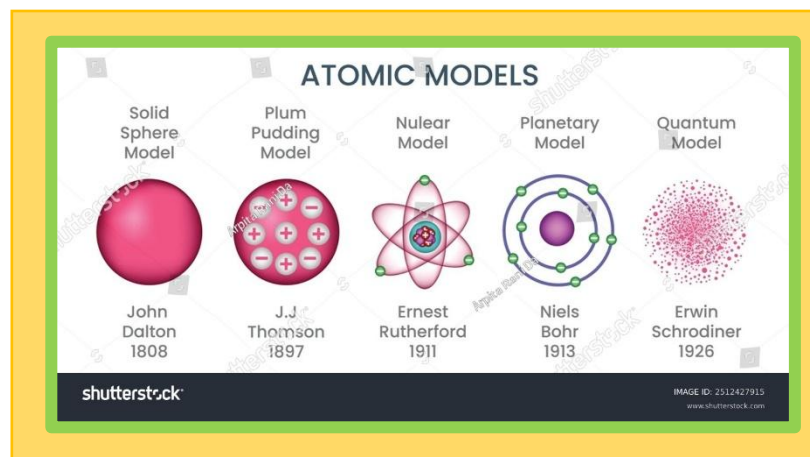
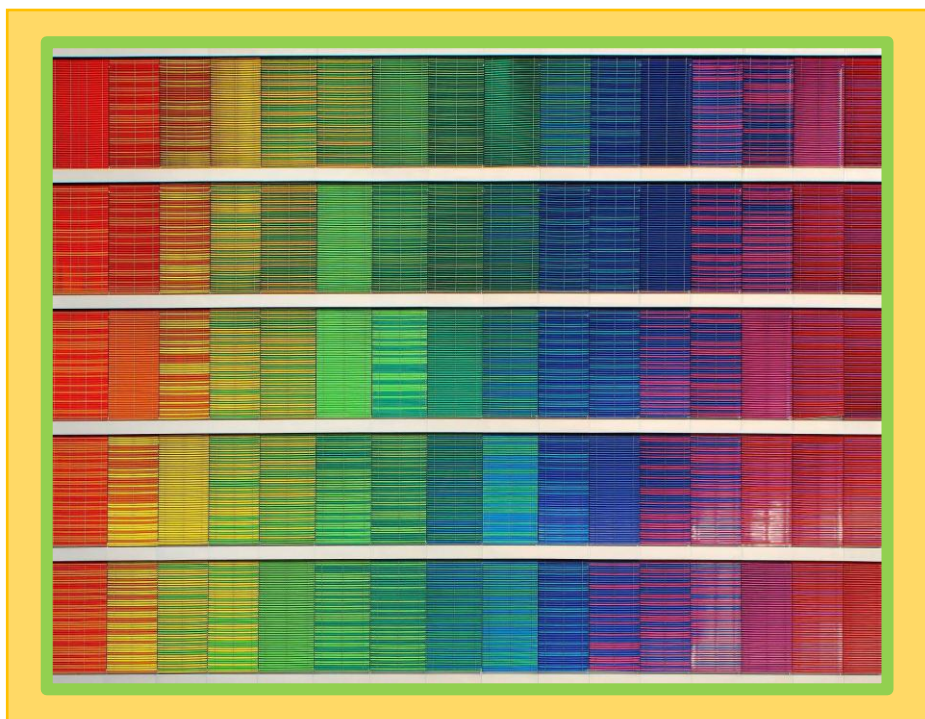


A színeképek

A korai atommodellek

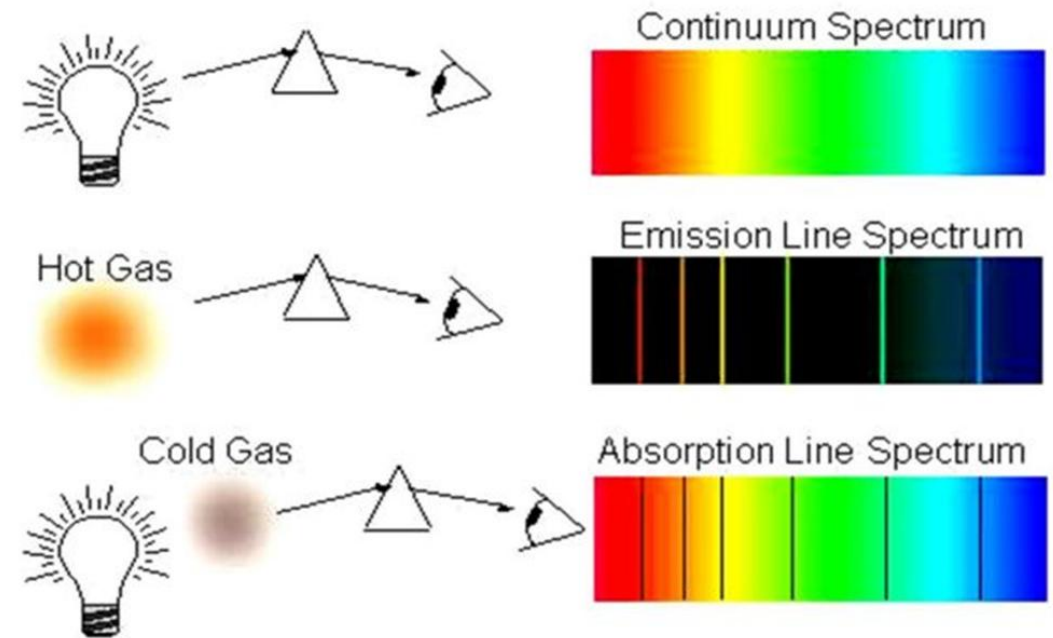
Kvantumszámok



Készítette:
Lacsik Levente

Vonalas színeképek

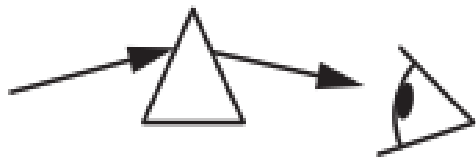
- prizmával vagy optikai ráccsal előállított
- minden elem saját, egyedi „színekép-ujjlenyomattal” rendelkezik
- mivel az atom lehetséges energiaértékei diszkrét, a köztük lévő energiaveszteség sem lehet folytonos
- kibocsátott vagy elnyelt fény jól meghatározott hullámhosszra korlátozódik



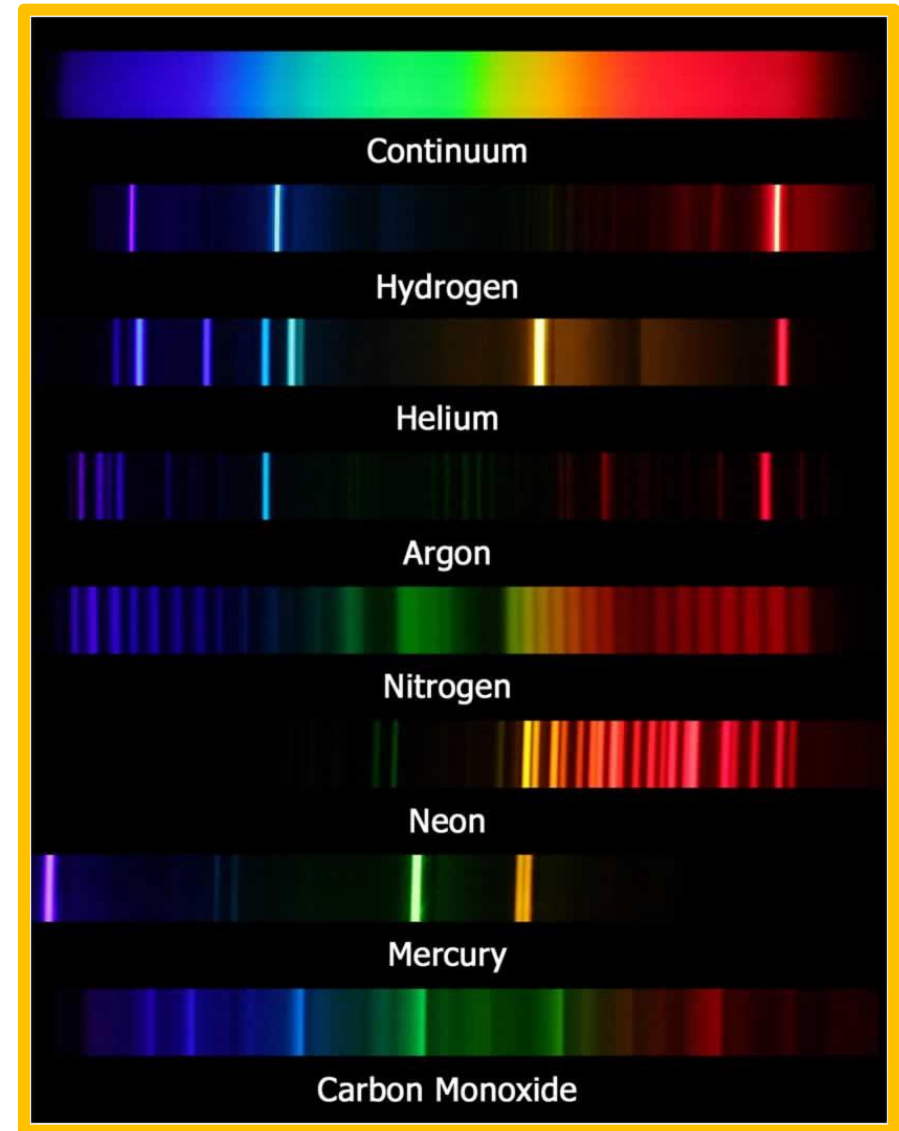
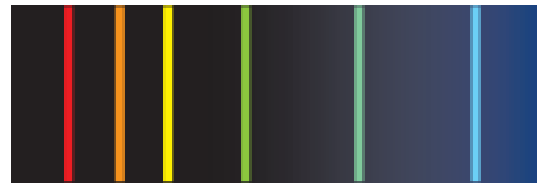
Emissziós (kibocsátási) színekép

