

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

KATEDRA CHEMIE

**Historie a současnost periodické soustavy prvků**

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

**Karina Simonian**

Chemie se zaměřením na vzdělávání

Vedoucí práce: Mgr. Jitka Štrofová, Ph. D.

**Plzeň, 2016**

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci vypracovala samostatně  
s použitím uvedené literatury a zdrojů informací.

Plzeň, 1. června 2016

.....

## **Poděkování**

Tímto bych chtěla poděkovat vedoucí mé bakalářské práce Mgr. Jitce Štrofové, Ph.D. za cenné rady, všestrannou a neocenitelnou pomoc, připomínky, metodické vedení práce a také trpělivost a ochotu. Dále děkuji celému pedagogickému sboru Západočeské univerzity v Plzni, Fakulty pedagogické za získání odborných znalostí během mého studia a v neposlední řadě děkuji mojí rodině a přátelům za velkou podporu.

# Obsah

<b>1. Úvod.....</b>	<b>6</b>
<b>2. Historie periodické soustavy prvků.....</b>	<b>7</b>
2.1 První pokusy vytvořit jednotný systém chemických prvků.....	7
2.1.1 Triády.....	7
2.2.2 Tabulka W. Odlinga.....	8
2.1.3 Prvky na povrchu válce.....	9
2.1.4 Zákon oktáv.....	10
2.1.5 Meyerove tabulky.....	11
2.2 Periodický zákon.....	11
2.2.1 D. I. Mendělejev.....	12
2.2.2 Předpoklady první periodické tabulky .....	13
2.2.3 První periodický zákon.....	16
2.3 Okno do budoucnosti.....	17
2.3.1 Objev nových prvků.....	17
2.3.2 Radioaktivita.....	19
2.3.2.1 Elektron.....	19
2.3.2.2 Rentgenové záření.....	20
2.3.2.3 Becquerelove paprsky.....	21
2.3.2.4 Radioaktivní prvky.....	22
2.3.3 Model atomu.....	24
2.3.3.1 Pudinkový model.....	24
2.3.3.2 Planetární model atomu.....	25
2.3.3.3 Bohrov model atomu.....	26
<b>3. Současnost periodické soustavy prvků.....</b>	<b>28</b>
3.1 Fyzikálně- chemické vlastnosti prvků.....	29

3.2	Zákonitosti periodické soustavy prvků .....	30
3.3	Tvary tabulky.....	32
3.3.1	Krátká periodická tabulka.....	32
3.3.2	Dlouhá periodická tabulka.....	33
3.3.3	Moderní variace periodické tabulky.....	34
<b>4.</b>	<b>Závěr.....</b>	<b>37</b>
	<b>Seznam literatury.....</b>	<b>38</b>

# 1. Úvod

V současné době si lze studium chemie jen obtížně představit bez periodické soustavy prvků. Považujeme za samozřejmé, že z ní můžeme získat řadu potřebných informací o jednotlivých prvcích. Ale jak lidé studovali chemii v minulosti? Co bylo před tím, než Dmitrij Ivanovič Mendělejev vytvořil první periodickou soustavu? Jakým způsobem prvky uspořádal? Jak se soustava prvků vyvíjela a měnila v průběhu let? Kterí vědci přispěli k jejímu rozvoji? Jak se později objevené prvky zařadily do systému? Kladla jsem si nejen všechny tyto otázky, ale i mnoho dalších. Odpovědi na ně uvádím ve své bakalářské práci.

Samozřejmě, že jakýkoliv objev ve fyzice nebo chemii přináší určité změny a přispívá k dalšímu rozvoji vědy. Ve své práci jsem se pokusila shromáždit pouze nejdůležitější a nejzajímavější události týkající se vzniku a rozvoje periodické soustavy prvků. V práci popisuji počátky periodické soustavy prvků a její postupný vývoj až k současnému stavu.

