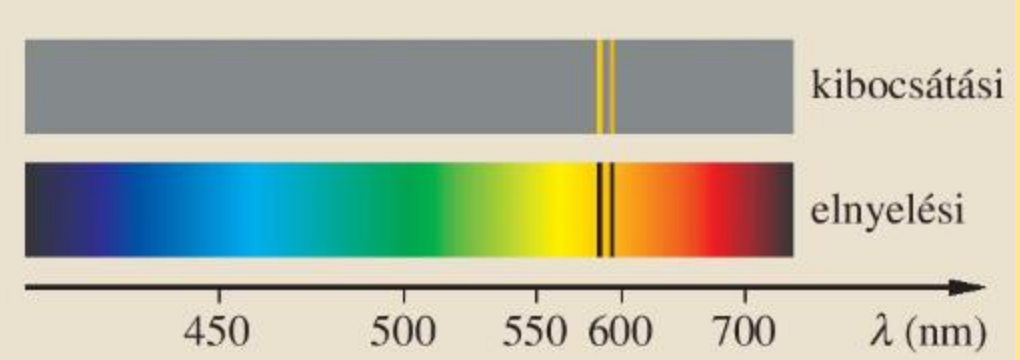
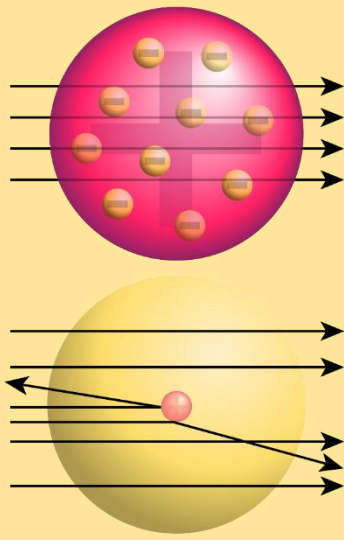


# Összefoglalás

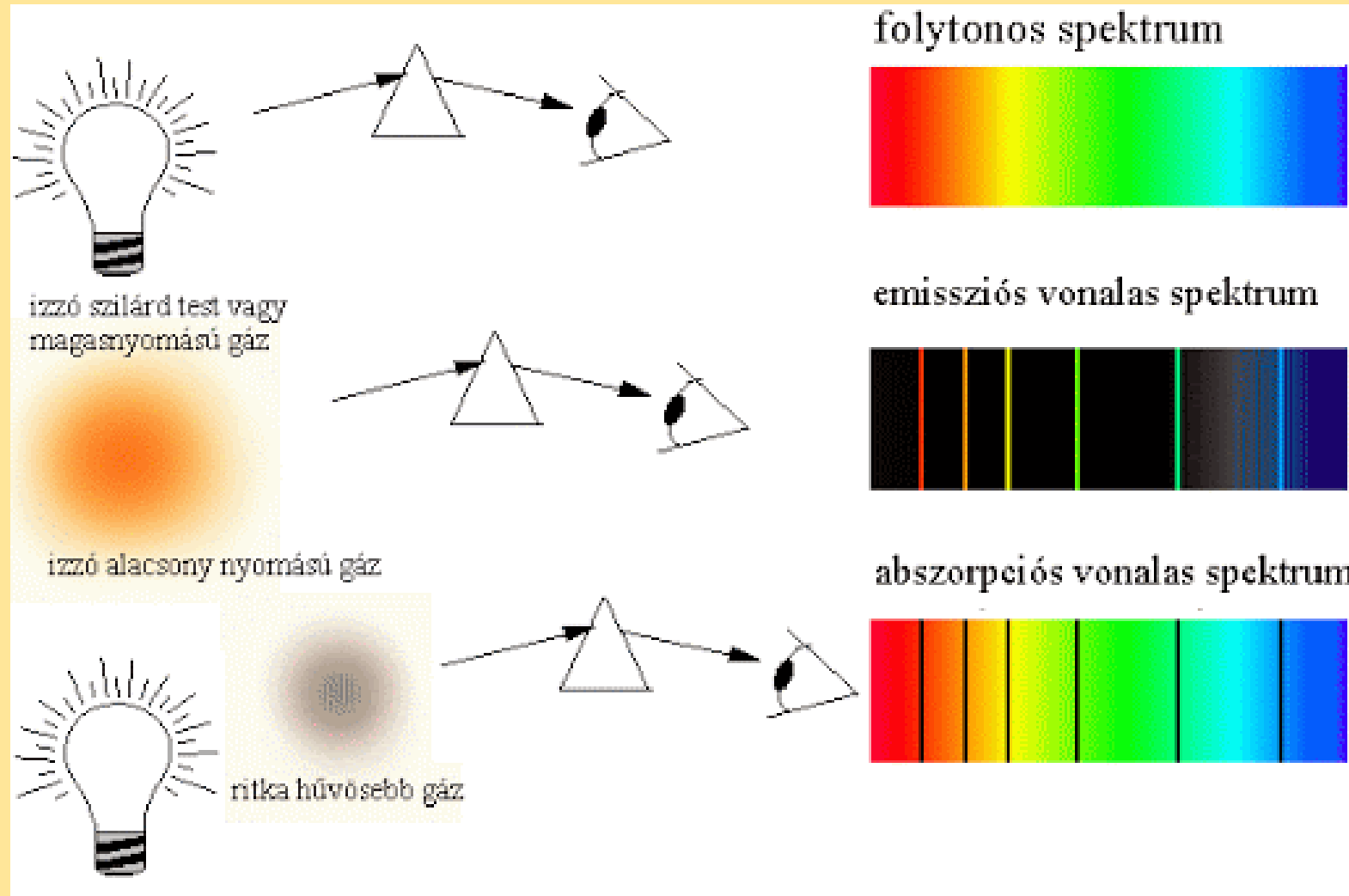
**Néhány témához kapcsolódó fontosabb dia**



