

dersdeo
öğrenmenin en kolay yolu ol!

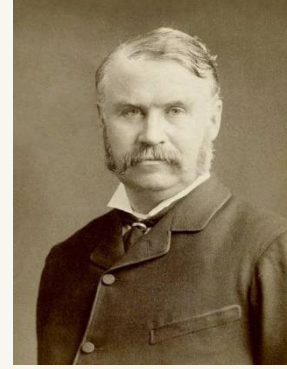
KİMYA

ATOM VE YAPISI

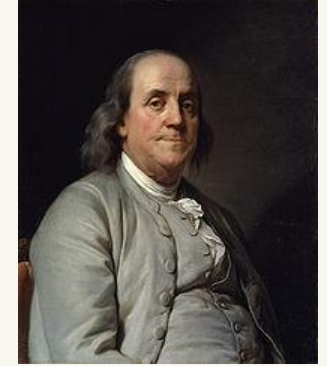
Atom ve Elektrik

Elektrik kelimesi kehribar anlamına gelen Yunanca elektron sözcüğünden gelmektedir. Elektriği inceleyen ilk bilim adamı olan William Gilbert, 16. yüzyılın sonlarında, statik elektrikle magnetizma arasındaki ilişki üzerinde araştırmalar yapmıştır.

Benjamin Franklin 1752'de gerçekleştirdiği ünlü uçurtma deneyiyle yıldırımın bir elektrik olgusu olduğunu ispatladı. Elektrik yüklerinin pozitif (+) ve negatif (-) olarak belirlenmesini de gerçekleştirdi.



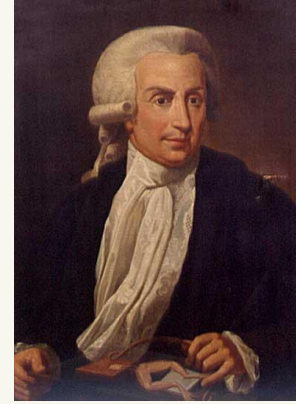
William Gilbert



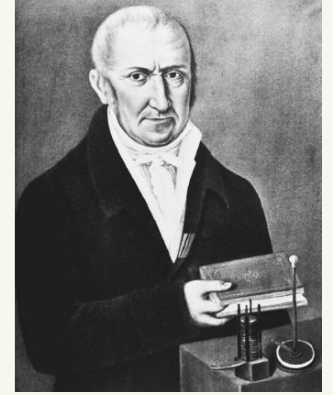
Benjamin Franklin

Elektriklenme, iki cismin birbirlerine temas etmesi veya sürtünmesi sonucunda, maddelerin sahip olduğu nötr durumu kaybetmesi olarak tanımlanabilir. Elektriklenme madde geçişi değildir. Öyle olsaydı sürtünme sonucu maddelerin özellikleri değışirdi. Örneğin cam çubuk yüne sürtüldüğünde başka bir maddeye dönüşmesi gerekirdi.

Anatomi profesörü Luigi Galvani, kurbağalarla ilgili deneylerinde kurbağa sinirlerine iki farklı metalle aynı anda dokunduğunda bir gerilme tespit etti. Bu gerilmeyi biyolojik elektrik olarak tanımladı. Galvani'nin ileri sürdüğü biyolojik (hayvansal) elektrik fikrine karşı olan Alessandro Volta, elektriğin metallerle ilgili bir olgu (metalik elektrik) olduğunu ispatlamak için deneyler yaptı.

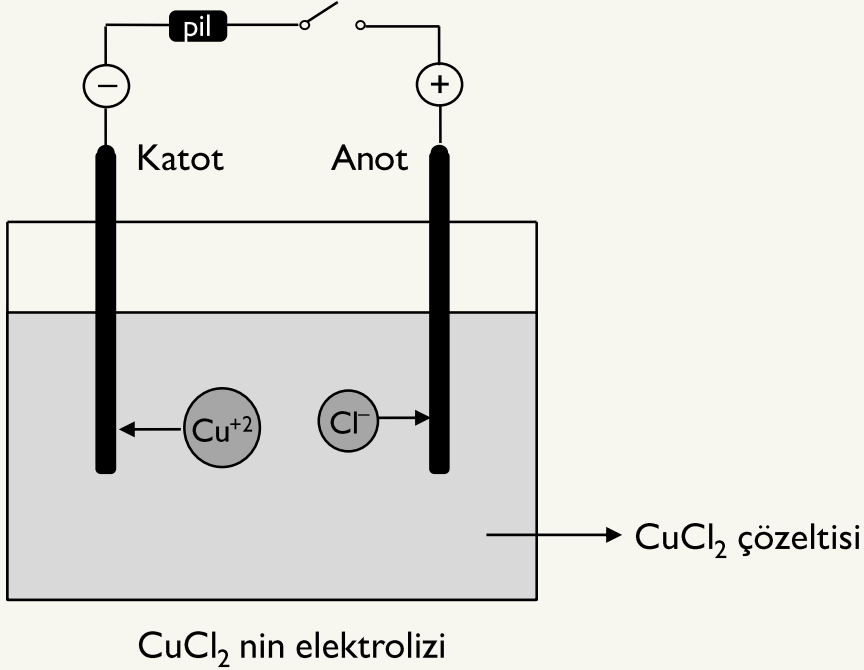


Luigi Galvani



Alessandro Volta

Faraday'ın Elektroliz Deneyleri



Faraday yaptığı bu çalışmalar sonucunda,

- Katotta belirli bir miktar madde elde etmek için gerekli elektrik yükünün daima sabit veya bu sabit değerin katları olduğunu, (CuCl_2 nin elektrolizinden 12,7 g Cu elde etmek için gerekli olan elektrik akımı, CuCl nin elektrolizinde 12,7 g Cu elde etmek için gerekli olan elektrik akımının iki katıdır.)
- Elementlerin farklı bileşiklerinin aynı miktar elektrik yükü ile elektrolizinde elektrotlarda biriken element kütlelerini kendi atom kütlelerine bölmüş ve elde ettiği sonuçlar arasındaki oranların sabit tam sayı olduğunu görmüştür. (Aynı elektrik akımını kullanarak CuCl nin elektrolizinde 12,7 g Cu elde edilirken, CuCl_2 nin elektrolizinde 6,35 g Cu elde edilir. Kütleler arasındaki oran $12,7/6,35 = 2$ 'dir.)

$$Q = I \cdot t$$

Q : Devreden geçen yük

I : Devreden geçen akım şiddeti

t : Zaman (s)

- Elektrik yükü miktarı coulomb olarak ölçülür.
- Katotta 1,118 mg Ag toplayan yük miktarına 1 coulomb denir.

1 Faradaylık yük 1 mol elektron yüküdür. 1 Faradaylık yük 96500 coulomba eşittir.

(1F = 1 mol e^- = 96500 C)

Bir maddenin eşdeğer gramı, atom kütlelerinin yükseltgenme basamağı oranına eşittir.

$$\text{Alüminyumun eş değer gramı} = \frac{27}{3} = 9 \text{ g}$$

$$\text{Kalsiyumun eş değer gramı} = \frac{40}{2} = 20 \text{ g}$$

$$\text{Sodyumun eş değer gramı} = \frac{23}{1} = 23 \text{ g olur.}$$

ÖRNEK

Seri bağlı iki elektroliz kabından birinde saf CaCl_2 eriyiği, diğerinde saf AlCl_3 eriyiği bulunmaktadır. Bir süre elektroliz edildiğinde kapların birinde 8 gram Ca açığa çıkıyor. Diğer kapta kaç gram Al açığa çıkar? (Ca = 40, Al = 27)

Faraday'ın deneylerinden şu sonuçlar çıkarılmıştır:

- Atomlar tarafından elektrik yükünün parçacıklar halinde taşınması atom altı parçacıkların varlığının delili olarak gösterilebilir.
- Elektrik yükü, taneciklerden meydana gelir.
- Elektrik yük akışı, atomlarda var olan parçacıkların akışıdır.

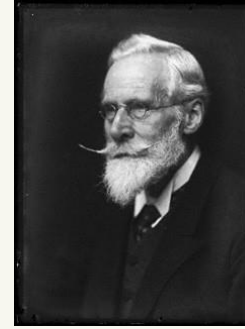
Aynı yıllarda havası boşaltılmış **cam tüpe (katot ışınları tüpü)** elektrik uygulanarak elektriğin ve maddenin yapısının araştırılmasına yönelik çalışmalar yapılmaktaydı. Faraday da katot ışınları tüpüyle ilgili çalışmalarda bulundu. Ancak yeterli vakumu oluşturamaması ve başka teknik nedenlerden dolayı bu ışınlarla ilgili bir sonuca ulaşamadı.

Elektron Keşfi

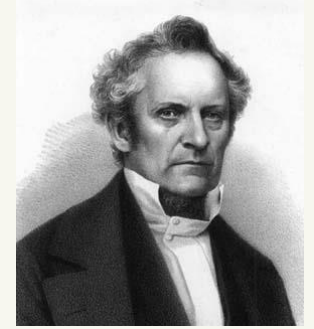
Faraday'ın çalışmaları, atomda yüklü taneciklerin bulunduğunu ve Dalton Atom Teorisi'ndeki en küçük taneciklerin atom olmadığını gösterse de elektronların varlığına dair ilk kanıtlar 1870'lerde William Crooks tarafından belirlenmiştir.

William Crooks vakumlanmış gaz tüplerindeki elektrik boşalmaları üzerinde çalışmalar yaparken kendi adıyla da (Crooks tüpleri) anılan katot ışını tüpünü geliştirdi. 1858'de Julius Plücker, katot ışınlarının yaklaştırılan mıknatıstan etkilendiğini ve ışının yön değiştirdiğini gözlemledi.

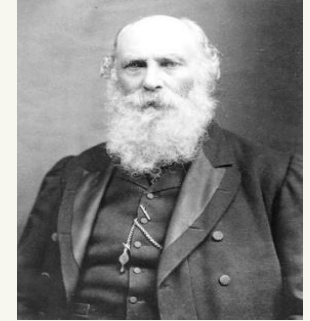
1891 yılında George Stoney, yaptığı çalışmalar ve Faraday'ın çalışmalarından elektrik yüklü birimlere elektron adının verilmesini önerdi. Stoney'e göre bu elektrik yüklü birimler her maddede farklı miktarlardadır.



William Crooks



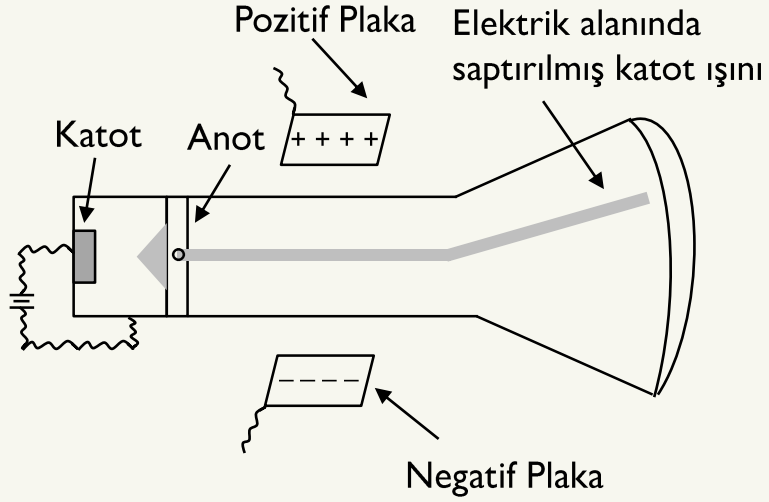
Julius Plücker



George Stoney

1897 yılında Joseph John Thomson, Plücker'in çalışmalarını havası daha iyi alınmış katot tüplerinde manyetik alan ve elektrik alan uygulayarak tekrarladı.

Thomson, elektriksel alan uygulanan katot ışınlarının negatif kutup tarafından itildiğini ve pozitif kutba doğru çekildiğini belirledi. Aynı cins elektrik yüklerinin birbirini itmesi ve farklı cins elektrik yüklerinin birbirini çekmesi nedeniyle, Thomson, katot ışınlarının negatif elektrik yüklerinden oluştuğu sonucunu çıkardı.



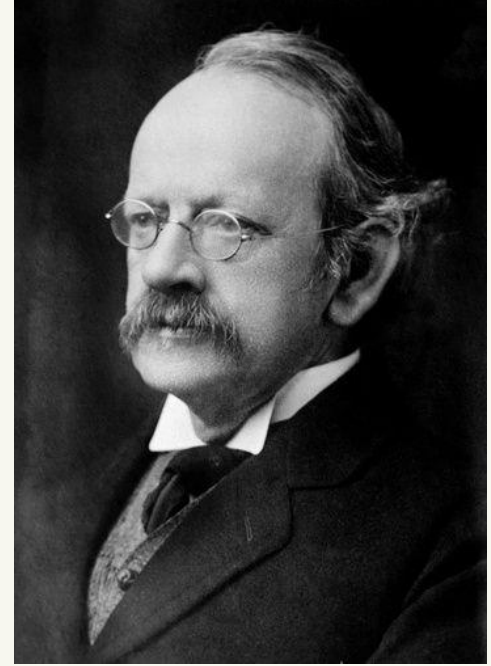
Katot ışınları elektrik alanında pozitif yüklü plakaya doğru sapar.

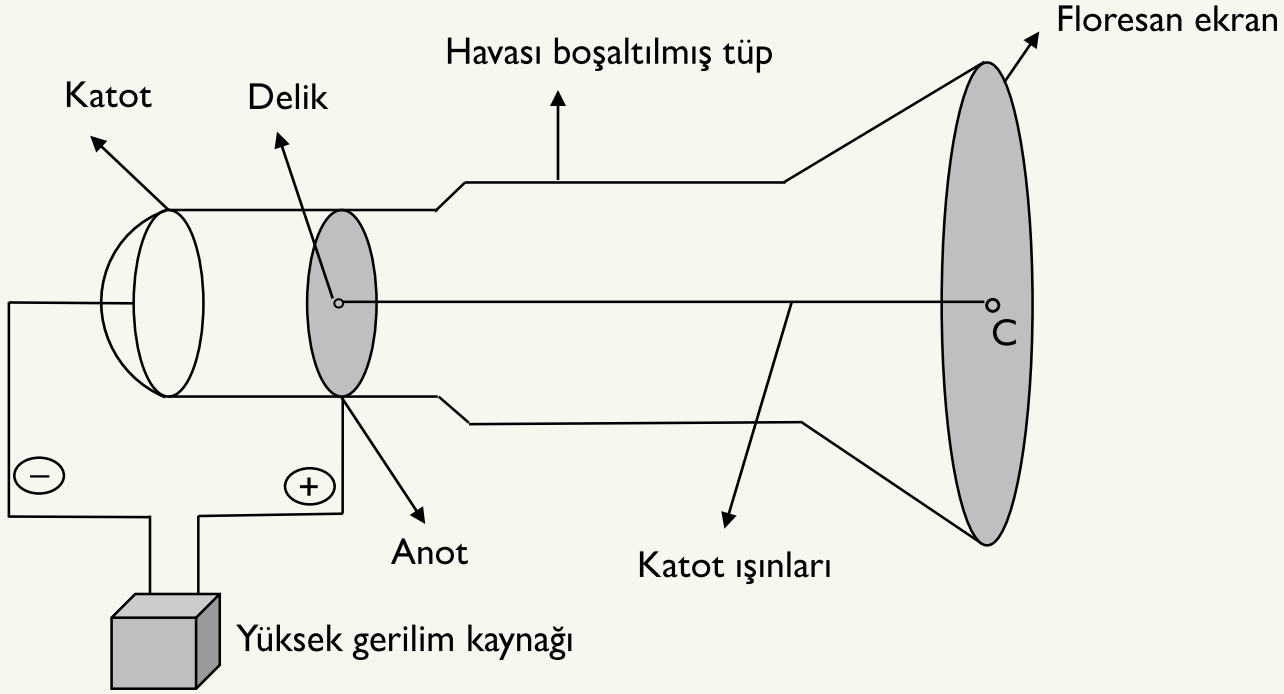
Thomson, deneylerinde tüpün katotunda farklı metal kullanıldığında ve deney tüpünü farklı gazlarla doldurduğunda da katot ışınlarının aynı davranışta bulunduğunu gözlemledi. Böylece katot ışınlarının maddenin cinsine bağlı olmadığı sonucuna ulaştı.

Katot ışınlarının kütle elektriksel yük oranını ölçen Thomson, katot ışınlarının aslında taneciklerden oluştuğunu ispatladı. Bu negatif yüklü taneciklere George Stoney'in önerdiği gibi elektron adı verildi.