- a gerjesztett atomok visszaugranak alacsonyabb energiaszintekre, és közben meghatározott energiájú (hullámhosszú) fotonokat bocsátanak ki

ritka, meleg
gáz vagy gőz
gerjesztődik

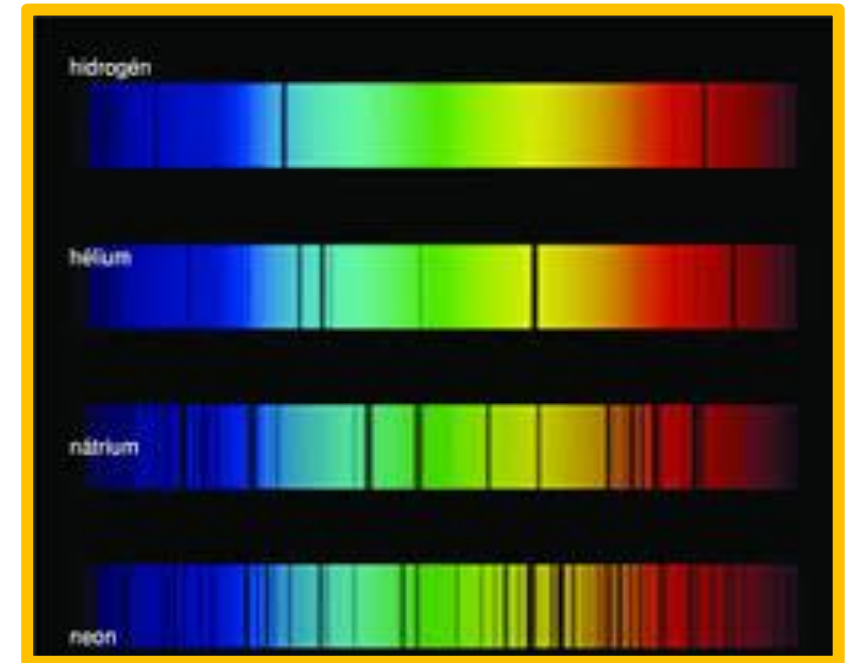


Emissziós vonalas
spektrum



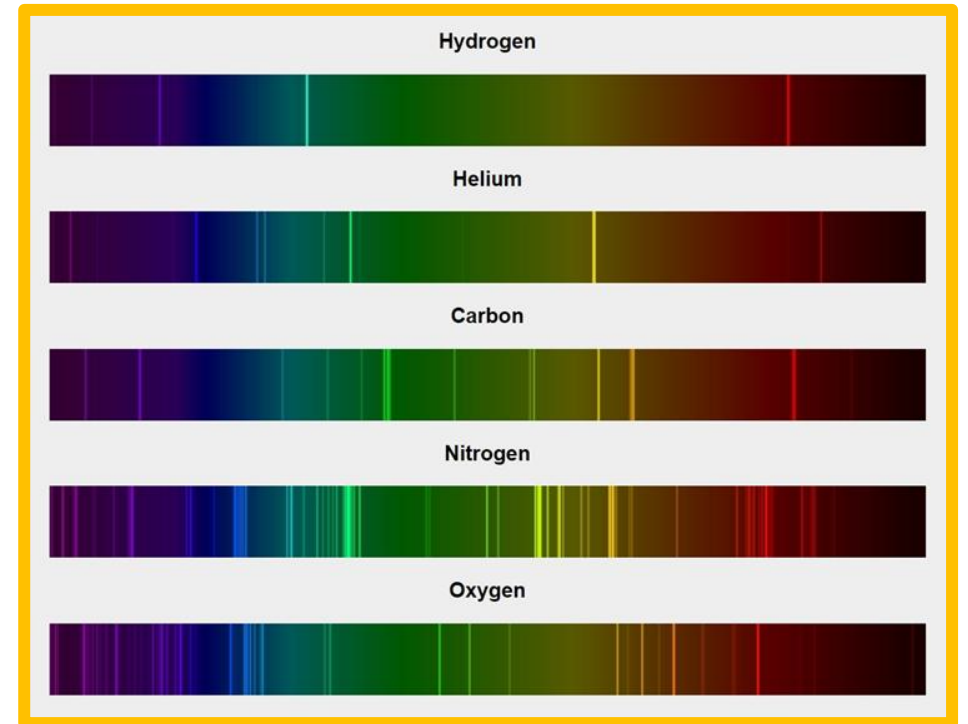
Abszorpciós (elnyelési) színekép

- a gáz magasabb energiaszintre lép
mikor elnyeli a fotonokat azon frekvencián
amiket izzó állapotában kibocsátana



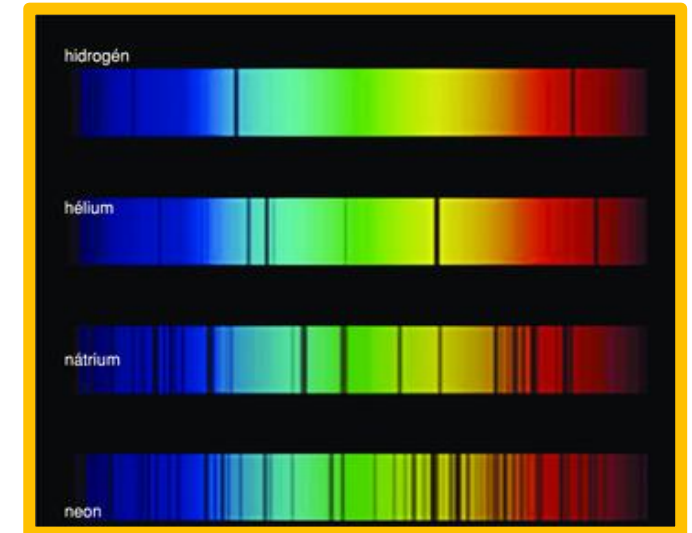
Emissziós (kibocsátási) színekép felhasználása

- így azonosítanak gázokat laborban
- neonlámpák, nátriumlámpák
- csillagászatban ködök, gázfelhők összetételét és hőmérsékletét lehet vele vizsgálni



Abszorpciós (elnyelési) színekép felhasználása

- ▶ Nap színeképében így derítettek fényre elemeket (pl. hélium)
- ▶ ma is ezzel mérik csillagok, galaxisok kémiai összetételét, hőmérsékletét, sűrűségét
- ▶ (csillagoknál az abszorpciós színeképet használják, mert a csillag belsejéből (fotoszférából) származó erős folytonos fényen halad át a hűvösebb külső légkör (kromoszféra), ami meghatározott hullámhosszakat nyel el)