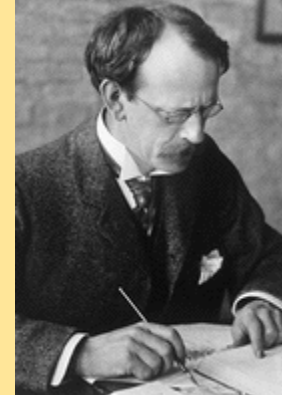
# Első atommodellek, Rutherford kísérlete

# Vonalas színekép jelensége

Már a XIX. század közepe óta ismert volt, hogy a kisnyomású izzó gázok és gőzök prizmával vagy optikai ráccsal előállított színeképében a közismert folytonos szivárványszerű színek helyett különálló színes vonalak találhatók.



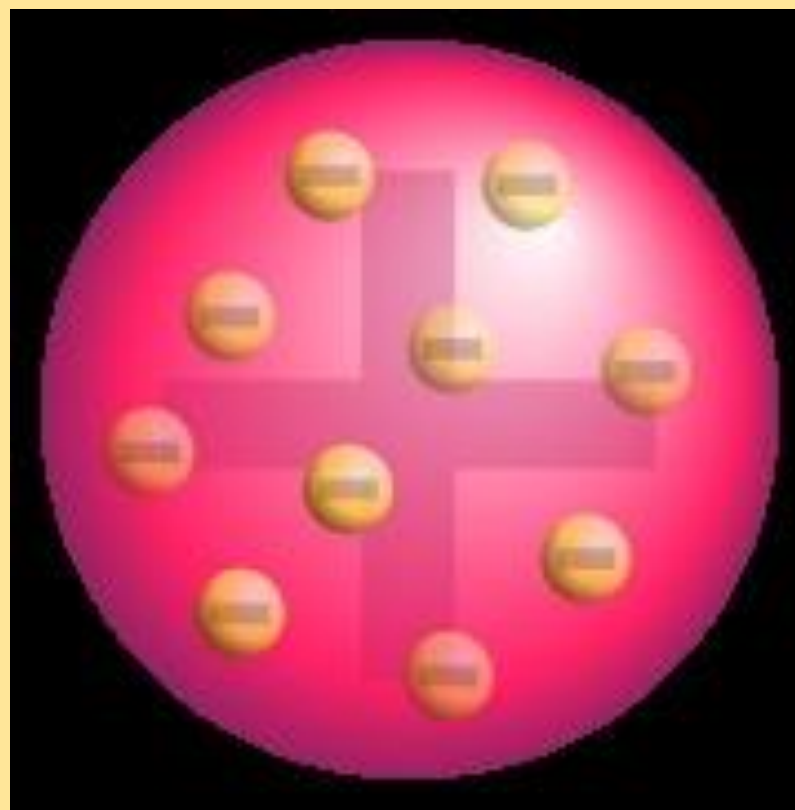
# Thomson féle atommodell



J. J. Thomson 1856-1940

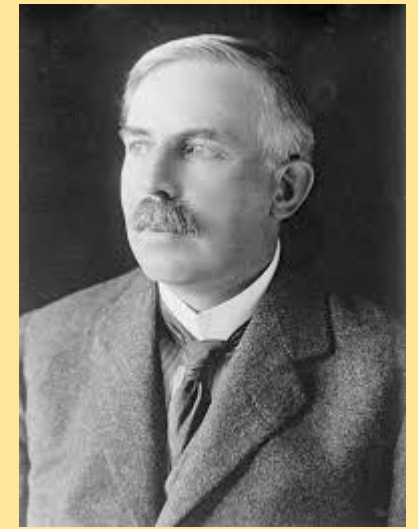
Nobel-díj: 1906

