

Periodická tabulka prvků

Aleš Lacina

Ústav teoretické fyziky a astrofyziky, Přírodovědecká fakulta MU, Kotlářská 2, 611 37 Brno; lacina@sci.muni.cz

Periodická tabulka prvků, jež je jedním z vrcholných systemizačních počínů celé přírodovědy, je tradičně spojována se jménem Mendělejevovým. U příležitosti jejích stopadesátých narozenin je kromě nezpochybnitelných, široce známých a uznávaných zásluh tohoto ruského učenice namísto připomenout i nezanedbatelný podíl jeho předchůdců, současníků a následovníků.

Prehistorie

První náznaky cesty k dnešní periodické tabulce prvků se začínají rýsovat již v sedmnáctém století, kdy řada přírodních filozofů (Francis Bacon, Galileo Galilei, René Descartes, Pierre Gassendi) v dílčích úvahách postupně oživovala antické atomistické představy. Za její skrytý prvopočátek lze pak ve zpětném pohledu označit rok 1661, v němž *Robert Boyle* zásadně odmítl aristotelovskou doktrínu čtyř spojitých nehmotných elementů (teplo, chlad, vlhkost, suchost), jejichž vzájemné soupeření v univerzální spojitě pralátce mělo být příčinou rozmanitých vlastností všech těles, a zformuloval názor na strukturu hmoty, který je předobrazem jejího moderního pojetí. Látky rozdělil na prvky, jež sestávají z částic různých druhů a velikostí, na něž však nemohou být žádným známým způsobem rozloženy, a směsi a sloučeniny, které naopak rozložitelné (na tyto prvky) jsou. Jako první tak uvedl do chemie částicovou koncepci stavby látek, přičemž zdůraznil význam experimentu, čistoty materiálů a přesnosti vyhodnocení pro veškeré chemické úvahy.

Boylovým přímým ideovým pokračovatelem se stal *Antoine Lavoisier*, který roku 1789 vymezil chemický prvek způsobem, jenž postačoval všem potřebám přírodovědy po dalších více než sto let až do objevu izotopů – totiž jako *látku, kterou nelze chemickou reakcí rozdělit na látky jednodušší*. Třiatřicet z tehdy známých látek, jež považoval za nerozložitelné, rozdělil do čtyř skupin na plyny, zeminy, nekovy a kovy. Skutečných prvků však jeho soupis obsahoval o deset méně, neboť mezi plyny zařadil i světlo a teplo, kterým přisuzoval materiální povahu, do zemin pak řadu oxidů, jejichž rozklad tehdejší experimentální možnosti neumožňovaly.



Antoine-Laurent de Lavoisier (26. 8. 1743 – 8. 5. 1794)



John Dalton (6. 9. 1766 – 27. 7. 1844)

Počátky novodobého chemického atomismu

Téhož roku přišel *William Higgins* jako první s nápadem, že sloučeniny vznikají spojováním konečných částic (*ultimate particles*) chemických prvků. Použil jej jako jeden z podpůrných důvodů ve své argumentaci proti existenci flogistonu, která byla těžištěm jeho sdělení, a dále už jej nijak nerozvíjel. A tak, přestože svoji prvotní ideu vyjádřil i přehlednou symbolikou, většina chemické komunity považuje za zakladatele chemického atomismu *Johna Daltona*, jenž publikoval po řadě přípravných prací v roce 1808 obsažnější, ucelenější a propracovanější teoretickou koncepci.¹

Dalton založil svoje pojetí na předpokladu, že základními stavebními jednotkami hmoty jsou nezničitelné, nestvořitelné (a tudíž také nedělitelné) atomy prvků, které se mohou v chemických reakcích spojovat na „složené (dvojně, trojně, ..., vícenásobné) atomy“ sloučenin. Všechny atomy téže chemické látky přitom považoval za zcela identické, zatímco atomy různých látek za odlišné. Na základě originálně pojatého rozboru chemických experimentálních dat opřeného o tyto představy zformuloval již roku 1802 *zákon násobných poměrů slučovacíh*, z něhož následně vyšel při určování relativní atomové váhy (dnes bychom řekli hmotnosti) tehdy známých prvků. Dvacet z nich pak uspořádal podle hodnot, které této vůbec první – a na dlouhou dobu jediné – kvantitativní charakteristice atomů přiřadil.

¹ Více se lze o tomto svého času dosti ostrém prioritním sporu dočíst např. v [1].



Johann Wolfgang Döbereiner (13. 12. 1780 – 24. 3. 1849)

Proměny výchozích představ a rané pokusy o systemizaci

Přes svoji názornost posílenou i grafickým vyjádřením a logické projasnění problematiky se Daltonovy myšlenky šířily jen pomalu a přijímány byly velmi rezervovaně. Nepřilíší přesné výchozí experimentální údaje, chybný předpoklad o monoatomickém charakteru všech prvků a často mylné odhady, jimiž Dalton obcházel absenci spolehlivé informace o počtech atomů slučovaných prvků v „atomech sloučenin“, způsobily, že některé z jeho závěrů byly nejen nesprávné (konkrétní hodnoty atomových vah), ale dokonce si i vzájemně protirekly. Na takový rozpor poukázal například již v roce 1809 *Joseph-Louis Gay-Lussac* a konstatoval, že pro sladění Daltonovy koncepce s jeho vlastními experimentálními výsledky (zákon jednoduchých objemových poměrů slučovacích pro plyny) by bylo třeba připustit i existenci „poloatomů“. Tento problém elegantně vyřešil už o tři roky později *Amedeo Avogadro* vyslovením domněnky, že základními částicemi látek (a to i mnohých prvků) nejsou nedělitelné atomy, ale částice z atomů složené – totiž molekuly –, a že stejné objemy plynů obsahují (za stejného tlaku a teploty) stejné počty těchto molekul. Dnes všeobecně uznávaná idea však ve své době nenalezla patřičný ohlas a na dalších téměř padesát let upadla v zapomnutí.