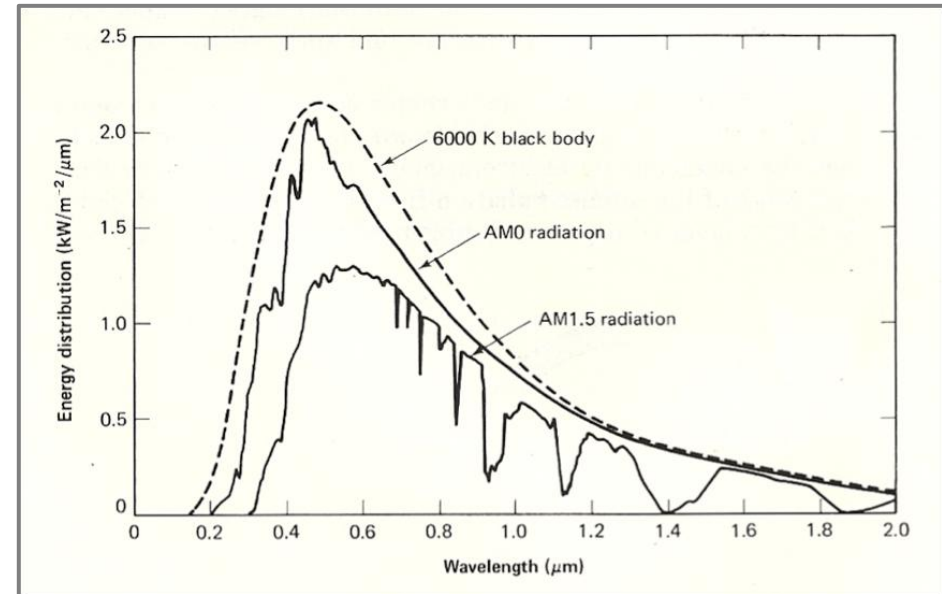


Az emissziós és abszorpciós színekép kimutatása

spektrométer

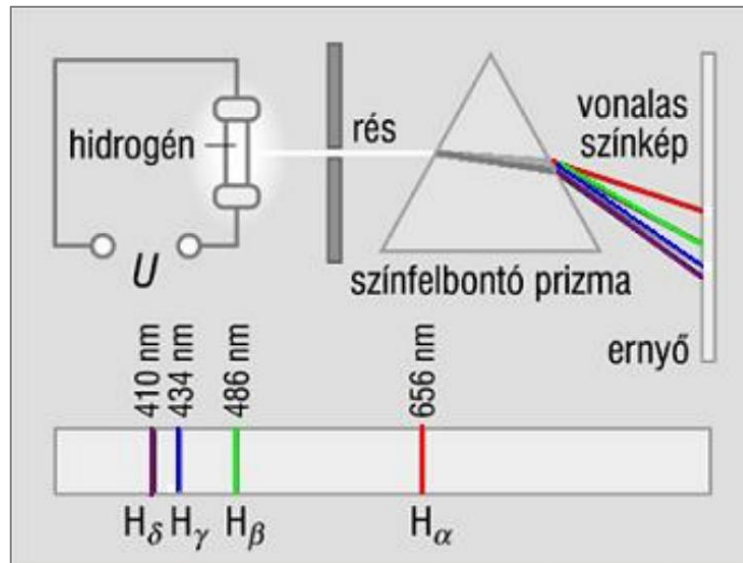


spektrofotométer



A hidrogén színe

- a legkisebb rendszámú elemnek, a hidrogénnek a legegyszerűbb a színe
- négyzetesen besűrűsödő vonalak
- $f = R \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{m^2} \right)$, ahol $R = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ a Rydberg állandó, és $m = 3, 4, 5 \dots$



Hidrogén emissziós színe



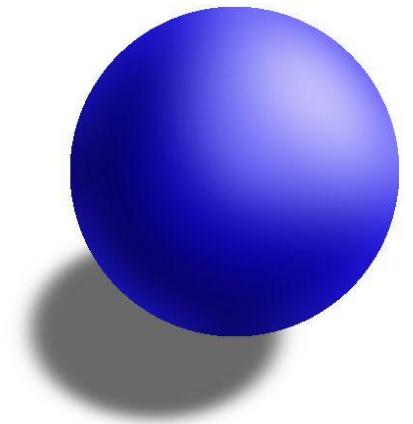
Hidrogén abszorpciós színe



Az első atommodellek

Az első atommodellek

- az ókori görögök (Démokritosz) beszéltek először oszthatatlan, tovább nem bontható „atomokról” (filozófiai modell volt)
- John Dalton (kb. 1803) készítette az első modern, kísérletekre épülő atommodellt: az atomot kicsi, tömör, oszthatatlan gömb



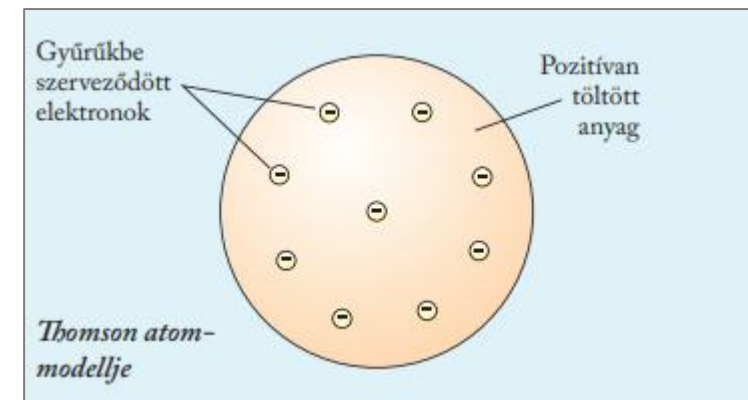
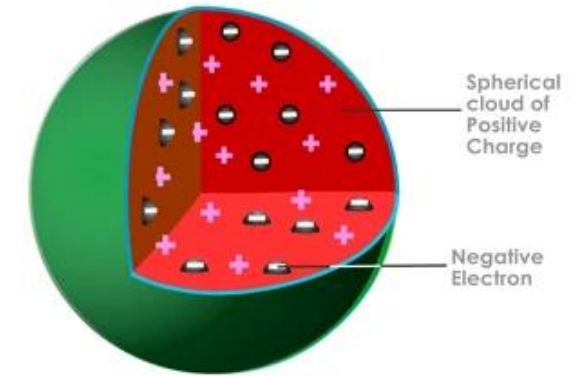
A jó atommodell magyarázatot ad...

- színek keletkezésére
- az atom stabilitására
- a kémiai kötések létrejöttére
- a periódusos rendszer kiépülésére

Thomson atommodellje (1904)

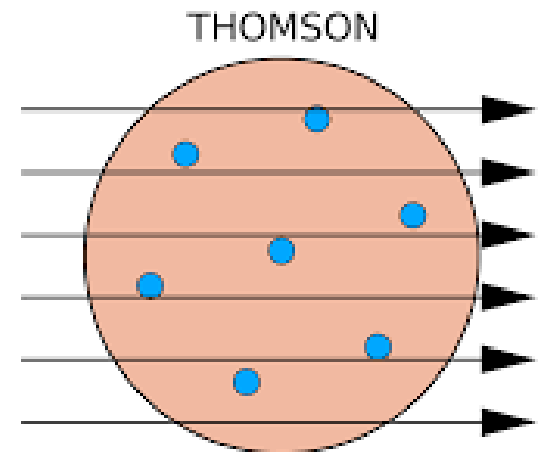
- belső szerkezetét írta le az atomnak
- „mazsolás puding” atommodell
- az atom elektromosan semleges
- beleillett az elektron felfedezésébe (katódsugárcsöves kísérlet)
- megmutatta, hogy az atom osztható
- az elektronok egyensúlyi helyzetük környezetében harmonikus rezgőmozgást végezhetnek
- ez elektromágneses hullámok sugárzásához vezet

Thomson's Atomic Model



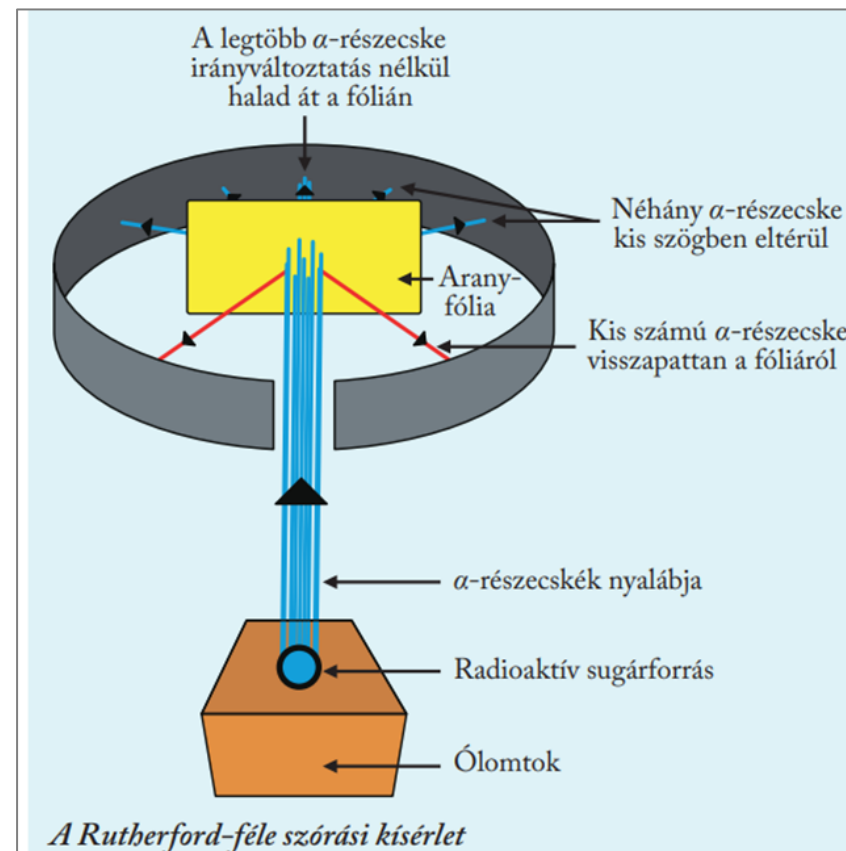
Thomson atommodelljének előnyei, hiányosságai