- A **Thomson-féle atommodell** vagy más néven **mazsolás puding modell** egy olyan atommodell, amely szerint az atomban, egyenletesen oszlik el a tömeg nagy része, mely pozitív töltésű, és abban mozognak a kis tömegű elektronok. A modellt 1903-ban Joseph John Thomson fejlesztette ki.
- Alapállapotban az elektronok úgy oszlanak el, hogy a helyzeti energiájuk minimális legyen. Ha megzavarják az elektronokat, akkor rezegni kezdenek. Thomson kísérleteket végzett röntgensugárzással, melynek eredménye azt mutatta, hogy az elektronok száma nagyjából a tömegszámmal egyezik.

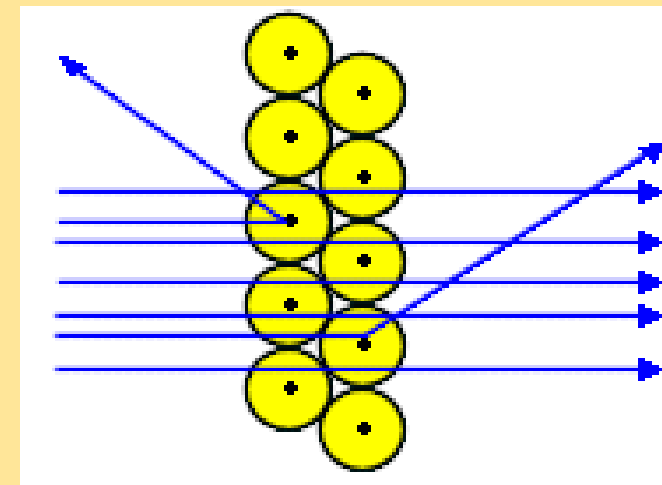
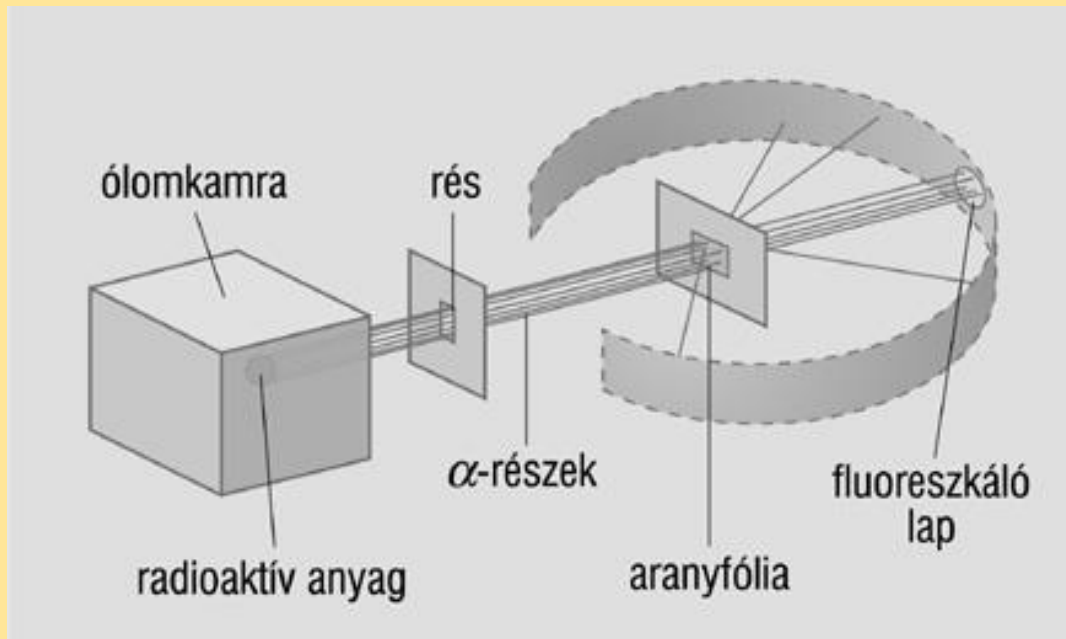