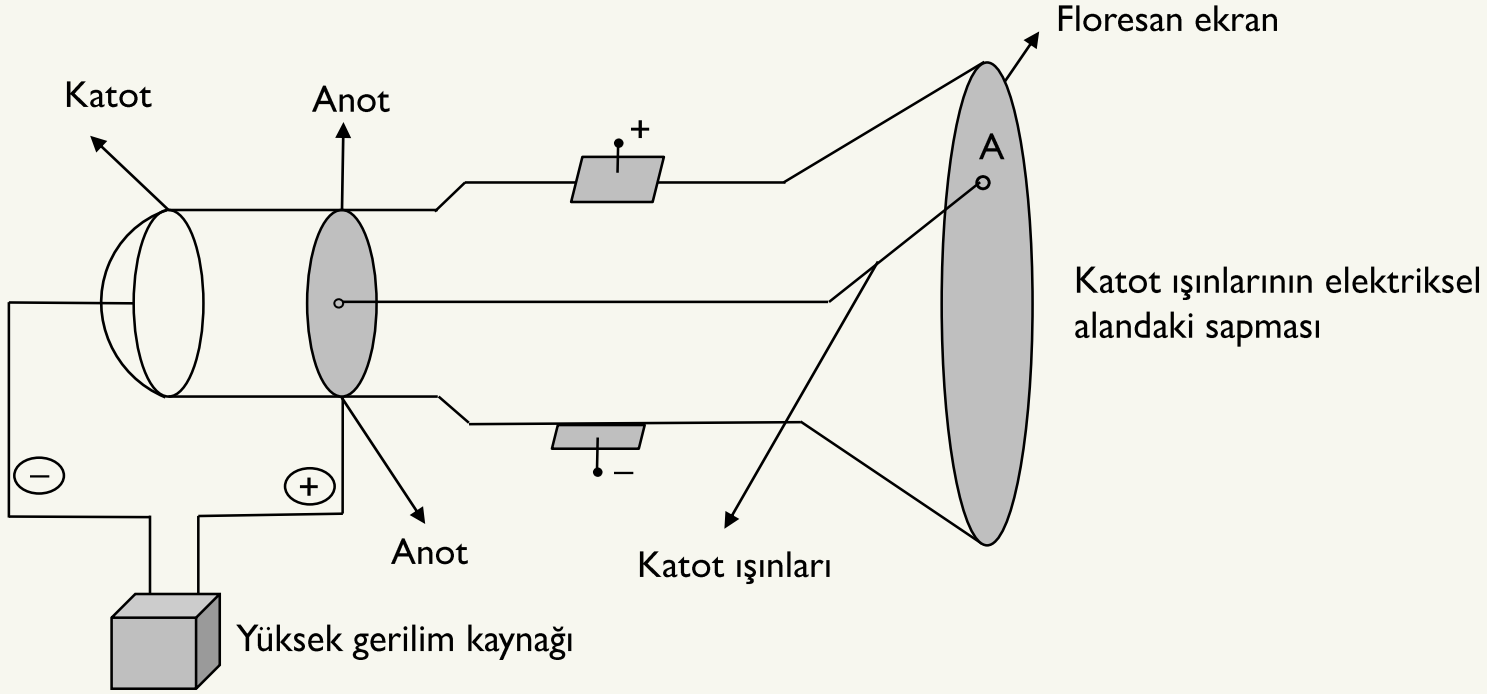
1897 yılında Joseph John Thomson, katot ışınları (elektron) ile ilgili deneyini tamamlayarak elektronun yük/kütle (e/m) oranını hesaplamıştır.

- Katottan çıkan elektronlar anoda doğru hareket eder. Anotta delik açılırsa elektronlar delikten geçerek floresan boya ile kaplı yüzeye **C noktasında** çarpar. Böylece ışıklı bir nokta görülmesine neden olur.

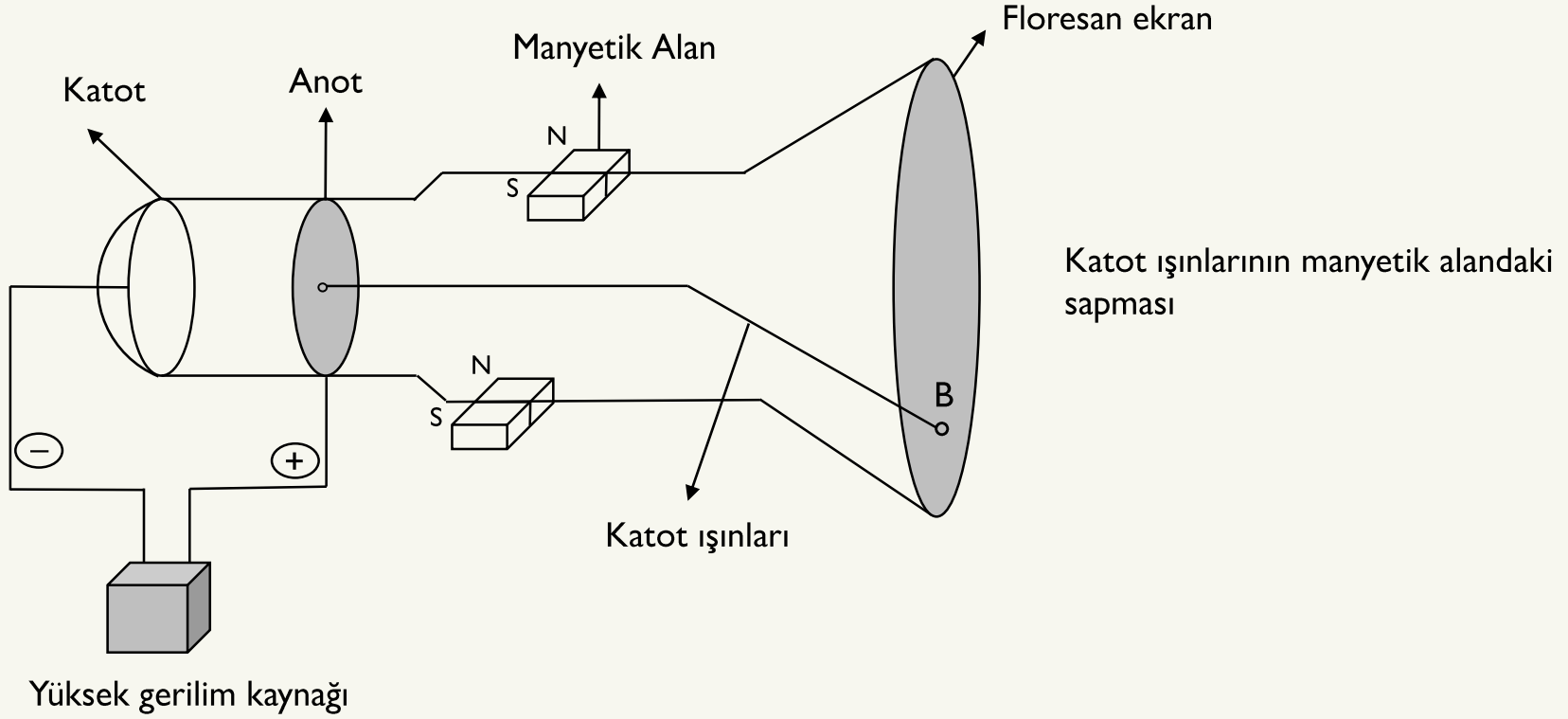




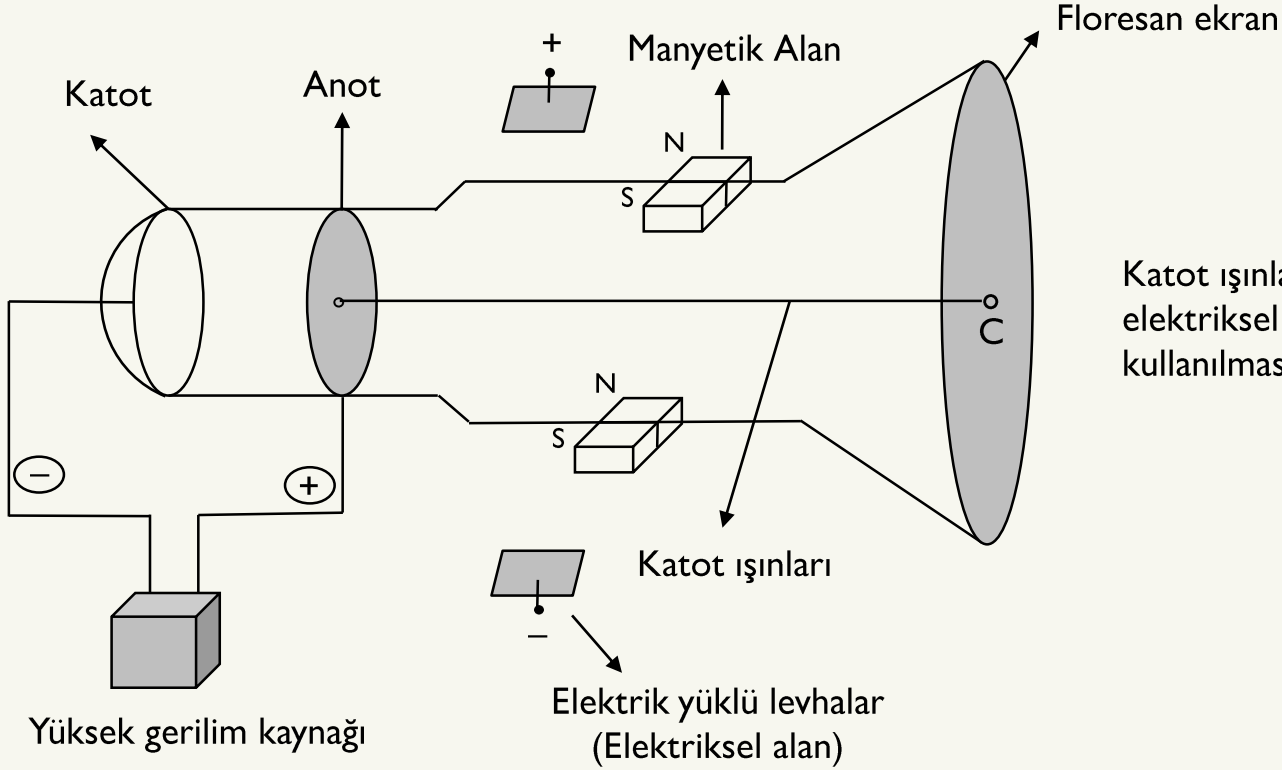
Tüpe elektriksel alan uygulanırsa, yani tüpün altına ve üstüne zıt elektrikle yüklenmiş levhalar yerleştirilirse elektronların (+) levhaya doğru saptığı görülür ve yüzeye A noktasında çarpar.

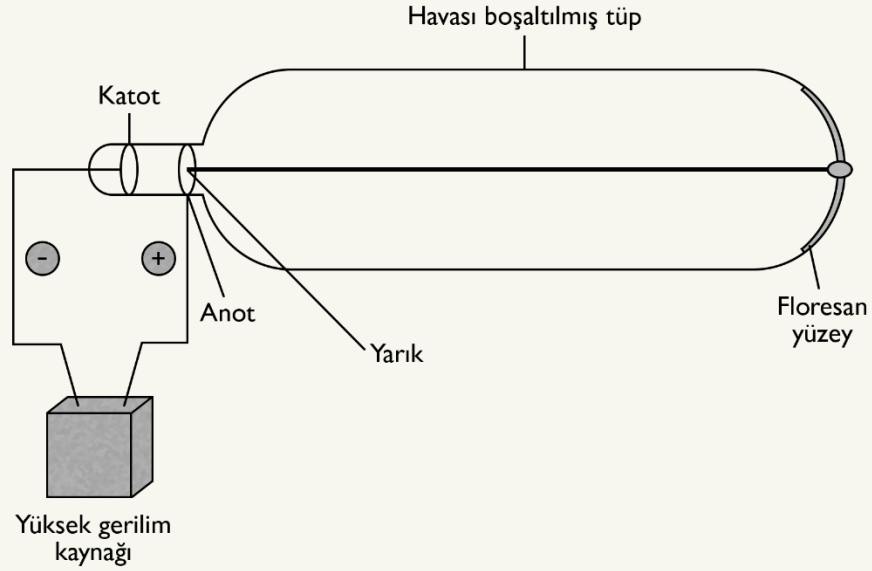


Yüklü bir parçacığın elektriksel alanda sapma miktarı, parçacığın elektrik yükü ile doğru orantılı, kütlesi ile ters orantılıdır. Elektriksel alana dik olacak şekilde bir manyetik alan uygulanırsa elektronlar eğimli bir yol çizerek tüpün yüzeyine **B noktasında** çarpar.



- Thomson, elektriksel ve manyetik alanların sapmalarını birbirini yok edecek şekilde aynı anda uygulayarak sapmayı durdurmuş yani parlak noktayı **C noktasına** getirmiştir.





Katot Tüpü

Katot Işınlının Özellikleri

- Katottan anota doğru hareket ederler.
- Negatif yüklüdürler.
- Manyetik ve elektriksel alanda saparlar.
- Hızlı akan elektronlardır.
- Tüpün içindeki gazın cinsine bağlı değildirler.
- Doğrusal yolla yayılırlar.
- Kullanılan elektrodun cinsine (demir, platin vb.) bağlı değildirler.

Elektronun Yük/Kütle Oranının Belirlenmesi

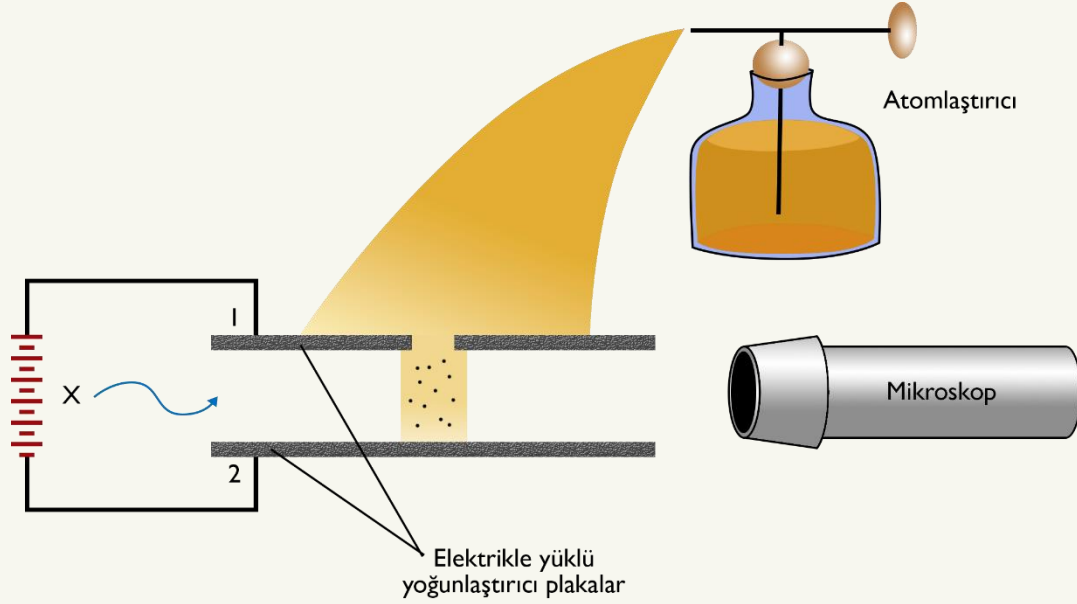
- Thomson, katot ışınlarının elektriksel alanda pozitif kutup tarafından çekildiğini gözlemledi. Bu sapma miktarı parçacığın negatif yükü ile doğru orantılı, kütlesi ile ters orantılıdır. Çünkü, büyük kütleli tanecikler elektrostatik çekim kuvvetinden daha az etkilenecektir. Buradan ilgili hesaplamaları yaparak Thomson, sapmayı ölçmüş ve böylece elektronun $\frac{\text{yük}}{\text{kütle}}$ oranını hesaplamıştır.
- Thomson, elektrik ve manyetik alanların şiddetlerinden yararlanarak elektronun yük/kütle oranını $\frac{e}{m} = -1,7688 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$ olarak bulmuştur.
- $\frac{\text{yük}}{\text{kütle}}$ oranının bulunması katot ışınlarının kütleli taneciklerden oluştuğunu göstermiştir.
- Farklı gazlar kullanarak oluşturduğu katot ışınlarının tamamında aynı $\frac{\text{yük}}{\text{kütle}}$ oranını bulmuştur.

Elektronun Yükünün Belirlenmesi

1908 yılında Robert Andrews Milikan yağ damlacıkları ile yaptığı deneyler ve Thomson'un e/m oranını kullanarak elektronun yükünü hesaplamıştır.

Milikan deneyinde bir pülverizatör yardımıyla yağ damlacıkları çok küçük tanecikler halinde kabın içine püskürtülür. Yağ damlacıkları kaptaki delikten geçerek aşağı doğru düşerken X – ışınları gönderilerek onların elektrikle yüklenmesi sağlanır. Bu arada elektrik alanına gelen yağ damlacıklarından uygun olanının elektrik alan şiddeti ayarlanarak düşmesi engellenir. Böylece damlacık kapta asılı kalır. Bir mikroskopla gözlenen yağ damlasının asılı kalması için gerekli olan yük miktarı, uygulanan elektrik alanın şiddetinden hesaplanır.





