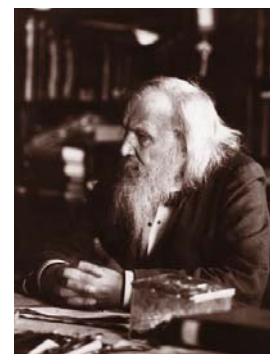


Periodický zákon aneb proč máme rádi periodickou tabulku



Portrét D. I. Mendělejeva.
Zdroj:wikipedia.org

Vít Svoboda

Ústav fyzikální chemie J. Heyrovského AV ČR, v. v. i., Dolejškova 2155/3, 182 23 Praha 8

Cílem textu je seznámit čtenáře se vznikem a principem periodického zákona a jeho přímou aplikací, tj. periodickou tabulkou prvků. První část textu se věnuje spojitosti mezi protonovým číslem a chemickými vlastnostmi prvků. Ve druhé části jsou poznatky z první části uvedeny do souvislostí s nejdůležitějšími atomárními vlastnostmi prvků: atomovým poloměrem, elektronegativitou, ionizační energií a elektronovou afinitou. Text je doplněn o řadu poznámek pod čarou, které rozšiřují nebo doplňují výklad. Poznamenejme ještě, že čtenář zběhlý v angličtině může další informace najít na anglické odnoži Wikipedie pod heslem *Periodic table* (http://en.wikipedia.org/wiki/Periodic_table).

Narození periodické tabulky

Na začátku 19. století bylo známo více než 60 prvků. To s sebou přineslo nutnost utřídění. Jenže dlouho panovala nejistota v tom, podle čeho prvky seřadit. Až v roce 1869 publikuje ruský vědec D. I. Mendělejev svoji periodickou tabulku (obr. 1). Mendělejev si povšiml, že při seřazení prvků podle jejich vzrůstající atomové hmotnosti se některé vlastnosti opakují. Tuto myšlenku dále rozpracoval a zjistil, že u prvků existuje periodicitu vlastností. Mendělejev vyslovil první podobu periodického zákona: *vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich atomové hmotnosti*. Seřadíme-li prvky do tabulky tak, že do sloupců pod sebe umístíme prvky s podobnými vlastnostmi, dostaneme v řádku právě jednu periodu. Mendělejevova periodická tabulka obsahovala mezery, protože do těchto mezer nezapadal z dosud známých prvků žádný. Mendělejev na základě svého periodického zákona předpověděl pro tyto chybějící prvky vlastnosti. Triumf přišel, když bylo ještě za jeho života objeveno předpovězené galium a germanium. Prvky byly podrobeny zkoumání a jejich vlastnosti odpovídaly těm, které Mendělejev předpověděl. Periodická tabulka a s ní periodický zákon zaujaly pevně své místo v rodící se moderní chemii.

Periodická tabulka dnes

Dnešní periodická tabulka se od původní Mendělejevovy tabulky dost odlišuje. Nejpodstatnější změnou je přepracování formulace periodického zákona, které přišlo s objevem vnitřní struktury atomu. Dnešní znění periodického zákona je možné formulovat následovně: *vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich vzrůstajícího protonového čísla*.

Dalším rysem dnešní tabulky je její celistvost, všechny přirozené se vyskytující prvky už jsou v perio-