## 2. Historie periodické soustavy prvků

### 2.1 První pokusy vytvořit jednotný systém chemických prvků

Je pochopitelné, že jakékoliv pokusy o roztřídění prvků se mohly uskutečnit tehdy, když byl definován pojem chemického prvku a když byl znám dostatečný počet prvků. V polovině XIX. století bylo známo 63 chemických prvků a stále častěji se objevovaly snahy nalézt vhodný koncept na uspořádání dosud známých prvků. Vědci vytvářeli skupiny prvků se stejnými nebo podobnými chemickými vlastnostmi.

#### 2.1.1 Triády

Jedním z prvních, kteří se pokoušeli systematizovat prvky, byl německý chemik Johann Wolfgang Döbereiner. Zařídil chemické prvky v do takzvané takzvaných "triády", například Li, Na, K, nebo: Cl, Br, I. Podstatou této klasifikace je atomová hmotnost středního prvku, která je rovna aritmetického průměru hmotností dvou krajních prvků. Tabulka pěti takových "triád" byla publikována v roce 1829, ale ta zahrnovala pouze malou část tehdy známých prvků, takže problém systematizace přetrvával.<sup>1</sup>

<b>Cl</b> – 35.5	<b>P</b> – 31	<b>S</b> – 32	<b>Ca</b> – 41	<b>Li</b> – 7
<b>Br</b> – 80	<b>As</b> – 75	<b>Se</b> – 79	<b>Sr</b> – 88	<b>Na</b> – 23
<b>I</b> – 125	<b>Sb</b> – 122	<b>Te</b> – 129	<b>Ba</b> – 137	<b>K</b> – 39

Obr. 1 Tabulka pěti triád. Johann Wolfgang Döbereiner, r. 1829.<sup>1</sup>

## 2.1.2 Tabulka W.Odlinga

Anglický chemik William Odling se také pokusil zařadit prvky do skupin na základě jejich rostoucí hmotnosti a podobných chemických vlastností. V roce 1857 představil svoji verzi tabulky s 57 prvky, přičemž jasně rozlišil hlavní a vedlejší skupiny. Kromě toho, ve své soustavě ponechal prázdné buňky pro dosud neobjevené prvky. U toho ale zůstal a nepokusil se předpovědět vlastnosti chybějících prvků. <sup>1</sup>

Триплетные группы				
<b>H 1</b>			<b>Mo 96</b>	<b>W 184</b>
				<b>Au 196.5</b>
			<b>Pd 106.5</b>	<b>Pt 197</b>
<b>Li 7</b>	<b>Na 23</b>	-	<b>Ag 108</b>	
<b>G 9</b>	<b>Mg 24</b>	<b>Zn 65</b>	<b>Cd 112</b>	<b>Hg 200</b>
<b>B 11</b>	<b>Al 27.5</b>	-	-	<b>Tl 203</b>
<b>C 12</b>	<b>Si 28</b>	-	<b>Sn 118</b>	<b>Pb 207</b>
<b>N 14</b>	<b>P 31</b>	<b>As 75</b>	<b>Sb 122</b>	<b>Bi 210</b>
<b>O 16</b>	<b>S 32</b>	<b>Se 79.5</b>	<b>Te 129</b>	
<b>F 19</b>	<b>Cl 35</b>	<b>Br 80</b>	<b>J 127</b>	
	<b>K 39</b>	<b>Rb 85</b>	<b>Cs 133</b>	
	<b>Ca 40</b>	<b>Sr 87.5</b>	<b>Ba 137</b>	
	<b>Ti 40</b>	<b>Zr 89.5</b>	-	<b>Th 231</b>
	<b>Cr 52.5</b>		<b>V 138</b>	
	<b>Mn 55 и др.</b> <b>(Fe, Ni, Co, Cu)</b>			

Obr. 2 Tabulka Williama Odlinga, r. 1857.<sup>1</sup>



### 2.1.3 Prvky na povrchu válce

O uspořádání známých prvků se později pokoušel také francouzský geolog a mineralog Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois, který v roce 1862 publikoval svůj návrh na uspořádání chemických prvků. Seřadil v té době všechny známé prvky podle rostoucí atomové hmotnosti a nanášel je ve stejné vzdálenosti na povrch válce tak, že linka spojující jednotlivé prvky tvořila šroubovici. Na svislých přímkách rovnoběžných s osou válce ležely prvky s podobnými chemickými vlastnostmi. Nevýhodou této klasifikace bylo, že se do jedné skupiny dostaly i prvky, které neměly s ostatními nic společného. Tak se mezi alkalické kovy dostal mangan nebo ke kyslíku a síře titan. Jako první zavedl pojem perioda, který se používá dodnes.<sup>2</sup>



