

Kvantumfizika és atomfizika – fizikatörténeti és lényegi összefoglaló

A kvantumfizika fontos állomásai:

1900 – Max Planck: Matematikailag alátámasztotta a fekete test hőmérsékleti sugárzását. Olyan matematikai összefüggést vezetett le, amely pontosan összhangban volt a tapasztalatokkal. Feltételezte, hogy a testek hőmérsékleti sugárzásának energiája kis adagokból, ún. kvantumokból tevődik össze. Az energiakvantum értéke:

$$\varepsilon = h \cdot f \text{ Planck állandó: } h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

1888 - Hallwachs, Sztolenov felfedezik a fotoeffektust (fényelektromos hatás). A jelenséget és a kísérleti eredményeket nem tudják magyarázni a fény klasszikus elektromágneses hullám elméletével. Minden próbálkozás csődöt mondott.

1905 – A. Einstein több forradalmi gondolatot fogalmaz meg publikációiban. Itt kezdi kifejleszteni a speciális relativitás elméletét.

1921 – A. Einstein megmagyarázza a fotoeffektust, felírja a jelenséget magyarázó energia mérleget. A magyarázat lényege, hogy az energia-kvantumhoz egy képzeletbeli részecskét társít, melyet fotonnak nevezünk. A fotoeffektus egy foton és egy delokalizált elektron tökéletesen rugalmatlan kölcsönhatása, melyben a foton megsemmisül. Az energia mérleg:

$$h \cdot f = W_{ki} + \frac{1}{2} m \cdot v_{max}^2$$

A fémre jellemző kilépési munka

A foton energiája A kilépő elektron maximális energiája

A kilépő elektronok maximális sebességét egy elektromos ellentérrel való lefékezés energetikájából számíthatjuk ki:

$$W = e \cdot U_{záró} = \frac{1}{2} m_e \cdot v_{max}^2$$

1922 – A. Einstein megkapja a Nobel díjat „az elméleti fizika területén szerzett érdemeiért, különös tekintettel a fényelektromos jelenség törvényszerűségeinek felismeréséért”.

A helyes atommodellhez vezető út:

1834 – M. Faraday megfogalmazza az elektrolízis törvényeit. A törvények megmagyarázhatók, ha elfogadjuk, hogy létezik egy legkisebb elektromos töltésmennyiség melyet az egyvegyértékű ion szállít. Ennek értéke:

$$e = \frac{96500 \text{ C/mol}}{6 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

1897 – J. J. Thomson katódsugaras kísérleteiben felfedezi, hogy a katódsugarak negatív töltésű részecskék sokasága. Meghatározza a fajlagos töltésüket:

$$\frac{q}{m} = 1,76 \cdot 10^{11} \frac{C}{kg}$$

J. J. Thomson megtalálta a legkisebb töltésű negatív részecskét az elektront.

Thomson előtt 1895 – ben W. C. Röntgen katódsugárcsőves kísérleteiben felfedezi, hogy a csőből ismeretlen, nagy frekvenciájú és ismeretlen sugárzás lép ki. X (Röntgen) sugaraknak nevezi. 1901 – ben (első) Nobel díjat kap.

1904 – J. J. Thomson megalkotja az első klasszikus atommodellt melyet „Mazsolás puding”, „Görögdinnye” modellként emlegetnek. XIX. század közepe óta ismert tény, hogy az anyagoknak sajátos elektromágneses kisugárzásuk van. Létrejönnek az anyagok spektrumai (ujjlenyomatai). Egyszerű gázok (H, He ..) emissziós spektruma vonalas, azaz csak bizonyos frekvenciájú fényeket képesek kisugározni. A spektrumokat semmiféleképpen nem tudták megmagyarázni, csupán „gyártott matematikákkal” magyarázták a szabályszerűségeket. (pl. Balmer, Rydberg formulák)

1911 – E. Rutherford elvégzi híres aranyfűstfóliás szórás kísérletét, mellyel cáfolja Thomson atommodelljét. Kimutatja, hogy az atom pozitív töltöttsége és tömegének 99,9 % -a egy 10^{-14} m sugarú térben sűrűsödik. Ezt atommagnak nevezi. Megalkotja saját modelljét melyet naprendszer modellnek nevezünk. Ebben a modellben az atommag körül körpályákon keringenek az elektronok, a mozgásukhoz szükséges centripetális erőt az elektrosztatikus vonzóerő biztosítja.

