş ve geliştirilmiş Dalton kuramına dayanmaktadır.

Dalton kuramına göre, elementler kimyasal yönden birbirinin aynı olan atomlardan oluşurlar, farklı elementlerin atomları da birbirlerinden farklıdır. Dalton ayrıca kimyasal bir bileşiğin iki veya daha fazla sayıda elementin basit bir sayısal oranda birleşmesi sonucunda oluştuğunu ileri sürmüştür. Bu düşünce günümüzde hala doğrudur.

Dalton ayrıca kimyasal tepkimelere giren maddeler arasındaki kütle ilişkisine dayanarak atomların bağıl kütlelerini de hesaplamıştır.

Gerek Yunanlıların gerekse Dalton'un kuramlarında atom, maddenin en küçük yapı taşı olarak kabul edilmiştir. Fakat 19. yüzyılın sonlarına doğru elektrik kullanılarak yapılan deneyler sonucunda atomun kendisinin de daha küçük (atom altı) parçacıklardan oluştuğu düşünülmeye başlanmıştır.

1807-1808 yılları arasında Humphry Davy elektrik enerjisini kullanarak bazı bileşikleri ayrıştırmış ve 5 adet element (K, Na, Ca, Sr ve Ba) keşfetmiştir. Davy bu çalışmaya dayanarak bileşikler içerisinde elementlerin, dolayısıyla atomların elektriksel nitelikli çekim kuvvetleriyle bir arada tutulduğunu ileri sürmüştür.

1832-1833 yılında Michael Faraday, bileşikleri elektrik akımı kullanarak ayrıştıran ve kimyasal elektroliz adı verilen yöntem üzerinde bir dizi önemli deney yapmıştır. Faraday bu deneylerde, kullandığı elektrik akımı miktarı ile ayrışan madde miktarı arasında ilişki bulmuş ve elektroliz yasaları adıyla bu ilişkiyi formüle etmiştir.

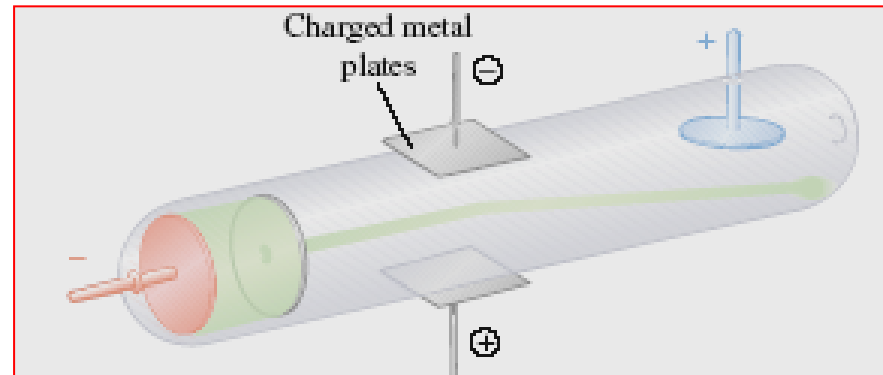
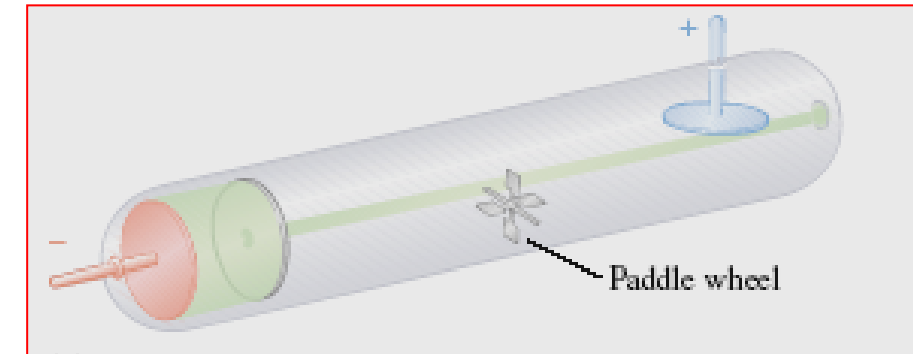
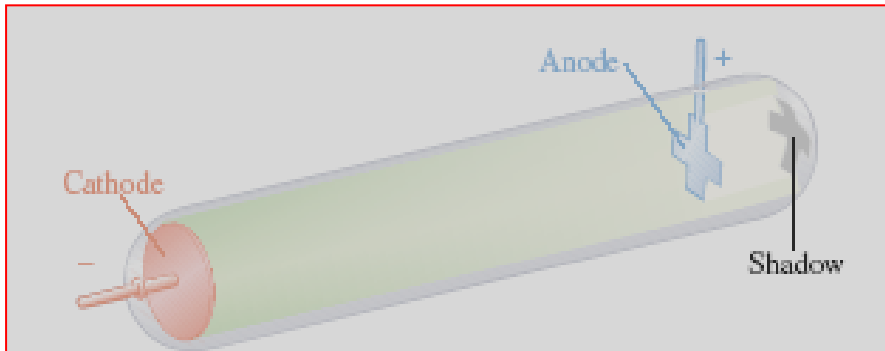
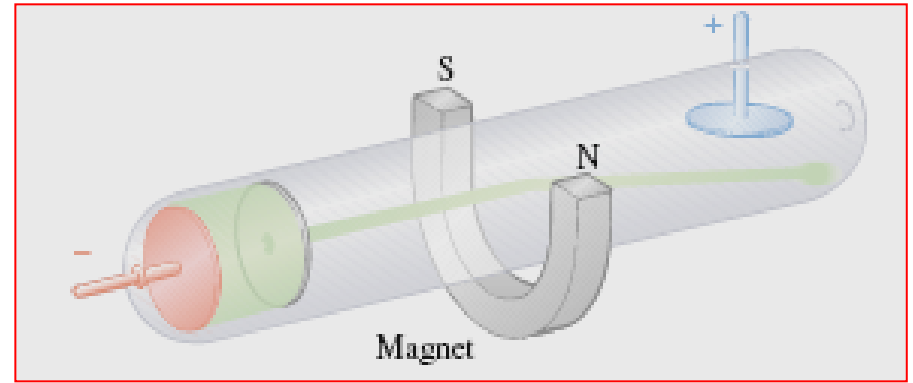
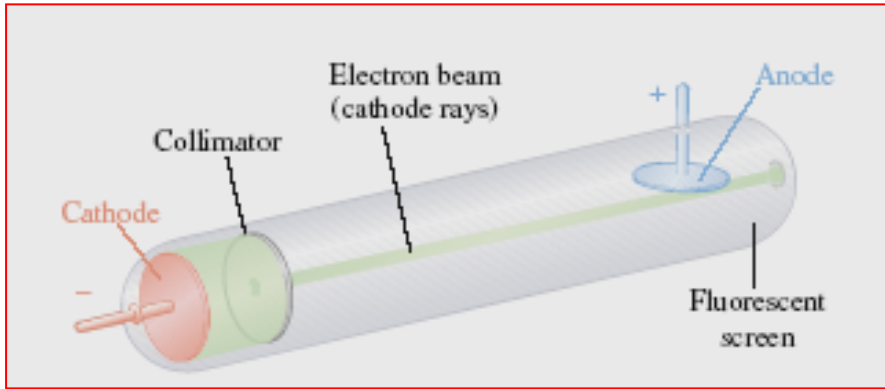
1874 yılında G. J. Stoney, Faraday'ın çalışmalarına dayanarak atomlarda elektrikle yüklü birimlerin bulunduğunu öne sürmüştü ve daha sonraları da 1891 yılında aynı bilim adamı bu elektriksel birimlere elektron adı verilmesini önermiştir.

Vakumdan elektrik akımının geçirildiği deneyler 1859 yılında Julius Plücker'in katod ışınlarını keşfetmesine neden olmuştur.

Katod ışınları elde etmek için havası tamamen boşaltılmış bir cam tüpün uçlarına iki elektrot yerleştirilir. Bu elektrotlara yüksek gerilim (örn. 10 000 V) uygulandığında katod adı verilen negatif elektrottan ışınlar çıkar.

Bu ışınlar negatif yüklüdür, doğrusal yol izlerler, elektriksel ve manyetik alanda saparlar ve bu ışınların bir kütlesi vardır. Bu ışınlar ve çeşitli gözlenen özellikleri aşağıda verilen temsili şekillerde gösterilmiştir.

Katod ışınlarının özellikleri



19. Yüzyıl sonlarına doğru katod ışınları ayrıntılı olarak incelenmiş ve bu ışınların çok hızlı hareket eden negatif yüklü parçacıklar olduğu ve katod olarak hangi metal kullanılırsa kullanılsın hep aynı özellikte olduğu ortaya koyulmuştur. Bu parçacıklara J. Stoney'in önerisiyle elektron adı verilmiştir.

Zıt yüklerin birbirlerini çekmeleri nedeniyle katod ışınları elektrikle yüklü levhalar arasından (elektriksel bir alan) geçirildiğinde alanın pozitif yüklü tarafı tarafından çekilerek yollarından saparlar. Bu sapmanın derecesi,

- a) tanecik yükü (e) ile doğru orantılıdır. Yükü büyük olan tanecik küçük olandan daha çok sapar.
- b) taneciğin kütlesi (m) ile ters orantılıdır. Kütlesi büyük olan tanecik küçük olana göre daha az sapar.

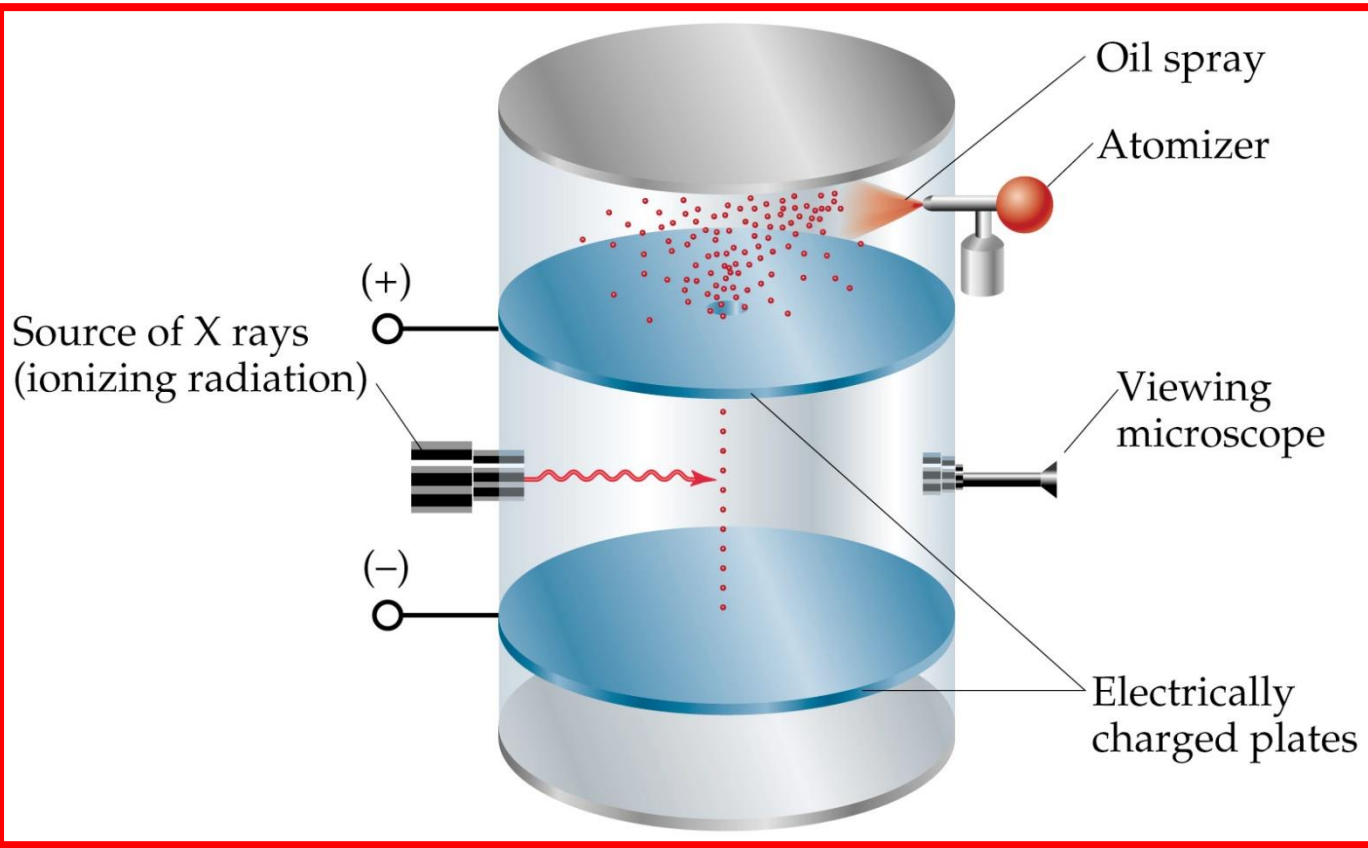
Elektronların bir elektriksel alan içerisinde ne kadar sapacağını ise e/m oranı belirler.

Bu gerçeklerden yola çıkarak katot ışınlarının elektriksel ve manyetik alanda sapmalarını inceleyen J. J. Thomson 1897 yılında elektron için e/m oranını hesaplamıştır.

$$e/m = -1.7588 \times 10^8 \text{ coulomb/g}$$

Bir iletken üzerinde 1 Amper akım tarafından 1 saniyede taşınan yük miktarına 1 coulomb (kulon) denir.

Thompson'un ölçtüğü yük/kütle oranlarına dayanarak kurduğu deneysel düzenele 1909 yılında ilk olarak elektronun yükünü duyarlı bir şekilde ölçen Robert A. Milikan olmuştur. Milikan deneyinde X-ışınlarıyla havayı bombardıman ederek elektronlar koparmış ve bu ortama atomize yağ damlaları ilave ederek yüklenmesini sağlamıştır. Daha sonra yüklü yağ damlalarının elektriksel alandaki yüklerine bağlı olarak düşüş hızlarını ve bu hızları kullanarak da yağ damlacıklarının kütlelerini hesaplamıştır.



Aşağı doğru düşen damla levhalara elektrik verildiğinde + yük tarafından yukarı doğru çekilir ve yavaşlar.

Bir damlacık bir veya daha fazla sayıda elektron alabilir. Bu nedenle hesaplanan yükler aynı değil ama hep bir yük değerinin katlarıdır. Bu değerlerin en küçüğü elektronun yüküdür.

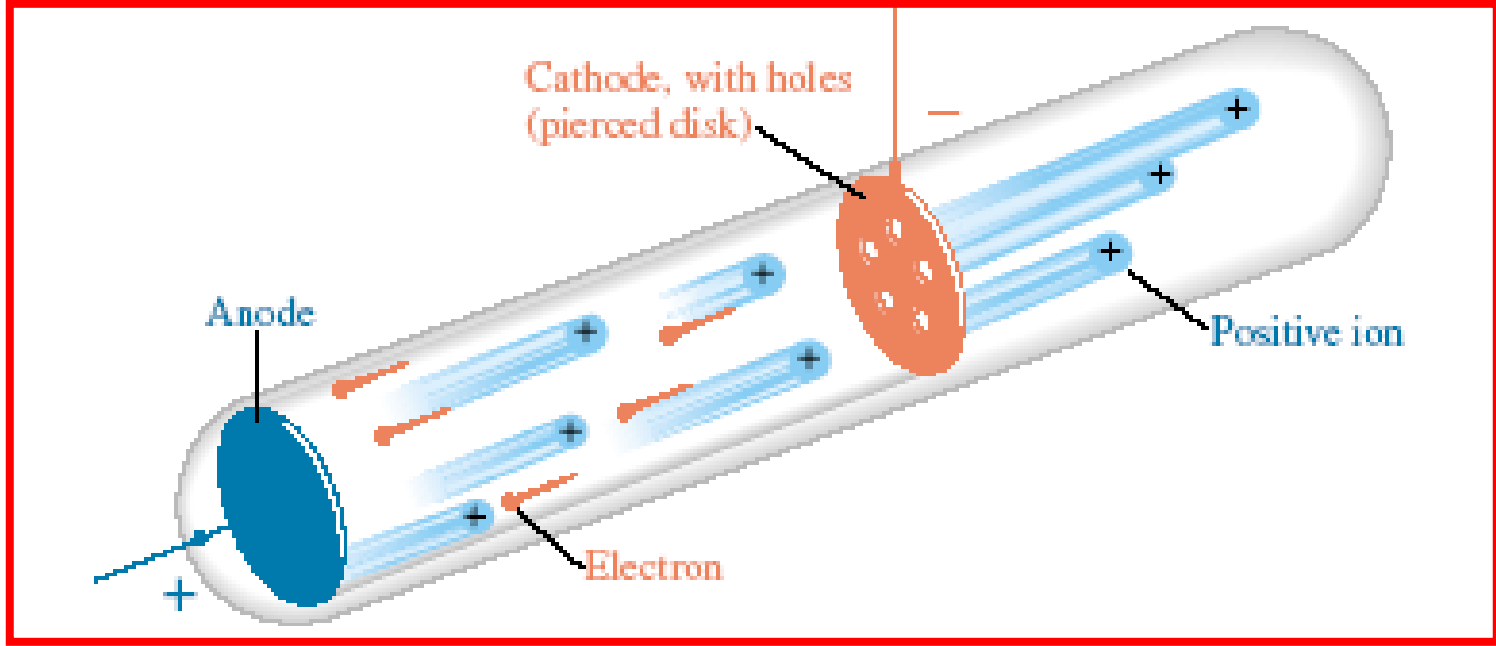
Milikan tarafından hesaplanan elektronun yükü ve kütlesi aşağıda verilmiştir. Bu değerler günümüzdeki değerlerle oldukça uyumludur.

$$e = -1.6022 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$$

$$m = \frac{e}{e/m} = \frac{-1.6022 \times 10^{-19} \text{ coulomb}}{-1.7588 \times 10^8 \text{ coulomb/g}} = 9.1096 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Elektronun keşfinden ve elektronun yük ve kütlesinin hesaplanmasından sonra bilim adamları “Atomda eğer negatif bir yük mevcutsa, mutlaka onu nötralize eden pozitif bir yük de bulunmalıdır” şeklinde düşünmeye başlamışlardır.

1886 yılında Eugen Golstein ilk defa katod ışınları tüpünün aynı zamanda katoda doğru hareket eden pozitif yüklü parçacıklar ürettiğini gözlemlemiştir. Bu parçacıklar ancak katod üzerine delikler, kanallar açıldığında gözlemlendiği için kanal ışınları denmiştir.



Pozitif ışınların elektriksel ve manyetik alanda sapmaları 1898 yılında Wilhelm Wien ve 1906 da J. J. Thomson tarafından incelenmiştir. Pozitif yüklü parçacıkların e/m değerlerinin hesaplanmasında da katod ışınlarında kullanılan yöntemin hemen aynısı kullanılmıştır. İçi boşaltılmış tüpün içerisinde kullanılan gaz değiştiğinde farklı e/m oranlarında pozitif yüklü iyonların oluştuğu gözlenmiştir. En büyük e/m oranı hidrojen gazı ile elde edilmiştir.

Proton için hesaplanan değer ,

$$e/m = +9.5791 \times 10^4 \text{ coulomb}$$

Proton adı verilen pozitif yüklü parçacıklar bütün atomların temel bileşenidir.

Protonun yükü elektronun yüküne eşit fakat ters işaretlidir.

$$e = +1.6022 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$$

Bu yüke elektrik yük birimi denir ve **proton +1** elektrik yük **elektron -1** elektrik yük birimine sahip kabul edilir.

$$m = \frac{e}{e/m} = \frac{+1.6022 \times 10^{-19} \text{ coulomb}}{9.5791 \times 10^4 \text{ coulomb/g}} = 1.6726 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Elektron ve proton keşfedildikten ve yük ve kütleleri hesaplandıktan sonra, o tarihlerde bilinen bazı atomların kütlelerinin elektron ve protona dayalı olarak hesaplanmasına çalışıldı. Fakat hiçbir zaman elektron ve protonların toplamı atom kütlelerini vermedi.

elektron + proton \neq atom kütlesi

1920 yılında Ernest Rutherford atomda yüksüz bir taneciğin var olması gerektiğini savundu. 1932 yılında James Chadwick incelediği nükleer tepkimeler sırasında yüksüz nötronun varlığını keşfetti ve kütle hesapladı. Bu kütle protondan biraz daha ağırdı.

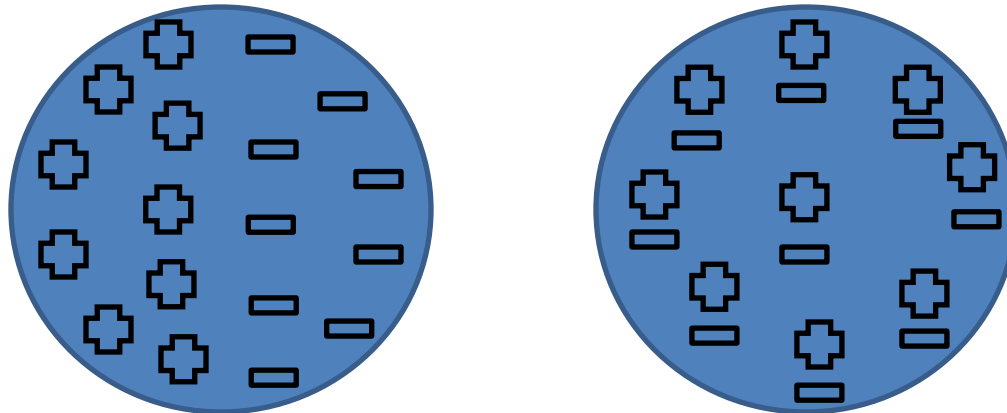
$$m = 1.6749 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Böylelikle maddenin atomlardan yapıldığı, atomun ise proton, nötron ve elektronlardan meydana geldiği bulunmuştur. Ayrıca atomu meydana getiren her bir parçacığın yükü ve kütlesi de hesaplanmıştır.

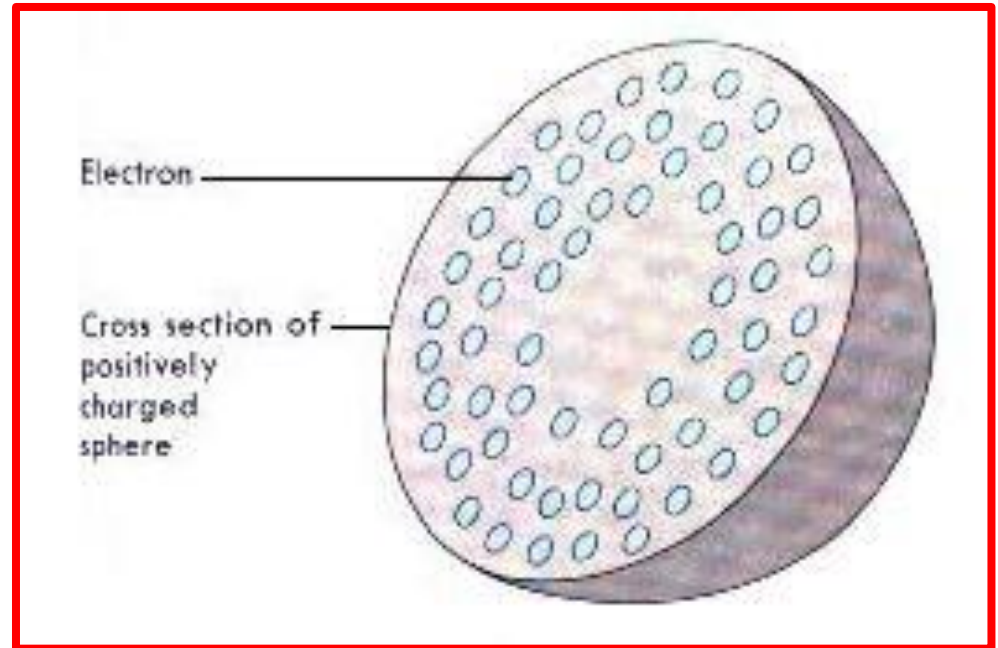
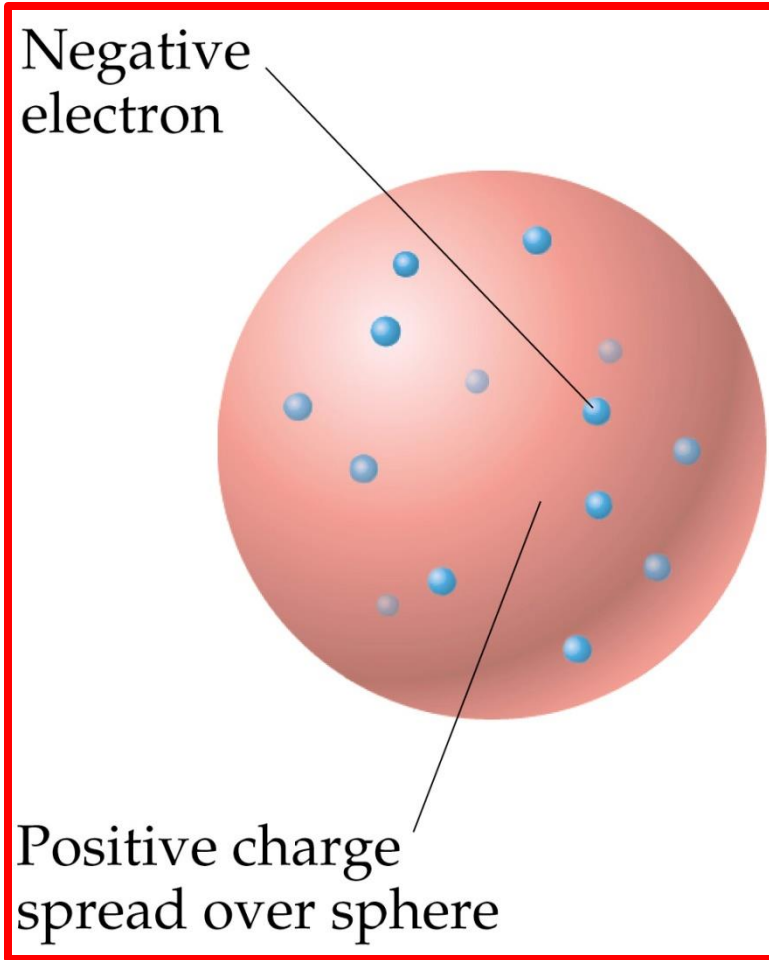
Parçacık	Kütle (gram)	Kütle (akb)	Bağlı yük
Elektron (e veya e ⁻)	9.1096x10 ⁻²⁸	0.00054859	1-
Proton (p veya p ⁺)	1.6726x10 ⁻²⁴	1.007277	1+
Nötron (n veya n ⁰)	1.6749x10 ⁻²⁴	1.008665	0

Akb (birleştirilmiş atomik kütle birimi) bir ¹²C atomunun kütlesinin 1/12 sine denir.