# Rutherford szórás kísérlete

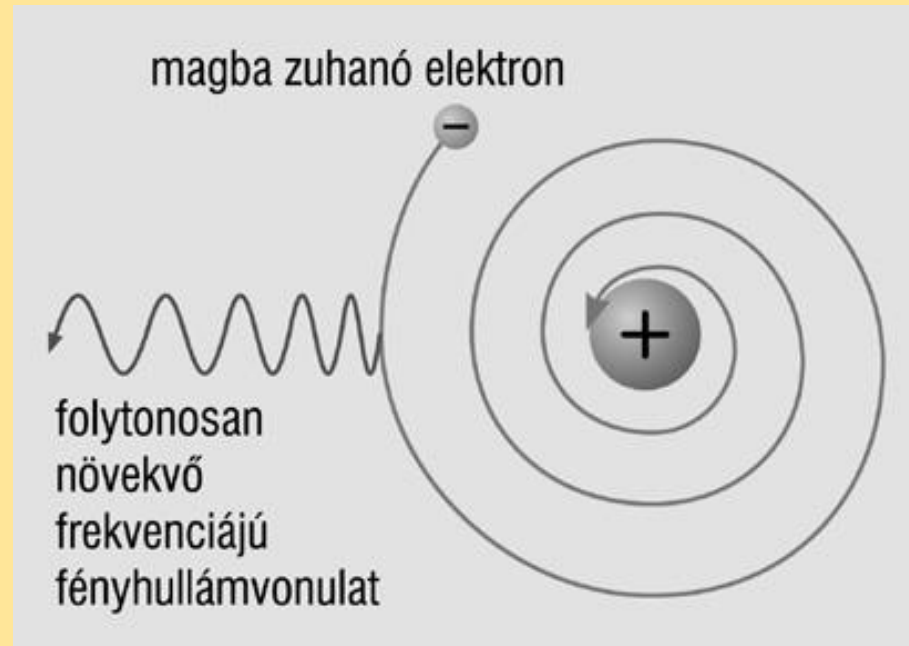
A modellt Ernest Rutherford aranyfólián végzett szórási kísérletel döntötte meg, ami kimutatta, hogy az atom tömegének nagy része koncentráltan, kis térfogatban helyezkedik el, amit ma atommagnak hívunk.



Ernest Rutherford (1871-1937), Nelson bárója új-zélandi születésű brit fizikus, az atomfizika egyik megalapítója, a róla elnevezett atommodell kidolgozója. A radioaktív sugárzáson belüli alfa- és béta-sugárzás felfedezéséért 1908-ban kémiai Nobel-díjat kapott.



# A Rutherford modell hiányosságai



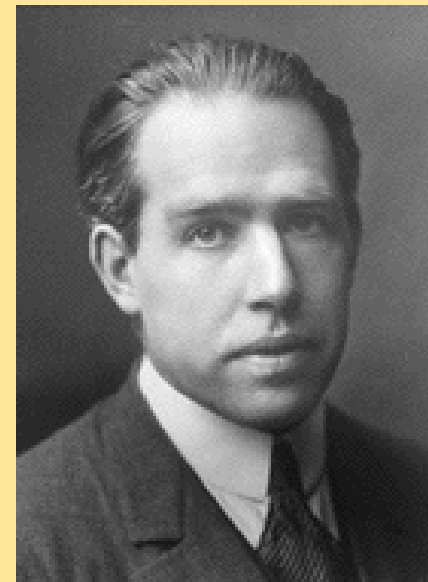
- A Rutherford modellel nem értelmezhető az atomok stabilitása és az atomok vonalas színe
- A keringő, periodikusan mozgó elektronoknak folyamatosan sugározniuk kellene, az energiavesztés miatt az elektronoknak a magba kellene zuhanniuk

# Bohr-féle atommodell

- Az elektronok sugárzás nélkül csak meghatározott sugarú pályákon keringhetnek
- A pályákhoz az elektronok meghatározott energia értéke tartozik
- A fénykibocsátás, fényelnyelés a pályák közötti elektronátmenetek során történik
- Az atom által elnyelt vagy kibocsátott foton energiája az energiaszintek meghatározott  $E_m$ ,  $E_n$  energiájának a különbségével egyenlő:  $h \cdot f = E_m - E_n$  (Bohr-féle frekvenciafeltétel)