Obr. 3 Uspořádání chemických prvků na povrchu válce. A. B. Chancourtois, r. 1862.<sup>1</sup>

## 2.1.4 Zákon oktáv

V roce 1863 anglický chemik John Newlands uspořádal dosud známé prvky (62) do tabulky. Prvky v ní byly řazeny podle rostoucí atomové hmotnosti a každému bylo přiřazeno pořadové číslo. Newlands si všiml toho, že každý osmý prvek má podobné vlastnosti jako první a formuloval tzv. "Zákon oktáv". Danou pravidelnost v chování prvků přirovnal k hudební stupnici. Trval na tom, že délka intervalu (rovnající se sedmi) se nemění, proto do šesti buněk umístil dva prvky. Jeho práce "Zákon oktáv a vztahy mezi atomovými hmotnostmi" byla publikována v časopisu "Chemical News". Avšak přednášku, kterou na toto téma přednesl v Londýně 1. března 1865 na zasedání Chemické společnosti, mu její členové odmítli zveřejnit. Vědecký svět přistupoval k jeho práci s nedůvěrou a jeho názorům se vysmíval. Newlands byl velmi blízko k formulování periodického zákona. Hlavním nedostatkem jeho představy o uspořádání prvků bylo to, že číslování do té doby známých prvků vylučovalo možnost existence ještě dalších, zatím neobjevených prvků. V Newlandsově tabulce pro ně nebylo žádné místo.<sup>1</sup>

	<b>№</b>		<b>№</b>		<b>№</b>		<b>№</b>		<b>№</b>		<b>№</b>		<b>№</b>		<b>№</b>
<b>H</b>	<b>1</b>	<b>F</b>	<b>8</b>	<b>Cl</b>	<b>15</b>	<b>Co</b> <b>Ni</b>	<b>22</b>	<b>Br</b>	<b>29</b>	<b>Pd</b>	<b>36</b>	<b>I</b>	<b>43</b>	<b>Pt</b> <b>Ir</b>	<b>50</b>
<b>Li</b>	<b>2</b>	<b>Na</b>	<b>9</b>	<b>K</b>	<b>16</b>	<b>Cu</b>	<b>23</b>	<b>Rb</b>	<b>30</b>	<b>Ag</b>	<b>37</b>	<b>Cs</b>	<b>44</b>	<b>Tl</b>	<b>51</b>
<b>Be</b>	<b>3</b>	<b>Mg</b>	<b>10</b>	<b>Ca</b>	<b>17</b>	<b>Zn</b>	<b>24</b>	<b>Sr</b>	<b>31</b>	<b>Cd</b>	<b>38</b>	<b>Ba</b> <b>V</b>	<b>45</b>	<b>Pb</b>	<b>52</b>
<b>B</b>	<b>4</b>	<b>Al</b>	<b>11</b>	<b>Cr</b>	<b>18</b>	<b>Y</b>	<b>25</b>	<b>Ce</b> <b>La</b>	<b>32</b>	<b>U</b>	<b>39</b>	<b>Ta</b>	<b>46</b>	<b>Th</b>	<b>53</b>
<b>C</b>	<b>5</b>	<b>Si</b>	<b>12</b>	<b>Ti</b>	<b>19</b>	<b>In</b>	<b>26</b>	<b>Zr</b>	<b>33</b>	<b>Su</b>	<b>40</b>	<b>W</b>	<b>47</b>	<b>Hg</b>	<b>54</b>
<b>N</b>	<b>6</b>	<b>P</b>	<b>13</b>	<b>Mn</b>	<b>20</b>	<b>As</b>	<b>27</b>	<b>Di</b> <b>Mo</b>	<b>34</b>	<b>Sb</b>	<b>41</b>	<b>Nb</b>	<b>48</b>	<b>Bi</b>	<b>55</b>
<b>O</b>	<b>7</b>	<b>S</b>	<b>14</b>	<b>Fe</b>	<b>21</b>	<b>Se</b>	<b>28</b>	<b>Rh</b> <b>Ru</b>	<b>35</b>	<b>Te</b>	<b>42</b>	<b>Au</b>	<b>49</b>	<b>Os</b>	<b>56</b>