Atomun bileşenleri keşfedildiği halde bu parçacıkların atom içerisinde nasıl yerleştikleri konusunda pek bir bilgi bulunmamaktaydı. Bazı bilim adamları atom içerisinde pozitif ve negatif yüklerin homojen olarak dağıldığını düşünüyorlardı.



Joule Thomson'un atom yapısı hakkında önerdiği üzümlü kek modeli



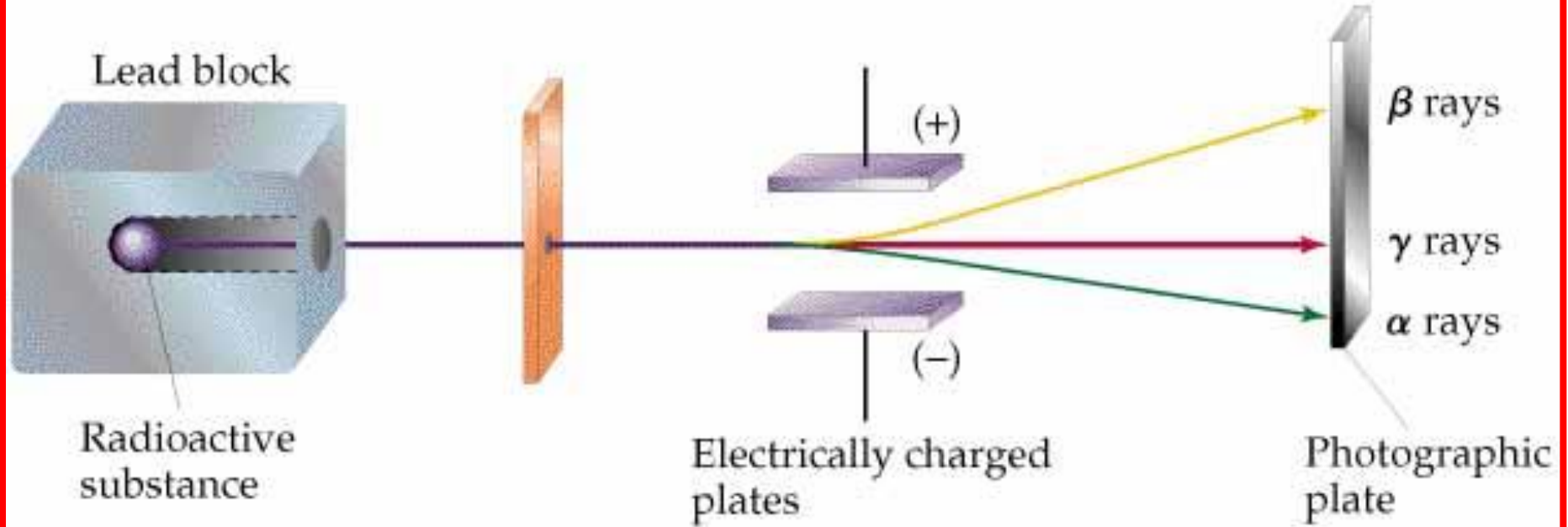
Bazı atomlar kararsız yapıdadır ve kendiliklerinden sürekli olarak atom altı parçacık yayarak bozunuma uğrarlar ve yeni tür atomlara dönüşürler. Bu tür kararsız atomlara nükleer atomlar denir ve bozunma olayına ise genel anlamda **radyoaktivite** adı verilir.

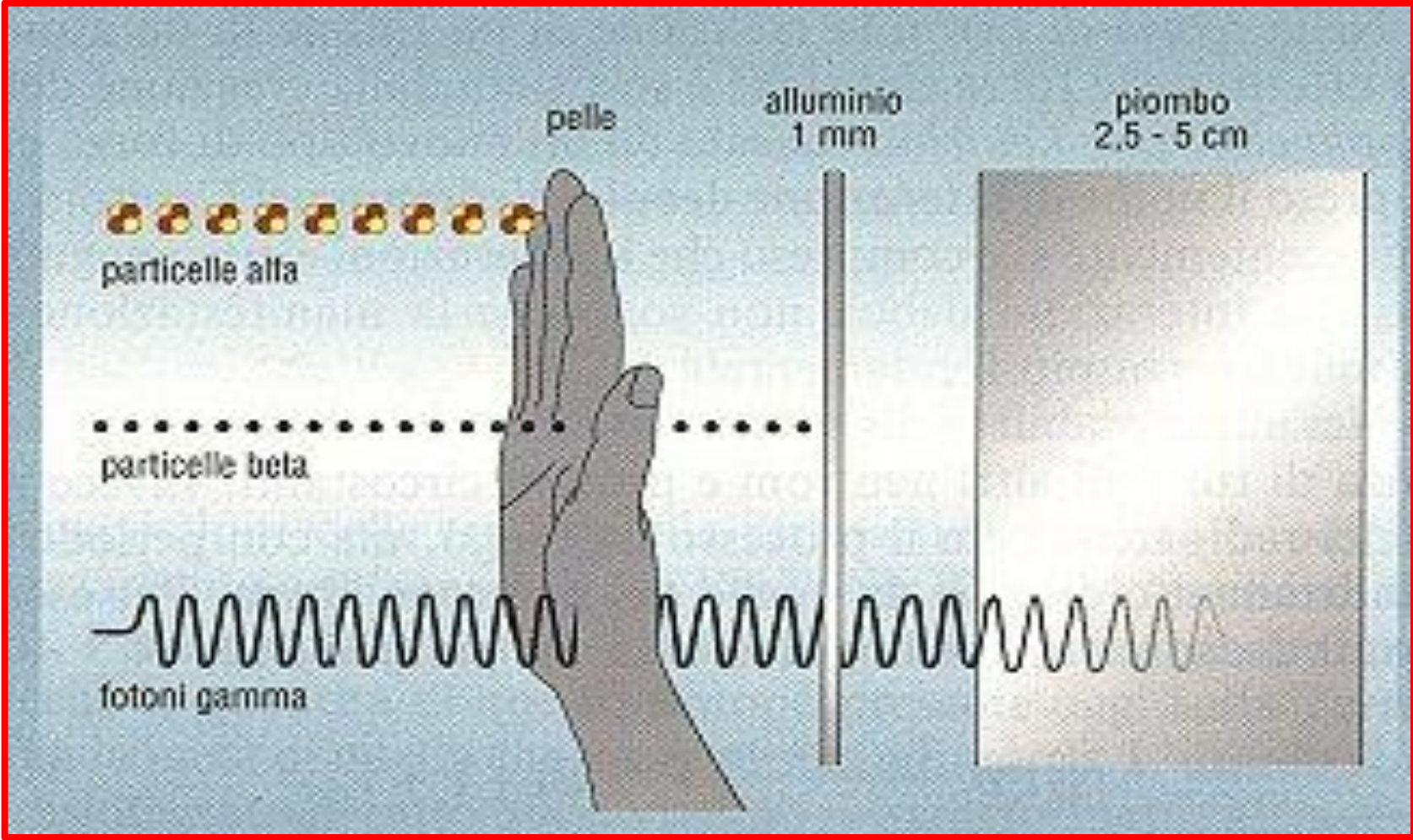
Radyoaktivite 1896 yılında Henry Becquerel tarafından bulunmuştur. Daha sonraki yıllarda ise E. Rutherford doğada bulunan radyoaktif maddelerin yayınladığı üç temel tür ışının özelliklerini belirlemiştir.

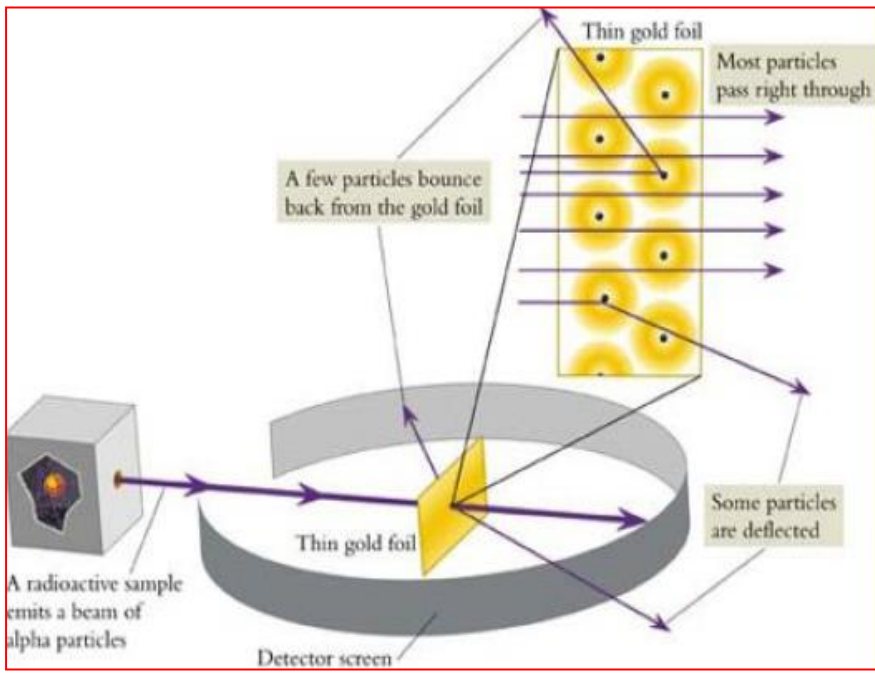
Günümüzde başka tür ışınlar da bulunmakla birlikte bunlar ancak sentetik atomların bozunmasından ortaya çıkarlar.

Işın adı	Simge	Bileşim	Işının yükü	Hızı km/s
Alfa	α	2 proton ve 2 nötron içerir	2+	16000
Beta	β	elektron	1-	130000
Gama	γ	Çok kısa dalga boylu ışın	0	300000

Radyoaktif ışınların elektriksel özellikleri

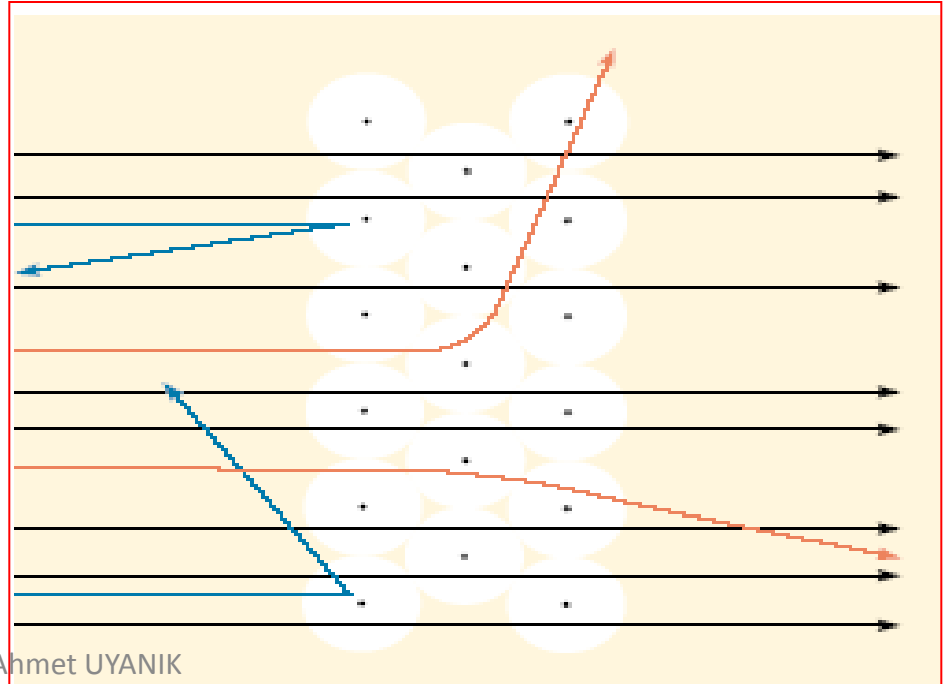






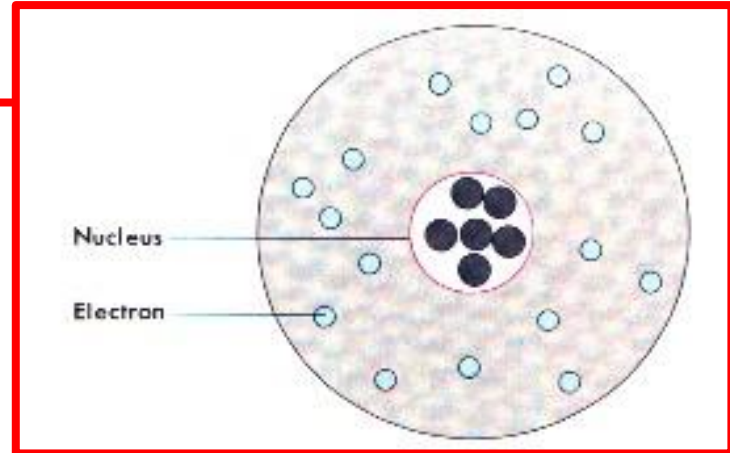
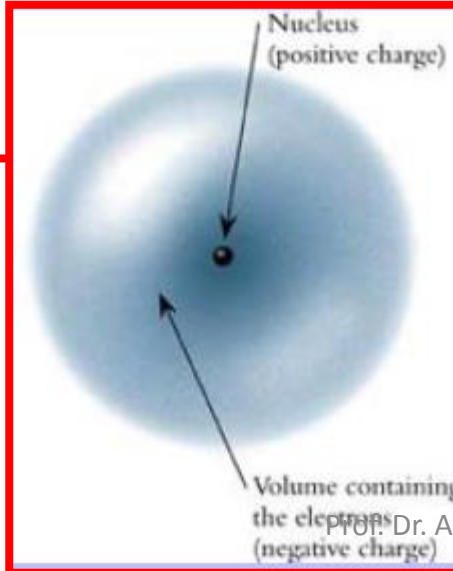
1911 yılında Rutherford iki kere iyonlaşmış Helyum atomu olan α parçacıklarının 0.0004 cm kalınlığında altın, platin gümüş, bakır ve kurşun atomları üzerine göndererek bombardıman ederken çok ilginç bir durumla karşılaştı ve bu ilginçlik sonunda çekirdeğin keşfine yol açtı.

Deneylerde çok güçlü olan α parçacıklarının büyük çoğunluğunun beklendiği üzere metal levhalardan geçtikleri, bazılarının doğrusal yöndeki yollarından saparak ilerledikleri, **ama bazılarının ise tamamen geriye döndükleri** gözlemdi. Bu o zaman göre çok aykırı bir durum oluşturmaktaydı.

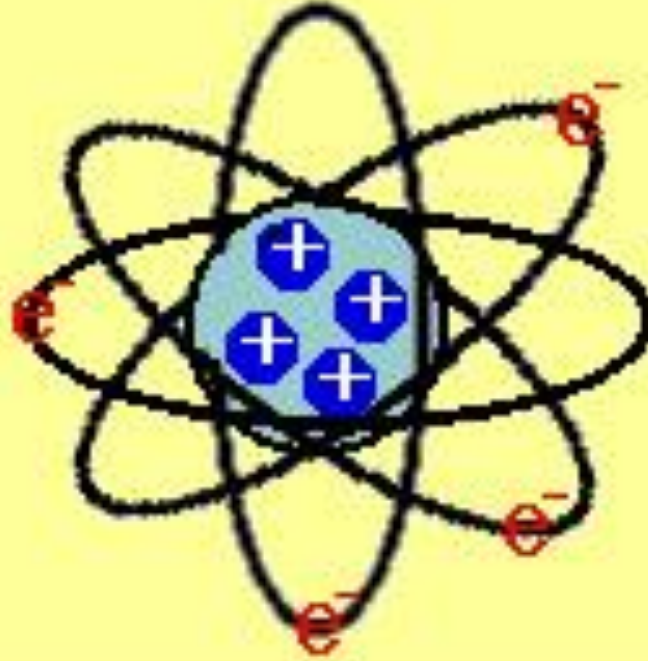


Rutherford çalışmalarından çıkan sonuçlara dayanarak, merkezinde pozitif yüklü yoğun bir çekirdeğin bulunduğu, dışında ise atomun hacminin büyük bir kısmını kaplayan hareket halindeki elektronların bulunduğu yeni bir atom modeli ileri sürmüştür.

Rutherford'un modeli ile günümüzde kullanılan model aynıdır. Yani eğer atomun çekirdeği bir tenis topu büyüklüğünde olsaydı atomun yarıçapı yaklaşık 1.5 km dolayında olurdu. Yani atomun gerçekten de büyük bir kısmı boşluktur. Çekirdek ise çok yoğundur. Günümüzde çekirdeğin kütlesinin proton ve nötrondan oluştuğuna inanılmaktadır.



Rutherford's Atom



Rutherford Güneş Sistemi Atom Modeli

Atom simgeleri

Bir atomu tanımlayan iki sayı vardır. Bu sayılar **atom numarası (Z)** ve **kütle numarasıdır (A)**.

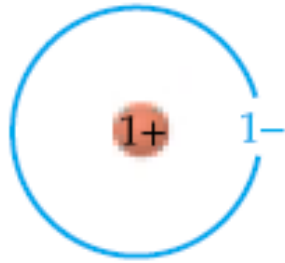


Atom numarası (Z), atom çekirdeğinde bulunan protonların sayısını gösterir. Nötral bir atomda proton sayısı çekirdek etrafında bulunan elektronların sayısına eşit olduğundan, atom numarası aynı zamanda nötral atomun elektron sayısına da eşittir.

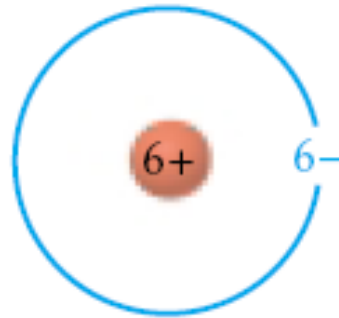
Kütle numarası (A), atom çekirdeğinde bulunan proton ve nötronların (nükleonların) toplam sayısını gösteren bir sayıdır.

Bir atomda bulunan **nötronların sayısı** ise kütle numarasından atom numarasının çıkarılmasıyla bulunur.

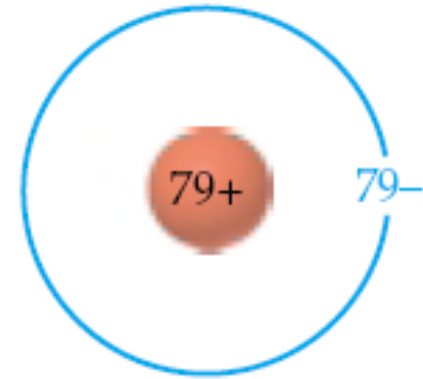
$$\text{Nötron sayısı} = A - Z$$



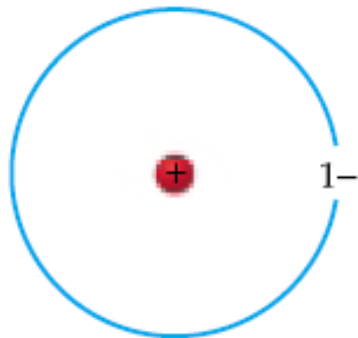
A hydrogen atom
(1 proton; 1 electron)



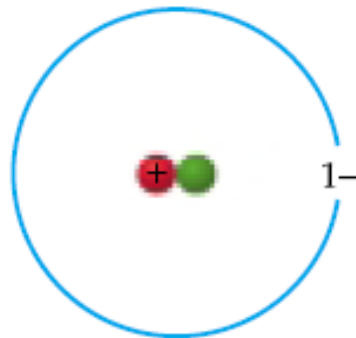
A carbon atom
(6 protons; 6 electrons)



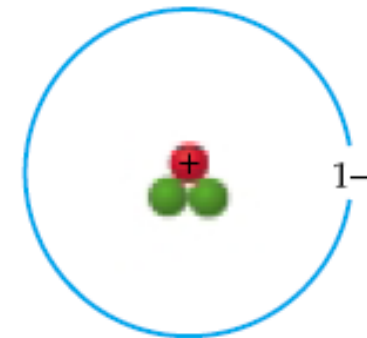
A gold atom
(79 protons; 79 electrons)



Protium—one proton
(●) and no neutrons;
mass number = 1



Deuterium—one proton
(●) and one neutron (●);
mass number = 2



Tritium—one proton
(●) and two neutrons (●);
mass number = 3

Kütle numarası atom kütlelerinin akb cinsinden yaklaşık değerini verir. Çünkü, gerek proton gerekse nötronun kütlesi yaklaşık 1 akb , elektronun kütlesi ise ihmal edilebilecek kadar azdır.

Elementler uluslar arası anlaşmalarla karara bağlanmış bir, iki veya çok harfli simgelerle gösterilirler. Elementlerin adları çeşitli dillerde aynı olmakla birlikte simgeleri tüm dünyada aynıdır. Osmanlı döneminde bir Türkçeleştirme işlemi başlatılsa dahi bu sonradan yarım kalmıştır.

Kimyacı eğitim hayatı boyunca tüm elementlerin adlarını ve simgelerini öğrenmek zorundadır.

Aluminum	Al	Chlorine	Cl	Manganese	Mn	Copper (<i>cuprum</i>)	Cu
Argon	Ar	Fluorine	F	Nitrogen	N	Iron (<i>ferrum</i>)	Fe
Barium	Ba	Helium	He	Oxygen	O	Lead (<i>plumbum</i>)	Pb
Boron	B	Hydrogen	H	Phosphorus	P	Mercury (<i>hydrargyrum</i>)	Hg
Bromine	Br	Iodine	I	Silicon	Si	Potassium (<i>kalium</i>)	K
Calcium	Ca	Lithium	Li	Sulfur	S	Silver (<i>argentum</i>)	Ag
Carbon	C	Magnesium	Mg	Zinc	Zn	Sodium (<i>natrium</i>)	Na

Periyodik Tablo

← Increasing metallic character

Increasing metallic character ↓

1A																	8A					
1 H																	2 He					
2A																	3A	4A	5A	6A	7A	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne					
11 Na	12 Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar					
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr					
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe					
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn					
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt		110	111	112										
Metals			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu						
Metalloids			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr						
Nonmetals																						

Doğada bulunan belirli bir elementin bütün atomlarının atom numarası aynıdır. Fakat bazı atomların kütle numaraları farklı olan türleri de mevcuttur. Atom numaraları aynı fakat kütle numaraları farklı olan atomlara kimyada **izotop** adı verilir.

Örneğin doğada klorun iki izotopuna rastlanır. Bunlar ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ ve ${}_{17}^{37}\text{Cl}$
Bu izotopların atomik bileşimleri aşağıda verilmiştir.

${}_{17}^{35}\text{Cl}$ 17 proton 17 elektron 18 nötron

${}_{17}^{37}\text{Cl}$ 17 proton 17 elektron 20 nötron

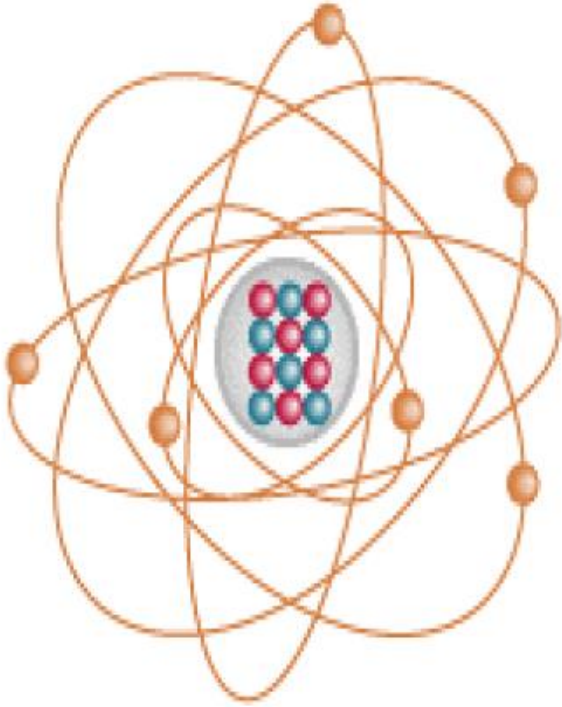
Görüldüğü gibi izotoplar sadece çekirdekdeki nötron sayıları açısından farklıdırlar. Nötral iseler proton ve elektron sayıları aynıdır. Bu da atom numaralarının aynı fakat kütle numaralarının farklı olduğu anlamına gelir.