Nepřijal ji ani velmi vlivný zakladatel moderní chemické symboliky (označování prvků písmenovými symboly opatřovanými ve vzorcích sloučenin číselnými indexy) *Jöns Jacob Berzelius*. Ten – stejně jako Dalton – považoval prvky za složené z nesloučených atomů, kterým však přisoudil elektrické náboje, čímž prvky rozdělil na elektropozitivní a elektronegativní, a chemickou vazbu vysvětloval přitahováním opačně nabitých částic. Současným uvážením Gay-Lussacových zjištění, která Dalton naopak odmítl, dospěl k adekvátnějším primárním odhadům struktury molekul (např. H_2O , oproti Daltonovu HO pro vodu) a v důsledku toho i k jiným hodnotám relativních atomových vah. Na základě velkého množství velmi pečlivých vlastních experimentů pak roku 1826 vytvořil jejich obsáhlý soupis, v němž se většina hodnot s pozoruhodnou přesností shoduje s daty dnešními.

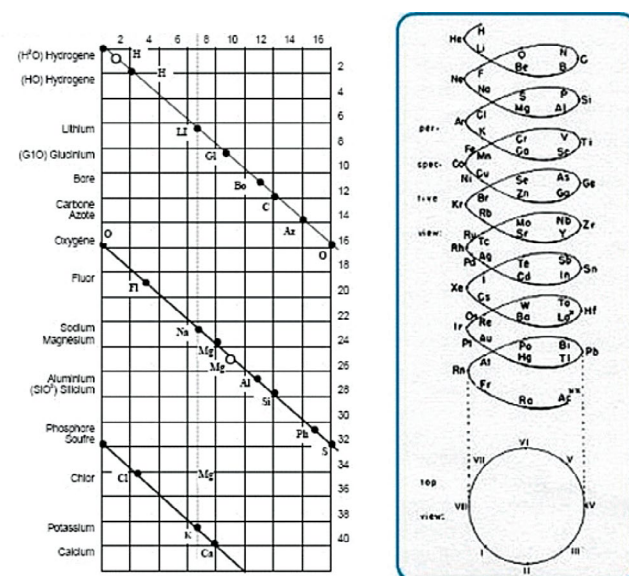
Souvislosti mezi relativními atomovými vahami a chemickými vlastnostmi různých prvků si poprvé zřejmě všiml *Johann Wolfgang Döbereiner*, když v roce 1829 upozornil na čtyři trojice chemicky podobných prvků (Li-Na-K , Ca-Sr-Ba , S-Se-Te , Cl-Br-I), jejichž atomové váhy jsou (přibližně) po sobě následujícími členy aritmetické posloupnosti. Ideu takových *triád* se řada jeho následovníků pokusila s několika dílčími úspěchy aplikovat i na jiné skupiny prvků, záhy se však ukázalo, že systemizovat takovým způsobem všechny známé prvky nelze.

Kongres v Karlsruhe

Různé výchozí představy o základních stavebních částicích, nejednotná terminologie i symbolika a odlišné způsoby určování atomových vah, jež vedly k navzájem neslučitelným stechiometrickým závěrům, působily mezi chemiky naprosté zmatek. Se záměrem vyřešit, nebo alespoň zlepšit tuto neúnosnou situaci byl v roce 1860 svolán chemický kongres do Karlsruhe. A třebaže během tohoto vůbec prvního celosvětového setkání významných chemiků všech 140 účastníků společný jazyk nenašlo, jeho samotný závěr přece přinesl podstatný impuls k nastolení tolik potřebného řádu v základech chemické teorie. V jednom z posledních vystoupení uvedl *Stanislas Cannizzaro* v širší známost výsledky své již dva roky staré práce, v níž ukázal, že využitím Gay-Lussacova zákona a Avogadrovy hypotézy lze z experimentálních dat (hustot slučujících se plynů a jejich hmotnostních zlomků ve vznikajících produktech) jednoznačně určit jak složení binárních sloučenin, tak i relativní atomové váhy reaktantů. Závěrečné usnesení pak ještě doporučilo „rozlišovat pojem částice (molekuly) a pojem atomu a považovat za částici (molekulu) takové množství látky, jež vstupuje do reakce a určuje zároveň fyzikální vlastnosti látky“. Dosavadní chaos však ustupoval i poté jen velmi pomalu.

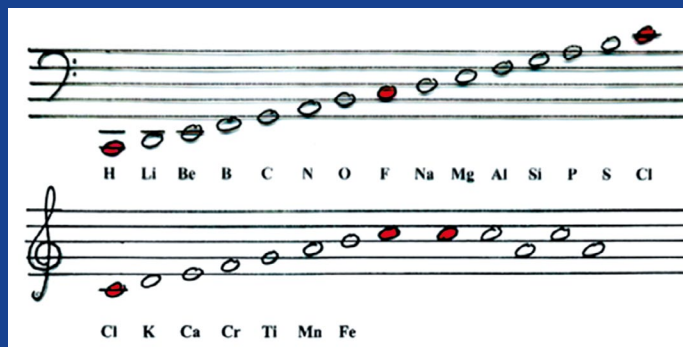
Další systemizační snahy – Meyer a Mendělejev

Badatelé uspořádávající prvky rozličnými způsoby do různých systémů si v nich všímali občasných opakování některých chemických i fyzikálních vlastností. Zřejmě prvním, kdo vyslovil v této souvislosti myšlenku periodicity, byl (geolog) *Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois*, jenž roku 1863 vynesl tehdy známé prvky (a některé sloučeniny) podle jejich rostoucí atomové (molekulové) váhy jako body na spirálu navinutou na plášť válce tak, že podobné látky ležely na jejich různých závitech pod sebou. Jeho nápad, kterému dal název „telurický šroub“ (obr. 1), však nebyl chemiky přijat, stejně jako „zákon oktáv“, s nímž přišel v následujícím roce *John Alexander Reina Newlands* (obr. 2), tvrdící, že v posloupnosti prvků uspořádaných podle rostoucí



Obr. 1 De Chancourtoisův telurický šroub.

