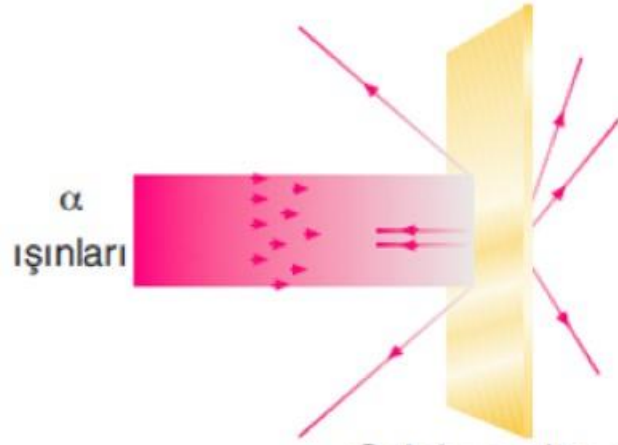


ATOMUN YAPISI  
BÖLÜM 3, KISIM 3

# Atom Çekirdeği

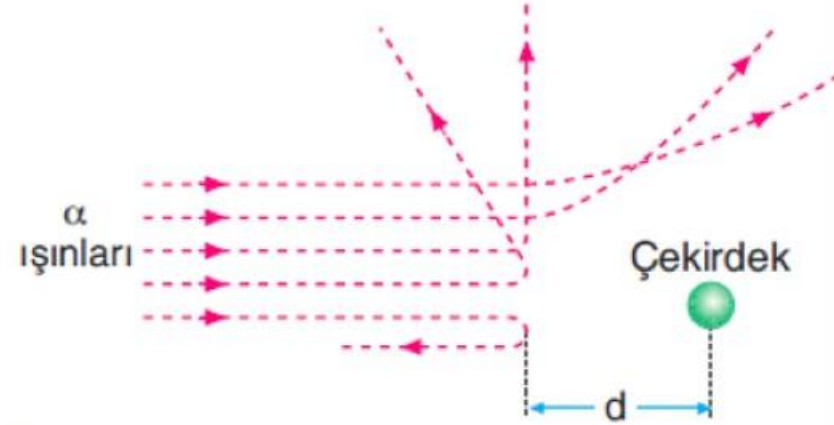
Atom yapısı hakkındaki bilgilerimize en önemli katkı **Rutherford** tarafından yapılmıştır.

O zamana kadar **J.J.Thomson'un** atom modeli geçerliydi ve bu modelde atomun yaklaşık  $10^{-10}$  m çaplı bir küre olduğu, artı yükün atomun kütlesi içine düzgün yayıldığı ve elektronların bu yükü nötralleştirecek şekilde artı yüklü gövde içinde serpiştirilmiş bulunduğu kabul ediliyordu.



Çok ince altın yaprak

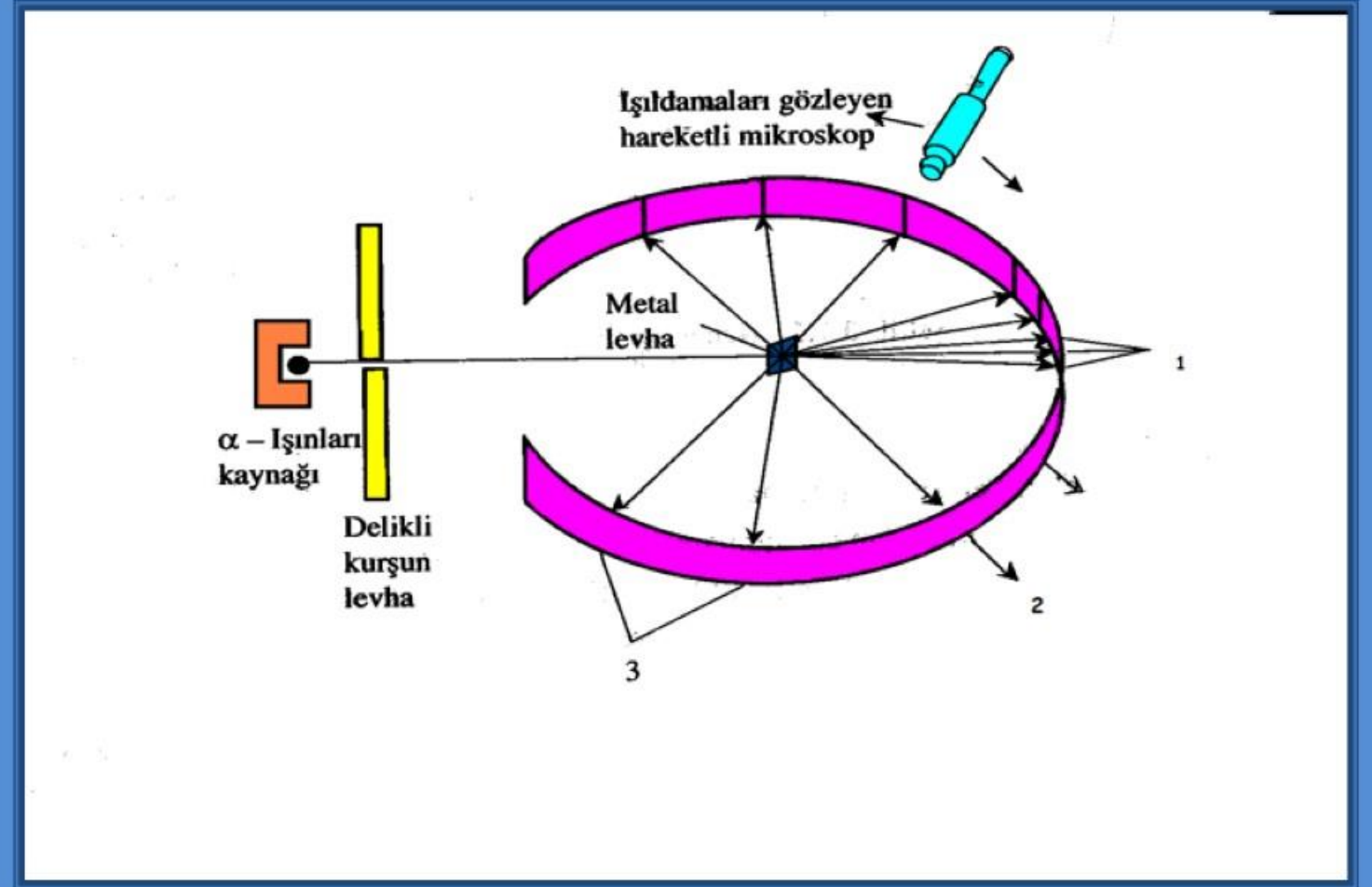
Altın yaprağa gelen parçacıkların onbinde birinin  $10^\circ$  den fazla saptığı görülür. Geri kalanın ise hiç sapmaması atomun çok büyük bir kısmının boş olduğu sonucunu doğurur.