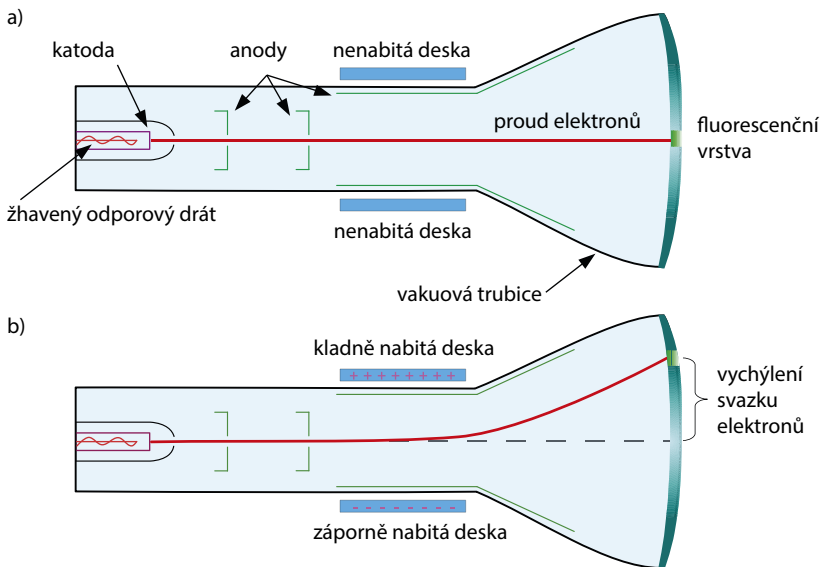
Řecka	Gruppe I. — R'0	Gruppe II. — R0	Gruppe III. — R'0'	Gruppe IV. RH' R0'	Gruppe V. RH' R'0'	Gruppe VI. RH' R0'	Gruppe VII. RH R'0'	Gruppe VIII. — R0'
1	II=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	So=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Su=118	Sb=122	To=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Co=140				
9	(—)							
10			?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184		Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208			
12				Th=231		U=240		

Obr. 1 Mendělejevova periodická tabulka prvků z roku 1874. Zdroj:wikipedia.org

dické tabulce zaneseny. Posledním přirozeným prvkem je uran. Prvky stojící za uranem jsou připraveny uměle v laboratorních částicové fyziky, buď pomocí záhytu neutronů jádrem uranu ²³⁸U a následným β⁻ rozpadem, nebo bombardováním těžkých prvků urychlenými ionty v urychlovačích částic. Těmto prvkům říkáme transurany. I díky tomu, že stavíme výkonnější a větší urychlovače, není počet prvků v periodické tabulce konečný a stále přibývá tzv. supertěžkých prvků. Aktuální stav k roku 2014 je 118 prvků. Pro současné pojetí chemie je zdaleka nejdůležitější objevení vnitřní struktury atomu, proto jí věnujeme pár řádků.

Dlouhá cesta k atomu

Prvním atomistou (vědec, který je přívržencem atomistické teorie o částicové povaze hmoty) v dějinách byl Démokritos, který si položil zdánlivě nevinnou otázku: Co se stane, budeme-li dělit například kus kamene stále dál a dál? Po pečlivém filozofickém bádání dospěl



Obr. 2 Schematické znázornění Thomsonova experimentu. Na panelu a) je znázorněn experiment, kdy ze žhaveného vlákna vylétávají elektrony, pomocí potenciálového rozdílu jsou urychleny a dopadají v přímém směru na fluorescenční vrstvu. Na panelu b) je znázorněn ten samý experiment s tím rozdílem, že na desky je přivedeno napětí, což způsobí vychýlení svazku elektronů směrem ke kladně nabitě desce, protože mezi elektrony a deskou působí přitažlivá síla.

k závěru, že musí existovat nejmenší kus kamene, který už není možné dále dělit, protože jinak by nám při nekonečném dělení nezbylo nic a není přeci možné, aby z něčeho vzniklo nic. Proto Démokritos zavedl átomos (ἄτομος) neboli nejmenší, již dále nedělitelný kus hmoty. Pro něj átomos neměl význam nějaké částice, pouze čehosi, co dostane po zdlouhavém dělení. Protože Démokritos nebyl ve starém Řecku moc oblíben, upadly jeho myšlenky v zapomnění...

Teprve až v 19. století přichází anglický chemik a fyzik John Dalton s revolučním tvrzením, že veškeré chemické látky jsou složeny z malých, dále nedělitelných částic. Tyto částice Dalton nazval atomy. Položil tak základy moderní atomistické teorie hmoty. Atomistickou teorii je možné shrnout do pěti jednoduchých principů: (1) prvky se skládají z částic zvaných atomy, (2) atomy daného prvku jsou identické ve velikosti, hmotnosti a dalších vlastnostech, atomy odlišných prvků se v těchto vlastnostech liší, (3) atomy nemohou být dále děleny, vytvořeny nebo zničeny, (4) atomy různých elementů se kombinují v celočíselném poměru a tvoří tak chemické sloučeniny, (5) při chemických reakcích dochází k přeuspořádání atomů eduktů¹ do produktů. Daltonovi se podařil husarský kousek. Přesvědčil vědce, že hmota kolem nás se skládá z částic – atomů –, i přesto, že žádný z vědců té doby atomy nemohl přímo pozorovat. Netrvalo však ani 100 let a atomistická teorie obdržela vážnou ránu.