- magyarázza az atom stabilitását
- megpróbálta magyarázni az emissziót de folytonos sugárzást jósolt
- jól lehetett értelmezni a diszperziót
- nem tudta leírni a vonalas színeképek keletkezését
- nem adott stabil elrendezést az elektronoknak
- a [mazsolás puding modell](#) nem magyarázza Rutherford-féle szórási kísérletet



Rutherford-féle szórási kísérlet

- nagy energiájú (He^{2+} -atommagokkal) α -részecskékkel bombázott vékony aranyfóliát
- az α -részecskék nagy része valóban áthalad a vékony fólián
- de egy része eltérül, „visszapattan” a vékony fóliáról

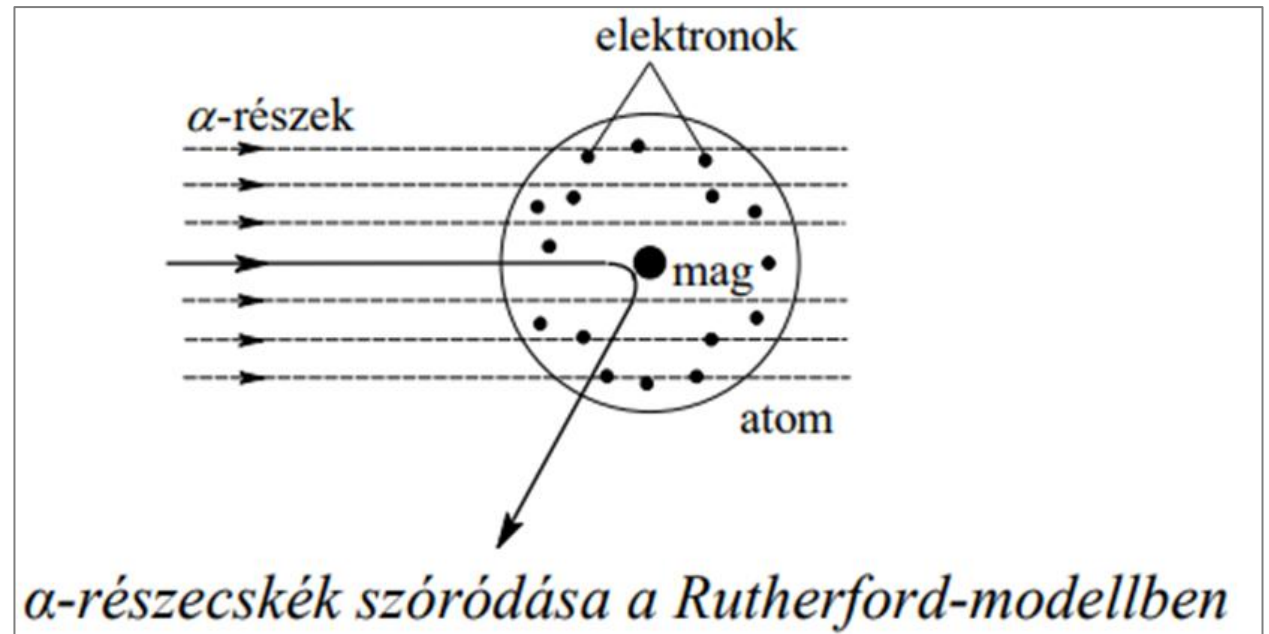


[szórási kísérlet animáció](#)

[Rutherford-szórás](#)

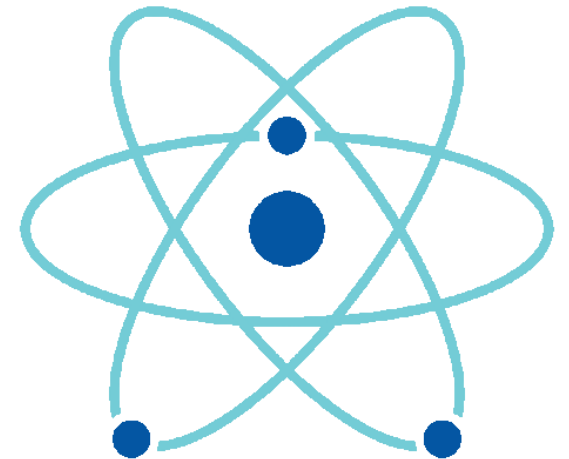
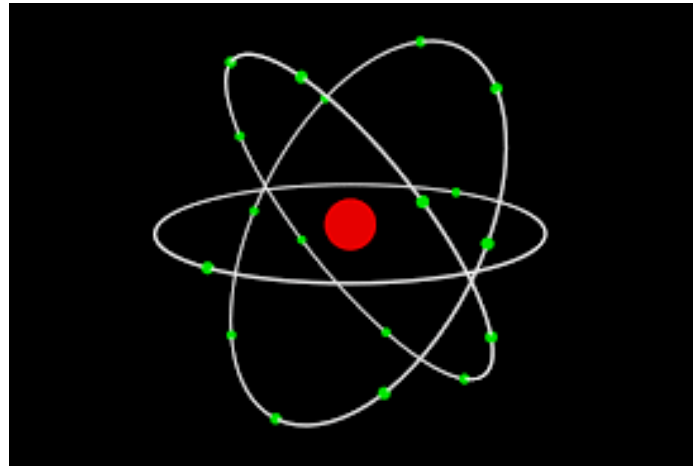
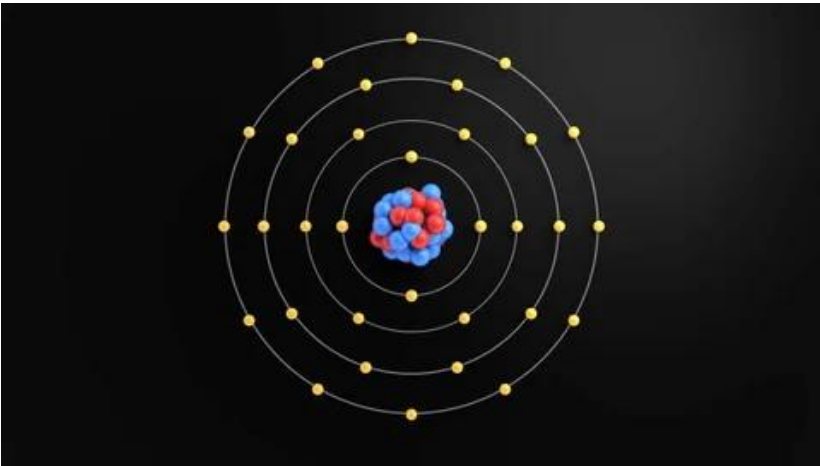
A kísérlet értelmezése

- az atom pozitív töltése egy pontszerű, kb. 10^{-15} méter (1 fm, azaz egy ezerbilliomod méter) nagyságrendű atommagban összpontosul
- ez alapján megalkotta saját atommodelljét



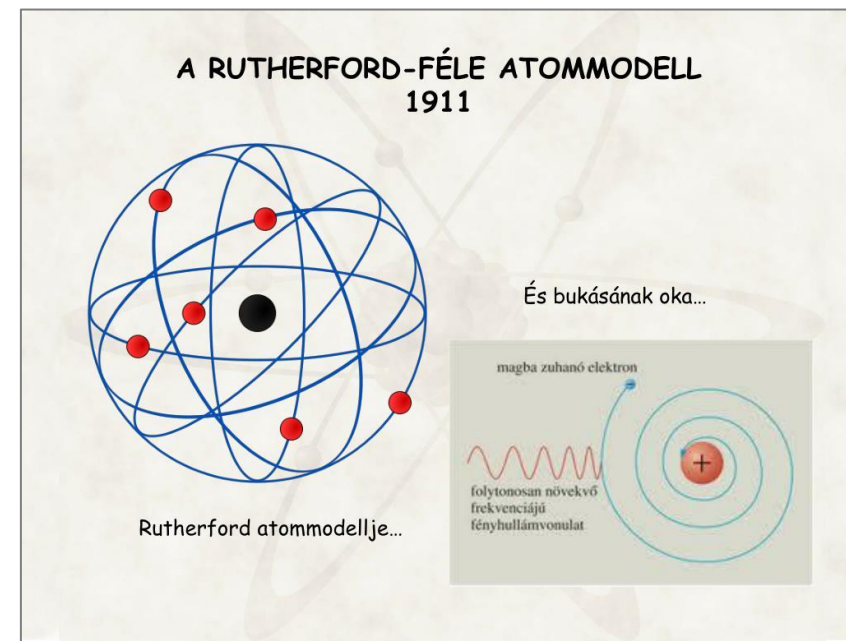
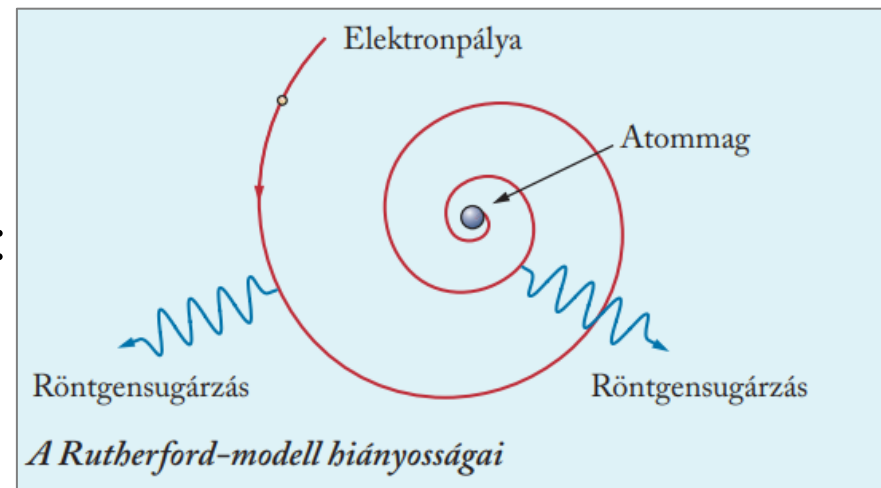
Rutherford atommodellje (1911)