Milikan'ın yağ damlacıkları deneyi

Milikan, anlatılan deneyi binlerce defa tekrarlamış ve elde ettiği yük değerlerinde en büyük ortak bölenin $-1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ olduğunu belirlemiştir. Yani en küçük yük biriminin $-1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ olduğunu buldu. Bu yük birimini taşıyan, elektrondur. Böylece elektronun yükünü $-1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ olarak hesaplamıştır.

$$m_{\text{elektron}} = \frac{e}{e / m}$$

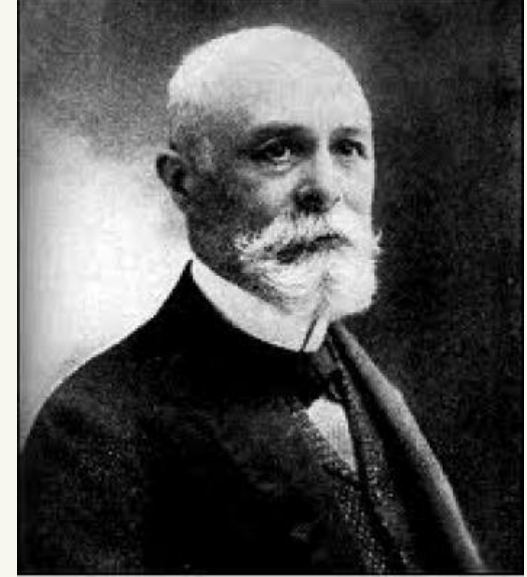
$$m_{\text{elektron}} = \frac{-1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{-1,7688 \cdot 10^{11} \text{ C / kg}}$$

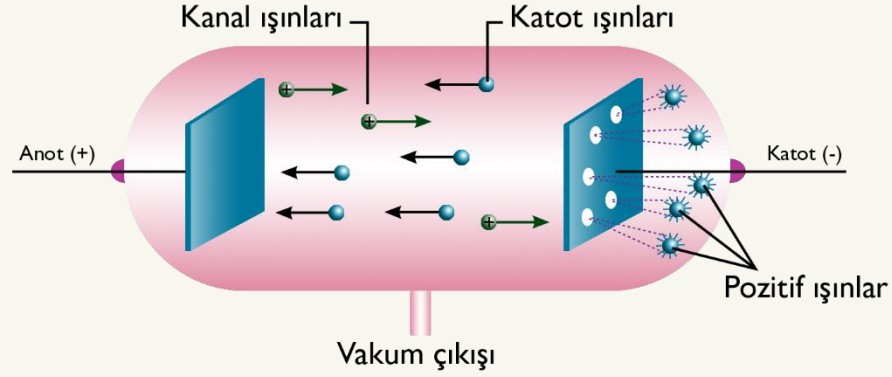
$$m_{\text{elektron}} = 9,1096 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

$$m_{\text{elektron}} = 9,1096 \cdot 10^{-28} \text{ g} \quad \text{olarak hesaplanmıştır.}$$

Atom ve Pozitif Yüklü Tanecikler

Alman bilim insanı Eugen Goldstein 1886'da yaptığı çalışmalarda kanal ışınlarını gözlemledi. Katot tüplerinde elektron elde edildiği gibi, elektrik deşarj (boşalma) tüplerinde de pozitif iyonlar elde edilir. Bu tüplere uygulanan yüksek gerilim sonucu atomlardan elektron koparılarak pozitif yüklü iyonlar oluşturulur.





Katot ışınları (elektronlar) ve kanal ışınları (pozitif iyonlar, protonlar)
üreten elektrik deşarj tüpü

Oluşan bu pozitif iyonlar, bir elektriksel alanda elektronun ters yönünde hareket ederek negatif elektroda (katoda) doğru ilerler. Bu iyonların büyük bir kısmı hareketleri sırasında ortamdaki elektronlarla çarpışarak nötral atomları oluştururlar. Çok az bir kısmı ise yollarına devam ederek katoda erişirler. Eğer ortası delikli (kanallı) bir katot kullanılırsa, pozitif parçacıklar delikten geçerler. Böylece pozitif ışınlar elde edilir. Bu ışınlara **pozitif ışınlar** ya da **kanal ışınları** denir.

Thomson'un elektronu keşfinden sonra Goldstein, atomlar nötr olduğundan elektronları dengeleyecek pozitif yüklü taneciklerin de bulunması gerektiğini düşündü. Bu amaçla kanal ışınları üzerinde çalışarak pozitif iyonların yük/kütle oranlarını (e/m) belirledi.

Goldstein pozitif iyonlar için e/m 'nin saptanmasında, katot ışınlarının incelenmesinde kullanılan yönetimin hemen hemen aynısını kullandı. Katot ışınlarında, katot maddesi ne olursa olsun elde edilen ışınların e/m oranı hep aynı bulunmuştu. Oysa pozitif ışınlarda elde edilen e/m oranının tüpteki gazın cinsine göre farklı olduğunu belirledi.

Pozitif iyonun kütlesi ne kadar küçük olursa e/m oranı da o kadar büyük olur. Bu nedenle en küçük element olarak bilinen hidrojen gazı kullanılarak H^+ iyonunun kanal ışını elde edildiğinde, hesaplanan e/m değeri en büyük olur.

H^+ iyonu için e/m değeri $9,5791 \cdot 10^7$ C/kg olarak bulunmuştur. H^+ iyonu, en küçük pozitif yüklü tanecik olduğundan; yükü, bir elektronun yüküne eşit fakat zıt yüklüdür. O halde H^+ iyonunun yükü $+1,6022 \cdot 10^{-19}$ C'dur.

Daha önce hidrojen iyonuna proton denilmişti. Bu durumda bir protonun e/m oranı $9,5791 \cdot 10^7$ C/kg ve yükü $1,6022 \cdot 10^{-19}$ C'dur.

$$m = \frac{e}{e / m}$$

$$m = \frac{1,6022 \cdot 10^{-19}}{9,5791 \cdot 10^7}$$

$$m = 1,6725 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \quad \text{olarak bulunur.}$$

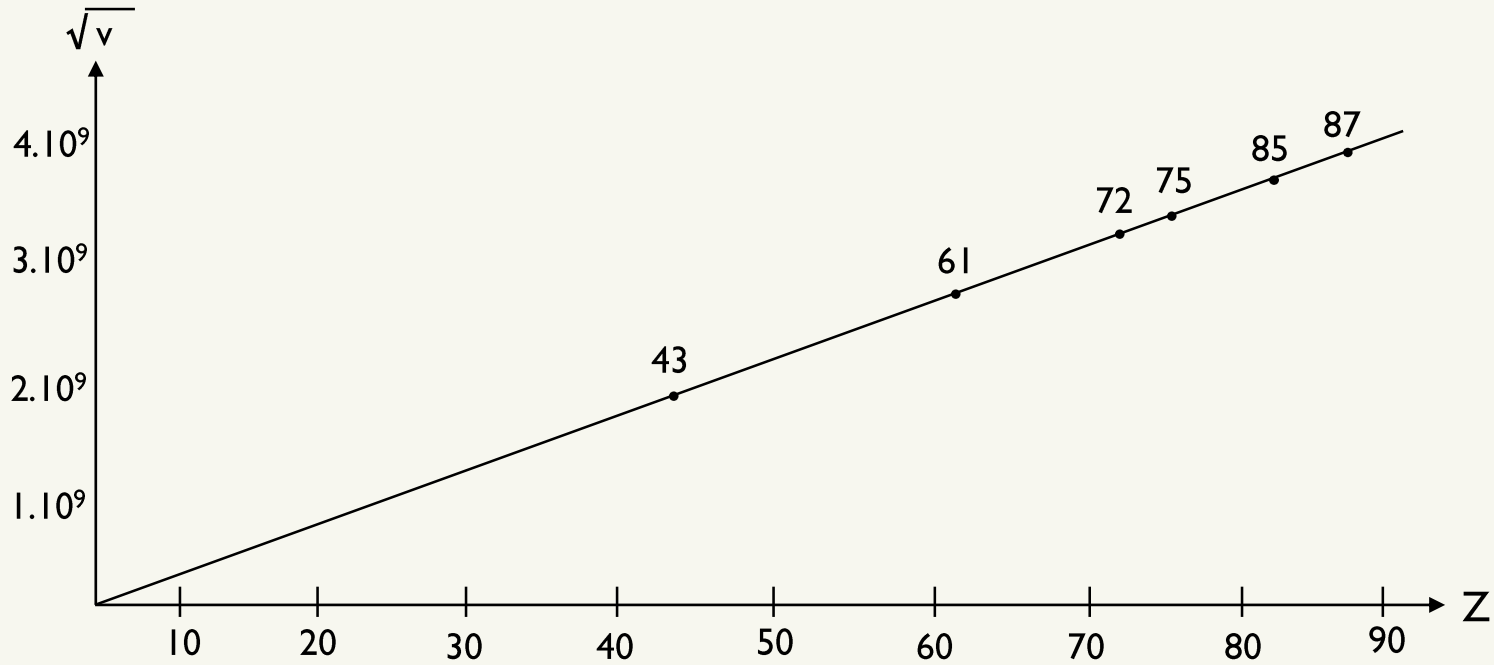
Kanal Işınlарının Özellikleri

- Katota doğru hareket ederler.
- Elektriksel ve manyetik alanda elektrona göre zıt yönde saparlar.
- Pozitif yüklü taneciklerdir.
- Katot ışınlarından daha büyük kütleye sahiptirler. (Yaklaşık 1836 katıdır.)
- Katot ışınlarının gidişine ters yönde akarlar.
- Taneciklerinin sapma açısı tüpün içindeki gazın türüne bağlıdır.

Atom Numarası ve Çekirdek Yükü

1912 yılında Henry Moseley, yüksek hızlı elektronlar ile bombardıman edilen atomların X-ışınları yaydığını gözlemledi. Moseley, oluşan X-ışınlarının her bir element için kendine özgü ve atom kütlesi arttıkça yayınlanan ışın frekansında artış olduğunu belirledi. Buradan yayınlanan X-ışınlarının atomda bulunan pozitif yükler ile ilgili olduğunu düşündü.





Element atomlarının oluşturduğu X – ışınları frekansının karekökü ile atom numarası doğru orantılı olarak değişir.

Moseley yaptığı deneylerde;

- X – ışınlarını kullanarak elementlerin atom numaralarını belirlemiştir.
- Kimyasal tepkimelerde çekirdek yükünün korunduğunu ispatlamıştır.
- Çekirdek yüküne “atom numarası” adını vermiştir.
- Çekirdek yükü aynı olan atomların aynı kimyasal özellikte olduğunu ispatlamıştır.

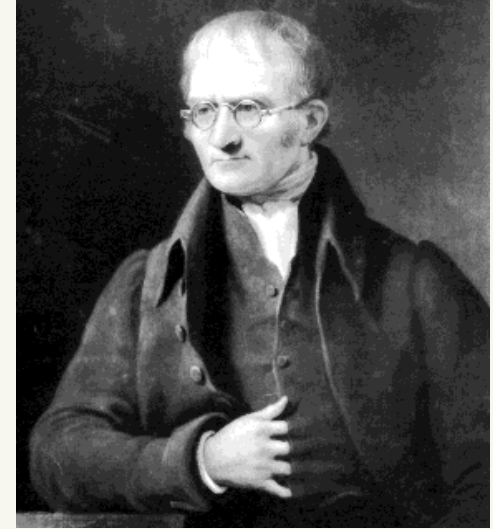
Bu çalışmasıyla elementlerin atom numaralarını doğru bir şekilde belirleyen Moseley, elementlerin özelliklerinin, bağıl atom ağırlıklarına değil atom numaralarına bağlı olduğunu deneysel olarak göstermiş oldu. Böylece o tarihe kadar atom kütlelerine göre sıralanarak oluşturulan Mendeleyev'in elementler tablosu değiştirilmiş, günümüzde kullanılan ve elementlerin atom numaralarına göre sıralanmış periyodik tablo oluşturulmuştur.

Atom Modellerinin Tarihsel Gelişimi

John Dalton Atom Modeli

Dalton Atom Modeli;

- Atomlar elementlerin en küçük yapıtaşıdır.
- İçi dolu küredirler.
- Bölünemezler.
- Bir elementin atomları şekil, büyüklük ve kütle bakımından birbirinin aynısıdır.
- Farklı element atomlarının belirli oranlarda birleşmesinden bileşikler oluşur.

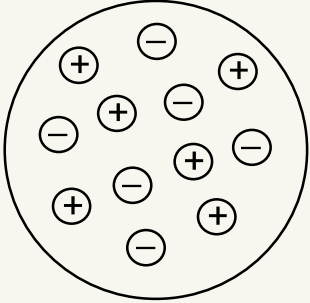


Bugün için izotop atomlarının varlığı, ‘‘Bir elementin atomları Şekil, hacim ve kütle bakımından aynıdır.’’ ilkesini çürütmektedir. Fisyon tepkimeleri ise ‘‘Atom bölünmez.’’ ilkesini çürütmektedir.

Thomson Atom Modeli

Thomson, atom ile ilgili çalışmaları sonucunda;

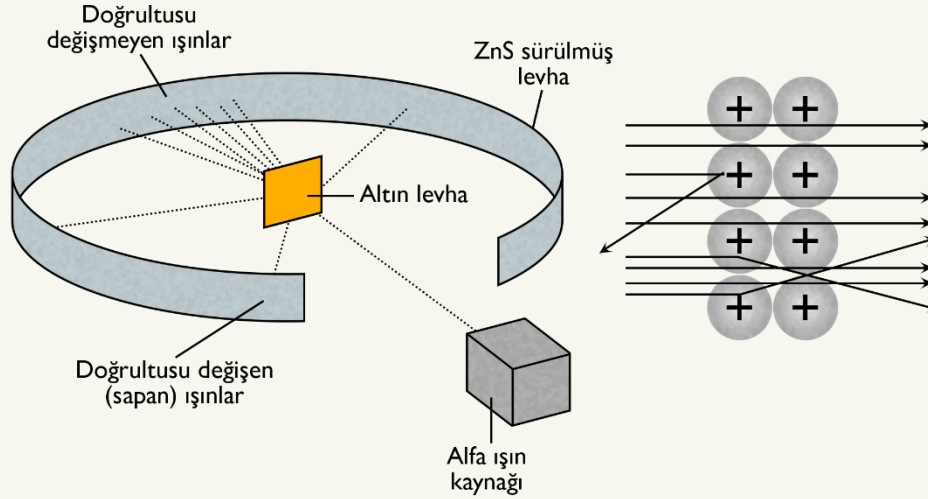
- Nötr bir atomda eşit sayıda + ve – yükler bulunmaktadır.
- Bu + ve – yüklü tanecikler atomda rastgele dağılmıştır. (zml kek modeli)



Rutherford Atom Modeli

Thomson'un atom modelini öne sürdüğü yıllarda Rutherford; alfa taneciklerinin ince altın levhada saçılmalarını inceledi. Yaptığı deneyde dar bir aralıktan, pozitif yüklü tanecik demetini çok ince altın bir levhaya gönderdi. Sapmaya uğrayan taneciklerin açısal dağılımını ZnS sürülmüş levha üzerinde oluşan parıldamalar sayesinde belirledi. Ancak taneciklerin büyük bir kısmının sapmaya uğramadan levhayı geçtiğini gördü.





Rutherford'un altın levha deneyi

- Dar bir aralıktan, paralel ve pozitif yüklü tanecikler demetini (α ışınları) çok ince altın levhaya gönderdi.
- α ışınlarının büyük çoğunluğunun hiç yolundan sapmadan metal levhadan geçtiğini ve küçük bir kısmının farklı açılarla yolundan saparak levhadan geçtiğini ya da kendi üzerinden geri döndüğünü belirledi. Rutherford, deney sonuçlarını atom modeli üzerine kurdu. Buna göre;

1) Bir atomun kütlesinin çok büyük bir kısmı ve pozitif yükün tamamı çekirdek adı verilen çok küçük bir hacimde toplanmıştır.

2) Pozitif yükün toplam kütlesi atomdan atoma değişir ve elementin atom ağırlığının yaklaşık olarak yarısıdır.

3) α taneciklerinin büyük bir kısmı sapmaya uğramadığından atomun büyük bir kısmı boşluktur.

4) Çekirdek dışında, çekirdek yüküne (proton) eşit sayıda elektron bulunur.

5) Negatif yüklü tanecikler çekirdek etrafında çekirdeğin hacminden çok daha büyük bir hacimde bulunurlar.

Atom kütlelerinin belirlenmesi sırasında atomun kütlesinin beklenildiği gibi sadece protonun kütlesine eşit olmadığı, protonların toplam kütlesinin iki katı veya daha fazlası kadar olduğu görülmüştür.