Átomos už není dále nedělitelný

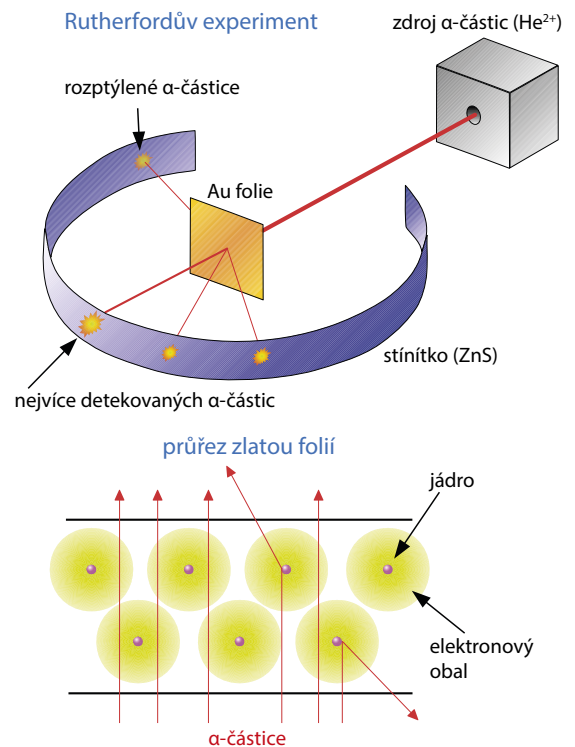
V roce 1897 publikuje další anglický fyzik J. J. Thomson překvapivou práci. V ní vyvrací třetí bod atomistické teorie, že atomy jsou dále nedělitelné. Thomson provádí komplikované experimenty s tzv. katodovým zářením (obr. 2). Podstata experimentu je následující. Ze skleněné trubice s elektrodami se postupně odčerpává vzduch. Pokud je na elektrody přiloženo vysoké napětí, začne plyn v trubici zářit. Další snížení

1 Pro výchozí látky je správným označením slovo edukty, běžně používané označení reaktanty znamená jakoukoliv látku v dané chemické reakci, takže i produkt.

tlaku plynu vede k tomu, že začíná zářit i stěna skleněné trubice naproti záporné elektrodě (katodě). Dá se předpokládat, že katoda emituje jistý druh záření. Navíc toto záření přenášelo energii a mělo elektrický náboj. Thomson vyslovil předpoklad, že jde o tok částic. Měřením určil jejich hmotnost a jejich záporný náboj. Částice byly pojmenovány elektrony. Vzhledem k malé hmotnosti elektronů, menší než hmotnost atomu, Thomson usoudil, že elektrony musejí být součástí atomů. Navrhl proto model atomu, který měl vysvětlit jeho vnitřní stavbu. Thomson si atom představoval jako pudink (proto někdy označujeme Thomsonův model atomu za pudinkový), který je elektricky kladně nabitý a v něm jsou náhodně rozmístěny rozinky – záporné elektrony².

O necelých 20 let později přichází další britský vědec E. Rutherford s objevem kladného atomového jádra. Rutherford provedl experiment (obr. 3), kdy tenkou zlatou fólií ostřeloval částicemi α (jádro atomu helia, He^{2+}) a pozoroval rozptylový obrazec na stínítku. Pakliže by byl Thomsonův model správný, kladně nabitě částice α by se po průchodu atomem se spojitým „pudinkem“ kladného náboje nerozptylovaly. Rutherford ale pozoroval něco úplně jiného. Částice se rozptylovaly a bylo možné určit místa, ve kterých žádné α částice na stínítku nedopadly. Rutherford usoudil, že atomy musejí obsahovat velmi malé kladně nabitě jádro, ve kterém je soustředěna skoro veškerá hmotnost atomu. Částice v jádru pojmenoval protony. Rutherford si byl dobře vědom, že kladně nabitě částice se od sebe snaží oddálit, proto teoreticky předpověděl existenci další částice v atomovém