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co, Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce, La	Zr	Di, Mo	Ro, Ru
Pd	Ag	Cd	U	Sn	Sb	I
Te	Cs	Ba, V	Ta	W	Nb	Au
Pt, Ir	Os	Hg	Tl	Pb	Bi	Th



Obr. 2 Newlandsovy oktávy.

atomové váhy jsou členy vzdálené o sedm míst chemicky příbuzné (podobně jako noty v navazujících diatonických hudebních stupnicích). A tentýž osud měl i podobný systemizační pokus Williama Odlinga.²

K vrcholu přivedli periodizační tendence nezávisle na sobě Julius Lothar Meyer a Dmitrij Ivanovič Mendělejev – vrstevníci, kteří (s několikaletým odstupem) stážívali u zakladatelů atomové spektroskopie Roberta Bunsena a Gustava Kirchhoffa v Heidelbergu a oba se zúčastnili přelomového kongresu v Karlsruhe, jehož závěr na ně velmi zapůsobil.³

Meyer zveřejnil svůj první periodický systém už roku 1864. Zařadil do něj jen 28 prvků, které na rozdíl od svých předchůdců rozdělil podle jejich valence (4, 3, 2, 1, 1, 2) do šesti skupin začínajících postupně uhlíkem, dusíkem, kyslíkem, fluorem, lithiem a beryliem (obr. 3).

- Postupné snahy o periodizaci soustavy prvků si jistě zaslouží podrobnější a úplnější informace, než je možné prezentovat v této zkratce. Jako mezistupeň k bohaté specializované a vyčerpávající přehledové literatuře lze hlouběji zaujatému čtenáři doporučit například obsažné čtivé pojednání [2].
- Meyer to později dokonce komentoval slovy, že mu díky Cannizzarově referátu „tehdy spadly klapky s očí“.

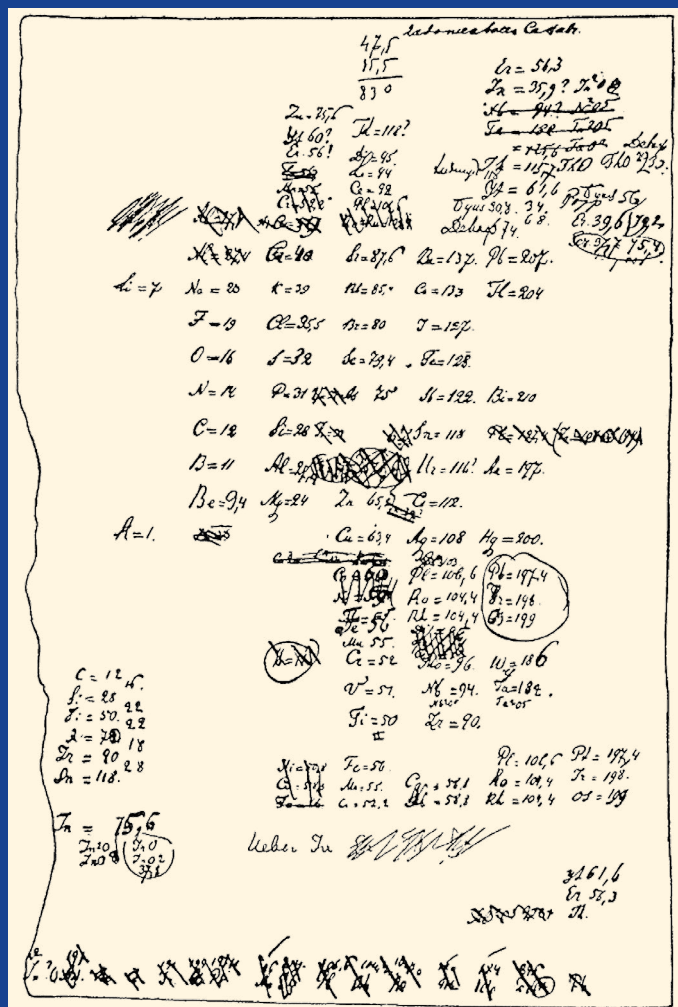
	4 werthig	3 werthig	2 werthig	1 werthig	1 werthig	2 werthig
Differenz =	--	--	--	--	Li = 7.03	(Be = 9.3?)
					16.02	(14.7)
Differenz =	C = 12.0	N = 14.04	O = 16.00	F = 19.0	Na = 23.05	Mg = 24.0
	16.5	16.96	16.07	16.46	16.08	16.0
Differenz =	Si = 28.5	P = 31.0	S = 32.07	Cl = 35.46	K = 39.13	Ca = 40.0
	89.1 2 = 44.55	44.0	46.7	44.51	46.3	47.6
Differenz =	--	As = 75.0	Se = 78.8	Br = 79.97	Rb = 85.4	Sr = 87.6
	89.1 2 = 44.55	45.6	49.5	46.8	47.6	49.5
Differenz =	Sn = 117.6	Sb = 120.6	Te = 128.3	I = 126.8	Cs = 133.0	Ba = 137.1
	89.4 = 2 x 44.7	87.4 = 2 x 43.7	--	--	(71 = 2 x 35.5)	--
Differenz =	Pb = 207.0	Bi = 208.0	--	--	(TI = 204?)	--

Obr. 3 Meyerova první tabulka (1864).

Do druhého schématu (1868) uspořádaného do sloupců podle rostoucí atomové váhy již zahrnul 55 prvků, přičemž rozčlenění do řádků odpovídalo jejich mocenství (obr. 4). Současně doložil i periodicitu fyzikálních vlastností prvků historicky prvním grafem závislosti atomového objemu na atomové váze. I v rozšířené tabulce pak zůstalo několik prázdných míst, jež se zdála ukazovat na existenci prvků dosud neobjevených. Tyto výsledky Meyer shrnul do práce datované prosincem 1869, která však vyšla až roku 1870.