Obr. 4 Tabulka Johna Newlandse, r. 1865.<sup>1</sup>

## 2.1.5 Meyerovy tabulky

V roce 1864 německý lékař a chemik Julius Lothar Meyer vytvořil tabulku obsahující 28 prvků, uspořádaných v šesti sloupcích v souladu s jejich valencí. Některé buňky v tabulce nechal prázdné pro prvky, které ještě nebyly objevené. Meyer správně uspořádal chemické prvky do period a skupin, ale učinil tak pouze pro malou část tehdy známých prvků. Záměrně omezil počet prvků v tabulce, aby zdůraznil pravidelné změny v atomové hmotnosti v řadách podobných prvků.<sup>1</sup>

	4-wertig	3-wertig	2-wertig	1-wertig	1-wertig	2-wertig
	-	-	-	-	Li = 7.03	(Be = 9.3?)
Differenz =	-	-	-	-	16.02	(14.7)
	C = 12.0	N = 14.04	O = 16.00	F = 19.00	Na = 23.05	Mg = 24.0
Differenz =	16.5	16.95	16.07	16.46	16.08	16.0
	Si = 28.5	P = 31.0	S = 32.07	Cl = 35.46	K = 39.13	Ca = 40.0
Differenz =	89.1:2 = 44.55	44.0	46.7	44.51	46.3	47.6
	-	As = 75.0	Se = 78.8	Br = 79.97	Rb = 85.4	Sr = 87.6
Differenz =	44.55	45.6	49.5	46.8	47.6	49.5
	Sn = 117.6	Sb = 120.6	Te = 128.3	J = 126.8	Cs = 133	Ba = 137.1
Differenz =	89.4 = 2:44.7	87.4 = 2:43.7	-	-	(71 = 2:35.5)	-
	Pb = 207.0	Bi = 208.0	-	-	(Tl = 204?)	-

Obr. 5 Tabulka Julia Lothara Meyera, r. 1864.<sup>1</sup>

V roce 1870 Meyer vytvořil ještě jednu tabulku s názvem "Příroda prvků v závislosti na jejich atomových hmotnostech." Všechny periody v nové verzi tabulky byly zobrazeny ne horizontálně, ale vertikálně. Nová periodická tabulka také měla některé nevýhody. Například v některých buňkách byly uvedeny dokonce tři až čtyř prvky, dlouhé periody byly rozděleny na dvě části. Téměř všechny prvky byly umístěny správně, s výjimkou hliníku, molybdenu, vanadu a wolframu.<sup>1</sup>

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
	B = 11.0 C = 11.97	Al = 27.3 Si = 28	-	-	-	<sup>71</sup> In = 113.4 Sn = 117.8	-	Tl = 202.7 Pb = 206.4
	N = 14.01	P = 30.9	Ti = 48	As = 74.9	Zr = 89.7	Sb = 112.2	Ta = 182.2	Bi = 207.5
	O = 15.96	S = 31.98	V = 51.2	Se = 78	Nb = 93.7	Te = 128?	W = 183.5	-
	F = 19.1	Cl = 35.38	Cr = 52.4	Br = 79.75	Mo = 95.6	J = 126.5	Os = 198.6?	-
			Mn = 54.8 Fe = 55.9 Co = Ni = 58.6	Rb = 85.2	Ru = 103.5 Rh = 104.1 Pd = 106.2		Ir = 196.7 Pt = 196.7	-
Li = 7.01	Na = 22.99	K = 39.04	Cu = 63.3	Sr = 87.0	Ag = 107.7	Cs = 132.7	Au = 196.2	-
?Be = 9.3	Mg = 23.9	Ca = 39.9	Zn = 64.9		Cd = 111.6	Ba = 136.8	Hg = 199.8	-