2 V Thomsonově době se z provedených experimentů vědělo, že atom musí být elektricky neutrální.



Obr. 3 Schematické znázornění Rutherfordova experimentu. Tenká zlatá fólie je ostřelována α -částicemi (jádro helia He^{2+}). Většina α -částic je detekována na stínítku v přímém směru, avšak malá část je rozptýlena. Rozptyl je způsoben odpuzováním kladně α -částice od kladně nabitě jádra. Tímto experimentem Rutherford dokázal existenci malých, kladně nabitě jader a vyvrátil tak platnost pudinkového modelu.

jádře, která by protony držela v dostatečné vzdálenosti od sebe, aby neměly tendenci se od sebe odtrhnout.

Předpovězenou částici o 30 let později pozoroval britský fyzik J. Chadwick. Částici pojmenoval neutron. Neutron je elektricky neutrální částice, což znamená, že neinteraguje s elektromagnetickým zářením. Proto trvalo tak dlouho, než byla objevena. Její objev znamenal první krok k atomové bombě. Chadwick byl jedním z vědců z projektu Manhattan, který se na první bombě podílel.

Povídání o stavbě atomu uzavřeme novým modelem atomu. Model navrhl E. Rutherford, a jelikož je analogií ke sluneční soustavě, bývá označován jako planetární model. Podle Rutherfordova modelu obíhají elektrony atomové jádro po kružnicových drahách, podobně jako planety obíhají Slunce. Ovšem i tento model má vážný problém.

A tu povstala kvantová mechanika

Z experimentů s volnými atomy v elektrickém poli bylo zjištěno, že atom je elektricky neutrální, tj. nenese elektrický náboj. Aby byla tato podmínka splněna, musí být jádro obklopeno takovým počtem elektronů, kolik má protonů, jelikož proton i elektron mají stejný, tzv. elementární náboj, pouze opačná znaménka. Ovšem okamžitě vyvstal jeden rozpor. Víme, že kladné a záporné náboje se přitahují. Víme, že podle Rutherfordova modelu obíhají elektrony po kružnicích. Ovšem problémem planetárního modelu atomu je, že elektron obíhající po kružnici kolem kladně nabitého jádra vyzařuje energii v podobě elektromagnetického záření. Vyzařování bude snižovat energii elektronu a elektron se bude postupně přibližovat k jádru, až s ním splyne. Atomy by byly nestabilní. Rutherfordův model atomu tak také není správný.

S modelem opravujícím nedostatky planetárního modelu přišel Niels Bohr. Navrhl model atomu vodíku, který založil na čtyřech postulátech: (1) elektrony se pohybují po kružnicových trajektoriích, (2) při přechodu z jedné kružnice na druhou elektron pohltí nebo vyzáří foton, (3) jsou dovoleny jen ty kružnice, na nichž má elektron moment hybnosti rovný celočíselnému násobku Planckovy konstanty a (4) na takovýchto kružnicích elektron nevyzařuje žádné elektromagnetické záření (obr. 4). Poslední dva postuláty jsou klíčové, třetí zavádí pojem kvantování a čtvrtý řeší problém Rutherfordova modelu.

Atom vodíku je tvořen jedním protonem a jedním elektronem. Na elektron obíhající kolem protonu působí dvojice sil – Coulombova síla F_E a odstředivá síla F_O . Aby byl elektron v rovnováze, musí být výslednice sil působících na elektron nulová. Tuto podmínku můžeme zapsat:

$$F_O + F_E = 0. \quad (1)$$

Dosadíme-li za odstředivou sílu a Coulombovu sílu z jejich definic, dostaneme:

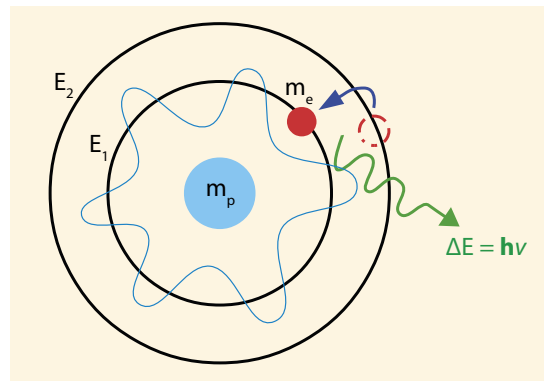
$$\frac{m_e v^2}{r} - k \frac{e^2}{r^2} = 0 \rightarrow \frac{m_e v^2}{r} = k \frac{e^2}{r^2}, \quad (2)$$

kde k je rovno výrazu $1/(4\pi\epsilon_0)$. Pro celkovou energii elektronu platí, že se musí rovnat součtu energie kinetické a potenciální:

$$E = E_k + E_p. \quad (3)$$

Upravíme vztah (3) do tvaru:

$$E = \frac{1}{2} m_e v^2 - k \frac{e^2}{r}, \quad (4)$$



Obr. 4 Bohrov model atomu vodíku. Kladný proton o hmotnosti m_p je obíhán elektronem o hmotnosti m_e po daných kružnicových drahách. Přeskok elektronu z vyšší hladiny E_2 na nižší hladinu E_1 je doprovázen emisí fotonu o energii rozdílu hladin $E_2 - E_1 = h\nu$.

a dosadíme ze vztahu (2):

$$E = \frac{1}{2} k \frac{e^2}{r} - k \frac{e^2}{r} = -\frac{1}{2} k \frac{e^2}{r}. \quad (5)$$

Výraz (5) je výslednou energií elektronu obíhajícího kolem jádra vodíku, tj. protonu. Vidíme, že energie závisí na poloměru kružnice r .

Bohrův třetí postulát umožní vyřešit, po kterých kružnicích se smí elektron pohybovat. Nejprve si definujme moment hybnosti $L = mvr$. Podle postulátu se musí moment hybnosti elektronu rovnat celočíselnému násobku Planckovy konstanty – to zapíšeme jako:

$$L_e = m_e v r = n\hbar, \quad (6)$$

kde \hbar je Planckova konstanta³ h dělená výrazem 2π a n je libovolné přirozené číslo. Vyjádříme ze vztahu (6) rychlost a tu dosadíme do vztahu (2):

$$m_e \left(\frac{n\hbar}{m_e r} \right)^2 = \frac{ke^2}{r}. \quad (7)$$

Nyní vyjádříme ze vztahu (7) poloměr kružnic r :

$$r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{ke^2 m_e}, \text{ kde } n = 1, 2, 3, \dots \quad (8)$$

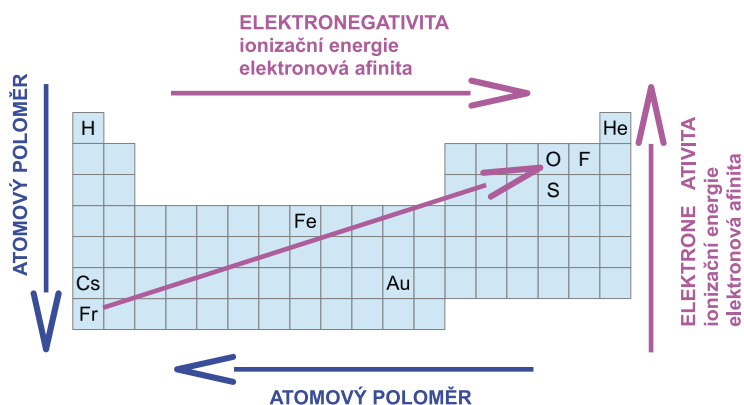
Index u poloměru kružnice naznačuje, že závisí na parametru n . Položíme-li za $n = 1$ dostaneme hodnotu poloměru pro první kružnici $a_0 \equiv r_1 = 5,31 \cdot 10^{-11}$ m, kterou označujeme jako Bohrov atomový poloměr.