Periodic table according to Lothar Meyer, 1870								
I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.	IX
B=11,0	Al=27,3	--	--	--	--	?In=113,4	Tl=202,7	--
C=11,97	Si=28	--	--	--	--	Sn=117,8	--	Pb=206,4
N=14,01	P=30,9	--	Ti=48	--	Zr=89,7	--	--	Bi=207,5
O=15,96	S=31,98	--	V=51,2	--	Nb=93,7	--	Ta=182,2	--
--	F=19,1	Cl=35,38	Cr=52,4	--	Mo=95,6	Te=128?	--	--
--	--	--	Mn=54,8	--	Ru=103,5	--	Os=198,6 ?	--
--	--	--	Fe=55,9	--	Rh=104,1	--	Ir=196,7	--
--	--	--	Co=Ni=58,6	--	Pd=106,2	--	Pt=196,7	--
Li=7,01	Na=22,99	K=39,04	--	Rb=85,2	--	Cs=132,7	--	--
--	--	--	Cu=63,3	--	Ag=107,66	--	Au=196,2	--
?Be=9,3	Mg=23,9	Ca=39,9	--	Sr=87,0	--	Ba=136,8	--	--
--	--	--	Zn=64,9	--	Cd=111,6	--	Hg=199,8	--

Obr. 4 Meyerova tabulka (publikována 1870).



Obr. 5 Mendělejevův náčrt periodické tabulky (1868).

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			Ti=50	Zr= 90	?=180.
			V=51	Nb= 94	Ta=182.
			Cr=52	Mo= 96	W=186.
			Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,1.
			Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
			Ni=Co=59	Pd=106,6	Os=199.
H=1			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
	Be= 9,4	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112	
	B=11	Al=27,3	?=68	Ur=116	Au=197?
	C=12	Si=28	?=70	Sn=118	
	N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210?
	O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?	
	F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204.
		Ca=40	Sr=87,6	Ba=137	Pb=207.
		?=45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75,6	Th=118?		

Д. Менделѣевъ

Obr. 6 Mendělejeva první tabulka (1869).

Mendělejev závěry svého několikaletého studia ne vždy jednoznačně chemické podobnosti různých prvků a jejich sloučenin publikoval naopak až souhrnně v roce 1869, o několik měsíců dříve než Meyer. Už do první verze jeho tabulky (obr. 6) se mu podařilo zařadit všech 63 tehdy známých prvků umístěných podle rostoucí atomové váhy do šesti sloupců tak, že devatenáct

horizontálních řádků obsahovalo podobné prvky uspořádané stejným způsobem.

S odkazem na možnou nespolehlivost některých vstupních údajů Mendělejev nepovažoval tento přehled za definitivní. Zdůraznil však, že „*vlastnosti prvků seřazených podle velikosti atomové váhy jeví zřetelnou periodicitu*“, přičemž popsal a předpověděl s obdivuhodnou předvídativostí řadu dosud nezmiňovaných souvislostí, včetně existence a vlastností několika doposud neobjevených prvků.⁴

4 Vzhledem k časové následnosti a podobnosti závěrů zmiňovaných badatelů se objevily spekulace o jejich možné vzájemné inspiraci či dokonce plagiátorství, zejména v případě dvojice Meyer–Mendělejev. Rozdílnost komentářů v přehledové literatuře však budí dojem, že „prioritní spor“ zaměstnával více její autory než oba vědce. (Zřejmě nejpodrobněji se této otázce věnuje [3].) Sám Meyer uznal nezávislost Mendělejevovy práce a časové prvenství jejího zveřejnění hned roku 1870 a později ještě prohlásil, že v sobě tenkrát nenašel dost odvahy k předpovězení tehdy neznámých prvků.

Рядъ	Группа I. R ⁰	Группа II. R ⁰	Группа III. R ⁰	Группа IV. R ⁰	Группа V. R ⁰	Группа VI. R ⁰	Группа VII. R ⁰	Группа VIII. R ⁰
1	H=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=60, 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	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Ca=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. 7 Mendělejeva tabulka (1870).

Series	Zero Group	Group I	Group II	Group III	Group IV	Group V	Group VI	Group VII	Group VIII			
0	x											
1		Hydrogen H=1.008										
2	Helium He=4.0	Lithium Li=7.03	Beryllium Be=9.1	Boron B=11.0	Carbon C=12.0	Nitrogen N=14.04	Oxygen O=16.00	Fluorine F=19.0				
3	Neon Ne=19.9	Sodium Na=23.06	Magnesium Mg=24.1	Aluminium Al=27.0	Silicon Si=28.4	Phosphorus P=31.0	Sulphur S=32.06	Chlorine Cl=35.46				
4	Argon Ar=38	Potassium K=39.1	Calcium Ca=40.1	Scandium Sc=44.1	Titanium Ti=48.1	Vanadium V=51.4	Chromium Cr=52.1	Manganese Mn=55.0	Iron Fe=55.9	Cobalt Co=59	Nickel Ni=59	(Cu)
5		Copper Cu=63.6	Zinc Zn=65.4	Gallium Ga=70.0	Germanium Ge=72.8	Arsenic As=75.0	Selenium Se=79	Bromine Br=79.96				
6	Krypton Kr=81.8	Rubidium Rb=85.4	Strontium Sr=87.6	Yttrium Y=89.0	Zirconium Zr=90.6	Niobium Nb=94.0	Molybdenum Mo=96.0		Ruthenium Ru=101.7	Rhodium Rh=103.0	Palladium Pd=106.6 (Ag)	
7		Silver Ag=107.9	Cadmium Cd=112.4	Indium In=114.0	Tin Sn=119.0	Antimony Sb=120.0	Tellurium Te=127	Iodine I=127				
8	Xenon Xe=128	Cesium Cs=132.9	Barium Ba=137.4	Lanthanum La=139	Cerium Ce=140							
9												
10				Ytterbium Yb=173		Tantalum Ta=183	Tungsten W=184		Osmium Os=191	Iridium Ir=193	Platinum Pt=194.9 (Au)	
11		Gold Au=197.3	Mercury Hg=200.0	Thallium Tl=204.1	Lead Pb=206.9	Bismuth Bi=208						
12			Radium Ra=224		Thorium Th=232		Uranium U=239					

Obr. 8 Mendělejeva tabulka 1904.