- Rutherford yaptığı çalışmalarda çekirdekte nötr taneciklerin bulunduğunu tahmin etmiştir. Fakat James Chadwick 1932 yılında bu yüksüz taneciklerin (nötronların) varlığını kanıtlamıştır. (Nötronun kütlesi $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg'dır.)



Rutherford Atom Modeli'nin Eksiklikleri

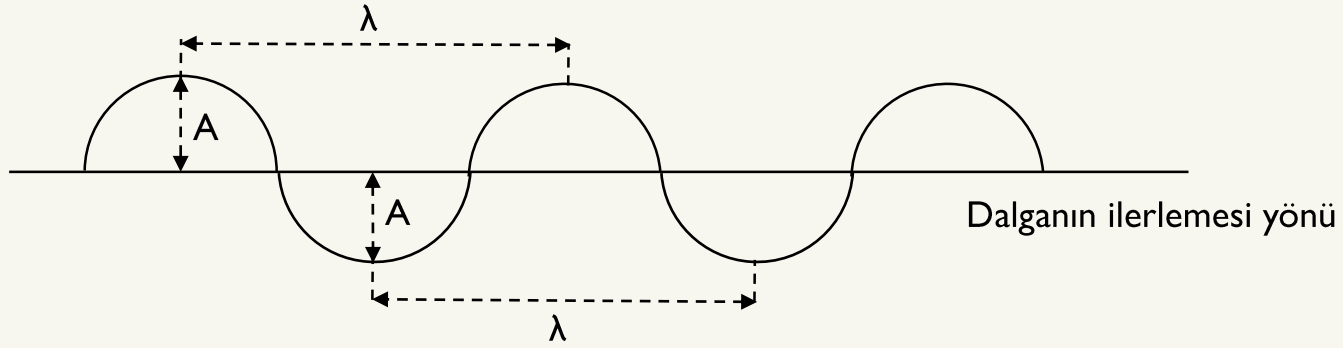
Elektronların, çekirdek tarafından çekilmesine rağmen neden çekirdeğe düşmediklerini, elektronların çekirdek çevresinde ne şekilde yer aldığını ve atomların yaydığı spektrumları açıklayamamıştır.

Elektromanyetik Işıkların Dalga Modeliyle Açıklanması

Rutherford, atomların yaydığı spektrumları açıklayamadığı için atom ile ilgili yeni teoriler ortaya atılmıştır. Bunlardan birisi de Bohr Atom Teorisi'dir.

Elektrik ve manyetik alanda sapma gösteren ışımalar elektromanyetik ışıma denir. Radyo dalgaları, kızıl ötesi ışınlar, X – ışınları, görünür bölge ışınları gibi ışımalar elektromanyetik ışıma türleridir. Bu ışınlar dalga hareketi yaparak ilerlerler. Elektromanyetik dalgalar ifade edilirken dalga boyu, genlik, frekans ve yayılma hızı gibi nicelikler kullanılır.

Işık: Elektromanyetik ışımının gözle görünür bölümüdür. Elektromanyetik ışıma hem dalga hem de tanecik özelliği gösterir.



Bir dalganın, dalga boyu (λ) ve genliği (A)

Dalga boyu (λ): Art arda gelen iki dalga üzerinde benzer noktalar arasındaki uzaklıktır.

Genlik (A): Bir dalgada maksimum yükseklik veya maksimum derinliktir. Dalganın şiddeti, genliğin karesi (A^2) ile doğru orantılıdır.

Işık hızı (c): Vakumda (boşlukta) elektromanyetik dalgalar, dalga boyuna bağlı olmaksızın aynı hızda hareket eder. “c” sembolüyle ifade edilen ve $3 \cdot 10^8$ m/s değerinde olan hızı ışık hızı denir.

Işımanın frekansı (v): Belirli bir noktadan bir saniyede geçen dalga sayısıdır. Birimi Hz (hertz) ‘dir. Belirli bir ışıma için;

$c = \lambda \cdot v$ eşitliğinden $v = \frac{c}{\lambda}$ eşitliği yazılabilir.

Uzunluk Ölçü Birimleri

I Terametre (Tm) = 10^{12} m

I Gigametre (Gm) = 10^9 m

I Megametre (Mm) = 10^6 m

I Kilometre (Km) = 10^3 m

I Hektometre (Hm) = 10^2 m

I Dekametre (Dam) = 10^1 m

I Metre (m) = 1 m

I Desimetre (dm) = 10^{-1} m

I Santimetre (cm) = 10^{-2} m

I Milimetre (mm) = 10^{-3} m

I Mikrometre (μ m) = 10^{-6} m

I Nanometre (nm) = 10^{-9} m

I Angstrom ($\text{\AA}$) = 10^{-10} m

I Pikometre (pm) = 10^{-12} m

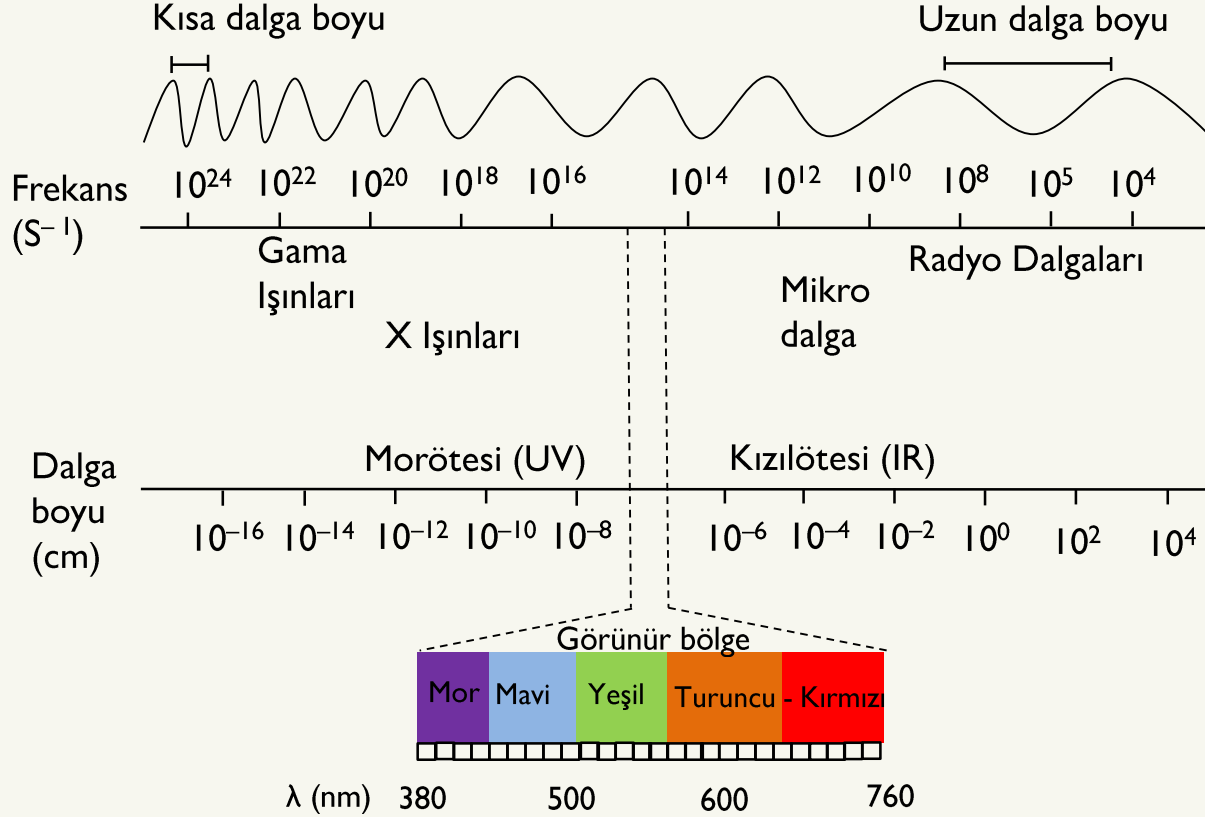
I Femtometre (fm) = 10^{-15} m

ÖRNEK

Dalga boyu 1200 nm olan bir ışının frekansı kaç Hz'dir? ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s)

Elektromanyetik Dalga Spektrumu

Bütün frekansları kapsayan elektromanyetik ışın dizisine elektromanyetik dalga spektrumu denir. Spektrum, elektromanyetik ışının frekansı veya dalga boyuna göre sınıflandırılır.



- Dalga boyu kırmızı ışıktan büyük olan ışımlar, kızıl ötesi (IR) ışımlarıdır. (Frekansı küçüktür.)
- Dalga boyu mor ışıktan küçük olan ışımlar, mor ötesi (UV) ışımlarıdır. (Frekansı büyüktür.)
- Bir dalganın taşıdığı enerji, frekansı ile doğru orantılı, dalga boyu ile ters orantılıdır.
- X – ışınları ve gama ışınları dalga boyu çok düşük fakat, frekans ve enerjisi çok yüksek olan ışımlardır.
- Mikrodalga, radyo ve UV dalgaları ise dalga boyu yüksek, frekans ve enerjisi düşük olan ışımlardır.

- Çok uzun dalga boylarına radyo dalgaları, orta uzunluktaki dalga boylarına kızılötesi ışınlar, çok kısa dalga boylarına ise gama ışınları örnek olarak verilebilir. Görünür ışık ise dalga boyları yaklaşık olarak 380 nm ile 760 nm arasındaki ışınları içerir. Görünen renkler, belirli bir dalga boyuna sahiptir.
- Tek dalga boyuna sahip olan ışığa monokromatik ışık, farklı dalga boylarından oluşan ışığa **polikromatik ışık** denir. Mavi boyalı ampulden çıkan ışık monokromatik ışığa örnektir.

- Elektromanyetik ışımanın madde ile (atomlar ve moleküller) etkileşmesini inceleyen bilim dalına spektroskopi, incelemede kullanılan aletlere spektroskop, spektrum kayıt cihazlarına da spektrometre denir.
- Farklı maddelerin alevleri incelendiğinde, maddelerin karakteristik alev rengi verdikleri belirlenmiştir. Alev renklerinin farklı olmasının sebebi, maddenin ısıtıldığında farklı frekanslarda ışın yaymasından kaynaklanmaktadır.

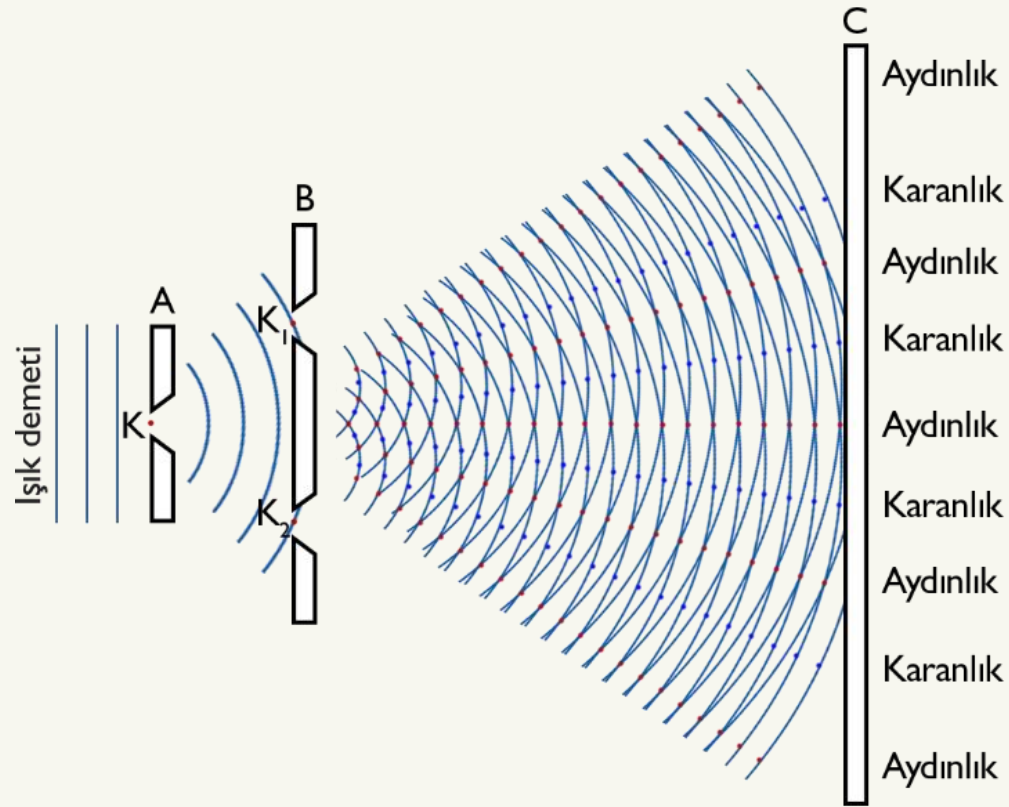
Işığın İkili Doğası

Birçok bilim insanı ışığın dalga modeliyle yayıldığını, farklı bilim insanları ise ışığın tanecik modeliyle yayıldığını ileri sürmüşlerdir. Işık hızıyla hareket eden ve ışımayı oluşturan bu enerji büyüklüklerine foton denir. Buna göre ısıma, foton tanecikleriyle ve ısıma dalgaları ile yayılır.

Işığın Dalga Modeli

- 1678'de Hollandalı fizikçi ve astronom Christian Huggens, ışık kaynaklarının çok yüksek frekanslı titreşimler meydana getirdiğini ve bu titreşimlerin, saydam ortamda dalgalar halinde yayıldığını ileri sürdü.
- Işığın dalga hareketini doğrulamak ve Huggens'in dalga prensiplerini ispatlayabilmek için İngiliz Fizikçi Thomas Young bir deney gerçekleştirdi.



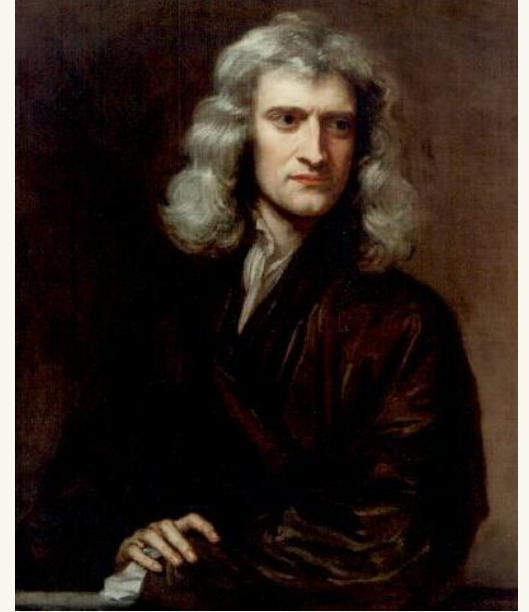


- Deneye göre bir kaynaktan gelen ışık demeti, arkasında delik bulunan levhaya (A levhası) çarptığında bu delik (K noktası) ışık kaynağı gibi davranarak ışık dalgaları yayar. Çift delikli levhaya (B levhası) gelen ışınlar iki ayrı delikten (K_1 ve K_2 noktaları) geçerek şekildeki gibi girişim çizgileri denilen aydınlık ve karanlık çizgilerin oluşmasına neden olurlar.
- Işık dalgalarından birinin tepesi diğerinin çukuru ile örtüşürse karanlık bölge, eğer iki dalganın çukur veya tepeleri örtüşürse aydınlık bölge oluşur.
- Young deneyinde bu şekilde ortaya çıkan çizgiler sayesinde, ışığın dalga özelliğini kanıtlanmıştır.

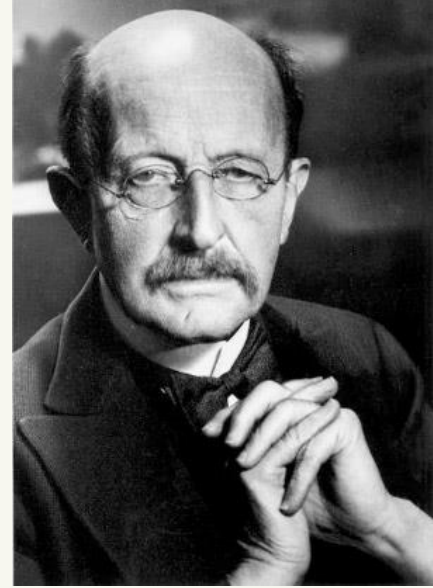
Kuantum Kuramı

Işığın Tanecik Modeli

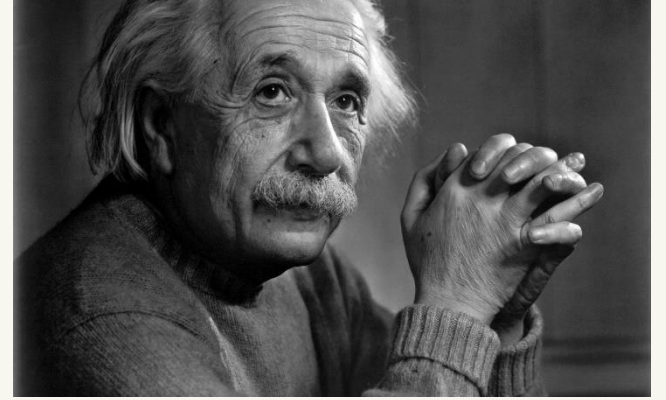
- 10. yüzyılın başlangıcından önce ışığın, ışık kaynağından yayılan taneciklerin akışı olduğu kabul ediliyordu.
- Işığın tanecikler halinde yayıldığını ilk olarak ortaya atan Newton'dur.
- Siyah cisim ışıması ve fotoelektrik etki gibi olaylar da ışığın dalga modeliyle açıklanamamıştır.