Niels Bohr (1885-1962)

Nobel-díj: 1922

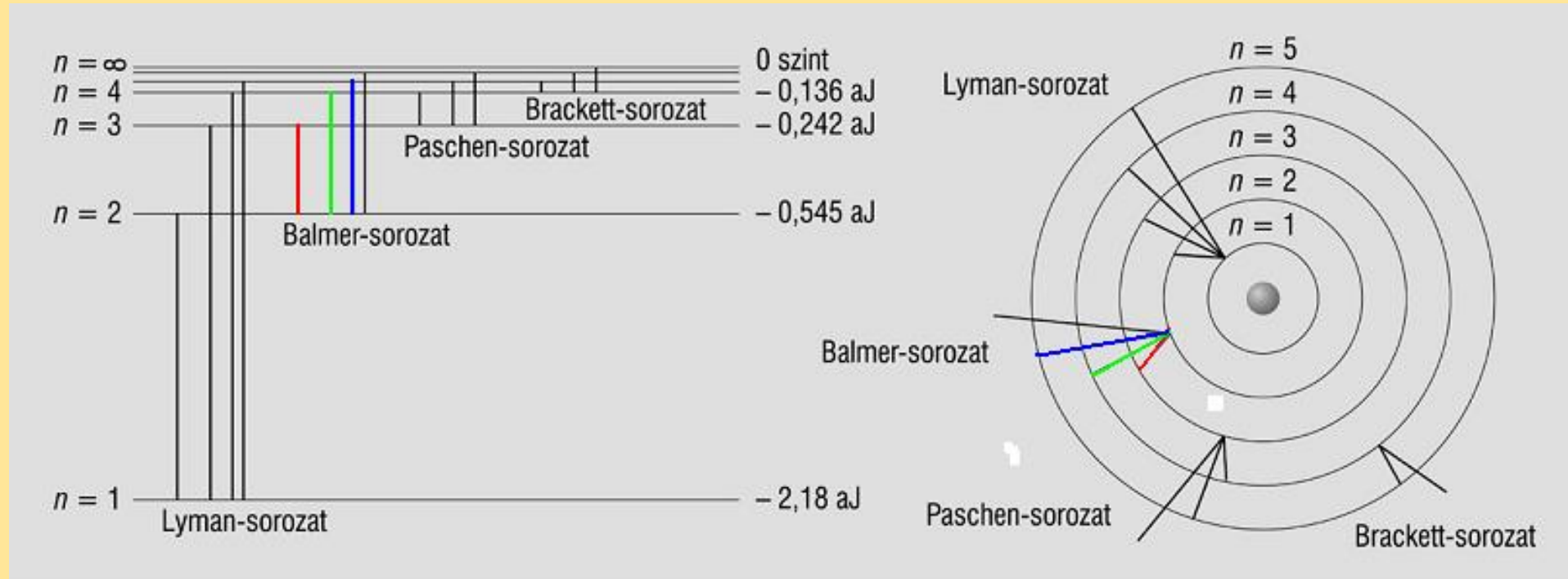


# A hidrogén vonalas színeképének Bohr-féle értelmezése, elektronátmenetekkel

A színeképvonalakat sorozatokba rendezték:

- Balmer-sorozat (1885, látható, ultraibolya)
- Lyman-sorozat (1906, ultraibolya)
- Paschen-sorozat (1908, infravörös)
- Brackett-sorozat (1922, infravörös)
- Pfund-sorozat (1924, infravörös)

eV-ben kifejezve hidrogén legalacsonyabb energiaszintje  $-13,6$  eV, a második  $-3,4$  eV, a harmadik  $-1,5$  eV és így tovább. Tehát, az alapállapotban lévő hidrogénatom ionizációs energiája  $13,6$  eV.