Spojením vztahu pro výpočet energie a poloměru kružnice dostaneme vztah, který umožní určovat energetické hladiny u atomu vodíku:

$$E_n = -\frac{k^2 e^4 m_e}{2n^2 \hbar^2} = -\frac{13,6}{n^2} \text{ [eV]}. \quad (9)$$

Ve vztahu (9) je použito vyjádření v energetických jednotkách elektronvolt. Převod mezi joulem a elekt-

3 Důvody pro zavedení tzv. redukované Planckovy konstanty \hbar jsou komplikované. Podle de Broglieova postulátu o dualitě (částice mohou mít jak vlnový, tak korpuskulární charakter) platí $\lambda = h/p$, kde $p = mv$ je hybnost charakterizující částice (korpuskule) a λ je vlnová délka charakterizující vlny. Představíme-li si, že elektron se pohybuje po kružnici tak, že jí opisuje sinusovou funkcí, a požadujeme, aby se na kružnici vešel celočíselný násobek vlnové délky, musí platit $2\pi r = n\lambda$. Dosadíme za λ z de Broglieova vztahu a výraz upravíme na tvar $pr = n\hbar/(2\pi)$. Dosazením za hybnost poskytne vztah $mvr = n\hbar/(2\pi)$. Odvodili jsme tak třetí Bohrov postulát a také ihned vidíme význam zavedení redukované Planckovy konstanty.



Obr. 5 Zjednodušená periodická tabulka. V tabulce jsou šipkami vyznačeny trendy růstu nejdůležitějších vlastností: atomový poloměr, elektronegativita, ionizační energie, elektronová afinita.

ronvoltem je $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. Je vidět, že s rostoucí hodnotou parametru n dochází ke zhušťování energetických hladin. Parametr n je znám jako hlavní kvantové číslo, které určuje energetický obsah orbitalů, kde pro atom vodíku můžeme energii orbitalu spočítat podle vztahu (9).

Druhý Bohrovův postulát říká, že přejde-li elektron z jedné povolené hladiny (kružnice) na druhou, vyzáří nebo pohltí energii jednoho fotonu. Energie fotonu je dána Planckovým vztahem, kde ν je frekvence definovaná jako podíl c/λ , kde c je rychlost světla ve vakuu a λ vlnová délka. Konkrétně pro přechod z hladiny $n = 2$ na hladinu $n = 1$ dostaneme:

$$\nu = \frac{E_2 - E_1}{h}.$$

Bohrův druhý postulát tak vysvětluje pozorovaná čárová spektra atomů vodíku.

Bohr zavedl předpoklad, že svět atomů není spojitý, ale je rozdělen do diskretních kvant. Tím položil základy úplně nové disciplíny – kvantové mechaniky. Dále předpokládal, že u atomu vodíku se elektron může nacházet na kružnicích o určitých diskretních hodnotách poloměru a že těmto hodnotám přísluší diskretní hodnoty energie. Když dojde k přeskočení elektronu, děje se tak z jedné diskretní hladiny do druhé. Při přeskočení dochází k pohlcení nebo vyzáření energie, která odpovídá rozdílu energetických hladin a je uložena do frekvence fotonu, kvanta elektromagnetického záření (o Bohrově modelu atomu pěkně pojednávají články uveřejněné v tomto časopise 5/2013 a v PMFA 2/2008).

Návrat do normálního světa

Chemické vlastnosti prvků závisí na struktuře elektronového obalu a ta je závislá na protonovém čísle. Malý výlet do kvantové mechaniky ukázal, že poloměr atomu, daný velikostí elektronového obalu, je závislý na protonovém čísle. Stejně tak energie atomových orbitalů neboli prostoru, kde se nacházejí elektrony, závisí na protonovém čísle. Poslední dvě tvrzení si zaslouží bližší komentář. Proton i elektron mají stejnou velikost náboje rovnou elementárnímu náboji e . Sílu, kterou na sebe proton s elektronem působí v atomu vodíku, vystihuje Coulombův zákon:

$$F_E = -k \frac{Q_1 Q_2}{r^2} = -k \frac{e^2}{r^2}. \quad (10)$$

Prvky se od sebe odlišují různou velikostí protonového čísla Z . Náboj jádra a elektronového obalu jiného

prvku než vodíku zapíšeme jako $Q = Ze$. Vztahy pro energii (9) a poloměr (8) pak přejdou na tvar:

$$E_n = -13,6 \frac{Z^2}{n^2} [\text{eV}], \quad (11)$$

$$r_n = a_0 \frac{n^2}{Z}. \quad (12)$$

Při použití vztahů (11) a (12) je nutné mít na paměti jednu skutečnost. Oba jsou odvozeny na základě Bohrova modelu atomu vodíku, ten je ovšem špatně. Správná je až teorie vycházející z kvantové mechaniky a řešení Schrödingerovy rovnice. Ovšem i tak poskytují užitečnou informaci. Pro atom vodíku dávají dobré výsledky, pro ostatní atomy poskytují alespoň kvalitativní odhad.