Pozitif yüklü  $\alpha$  parçacıkları pozitif yüklü çekirdeğe yaklaşırken coulomb kuvveti etkisinde yavaşlar ya da sapar.

Rutherford,  
Thomson'un atom  
modelinin doğruluk  
derecesini anlamak için  
yaptığı deneyler  
sonucunda yeni bir  
atom modeli  
geliştirmiştir.

Bu deneylerde  
 **$\alpha$ -tanecikleri** ( ${}^2_4\text{He}^{2+}$ )  
(iki elektron kaybetmiş  
helyum atomlarından  
ibaret radyoaktif  
ışınlardır. Kütlesi en  
büyük olan ışınlar)  
ince bir demet halinde  
**Au, Pt, Ag, Cu** dan  
yapılmış çok ince bir  
metal levhaya  
gönderilir.



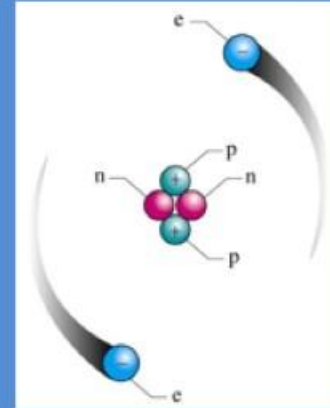
## Rutherford'un atomun yapısını incelemek için $\alpha$ -taneciklerini kullandığı deneylerin sonuçları

1. Atomun merkezinde bir çekirdek var.
2. Atom kütlelerinin çoğunun ve artı yükün tümü atomun çekirdeğinde yoğunlaşmıştır.
3. Atomun toplam hacminin çoğunu kaplayan elektronlar ise çekirdeğin dışında olup onun etrafında hızla hareket halindedir.

\*Günümüzde çekirdeğin proton ve nötronları içerdiğine ve bunların da çekirdeğin kütlelerini oluşturduklarına inanılmaktadır.

\*Atom, elektrik yükü bakımından nötral olduğu için; çekirdeğin protonlarından dolayı sahip olduğu toplam artı yük, toplam eksi yüke eşittir.

**James Chadwick**  
**nötron 1932**



O halde atomu üç parçacıkla tanımlıyoruz.

❖ Nötron → Kütleşi protonun kütleşi ile aynı olan yüksüz parçacıklar

❖ Proton → Çekirdeğin bir kısmını oluşturan (+) yüklü parçacıklar

❖ Elektron → Çekirdeğin etrafında dolaşan, çekirdeğin içindeki protonları nötralleştirebilecek sayıda (-) yüklü parçacık

# ATOM SİMGELERİ

Bir atomu tanımlayan 2 sayı vardır.

Atom numarası (Z)=proton sayısı=elektron sayısı

Atom çekirdeğinde bulunan pozitif yük birimlerinin sayısıdır.

Atom numarası proton sayısına eşittir.

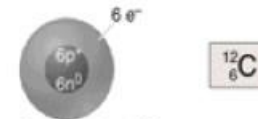
Kütle numarası (A)=proton sayısı + nötron sayısı

Atom çekirdeğinde bulunan proton ve nötronların toplamını gösterir

$A$  (Kütle Numarası) *Simge*  
 $Z$  (Atom Numarası) *Simge*

Nötron=  $A-Z$

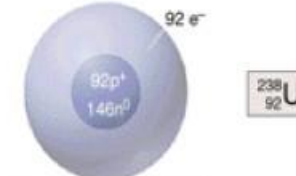
Mass number ( $p^+ + n^0$ )  
Atomic number ( $p^+$ )  
Atomic symbol



An atom of carbon-12



An atom of oxygen-16



An atom of uranium-238

$A = \text{nötron} + \text{proton}$   
 $Z = \text{Elektron} = \text{proton}$

$X$

$A$  (Kütle Numarası)  
 $Z$  (Atom Numarası) *Simge*

${}_{17}^{35}\text{Cl}$

17 elektron  
17 proton  
35-17=18 nötron

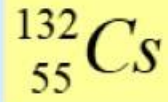
${}_{17}^{37}X$

17 elektron  
17 proton  
37-17=20 nötron

${}_{17}^{37}\text{Cl}$

Aşağıdaki atom ve iyonlarındaki proton, nötron ve elektron sayılarını bulunuz.

$$\begin{aligned} A &= \text{nötron} + \text{proton} \\ Z &= \text{Elektron} = \text{proton} \end{aligned} \quad X$$