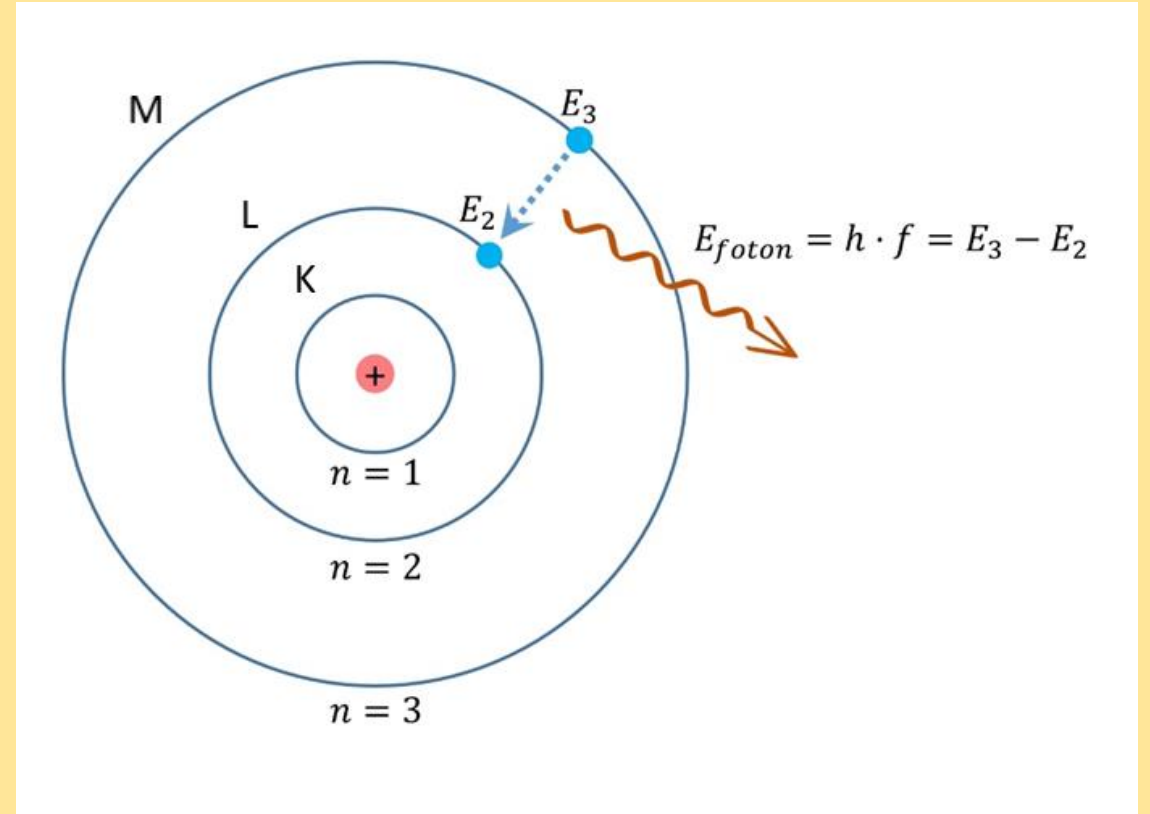
# Főkvantumszámok

A Bohr modellben látható, hogy a pályasugár és az energia képletében szereplő  $n$  természetes számnak nagy jelentősége van.

A továbbiakban ezt **főkvantumszámnak** fogjuk nevezni. **Egy elektron  $n$  főkvantumszáma tehát a Bohr-modellben meghatározza az elektronpálya sugarát és energiáját.**

Elektronhéjnak az azonos  $n$  főkvantumszámhoz tartozó elektronpályák összességét nevezzük. (Ez a definíció később pontosításra szorult.)

Hamarosan kiderült, hogy a valóság ettől bonyolultabb. Újabb és újabb kvantumszámok bevezetése vált szükségessé.



A főkvantumszámokat betűjelekkel is jelöljük:

$$1 = K, 2 = L, 3 = M, 4 = N, 5 = O.$$

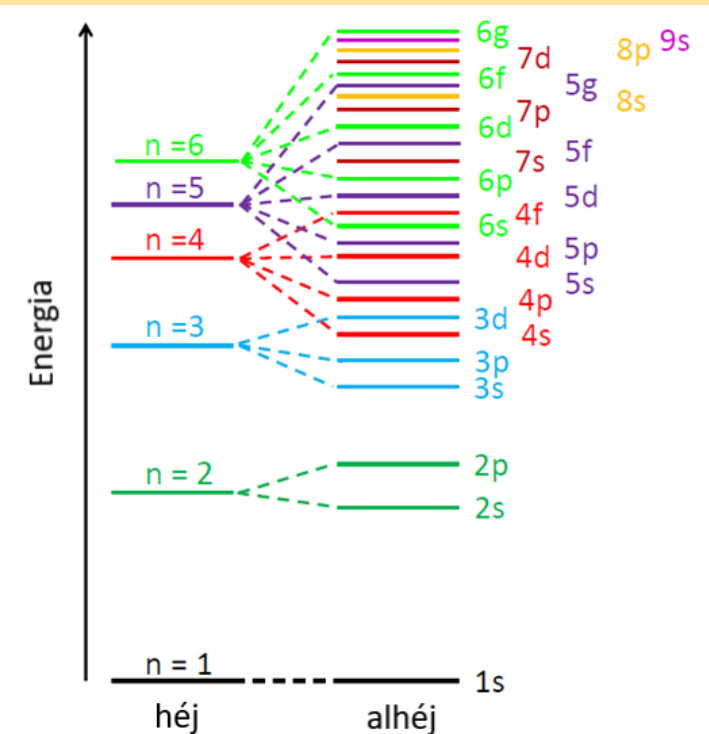
# Mellékkvantumszámok

**Sommerfeld** az eredeti Bohr-modellt továbbfejlesztette:

A lehetséges körpályákat **ellipszispályákkal** bővítette, ahol az ellipszispálya mindkét tengelye csak meghatározott értéket vehet fel. Így egy újabb kvantumszámot kapunk, amelyet  **$l$** -lel jelölnek és **mellékkvantumszámnak** neveznek. Ezzel a kiegészítéssel sikerült a modell alapján értelmezni a periódusos rendszer első oszlopában lévő alkálifémek (Li, Na, K, ...) színeképeit is.



Arnold Sommerfeld (1868–1951)  
német fizikus



Az  $n$  főkvantumszámhoz(héj) tartozó  **$l$**  mellékkvantumszámok (alhéj)

lehetséges értékei:  **$0, 1, 2, \dots, (n - 1)$** .

Itt is használnak a számok helyett betűjeleket:

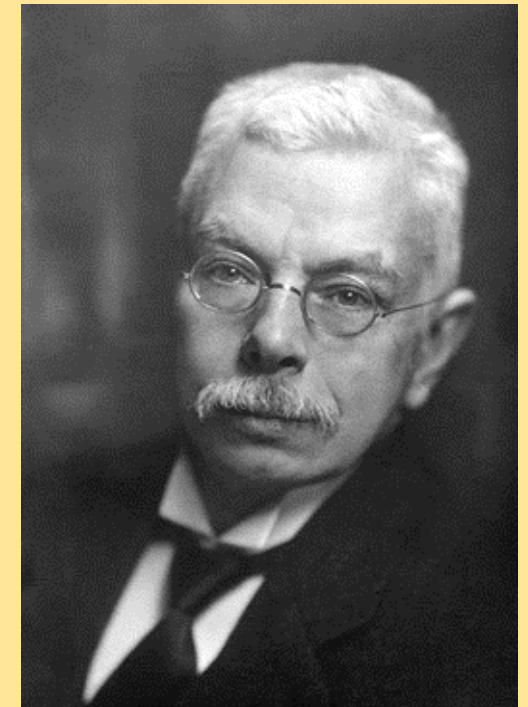
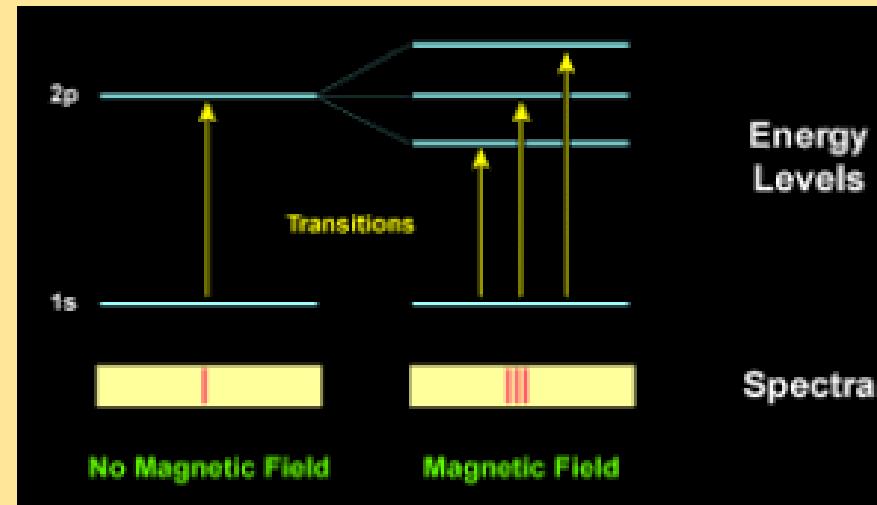
**$0 = s, 1 = p, 2 = d, 3 = f$**  stb.