- Max Planck ışıma enerjisinin parçacık özelliği gösterdiğini kuantum kuramı ile açıklamıştır. Planck'a göre enerji ancak belirli büyüklükler halinde alınıp verilmekteydi. Belirli bir büyüklük halinde alınıp verilebilen bu enerjiye kuantum, ışıma enerjisine ise **kuantlaşmış enerji** denir.



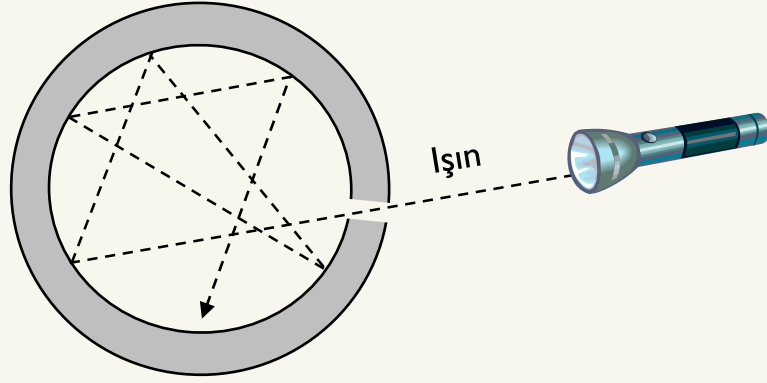
- Albert Einstein, ışık hızıyla hareket eden kuantlara foton adını verdi. Böylece ışığın tanecikli yapısı açıklanmış oldu. Işığın tanecik modeli ile siyah cisim ışıması ve fotoelektrik olay da açıklanabilmektedir.



Siyah Cisim Işıması

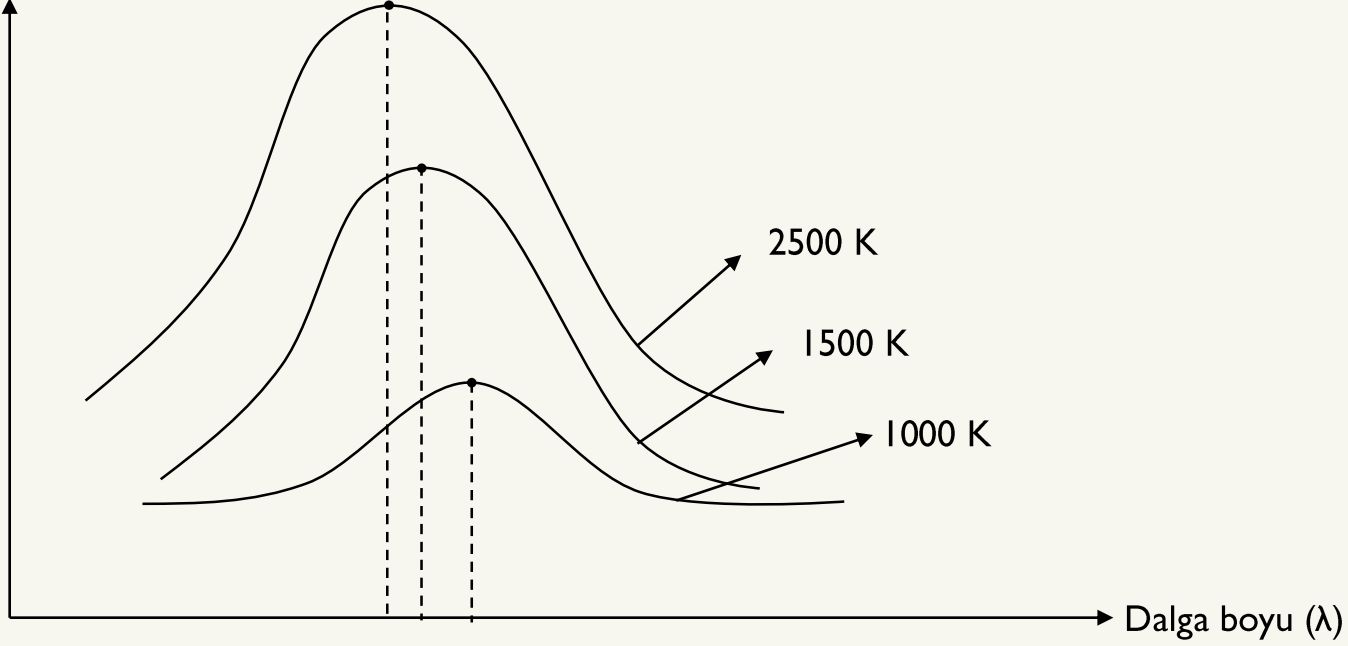
Üzerine gelen bütün ışınları soğuran cisimlere siyah cisim denir.

- Siyah cisim bir metalden veya kilden yapılmış, her yanı kapalı ve içi karbonla sıvanmış borunun üzerine bir delik açmakla hazırlanabilir. Siyah cisim ısıtılıp delikten çıkan ışımalar gözlemlendiğinde her çeşit dalga boyunda ışığın olduğu gözlemlenir. Siyah cisimden yayınlanan ışık, prizmadan geçirilirse sürekli spektrum elde edilir.



- Siyah cisim, bir miktar enerjiye sahip olduğu için başlangıçta gözle görölmeyen uzun dalga boylu (kızıl ötesi) ışımlar olurken, cisim ısıtıldığında yüksek enerjili kısa dalga boylu (mor ötesi) ışımlar yayılır. Siyah cisim ısıtılıp görünür ışık yaydığında önce kırmızı renk görülür, sıcaklık artırıldıkça turuncu ve sarı ışıma, mora kadar devam eder. Sonuçta beyaz ışık denilen görünür bölge ışıması sırasıyla yayınlanmış olur.

Işıma Şiddeti
(Genlik)



- Isıtma, sıcaklık arttırılarak devam ettiğinde ısıma şiddetinin arttığı gözlenir.
- Düşük sıcaklıklarda az enerjili (uzun dalga boyu), yüksek sıcaklıklarda yüksek enerjili (kısa dalga boyu) ışımlar oluşur.
- Siyah cisim, görünür ışık yaydığı anda önce kırmızı renk gözlenir. Sıcaklık arttıkça gözlenen renk turuncu, sarı ve mora kadar devam eder.
- Grafikteki eğriler altında kalan alan, ısıma enerjisi ile orantılıdır.

Plank Kuantum Kuramı

- Dalga kuramına göre siyah cisim ışımasında sıcaklık arttırıldığında dalga boyu ve ışıma şiddetinin doğru orantılı olarak artması gerekiyordu. Ancak deneyler sonucunda, değerlerin bir maksimum değerden sonra düştükleri görüldü. Yani maddelerin aldığı veya yayımladığı enerji, sürekli değil kesikli bir durum gösteriyordu.
- Planck'a göre enerji de madde gibi sürekli olmayıp, belirli değerlerde özel paketler biçiminde sınırlıdır.

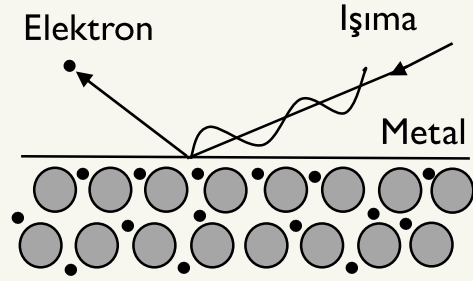
- Işıma enerjisi belli büyüklüklerde soğurulup yayımlanabilmektedir. Yani kuantlar halinde alınıp verilmektedir. Belirli büyüklükteki bu değerler $h\nu$ 'nün katlarıdır.
- Her kuantum enerjisi, ışımının frekansı ile doğru orantılıdır. Planck bir kuantumun taşıdığı enerji için

$$E = h \cdot \nu \quad \text{veya} \quad E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

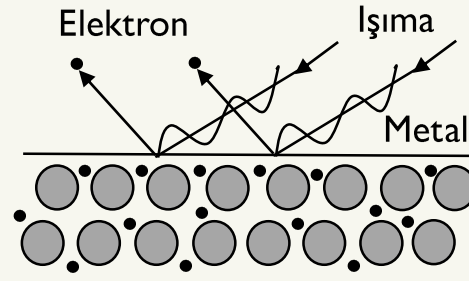
bağıntısını kullanmıştır. Bu bağıntıdaki h = planck sabiti olup değeri $6,62619 \times 10^{-34} \text{ J.s} \cong 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$ 'dir.

Fotoelektrik Olay

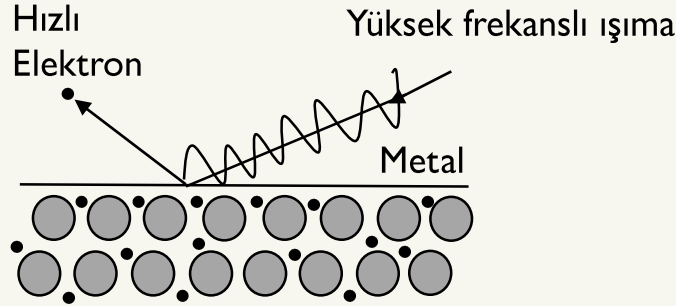
Einstein'e göre belirli büyüklükteki enerji kuantumlarının (foton) metal elektronları ile etkileşmesi, fotoelektrik olaya yol açar. Bir metal yüzeyine düşürülen ışının, yüzeyden elektron koparmasına **fotoelektrik etki (olay)** denir. Koparılan elektronların enerjisi, ışımının şiddeti (genliği) ile orantılıdır. Ama gerçekte; kopan elektronların enerjisinin, ışımının frekansı ile orantılı olduğu görülmüştür.



Metal yüzeyine düşen ışık,
elektronları fırlatır.



Işımanın şiddeti artırılırsa
fazla sayıda elektron fırlar.



Işımanın enerjisi artarsa fırlayan elektronların hızı artar.

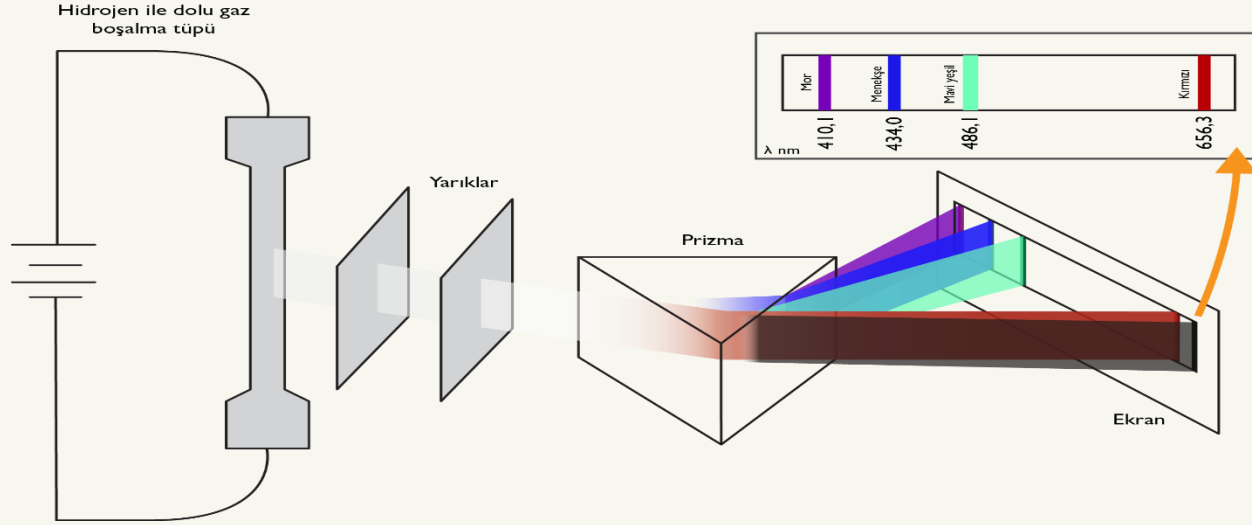
Fotoelektrik olay

- Işımanın şiddetinin arttırılması fırlatılan elektronların sayısını arttırır, fakat enerjilerini değiştirmez. Bir metalden elektron koparabilmek için, gönderilen ışının belirli bir frekansa eşit veya daha büyük olması gerekir. Işığın frekansı arttırıldığında aynı metalden koparılan elektronların kinetik enerjilerinde (hızlarında) artış olur. Fakat kopan elektronların sayısı değişmez.
- Işımanın enerjisi artarsa, fırlayan elektronların hızı artar.
- Fotoselli aletler (kapı, musluk, lamba ...) fotoelektrik etki ile çalışır.

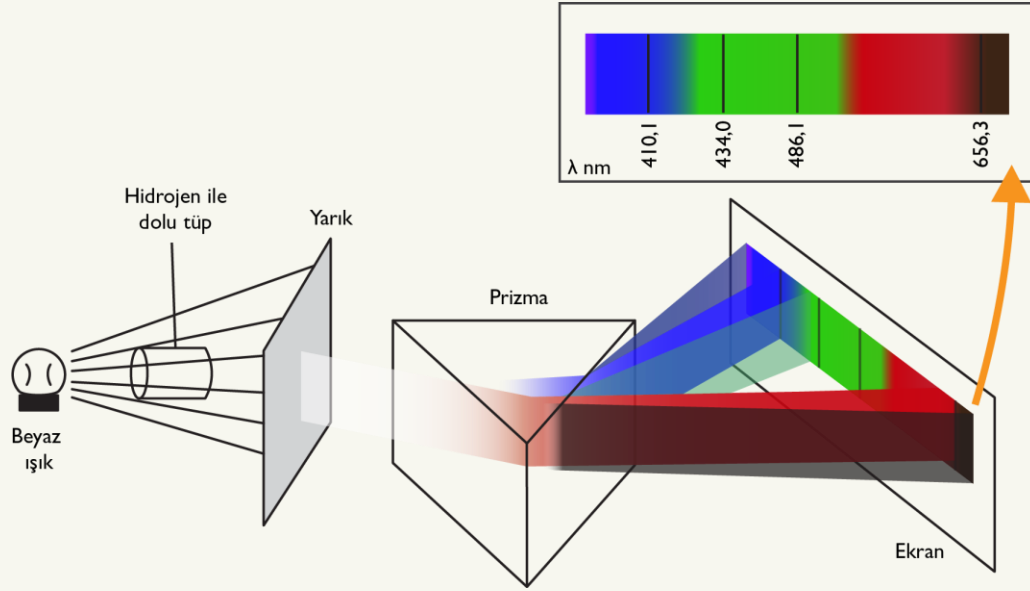
Atom Spektrumları

- Bir dalga boyundan diğerine geçişin sürekli olduğu spektrumlara sürekli spektrum denir. Beyaz ışığın prizmadan geçirilmesiyle elde edilen spektrum, sürekli spektrumdur.
- Beyaz ışık, görünür bölgedeki bütün dalga boylarındaki ışıklardan oluşur. Prizmadan geçirilirse renklere ayrılır. Prizmadaki ayrılmanın sebebi ise dalga boyları farklı olan ışıkların kırılma açılarının farklılığından kaynaklanır.

- Sürekli spektrum verebilecek beyaz ışık He gazından geçirildikten sonra prizmada kırılırsa, oluşan spektrumda belirli frekanslarda siyah çizgiler görülür. Bu çizgilerin yeri ve sayısı ışığın içinden geçtiği maddenin cinsine bağlıdır. Bu spektrumlar madde için karakteristiktir.
- Elementler gaz veya buhar halinde gerekli yüksek sıcaklığa kadar ısıtılırsa bir ışıma oluşur. Bu ışıma prizmadan geçirilirse kesikli (çizgi) spektrum elde edilir.



Hidrojenin Görünür Bölge Yayınma (Emisyon) Çizgi Spektrumu



Hidrojenin Görünür Bölge Soğurma (Absorbsiyon) Çizgi Spektrumu

- Elementler hangi dalga boyunda ışıma yayıyor ise o dalga boyundaki ışımaları soğurabilirler. Her element atomunun kendine özgü bir yayılma (emisyon) spektrumu olduğu gibi, bir soğurma (absorbsiyon) spektrumu da vardır.
- Hidrojen bulunan gaz boşalma tüpünden beyaz ışık geçirilirse kesiksiz spektrum üzerinde siyah çizgiler oluşur. Bu siyah çizgilerin dalga boyları, gazın yayılma spektrumundaki dalga boylarına karşılık gelir. Bu şekilde hidrojenin soğurma spektrumu elde edilir.