Bir atomun kimyasal özellikleri ilke olarak atom numarası ile belirtilen proton ve elektron sayısına bağlıdır. Bu nedenle bir atomun izotopları birbirinin aynı kimyasal özellikleri gösterirler.

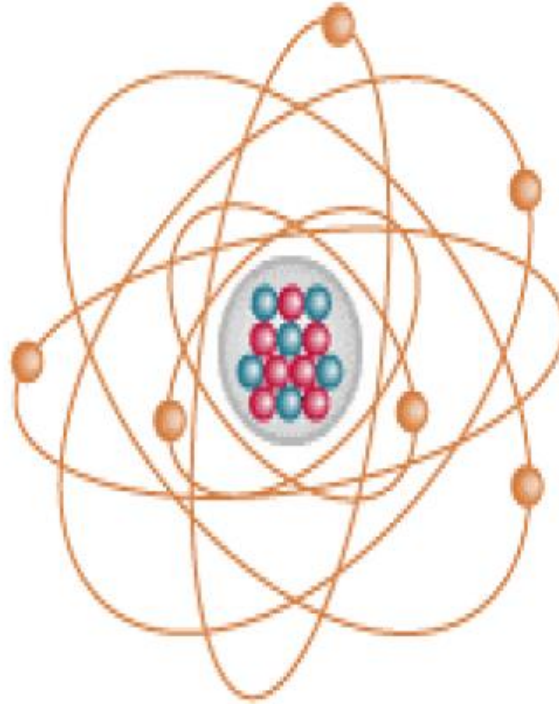
Sodyum (Na), berilyum (Be), flor (F) gibi bazı elementlerin izotopları yoktur. Fakat bir çok elementin birden fazla izotopu vardır. Örneğin kalay (Sn) doğada 10 farklı izotopu halinde bulunur.

Bir elementte kaç izotop bulunduğu ve bu izotopların bağlı bolluklarının ne kadar olduğu ancak kütle spektrofotometresi kullanılarak bulunabilir. Bu aygıtın en önemli kısımları aşağıdaki şekil üzerinde gösterilmiştir. Buharlaştırılan madde elektronlarla bombardıman edilerek pozitif yüklü iyonlar oluşturulur. Oluşan pozitif iyonlar negatif yüklü levha tarafından çekilerek hızlandırılırlar ve bir yarıktan geçirilerek dairesel manyetik alana girerler. Burada iyonlar yük/kütle oranlarına göre saparak ayrılırlar.

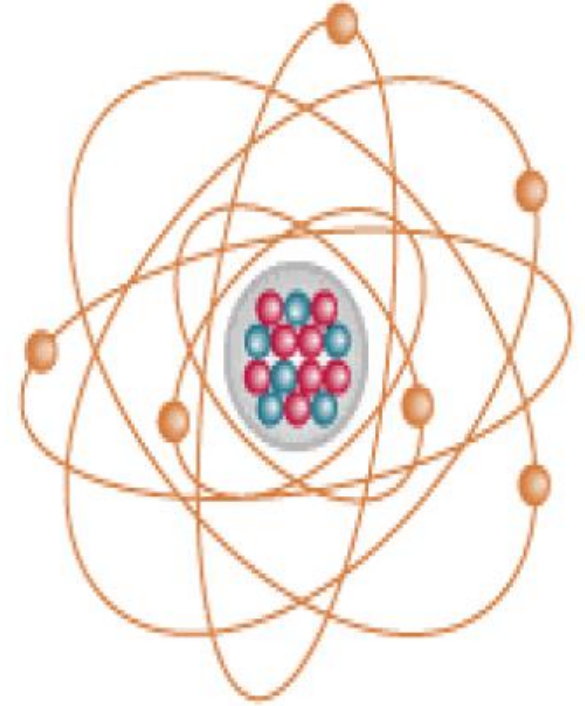
Karbonun izotopları



Karbon 12
6 elektron 6 proton
6 nötron
Kararlı



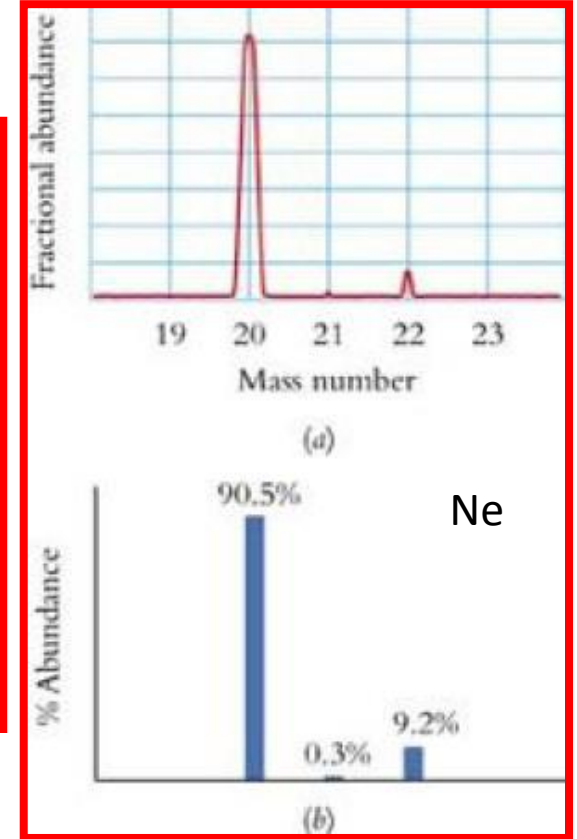
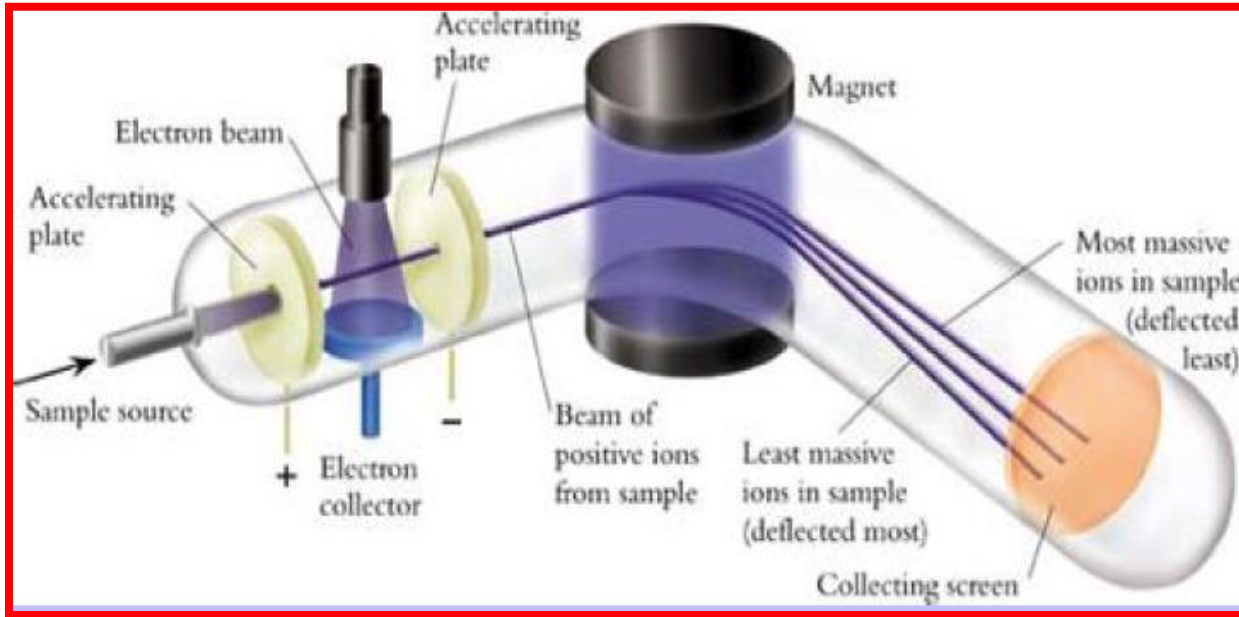
Karbon 13
6 elektron 6 proton
7 nötron
Kararlı



Karbon 14
6 elektron 6 proton
8 nötron
Kararsız radyoaktif



Cihazın voltajı ayarlanarak iyon hızlandırıcılar ve manyetik alanın şiddeti değiştirilir ve farklı e/m değerindeki iyonlar detektöre gönderilirler. Detektörler izotopların bağlı miktarlarına bağlı olan her farklı iyon demetinin şiddetini ölçerler.



Bu cihaz ayrıca maddelerin kimliğini tanımlamada da kullanılır.

Atomlar çok küçük parçacıklardır ve tek tek ölçülemezler, tartılamazlar. Bu nedenle atomik kütle birimi tanımlanmıştır.

Buna göre $^{12}_6\text{C}$ izotopunun kütlesi keyfi olarak 12 alınmış ve 1 akb, $^{12}_6\text{C}$ atomunun kütlesinin onikide biri olarak tanımlanmıştır.

$^{12}_6\text{C}$ ölçeğinde protonun kütlesi 1.007277 akb, nötronun kütlesi ise 1.008665 akb olarak bulunur. Fakat bir atomun kütlesi bu değerlerden hesaplanamaz.

Hidrojen hariç çekirdekte bulunan taneciklerin kütleleri toplamı daima o çekirdeğin gerçek kütlesinden büyük bulunur. Bunun nedeni atomik yapı oluşurken bir miktar kütleinin bağlanma enerjisi şeklinde enerjiye dönüşmüş olmasıdır.

Kütle ile enerji arasında $E=mc^2$ ilişkisi mevcuttur.

Bu ilişkide, E, enerji (joule), m, kütle (kg) ve c, ışık hızıdır (3.00×10^8 m/s). Bir atomun çekirdeğini oluşturmak için nükleonlar biraraya getirildiğinde kütlelerin bir kısmı enerjiye dönüşür. Bu enerjiye bağlanma enerjisi denir. Bu enerji aynı zamanda atomu parçalamak için gereken enerjidir.

Çoğu elementlerin doğada izotoplarının bir karışımı halinde bulunduğunu daha önceden söylemiştik. Birkaç istisna dışında bu izotop karışımlarının doğadaki bileşimi sabittir. Örneğin kütle spektrometresi kullanarak elde edilen veriler klor elementinin, %75.53 oranında $^{35}_{17}\text{Cl}$ (kütlesi 34.97 akb) izotopu ve %24.47 oranında bulunan $^{37}_{17}\text{Cl}$ (kütlesi 36.95 akb) izotopundan oluştuğunu göstermiştir.

Doğal kaynaktan elde edilen herhangi bir klor örneği bu iki izotopu içeren bir karışımdır ve yukarıda verilen oranlar sabittir. Klor elementinin atom ağırlığı izotopların ağırlıklarının ortalamasıdır.

Bir atomun izotoplarının kütleleri ve bağıl bollukları kullanılarak atomun ortalama kütesinin hesaplanması gereklidir. Bu ağırlıklı ortalama, her izotopun atom kütlesi ile doğal karışımında bulunduğu yüzdenin çarpılması ve her izotop için bulunan bu değerlerin toplanmasıyla bulunur.

$$\text{Atom kütlesi} = ({}^{35}_{17}\text{Cl kütlesi} \times \% \text{ Bolluk}) + ({}^{37}_{17}\text{Cl kütlesi} \times \% \text{ Bolluk})$$

$$\text{Klorun atom ağırlığı} = (0.7553 \times 34.97) + (0.2447 \times 36.95)$$

$$\text{Klorun atom ağırlığı} = 35.45 \text{ akb.}$$

Doğada kütlesi 35.45 akb olan hiçbir klor atomu yoktur, fakat böyle bir atomun var olduğunu düşünmek avantajlıdır. Ayrıca, alınan bir örnek içerisindeki bütün atomların ortalama atom ağırlığı şeklinde bulunduğunu düşünmek de yanlış olmaz. Bu nedenle, atomun eğer doğal izotopları varsa hesaplamalarda ortalama ağırlıklar kullanılır.

Element	Atomic Weight (amu)	Isotope	% Natural Abundance	Mass (amu)
boron	10.811	$^{10}_5\text{B}$	19.91	10.01294
		$^{11}_5\text{B}$	80.09	11.00931
oxygen	15.9994	$^{16}_8\text{O}$	99.762	15.99492
		$^{17}_8\text{O}$	0.038	16.99913
		$^{18}_8\text{O}$	0.200	17.99916
chlorine	35.4527	$^{35}_{17}\text{Cl}$	75.770	34.96885
		$^{37}_{17}\text{Cl}$	24.230	36.96590
uranium	238.0289	$^{234}_{92}\text{U}$	0.0055	234.0409
		$^{235}_{92}\text{U}$	0.720	235.0439
		$^{238}_{92}\text{U}$	99.2745	238.0508

The 20 elements that have only one naturally occurring isotope are ^4_2Be , $^{19}_9\text{F}$, $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{27}_{13}\text{Al}$, $^{31}_{15}\text{P}$, $^{45}_{21}\text{Sc}$, $^{55}_{25}\text{Mn}$, $^{59}_{27}\text{Co}$, $^{75}_{33}\text{As}$, $^{89}_{36}\text{Y}$, $^{93}_{41}\text{Nb}$, $^{103}_{45}\text{Rh}$, $^{127}_{53}\text{I}$, $^{133}_{55}\text{Cs}$, $^{141}_{59}\text{Pr}$, $^{159}_{65}\text{Tb}$, $^{165}_{67}\text{Ho}$, $^{168}_{68}\text{Tm}$, $^{197}_{79}\text{Au}$, and $^{209}_{83}\text{Bi}$. There are however other, artificially produced isotopes of these elements.

Örnek: Bakır metalinin iki doğal izotopu vardır. Bunlardan Cu-63 izotopu doğada %69.17 oranında bulunup kütlesi 62.94 akb dir. Cu-65 izotopu ise doğada %30.83 oranında bulunup kütlesi ise 64.93 akb dir. Bakırın ortalama atom ağırlığını bulunuz ve periyodik cetvelden cevabınızı kontrol ediniz.

Çözüm: Daha önce gösterdiğimiz çözüm burada aynen geçerlidir.

$$\text{Bakırın atom ağırlığı} = (0.6917 \times 62.94) + (0.3083 \times 64.93)$$

$$\text{Bakırın atom ağırlığı} = 63.55 \text{ akb}$$

$$\text{Periyodik cetvelden bulunan bakırın atom ağırlığı} = 63.546 \text{ akb}$$

Periyodik cetvelde bulunan atom ağırlıkları da doğal izotoplar dikkate alınarak bulunmuş ağırlıklardır.

Örnek: Karbon doğada C-12 ve C-13 izotoplarının bir karışımı halinde bulunur. Tanıma göre C-12 izotopunun kütlesi tam 12 akb, C-13 izotopunun kütlesi ise 13.003 akb dir. Karbonun atom ağırlığı 12.011 akb olduğuna göre her bir izotopun doğada bulunma % nedir?

Çözüm: Bir önceki örneğe benzer bir biçimde çözülebilir.

$$12.011 = (x \cdot 12.00) + (1 - x) \cdot 13.003$$

$$12.011 = 12.00x + 13.003 - 13.003x \text{ Buradan } x \text{ çekilirse,}$$

$$-1.003x = -0.992$$

$$x = 0.989 \rightarrow \% 98.9$$

Yani C-12 izotopu doğada %98.9, C-13 izotopu $100 - 98.9 = \% 1.1$

Oranında bulunurlar.

Örnek: Aşağıda verilen + yüklü iyonlardan hangisi bir elektriksel alanda daha çok sapar. A) H^+ veya Ne^+ b) Ne^+ veya Ne^{2+}

Örnek: Bir elementin atomlarının %37.50 sinin kütlesi 184.95 akb, %62.50 sinin kütlesi ise 186.96 akb dir. Atomun ortalama kütlesini hesaplayınız.

Örnek: Doğal argonun %99.600 ü $^{40}_{18}Ar$ olup kütlesi 39.9624 akb, %0.337 si $^{36}_{18}Ar$ olup kütlesi 35.9678 akb ve %0.063 ü $^{38}_{18}Ar$ olup kütlesi 37.9627 akb dir. Doğal argonun ortalama atom kütlesini hesaplayınız.

Örnek: İridyumun başlıca iki izotopu vardır ve ortalama atom kütlesi 192.22 akb dir. ^{191}Ir kütlesi 190.9606 akb olduğuna göre ikinci izotop şunlardan hangisi olmalıdır. ^{190}Ir ^{192}Ir ^{193}Ir

Elektromanyetik Radyasyon

Işık (elektromanyetik radyasyon) dalga hareketi yaparak uzayda ilerler. Işığın hem elektriksel, hem de manyetik özelliği mevcuttur. Tüm dalga hareketlerinde olduğu gibi, ışığın dalga hareketini de karakterize etmek için bazı terimler kullanılır. Bu terimler ve anlamları aşağıda verilmiştir.

Dalga boyu (λ): ardı ardına gelen iki dalga tepesi (iki maksimum veya iki minimum) arasındaki uzaklıktır.

Genlik (a): bir dalga maksimumunun yüksekliği veya bir dalga minimumunun derinliğidir. Bir elektromanyetik radyasyonun şiddeti (parlaklığı) genliğin karesiyle (a^2) orantılıdır.

Vakumda tüm elektromanyetik radyasyon dalgaları dalga boyundan bağımsız olarak aynı hızla hareket ederler. c sembolüyle gösterilen ve 2.9979×10^8 m/s değerinde olan bu hıza **ışık hızı** denir.

Frekans (ν): belli ve sabit bir noktadan bir saniyede geçen dalgaların sayısına denir. Frekans birimi s^{-1} veya Hertz (Hz) olarak verilir. Frekans ve dalga boyu arasında,

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

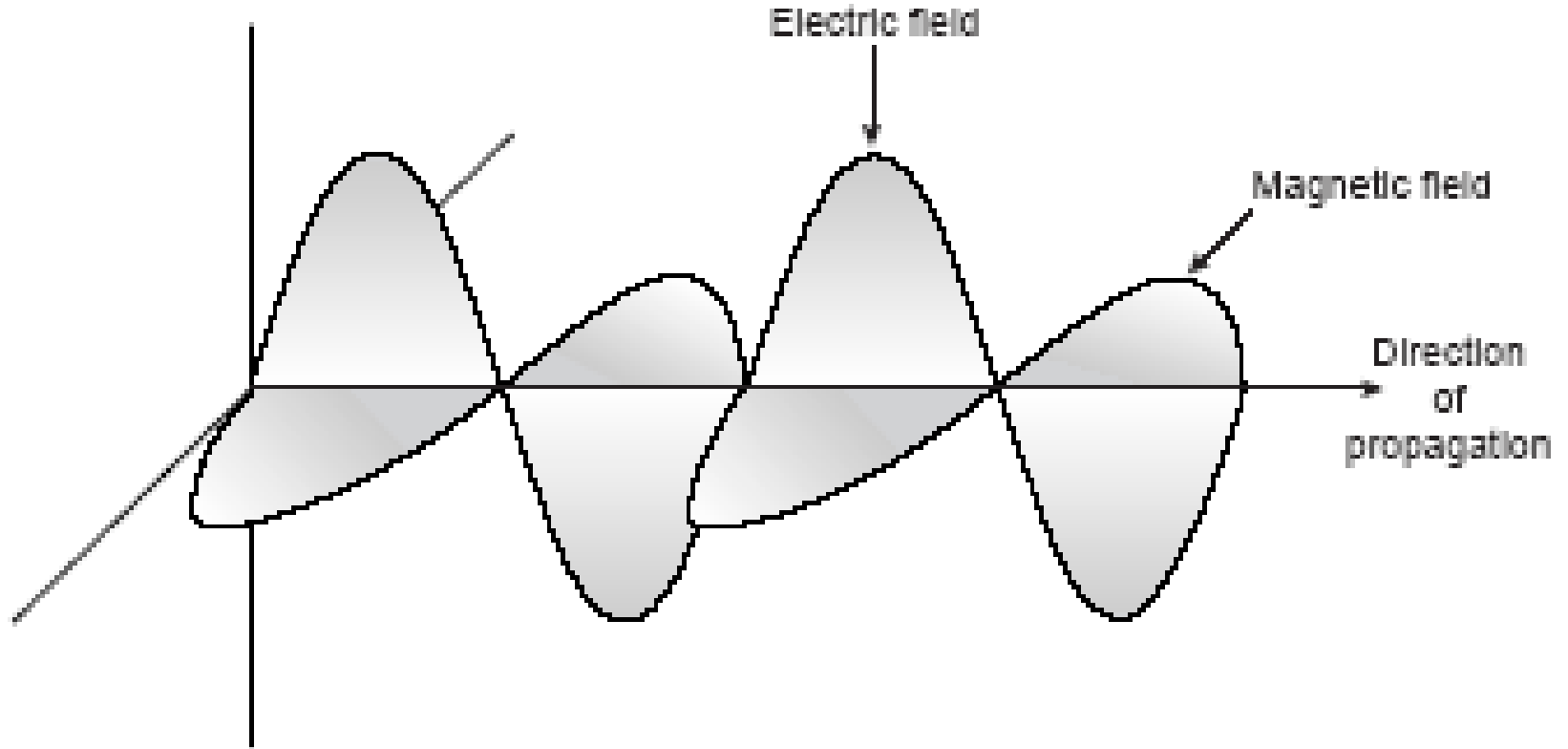
İlişkisi mevcuttur.

Dalga periyodu ($\bar{\nu}$): 1 tek dalganın geçmesi için geçen saniye olarak süreye dalga periyodu denir. Birimi saniyedir ($1/\nu$).

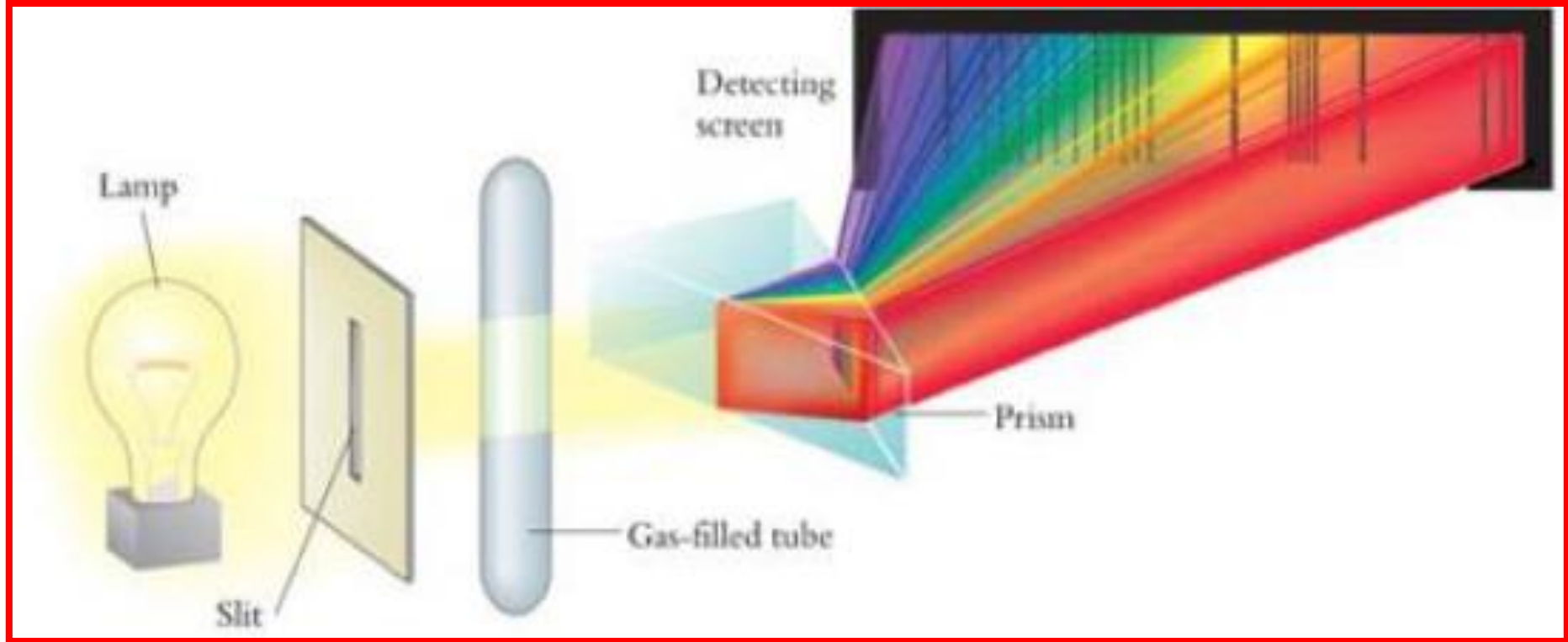
Dalga sayısı ($1/\lambda$): 1 cm uzunlukta bulunan dalgaların sayısına denir. Birimi cm^{-1} olarak verilir.

Dalga enerjisi (E) : Dalga hareketi yapan radyasyonun sahip olduğu enerjidir. Birimi joule dur. $E = h\nu$ ilişkisiyle hesaplanır. Burada h, Planck sabiti olup değeri 6.63×10^{-34} j.s olarak alınır. Enerji ile dalga boyu arasında $E = h \frac{c}{\lambda}$ ilişkisi vardır.

