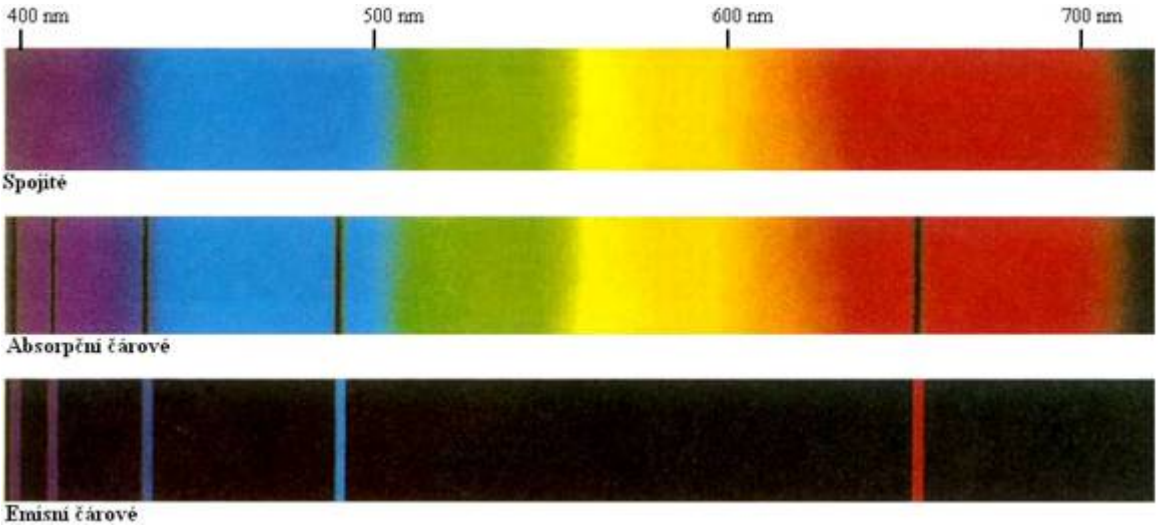
Spektrum atomu vodíku

Poznatek o tom, že energie atomů je kvantována a že může nabývat jen určitých dovolených hodnot (energetických hladin), byl získán mnohem dříve, než vznikla kvantová mechanika, a byl potvrzen řadou experimentů. První z těchto experimentů se týkaly spektra záření vydávaného atomy v elektrických výbojích a v plynech.

Realizace elektrických výbojů v různých plynech v laboratoři byla možná už ve druhé polovině 19. století. Blesk v přírodě byl znám odpradávna, byť se dlouho spekulovalo o jeho příčině vzniku.

Spektrum záření různých látek se dělí podle dvou kritérií (viz obr. 37).



Obr. 37

Prvním kritériem dělení je způsob vzniku spektra; rozeznáváme spektrum:

1. emisní - spektrum, které je vyzařováno (emitováno) daným tělesem;
2. absorpční - spektrum vznikající tak, že určité těleso část elektromagnetického záření (o určitých vlnových délkách) pohltí (absorbuje) a dál proniká elektromagnetické záření, v němž tyto pohlcené složky chybí.

Podle tvaru spektra rozeznáváme spektrum:

1. spojité - je tvořeno elektromagnetickým zářením všech vlnových délek (resp. všech vlnových délek z určitého intervalu);

Zdrojem spojitého elektromagnetického spektra je např. Slunce, žárovky, ...

2. čárové - spektrum je tvořeno pouze zářením o určitých vlnových délkách

Čárové spektrum mají plyny nebo zahřáté páry kovů, v nichž probíhá elektrický výboj (sodíková výbojka, neonka, ...).

Čárové spektrum je tvořeno čárami, které ve spektru buď chybějí a nebo jsou v něm zastoupeny osamoceně. Chybějí-li ve spektru určité čáry, jedná se o absorpční spektrum - některé čáry byly absorbovány materiálem, kterým záření procházelo na cestě od zdroje k pozorovateli. Obsahuje-li spektrum pouze izolované čáry, jedná se o spektrum emisní - daný zdroj vysílá pouze záření o určitých vlnových délkách.

Soustava spektrálních čar je pro každý druh atomů, každý prvek charakteristická. Na základě znalosti spektra lze každý prvek přesně identifikovat a provádět tak chemickou spektrální analýzu. Tímto způsobem bylo objeveno helium dříve na Slunci než na Zemi.