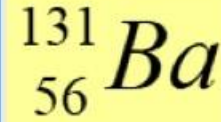
55 elektron  
55 proton  
 $132 - 55 = 77$  nötron



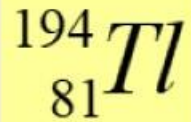
$34 + 2 = 36$  elektron  
34 proton  
 $78 - 34 = 44$  nötron



$48 - 2 = 46$  elektron  
48 proton  
 $115 - 48 = 67$  nötron



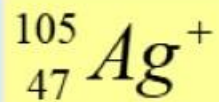
56 elektron  
56 proton  
75 nötron



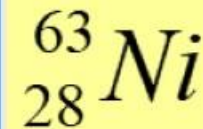
81 elektron  
81 proton  
 $194 - 81 = 113$  nötron



$17 + 1 = 18$  elektron  
17 proton  
 $35 - 17 = 18$  nötron



$47 - 1 = 46$  elektron  
47 proton  
 $105 - 47 = 58$  nötron

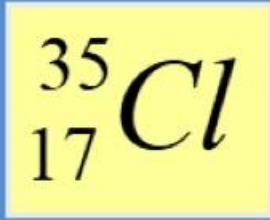


28 elektron  
28 proton  
35 nötron



Belli bir elementin bütün atomlarının atom numaraları aynıdır.  
Fakat bazı elementler kütle numaraları bakımından farklılık gösterir.

Aynı atom numarasına fakat farklı kütle numarasına sahip atomlara izotop atomlar denir.



17 elektron  
17 proton  
35-17=18 nötron



17 elektron  
17 proton  
37-17=20 nötron

İzotoplar çekirdeklerindeki nötron sayısı bakımından farklıdırlar. Bir atomun kimyasal özellikleri ilke olarak atom numarası ile belirtilen proton ve elektron sayısına bağlıdır.

Bundan dolayı bir elementin izotopları birbiri ile hemen hemen aynı olan kimyasal özelliklere sahiptir.

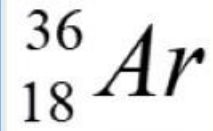
**İzoton:** Nötron sayısı aynı, kütle numarası farklı olan elementlerdir.



17 p

17 e

18 n

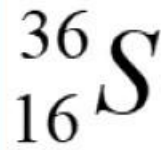


18 p

18 e

18 n

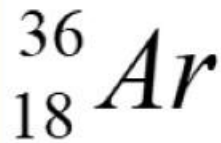
**İzobar:** kütle numarası aynı, atom numarası veya proton sayısı farklı olan elementlerdir.



16 p

16 e

20 n



18 p

18 e

18 n

# ATOM SPEKTRUMLARI

Bir ışın bir prizmadan geçirildiğinde yolunu değiştirir yani kırılır.

Bu kırılmanın derecesi ışının dalga boyuna bağlıdır.

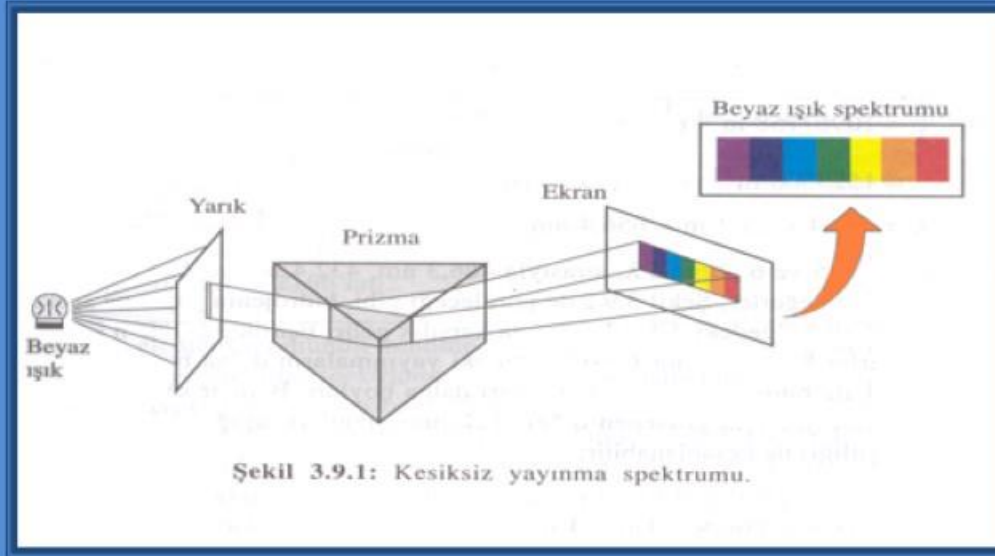
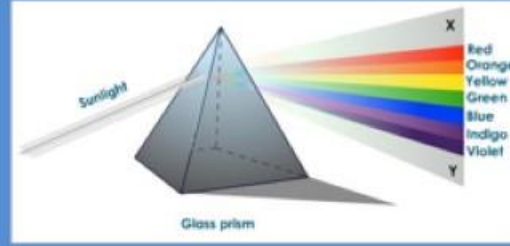
Kısa dalga boylu (yüksek frekanslı, yüksek enerjili) ışınlar daha çok kırılır.

Uzun dalga boylu (düşük frekanslı, düşük enerjili) ışınlar daha az kırılır.