Orientace v tabulce

Periodická tabulka je seřazením prvků podle rostoucího protonového čísla. Prvky jsou setříděny do řádků a sloupců. Řádky se nazývají periody. V jednom sloupci mají prvky shodný počet elektronů ve valenční vrstvě. Valenční vrstva je nejvyšší elektronová hladina, která je zaplněna elektrony. Právě tyto elektrony se účastní chemických vazeb a určují chemické vlastnosti prvku, a proto prvky v jednom sloupci mají podobné chemické vlastnosti.

Dnešní periodická tabulka je rozdělena do sedmi period a 18 skupin. Dále je tabulka dělena do 4 bloků, podle toho, ve kterém orbitalu se nacházejí valenční elektrony. Blok s obsahuje prvky 1. a 2. skupiny, blok p prvky 13. až 18. skupiny, blok d prvky 3. až 12. skupiny a blok f , který je vyčleněn pod tabulku, obsahuje 28 prvků rozdělených do dvou skupin – lanthanoidy a aktinoidy. Dále je zvykem tabulku dělit na prvky hlavních a vedlejších skupin. Mezi hlavní skupiny patří prvky, které mají valenční elektrony v orbitalech s a p , mezi vedlejší skupiny patří prvky s valenčními elektrony v orbitalech d a f (obr. 5).

Čtení v periodické tabulce

Atomový poloměr

První vlastností prvků, která nás bude zajímat, je velikost/poloměr atomů. Je nutné si uvědomit, že atomový poloměr je z fyzikálního pohledu špatně definovanou veličinou. Jeho hodnota závisí na přijaté definici, my se přidržíme Bohrova modelu. Pak ze vztahu (12) plyne, že v periodě, kde je n konstantní, poloměr klesá s rostoucím protonovým číslem, tj. zleva doprava. Ve skupinách roste poloměr shora dolů, protože ve sku-



Portrét Ernesta Rutherforda a J. J. Thomsona.
Zdroj:wikipedia.org

pinách roste n rychleji než protonové číslo Z . Z předchozího plyne, že největším prvkem je francium. Na druhé straně nejmenším prvkem je vodík, protože obsahuje pouze jeden elektron a jeden proton. Druhým nejmenším prvkem je v souladu s pravidlem uvedeným výše helium.

V praxi se atomové poloměry určují nesnadno. Jediný poloměr, který známe exaktně z teorie, je poloměr vodíku. Dále umíme velice přesně určit délky vazeb pomocí rentgenostrukturní analýzy. Postupným měřením délek kovalentních vazeb mezi vodíkem a jiným prvkem dostaneme tzv. kovalentní poloměry příslušející jednotlivým prvkům. Pro úplnost se ještě zmiňme o iontových poloměrech. Když z elektroneutralního atomu vzniká ion, dochází buď k odtržení elektronu – vzniká kation, nebo k přijetí elektronu – vzniká anion. Vyjdeme-li z jednoduché představy Bohrova modelu atomu, je zřejmé, že když přidáme k atomu jeden elektron, musí poloměr vzrůst, proto jsou anionty vždy větší než příslušné atomy. Naopak odebrání elektronu z obalu způsobí, že poloměr se zmenší, proto jsou kationty vždy menší než příslušné atomy.

Elektronegativita

Elektronegativita je vlastnost vyjadřující tendenci jádra přitahovat/poutat k sobě elektrony. Čím vyšší elektronegativitu bude prvek mít, tím bude mít větší tendenci vyskytovat se jako anion. Síla, která k atomovému jádru přitahuje elektrony, je Coulombova. Tato síla je tím větší, čím více protonů se v jádře nalézá. Z definice Coulombovy síly (10) vidíme, že klesá⁴ s rostoucím kvadrátem poloměru. Z toho plyne, že největší elektronegativitu budou mít ty prvky, které mají relativně velký počet protonů, a zároveň jsou malé.