- atommag felfedezése
- a magban koncentrálnak a pozitív töltések és az atom tömege
- a mag körül keringenek az elektronok az elektronfelhőben
- mini Naprendszer



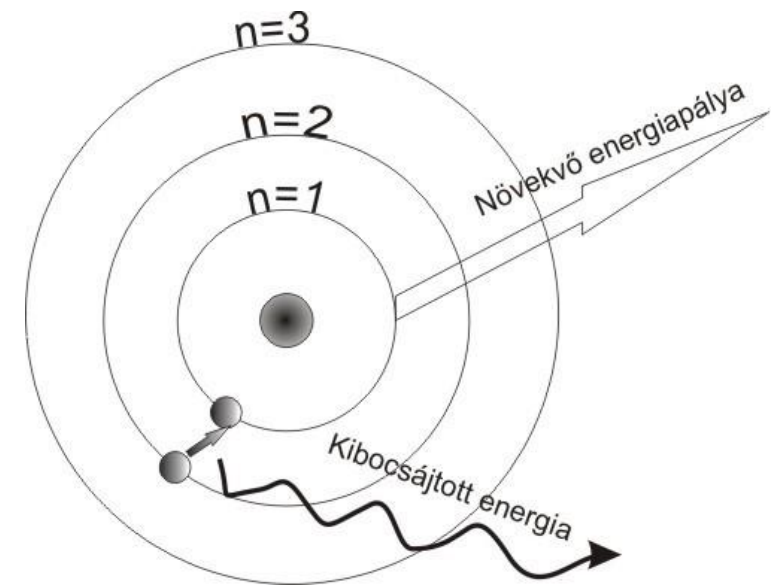
A Rutherford modell hiányossága, korlátai

- nem magyarázza a vonalas színeképet
- ellentmondott az elektromágneses sugárzás elméletének:
- az atomok állandóan sugároznának
- a keringő elektronok állandóan sugározva energiát veszítenének, nagyon rövid idő alatt a magba zuhannának
- sugárzást nem észleltek, a magba zuhanó elektron pedig ellentmond a stabilitásnak



A Bohr-modell (1913)

- sajátos keveréke lett a klasszikus fizikának és a fotonelméletnek
- sikerült megmagyaráznia a hidrogén vonalas színeképét
- Bohr atomelmélete három axiómára, állításra épül



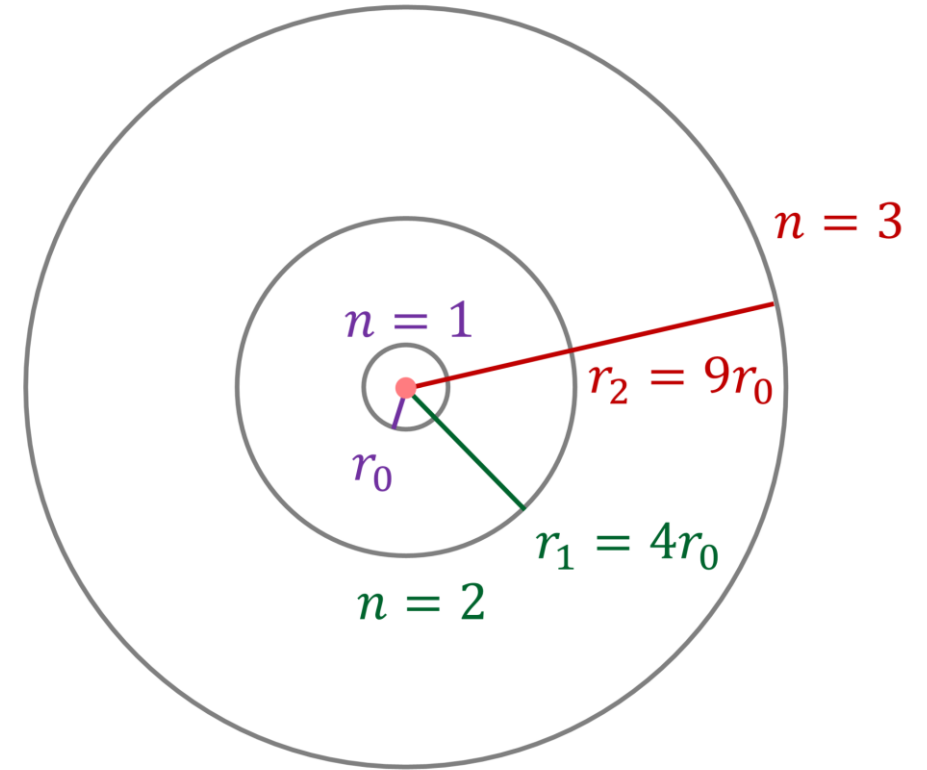
I. Dinamikai feltétel

- az elektron a mag körül körpályán mozog
- a Coulomberő biztosítja a centripetális erőt
- ezt a pálya az elektronpálya, atompálya
- az I. axióma a hidrogénatomra felírva:

$$k \cdot \frac{e^2}{r^2} = \frac{m \cdot v^2}{r}$$

- r_0 az úgynevezett Bohr-sugár. Értéke: $r_0 = 53 \text{ pm}$

$$r_n = r_0 \cdot n^2$$



Az elektronpálya energiája

- az n. pályán keringő elektron energiája mozgási és potenciális energiából tevődik össze:

$$E_{teljes} = \frac{1}{2}mv^2 - k \frac{e^2}{r} E_{teljes} = \frac{1}{2}mv^2 - k \frac{e^2}{r}$$

$$E_0 = \frac{k^2 \cdot e^4 \cdot m}{2\hbar^2} = 2,18 \text{ aJ} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

- $\hbar$: redukált Planck-állandó, Dirac-állandó
- az n. pálya energiája $E_n = -\frac{2,18 \text{ aJ}}{n^2}$
- atommag körül keringő elektron energiája mindig negatív, azaz az elektron kötött állapotban van

Az elektron energiája

- alapállapot: $n=1$
- gerjesztett állapot: $n=2, 3, 4 \dots$
- ionizáció: $n = \infty$
- ha olyan mértékű a gerjesztés, hogy az elektron elhagyja az atomot, akkor ionizáltuk azt
- az ehhez szükséges energiát ionizációs energiának nevezzük:

$$E_{ionizációs} = E_{\infty} - E_1 = 2,18aJ$$

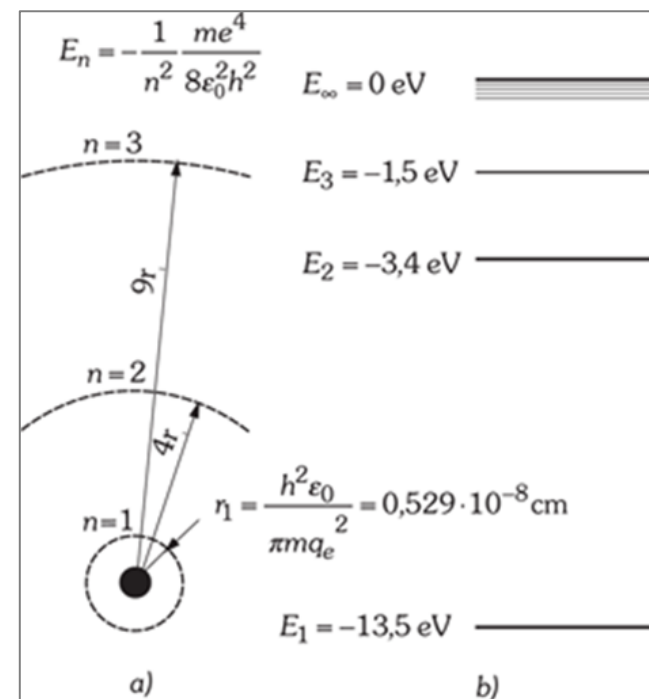
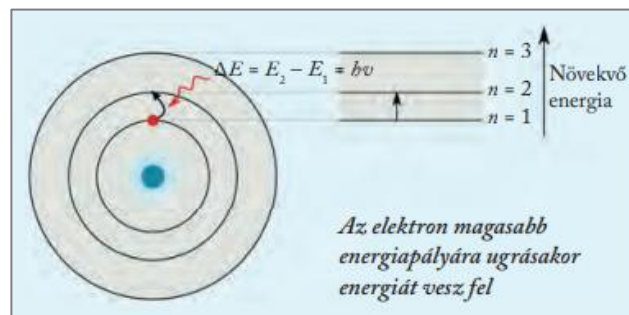
II. Frekvenciafeltétel