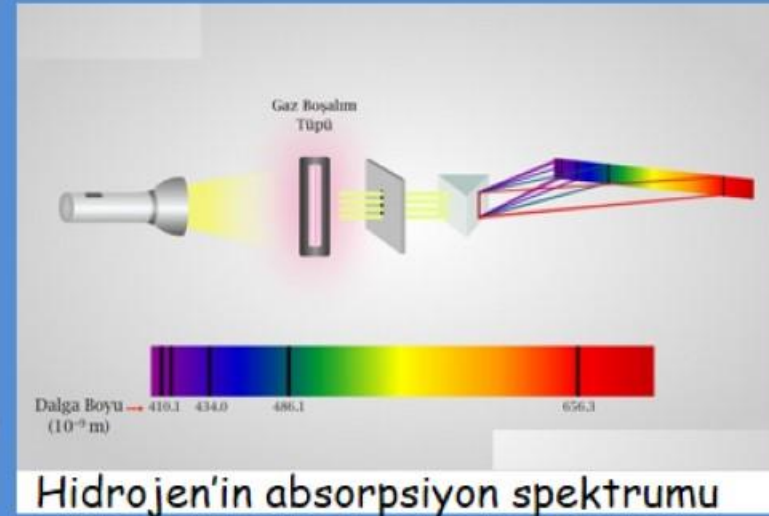
Beyaz ışın görünür bölgede her dalga boyunu içerir.

Beyaz ışın görünür bölgede her dalga boyunu içerir.

Böyle bir ışık prizmadan geçirildiğinde, **sürekli spektrum** adı verilen geniş bir band elde edilir.

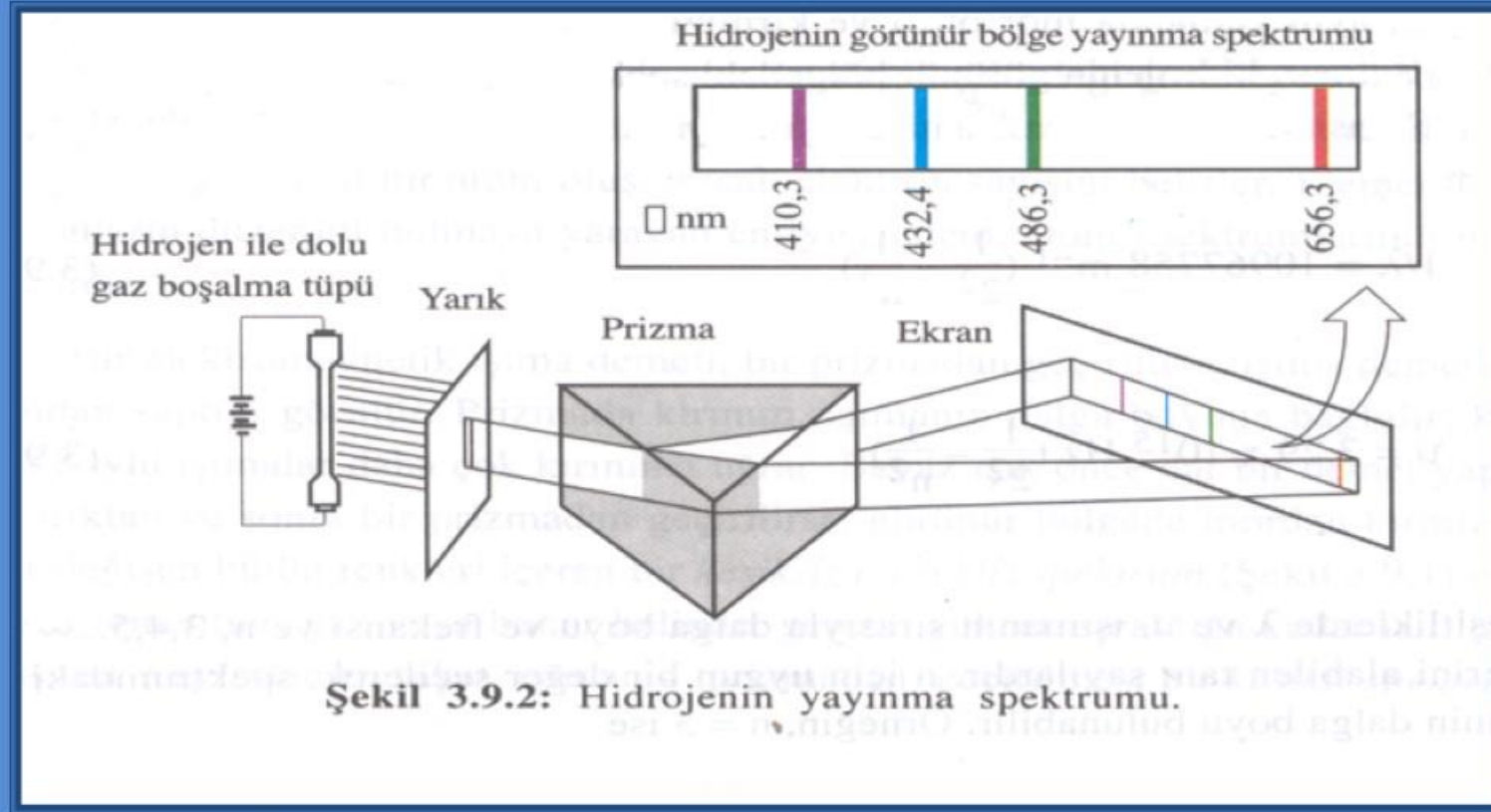


Beyaz ışık hidrojen dolu bir gaz boşalma tüpünden geçirilirse bazı bölgelerde siyah çizgiler görünür. Bu hidrojenin belli dalga boylarında absorpsiyon yaptığını gösterir. Bu spektruma hidrojenin absorpsiyon spektrumu denir.