# Mágneses kvantumszám

Gyenge mágneses térben levő atomok színeképvonalainak felhasadása alapján kiderült az is, hogy az  $l$  mellékkvantumszámokkal jelölt állapotokhoz egy újabb kvantumszám, a **mágneses kvantumszám** bevezetése válik indokolttá.

Jele:  $m$

Az  $l$  mellékkvantumszámhoz tartozó  $m$  lehet:  $-l, 0, +l$



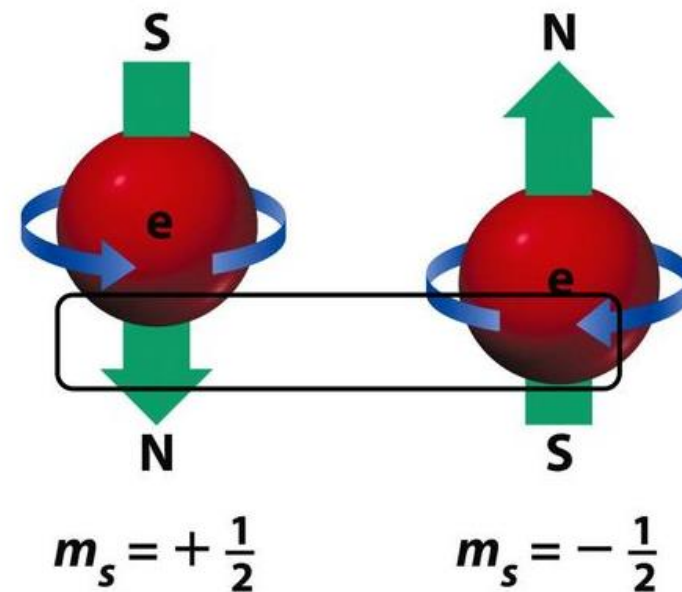
Gyenge mágneses térben levő atomok színeképvonalainak felhasadását Pieter Zeeman (1865-1943) holland fizikus fedezte fel 1896-ban.

# Spin kvantumszám

A mágneses kvantumszámmal azonban még nem zárult le az új kvantumszámok bevezetése, mert 1925-ben a tudósok rájöttek arra, hogy az elektronnak van egyfajta mágneses sajátossága, ami szintén egy, kvantumszámmal jellemezhető.

Ez lett a kémiából már ismert **spin kvantumszám**.

Elektron spin – mágneses jellemző **spinkvantumszám ( $m_s$ )**.



A kvantummechanikában a **spin** a részecskék saját, belső impulzusmomentuma (vagyis, a pályamenti impulzusmomentummal ellentétben, független a részecske mozgásától).

# Pauli elve



Wolfgang Ernst Pauli (1900-1958) osztrák származású Nobel-díjas svájci fizikus.

## Rendszerező elv

Igy, összesen négy kvantumszámmal jellemezhetjük egy elektron állapotát az, atom körül. A kvantumszámokra az osztrák-svájci Wolfgang Pauli mindössze 25 évesen megtalálta az egyik legfontosabb rendszerező elvet, ami lehetővé tette a periódusos rendszer elemeinek a felépítését.

Kizárási elvének figyelembe vételével a Mengyelejev-féle periódusos rendszert sikerült értelmezni.

## Pauli-féle kizárási elv:

Egyazon atomban nem lehetnek olyan elektronok, amelyeknek mind a négy kvantumszáma megegyezik.

Másképp fogalmazva: Az atom bármelyik kvantumállapotában, a saját impulzusnyomatékot, a spin is figyelembe véve, legfeljebb egy elektron lehet.



# Sok jelenség jól magyarázható a Bohr modellel, de...

- A kiegészített Bohr-elmélet értelmezni tudta az igen rövid hullámhosszú (nagyon nagy frekvenciájú) röntgensugárzás keletkezését is. A sugárzás egyik része a röntgenkészülék anódjába becsapódó nagy energiájú elektronok fékezési sugárzásával keletkezik.
- A másik része pedig az anódot alkotó magas rendszámú atomok külső és belső elektronhéjai közötti elektronátmeneteivel jön létre. Amikor az anódra csapódó elektronok az atomok belső elektronhéjairól egy-egy elektront kilöknek.



**A megoldást a kvantummechanikai modell adta.**