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В															
	A I	В A II	В A III	В A IV	В A V	В A VI	В A VII	В A	VIII							
1	(H)															
2	Li Литий	Be Бериллий	B Бор	C Углерод	N Азот	O Кислород	F Фтор	Ne Неон								
3	Na Натрий	Mg Магний	Al Алюминий	Si Кремний	P Фосфор	S Сера	Cl Хлор	Ar Аргон								
4	K Калий	Ca Кальций	Sc Скандий	Ti Титан	V Ванадий	Cr Хром	Mn Марганец	Fe Железо								
5	Rb Рубидий	Sr Стронций	Y Иттрий	Zr Цирконий	Nb Ниобий	Mo Молибден	Tc Технеций	Ru Рутений								
6	Cs Цезий	Ba Барий	La* Лантан	Hf Гафний	Ta Тантал	W Вольфрам	Re Рений	Os Осмий								
7	Fr Франций	Ra Радий	Ac** Актиний	Rf Резерфордий	Db Дубний	Sg Сибборгий	Bh Борий	Hs Хассий								
ЛАНТАНОИДЫ*																
АКТИНОИДЫ**																

Obr. 9 Krátká periodická tabulka.

(Mendělejevova) periodická tabulka prvků

Během následujícího roku Mendělejev změnil pořadí sedmnácti prvků ve své tabulce a nově ji rozvrhl do osmi sloupců (grup) I – VIII. V ní pak – kromě vodíku umístěného zvlášť a nejvyššího řádku obsazeného sedmi nejlehčími prvky (Li, Be, B, C, N, O, F), které označil jako typické – prvky rozmístil do pěti dvouřádkových period, v nichž se přibližně opakovaly (či měly opakovat, v případě prvků dosud neobjevených) mnohé vlastnosti typického prvku ležícího v témže sloupci.⁵ Osmý sloupec, jehož obsazování začínalo až na druhém řádku první periody, obsahoval čtveřice prvků, jejichž vlastnosti se navzájem podobaly nejen při vertikálním, ale i při horizontálním postupu tabulkou (obr. 7).

Svoji tabulku Mendělejev upravoval až do konce života (1906). Na základě nových a čím dál přesnějších experimentálních dat v ní změnil umístění několika dalších prvků a některá z jejich neobsazených míst zaplnil prvky aktuálně nalezenými. V roce 1904 do ní zařadil jako samostatný (nultý) sloupec nedávno objevené vzácné plyny, pro něž zdánlivě nebylo v jeho systému místo. Průsečík tohoto sloupce s prvním řádkem tabulky obsadil hypotetickým prvkem y, pro nějž navrhl název coronium, a ještě nad něj pak přidal prvek x (s navrhovaným názvem newtonium), jímž měl být éter, na jehož existenci věřil (obr. 8).

O rok později Alfred Werner vložil do „mrtvé zóny“ mezi cerem a tantalem, kterou Mendělejev ponechal ve svém schématu úmyslně prázdnou s cílem zachovat jeho osmisloupcovou struk-

туру, třináct – vzhledem k jejich tehdy velmi nejistým atomovým vahám a značné chemické podobnosti – obtížně seřaditelných vzácných zemin (lanthanoidů). Až na dvě výjimky (vypuštění prvků x, y a přemístění vzácných plynů z jeho levého okraje na pravý /do osmého sloupce/ s jejich současným posunutím o řádek výš) tak v prvních letech dvacátého století Mendělejevův systém nabyl tvaru, v němž tehdy známé prvky zaujímaly stejná místa jako v „krátké periodické tabulce“ (obr. 9), která se stala mezinárodně uznaným chemickým standardem, platným až do roku 1988.

Struktura atomu

Sestavení periodické tabulky bylo výsledkem pečlivého, invenčního porovnávání a třídění obrovského množství různorodých chemických (a také spektroskopických) zjištění. Příčinným základem této obdivuhodné fenomenologické konstrukce je však vnitřní struktura atomů. Úvahy o ní se během celého devatenáctého století objevovaly ovšem jen sporadicky a ve velmi spekulativní podobě. První nápad *Williama Prouta* (1815), že by se všechny atomy měly skládat z atomů vodíku, záhy diskvalifikovalo čím dál přesnější určování atomových vah. *James Clark Maxwell* svoji argumentaci atomovými spektry, jejichž sama existence implikuje fakt, že atomy jsou složitými strukturami, jen naznačil. A rovněž Mendělejevova domněnka, že pravděpodobnou příčinou různých vlastností atomů je zřejmě jejich vnitřní ustrojení, nebyla nijak rozvinuta.

Mezníky ve spekulacích o možné struktuře atomů se staly objev přirozené radioaktivity (1896, a zejména její následné prozkoumání) a objev první subatomární částice – elektronu (1897). V roce 1903 *Ernest Rutherford* a *Frederick Soddy* experimentálně zjistili, že radioaktivní vzorek mění během času svoje

5 Později byly všechny prvky označeny písmeny A, resp. B, čímž došlo k jejich rozdělení do hlavních, resp. vedlejších podskupin jednotlivých grup (I A – VII B). V dnešní terminologii jde o prvky nepřechodné, resp. přechodné.

chemické složení, což – v duchu atomistických představ – interpretovali jako přeměnu atomů jednoho druhu v atomy druhu jiného způsobenou emisí α -částic, resp. elektronů z mateřských atomů.⁶ Další vývoj vedl přes první zkusmé elektronové modely atomu k Rutherfordovu modelu jadernému (1911) a problému jeho (ne)stability, který záhy provizorně vyřešil *Niels Henrik David Bohr* (1913) svým proslulým modelem atomu vodíkového typu. V téže roce *Henry Gwyn Jeffreys Moseley* vyhodnocením vlastních měření vlnové délky čáry K_{α} v rentgenových spektrech různých prvků našel souvislost mezi naměřenými hodnotami a pořadím prvků v periodické tabulce. Následný rozbor tohoto vztahu pak přivedl ke ztotožnění pořadového čísla prvku v periodické tabulce s počtem elementárních kladných nábojů v jádru jeho atomu. Takto vyjádřený jaderný náboj (kladné celé číslo udávající současně počet elektronů v neutrálním atomu) se stal – pod názvem *atomové číslo* – přirozenou číselnou charakteristikou atomů nahrazující méně vhodné a leckdy ještě nejisté atomové váhy. Tyto výsledky, spolu s následujícím Sommerfeldovým zobecněním Bohrova modelu, pak otevřely cestu k úvahám o uspořádání elektronových obalů atomů, které začalo být považováno za určující pro chemické a většinu fyzikálních vlastností prvků.