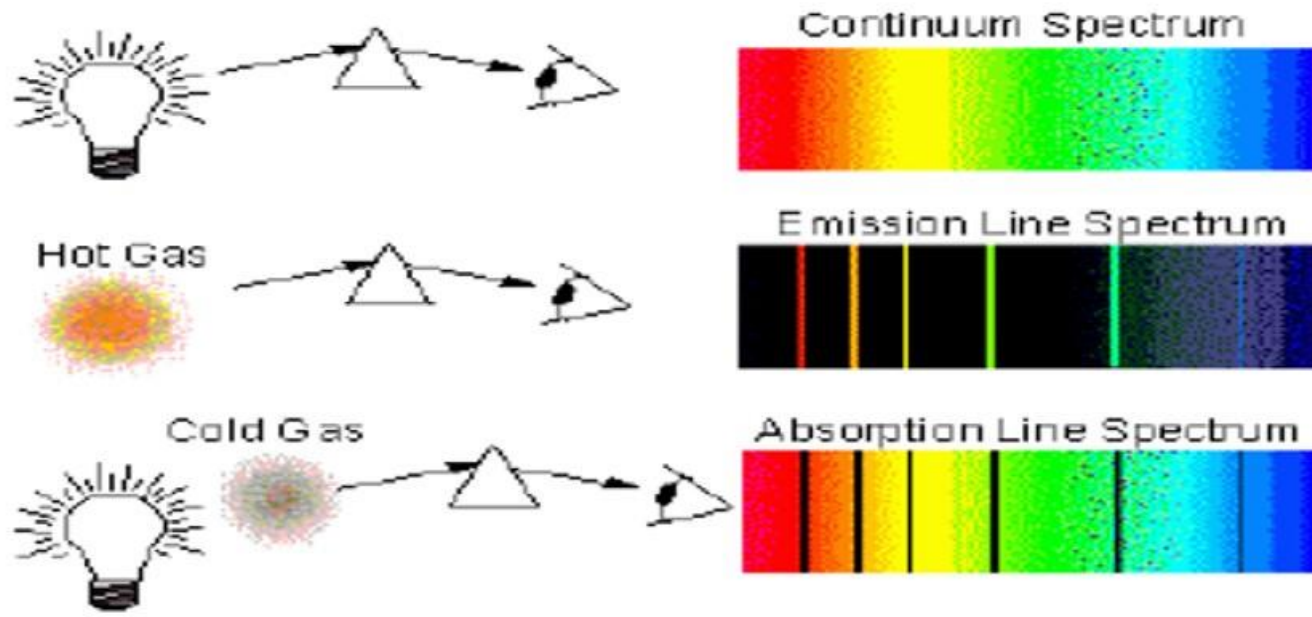
Gaz veya buhar halindeki kimyasal bir madde, bir elektrik arkından geçirildiğinde (veya bir bekle ısıtıldığında) ışık yaydığı görülmüştür.

Bu ışık bir prizmadan geçirildiği zaman, bir çizgi spektrumu meydana gelmektedir. Bu çizgilerin her biri farklı dalga boyundaki ışınlarla tekabül eder.



Elementlerin çizgi spektrumları birbirine benzemez, her elementin kendine özgü bir çizgisi vardır.

Hidrojenin görünür bölgedeki çizgi spektrumları ise şöyledir.



Atomların en dış tabaka elektronlarının uyarılması üzerine kurulmuş olan spektroskopi dalına **atomik absorpsiyon spektroskopisi**, en iç tabaka elektronlarının uyarılması üzerine kurulmuş olan spektroskopi dalına da **X-ışınları spektroskopisi** denir.

1885 yılında **Balmer**, Hidrojenin görünür bölgedeki spektrum çizgilerinin dalga boylarını ve frekanslarını incelemiş ve bunların şu eşitliklerle hesaplanabileceğini ileri sürmüştür (Deneysel) .

$$\frac{1}{\lambda} = 10967758 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Rydberg sabiti  $\rightarrow 10967758 \text{ m}^{-1}$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \quad n = 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$$
$$c = 3 \times 10^8 \text{ m / s}$$
$$\nu = 3,29 \times 10^{15} \text{ Hz} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

**n için uygun bir değer seçilerek, spektrumdaki bir çizginin dalga boyu bulunabilir.**

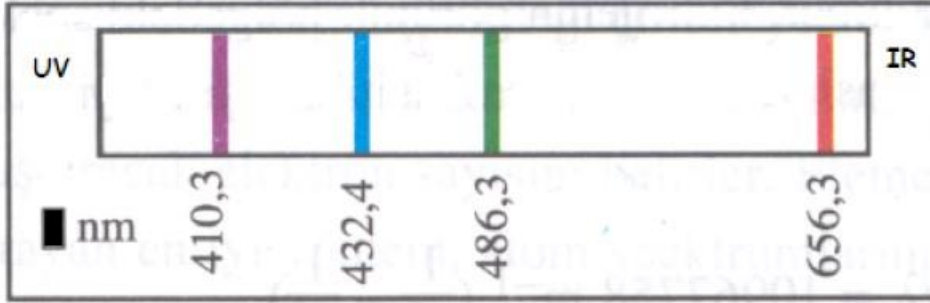
Örneğin: **n=3 ise**

$$\frac{1}{\lambda} = 10967758 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$1/\lambda = 1523300 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 6.564 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 656.4 \text{ nm}$$

### Hidrojenin görünür bölge yayınma spektrumu



$$\frac{1}{\lambda} = 10967758 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$n = 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$$

$$n=3 \quad \lambda \rightarrow 656,3 \text{ nm}$$

$$n=4 \quad \lambda \rightarrow 486,3 \text{ nm}$$

$$n=5 \quad \lambda \rightarrow 432,4 \text{ nm}$$

$$n=6 \quad \lambda \rightarrow 410,3 \text{ nm}$$

Yukarıdaki şekilde görüldüğü gibi bu değerler hidrojen'in yayınma spektrumunun görünür bölgedeki dalga boylarına karşılık gelir ve bu seriye **Balmer serisi** denir.