- minden elektronpályához meghatározott energia rendelhető
- az elektronpályák közti átmenetek közben az atom egy fotont bocsát ki vagy nyel el
- a foton energiája egyenlő két elektronpálya energiájának a különbségével:

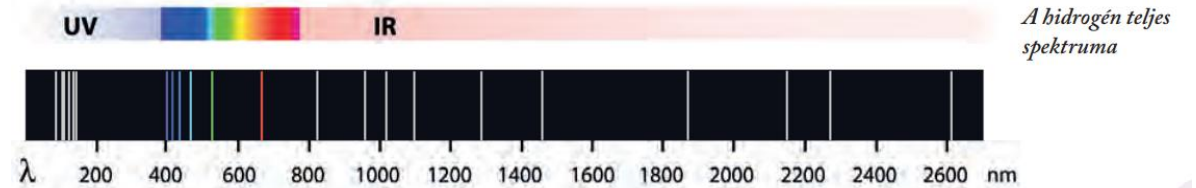
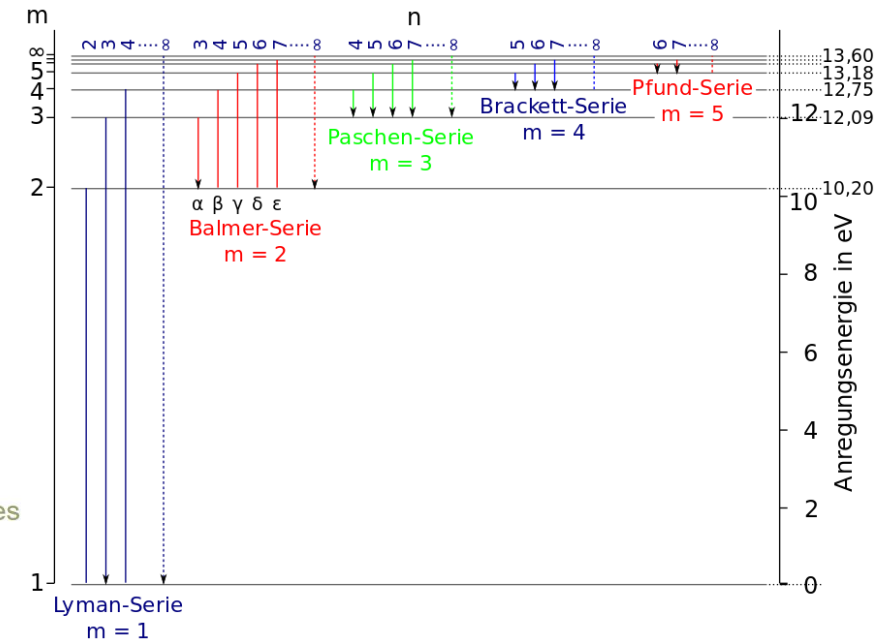
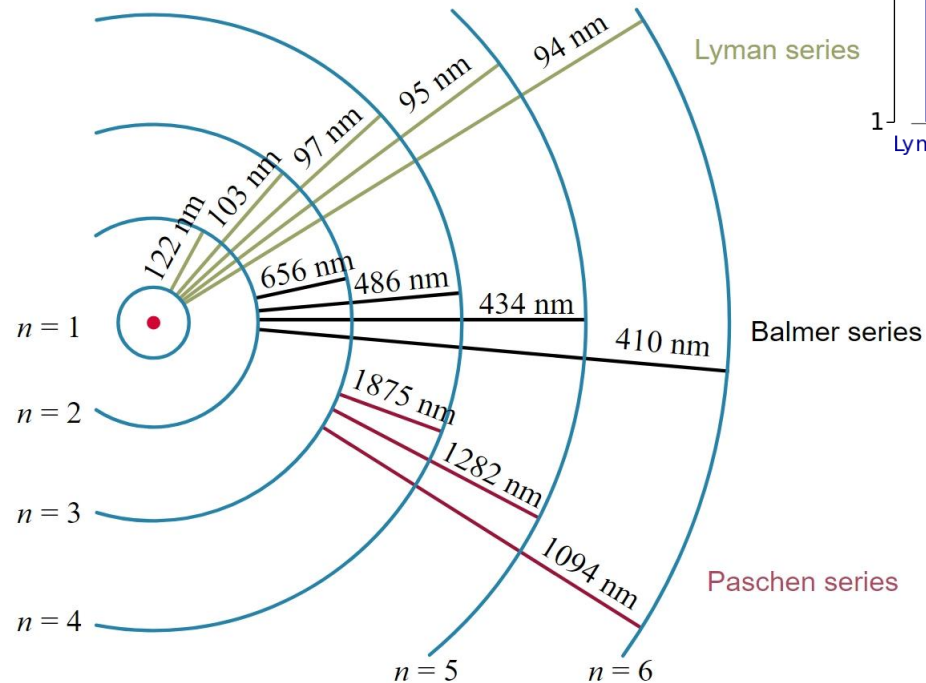
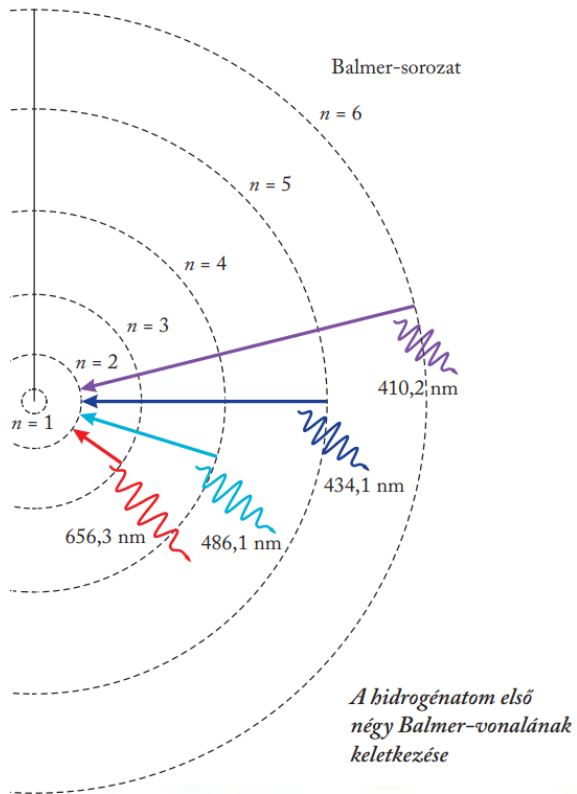
$$h \cdot f = E_n - E_m = \Delta E$$

$$f_{m \rightarrow n} = \frac{E_0}{h} \cdot \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

$$R = \frac{E_0}{h} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$



- az energiakülönbségek a nagyságuk szerint csoportokat alkotnak
- $n = 1$ pályát tartalmazók (Lyman-sorozat) messze a legnagyobb energiájúak
- $n = 2$ a Balmer-sorozat



III. Pályafeltétel

- az elektronok csak bizonyos megengedett pályákon mozoghatnak, ezeken viszont nem sugározhatnak
- megengedett pályák:

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi} = n \cdot \hbar, \text{ ahol:}$$

- $m \cdot v \cdot r$: az elektron perdülete
- n természetes szám ($n > 0$), **főkvantumszám**