6 Marie Curie-Sklodovská komentovala tento objev a výklad „transmutace prvků“ výstižnými slovy: „*Atomy [radioaktivních prvků], z chemického hlediska nedělitelné, jsou zde dělitelné,*“ a dodala, že to „*vážně podkopává [stávající] chemické principy*“. Poté, co se z tohoto překvapení vědecká obec vzpamatovala, dostal za ně Ernest Rutherford roku 1908 Nobelovu cenu (za chemii!).

Stará kvantová teorie

Zásadní krok v tomto směru učinil již v letech 1921–1922 Bohr. Možné stavy atomárních elektronů reprezentoval v souladu s tehdejšími představami staré kvantové teorie eliptickými oběžnými dráhami, jejichž velikost ($\sim$ délka hlavní poloosy) a tvar

($\sim$ excentricita) byly určeny hlavním n , resp. vedlejším k kvantovým číslem (později nahrazeným orbitálním kvantovým číslem $l = k - 1$). Dráhy charakterizované touž hodnotou hlavního kvantového čísla ($n = 1, 2, 3, 4, \dots$) sdružil do elektronových slupek označených po řadě symboly K, L, M, N, ..., převzatými z rentgenové spektroskopie. Orbity téže slupky se stejnou hodnotou orbitálního kvantového čísla ($l = 0, 1, \dots, n - 1$) pak tvoří její podslupky alternativně označované písmeny $s, p, d, f, \dots$, majícími původ v klasifikaci sérií v optických spektrech. (Konkrétní podslupka je pak identifikována kombinovaným číslicovo-písmenovým symbolem udávajícím po řadě hodnotu hlavního /číslíce/ a orbitálního /písmeno/ kvantového čísla.)

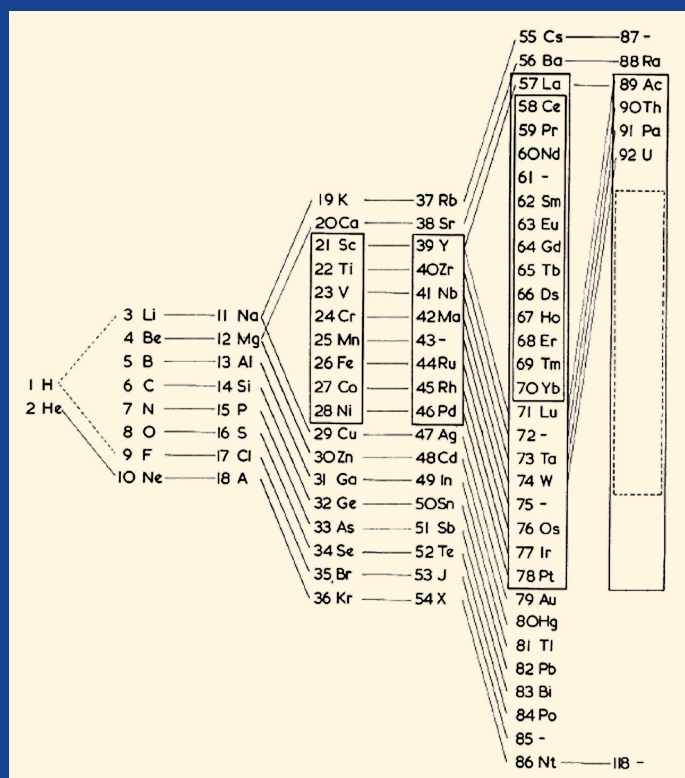
Veden záměrem postihnout jak souvislost mezi chemickými vlastnostmi prvků, tak spektrální zákonitosti na základě úvah o postupném obsazování těchto stavů elektrony při přechodu od jednoho prvku k druhému, vyvodil – do značné míry intuitivně – správné závěry o obsazení valenčních slupek atomů jednotlivých prvků. A přestože se některé jeho dílčí představy týkající se rozdělení elektronů mezi podslupky hlubších slupek později ukázaly jako mylné, alternativní tvar periodické tabulky (obr. 10), k němuž dospěl, přehledně vyjadřuje souvislost vlastností prvků se zaplněním valenční slupky jejich atomů.⁷

Studium štěpení spektrálních čar příloženým magnetickým polem – jež bylo jen částečně vysvětlitelné orientacemi orbit v prostoru (charakterizovanými hodnotami magnetického kvantového čísla $m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$) – a jejich jemné struktury přivedlo roku 1925 *Wolfganga Pauliho* k formulaci jeho vylučovacího principu. Na základě něj stanovil maximální počet elektronů v každém stavu (orbitě) identifikovaném trojicí kvantových čísel n, l, m na dva a zkorigoval tak předchozí Bohrovův odhad obsazení hlubokých podslupek. Tak bylo již v rámci staré kvantové teorie pro atomární elektrony vytvořeno obecné „ubytovací“ schéma, které je jimi postupně zaplňováno v souladu s Pauliho principem a požadavkem minimální energie. Dnes se na tuto ideu konstrukce elektronové konfigurace atomu v základním stavu běžně odkazujeme jako na výstavbový princip.

7 Albert Einstein Bohrovův příspěvek k této problematice později ocenil slovy: „*Bylo to zázračné – a jako zážrak se mi to jeví dodnes, jak nejistý a rozporuplný základ stačil muži s jedinečným instinktem a jemnocitem, jaký osvědčil Bohr, aby objevil hlavní zákony spektrálních čar a elektronových obalů, včetně jejich významu pro chemii. Je to nejvyšší muzikálnost v oblasti myšlení.*“