Bu şu demektir. Hidrojenin elektronunun 3,4,5 ..... enerji seviyelerinden 2. enerji seviyesine dönmesi esnasında yayılan ışının dalga boyu;

$$\frac{1}{\lambda} = 10967758 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

frekansı ise;

$$n = 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$$

$$\nu = 3,29 \times 10^{15} \text{ Hz} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Hidrojen için gözlenen diğer spektrum çizgileri Rydberg Eşitliği ile hesaplanır.

$$\frac{1}{\lambda} = 10967758 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$n_1, n_2 \rightarrow$  tam sayılardır.

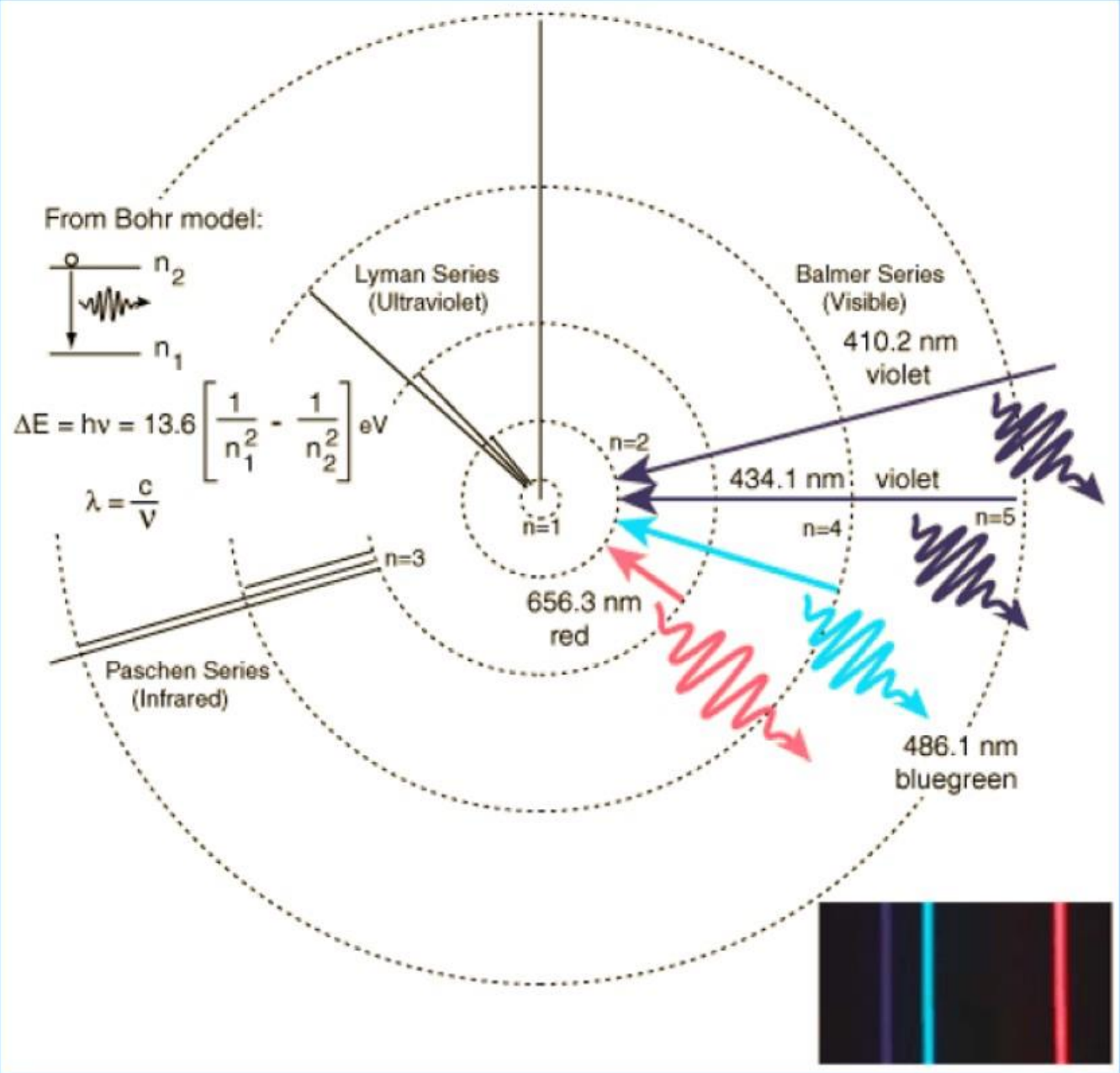
$n_1 < n_2$  ( $n_2$ 'nin  $n_1$ ' den büyük olma koşulu vardır.)

$$\nu = 3,29 \times 10^{15} \text{ Hz} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