Bohr modell értékelése

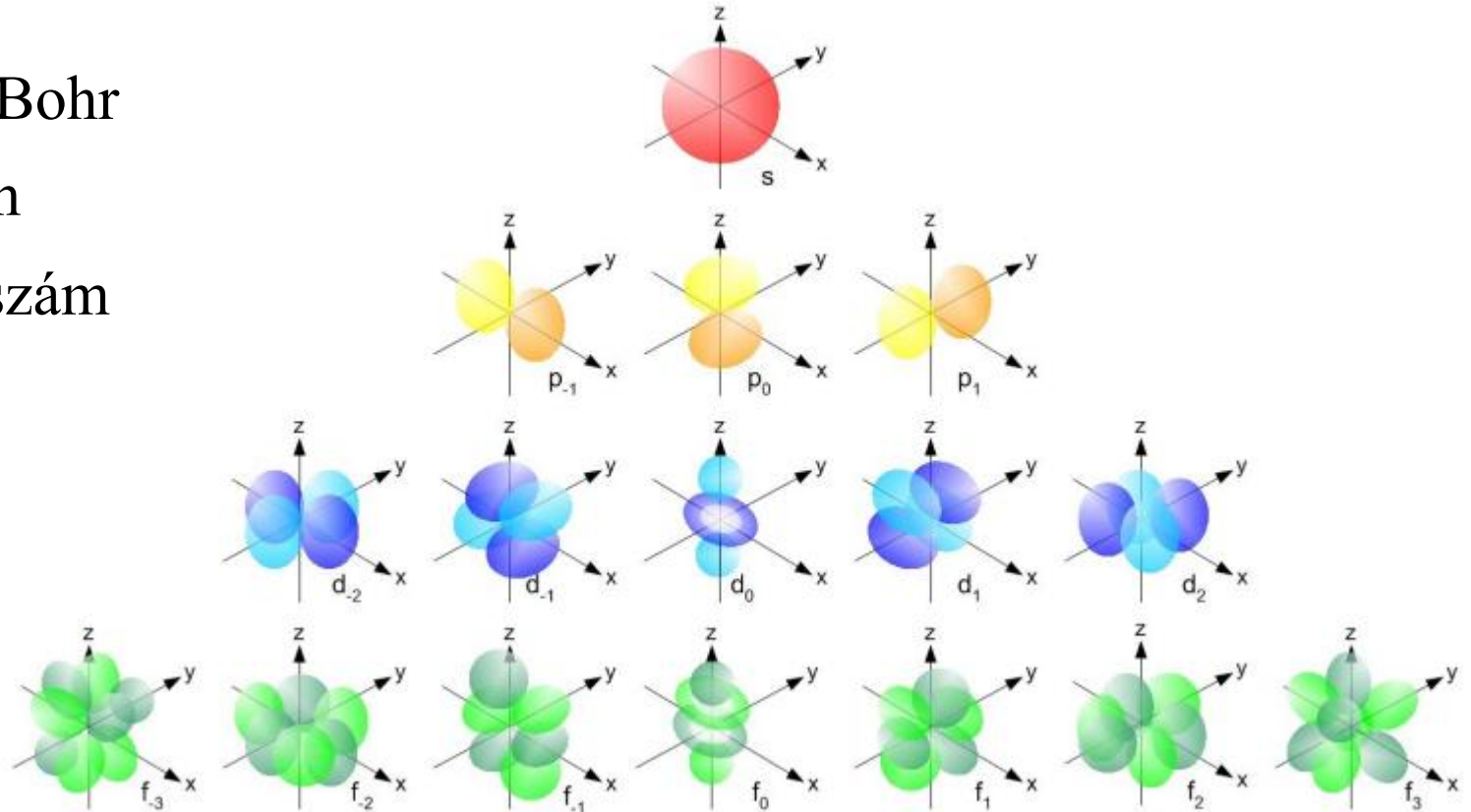
- a Bohr-elmélet tipikus „félklasszikus” elmélet volt
- a klasszikus mechanikába beleépítette a fotonelméletet is
- jól használható a kémiai-fizikai fogalmak egyszerű szemléltetésére

A Bohr-modell erősségei	A Bohr-modell hiányosságai
– Lehetővé tette egyes színeképek keletkezésének magyarázatát. – Sok kísérleti tapasztalat is alátámasztotta az atom-pályák létezését, pl. a röntgensugárzással kapcsolatos megfigyelések, vagy elektronokkal gerjesztett gázok kisülési jelenségei. – A stabilitásra, a periódusos rendszer felépítésére is (nem teljes) magyarázatot adott. – Szemléletesség.	– Csak a hidrogén és a hidrogénszerű ionok színeképeinek magyarázata volt kielégítő. – Továbbfejlesztett változatban sem volt teljesen alkalmas a periódusos rendszer kiépülésének magyarázatára. – Elvi alapjai tisztázatlanok voltak: pl. a keringő elektron a gyorsulása közben miért nem sugároz? Miért csak bizonyos megengedett pályákon mozoghatnak az elektronok? – Nem adott jó magyarázatot arra a kérdésre, hogyan képződnek a molekulák. – Nem adott számot az atom térbeliségéről, sajátosan két-dimenziós modell volt.

Kvantumszámok

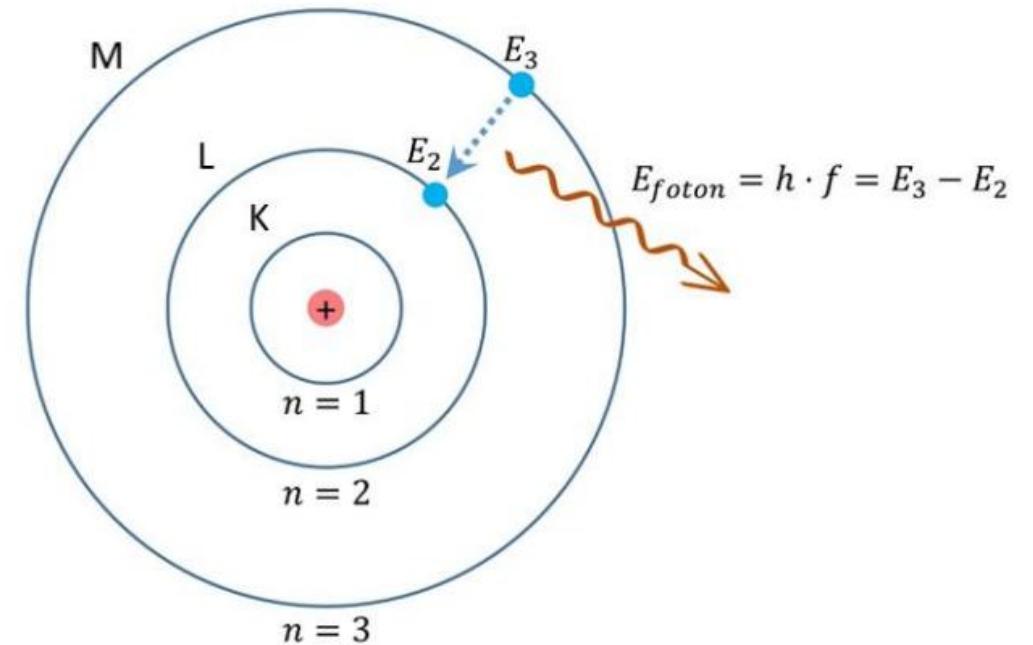
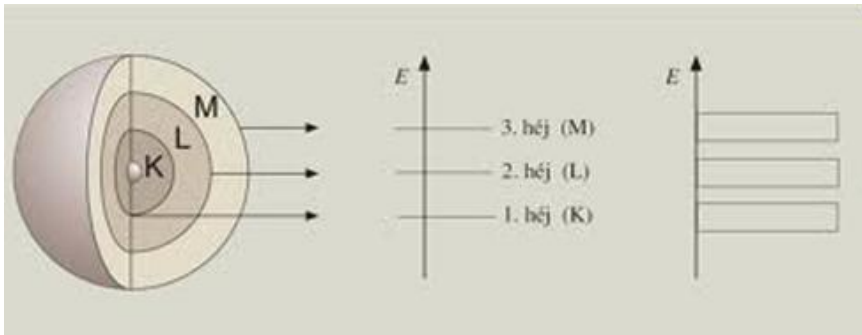
- négy kvantumszámmal jellemezhetjük egy elektron állapotát az atom körül:
 - Főkvantumszám $\rightarrow$ Bohr
 - Mellékkvantumszám
 - Mágneses kvantumszám
 - Spin kvantumszám