Kvantová mechanika

Bohrem navržené a Paulim modifikované univerzální schéma ukázalo, že tytéž valenční elektrony, které určují chemické vlastnosti atomů, jsou zodpovědné i za jejich optická spektra, a propojilo tak chemii se spektroskopií. Adekvátní kvantitativní popis elektronového obalu atomu beroucí v úvahu i nepominutelné mezielektronové interakce pak poskytla až kvantová mechanika. V jejím rámci lze tento složitý mnohačasticový problém zjednodušit (a hlavně zpřehlednit) přechodem k jednočasticové aproximaci, jež dává nejlepší výsledky ve své Hartreeho-Fockově verzi (1930). Náhrada členů odpovídajících ve Schrödingerově rovnici vzájemným interakcím mezi elektrony efektivním potenciálem středního (přibližně centrálního) pole, které vytváří pro každý jednotlivý elektron elektrony zbývající, umožňuje zachovat představu o jednoelektronových stavech klasifikovaných čtveřicí kvantových čísel $n, l, m, m_s (= -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2})$ a určit jak jejich energie, tak vlnové funkce. Výsledky tohoto *ab initio* postupu věrně reprodukuje periodickou tabulku sestavenou na základě empi-



Obr. 10 Bohrovo schéma (1922).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
① Hydrogen 1 H 1.008																	Helium 2 He 4.0026
② Lithium 3 Li 6.94	Beryllium 4 Be 9.0122											Boron 5 B 10.81	Carbon 6 C 12.011	Nitrogen 7 N 14.007	Oxygen 8 O 15.999	Fluorine 9 F 18.998	Neon 10 Ne 20.180
③ Sodium 11 Na 22.990	Magnesium 12 Mg 24.305											Aluminum 13 Al 26.982	Silicon 14 Si 28.085	Phosphorus 15 P 30.974	Sulfur 16 S 32.06	Chlorine 17 Cl 35.45	Argon 18 Ar 39.948
④ Potassium 19 K 39.098	Calcium 20 Ca 40.078	Scandium 21 Sc 44.956	Titanium 22 Ti 47.867	Vanadium 23 V 50.942	Chromium 24 Cr 51.996	Manganese 25 Mn 54.938	Iron 26 Fe 55.845	Cobalt 27 Co 58.933	Nickel 28 Ni 58.693	Copper 29 Cu 63.546	Zinc 30 Zn 65.38	Gallium 31 Ga 69.723	Germanium 32 Ge 72.630	Arsenic 33 As 74.922	Selenium 34 Se 78.971	Bromine 35 Br 79.904	Krypton 36 Kr 83.798
⑤ Rubidium 37 Rb 85.468	Strontium 38 Sr 87.62	Yttrium 39 Y 88.906	Zirconium 40 Zr 91.224	Niobium 41 Nb 92.906	Molybdenum 42 Mo 95.95	Technetium 43 Tc [98]	Ruthenium 44 Ru 101.07	Rhodium 45 Rh 102.91	Palladium 46 Pd 106.42	Silver 47 Ag 107.87	Cadmium 48 Cd 112.41	Indium 49 In 114.82	Tin 50 Sn 118.71	Antimony 51 Sb 121.76	Tellurium 52 Te 127.60	Iodine 53 I 126.90	Xenon 54 Xe 131.29
⑥ Caesium 55 Cs 132.91	Barium 56 Ba 137.33	Lanthanum 57 La 138.91	* 72 Hf 178.49	Tantalum 73 Ta 180.95	Tungsten 74 W 183.84	Rhenium 75 Re 186.21	Osmium 76 Os 190.23	Iridium 77 Ir 192.22	Platinum 78 Pt 195.08	Gold 79 Au 196.97	Mercury 80 Hg 200.59	Thallium 81 Tl 204.38	Lead 82 Pb 207.2	Bismuth 83 Bi 208.98	Polonium 84 Po [209]	Astatine 85 At [210]	Radon 86 Rn [222]
⑦ Francium 87 Fr [223]	Radium 88 Ra [226]	Actinium 89 Ac [227]	* 104 Rf [267]	Dubnium 105 Db [268]	Seaborgium 106 Sg [269]	Bohrium 107 Bh [270]	Hassium 108 Hs [270]	Meitnerium 109 Mt [278]	Darmstadtium 110 Ds [281]	Roentgenium 111 Rg [282]	Copernicium 112 Cn [285]	Nihonium 113 Nh [286]	Flerovium 114 Fl [289]	Moscovium 115 Mc [290]	Livermorium 116 Lv [293]	Tennessine 117 Ts [294]	Oganesson 118 Og [294]
			* 58 Ce 140.12	Praseodymium 59 Pr 140.91	Neodymium 60 Nd 144.24	Promethium 61 Pm [145]	Samarium 62 Sm 150.36	Europium 63 Eu 151.96	Gadolinium 64 Gd 157.25	Terbium 65 Tb 158.93	Dysprosium 66 Dy 162.50	Holmium 67 Ho 164.93	Erbium 68 Er 167.26	Thulium 69 Tm 168.93	Ytterbium 70 Yb 173.05	Lutetium 71 Lu 174.97	
			* 90 Th 232.04	Protactinium 91 Pa 231.04	Uranium 92 U 238.03	Neptunium 93 Np [237]	Plutonium 94 Pu [244]	Americium 95 Am [243]	Curium 96 Cm [247]	Berkelium 97 Bk [247]	Californium 98 Cf [251]	Einsteinium 99 Es [252]	Fermium 100 Fm [257]	Mendelevium 101 Md [258]	Nobelium 102 No [259]	Lawrencium 103 Lr [260]	

Obr. 11 Dlouhá periodická tabulka (2016).

rických dat, čímž ji spolehlivě vysvětlují jako přímý odraz stavby elektronových obalů atomů jednotlivých prvků. Systematiku postupného obsazování jednoelektronových stavů nejlépe vystihuje tzv. dlouhá verze periodické tabulky (obr. 11), která má sedm řádků (period) a osmnáct sloupců (grup, resp. skupin), jež byla roku 1988 Mezinárodní unií pro čistou a užitou chemii (IUPAC) prohlášena za doporučenou variantu. Její sloupce jsou podle podslupky, do níž je doplňován poslední elektron při postupu posloupcnosti prvků, rozděleny do čtyř bloků: *s* (sloupce 1. a 2.), *p* (sloupce 13.–18.) a *d* (sloupce 3.–12.) s vloženým blokem *f* zpravidla umístovaným zvlášť – pod tabulku.^{8,9}

8 Toto členění odpovídá dřívější krátké variantě periodické tabulky následovně: blok *s* ~ prvky I A, II A; *p* ~ III A–VII A, O, resp. VIII A; *d* ~ III B–VII B, VIII, resp. VIII B, I B, II B.