Srovnáním tohoto požadavku s trendem atomových poloměrů dospějeme k závěru, že největší elektronegativitu má fluor. Elektronegativity vzácných plynů nemá smysl definovat, když zůstaneme u toho, že netvoří sloučeniny – jsou inertní. Naopak nejnižší elektronegativita, tím pádem největší elektropozitivita – vlastnost opačná k elektronegativitě – přísluší franciu. Průběh elektronegativit můžeme shrnout následovně. V periodě zleva doprava roste, ve sloupcích roste zezdola nahoru. Elektronegativita má přímou souvislost s kovovým a nekovovým charakterem prvků. Čím více jsou prvky elektronegativní, tím více roste jejich nekovový charakter a naopak.

Ionizační energie a elektronová afinita

Ionizační energie IE je energie, kterou musíme dodat, abychom z prvku vytrhli elektron – z prvku se stane kation. Tuto energii můžeme dodat jako tepelnou, ale častěji jako světelnou energii záření. Proces můžeme popsat rovnicí $M \rightarrow M^+ + e^-$, pak ionizační energie je rovna:

$$IE = h\nu = E(M^+) - E(M). \quad (13)$$

Je zřejmé, že na vytržení elektronu je nutné dodat tím více energie, čím více je elektron poután k jádru. Míra síly poutající elektron k jádru je elektronegativita. Proto je trend velikostí ionizační energie shodný s trendem elektronegativity, tzn. roste ve sloupci zespoda nahoru a v periodě zleva doprava.

4 Poklesem se myslí přiblížení ke kladným hodnotám. Coulombova síla je totiž záporná, jedná-li se o přitahování nábojů, a kladná, jedná-li se o odpuzování nábojů.



Portrét Nielse Bohra a Jamese Chadwicka. Zdroj: wikipedia.org

Elektronová afinita EA je energie, která se uvolní, když vznikne z atomu připojením elektronu anion. Energie se nejčastěji uvolní v podobě elektromagnetického záření. Proces zapíšeme rovnicí $M + e^- \rightarrow M^-$. Pak elektronová afinita je rovna:

$$EA = -h\nu = E(M^-) - E(M). \quad (14)$$

Hodnota elektronové afinity je záporná. To souvisí s konvencí, která říká, že na vše se díváme z pohledu studovaného systému. V našem případě je studovaným systémem atom, který se stává aniontem. Foton je ze systému vyzářen, a tak odnáší ze systému část energie. Systém je o tuto energii chudší, proto je energie záporná. Trend hodnot elektronových afinit je shodný s trendem ionizačních energií. Elektronegativní atomy rády přijmou elektron, a navíc ho silně připoutají, čímž dojde k uvolnění velkého množství energie.

Pomoc, začínám se ztrácet

Periodická tabulka je poměrně jednoduchý a graficky přehledný nástroj, který umožňuje získat velké množství informací o prvcích a jejich vlastnostech. Zkušenému chemikovi stačí letmý pohled na tabulku (jestliže ji nenosí celou v hlavě) a dokáže usuzovat na mnohé věci z reaktivity a vazebných možností daného prvku. Chce to jen trochu cviku.

Literatura doporučená k dalšímu studiu

- L. Richtera: *Periodický systém prvků*. VŠCHT, Praha 2013. Dostupné z WWW: http://vydavatelstvi.vscht.cz/knihy/uid_isbn-978-80-7080-860-3/978-80-7080-860-3.pdf.
- P. W. Atkins: *Periodické království: cesta do země chemických prvků*. Academia, Praha 2005.
- J. Zýka, V. Karpenko: *Prvky očima minulosti*. Práce, Praha 1984, s. 149.
- V. Trkal: *Stavba atomů a molekul*. 2. vyd., SNTL, Praha 1980.
- A. K. Barnard: *Teoretické základy anorganické chemie*. 2. vyd., SNTL, Praha 1975.
- S. S. Bacanov: *Elektronegativita prvků a chemická vazba*. SNTL, Praha 1965.
- V. H. Matula: *Boj o tajemství hmoty: cesta chemie*. E. Beaufort, Praha 1939, s. 121.
- E. von Mayer: *Geschichte der Chemie*. 4-te Auflage, Verlag Von Veit und Comp., Leipzig 1914, s. 340.