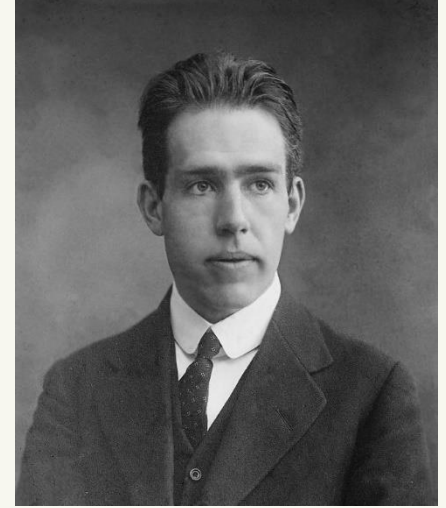
- Hidrojen atomunun spektrum çizgilerine denk gelen ışınların dalga boylarını bulmak için Rydberg Eşitliği kullanılır. Bu eşitlik, hidrojen dışındaki atomların spektrum ışınlarının dalga boylarını belirlemek için kullanılmaz.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n > 2)$$

$$R = \text{Rydberg sabiti} = 1,0976 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Bohr Atom Modeli ve Varsayımları

- Niels Bohr, hidrojenin yayınma spektrumuna dayanarak kendi atom modelini oluşturdu.
- Hidrojenin çizgi spektrumu, ışımanın belli miktarlar halinde yayıldığını gösterir. O halde hidrojenin elektronunun enerjisi kuantlaşmıştır.
- Elektron, yüksek enerjili bir düzeyden daha düşük olan düzeye geçerken enerji farkı, ışınım kuantumu olarak yayılmakta ve yayınma spektrumundaki bir çizgiye karşılık gelmektedir.



Bohr atom modeline göre,

- Bir atomda bulunan her elektron, çekirdekten ancak belirli uzaklıklarda küresel yörüngelerde bulunabilir.
- Her yörünge belirli enerji düzeyine sahiptir. Yörüngelerin ortak merkezi çekirdektir. Yörüngeler K, L, M, N, ... gibi harfler ile veya 1, 2, 3, 4, ... gibi rakamlar ile gösterilebilir. Her yörüngenin,

$$E_n = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} \text{ J} \text{ ile hesaplanan sabit bir enerjisi mevcuttur.}$$

n : Yörüngenin başkuant sayısı

E_n : Bu düzeyin enerjisidir.

- Elektronlar en düşük enerji düzeyinde bulunmak ister. Bu düzeye temel hal düzeyi denir. Madde ısıtıldığında elektronlar daha yüksek enerji düzeyine geçer. Bu durumdaki atomlar uyarılmış haldedir.
- Yüksek enerji düzeyinde bulunan elektron, düşük enerji düzeyine inerse aradaki enerji farkına eşit enerjide ışın yayılır.

Elektron dış yörüngeden ($n_{dış}$) iç yörüngeye ($n_{iç}$) geçtiğinde $E_{dış} - E_{iç}$ kadarlık enerji, bir ışık fotonu şeklinde yayılır.

($E_{dış}$: Dış yörüngedeki elektronun enerjisi)

($E_{iç}$: İç yörüngedeki elektronun enerjisi)

Planck eşitliğine göre bir fotonun enerjisi $E = h\nu$ 'dür. Buna göre;

$$h\nu = E_{\text{dış}} - E_{\text{iç}} = A \left(\frac{1}{n_{\text{iç}}^2} - \frac{1}{n_{\text{dış}}^2} \right)$$

$$\nu = \frac{A}{h} \left(\frac{1}{n_{\text{iç}}^2} - \frac{1}{n_{\text{dış}}^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{A}{h \cdot c} \left(\frac{1}{n_{\text{iç}}^2} - \frac{1}{n_{\text{dış}}^2} \right) \text{ olur.}$$

h : Planck sabiti = $6,626 \cdot 10^{-34}$ Js

$$A = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

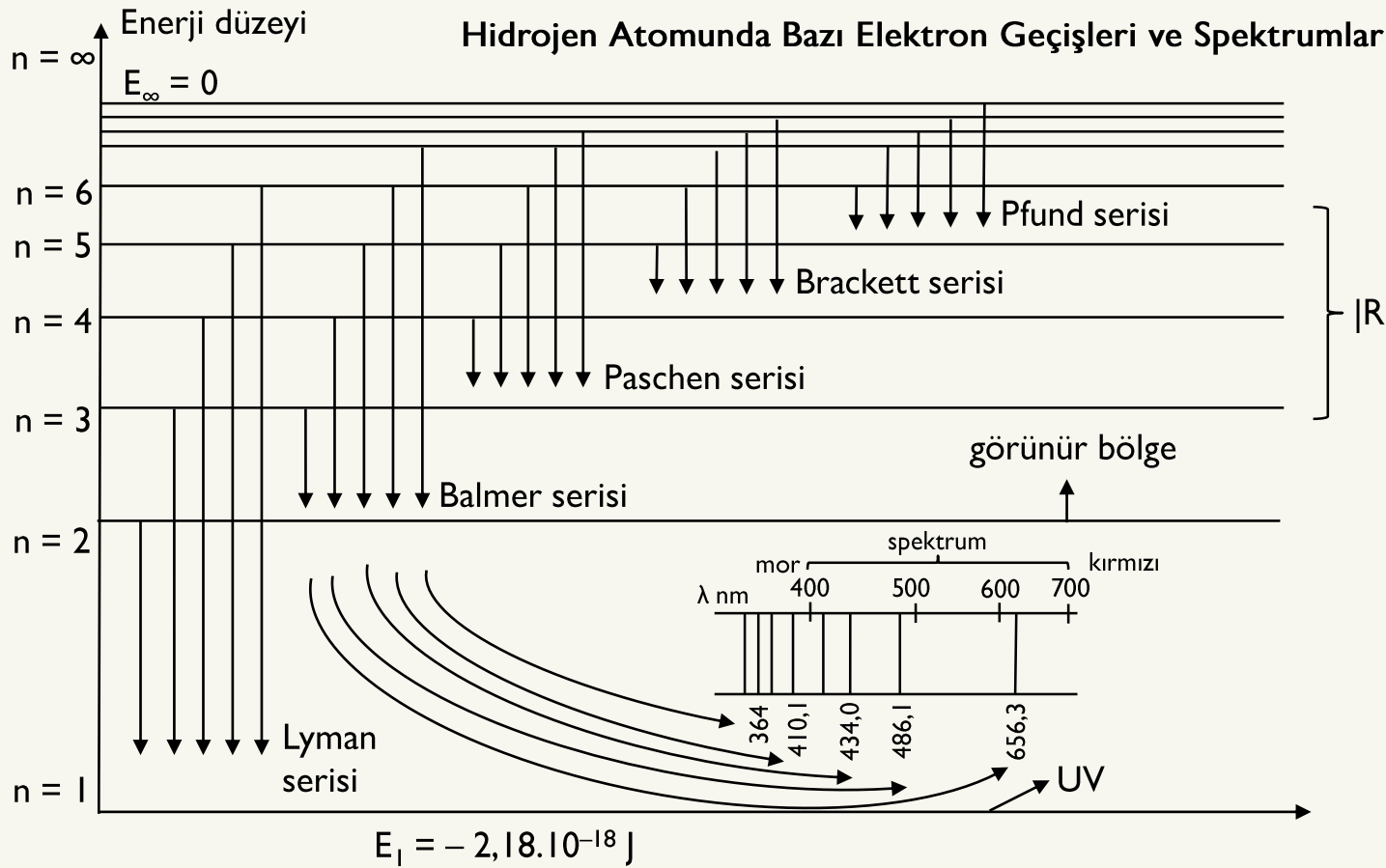
$\frac{A}{h \cdot c}$ değeri $1,0979 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ dir.

Elektronun yüksek enerji düzeyinden $n = 2$ düzeyine olan geçişlerinde elde edilen spektrum çizgilerinin frekansı (ν)

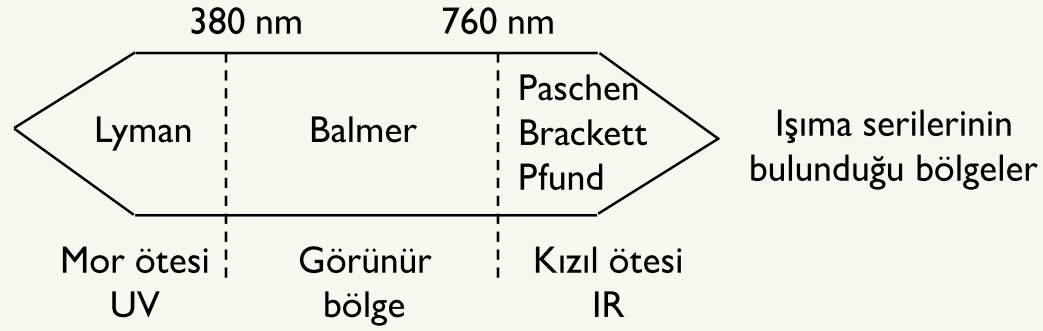
$$\nu = 3,289 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_{\text{dış}}^2} \right)$$

formülünden bulunur. ($n_{\text{dış}} = 3, 4, 5 \dots$)

Hidrojen Atomunda Bazı Elektron Geçişleri ve Spektrumları



- Elektron, yüksek enerjili bir katmandan $n = 1$ katmanına indiğinde mor ötesi ışık (UV) şeklinde enerji yayınlanır. Lyman spektral serisi oluşur.
- Yüksek enerji katmanından $n = 2$ katmanına elektron geçişleri ise görünür bölgede olur. Buna Balmer spektral serisi denir.
- Yüksek enerji katmanından $n = 3$ katmanına olan elektron geçişleri, kızıl ötesi (IR) bölgede spektrumun çizgileri oluşturarak Paschen serisi oluşur.
- Yüksek enerjili katmandan $n = 4$ katmanına olan elektron geçişlerine Brackett serisi adı verilir.
- Yüksek enerjili katmandan $n = 5$ katmanına olan elektron geçişlerine ise Pfund serisi adı verilir.



- Bohr Atom Modeli, yapı olarak hidrojene benzeyen He^+ ve Li^{+2} gibi tek elektronlu iyonlar için model oluşturabilmiştir.

Bu iyonlar için çekirdek yükü enerji düzeyi denklemi:

$$E = \frac{-2,18.10^{-18} \cdot Z^2}{n^2}$$

şeklindedir.

Z : Atom Numarası

n : Enerji Seviyesi

Buna göre iki enerji seviyesi arasındaki fark;

$$\Delta E = E_{\text{dış}} - E_{\text{iç}}$$

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n_{\text{iç}}^2} - \frac{1}{n_{\text{dış}}^2} \right) \text{ formülünden bulunur.}$$

$2,18 \cdot 10^{-18}$ sayısı A sembolü ile gösterilir.

ÖRNEK

Hidrojen atomuna ait, uyarılmış halde ve 3. enerji düzeyinde bulunan elektronun Lyman serisine göre mor ötesi ışık şeklinde enerji yayarak temel hale geldiği bilinmektedir. Buna göre, yayılacak enerji kaç joule'dür? ($A = 2 \cdot 10^{-18}$)

ÖRNEK

${}_3\text{Li}$ atomuna ait, uyarılmış halde ve 4. enerji düzeyinde bulunan elektronun enerji yayarak temel hale, yani 2. enerji düzeyine geldiği bilinmektedir. Buna göre, yayılacak enerji kaç Joule'dür? ($A = 2.10^{-18}$)

Atom Altı Parçacıkların Dalga Özelliği

Bohr atom modeli, H, He^+ ve Li^{2+} gibi tek elektronlu taneciklerin spektrumlarını başarıyla açıkladığı halde, çok elektronlu taneciklerin spektrumlarını açıklamada yetersiz kalmıştır. Bohr'un hidrojen üzerinde yaptığı çalışmalardan on yıl sonra elektronlar için ortaya atılan tanecik ve dalga kavramları yeniden gözden geçirilmiştir.

Kuantum Mekanikinin Tarihsel Gelişimi

Elektronun Dalga - Tanecik İkiliği

Louis De Broglie bir fotonun enerjisini hesaplayabilmek için Planck bağıntısını ve Einstein'ın enerji eşitliğini birlikte kullandı.

Einstein'ın toplam enerji formülü: $E = mc^2$

Planck'ın enerji formülü : $E = hv$, De Broglie her iki formülü eşitleyip;

$mc^2 = hv$ eşitliğini bulmuştur.



- De Broglie, maddesel taneciklerle bir arada kabul edilen dalgalara madde dalgaları adını verdi.

$v = \frac{c}{\lambda}$ olduğundan v yerine $\frac{c}{\lambda}$ yazılırsa;

$$mc^2 = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Eşitlik, parçacığın kütlesi m , hızı V alındığında;

$$\lambda = \frac{h}{mc} \quad \text{veya} \quad \lambda = \frac{h}{mV}$$

m : Taneciğin kütlesi (kg)

V : Taneciğin hızı ($m.s^{-1}$)

Böylelikle bir parçacığın dalga boyu bulunmuş olur. Hareket halindeki taneciğin hem dalga özelliği gösterdiğini hem de, kütleye sahip olduğunda, tanecik özelliği gösterdiğini söylemiştir.

ÖRNEK

$13,26 \cdot 10^5$ m/s hızla hareket eden $2 \cdot 10^{-30}$ kg'lık elektronun dalga boyu kaç nm'dir?
($h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ kg m² s⁻¹)

Elektronun Dalga Özelliği

- Fotonlar gibi davranan ışık dalgacıklarından hareketle De Broglie, elektronların da dalga özelliği gösterdiklerini ileri sürdü. De Broglie'nin bu düşüncesini kanıtlamak için C. Davisson ve L. H. Germer ile George Paget Thomson yapmış oldukları deneyler sonucunda elektronun tıpkı X-ışınları gibi kristalde kırınıma uğradığını tespit ettiler ve elektronların dalga boylarını ölçmeyi başardılar.



- Davisson ve Germer düşük enerjili elektronların nikel bir hedeften saçılmasıyla ilgili deney yaptı. Deneyi yaparken nikel yüzey, kaza sonucu düşen kırık yüzünden oksitlendi. Hidrojen buharı içinde ısıtarak oksit tabakasını yok etmek isteyen Davisson ve Germer, elektronların belli özel açılarla saçıldıklarının farkına vardılar.
- J. J. Thomson'un oğlu G. P. Thomson, Davisson ve Germer'in deneyini alüminyum levha üzerinde gerçekleştirerek, elektronların metal levhadan geçerek oluşturdukları girişim ve kırınım desenlerini gözlemlemiştir. Bu görüntülerin, ışığın dalga özelliğini kanıtlayan Young deneyindeki görüntülere benzediği anlaşıldığından; elektron da aynı görüntüyü oluşturduğu için elektronun dalga özelliği gösterdiği sonucuna ulaşılmıştır.

Heisenberg Belirsizlik İlkesi

- Heisenberg belirsizlik ilkesi bir taneciğin aynı anda konumunun ve hızının hassasiyetle ölçülemeyeceğini ortaya koyar.
- Heisenberg'e göre bir taneciğin nerede olduğunu kesin biliyorsak, taneciğin nereden geldiğini veya nereye gideceğini kesin olarak bilemeyiz.



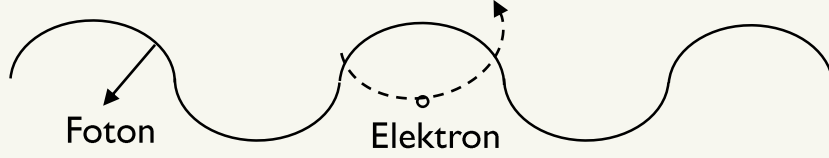
- Atom altı dünyasında tanecikler daima belirsizliklere sahip olmalıdır. Bu belirsizlik yapısal bir belirsizlik olup alet yetersizliğiyle ilişkisi yoktur. Bu belirsizlik;

$$\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi} \quad \text{şeklinde gösterilir.}$$

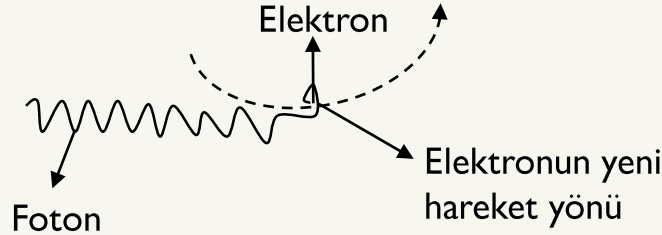
Δx : konum

Δv : hızdaki değişim

- Heisenberg $\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi}$ formülü ile taneciğin aynı anda konumunun ve hızının hassasiyetle ölçülemeyeceğini ortaya koydu.
- Elektronu gözlemlemek için uzun dalga boylu ışın kullanıldığında elektronun hızı ve konumundaki belirsizlik yüksek olur.