Každý prvek má tak vlastně jakýsi „otisk“ jako má prst u člověka. Proto lze pomocí

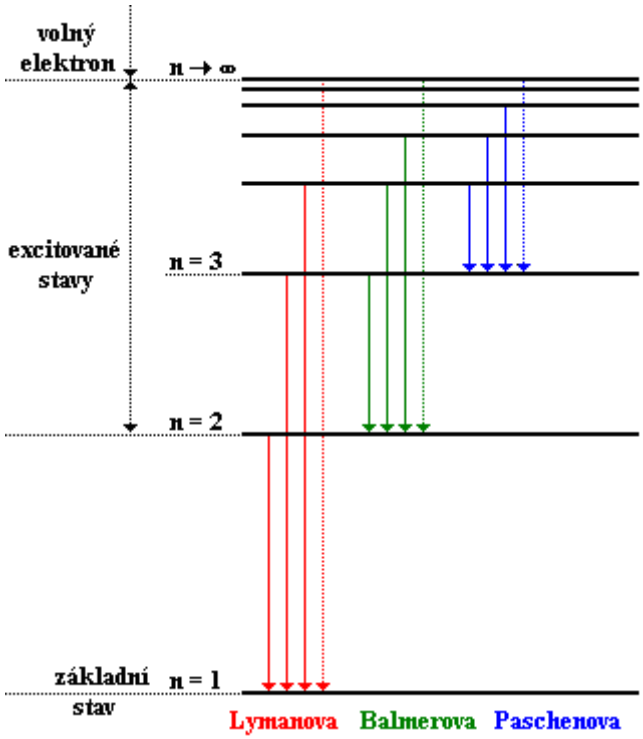
absorpčních spekter zkoumat chemické složení různých těles vyzařujících nebo pohlcujících elektromagnetické záření - např. i vesmírných těles: Slunce, hvězd, ...

Koncem padesátých let 19. století vynalezli němečtí fyzikové Gustav Robert Kirchhoff (1824 - 1887) a Robert Bunsen (1811 - 1899) spektroskop a s využitím metod spektrální analýzy objevili v roce 1860 nový prvek s šedomodrou spektrální čárou, který nazvali cesium. O rok později objevil na základě spektrální analýzy nový prvek i britský fyzik a chemik William Crookes (1832 - 1919). Jeho spektrum bylo tvořeno jasně zelenou čarou, a proto dostal prvek název thallium (řecky *thallos* znamená *zelená ratolest*).

Jako jedno z prvních bylo zkoumáno spektrum nejlehčího z prvků - vodíku. Švýcarský matematik a fyzik Johann Balmer (1825 - 1898) si v roce 1885 všiml, že pro frekvence spektrálních čar vodíku platí jednoduchá zákonitost: $f = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$, kde $n = 2, 3, 4, \ldots$ a $R \doteq 3,290.10^{15}\ \mathrm{Hz}$ je **Rydbergova frekvence**. Frekvence (resp. vlnové délky) elektromagnetického záření vypočtené na základě uvedeného vztahu velmi dobře odpovídají hodnotám naměřeným při experimentech.

Začátkem 20. století byly zjištěny další čáry vodíkového spektra a to v ultrafialové a infračervené oblasti spektra elektromagnetického záření. Také tyto čáry se řadily do sérií a jejich frekvence bylo možné vyjádřit obecnějším vztahem $f = R\left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2}\right)$, kde $n > m$, $n, m = 1, 2, 3, \ldots$. Jednotlivé série byly nazvány podle svých objevitelů (viz obr. 38):

1. $m = 1$ - série Lymanova (ultrafialová část spektra)
2. $m = 2$ - série Balmerova (viditelná část spektra)
3. $m = 3$ - série Paschenova (infračervená část spektra)
4. $m = 4$ - série Brackettova (infračervená část spektra)
5. $m = 5$ - série Pfundova (infračervená část spektra)



Obr. 38

Uvedené zákonitosti je možné vysvětlit, pokud budeme předpokládat, že atom vodíku se může nacházet na určitých energetických hladinách E_n a při přechodech (skocích) z vyšší energetické

hladiny na nižší vyzařuje elektromagnetické záření podle vztahu $hf_{nm} = E_n - E_m$, tj. po dosazení $hf_{nm} = hR\left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2}\right) = E_n - E_m$. Pro energetické hladiny vodíku odtud dostáváme: $E_n = -\frac{hR}{n^2}$.

Tyto hladiny jsou záporné, takže vyššímu *n* odpovídá vyšší hodnota energie a pro $n \to \infty$ je $E_n \to 0$ (viz obr. 38). V takovém případě je již vazba elektronu v atomu natolik slabá, že dochází k ionizaci, tj. vytržení elektronu z atomu vodíku. Elektron se stává volným a jeho energie přestává být kvantována. Elektron v tak může získat už libovolnou kladnou kinetickou energii $\frac{1}{2}mv^2$.

S rostoucím *n* se zmenšuje zlomek $\frac{hR}{n^2}$, ale zlomek $-\frac{hR}{n^2}$ se zvětšuje. Je to záporné číslo, které zmenšuje svojí absolutní hodnotu - blíží se nule.

Základní stav atomu vodíku pro $n = 1$ odpovídá energii $E_1 = -hR = -13{,}6\ \mathrm{eV}$, což je záporně vzatá ionizační energie vodíku. Abychom „rozbili“ (ionizovali) atom vodíku, musíme mu skutečně dodat energii $E_i = 13{,}6\ \mathrm{eV}$.

© Encyklopedie Fyziky (http://fyzika.jreichl.com); Jaroslav Reichl, Martin Všetička
Licence http://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/3.0/ zakazuje úpravy a komerční distribuci.