

Bohrův model

Bohrův model atomu vodíkového typu (tedy atomu, v jehož elektronovém obalu se nachází jediný elektron, např. H, He⁺, Li²⁺) pojmenovaný po svém autorovi fyzikovi Nielsi Bohrovi (https://cs.wikipedia.org/wiki/Niels_Bohr) umožnil pomocí nástrojů klasické fyziky a rozvíjející se kvantové teorie (vlnové mechaniky) popsat chování těchto jednoduchých systémů. Hlavním úspěchem tohoto modelu bylo vysvětlení čárového spektra vodíku. Pro atom zavedl Bohr tyto postuláty:

1. Atom je stabilní soustava složená z kladně nabitého jádra, v němž je soustředěna téměř celá hmotnost atomu, a z elektronového obalu. Elektrony obíhají kolem jádra po kružnicových drahách, na nichž nevyzařují žádnou energii.
2. Atom se může nacházet pouze v kvantových stacionárních stavech s určitou hodnotou energie (na určitých energetických hladinách). V takovém stavu atom nevydává ani nepřijímá energii a rozložení elektronů v jeho obalu je časově neproměnné. Těmto stavům odpovídají takové orbity elektronů, na nichž mají elektrony moment hybnosti odpovídající celočíselnému násobku redukované Planckovy konstanty.
3. Při přechodu mezi energetickými hladinami elektron absorbuje (při přechodu na hladinu s vyšší energií) nebo emituje (při přechodu na hladinu s nižší energií) právě jeden foton, jehož energie odpovídá energetickému rozdílu hladin.

Podle těchto představ obíhá elektron, který je považován za částici, po energeticky stabilní kruhové dráze (orbitu) kolem jádra atomu a přestup mezi jednotlivými drahami s různými energiemi E_1 , E_2 je umožněn přijetím nebo uvolněním diskrétního kvanta energie, které odpovídá energii absorbovaného nebo emitovaného fotonu o frekvenci ν , tedy

$$h\nu = \Delta E = E_2 - E_1.$$

Moment hybnosti elektronu (2. postulát)

Druhý postulát říká, že moment hybnosti elektronu L (připomeňme definici $\vec{L} = \vec{r} \times \vec{p} = \vec{r} \times m\vec{v}$) je kvantován, tedy že platí

$$L_n = n\hbar,$$

kde n je kladné celé číslo a $\hbar = \frac{h}{2\pi}$ je redukovaná Planckova konstanta.

Odvození pomocí De Broglieho vlnové délky

Využijeme-li toho, že délka kruhové dráhy elektronu $2\pi r_n$ odpovídá n -násobku De Broglieho vlnové délky λ pro elektron, dostaneme

$$2\pi r_n = n\lambda = n \frac{h}{p_n} = n\lambda = n \frac{h}{m_e v_n}$$

$$L_n = r_n m_e v_n = n\hbar.$$

vidíme tedy, že jsme k druhému Bohrovu postulátu dospěli z dualistického (vlnově-korpuskulárního) pohledu na elektron.

Poloměr dráhy a rychlost elektronu

Pro vztah mezi poloměrem dráhy elektronu r a jeho rychlostí v můžeme zapsat dvě rovnice:

1. vztah pro moment hybnosti, jak byl odvozen v předchozím odstavci
2. bilanci sil působících na elektron pohybující se kolem jádra na kruhové dráze – odpudivé odstředivé síly

$$F_{\text{ods}} = \frac{m_e v^2}{r} \text{ a přitažlivé elektrostatické síly } F_C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{(Ze)e}{r^2}.$$

Dostaneme tedy soustavu dvou rovnic o dvou neznámých

$$\frac{m_e v^2}{r} = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2},$$

$$vm_e r = n\hbar,$$

jejímž řešením dostaneme následující vztahy

$$r = n^2 \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{Ze^2 m_e}$$

$$v = \frac{1}{n} \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 \hbar},$$

kde m_e je hmotnost elektronu, ϵ_0 je permitivita vakua, e je elementární náboj a Z je protonové číslo jádra (resp. e je velikost náboje elektronu a Ze je velikost náboje jádra). Pro vodík je samozřejmě $Z = 1$ a tedy pro základní stav $n = 1$ bude tento tzv. Bohrov poloměr

$$a = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{e^2 m_e} \doteq 0,529 \text{ .}$$

Spektrum atomu vodíku (3. postulát)

Energie elektronu bude také kvantována, vyjádříme ji jako součet kinetické a potenciální (elektrostatické) energie

$$E = E_k + E_C = \frac{1}{2} m_e v^2 - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r}.$$

Po dosazení za r a v (dle předešlého odstavce) po úpravě vychází pro energii elektronu

$$E_n = - \frac{Z^2 e^4 m_e}{8\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} \frac{1}{n^2}.$$

Pro vodíkový atom ($Z = 1$) lze dosazením číselných hodnot konstant získat jednoduchý tvar

$$E = - \frac{1}{n^2} 13,6 \text{ eV}.$$

 Podrobnější informace naleznete na stránce [Spektrum atomu vodíku](#).

Související články

- Atom
- Orbital
- Spektrum atomu vodíku

Literatura

- HOUSECROFT, Catherine a Allan SHARPE. *Anorganická chemie*. 1. vydání. Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2014. ISBN 978-80-7080-872-6.
- VACÍK, Jiří. *Obecná chemie*. 1. vydání. Státní pedagogické nakladatelství, 1986. ISBN 14-475-86.