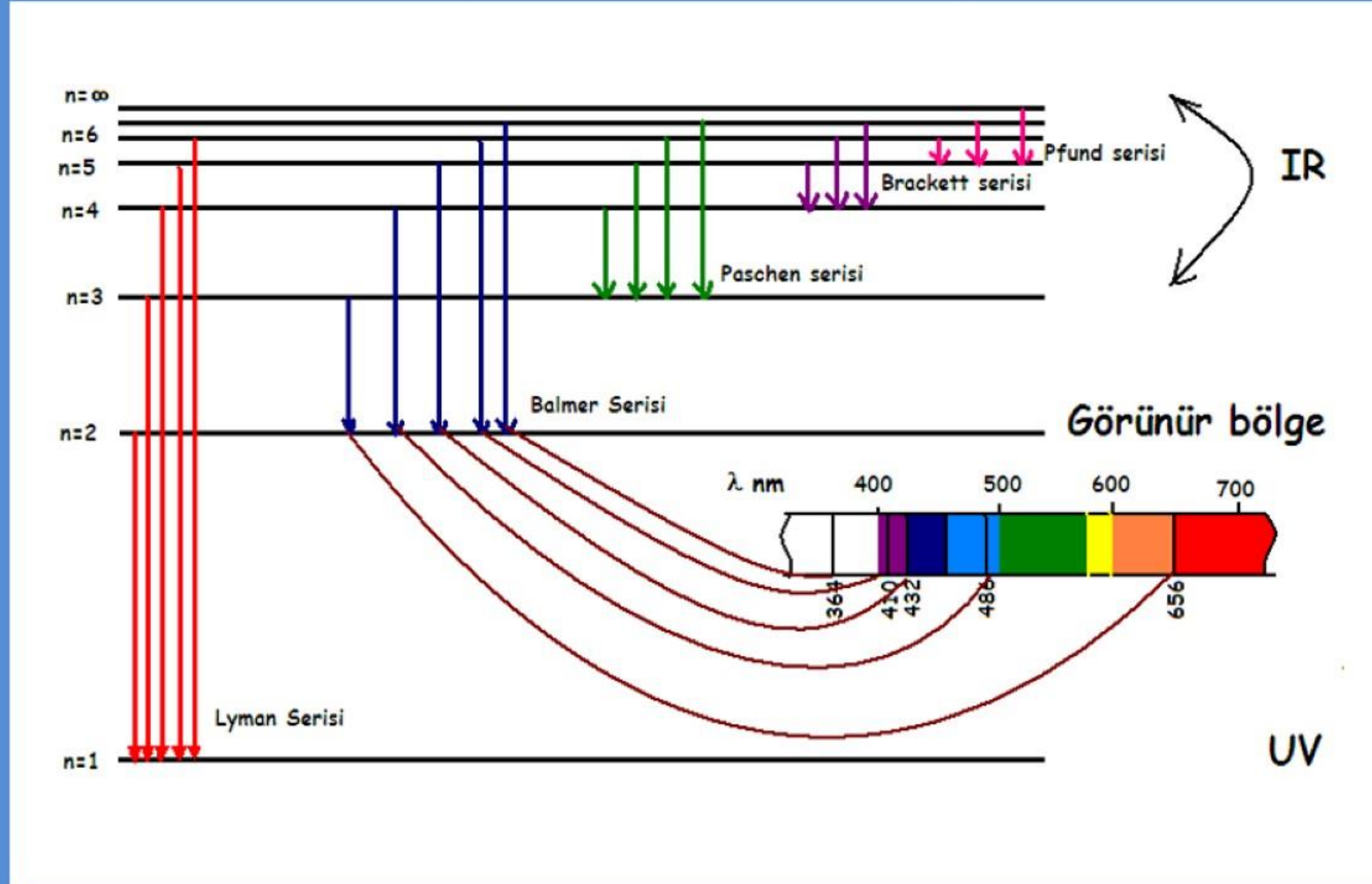
Buna göre bazı Hidrojen spektrum serileri tanımlanır.

	$n_1$	$n_2$	
Lyman	1	2,3,4,5..... $\infty$	→ UV
Balmer	2	3,4,5,6..... $\infty$	→ Görünür Alan
Paschen	3	4,5,6,7..... $\infty$	} IR
Brackett	4	5,6,7,8,..... $\infty$	
Pfund	5	6,7,8,9..... $\infty$	

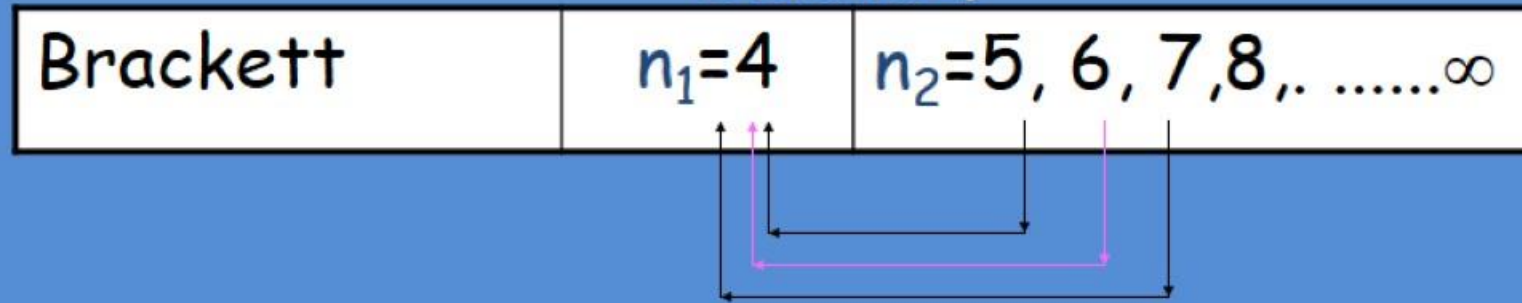
$$\frac{1}{\lambda} = 10967758 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$



Aşağıdaki şekilde hidrojen atomundaki elektron geçişleri ile spektral çizgiler arasındaki ilişki gösterilmiştir.



**ÖRNEK;** Hidrojen spektrumunun **Brackett** serisinde üçüncü spektrum çizgisinin dalga boyunu bulunuz.



$$\frac{1}{\lambda} = 10967758 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{7^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 461653 \text{ m}^{-1} \quad 1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

$$\lambda = 2,166 \times 10^{-6} \text{ m}^{-1} = 2166 \text{ nm}$$

## BOHR ATOM KURAMI

1913 de Niels Bohr, atom kuramını hidrojenin yayınma spektrumuna dayanarak ve Planck'ın kuantum kuramını göz önüne alarak geliştirmiştir.