Differenz von I zu II und von II zu III ungefähr = 16  
Differenz von III zu V, IV zu VI, V zu VII schwankend um 46  
Differenz von VI zu VIII, von VII zu IX bis 92

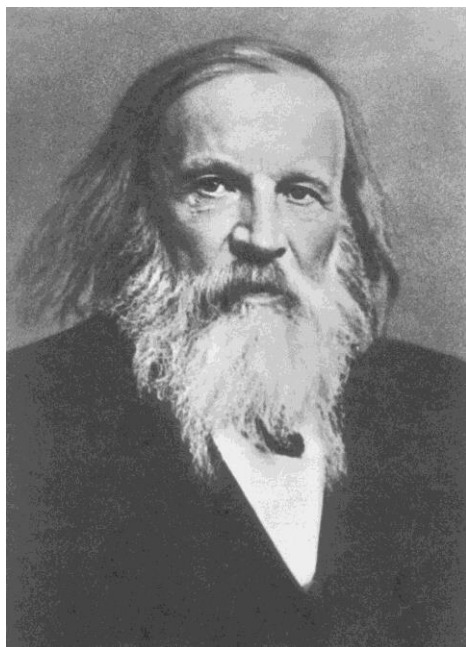
Obr. 6 Tabulka Julia Lothara Meyera, r. 1870<sup>1</sup>

## 2.2 Periodický zákon

Za zakladatele systematického přístupu v chemii je považován ruský chemik Dmitrij Ivanovič Mendělejev.

### 2.2.1 D. I. Mendělejev

Dmitrij Ivanovič Mendělejev se narodil 27. ledna 1834 v Tobolsku. Byl sedmnáctý a posledním dítětem v rodině. V té době byl jeho otec Ivan Pavlovič Mendělejev ředitelem Tobolského gymnázia a Tobolských okresních škol. Ve stejném roce jeho otec oslepl a ztratil své pracovní místo. Veškerá starost a péče o rodinu přešla na matku, Marii Dmitrijevnu Kornilevovou. Byla ženou vynikajícího intelektu a díky obrovské energii, kterou disponovala, dokázala současně řídit malou sklárnu a starat se o děti. Provoz sklárny přinášel peníze na skromné živobytí. Dětem dala na tu dobu excelentní vzdělání, největší pozornost však věnovala svému nejmladšímu synovi, u kterého viděla všimla jeho neobyčejných schopností. Nicméně, na Tobolském Dmitrij Ivanovič Mendělejev nevedl moc dobře, nelíbila se mu většina předmětů s výjimkou matematiky a fyziky. Averse ke klasickým školám ho provázela po celý život. V roce 1850 Mendělejevova matka zemřela a Dmitrij Ivanovič na ni vděčně vzpomínal až do konce svých dnů. O mnoho let později věnoval památce matky svoji práci s názvem "Studie vodných roztoků v souladu s měrnou hmotností".<sup>3</sup>



Obr. 7 Dmitrij Ivanovič Mendělejev



Obr. 8 Marie Dmitrijevna Mendělejevova

## 2.2.2 Předpoklady první periodické tabulky

Úrodnou půdu pro rozvoj svých schopností Mendělejev našel až v hlavním pedagogickém institutu v Petrohradě. Tam se seznámil s vynikajícími učiteli, kteří u něj vzbudili hluboký zájem o vědu. Malý počet studentů a velmi pečující a blízký vztah s profesory poskytoval dostatek příležitostí pro rozvoj individuálních schopností. Mendělejevovy studentské výzkumy jsou z oblasti analytické chemie: studoval složení minerálů pyroxenu a orthitu. I když se později nevěnoval chemické analýze, vždy ji považoval za velmi důležitý nástroj při objasňování různých studovaných jevů. Právě analýza složení minerálů Mendělejeva motivovala k volbě okruhu své diplomové práce "Izomorfie v souvislosti s jinými vztahy krystalické formy ke složení". Izomorfismus byl studován po několik desetiletí západními učiteli, ale v Rusku byl Mendělejev v podstatě první, kdo se danou oblastí zabýval. Jím předložený podrobný přehled důkazů a argumentů a z nich formulované závěry ocenili všichni, kteří izomorfismus studovali.