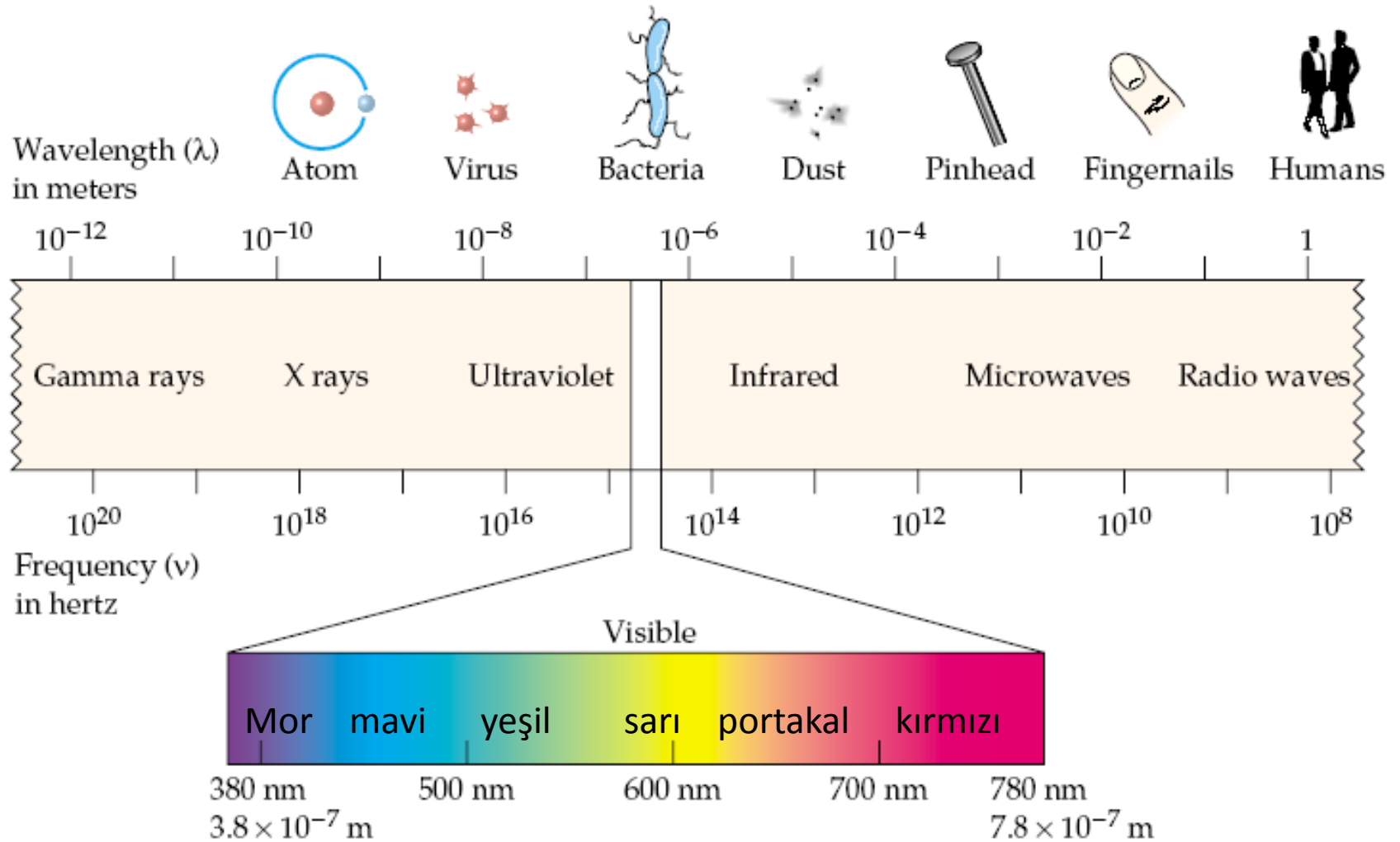
Işığın hem elektriksel hem de manyetik özelliği vardır. Elektromanyetik radyasyon uzayda belli bir doğrultuda dalga hareketi yaparak yol alırken birbirine dik olarak konumlanmış olan elektriksel ve manyetik bileşeni ile birlikte hareket eder.

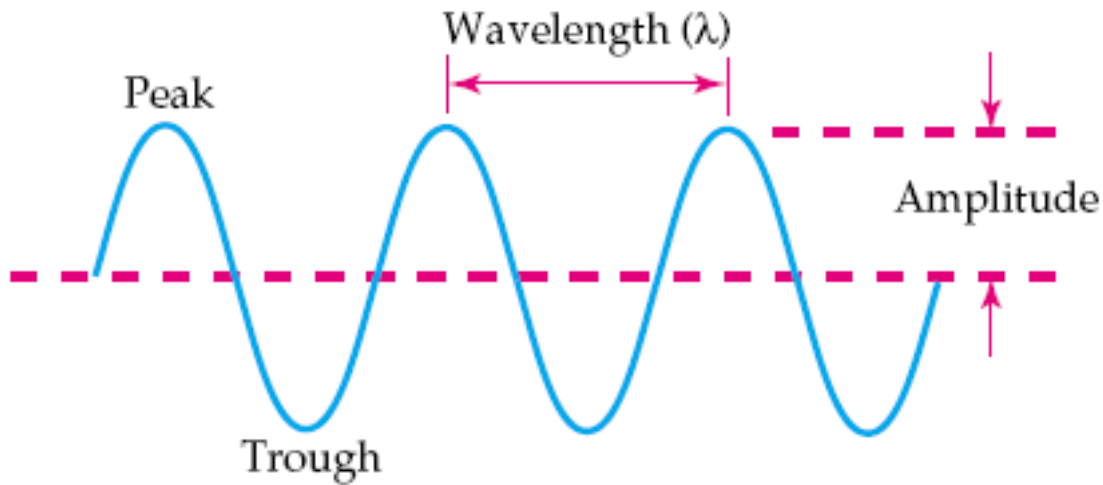


Görünür bir ışık bir prizmadan geçirildiğinde sürekli bir spektrumla kendisini oluşturan çeşitli dalga boylarındaki ışık bileşenlerine ayrışır.

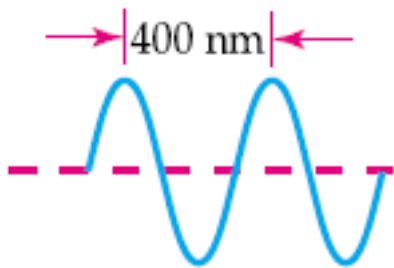


Dalga boylarına bağı olarak güneş ışığını sınıflandıran bir elektromanyetik spektrum aşağıda verilmiştir.



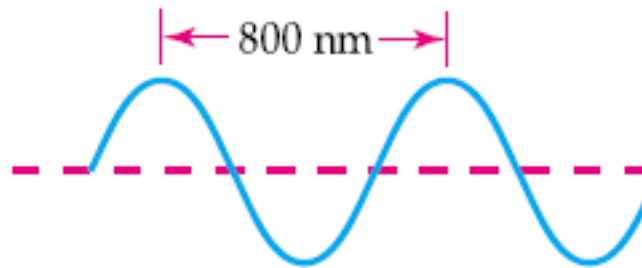


(a)



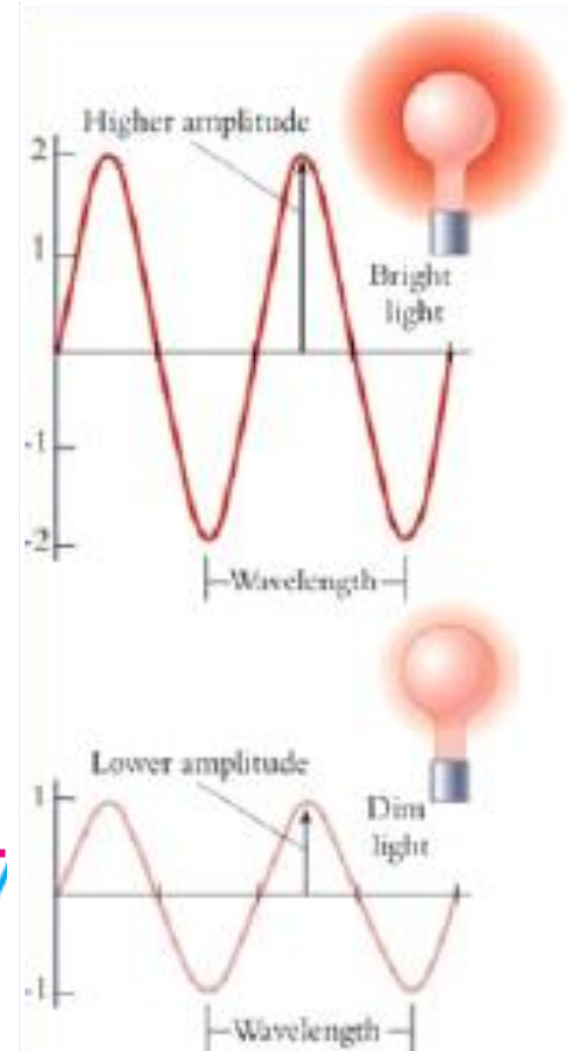
Violet light
($\nu = 7.50 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$)

Kısa dalga boyu



Infrared radiation
($\nu = 3.75 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$)

(b) Uzun dalga boyu



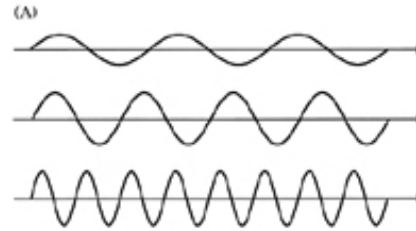
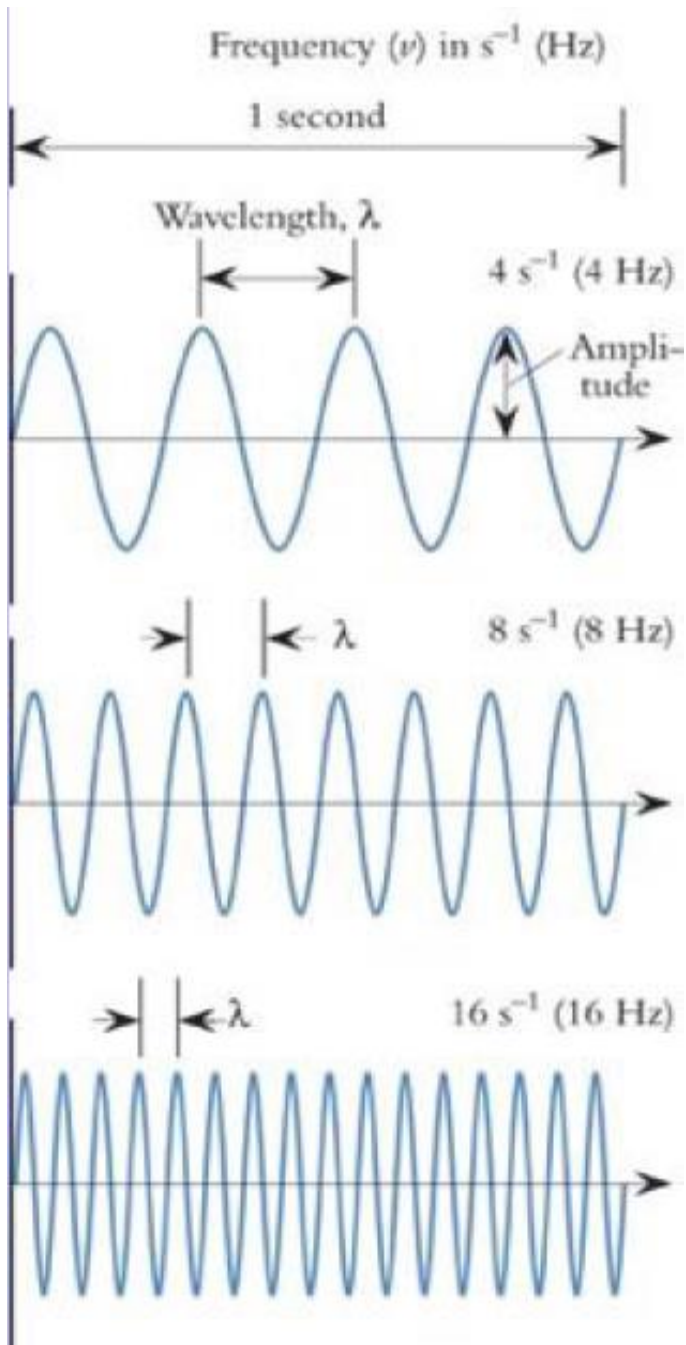
Dalga kuramı elektromanyetik radyasyonun bir çok özelliğini başarılı bir şekilde açıklar. Fakat fotoelektrik etkide olduğu gibi bazı davranışlarını ise açıklayamaz. Bu özellikleri açıklayabilmek için ışığın dalga özelliğinin yanısıra aynı zamanda tanecik özelliği gösterdiğinin de dikkate alınması gereklidir.

1900 yılında Max Planck ışığın enerjisi için kuantum yani tanecik özelliği kavramını ortaya attı. Planck ışığın enerjisinin ancak bir miktarda absorblanabileceğini veya yayınlanabileceğini önererek belli miktarlardaki bu enerjilere kuantum adını verdi.

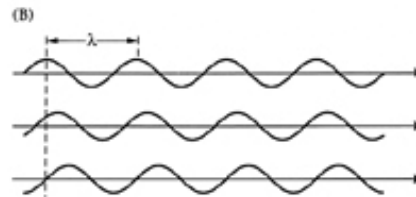
Bir kuantumun enerjisi E , radyasyonun frekansı ν ile orantılıdır ve buradaki orantı katsayısı Planck sabiti, h olarak bilinir ve değeri 6.63×10^{-34} j.s olarak alınır.

1905 de Albert Einstein foto elektrik etkiyi açıklarken Planck'ın önerdiği kuantumların sürekli olmadığını ve kesikli enerji paketleri halinde bulunduğunu önerdi ve bu taneciklere **foton** adı verildi.

$E = h \frac{c}{\lambda}$ ilişkisi kısa dalga boyulu ışının enerjisinin daha büyük olduğunu gösterir.



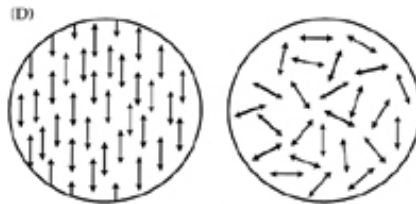
Complex light



Single wave =
monochromatic
light



Coherent light =
laser



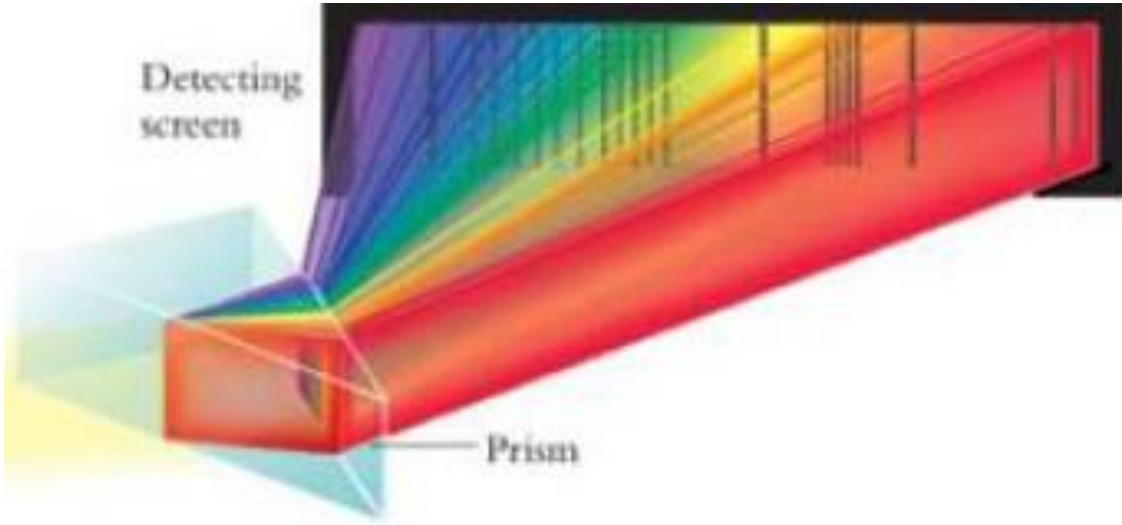
Polarized light

Atom Spektrumları

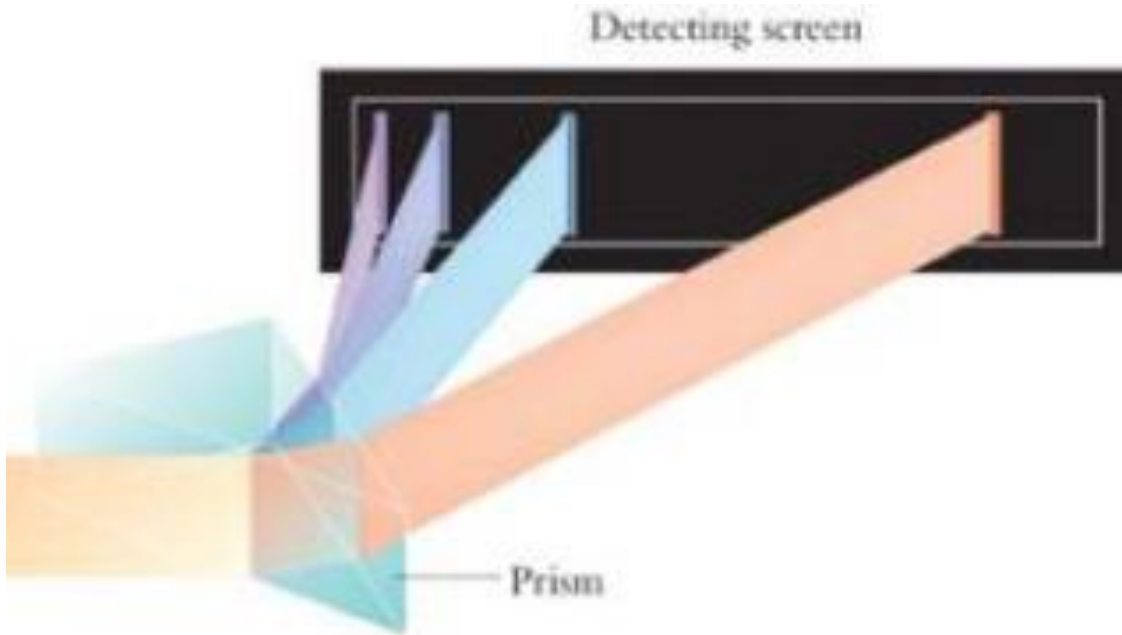
Bir ışık ışını bir prizmadan geçirildiğinde daha önceden gösterildiği gibi ışın kırılır. Işının ne kadar kırılacağı bu ışının dalga boyuna bağlıdır. Kısa dalga boylu bir ışık, uzun dalga boylu bir ışıktan daha fazla kırılır. Ve böylece prizmadan geçen ışın sürekli bir dalga boyu sırası halinde gözlemlenir.

Beyaz ışık görünür bölgedeki tüm dalga boylarını içeren radyasyondan oluştuğu için ışık prizmadan geçirildiğinde gök kuşağı şeklinde renkli sürekli bir spektrum elde edilir. Yani ışınlar arasında boşluk yoktur, bir rengin sonunda diğeri başlar.

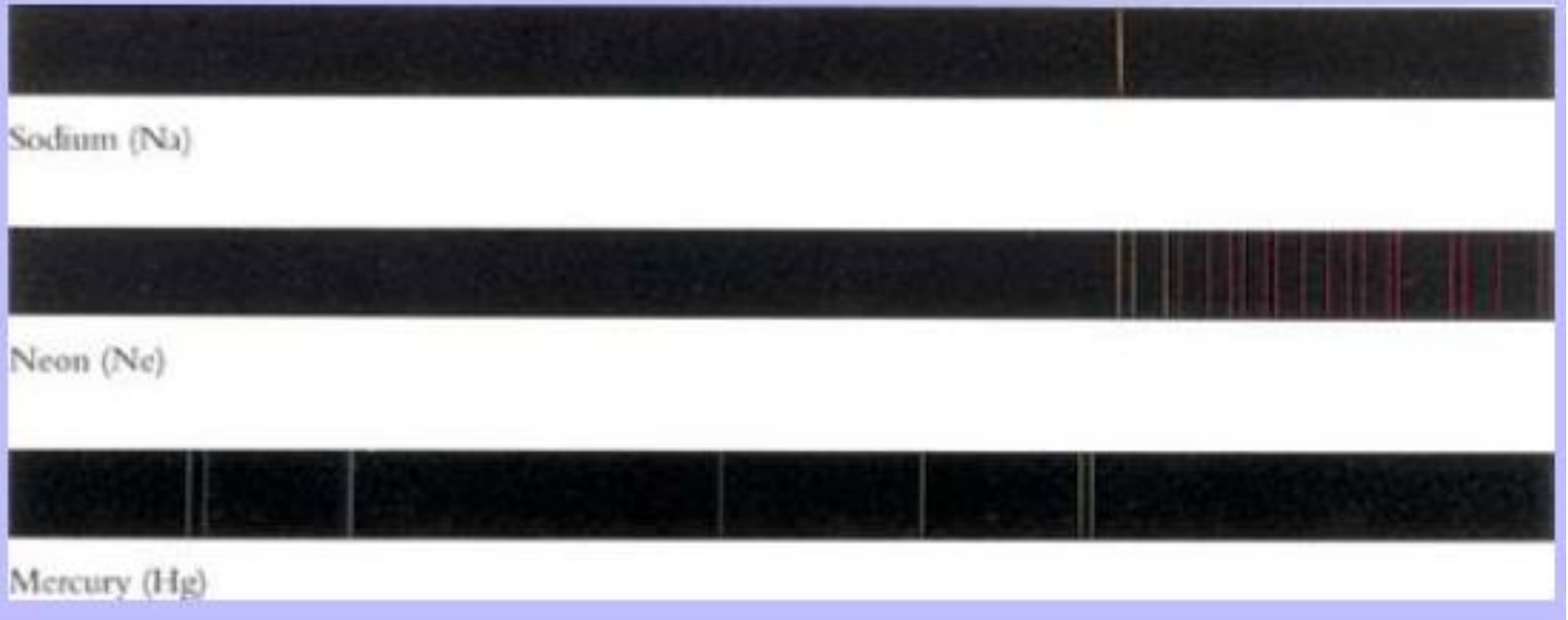
Oysa bir kimyasal elementin buharları bir elektrik arkı veya bek alevi ile ısıtıldığında bir ışık yayınlanır. Bu ışığın ince bir demeti bir prizmadan geçirildiğinde sürekli değil kesikli bir spektrum elde edilir. Buna çizgi spektrumu denir. Bu spektrum sadece birkaç tane renkli çizgi içerir ve her çizgi dalga boyları farklı olan ışınlarla tekabül eder. Araları ise boşluktur ve karanlıktır.



Sürekli spektrum



kesikli spektrum



Bu yöntemle incelenen her elementin kendine özgü bir çizgi spektrumu olduğu gözlemlenmiştir.

Bu spektrumun neden sürekli değil de kesikli olduğu, atomlarda bulunan elektronlarının çekirdek etrafında nasıl dizildikleri konusunda önemli bilgiler verecektir.

Bir atom ısıtıldığında enerji kazanır ve atomun elektronları bu enerjiyi alarak buldukları seviyeden daha üst enerji seviyelerine çıkarlar. Daha sonra uyarılmış elektronlar eski seviyelerine dönerken aldıkları bu enerjiyi ışık şeklinde geri verirler.

$$\Delta E_{\text{atom}} = \Delta E_{\text{elektron}} = h\nu$$

Bu nedenle bir elementin çizgi spektrumundaki ışığın frekansı, dalga boyu ve enerjisi hesaplanabilir.

En basit atom olan hidrojen elementinin çizgi spektrumunda görünür bölgedeki çizgilere tekabül eden frekanslar J.J. Balmer tarafından aşağıdaki eşitlikle verilmiştir.

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = 3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5 \dots$$

Bu eşitlik hidrojenin sadece görünür bölgedeki çizgilerini açıklar ve bu çizgi serilerine **Balmer serisi** adı verilir.

Balmer yukarıdaki eşitliği kullanmış, fakat n sayısının önemini ve anlamını tam olarak kavrayamamıştır. 1913 yılında Niels Bohr hidrojen atomunun elektronik yapısını açıklamak için bir kuram önermiştir. Bu kurama göre hidrojenin çizgi spektrumları da açıklanmış olur. Hidrojen atomu 1 elektron ve 1 proton içeren basit bir atomdur. **Bohr atom kuramının** kapsadığı noktalar şunlardır.

- 1- Hidrojen atomunun elektronu çekirdek etrafında sadece belirli küresel yörüngelerde bulunabilir. Bu yörüngelere enerji düzeyleri veya kabuklar denir ve her kabuk K, L, M, N, O... gibi bir harf veya 1, 2, 3, 4,.. gibi bir n değeri ile belirlenir.
- 2- Elektronun içinde hareket ettiği yörüngeye göre belli bir enerjisi vardır. Çekirdeğe en yakın olan K veya $n=1$ düzeyinin yarı çapı en küçüktür ve bu yörüngede bulunan elektron en düşük enerjiye sahiptir. Çekirdekten uzaklaştıkça kabuğun yarı çapı büyür ve bu kabukta bulunan elektronun enerjisi artar. Elektron hiçbir zaman iki kabuk arasında bir yerlerde bulunamaz.

3- Bir atomun elektronları çekirdeğe mümkün olduğunca yakınsa bu elektronlar en düşük enerji düzeyindedir. Bu enerji düzeyine **temel hal düzeyi** denir. Atomlara bir enerji verildiğinde elektronlar enerji absorplayarak daha yüksek enerji düzeylerine geçerler. Bu duruma ise **uyarılmış hal** denir.