- Kısa dalga boylu ışın kullanıldığında elektronun hızındaki belirsizlik yükselir. Fotonla elektron çarpıştığında kısa dalga boylu ışının enerjisi elektrona aktarılır ve elektronun hareket yönü değişebilir.
- Ayrıca bu ilkeye göre, kesinlikle bilinen yörüngelerden bahsetmek yanlıştır. Bunun yerine çekirdek etrafında elektronların bulunma ihtimali olan yerlerden söz edilebilir. Bu nedenle belirsizlik ilkesi Bohr'un atom teorisindeki “Elektronlar dairesel yörüngelerde dönerler.” ifadesinin yanlışlığını göstermiştir.

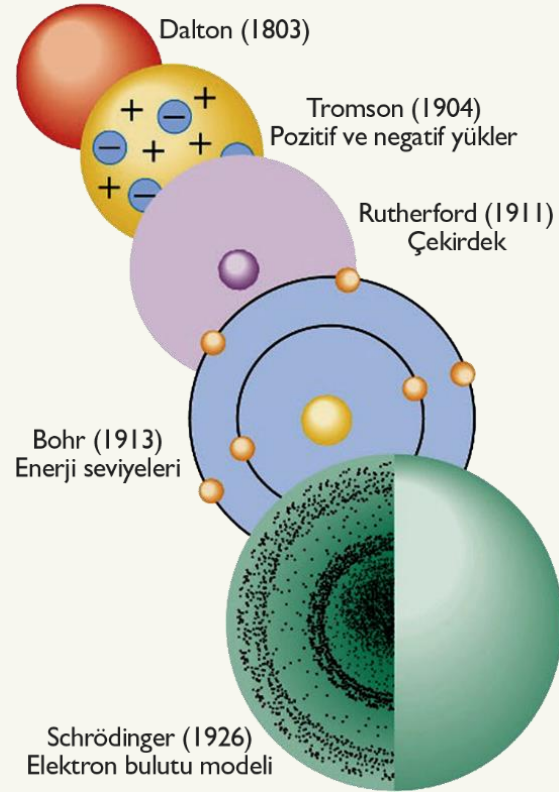


Atomun Kuantum Modeli

- Heisenberg'in belirsizlik ilkesi hidrojen atomuna uygulandığında, elektronun konumunun ve hızının aynı anda kesin bir şekilde bilinmesinin mümkün olmadığı görüldü.
- Aynı yıllarda Erwin Schrödinger, Heisenberg'den bağımsız olarak De Broglie'nin hipotezini göz önüne alarak tüm parçacıkların hareketinin hesaplanabileceği bir dalga mekaniği oluşturdu.
- Schrödinger, bir kuvvet etkisi altında olan dalgaların nasıl oluşacağını ve gelişeceğini açıkladı. Fotonun bulunma ihtimalinin en yüksek olduğu yerin, dalga fonksiyonunun karesi değeri olarak alındığında, en yüksek yer olacağını belirledi.



- Enerji düzeyleri ve dalga fonksiyonları kuantum sayıları ile ifade edilir.
- Bohr Atom Modeli'nde elektronun bulunduğu yer için yörünge tanımlaması kullanılırken, kuantum mekaniğinde, elektronun bulunma ihtimalinin yüksek olduğu bölgeler orbital olarak tanımlandı. Heisenberg belirsizlik ilkesi, Bohr'un atom teorisindeki “Elektronlar dairesel yörüngelerde dönerler.” ifadesinin yanlışlığını göstermiştir.
- Her orbitalin kendine özgü bir elektron yoğunluğu ve enerjisi vardır.



Kuantum Sayıları

Elektronların dağılımı, bulundukları enerji düzeylerinin türü ve sayısı ile belirlenir. O halde elektronların, atomda çekirdek etrafında hangi enerji düzeyinde bulunduğunu belirlemek için kuantum sayılarını bilmek gerekir. Bu kuantum sayıları,

- Baş kuantum sayısı (n)
- Açısal momentum (ikincil) kuantum sayısı (ℓ)
- Manyetik kuantum sayısı (m_ℓ)
- Spin kuantum sayısı (m_s) dır.

I) Baş Kuantum Sayısı

Orbitalin çekirdeğe olan uzaklığını belirtir. Baş kuantum sayısı “n” harfiyle ifade edilir. n, bir veya daha büyük tam sayılar olabilir. $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

- n sayısının büyüklüğü, elektronun çekirdeğe olan uzaklığı ve potansiyel enerjisi ile doğru orantılıdır.
- Baş kuantum sayısının belirttiği elektron enerji seviyesine katman (enerji düzeyi, enerji seviyesi) denir. Bu katmanlar K, L, M... gibi harflerle de gösterilebilir.

2) Açısal Momentum (İkincil) Kuantum Sayısı

Açısal momentum kuantum sayısı “ ℓ ” ile ifade edilir.

- ℓ 'nin değeri, baş kuantum sayısı n 'ye bağlı olarak, $n - 1$ 'e kadar bütün tam sayı değerlerini alabilir.

$$\ell = 0, 1, 2, 3 \dots (n - 1)$$

- Açısal momentum kuantum sayısı, elektron bulutlarının şekillerini ve şekil farkı nedeniyle oluşan enerji seviyelerindeki değişimleri belirtmekte kullanılır.
- Açısal momentum kuantum sayısı ile ifade edilen enerji seviyelerine ikincil katman denir. Başka bir ifadeyle orbital türleri olarak belirtilir.

- İkincil katmanlar bu orbitallerin genel özelliklerine göre isimlendirilmiş ve bu isimlerin baş harfleri kullanılarak gösterilmiştir.

s : Sharp (keskin)

p : Principal (asıl – baş)

d : Diffuse (yayılmış)

f : Fundamental (temel)

Bu harfler, ℓ 'nin her bir sayısal değerine karşılıktır.

(ℓ)	0	1	2	3
Orbital	s	p	d	f
sembolü				

$n = 1$ olursa; $\ell = 0$ yani s orbitali değerini alır.

$n = 2$ olursa; $\ell = 0, 1$ yani s ve p orbitalleri değerlerini alır.

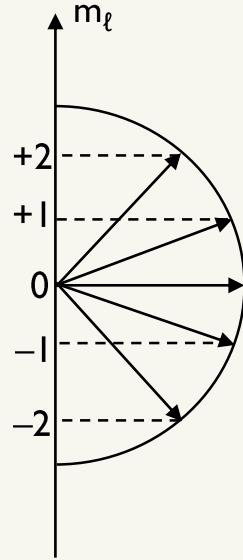
$n = 3$ olursa; $\ell = 0, 1, 2$ yani s, p ve d orbitalleri değerlerini alır.

$n = 4$ olursa; $\ell = 0, 1, 2, 3$ yani s, p, d ve f orbitalleri değerlerini alır.

3) Manyetik Kuantum Sayısı

Manyetik kuantum sayısı m_ℓ ile ifade edilir. Manyetik kuantum sayısı (m_ℓ), orbitalinin uzaydaki yönelmesini gösterir. Bir alt kabuk için m_ℓ 'nin alabileceği değerler, açısal momentum sayısı ℓ 'nin değerlerine bağlıdır.

- Verilen bir ℓ değeri için, toplam $2\ell + 1$ adet farklı m_ℓ değeri bulunabilir.
- Bir başka ifadeyle $-\ell$ değerinden $+\ell$ değerine kadar tam sayı değerlerini alır.



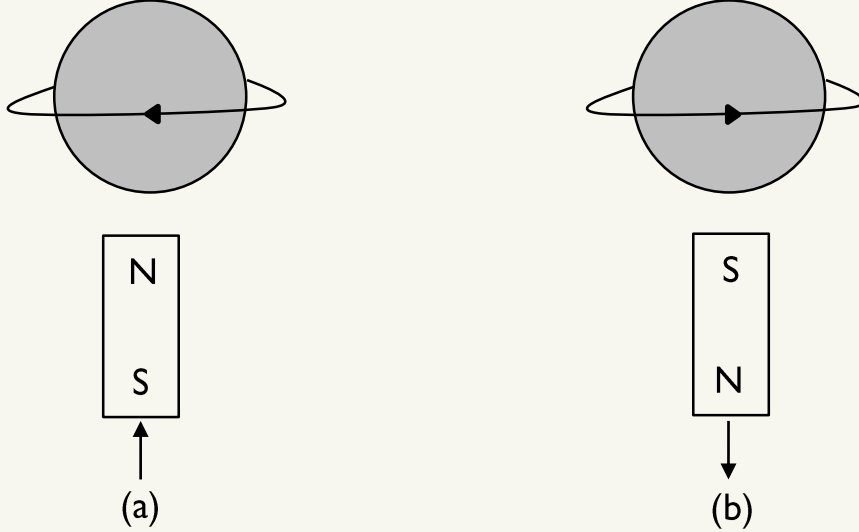
d orbitalinin dış manyetik alandaki yönelimleri

NOT: Başkuant sayısı (n) bir orbitalin büyüklüğünü, ikincil kuant sayısı (ℓ) bu orbitalin şeklini, manyetik kuantum sayısı (m_ℓ) ise orbitalin uzayda yönelimini ifade eder.

n	ℓ	m_ℓ	Orbital Türü	Orbital Sayısı
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
2	1	-1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
3	1	-1, 0, +1	3p	3
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
4	1	-1, 0, +1	4p	3
4	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

4) Spin Kuantum Sayısı

Spin kuantum sayısı m_s ile ifade edilir. Elektromanyetik kuramına göre; dönen yüklü bir tanecik, manyetik bir alan yaratır ve bu hareket, elektronun bir mıknatıs gibi davranmasına neden olur.



Elektronun (a) saat yönünde, (b) saat yönünün tersi yönünde spinleri

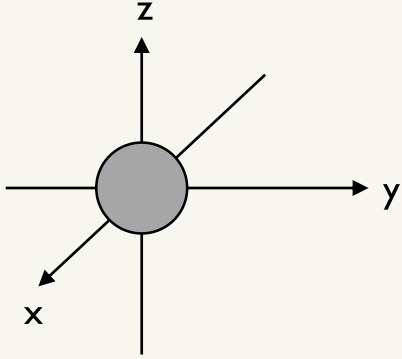
Şekilde elektronun saat yönü ve tersi yönde olmak üzere iki olası dönmesi gösterilmiştir. Elektronun bu spin hareketlerinin göz önüne alınmasıyla, spin kuantum sayısı (m_s) olarak adlandırılan

$+\frac{1}{2}$ ve $-\frac{1}{2}$ değerleri alabilen, dördüncü kuantum sayısı tanımlanmıştır.

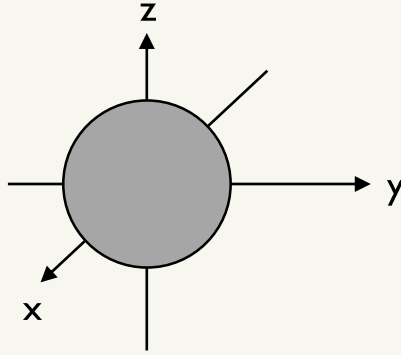
Orbitallerin Türleri ve Şekilleri

s Orbitalleri

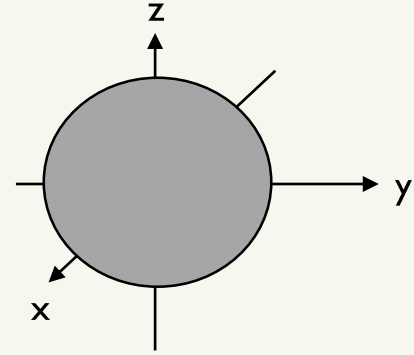
s orbitalleri küreseldir. Tüm s orbitalleri, farklı büyüklüklerdeki küresel şekillere sahiptir ve kuantum sayısı arttıkça orbitalin büyüklüğü de artmaktadır. Orbital şekillerinde çizilen küreler, elektronun bulunma ihtimalinin en yüksek olduğu bölgelerin sınırlarıdır. Bu şekillere sınır yüzey diyagramları denir.



1s orbitali



2s orbitali

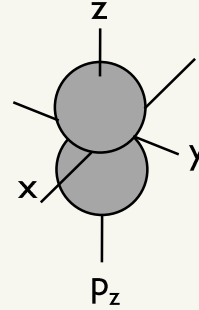
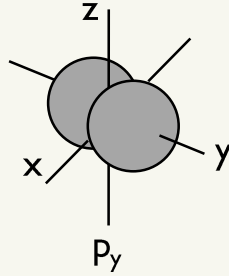
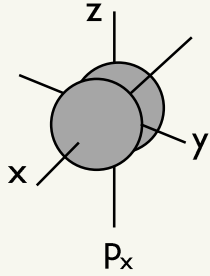


3s orbitali

1s, 2s, ve 3s orbitallerinin elektron yoğunluğu sınır yüzey diyagramları

p Orbitalleri

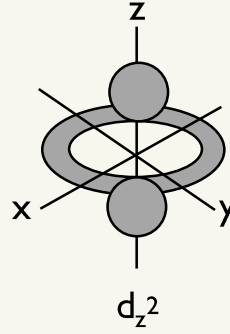
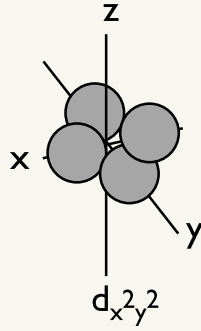
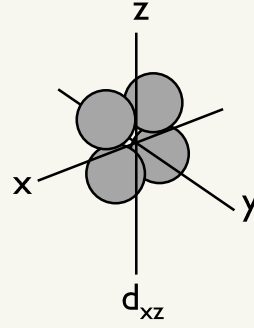
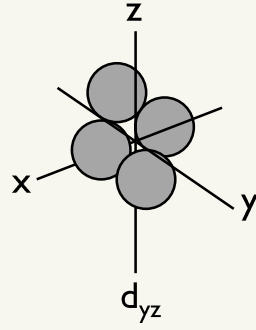
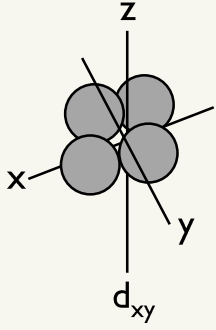
$n = 2$ ve $\ell = 1$ durumunda, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ olmak üzere üç tane p orbitali ortaya çıkar. p orbitalinin alt indisleri, orbitalinin yönlendikleri eksenleri göstermektedir.



p – orbitalleri

d orbitalleri

Açısal momentum kuantum sayısı $\ell = 2$ olduğunda, beş farklı m_ℓ değeri ve buna bağlı olarak beş d orbitali ortaya çıkar. d orbitaline ilişkin en küçük n değeri 3'tür. ℓ değerinin $n - 1$ den büyük olmaması nedeniyle; $n = 3$ iken $\ell = 2$ olması durumunda; $3d_{xy}$, $3d_{xz}$, $3d_{yz}$, $3d_{x^2-y^2}$ ve $3d_{z^2}$ olmak üzere beş adet 3d orbitali ortaya çıkar. Tüm 3d orbitallerinin enerjileri eşittir. Baş kuantum sayısının 3'ten büyük olduğu (4d, 5d,...) diğer d orbitallerinde de benzer durum söz konusudur.