Jak později sám Mendělejev uvedl: "Sestavování této práce mě přivedlo ke studiu většiny chemických vztahů. Tato práce předurčila mnoho a byla jedním z "předchůdců" objevu periodického zákona." Po ukončení studia na institutu Mendělejev pracoval jako učitel, nejprve v Simferopolu, pak v Oděse. V roce 1856 se vrátil do Petrohradu, kde obhájil magisterskou dizertační práci na téma "O specifických objemech" a stal odborným asistentem na petrohradské univerzitě, kde učil teoretickou a organickou chemii.

V roce 1859 byl Mendělejev vyslán na dvouletý studijní pobyt v zahraničí. Pracoval v laboratoři v německém Heidelbergu, kde zkoumal zejména kapilární jevy a povrchové napětí kapalin. Volný čas trávil v kruhu mladých ruských vědců jako Botkin, Borodin a další.

V Heidelbergu Mendělejev učinil na základě experimentů významný objev. Zjistil existenci "absolutní teploty varu" (kritické teploty), při jejímž dosažení teplotce za určitých podmínek kapalina okamžitě změní v páru.

V roce 1861 se Mendělejev vrátil do Petrohradu, kde pokračuje v přednáškách a pracuje převážně v oblasti organické chemie. Významná práce z této doby se nazývá "Zkušenosti z teorie limitů organických sloučenin", která zobrazuje originální nápad na homologické řady. Tímto se Mendělejev stal jedním z prvních teoretiků v oblasti organické chemie v Rusku. Napsal učebnici "Organická chemie". za niž mu byla udělena Děmidovova cena - v té době nejvyšší vědecké ocenění v

Rusku. Po nějakém čase vedec A. M. Butlerov řekl: "To je jediná originální a vynikající ruská práce v organické chemii, neznámá v západní Evropě jen proto, že nebyl dosud nalezen překladatel." Nicméně, organická chemie se nestala předmětem dalšího působení Mendělejeva. V roce 1863 jej matematicko-fyzikální fakulta Petrohradské univerzity jmenovala profesorem na katedře technologie, ale vzhledem k tomu, že neměl magisterský titul z oblasti technologie, začal zde pracovat až v roce 1865.

Ve stejném roce obhájil doktorskou dizertační práci "O sloučeninách lihu s vodou" a v roce 1867 se stal vedoucím katedry obecné (anorganické) chemie. Když se začal připravovat na přednášky, zjistil, že ani v Rusku ani v zahraničí neexistuje učebnice obecné chemie vhodná pro studenty. Proto se rozhodl napsat ji sám. Toto stěžejní dílo s názvem "Základy chemie" vznikalo několik let a tvořila jej samostatná vydání. První vydání obsahující úvod, přehled obecných záležitostí chemie, popis vlastností vodíku, kyslíku a dusíku bylo dokončeno poměrně rychle, objevilo se již v létě roku 1868. Ale v průběhu práce na druhém vydání se Mendělejev setkal s velkými obtížemi, které byly spojené se systematizací a jednotným způsobem popisu chemických prvků.

Mendělejev se nad tím zamyslel a začal studovat prvky, přičemž zvláštní pozornost věnoval změnám ve frekvenci valence prvků seřazených podle rostoucí atomové hmotnosti. Pro přesnou znalost libovolného systému považoval za nutné uspořádání na základě jednoho systematizačního faktoru. V případě soustavy prvků tímto faktorem zvolil atomovou hmotnost, kterou považoval za hlavní charakteristiku chemických prvků. Díky usilovné práci a porovnávání chemických prvků dokázal najít spojení mezi prvky a zjistil, že se jejich vlastnosti pravidelně periodicky opakují. Základní představu o periodické tabulce si Mendělejev udělal za velmi krátkou dobu, již v roce 1869, dlouho se mu ale nedařilo zařadit všechny prvky do jednoho kompletního systému. V rozhovoru se svým kolegou A. A. Inostrancevem dokonce řekl, že to má všechno v hlavě, ale nedokáže to převést na papír.