4- Bir elektron yüksek enerji düzeyinden daha düşük enerji düzeyine geçtiğinde, iki enerji düzeyi arasındaki enerji farkı bir ışık kuantumu şeklinde yayınlanır. Bu ışığın kendine özgü bir frekansı ve dalga boyu olup karakteristik bir bir spektrum çizgisi verir. Spektrumdaki her bir çizgi değişik bir elektron geçişine karşılık gelir.

Bu önermelerden sonra Bohr değişik yörüngelerde bulunan elektronların enerjisini hesaplamak için bir eşitlik türetmiştir. Bohr'un eşitliği aşağıda verilen basit eşitliğe dönüştürülebilir.

$$E_{\text{yörünge}} = -\frac{(2.179 \times 10^{-18} \text{ J})}{n^2} \quad n = 1, 2, 3, 4, \dots \quad 2.179 \times 10^{-18} \text{ J Rydberg sabiti olarak bilinir.}$$

Bir dış yörüngedeki (n_d) elektronun enerjisine E_d ve bir iç yörüngedeki (n_i) elektronun enerjisine de E_i denilirse, elektron bir dış yörüngeden iç yörüngeye geçerken ($E_d - E_i$) kadar enerji ışık fotonu şeklinde yayınlanacaktır. Planck eşitliğine göre bir fotonun enerjisi $h\nu$ değerine eşit olduğundan,

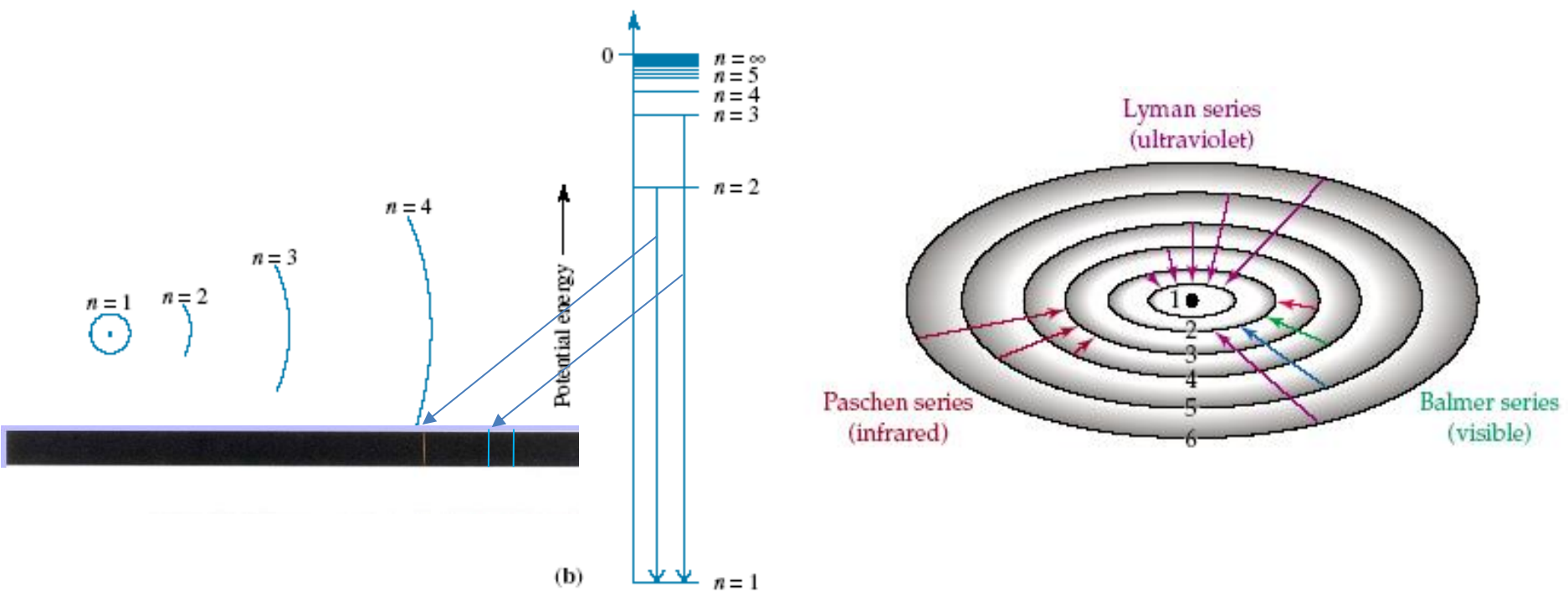
$$h\nu = E_d - E_i \quad E_d \rightarrow E_i$$

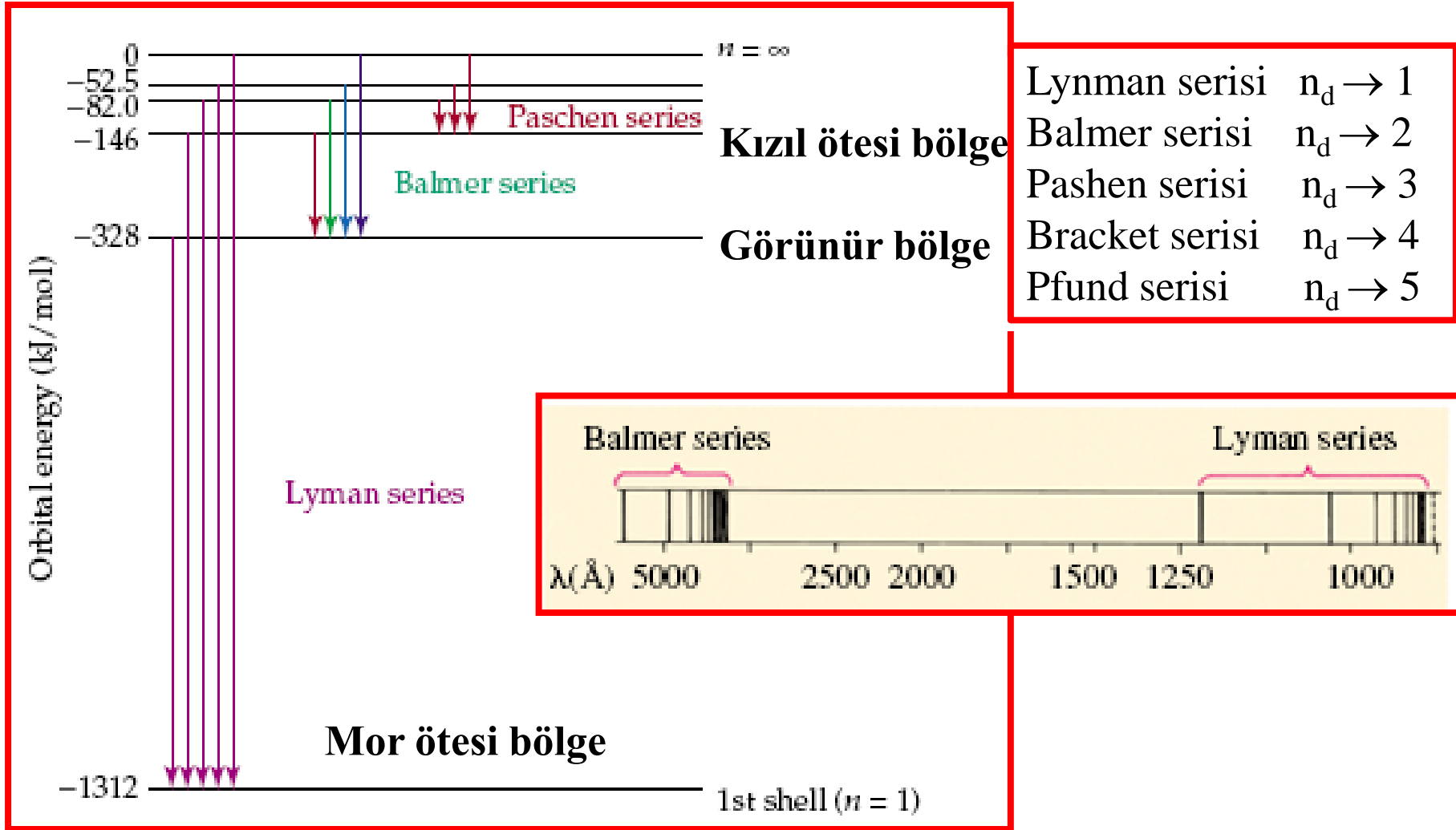
$$h\nu = \frac{(-2.179 \times 10^{-18} \text{ J})}{n_d^2} - \frac{(-2.179 \times 10^{-18} \text{ J})}{n_i^2}$$

$$h\nu = 2.179 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_d^2} \right) \quad \nu = \frac{2.179 \times 10^{-18} \text{ J}}{6.626 \times 10^{-34} \text{ js}} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_d^2} \right)$$

$$\nu = 3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_d^2} \right) \quad \text{Bağıntısı elde edilir.}$$

Bu eşitlik kullanılarak her hangi bir enerji seviyesinden, her hangi bir enerji seviyesine geçişlerin enerji değerleri hesaplanabilir. Eğer bir elektron iyonlaştırılıyorsa bu seviye için n değeri ∞ olarak alınır.





Bohr Kuramı hidrojen atomunun spektrumunu başarıyla açıkladığı halde çok elektronlu atomların spektrumlarını açıklamada yetersiz kalmıştır.

Örnek: Hidrojen spektrumunda $n=3$ enerji seviyesinden $n=2$ seviyesine olan elektron geçişini temsil eden çizginin frekansı ve dalga boyunu hesaplayınız.

Çözüm: Daha önce verilen frekans formülü kullanarak bu hesaplama yapılabilir.

$$\nu = 3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_d^2} \right)$$

$$\nu = 3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\nu = 0.4568 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} = 4.568 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \text{ olduğundan} \quad \lambda = \frac{c}{\nu} \Rightarrow$$

$$\lambda = \frac{2.998 \times 10^8 \text{ m/s}}{4.568 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 6.563 \times 10^{-7} \text{ m} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 656.3 \text{ nm}$$

Bu soru “hidrojenin elektronunu $n=2$ enerji seviyesinden $n=3$ enerji seviyesine uyardırmak için verilmesi gereken enerji nedir” şeklinde sorulsaydı da çözüm aynı olacaktı, sadece bulunan frekans, Planck sabiti yardımıyla enerjiye çevrilecekti.

Örnek: Hangi ışının enerjisi daha yüksektir a) radyo dalgasının 10^2 cm b) UV ışını 10^{-5} cm.

Örnek: Yukarıda verilenlerde kuantum (foton) başına frekans ve enerjiyi hesaplayınız. $1 \text{ nm } 10^{-7} \text{ m}$, $c: 3 \times 10^8 \text{ m/s}$, $h: 6.63 \times 10^{-34} \text{ j s}$.

Örnek: Bohr’a göre bir spektroskopta bir maddenin yayınladığı ışığın kaynağı nedir? Yayınlanan ışığın dalga boyu maddeden maddeye değişir mi?

Örnek: Hidrojenin elektronunu $n=1$ seviyesinden iyonlaştırmak için verilmesi gerekli enerjinin ışık cinsinden dalga boyunu hesaplayınız.

Atom Numaraları ve Periyotlar Yasası

19. Yüzyılın başlarında kimyacılar elementlerin arasındaki fiziksel ve kimyasal benzerliklerle ilgilenmişlerdir. Elementleri belli bir düzen içerisinde ilişkilendirebilmek için 1817-1829 yılları arasında Johann W. Döbereiner elementlerin “**triadlar**” (üçerli guruplar) adı verilen seriler halinde sınıflandırılabilceğini ileri sürdü.

Burada her seri birbirine benzeyen özelliklerdeki elementlerden oluşup, serilerdeki ikinci elementin atom ağırlığı yaklaşık olarak serideki diğer iki elementin ağırlıkları ortalamasına eşittir. Fakat çok geçmeden bu sistemin bir çok elemente uymadığı görülmüş ve terk edilmiştir.

Bunu izleyen uzun yıllar içerisinde bir çok kimyacı elementlerin benzer özelliklerini kullanarak onları sınıflandırmayı denemiş, fakat kullandıkları yöntemler bilimsel camia tarafından kabul görmemiştir.

1863-1866 yılları arasında John A. R. Newlands müzik notalarından yola çıkarak “**oktavlar yasası**” adı altında bir sistem önerip geliştirdi. Bu yasaya göre elementler ağırlıkları artış sırasına göre dizildiklerinde sekizinci element birinciye, dokuzuncu element ikinciye vs. benziyor ve bu durum müzikteki oktavlar şeklinde böylece devam ediyordu. Fakat gerçekte ilişki bu kadar basit değildi ve o zamana kadar bir çok element daha bulunmamıştı. Newlands’ın çalışmaları dayanıksız bulunmuş ve çok ciddiye alınmamıştır.

Elementlerin modern periyodik sınıflandırılması Almanya’dan J. Lothar Meyer (1869) ve özellikle de Rusya’dan Dimitri Mendeleev’in (1869) yaptığı çalışmalara dayanmaktadır.

Mendeleev, elementleri atom ağırlıklarındaki artışa göre incelediğinde özelliklerindeki benzerliklerin periyodik olarak tekrarlandığını gördü. Benzer elementleri **Gurup** adı verilen dikey sütunlarda topladı. Henüz bulunmamış elementler için boş yer bıraktı ve bunlardan üçünün özelliklerini daha keşfedilmeden yazdı.

Hemen sonra Mendeleev'in öngördüğü özelliklerin çoğuna sahip olan skandiyum, galyum ve germanyum elementlerinin keşfedilmesi periyodik sistemin doğru olduğunu tezini kuvvetlendirmiştir.

Asal gazların varlığı Mendeleev tarafından öngörülmediği halde bu elementler 1892-1898 yılları arasında bulunduğunda, periyodik sistemdeki yerlerine kolayca yerleşmişlerdir.

Mendeleev'in en önemli ve en doğru yaklaşımı, elementleri atom ağırlığı sırasına göre dizdiğinde, eğer kimyasal özellikleri uyuşmuyorsa o elementi özelliklerinin benzediği bir guruba dahil etmesidir. Bu yaklaşım o yıllara kadar keşfedilmemiş elementlerin keşfini hızlandırmıştır.

Periyodik sınıflandırma daha sonraki yıllarda bir çok araştırmacı tarafından ayrıntılarıyla incelenmiş ve periyodik özelliğin atom ağırlığından çok farklı bir temel özelliğe dayandığı anlaşılmıştır.

1913-1914 yılları arasında Henry G. J. Moseley yaptığı çalışmalarla bu problemi tamamen çözmüştür. Moseley yüksek hızlı katod ışınlarını, hedef olarak koyduğu metallere odaklamış ve X-ışınları elde etmiş ve bu ışınları prizma yardımıyla bileşenlerine ayırmış ve fotografik olarak kaydetmiştir.

Hedef metali değiştirdikçe elde ettiği X-ışınlarının çizgi spektrumlarının özelliklerinin değiştiğini gözleyen Moseley, bir elementten elde edilen X-ışınının frekansının karekökünün, o elementin atom numarası ile orantılı olarak değiştiğini keşfetmiştir.

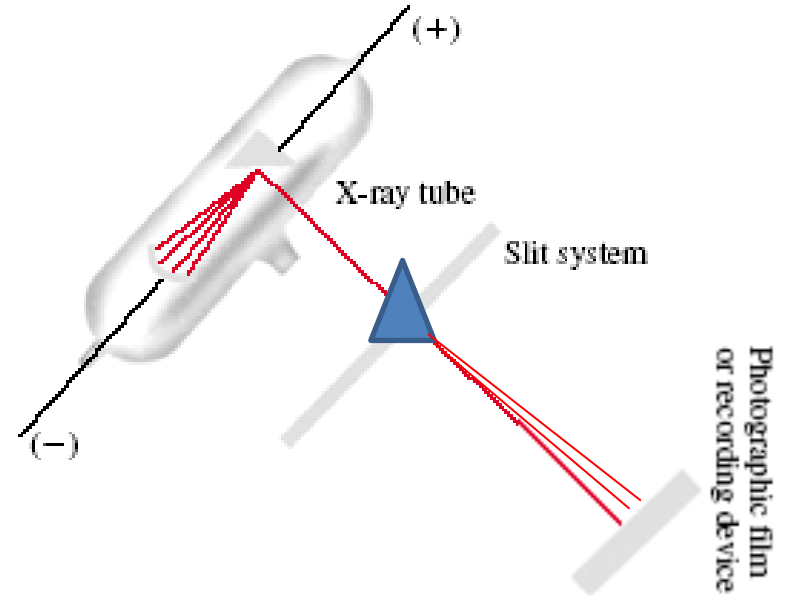
Moseley atom numarası 13 olan alüminyum ile 79 olan altın arasında bulunan 38 elementin X-ışınları spektrumunu incelemiş ve elementlerin doğru atom numaralarını tayin edebilmiştir. Ayrıca, keşfedilmeyen 4 elementin atom numaralarını da belirlemiştir.

Moseley'in çalışmalarına dayanarak periyodik yasa yeniden tanımlanmıştır.

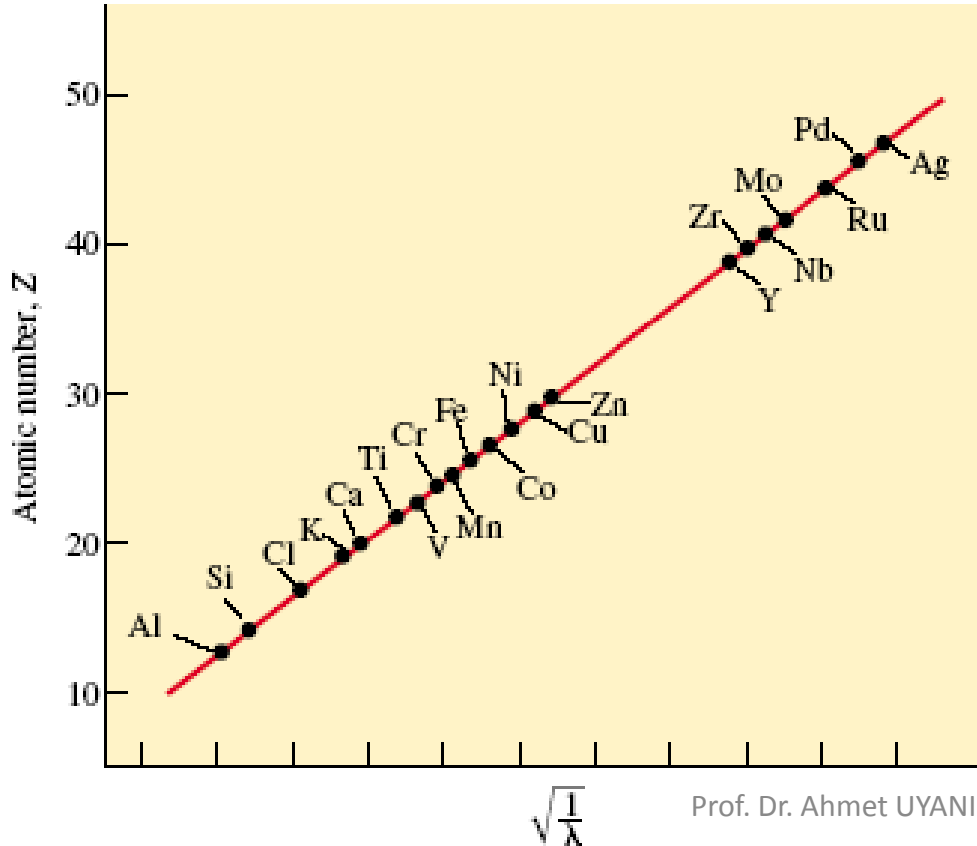
Bu tanıma göre, **Periyodik yasa** “Elementlerin fiziksel ve kimyasal özellikleri atom numaralarının periyodik fonksiyonudur“ şeklinde değiştirilmiştir.



1887-1915

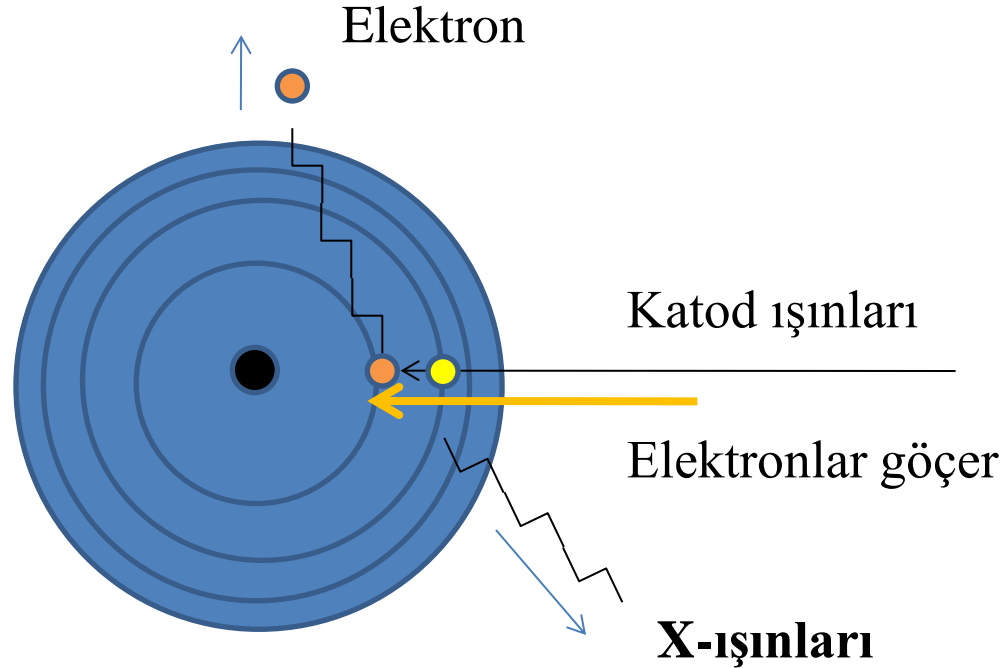


Moseley'in atom numaraları ile Rutherford'un α -tanecikleri saçılma deneyinden hesapladığı çekirdek yükleri birbirleriyle oldukça uyumlu bulunmuştur. Buna dayanarak Moseley, atom numarasının (Z) atom çekirdeğinde bulunan pozitif yüklü birimlerin sayısı olduğunu önermiştir.



Moseley ayrıca bir elementten diğer bir elemente geçildiğinde atomda artan temel bir nicelik bulunduğunu ve bu niceliğin ancak pozitif yüklü çekirdeğin yükü olabileceğini belirtmiştir.

X-ışınları görünür ışıktan çok daha kısa dalga boylu ışınlardır. Dolayısıyla daha yüksek frekansa ve enerjiye sahiptirler. Bir elementin X-ışınının oluşumunda aşağıda gösterilen olayın olduğu sanılmaktadır. Yüksek hızlı ve enerjili katod ışınları atomun iç kabuklarından elektron koparır. Bu boşluğu doldurmak için üst kabuklardan elektronlar aşağıya doğru geçer ve bu esnada X-ışınlarının çıkmasına neden olan yüksek miktarda enerji açığa çıkar.



