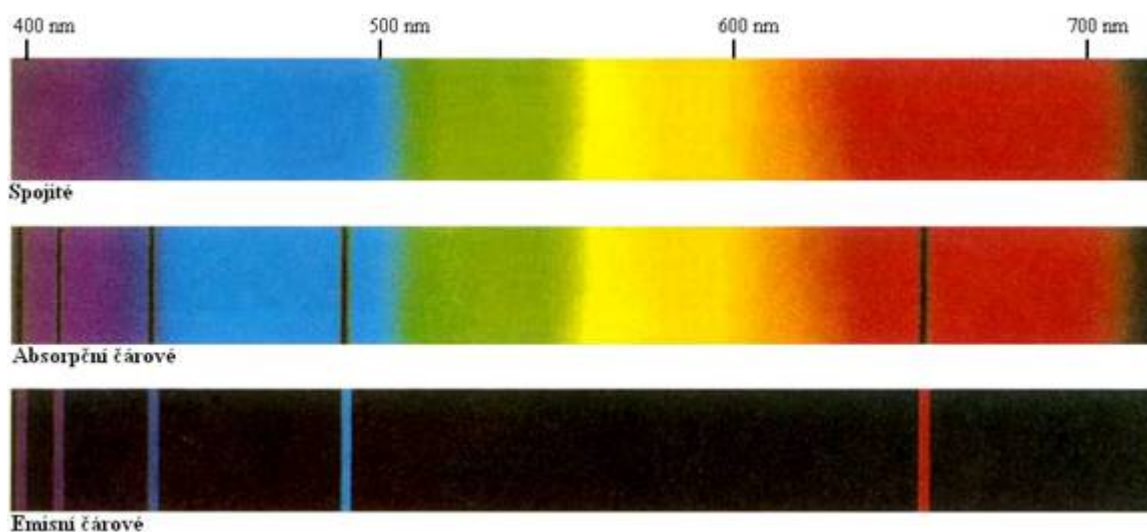


Spektrum atomu vodíku

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 atomu 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 od pradávna, byť se dlouho spekulovalo o jeho příčině vzniku.

Spektrum záření různých látek se dělí podle dvou kritérií (viz obr. 35).



Obr. 35

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 čarami, 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

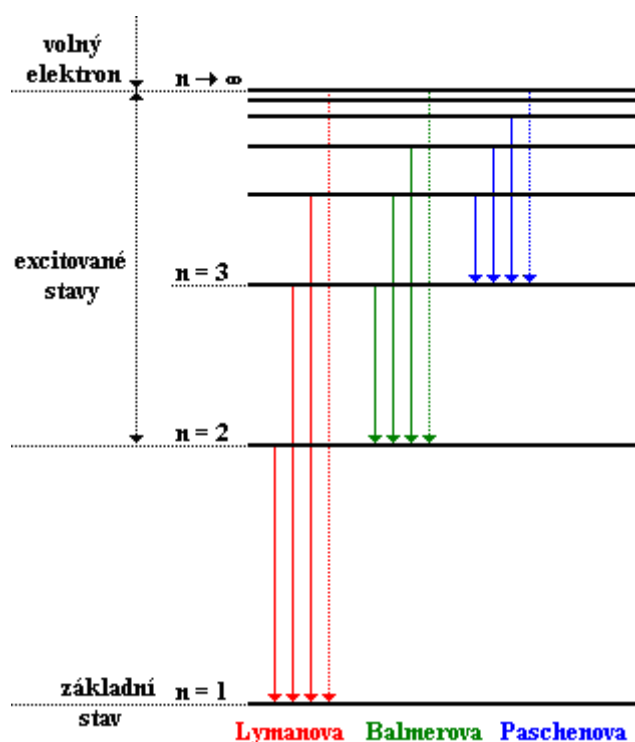
absorpčních spekter zkoumat chemické složení různých těles vyzařujících nebo pohlcujících elektromagnetické záření - např. i [vesmírných těles](#): Slunce, [hvězd](#), ...

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 čarou, 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 nejjednoduššího 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 $n = 2, 3, 4, \dots$ a $R \approx 3,290 \cdot 10^{15}$ 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 $n > m$, $n, m = 1, 2, 3, \dots$. Jednotlivé série byly nazvány podle svých objevitelů (viz obr. 36):

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. 36

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 $h\nu_{\text{fm}} = E_n - E_m$, tj. po dosazení $h\nu_{\text{fm}} = hR \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) = E_n - E_m$. 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 $n \rightarrow \infty$ je $E_n \rightarrow 0$ (viz obr. 36). 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 $E_1 = -hR = -13,6 \text{ eV}$, což je záporně vzatá ionizační energie vodíku. Abychom „rozbili“ (ionizovali) atom vodíku, musíme mu skutečně dodat energii $E_i = 13,6 \text{ eV}$.