A modellnek sok hiányossága van: az elektrodinamika törvényei szerint a keringő, periodikusan mozgó elektronoknak folyamatosan sugározniuk kellene, az energiavesztés miatt az elektronoknak a magba kellene zuhanniuk. Így az atom nem lehetne stabil képződmény. Továbbá a modell nem magyarázza az anyagok szabályos spektrumait.

1913 – N. Bohr posztulátumokkal (elméleti felvetések) egészíti ki Rutherford modelljét:

- Az elektronok sugárzás nélkül csak meghatározott sugarú pályákon keringhetnek: $r = r_1 \cdot n^2$, ahol $r_1 = 0,05$ nm az első atompálya sugara, n a főkvantumszám. $n = 1, 2, 3 \dots$
- A pályákhoz az elektronok meghatározott energia értéke tartozik:

$$E_n = (-13,6 \text{ eV}) \frac{1}{n^2}$$

$n = 1$ jelzi a stabil alapállapotot, $x > 1$ esetén gerjesztett állapotokról beszélünk.

Az atom ionizációjához az elektron el kell érje a nullás energiaszintet: $n \rightarrow \infty$

- 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).

Bohr modellje az egy elektronos atomok esetén jól magyarázza az atomok stabilitását és spektrumát. Bohr atomja egy „lapos korong”, az elektron egy síkban elhelyezkedő körpályákon keringhet.

Bohr modelljét két év múlva, a színeképvonalak finomszerkezetét figyelembe véve pontosította A. Sommerfeld. A pontosított modellben az elektronok immár ellipszis

alakú pályákon is mozoghatnak. A pályák térbeli elhelyezkedését is kvantumszámmal írja le. Bohr – Sommerfeld modelljében egyéb kvantumszámok is megjelennek:

l – mellékkvantumszám (az ellipszis pályák tengelyeit határozza meg). $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$

m – mágneses kvantumszám mely megmagyarázza a spektrumvonalak felhasadását gyenge mágneses térben. $m = -l, \dots, -1, 0, +1, +2, \dots, l$

m_s – spinkvantumszám az elektron mágneses sajátosságát írja le. Érték: $m_s = \pm \frac{1}{2}$.

1924 - W. Pauli kijelenti kizárási elvét: Az atomban nem található két olyan elektron melynek mind a négy kvantumszáma azonos. Legalább egy kvantumszámnak különbözőnek kell lennie. A kvantumszámok segítségével értelmezhető az elemek elrendeződése a periódusos rendszerben, valamint az energia szintek betöltésének sorrendje.

1926 – Heisenberg felírja a kvantummechanika legalapvetőbb összefüggését a határozatlansági relációt:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Ha Δx egy részecske x koordinátájának megadásakor a hely bizonytalansága, Δp az impulzus bizonytalansága ezen koordinátatengely mentén, akkor a két mennyiség bizonytalanságának a szorzata nem lehet kisebb, mint a Planck-állandó 4π -ed része. Így a klasszikus szemlélet teljesen értelmét veszti a mikrovilágban, nem beszélhetünk klasszikus értelemben vett pályákról. Az elektron atom béli állapotát csak valószínűségi alapokon lehet tárgyalni.

1928 – Louis De Broglie: Felveti az anyaghullám hipotézisét miszerint anyagi részecskékből (pl. elektron) álló nyaláb hullámtulajdonságokat mutat. A mozgó anyagi részecskéhez rendelhető hullámhossz:

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

Az elmélete igazolást nyert Davisson és Germer valamint G. P. Thomson elektrondiffrakciós kísérleteiben.

1926 – Heisenberg és E. Schrödinger kidolgozzák a kvantummechanikai modellt, melyben az elektronhoz rendelt háromdimenziós állóhullámot egy hullámfüggvénnyel írják le. A hullámfüggvényre felírt Schrödinger egyenletből kikövetkeztethetők ugyanazok a kvantumszámok melyet korábban már a fizikusok megállapítottak. Az atompályák az elektronok tartózkodásának a legvalószínűbb helyeit adják meg. Jelenleg ez a modell írja le legpontosabban az atomok és molekulák világát.

A Schrödinger egyenlet így néz ki 😊:

$$\hat{H}\Psi = i\hbar \frac{\partial \Psi}{\partial t}$$