ELEMENTLERİN PERİYODİK TABLOSU

IA												IIIA		IVA		VA		VIA		VIIA		VIIIA																																																																																																	
1 H 1.00794 Hidrojen	2 He 4.00260 Helyum											5 B 10.81 Bor	6 C 12.011 Karbon	7 N 14.0067 Azot	8 O 15.9994 Oksijen	9 F 18.9984 Flor	10 Ne 20.1797 Neon	11 Na 22.98976928 Sodyum	12 Mg 24.304 Magnezyum	13 Al 26.9815385 Alüminyum	14 Si 28.0855 Silisyum	15 P 30.973762 Fosfor	16 S 32.06 Kükürt	17 Cl 35.453 Klor	18 Ar 39.948 Argon	19 K 39.0983 Potasyum	20 Ca 40.08 Kalsiyum	21 Sc 44.955912 Skandiyum	22 Ti 47.88 Titanyum	23 V 50.9415 Vanadyum	24 Cr 51.9961 Krom	25 Mn 54.938044 Manganez	26 Fe 55.845 Demir	27 Co 58.933194 Kobalt	28 Ni 58.708 Nikel	29 Cu 63.546 Bakır	30 Zn 65.38 Çinko	31 Ga 69.723 Galyum	32 Ge 72.59 Germanyum	33 As 74.9216 Arsenik	34 Se 78.96 Selenyum	35 Br 79.904 Brom	36 Kr 83.80 Kripton	37 Rb 85.4678 Rubidyum	38 Sr 87.62 Stronsiyum	39 Y 88.905848 İtriyum	40 Zr 91.224 Zirkonyum	41 Nb 92.90638 Niyobyum	42 Mo 95.94 Molibden	43 Tc 98.90625 Teknesyum	44 Ru 101.07 Rutenyum	45 Rh 102.90550 Rodyum	46 Pd 106.42 Palladyum	47 Ag 107.8682 Gümüş	48 Cd 112.411 Kadmiyum	49 In 114.818 İndiyum	50 Sn 118.610 Kalay	51 Sb 121.757 Antimon	52 Te 127.60 Tellür	53 I 126.90545 İyot	54 Xe 131.30 Ksenon	55 Cs 132.90545196 Sizilyum	56 Ba 137.327 Baryum	57 La 138.90547 Lantan	58 Ce 140.12 Seryum	59 Pr 140.90766 Praseodim	60 Nd 144.242 Neodim	61 Pm 145 Prometyum	62 Sm 150.41 Samaryum	63 Eu 151.964 Evropsyum	64 Gd 157.25 Gadolinyum	65 Tb 158.92535 Terbiyum	66 Dy 162.50 Dizporsiyum	67 Ho 164.93032 Holmiyum	68 Er 167.259 Erbiyum	69 Tm 168.93288 Tuliyum	70 Yb 173.04488 İterbiyum	71 Lu 174.967 Lütetsiyum	72 Hf 178.49 Hafniyum	73 Ta 180.94788 Tantal	74 W 183.84 Tungsten	75 Re 186.207 Renyum	76 Os 190.23 Osmiyum	77 Ir 192.222 İridiyum	78 Pt 195.084 Platin	79 Au 196.966569 Altın	80 Hg 200.59 Cıva	81 Tl 204.37 Talyum	82 Pb 207.2 Kurşun	83 Bi 208.9804 Bizmut	84 Po 209 Polonyum	85 At 210 Astatin	86 Rn 222 Radon	87 Fr 223 Fransiyum	88 Ra 226.0254 Radyum	89 Ac 227.0278 Aktinyum	90 Th 232.0377 Toryum	91 Pa 231.036888 Protaktinyum	92 U 238.02891 Uranyum	93 Np 237.048173 Neptunyum	94 Pu 244 Plutonyum	95 Am 243 Amerikyum	96 Cm 247 Kürnyum	97 Bk 247 Berkeliyum	98 Cf 251 Kaliforniyum	99 Es 252 Einsteiniyum	100 Fm 257 Fermiyum	101 Md 258 Mendeleviyum	102 No 259 Nobeliyum	103 Lr 260 Lavrensiyum	104 Rf 261 Rutherfordiyum	105 Db 262 Dubniyum	106 Sg 263 Seaborgiyum	107 Bh 262 Bohriyum	108 Hs 265 Hassiyum	109 Mt 266 Meitneriyum	110 Uun 269 Ununniyum	111 Uuu 272 Ununniyum	112 Uub 277 Ununbiyum

- Hidrojen
- Alkali Metaller
- Toprak Alkali Metaller
- Geçiş Elementleri
- Diğer Metaller
- Ametaller
- Halojenler
- Soy Gazlar
- * Lantanidler
- ** Aktinidler

Atom Numarası: 6

Kaynama Noktası (°C): -182.5

Erime Noktası (°C): 3550

Element Simgesi: C

Yöğunlük: 2.267 g/cm³

Element Adı: Karbon

Kütle Numarası: 12.011

* İtaliye gösterilen yoğunluk değerlerinin birimi g/ml, diğerlerinin kg/m³ olarak verilmiştir. Gazların yoğunluk değeri kaynama noktalarındaki sıvı hallerine aittir.

** Parantez içindeki kütle numaraları elementin bilinen en kararlı izotopuna aittir.

Periyodik tabloda yatay şekilde dizilen elementlerin oluşturduğu satırlara **periyodlar**, benzer fiziksel ve kimyasal özelliklere sahip olan elementlerin oluşturduğu sütunlara ise **grup** adı verilir.

Bu çizelgede lantan ve aktinyumun bulunduğu periyotların 32 element içermesi gerekmektedir. Bu sırada bulunması gereken elementler periyodik tablonun şeklini değiştirdiğinden bu elementler periyodik tablonun altında lantanitler (58-71) ve aktinitler (90-103) olarak iki sıra halinde verilmiştir. Aktinitler henüz tamamlanmamıştır.

1. Periyod dışında tamamlanmış olan her periyod çok aktif, hafif ve gümüş renkli bir metal olan alkali metalle başlar ve renksiz, etkin olmayan bir asal gaz ile sona erer. Tamamlanmış her periyodun asal gazdan önceki üyesi aktif bir ametal olan halojendir. Periyodik tabloda kimyasal özellikler bir elementten diğerine geçtikçe değişir.

Dalga Mekanığı

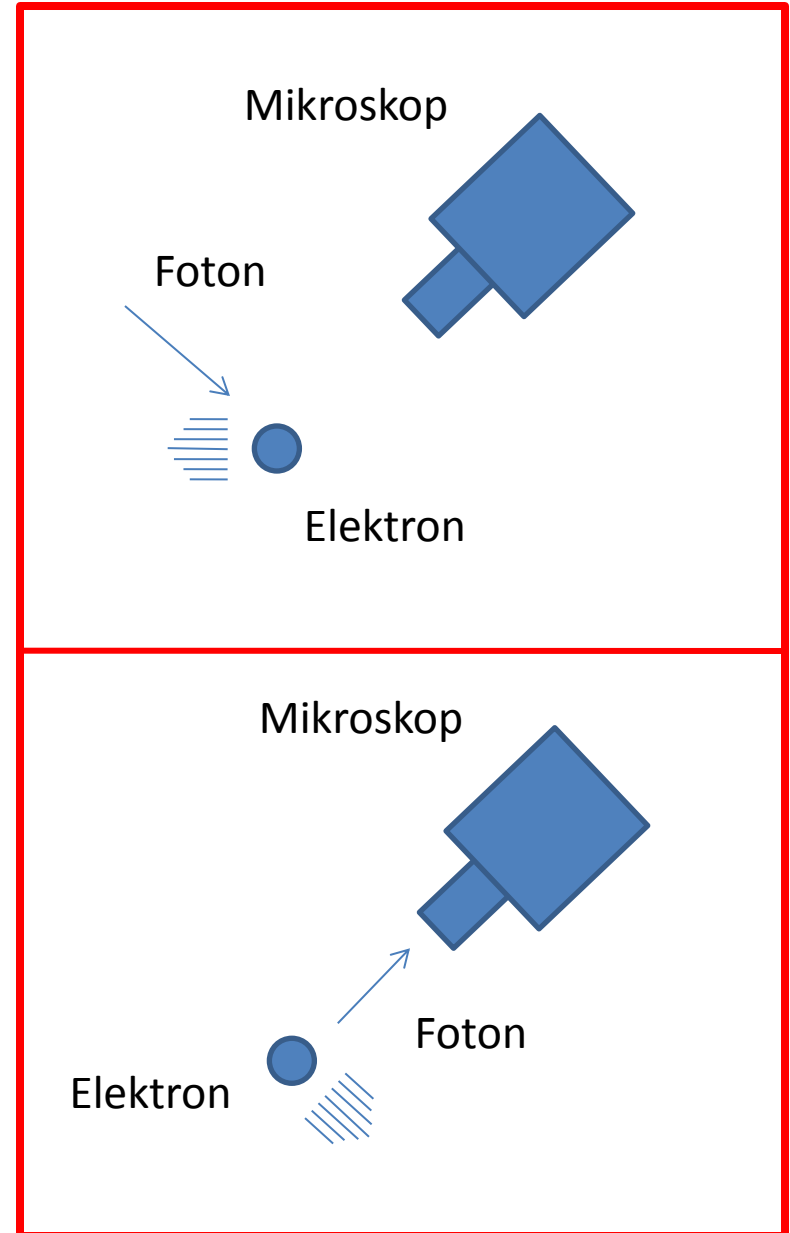
Bohr elektronu hareket halinde yüklü bir tanecik olarak kabul etmiş ve hidrojen atomundaki elektronun kuantlaştığını, yani sadece belirli enerji değerlerine sahip olabileceğini varsaymıştır. Teorinin diğer yanlarında ise büyük parçacıkların hareketlerini inceleyen klasik fizik yasalarını kullanmıştır.

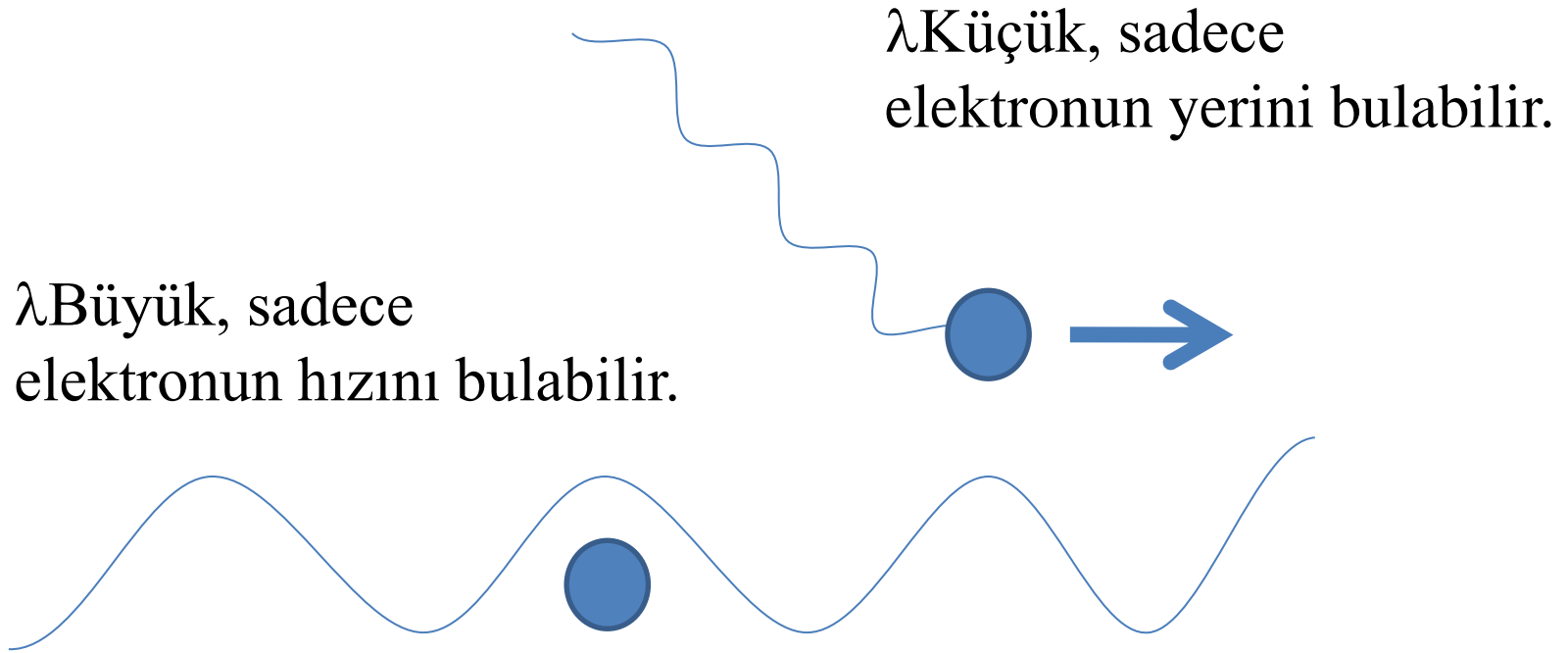
Daha sonra yapılan deneysel çalışmalar sonucunda, klasik Newton mekaniğinin elektron gibi küçük parçacıkların davranışlarını açıklamakta yetersiz kaldığını ve kuantum mekaniğı denilen yeni bir yaklaşımın gerektiğı anlaşılmıştır.

Hareket halinde olan bir cismin izlediğı yolun önceden kestirilebilmesi için o cismin aynı anda hem yerinin, hem de hızının bilinmesi gerekmektedir. Werner Heisenberg'in belirsizlik ilkesine göre (1926) bir elektronun aynı anda hem yeri, hem de hızı doğru olarak ölçülemez, ölçülürse Planck sabiti büyüklüğünde bir hata yapılmış olur.

Elektron kadar küçük bir cismin yerini belirlemek için son derece kısa dalga boylu bir ışın gerekecektir. Dalga boyu kısa olan radyasyonun frekansı ve enerjisi yüksektir. Böyle bir ışığın elektrona çarpması elektronun hızını ve hareketin yönünü değiştirir.

Daha uzun dalga boylarına sahip ışınların enerjisi daha düşüktür, bu nedenle çarpışma momentumu çok değiştirmeyecektir, fakat dalga boyunun uzun olması nedeniyle elektronun yeri de tam olarak belirlenemeyecektir.





Bu nedenle klasik yöntemlerle örneğin Bohr yörüngesindeki elektronun izlediği yolu tam olarak tanımlamak mümkün değildir.

Maddenin de ışık gibi hem tanecik hem de dalga özelliği gösterdiği ilk olarak 1924 yılında Louis de Broglie tarafından ortaya koyulmuştur. Bir ışık fotonunun enerjisi E , ışığın frekansı ν ile Planck sabitinin çarpımına eşittir.

$$E = h\nu \quad \text{ayrıca} \quad \nu = \frac{c}{\lambda} \quad \text{olduğundan}$$

$$E = h \frac{c}{\lambda} \quad \text{yazılabilir.}$$

De Broglie bir fotonun kütlesi nedeniyle sahip olduğu enerjisini, dalga hareketi nedeniyle sahip olduğu enerjisi ile eşitlemiş ve yeni bir sonuca ve yoruma ulaşmıştır.

$$E = mc^2 \Rightarrow E = h \frac{c}{\lambda} \quad \text{eşitliğin bir taraf eşitse,}$$

$$mc^2 = h \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \gamma = \frac{h\nu}{mc^2} \quad \text{veya elektron için} \quad \lambda = \frac{h}{mv}$$

Louis de Broglie'nin ortaya koyduğu bu denkleme **de Broglie denklemi** adı verilir. Denklemden çıkan en önemli sonuç şudur: v hızıyla hareket eden m kütleli herhangi bir cisme dalga boyu λ olan bir dalga eşlik eder.

Bu cisim büyük ve yavaş bir cisim olduğunda, ona eşlik eden dalganın dalga boyu çok küçük (anlamsız) olacağından bir önemi yoktur, fakat elektron gibi küçük ve hızlı parçacıkların yapmış oldukları dalga hareketi önemlidir.

1926 da Erwin Schrödinger, de Broglie'nin bulduğu bu ilişkiyi elektronun dalga karakterini tanımlayan dalga denklemini üretmekte kullanmıştır.

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

Schrödinger'in denklemi dalga mekaniğinin temelidir.

Örnek: Işık hızının onda biri hızla hareket eden bir elektrona eşlik eden de Broglie dalgasının dalga boyunu hesaplayınız. $m_e=9.109 \times 10^{-31}$ kg, $v_e=0.10 \times 3.00 \times 10^8$ m/s = 3.00×10^7 m/s, $h=6.63 \times 10^{-34}$ j.s = 6.63×10^{-34} kgm²/s.

Çözüm: Veriler de Broglie eşitliğinde yerine yazılırsa,

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

$$\lambda = \frac{6.63 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{(9.109 \times 10^{-31} \text{ kg})(3.00 \times 10^7 \text{ m s}^{-1})}$$

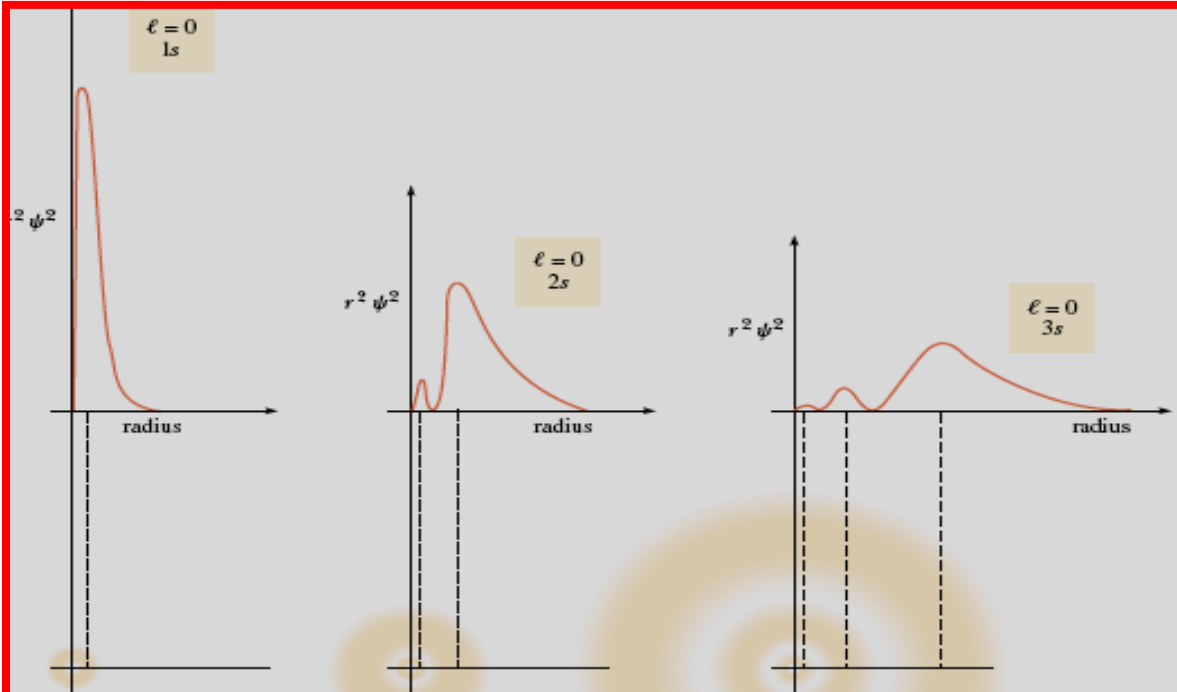
$$\lambda = 2.42 \times 10^{-11} \text{ m} \frac{1 \text{ pm}}{10^{-12} \text{ m}} = 24.2 \text{ pm}$$

Elektron çok hızlı bir şekilde hareket ederken dalga boyu 24.2 pm olan bir dalga hareketi yaparak hareketini sürdürür.

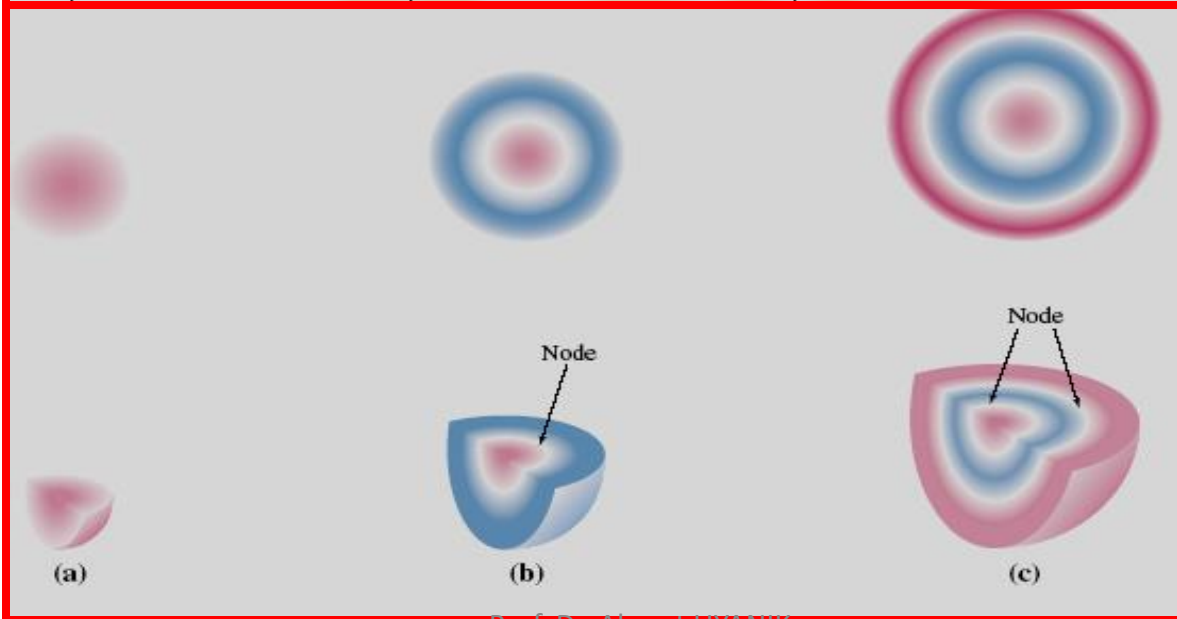
Schrödinger denklemi hidrojen atomunun elektronu için çözüldüğünde bir seri dalga fonksiyonları elde edilir. Bu dalga fonksiyonlarının her biri elektronun belli bir enerji durumuna karşılık gelir ve elektronun bulunabileceği bölge hakkında bilgi verir.

Bir elektronun dalga fonksiyonu bir orbitali tanımlar. Elektron devamlı olarak çok hızlı hareket ettiğinden elektron yükünün bir yük bulutu halinde dağılmış bulunduğu varsayılabilir. Bu bulut bazı bölgelerde daha yoğundur. Elektronun bir bölgede bulunma olasılığı bu yük yoğunluğu ile orantılıdır. Bulutun yoğun olduğu bölgede elektronun bulunma olasılığı daha yüksektir. Bir elektronun bulunma olasılığının en fazla olduğu yere **orbital** denir.

Hidrojen atomunun $n=1$ halindeki bir elektron için yük bulutunun olasılığı hesaplandığında çekirdeğe en yakın bölgede en yoğun olduğu, çekirdekten uzaklaştıkça bu yoğunluğun azaldığı görülür. Aşağıda verilen şekillerde radyal olasılık eğrileri verilmiştir. Hidrojenin elektronu için bu olasılık hacmi bir küreye karşılık gelir.



Radyal olasılık eğrileri



Sınır yüzey diyagramları

Kuantum Numaraları

Dalga mekaniğine göre birden fazla elektron içeren bir atomda elektronlar kabuklara dağıtılmıştır. **Kabukların** bir veya daha fazla **alt kabuktan**, alt kabukların ise elektronların bulunduğu bir veya daha fazla **orbitalden** oluştuğu varsayılmıştır. Bir atomda bulunan elektronlar kabuk (n), alt kabuk (l), orbital (m) ve elektronun dönme yönünü gösteren (s) dört adet kuantum numarasıyla tanımlanır.

Baş kuantum sayısı (n): Bohr tarafından tanımlanan kabuklara karşılık gelir. Bu sayı elektronun bulunma olasılığının en yüksek olduğu kabukları veya enerji seviyelerini gösterir. n pozitif değerli bir tam sayıdır. n ne kadar büyükse kabuk çekirdekten o kadar uzaktır.

$$n = 1, 2, 3, 4 \dots$$

Yan kuantum sayısı (l): Bir kabukta bulunan her alt kabuk, yan kuantum sayısı ile tanımlanır. Yan kuantum sayısı kabuk numarası olan n değerleriyle belirlenir.

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1) \quad 0 \rightarrow n-1$$

Her kabuk için l değeri 0 ile $n-1$ değerleri arasındaki değerler alır.

Yan kuantum sayıları ayrıca harflerle de ifade edilirler. Bu harfler spektral çizgileri tanımlamak için kullanılan sharp, principal, diffuse ve fundamental sıfatlarının baş harfleri, gerisi de alfabenin harfleridir.

$$l = 0, 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$

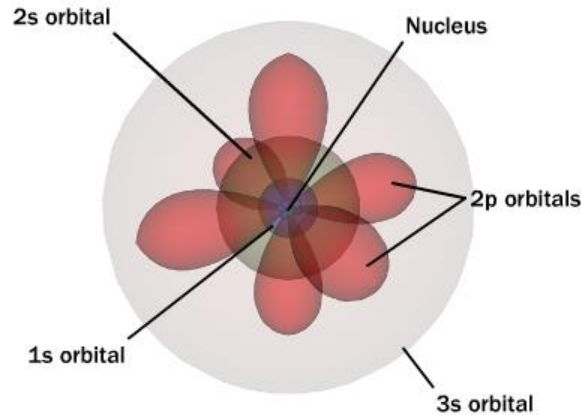
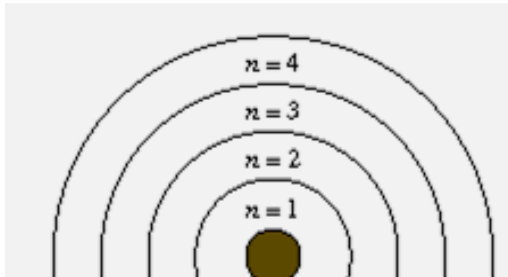
$$l = s, p, d, f, g, h, \dots$$

Orbital veya manyetik kuantum sayısı (m): Elektron manyetik alana koyulduğunda alt kabuklar Zeeman etkisiyle bir veya daha fazla orbitale yarırlırlar. Bu yarılmaların sayısı $m = (+l) - 0 - (-l)$ ile belirlenir.

Spin kuantum sayısı (s): elektronun kendi eksenini etrafında bir dönme hareketi yaptığı Stern-Gerlach deneyiyle kanıtlanmıştır. Tek bir elektronun dönme kuantum sayısı $+1/2$ veya $-1/2$ dir.