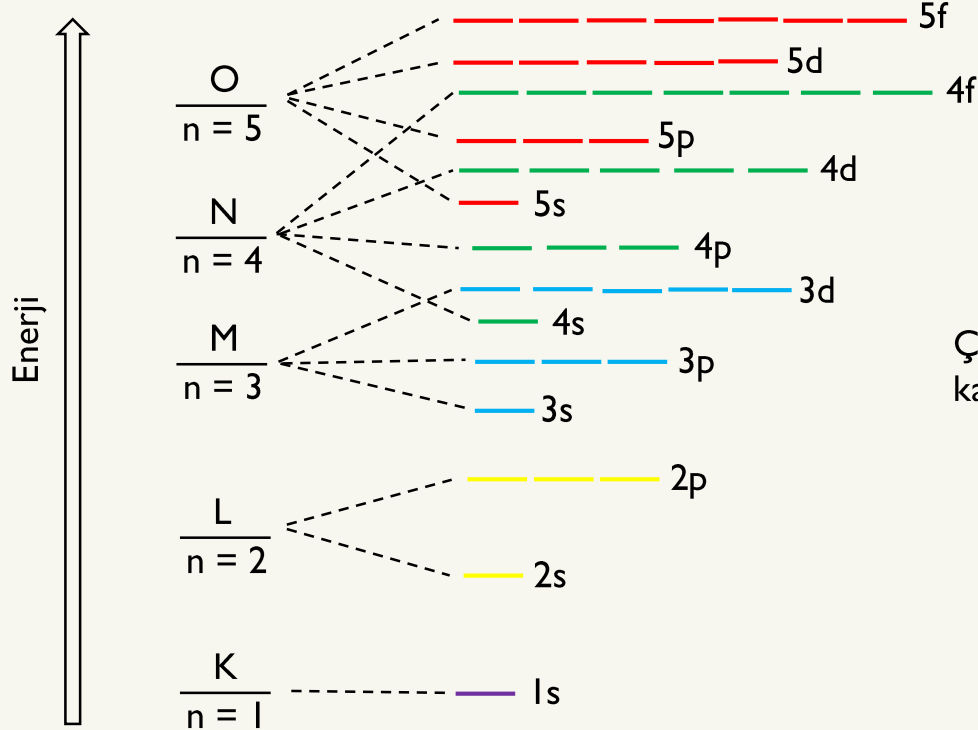


d – orbitalleri

Orbitallerin Enerjileri

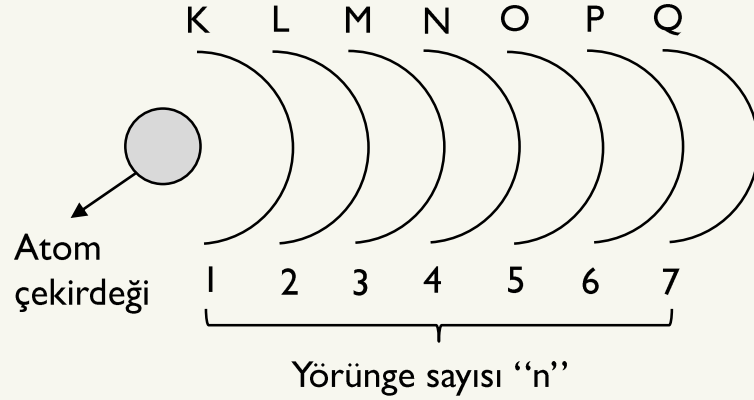
Orbitallerin enerji diyagramları çizilirken, tek elektronlu hidrojen atomunun;

- En kararlı hali, elektronun 1s orbitalinde yer aldığı haldir. Bu hale temel hal denir.
- Temel halde elektron, çekirdeğe en yakın konumdadır ve çekirdek tarafından çok güçlü bir şekilde çekilir.
- Elektron, enerji alarak daha yüksek enerjili orbitallerde bulunursa, bu duruma uyarılmış hal denir. Uyarılmış halden temel hale geçen elektronlar, enerjilerini ışıma olarak yayar.



Çok elektronlu bir atomda katman ve alt katmanların enerji düzeyleri diyagramı

Elektron Katman Dizilimi



- Çekirdeğin çevresindeki 1, 2, 3,..., 7 sayıları, enerji katmanlarını (yörünge sayılarını) göstermektedir. n : yörünge sayısı, $2n^2$: yörünge alabileceği maksimum elektron sayısı

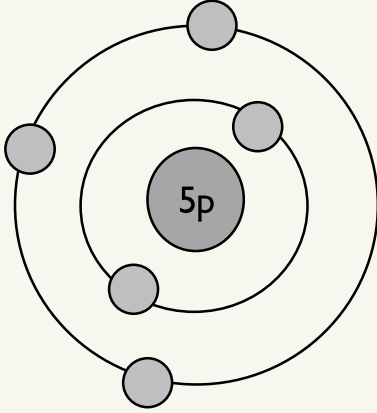
$n = 1$. katmanda en fazla 2 elektron,

$n = 2$. katmanda en fazla 8 elektron,

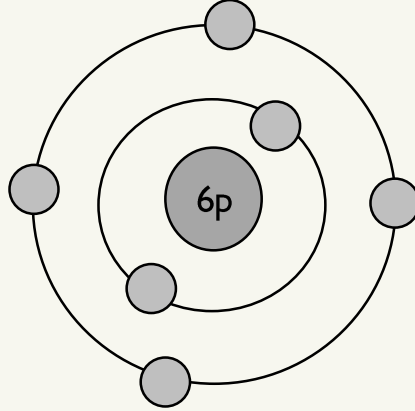
$n = 3$. katmanda en fazla 18 elektron,

$n = 4$. katmanda en fazla 32 elektron bulunur.

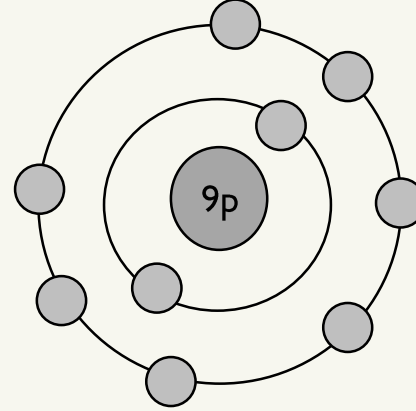
Aşağıda bazı elementlere ait elektron katman dizilimleri ve bunlara ait şekiller verilmiştir.



${}_5\text{B} : 2 - 3$
d.e.s = 3, 3A



${}_6\text{C} : 2 - 4$
d.e.s = 4, 4A



${}_9\text{F} : 2 - 7$
d.e.s = 7, 7A

Atomların Elektron Dizilişleri (Pauli İlkesi)

Atomların temel haldeki elektron dizilişleri yazılırken, en düşük enerjili orbitalden başlayarak elektronlar orbitallere yerleştirilir. Bir atomda herhangi iki elektronun bütün kuantum sayıları birbiriyle aynı olmaz. En az bir kuantum sayısının farklı olması gerekir.

- Elektron dizilişleri yazılırken, Wolfgang Pauli tarafından Aufbau Kuralı olarak önerilen bir kurala göre enerji sıralaması yapılır.
- Aufbau Kuralı temel hal için geçerlidir.
- Orbitallerin enerjilerinin karşılaştırılması, Madelung-Kletchkowski Kuralı'na göre yapılır.

- Orbitallerin enerjileri $(n + \ell)$ değerinin artmasıyla yükselir.
- $n + \ell$ değerinin eşit olduğu hallerde, büyük n değerine sahip orbitalin enerjisi daha çok yükselir.

Madelung-Kletchkowski Kuralı'na göre bazı orbitallerin $n + \ell$ değerleri;

1s için $n + \ell$

2s için $n + \ell$

2p için $n + \ell$

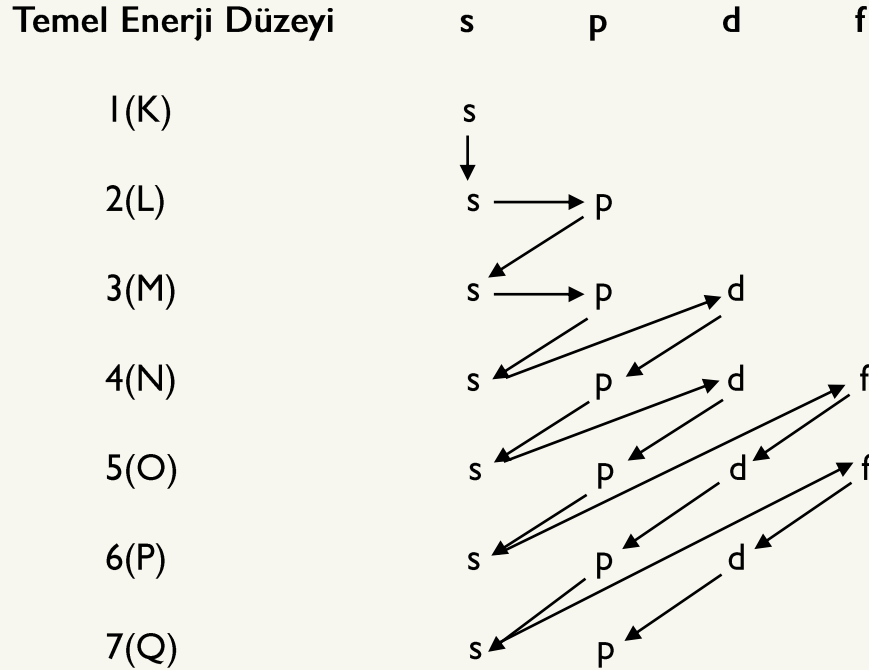
3s için $n + \ell$

3p için $n + \ell$

3d için $n + \ell$

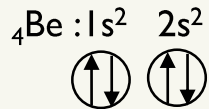
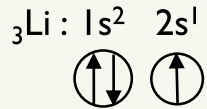
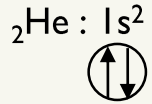
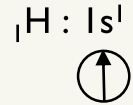
Yukarıdaki kurala göre orbitallerin genel enerji sıralaması,

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



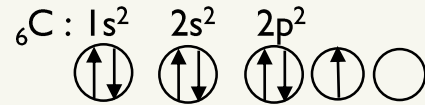
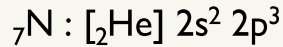
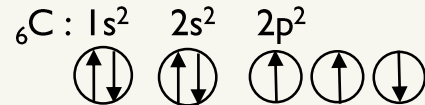
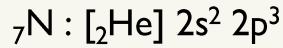
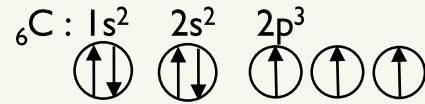
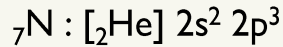
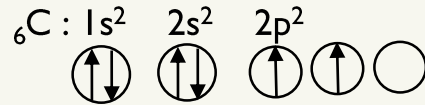
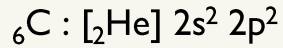
Atomların Elektron Dizilişlerinin Yazılması

Elektronlar boş orbitale $\bigcirc$, önce bir elektron $\uparrow$, daha sonra ikinci elektron zıt spinli olacak $\uparrow\downarrow$ şekilde yerleşir.



Hund Kuralı

Temel enerji düzeyindeki orbital sayısı arttıkça elektronlar eş enerjili orbitallere teker teker yerleştirilir. Kalan elektronlar, tek elektron içeren orbitalleri iki elektrona tamamlayacak şekilde yerleştirilirler.



Küresel Simetri

- Bir atomun son orbitalinin yarı dolu veya tam dolu olması durumudur. (s^2 , p^6 , d^{10} , f^{14}) veya (s^1 , p^3 , d^5 , f^7)

ÖRNEK

^{24}Cr :

^{24}Cr :

^{29}Cu :

^{29}Cr :

ÖRNEK

Elektron dağılımı $3d^5$ ile biten bir atomun proton sayısı, nötron sayısına eşit olduğuna göre,

- I. Atom numarası 25'tir.
- II. Kütle numarası 50'dir.
- III. B grubu elementidir.

yargılarından hangileri kesinlikle doğrudur?

ÖRNEK

Temel haldeki bir atomda, kuantum sayıları $n = 3$, $\ell = 1$ ve $m_\ell = -1$ değerine sahip en fazla kaç elektron bulunabilir?

ÖRNEK

$_{24}\text{Cr}$ elementinde;

a) $\ell = 0$ olan kaç elektron vardır?

b) $m_\ell = 1$ olan kaç elektron vardır?

c) $m_s = +\frac{1}{2}$ olan maksimum kaç elektron vardır?

ÖRNEK

SO_4^{-2} kökündeki p^+ , e^- ve n^0 sayılarını bulunuz. ($^{32}_{16}\text{S}$ $^{16}_8\text{O}$)

ÖRNEK

XO_3^{-2} kökünde 32 elektron bulunmaktadır. Buna göre,

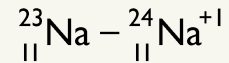
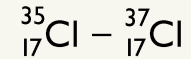
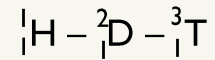
- I. X'in çekirdek yükünü,
- II. X'in yükünü,
- III. X'in elektron sayısını bulunuz. (${}^{16}_8\text{O}$)

Atomlarla İlgili Tanımlar

a) İzotop

Atom numaraları aynı, kütle numaraları farklı olan atomlar birbirinin izotopudur.

ÖRNEK



NOT: Nötr izotop atomların fiziksel özellikleri farklı, kimyasal özellikleri aynıdır.

ÖRNEK

${}_{29}^{63}\text{X} - {}_{29}^{65}\text{Y}^{+}$ tanecikleri ile ilgili olarak;

- I. Birbirinin izotopudur.
- II. Kimyasal özellikleri farklıdır.
- III. Nötron sayısı en fazla olan Y'dir.

yargılarından hangileri doğrudur?

ÖRNEK

$^{35,5}_{17}\text{Cl}$ atomu için,

- I. Çekirdek yükü 17'dir.
- II. Değerlik e^- sayısı 7'dir.
- III. n° sayısı 18,5'tur.

yargılarından hangileri doğrudur?

ÖRNEK

Klor elementinin doğada ^{35}Cl ve ^{37}Cl olmak üzere iki izotopu bulunmaktadır. ^{37}Cl izotopu doğada % 25 oranında bulunduğuna göre, klorun ortalama atom kütlesi nedir?

b) İzoton

Nötron sayıları aynı, atom numaraları farklı olan atomlara denir.

ÖRNEK

$^{23}_{11}\text{X}$ ve $^{24}_{12}\text{Y}$ birbirinin izotunudur.

İzoton atomların kimyasal ve fiziksel özellikleri farklıdır.

c) İzobar

Proton sayıları farklı, kütle numaraları eşit olan atomlardır.

ÖRNEK

$^{23}_{11}\text{X}$ ve $^{23}_{12}\text{Y}$ atomları birbirinin izobarıdır.

İzobar atomların hem kimyasal hem de fiziksel özellikleri farklıdır.

d) **İzoelektronik:** Elektron sayıları ve elektronların orbitallerdeki dizilimleri aynı olan farklı atom ve iyonlardır.

ÖRNEK

${}_{11}\text{Na}^{+1}$ ve ${}_{12}\text{Mg}^{+2}$ tanecikleri için,

- Her iki atomda da 10 e^{-} vardır.
- Her iki atomun da e^{-} dağılımı

${}_{11}\text{Na}^{+1}$ ve ${}_{12}\text{Mg}^{+2}$: $1s^2 2s^2 2p^6$ şeklindedir. Bu nedenle bu tanecikler izoelektroniktir.

ÖRNEK

$_{28}X$ ve $_{30}Y^{+2}$ tanecikleri için,

- I. İzoelektroniktirler.
- II. İkisi de B grubu elementidir.
- III. Katı halde elektrik akımını iletirler.

yargılarından hangileri doğrudur?

e) Allotrop

Bir elementin ya da bileşiğin taneciklerinin doğadaki farklı geometrik dizilişlerine, birbirinin allotropu denir.

ÖRNEK

Oksijen (O_2) – Ozon (O_3)

Kırmızı fosfor – Beyaz fosfor

Rombik kükürt – Monoklinik kükürt

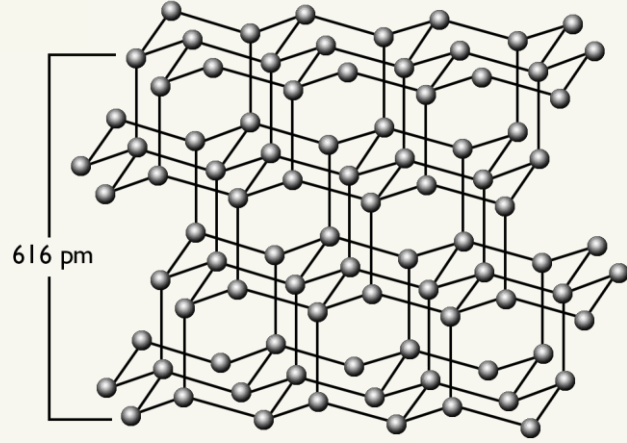
Kireç taşı – Mermer

Elmas – Grafit

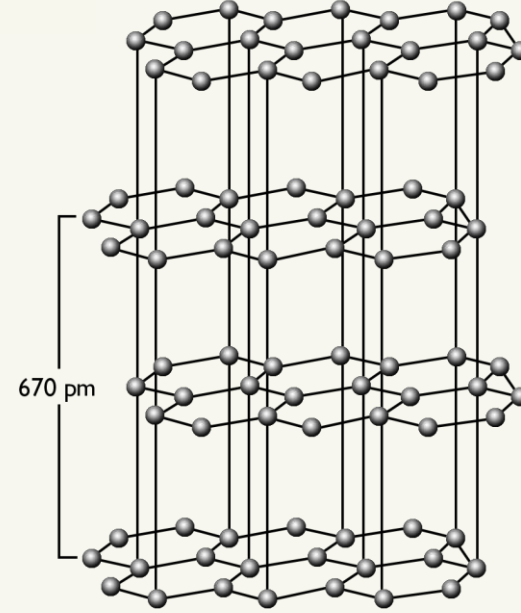
Allotropların;

- Atom ve kütle numaraları aynıdır.
- Erime ve kaynama noktaları farklıdır.
- Bağ enerjileri farklıdır.
- Reaksiyona girme yatkınlıkları farklıdır.
- Aynı elementle aynı tür bileşik oluştururlar. Oluşan bileşiklerin kimyasal özellikleri aynıdır.

Elmas – Grafit



Elmas Örgü



Grafit Örgü