9 V souvislosti s tímto uspořádáním se někdy nahrazuje tradiční definice elektronové slupky (~ soubor jednoelektronových stavů se stejnou hodnotou hlavního kvantového čísla) jejím alternativním vymezením jakožto souboru jednoelektronových stavů obsazovaných valenčními elektrony v rámci téhož řádku periodické tabulky. Sedm takto definovaných elektronových (energeticky se nepřekrývajících) slupek $|1|$ – $|7|$ pak obsahuje po řadě podslupky: $|1| \rightarrow 1s$; $|2| \rightarrow 2s, 2p$; $|3| \rightarrow 3s, 3p$; $|4| \rightarrow 4s, 3d, 4p$; $|5| \rightarrow 5s, 4d, 5p$; $|6| \rightarrow 6s, 4f, 5d, 6p$; $|7| \rightarrow 7s, 5f, 6d, 7p$.

Kompletace tabulky a úvahy o možnostech jejího rozšíření

Mendělejevovo původní uspořádání 63 tehdy známých prvků, postupně modifikované na dnešní blokový tvar, bylo průběžně doplňováno prvky dalšími – zpravidla nejprve předpovídanými a následně objevenými či, v poslední době, uměle vytvářenými bombardováním lehčích jader vhodnými střelami. Ještě do konce devatenáctého století jich bylo identifikováno – převážně spektroskopicky – jednadvacet. Během dvacátého století byla

prokázána existence třiceti nových chemických prvků a jejich celkový počet byl uzavřen na očekávaných 118 až po roce 2000. Svoje definitivní jména pak dostaly poslední čtyři vysoce nestabilní syntetizované prvky teprve v roce 2016: č. 113 Nihonium, č. 115 Moscovium, č. 117 Tennessine, č. 118 Oganesson.

Přes technickou náročnost produkce nejtěžších prvků a její minimální, prchavou výtěžnost (většinou jen jednotlivé atomy s velmi krátkou dobou života), která mimořádně ztěžuje jejich detekci, se začalo uvažovat i o případné existenci prvků s ještě vyššími hodnotami atomového čísla. Již roku 1969 navrhl Glenn Seaborg na základě extrapolace výstavbového principu za hranice stávajícího schématu doplnění periodické tabulky o osmý řádek, v němž by mělo být místo pro dalších padesát prvků rozmístěných do bloků *8s*, *5g*, *6f*, *7d*, *8p*. Analogickou strukturu by pak měl mít i eventuální devátý řádek. Tuto představu zpochybnil nejprve Burkhard Fricke (1971) a později Pekka Pyykkö (2010), kteří počítačovým kvantověmechanickým modelováním zohledňujícím i relativistické efekty dospěli k jinému, v obou případech však poněkud odlišnému uspořádání předpokládaných prvků (obr. 12, 13). Shodně ovšem konstatovali porušení dosavadního periodického vzorce. V důsledku rozdílnosti a nejistoty předpovědí chemických a fyzikálních vlastností prvků z této oblasti je v současné době jejich umístění v rozšířené periodické tabulce sporné. A úspěšné doposud nebyly ani experimentální snahy o objev či vytvoření některého z nich.

Veškeré studium této problematiky je přitom značně komplikováno velmi pravděpodobnou extrémní nestabilitou atomových jader předpovídaných prvků. V souvislosti s tím IUPAC doplnila definici chemického prvku požadavkem, aby doba života jeho jader přesáhla 10^{-14} s, což je odhadovaný čas potřebný k vytvoření elektronového obalu. I s ohledem na to pak není jasné, zda by vůbec mohla být případná osmá perioda kompletní a je-li nějaká naděje na existenci periody deváté.

periody	1																	18						podslupky
1	1 H	2															13	14	15	16	17	2 He	1s	
2	3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	2s2p	
3	11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	3s3p					
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	4s3d4p					
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	5s4d5p					
6	55 Cs	56 Ba	57– 71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	6s5d6p					
7	87 Fr	88 Ra	89– 103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	7s6d7p					
8	119	120	121– 155	156	157	158	159	160	161	162	163	164							8s7d					
9	165	166											167	168	169	170	171	172	9s9p8p					
6	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu					4f				
7	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr					5f				
8	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155					6f				
8	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	5g8p			

Obr. 12
Frickeho rozšíření
periodické tabulky.

periody	1																	18										podslupky
1	1 H	2																13	14	15	16	17	2 He	1s				
2	3 Li	4 Be																5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	2s2p				
3	11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	3s3p									
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	4s3d4p									
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	5s4d5p									
6	55 Cs	56 Ba	57– 71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	6s5d6p									
7	87 Fr	88 Ra	89– 103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	7s6d7p									
8	119	120	121–	156	157	158	159	160	161	162	163	164	139	140	169	170	171	172	8s7d8p									
9	165	166												167	168					9s9p								
6	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu					4f								
7	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr					5f								
8	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155					6f								
8	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	5g									

Obr. 13
Pyykköovo
rozšíření
periodické tabulky.

Závěrečná poznámka

Kromě standardního způsobu uspořádání chemických prvků – krátké a dlouhé verze periodické tabulky, jimž se věnoval předcházející text – existuje velké množství dalších schémat vytvářených se záměrem lépe vyjádřit či zdůraznit (i) některé aspekty a souvislosti, které tato systematika dostatečně nepostihuje. Jejich průběžně doplňovaný, podrobně komentovaný přehled podává Mark R. Leach na internetovém portálu Chemogenesis [4].

Literatura

- [1] H. A. Boorse, L. Motz (Eds.): *The World of the Atom*. Basic Books Inc., New York 1966.
- [2] M. Novák: „Mendělejev, periodický zákon a periodická tabulka“, Chem. listy **113**, 191 (2019).
- [3] M. D. Gordin: *The Textbook Case of a Priority Dispute: D. I. Mendeleev, Lothar Meyer, and the Periodic System*. In: M. Biagioli, J. Riskin (Eds.): *Nature Edgaged*. Palgrave Macmillan. New York 2012.
- [4] https://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php