İlk 4 Kabukta bulunan elektronların dört kuantum sayıları

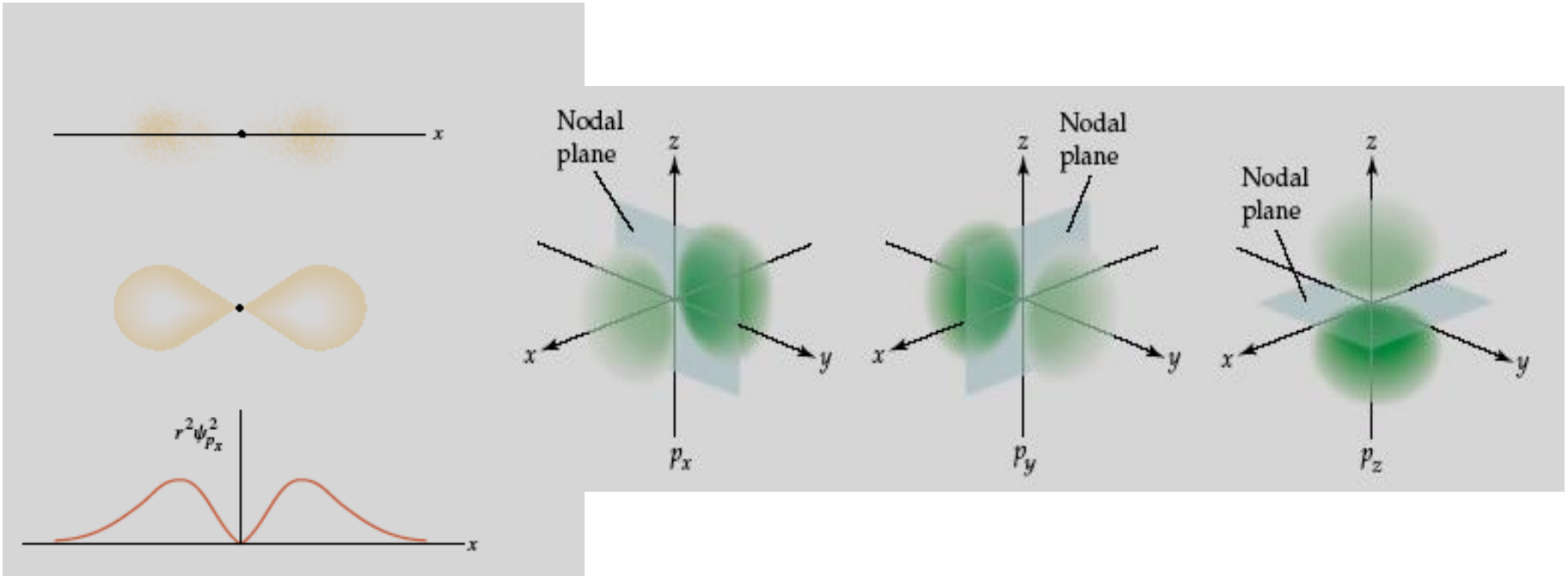
n	ℓ	m_ℓ	m_s	Electron Capacity of Subshell = $4\ell + 2$	Electron Capacity of Shell = $2n^2$
1	0 (1s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2	0 (2s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of m_ℓ	6	
3	0 (3s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of m_ℓ	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of m_ℓ	10	
4	0 (4s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of m_ℓ	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of m_ℓ	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm\frac{1}{2}$ for each value of m_ℓ	14	



©2001 How Stuff Works

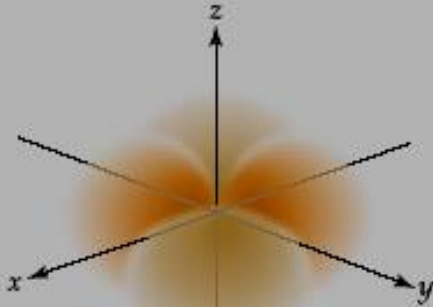


Elektronun p orbitalleri için dalga fonksiyonu çözüldüğünde elektronun bulunma olasılıklarını gösteren sınır yüzey diyagramları lob şeklinde bulunmuştur. P orbitalleri p_x , p_y , p_z şeklinde uzayda yönelmişlerdir.

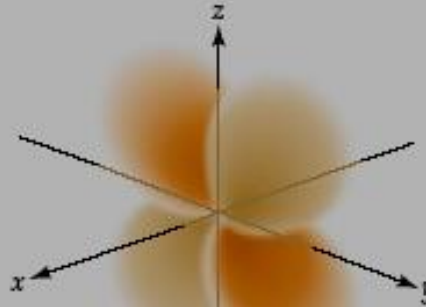


Manyetik alan bulunmadığında elektronun hangi p orbitalinde olduğu bilinemez. Fakat, p orbitali manyetik alanda p_x , p_y ve p_z doğrultusunda yönelmiş alt orbitallere ayrılır.

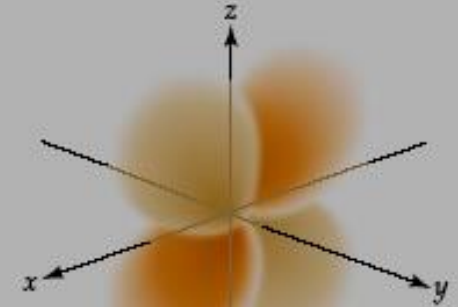
d orbitalleri için sınır yüzey diyagramları



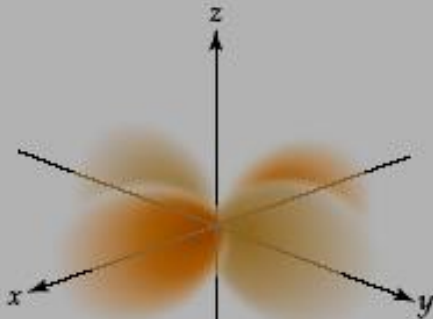
d_{xy}
(a)



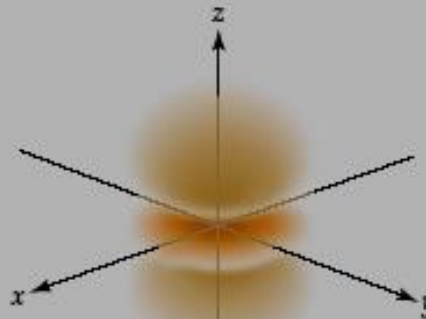
d_{yz}
(b)



d_{xz}
(c)



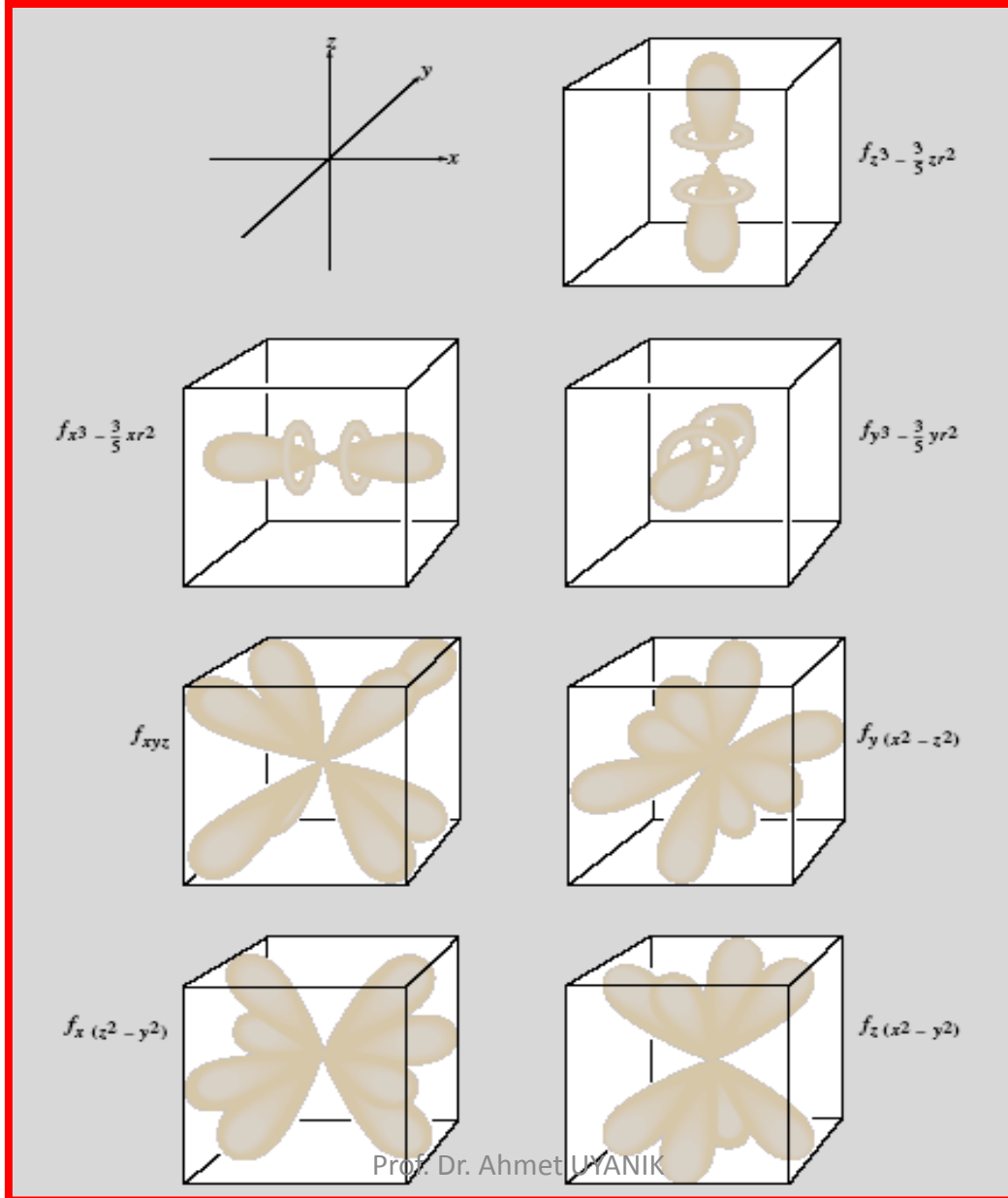
$d_{x^2-y^2}$
(d)



d_{z^2}
(e)

d orbitali manyetik alanda beş adet alt orbitale yarılr. d_{xy} , d_{yz} , d_{xz} , $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} Bu orbitallerin enerji değerleri birbiriyle aynıdır.

f orbitalleri için sınır yüzey diyagramları



Wolfrang Pauili, Pauli'nin **dışarlama ilkesi** olarak bilinen önerisinde **bir atomda bulunan iki elektronun dört kuantum sayısı birbirinin aynı olamaz** demiştir. Bu gerçekten de böyledir ve atomda adresi aynı olan iki elektron bulunmaz. Baş kuantum sayısı aynı, yan kuantum sayısı aynı, manyetik kuantum sayısı aynı olsa bile, dönme kuantum sayısı farklı olacaktır.

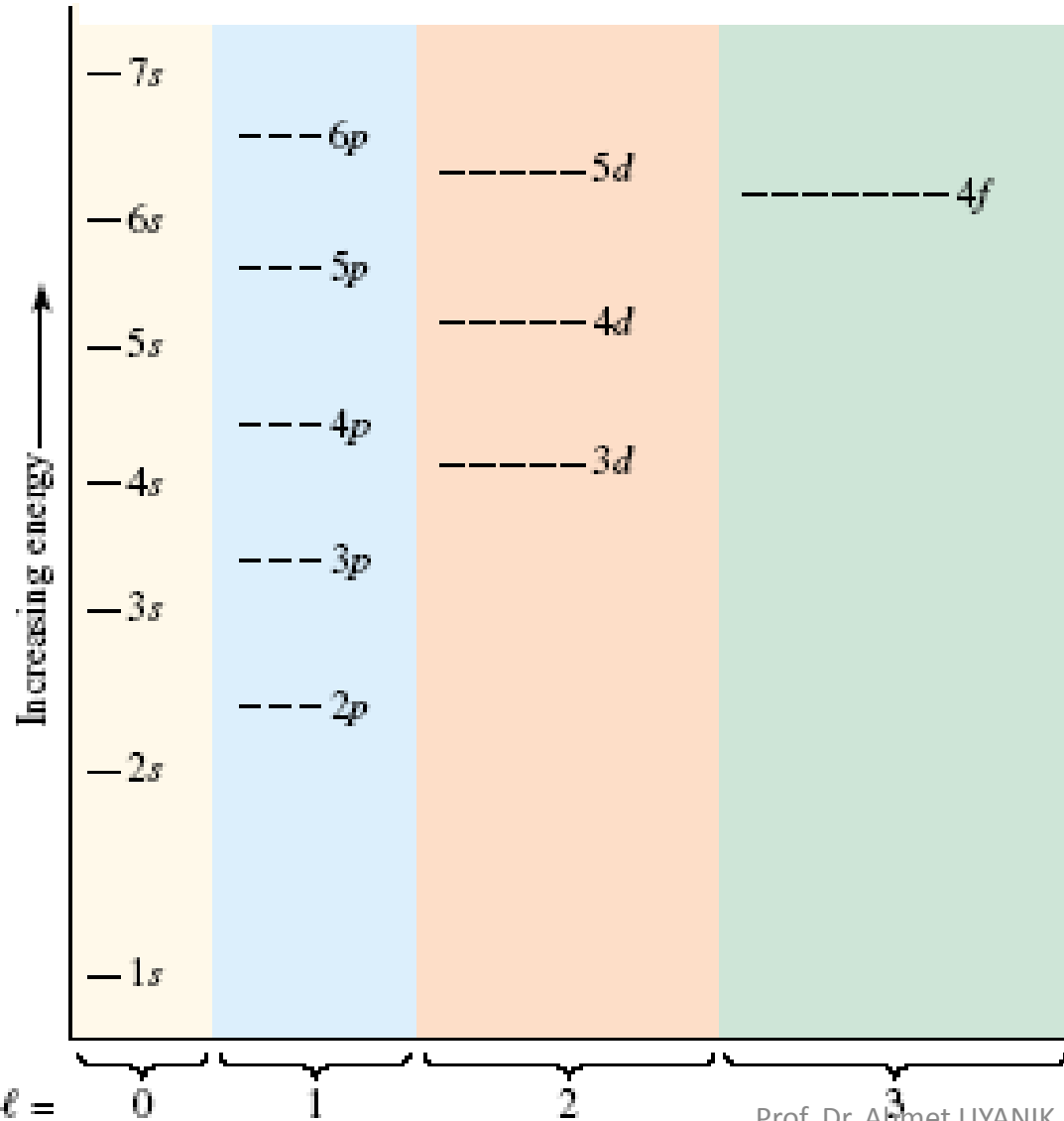
Bir atomdaki elektronların düzenlenme şekline **atomun elektronik yapısı** denir.

Elektronik yapı oluşturulurken elektronlar atoma **aufbau** (inşa etme) yöntemine göre tek tek ilave edilirler. İlave edilen elektrona **farklılaştırıcı elektron** denir.

Elektronlar orbitallere yerleştirilirken **Hund kuralına** göre yerleştirilirler. Hund kuralına göre, **elektronlar en düşük enerjili orbitalden başlayarak önce tek ve paralel spinli olarak girerler, daha sonra zıt spinli olarak çiftleşirler.**

$1s$

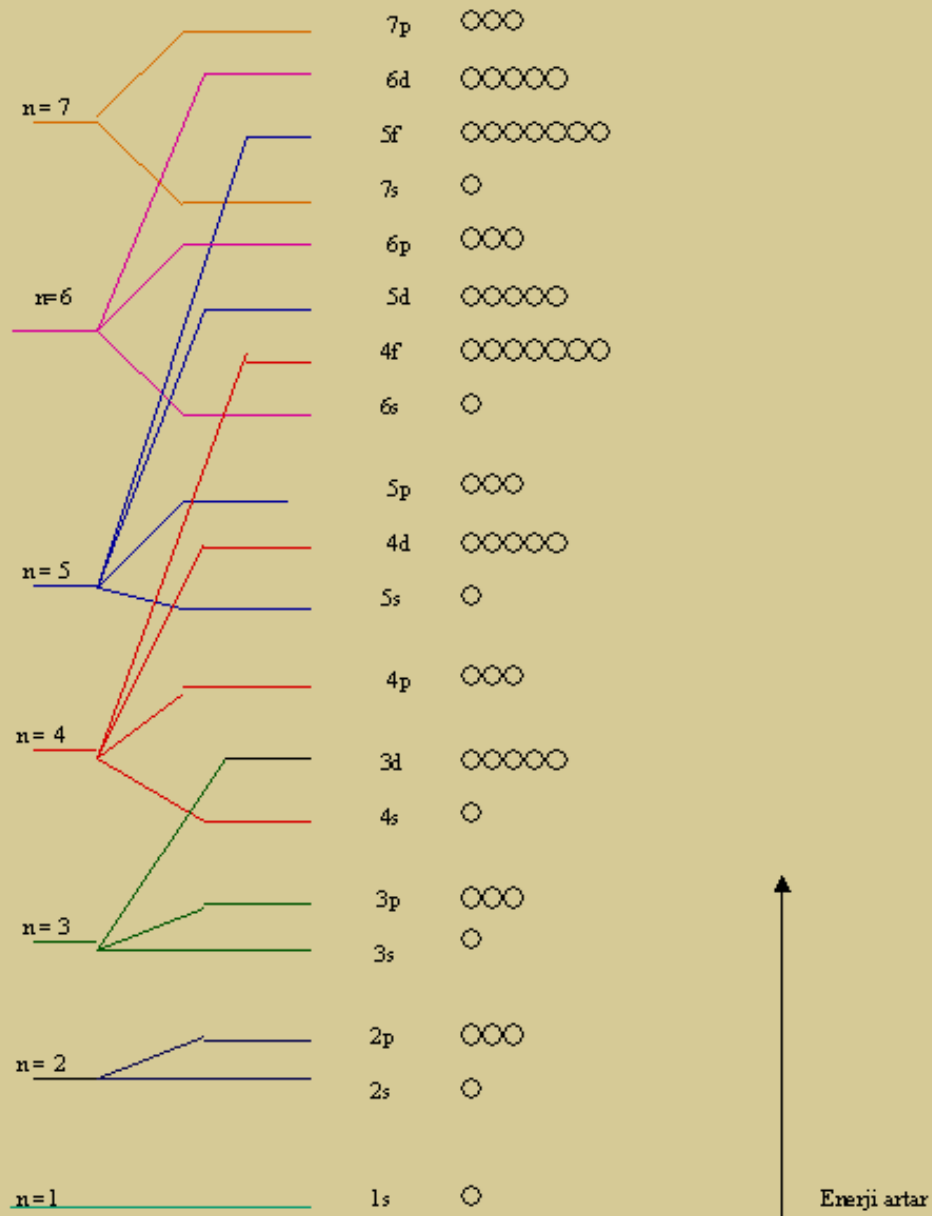
Simplified Notation

 ${}_1\text{H}$ \uparrow $1s^1$ ${}_2\text{He}$ $\uparrow\downarrow$ $1s^2$ 

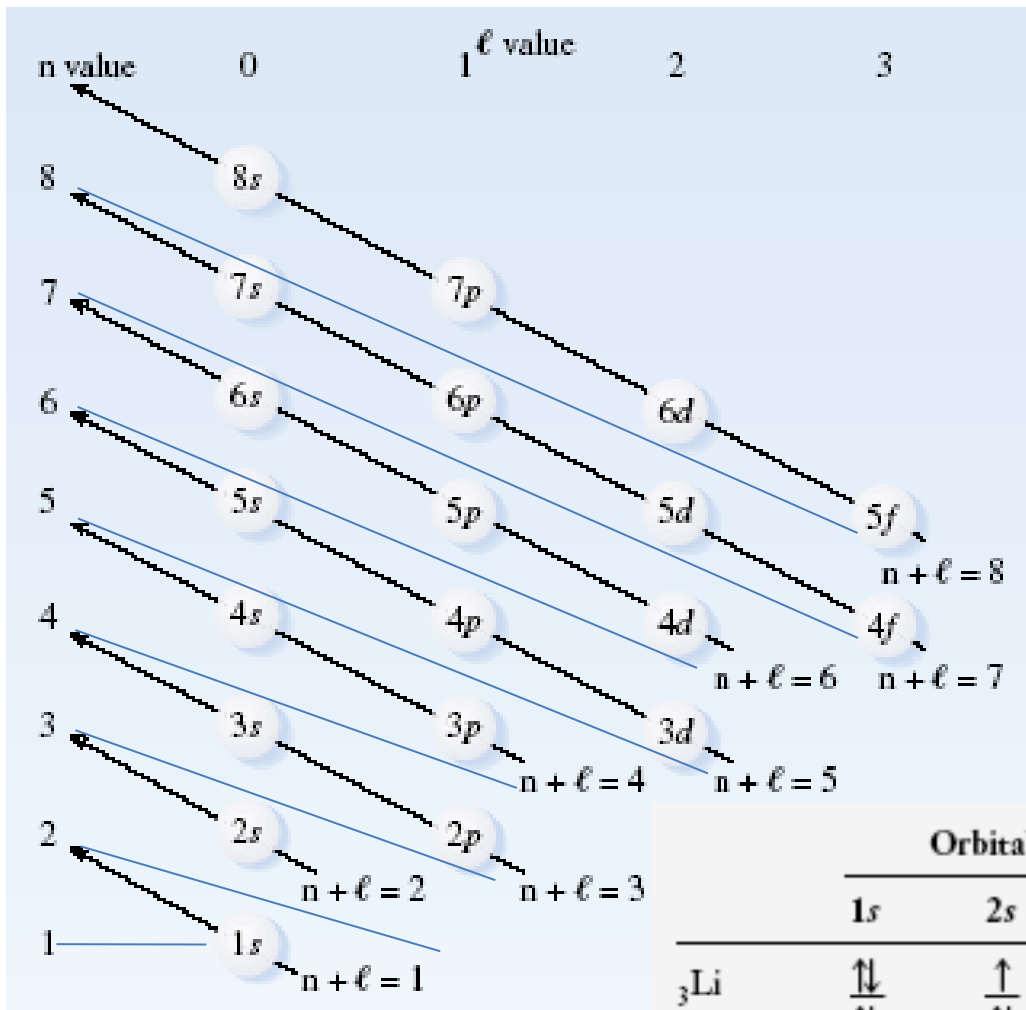
Prof. Dr. Ahmet UYANIK

Bir atomun kabukları ve alt kabuklarında bulunan orbitallerin çekirdek etrafındaki yerleşimleri yanda verilmiştir. Buna göre,

- 1- $1s$ ile $2s$ arasındaki enerji farkı en büyüktür.
- 2- Enerji seviyeleri büyüdükçe aralarındaki fark da azalmaktadır.
- 3- np ile $(n+1)s$ arasındaki enerji farkları nispeten büyüktür.
- 4- $(n-1)d$ ile ns arasındaki enerji farkı oldukça küçüktür.



Şekil 1. Elektronların orbital düzeni. Prof. Dr. Ahmet UYANIK



s orbitali 2 elektron alır,
 p orbitali 6 elektron alır,
 d orbitali 10 elektron alır,
 f orbitali 14 elektron alır.

Paramanyetik maddeler

Diamanyetik maddeler

Ferromanyetik maddeler

	Orbital Notation			Simplified Notation	
	1s	2s	2p		
${}^3\text{Li}$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		$1s^2 2s^1$	or $[\text{He}] 2s^1$
${}^4\text{Be}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2$
${}^5\text{B}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow $_$ $_$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
${}^6\text{C}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow $_$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
${}^7\text{N}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$
${}^8\text{O}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow	$1s^2 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$
${}^9\text{F}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
${}^{10}\text{Ne}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$

Elektronik yapının yazılması



Neon configuration



s orbital block

GROUPS

IA IIA IIIB

IVB VB VIB VIIB

VIIIB

IB

IIIB

IIIA

IVA

VA

VIA

VIIA

VIII A

(1) (2) (3)

(4) (5) (6) (7)

(8) (9) (10)

(11) (12)

(13) (14) (15)

(16) (17)

(18)

s^1

s^2

p orbital block

s^2

He

$n = 1$

1

H

En dış kabuğa **değerlik kabuğu**, bu kabuklarda bulunan elektronlara **değerlik elektronları** denir.