Spektroskopik gözlemlerde, yayılan ışımının, atomlarda elektronların yer değiştirmelerinden ileri geldiği düşünülmüştür.

Hidrojenin çizgi spektrumu, ışımının belli miktarlar (kuantumlar) halinde yayıldığını gösterir ve elektron yüksek enerjili bir düzeyden daha düşük enerjili bir düzeye geçerken enerji farkı, ışıma kuantumu olarak yayılmakta ve yayınma spektrumunda bir çizgiye karşılık gelmektedir.

## Bohr teorisinin esasları şöyledir.

1. Hidrojen atomunun elektronu sadece belli dairesel yörüngelerde (orbitallerde-enerji seviyelerinde) bulunabilir. Bu yörüngeler K,L,M,N... gibi harflerle veya  $n=1,2,3,4..$  gibi sayılarla gösterilir.
2. Elektronlar, bu yörüngelerde hareket eder ve her yörüngenin enerjisi farklıdır. Çekirdeğe en yakın, yani en **küçük yörünge K yörüngesidir ( $n=1$ )**. Çekirdekten uzaklaştıkça, yörüngenin yarıçapı artar ve elektronunda enerjisi artar. Elektron yörüngeler arasında herhangi bir enerji seviyesinde bulunamaz.
3. Bir atomun elektronları, çekirdeğe mümkün olduğu kadar yakın enerji seviyelerinde bulunurlarsa, elektronlar **TEMEL HALDE** bulunurlar denir. Atomlar, elektrik arkında veya bek alevinde ısıtıldığında, elektronlar enerji absorplayarak daha dıştaki daha yüksek enerji seviyelerine geçerler. Bu duruma atomlar **UYARILMIŞ HALDE'dir** denir.
4. Bir elektron daha düşük enerji seviyelerine geçerken belli miktarda enerji yayınlarlar. Bu ışığın karakteristik bir frekansı vardır ve karakteristik bir spektral çizgi meydana getirir.



Bohr herhangi bir yörüngedeki elektronun enerjisini hesaplamak için bir eşitlik türetmiştir.

$$E_{orbit} = -\frac{A}{n^2}$$

$$E_{orbit} = -\frac{2,18 \times 10^{-18} \text{ J}}{n^2}$$

A'nın değeri  $2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$  dür.

$n = 1, 2, 3, \dots, \infty$  değerleri olabilen tam sayıdır ve **baş kuantum sayısı** olarak adlandırılır.

**E için negatif değer**, çekirdeğe yakın elektronun enerjisinin sonsuz uzaklıktaki elektronun enerjisinden ( $n = \infty$  ve  $E = 0$ ) daha düşük olduğunu gösterir.

Buna göre her bir yörüngedeki elektronun enerjisi negatiftir.

Daha dış tabakadaki ( $n_d$ ) elektronun enerjisi  $E_d$ ; ve daha iç tabakadaki ( $n_i$ ) elektronun enerjisi  $E_i$  ile gösterelim.

Dış tabakadan içteki bir tabakaya elektron geçtiği zaman, enerjisi bu tabakalardaki enerji farkına eşit bir foton yayınlanır. Fotonun enerjisi  $h\nu$  dir.

$$E = h\nu = E_d - E_i$$

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

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J/s}$$

$$\nu = \left( 3,289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \right) \left( \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_d^2} \right)$$

$n=2$  seviyesine daha yüksek enerji seviyelerden elektron geçişi sonucu oluşan spektral çizgilerin frekansı şöyle olur.

$$\nu = \left( 3,289 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \right) \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_d^2} \right)$$

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

$$\frac{1}{\lambda} = 10967758 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_d^2} \right)$$

$$n_d = 3, 4, 5, \dots$$

Balmer'in deneysel yoldan türettiği Rydberg eşitliği ile Bohr'un kuramsal yönden türettiği eşitlik aynıdır.

Bohr'un kuramı hidrojen atomunun yapısını, elektronik davranışını ve atom spektrumunu başarı ile açıklar.

Kuram  $He^+$  ve  $Li^{+2}$  gibi atomların atom spektrumlarında açıklanmasında yararlıdır, fakat daha büyük atomlar için geçerli değildir.

Bununla beraber getirdiği kuantum sayıları ve kuantumlanmış enerji düzeyleri kavramları, atomun yapısı hakkındaki bilgilerimizin gelişmesine önemli katkıda bulunmuştur.

## Örnek: Soru :

Bohr' göre; bir atomda iki enerji seviyesi arasındaki enerji farkını veren

Formül;

$$E = 2,179 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

- Olduğuna göre hidrojenin iyonlaşma potansiyeli kaç kJ/mol dür.
- Hidrojen atomunda 2. enerji seviyesindeki bir atomun K enerji seviyesine düşmesi sırasında yayımlanan ışığın frekansını hesaplayınız?

Cevap:

a)

$$E = 2,179 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{1_1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = 2,179 \times 10^{-18} \text{ J}$$

b)

$$E = 2,179 \times 10^{-18} \left( \frac{1}{1_1^2} - \frac{1}{2_2^2} \right)$$

$$E = 2,179 \times 10^{-19} - 5,44 \times 10^{-19} = 1,635 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$E = h\nu$$

$$\nu = \left( \frac{1,635 \times 10^{-18} \text{ J}}{6,62 \times 10^{-34} \text{ J / sn}} \right)$$

$$\nu = 2,648 \times 10^{15}$$