Kvantumszámok



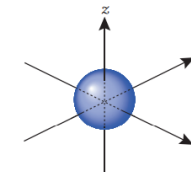
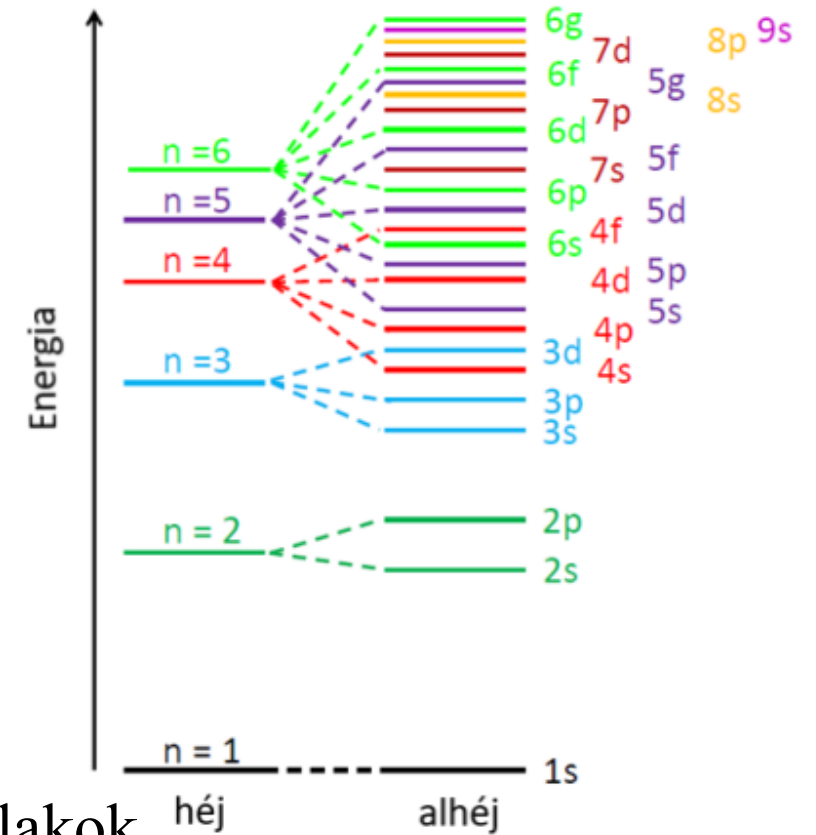
Főkvantumszámok

- meghatározza az elektronpálya sugarát
- Jele: n
- elektronhéj:
 - az azonos n főkvantumszámhoz tartozó elektronpályák összessége

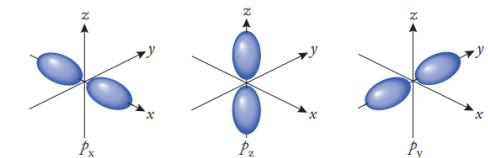


Mellékkvantumszámok

- az elektronpálya alakját jellemzi
- Sommerfeld a lehetséges körpályákat ellipszispályákkal bővítette
- az ellipszispálya mindkét tengelye csak meghatározott értéket vehet fel
- jele: l
- a mellékkvantumszám értékének növekedésével a pályaalakok is egyre bonyolultabbak
- az n főkvantumszámhoz (héj) tartozó mellékkvantumszámok (alhéj) lehetséges értékei: $0, 1, 2, \dots, (n - 1)$



Az s -pálya alakja



A p -pályák alakja

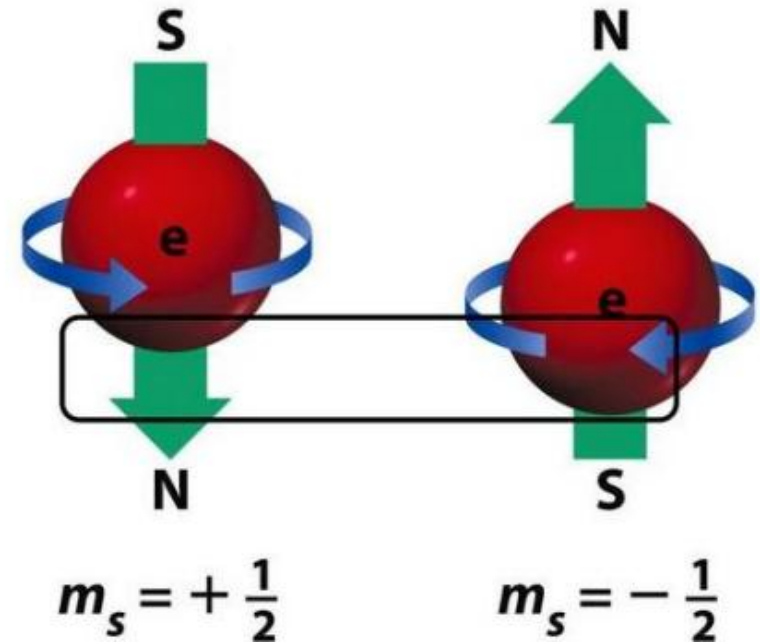
Mágneses kvantumszám

- az atompálya alakjának térbeli irányultságát adja meg mágneses tér esetén
- jele: m , m_l
- az l mellékkvantumszámhoz tartozó m lehet: $-l, \dots, +l$

Spin kvantumszám

- a kvantummechanikában a spin a részecskék saját, belső impulzusmomentuma
- pályától független saját mágneses tulajdonság
- jele: m_s vagy s

Elektron spin – mágneses jellemző
spinkvantumszám (m_s).



Az energiaminimumra való törekvés elve

- az elektronok először a kisebb energiájú pályákat töltik fel
- ha már tele van az adott pálya, akkor épülnek be a nagyobb energiájú, magtól távolabbi pályák
- a pálya energiája a fő- és a mellékkvantumszámtól függ

Pauli elve

- kizárási elvénak figyelembe vételével a Mengyelejev-féle periódusos rendszert sikerült értelmezni



AZ ELEMOK PERIÓDUSOS RENDSZERE

Magyar név
Elemjel

Rendszám
Relatív atomtömeg

Vegyes
Sűrűség
Főfoglalkoztatás

English name
Symbol

Atomic number
Relative atomic mass

Miscellaneous
Density
Main occupation

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI POLYMER
- ALAKI MONOMER
- ALAKI KÖRÖZMÉNY
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

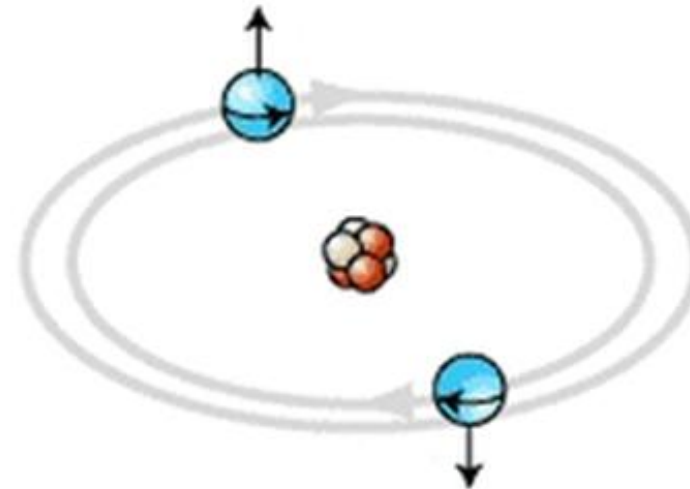
- ALAKI MONOMER
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES
- ALAKI SZÉLES

ALAKI TÍPUSOK

- ALAKI MONOMER

Pauli-féle kizárási elv

- egyazon atomban nem lehetnek olyan elektronok, amelyeknek mind a négy kvantumszáma megegyezik
- ha n , l és m azonos, akkor legalább az s spinquantumszámnak különböznie kell
- ennek következménye, hogy minden egyes atompályán legfeljebb két elektron lehet



Hund-szabály

- az elektronok az azonos energiaszintű pályákra először azonos spinnel épülnek be
- ha már mindegyiken van egy-egy elektron, akkor kezdődik meg az ellentétes spinű elektronok beépülése

Az elektronhéjak maximális elektronszáma

- az n főkvantumszámú elektronhéjon maximum $2n^2$ számú elektron tartózkodhat

Héj	Főkvantum- szám (n)	Mellék- kvantumszám (l)	Mágneses kvantumszám (m)	A pálya jelölése	Elektronszám az alhéjon	Elektronszám a héjon
K	1	0 (s)	0	$1s_0$	2	2
L	2	0 (s)	0	$2s_0$	2	8
		1 (p)	-1, 0, +1	$2p_{-1}, 2p_0, 2p_{+1}$	6	
M	3	0 (s)	0	$3s_0$	2	18
		1 (p)	-1, 0, +1	$3p_{-1}, 3p_0, 3p_{+1}$	6	
		2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2	$3d_{-2}, 3d_{-1}, 3d_0, 3d_{+1}, 3d_{+2}$	10	
N	4	...	...	...	...	32

Felhasznált irodalmak:

- [Gyűjtemény a fizika emelt szintű oktatáshoz 11. – 12.](#)
- [Netfizika: Thomson féle atommodell](#)
- [Az atommodellek kísérleti alapjai](#)
- [Atomok világa](#)
- [Atommodellek](#)
- [Netfizika: A gázok vonalas színeképe](#)
- [Mester András atommodellek összefoglalója](#)
- [Érettségi.com: atomfizika](#)
- [Mester András Bohr féle atommodell](#)
- [Netfizika: bohr féle atommodell](#)
- [Fábián Szatmári Atomfizikai alapismeretek](#)