$n = 2$

3

Li

4

Be

s^2p^1

s^2p^2

s^2p^3

s^2p^4

s^2p^5

s^2p^6

5

B

6

C

7

N

8

O

9

F

10

Ne

$n = 3$

11

Na

12

Mg

d^1s^2

d^2s^2

d^3s^2

d^4s^1

d^5s^2

d^6s^2

d^7s^2

d^8s^2

$d^{10}s^1$

$d^{10}s^2$

13

Al

14

Si

15

P

16

S

17

Cl

18

Ar

$n = 4$

19

K

20

Ca

21

Sc

f orbital block

22

Ti

23

V

24

Cr

25

Mn

26

Fe

27

Co

28

Ni

29

Cu

30

Zn

31

Ga

32

Ge

33

As

34

Se

35

Br

36

Kr

$n = 5$

37

Rb

38

Sr

39

Y

40

Zr

41

Nb

42

Mo

43

Tc

44

Ru

45

Rh

46

Pd

47

Ag

48

Cd

49

In

50

Sn

51

Sb

52

Te

53

I

54

Xe

$n = 6$

55

Cs

56

Ba

57

La

58 → 71

Ce → Lu

72

Hf

73

Ta

74

W

75

Re

76

Os

77

Ir

78

Pt

79

Au

80

Hg

81

Tl

82

Pb

83

Bi

84

Po

85

At

86

Rn

$n = 7$

87

Fr

88

Ra

89

Ac

90 → 103

Th → Lr

104

Rf

105

Db

106

Sg

107

Bh

108

Hs

109

Mt

110

111

112

$n = 6$

LANTHANIDE SERIES

58

Ce

59

Pr

60

Nd

61

Pm

62

Sm

63

Eu

64

Gd

65

Tb

66

Dy

67

Ho

68

Er

69

Tm

70

Yb

71

Lu

4f subshell being filled

$n = 7$

ACTINIDE SERIES

90

Th

91

Pa

92

U

93

Np

94

Pu

95

Am

96

Cm

97

Bk

98

Cf

99

Es

100

Fm

101

Md

102

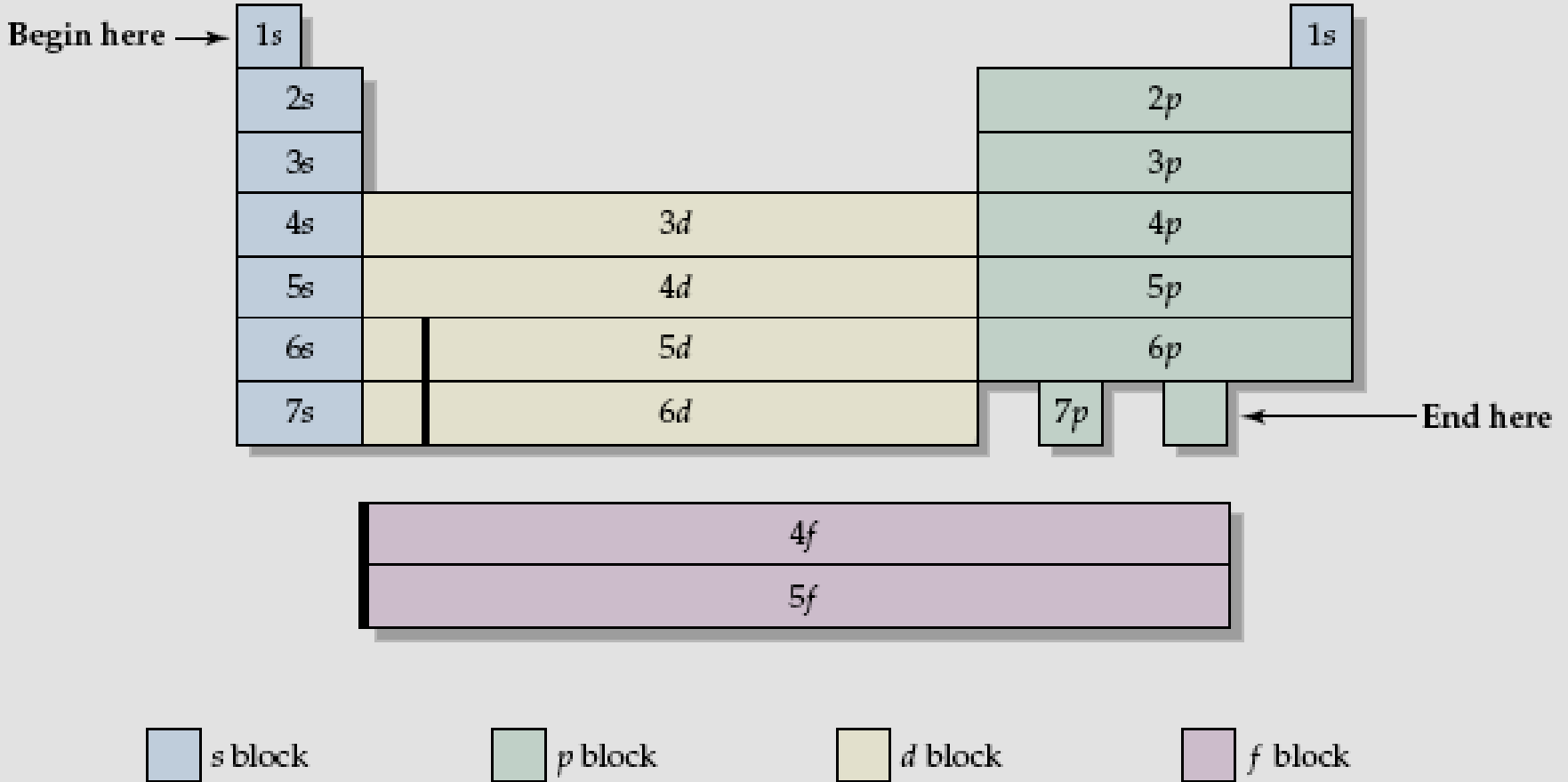
No

103

Lr

5f subshell being filled

Periyodik tablodaki farklılaştırıcı elektronun türü ile elementin tablodaki yeri arasındaki ilişki



Herhangi bir elementin elektronik yapısını yazmak için hidrojenle başlayıp, periyodik tabloya göre istenilen elementi elde edinceye kadar elektron ilave edilir.

Elektronların kaybedildiği (iyonlaşma) olaylar aufbau yöntemi ile açıklanamaz. Yani elektronlar girdikleri sırayla atomdan uzaklaşmayabilirler. Örneğin Fe atomu için elektron dizilişi $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ olarak gösterilir. Aufbau yöntemine göre en son ilave edilen elektronlar 3d elektronları oldukları halde iyonlaşma 4s elektronlarının kaybıyla gerçekleşir.

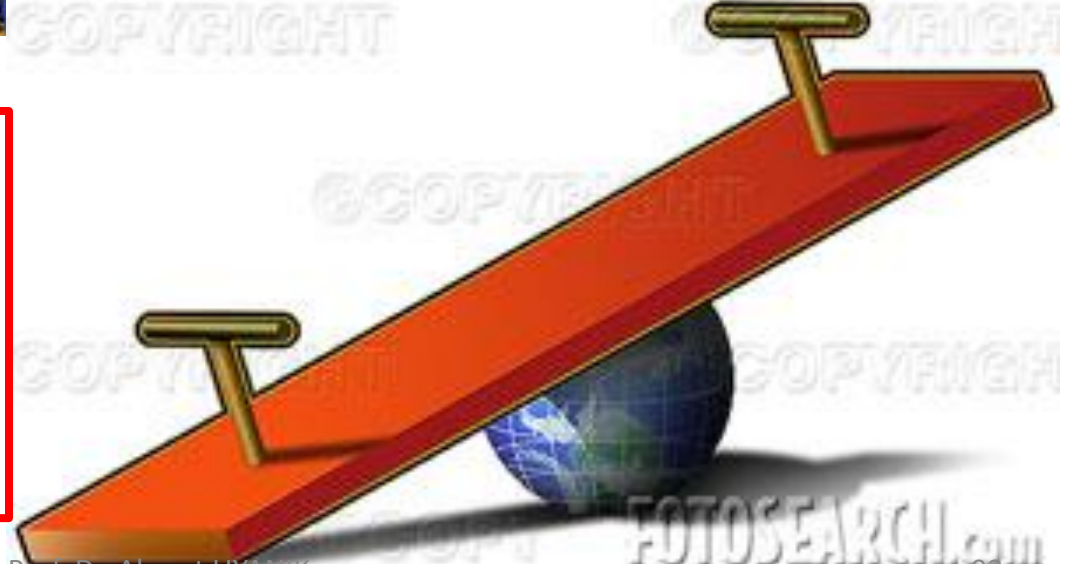
Orbital enerjilerinin sırası iyonda atomdakinden değişiktir. Örneğin, Fe atomunda 26 proton 26 elektron vardır. Fe^{2+} iyonunda ise 26 proton 24 elektron vardır. Çekirdek yükü iyonda daha fazladır ve elektronları daha kuvvetle çeker. Doğal olarak en az çekilen elektronları atom daha kolay verir.

Çoğu elementler için aufbau yöntemine göre öngörülen elektron dizilişleri spektral ve manyetik çalışmalarla doğrulanmıştır. Fakat birkaç elementin elektronik yapısı bazı küçük değişiklikler gösterir. Bazı durumlarda bu değişiklikler **orbitallerin tam dolu veya yarı dolu** olma haliyle açıklanabilir.



Orbitaller tam dolu olduklarında küresel veya küresele yakın bir yapı gösterirler ve elektronlar da çekirdek tarafından dengeli bir biçimde çekilirler. Bu dengeli çekim nedeniyle atom bu yapıyı bozmak istemez ve bu durum elektronlara olağanüstü bir kararlılık kazandırır

Aynı durum yarı dolu orbitaller için de geçerlidir. Atomun elektronlarının çekimindeki bir dengesizlik kararsızlık anlamına gelir.



Örneğin krom atomunda ($Z=24$) 3d ve 4s orbitalleri için öngörülen elektron dizilişi $3d^4 4s^2$ dir. Fakat deneysel olarak gözlenen elektron dizilişi $3d^5 4s^1$ dir (iki orbitalde yarı dolu). Bu durum atomu daha kararlı hale getirdiğinden atom bu yapıyı tercih etmektedir.

Örneğin yine bakır atomunun ($Z=29$) son orbitalleri için öngörülen yapı $3d^9 4s^2$ olduğu halde aynı nedenden dolayı kabul edilen yapı $3d^{10} 4s^1$ (bir orbital tam, diğeri yarı dolu) dır.

Aufbau sırasının izlendiği durumlarda yarı dolu ve dolu orbitallerin atomun kararlılığına katkısı vardır.

Asal gazların kararlılığı orbitallerin tam doluluk özelliğinin bir yansımasıdır. Bu nedenle bu elementler çok küçük kimyasal aktivite gösterirler.

Genellikle elementlerin kimyasal davranışları öngörülen elektronik yapıları ile yeterli bir şekilde açıklanabilir.

Elementlerin sınıflandırılması

Elementler metaller, yarı metaller, ametaller, asal gazlar şeklinde bazı özelliklerine bakılarak sınıflandırılabilirler. Metaller parlaktırlar, ısı ve elektriği çok iyi iletirler, çekilebilir ve dövülebilirler. Ametaller ise ısı ve elektriği iyi iletmezler, parlak değildirler, kırılma bir yapıya sahiptirler.

Elementleri ayrıca elektronik yapılarına göre de sınıflandırmak da mümkündür. Bu sınıflandırma: Asal gazlar (0 veya 8A grubu), Baş grup elementleri (1A-7A grubu), Geçiş elementleri (1B-8B. grubu) ve İç geçiş elementleri (Lantanitler ve Aktinitler).

Atomun yapısının ve atom çekirdeği etrafındaki elektronların yerleştirilme sırasının ve bu yerleşimin özelliklerinin bilinmesi, elementlerin elektronik yapılarına göre sınıflandırılması kimyasal maddeleri ve kimyasal olayları anlama ve yönetme açısından çok önemlidir. Öğrencinin bu konuları iyi çalışması gerekmektedir.

Örnek: Joule Thomson elektronun e/m oranını hesaplamıştır. Neden elektronun yükünü (e) ve kütesini (m) ayrı ayrı hesaplamamıştır?

Manyetik alanda sapma $Hev = \frac{mv^2}{r} \Rightarrow e/m = \frac{v}{Hr} \quad v = ?$

Manyetik Merkezkaç
kuvvet kuvvet

Elektriksel alan uygulanırsa $Hev = Ee \Rightarrow v = \frac{E}{H}$ Yerine yazılırsa

$$e/m = \frac{E/H}{Hr} = \frac{E}{H^2 r}$$

Yani Thomson yalnızca uyguladığı elektriksel alan ve manyetik alanın değerini bildiği için, sapma yarıçapı r değerini ölçerek e/m değerini bulabilmiştir. Bunun aksi yapılan bu ölçümlerle mümkün değildir.

Örnek: Aşağıda verilen ışınların frekans ve enerjilerini hesaplayınız. $c: 3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$, $h: 6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s}$. a) 700 nm b) 400 nm.

a) $E = h \frac{c}{\lambda}$

$$E = 6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s} \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{700 \text{ nm} \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}}}$$

$$E = 2.84 \times 10^{-19} \text{ j}$$

$$\nu = 4.28 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} (\text{Hz})$$

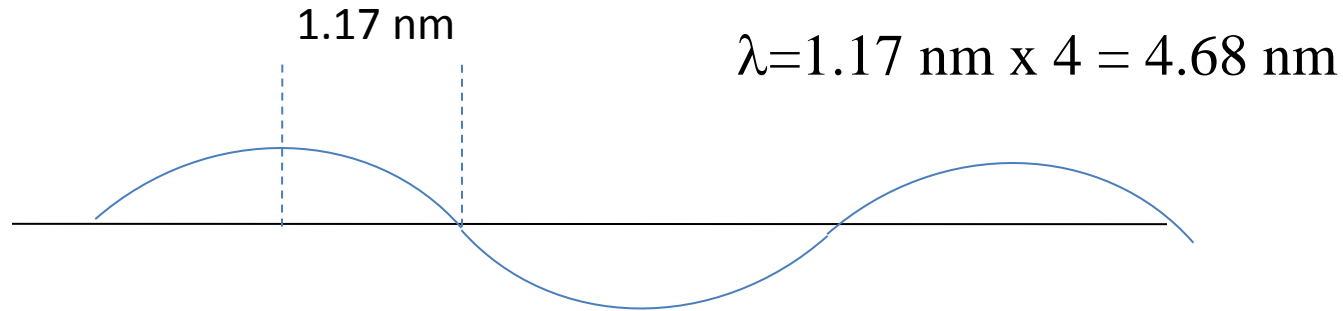
Görüldüğü gibi kısa dalga boylu ışının enerjisi daha yüksektir.

b) $E = 6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s} \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{400 \text{ nm} \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}}}$

$$E = 4.97 \times 10^{-19} \text{ j}$$

$$\nu = 7.5 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} (\text{Hz})$$

Örnek: Aşağıda verilen elektromanyetik dalganın dalga boyunu, frekansını Hertz ve foton başına enerjisini de joule/foton olarak hesaplayınız.



$$\nu = \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \nu = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{(1.17 \times 4) \text{ nm} \frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}}} = 6.4 \times 10^7 \text{ s}^{-1} (\text{Hz})$$

$$E = h \frac{c}{\lambda} = h \nu$$

$$E = 6.63 \times 10^{-34} \text{ j.s} \times 6.4 \times 10^7 \text{ s}^{-1}$$

$$E = 4.24 \times 10^{-26} \text{ j/foton}$$

Örnek: Hidrojenin elektronunu $n=1$ seviyesinden alıp, iyonlaştırmak için verilmesi gereken enerjinin ışık cinsinden dalga boyunu hesaplayınız.

$$\nu = 3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_d^2} \right)$$

$$\nu = 3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right)$$

$$\nu = 3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{3.289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 9.12 \times 10^{-8} \text{ m} \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 91.2 \text{ nm}$$

Bu oldukça kısa dalga boylu (yüksek enerjili) Lyman serisinden bir ışındır.

Örnek: 2.70 m/s hızla koşan 70 kg ağırlığındaki bir insana eşlik eden de Broglie dalgasının dalga boyunu hesaplayınız. $h=6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} = 6.63 \times 10^{-34} \text{ kgm}^2/\text{s}$.

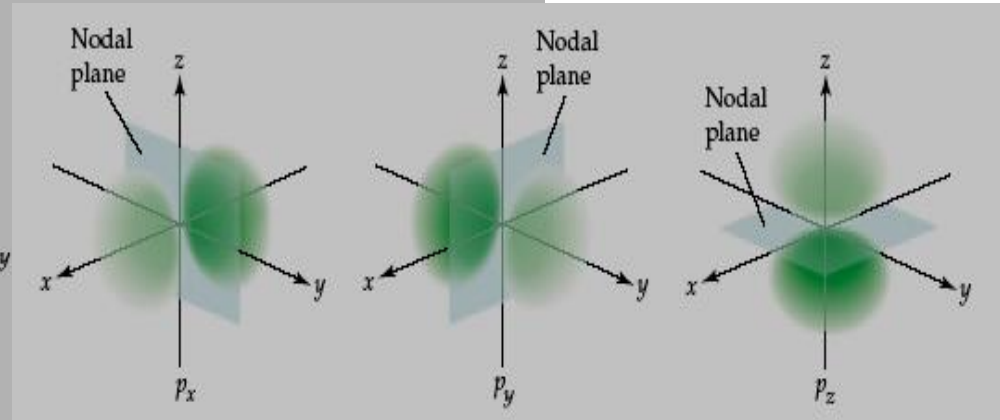
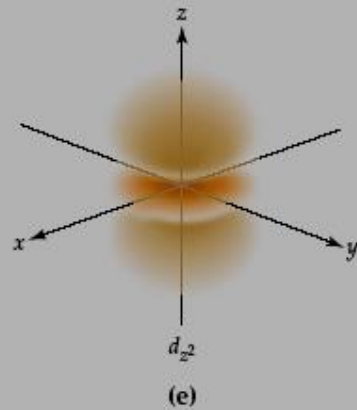
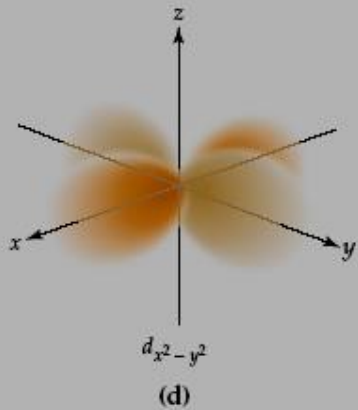
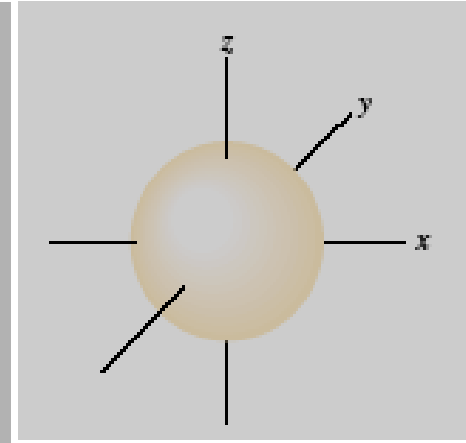
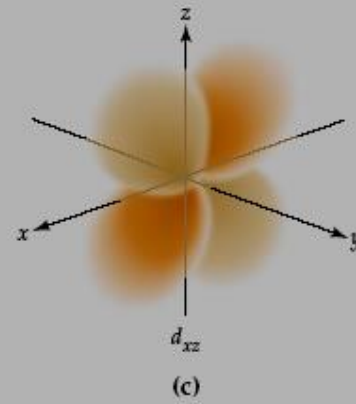
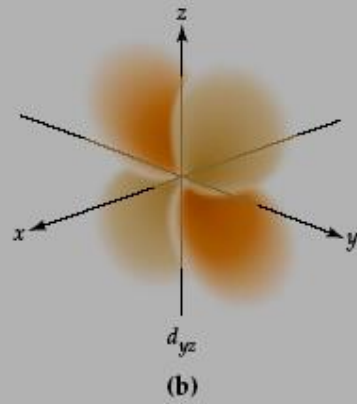
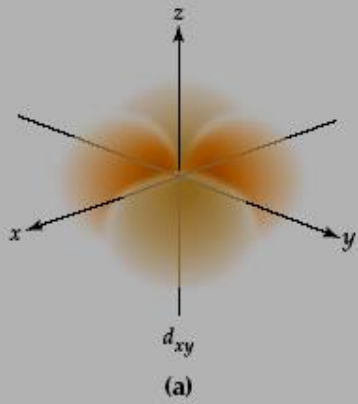
$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

$$\lambda = \frac{6.63 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{(70 \text{ kg})(2.70 \text{ m s}^{-1})}$$

$$\lambda = 3.51 \times 10^{-36} \text{ m} \frac{1 \text{ pm}}{10^{-12} \text{ m}} = 3.51 \times 10^{-24} \text{ pm}$$

Koşan adam hareket ederken dalga boyu $3.51 \times 10^{-24} \text{ pm}$ olan bir dalga hareketi yaparak hareketini sürdürür. Büyük kütleli cisimler için dalga boyu çok küçük çıktığından kuantum fiziği açısından bunun bir anlamı yoktur. Dalga mekaniği büyük kütleli cisimlerin hareketini izah etmede kullanılamaz.

Örnek: 1s, 2p ve 3d orbitallerinin uzayda yönleniş şekilleriyle birlikte çiziniz, her bir orbitalin adını belirtiniz.

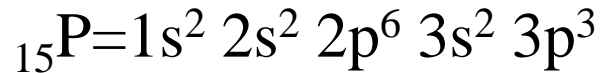


Örnek: Flor ($Z=9$) atomunun temel halinin tüm elektronları için dört kuantum numarasını yazınız. a) baş kuantum numarası 1 olan kaç elektron vardır, b) yan kuantum sayısı 0 olan kaç elektron vardır, c) manyetik kuantum sayısı -1 olan kaç elektron vardır, d) manyetik kuantum sayısı +1 olan kaç elektron vardır?



n	l	m	s
1	0	0	$\pm 1/2$
2	0	0	$\pm 1/2$
	1	-1	$\pm 1/2$
		0	$\pm 1/2$
		+1	-1/2 veya +1/2

Örnek: Fosfor ($Z=15$) atomunun temel halinin elektronik yapısı yazıldığında aşağıda verilen gösterimlerden hangisi doğru yazılmıştır? Yanlış yazılanların neden yanlış yazıldığını belirtiniz.



Örnek: Kr ($Z=36$) atomunun temel halinde a) kaç tane elektronun l kuantum sayısı 0 dır, b) kaç tane elektronun m kuantum sayısı 0 değerine eşittir, c) kaç tane elektronun m kuantum sayısı +1 değerine eşittir.

${}_{36}\text{Kr}=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}4p^6$ bu yapı aslında

${}_{36}\text{Kr}=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 \rightarrow \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow}$

n	l	m	s
1	0	0	$\pm 1/2$
2	0	0	$\pm 1/2$
	1	-1	$\pm 1/2$
		0	$\pm 1/2$
		+1	$\pm 1/2$

Devamı arka sayfada

n	l	m	s	
3	0	0	$\pm 1/2$	
		1	-1	$\pm 1/2$
			0	$\pm 1/2$
	+1		$\pm 1/2$	
	2	-2	$\pm 1/2$	
			-1	$\pm 1/2$
			0	$\pm 1/2$
			+1	$\pm 1/2$
			+2	$\pm 1/2$
	4	0	0	$\pm 1/2$
1			-1	$\pm 1/2$
			0	$\pm 1/2$
		+1	$\pm 1/2$	
2		-2		

Örnek: Bir atomun değerlik elektronları hangileridir? Değerlik elektronları ile periyodik cetveldeki gurubu arasında bir ilişki var mıdır? Değerlik elektronları nasıl saptanır?

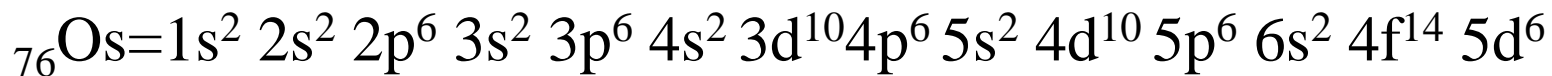
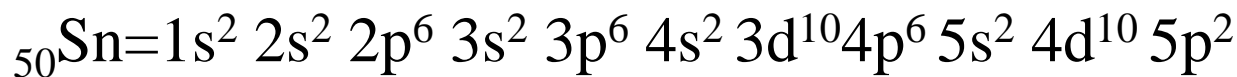
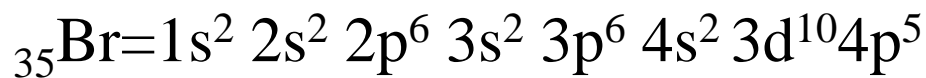
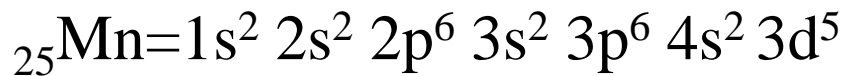
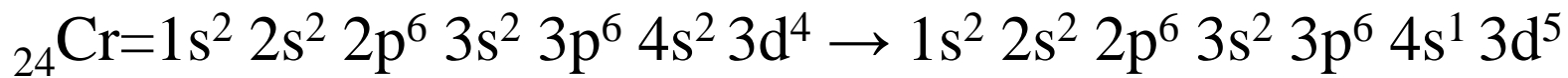
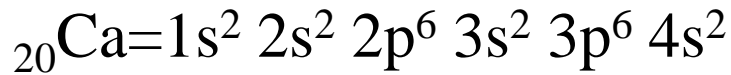
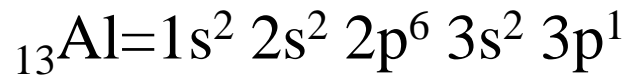
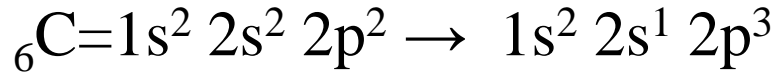
Değerlik elektronları, bir atomun son yörüngesindeki elektronların sayısıdır. Bir atomun değerlik elektronlarının sayısı o atomun grup numarasına eşittir. Bunu belirlemek için atomun elektronik yapısı yazılır ve son yörüngedeki elektronlar sayılır.

Örneğin, atom numarası 15 olan fosfor (P) atomunun değerlik elektronlarının sayısı kaçtır? Fosfor elementi periyodik cetvelde hangi grupta bulunur?

${}_{15}\text{P}=1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^3}$ son yörüngenin altı çizilmiştir.

Fosforun değerlik elektronlarının sayısı buna göre 5 dir. Fosfor ayrıca 5A gurubu elementidir. Ayrıca en büyük baş kuantum sayısı da bu elementin bulunduğu periyodu gösterir.

Örnek: Aşağıda verilen atomlar için temel haldeki elektronik yapıları yazınız. $_{13}\text{Al}$, $_{20}\text{Ca}$, $_{24}\text{Cr}$, $_{25}\text{Mn}$, $_{35}\text{Br}$, $_{50}\text{Sn}$, $_{76}\text{Os}$.



Örnek: Aşağıda verilen elementleri asal gaz, baş gurup elementi, geçiş elementi veya iç geçiş elementi olarak sınıflandırınız. $_{20}\text{Ca}$, $_{27}\text{Co}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{58}\text{Ce}$ ve $_{54}\text{Xe}$.

$_{20}\text{Ca}=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ **Baş gurup elementi**

$_{27}\text{Co}=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ **Geçiş elementi**

$_{17}\text{Cl}=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ **Baş gurup elementi**

$_{58}\text{Ce}=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^2$ **İç geçiş E.**

$_{54}\text{Xe}=1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$ **Asal gaz**