Poté začal tvrdě pracovat na systematizaci svých předpokladů, která trvala dva dny bez přestávky pro spánek. Zkoušel všechny možné způsoby organizace prvků v tabulce. Dokonce učinil velmi odvážný krok, opravil atomové hmotnosti některých prvků (např. beryllium, indium, uran, thorium, cer, titan, ytterbium). Některé prvky byly umístěny v rozporu s tehdy uznávanými představami o jejich podobnosti s ostatními prvky. Například thalium bylo považováno za alkalický kov, ale Mendělejev jej umístil do třetí skupiny podle jeho skutečné maximální atomové hmotnosti. V konečné podobě se tabulka skládala z 67 prvků, uspořádaných do šesti vertikálních řad, předchůdci budoucích skupin. Horizontálně obsahovala ještě neúplné řady prvků, prototyp budoucích period.<sup>3</sup>

# ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

			Tl = 50	Zr = 90	? = 180.
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4.
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199.
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	U = 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	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	Pr = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Д. Менделѣевъ

Obr. 9 První periodická tabulka D. I. Mendělejeva, r. 1869<sup>1</sup>

### 2.2.3 První periodický zákon

V důsledku toho v únoru 1869 Mendělejev formuloval první periodický zákon: „**Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich atomových hmotností.**“, tzn. pravidelně se opakují podobné vlastnosti prvků. Již v březnu téhož roku byla jeho práce "Pokus o vytvoření soustavy prvků, založený na jejich atomové váze a chemické příbuznosti" předložena na zasedání Ruské fyzikálně-chemické společnosti. Poté, ve stejném roce, byla periodická tabulka zveřejněna v časopise "Zeitschrift für Chemie", v Německu. Periodická soustava byla jednodušší a jasnější než harmonogramy. Vzhledem ke tvaru tabulky dalo mezinárodní společenství vědců přednost objevu periodické soustavy Mendělejeva před ostatními vědci, kteří do té doby také pracovali na uspořádání prvků do jediného systému. Sám Mendělejev mluvil o objevu periodického zákona:

"Když jsem začal vytvářet svou klasifikaci prvků, napsal jsem na samostatné karty každý prvek a jeho sloučeniny, uspořádal do určitých sad – řad a sloupců, a vyhrál první vizuální periodickou tabulku. Ale to byl jen závěr, výsledek veškeré předchozí práce, dvaceti let přemýšlení o problému propojení mezi prvky ze všech stran, shromáždění materiálů, porovnání a soustavy čísel. Konečně nastal čas, kdy problém uzrál, kdy se objevila představa v mé hlavě. Stejně jako to bylo vždy v mém životě, předtucha řešené otázky, která mě sužovala, mě přivedla do excitovaného stavu. Během několika týdnů jsem spal neklidně, snažil se najít princip, který by okamžitě vedl k uspořádání všeho materiálů, nahromaděného více než za 15 let. Jednoho krásného rána, po bezesné noci, ležel jsem na gauči a usnul. A v tom snu jsem uviděl tabulku zcela jasně. Okamžitě jsem se probudil a namaloval na kus papíru to, co jsem viděl ve snu."

Ačkoliv klasifikace Mendělejeva měla vynikající vědecký úspěch a byla velmi rozšířená, nebylo ideální a perfektní. První nevýhodou tabulky bylo to, že vodík jako jednomocný prvek byl umístěn na začátku I. skupiny. Nicméně chemici nesouhlasili s tím, aby byl vodík v první skupině, protože má jiné chemické vlastnosti než ostatní prvky ve skupině. Toto a řada dalších nedostatků v tabulce dávalo dalším vědcům možnost ji vylepšit. V následujících letech byla tabulka několikrát rekonstruována.

Podle názoru Mendělejeva byla hlavní vadou periodického zákona a periodické soustavy prvků absence přesného fyzikálního vysvětlení. To nebylo možné, dokud nebyl zkonstruován atomový model. Nicméně pevně věřil tomu, že periodickému zákonu v budoucnu nehrozí zánik, ale že se bude dále vyvíjet. (zápis v diáři 10 července 1905).<sup>3</sup>



## 2.3 Okno do budoucnosti

### 2.3.1 Objev nových prvků

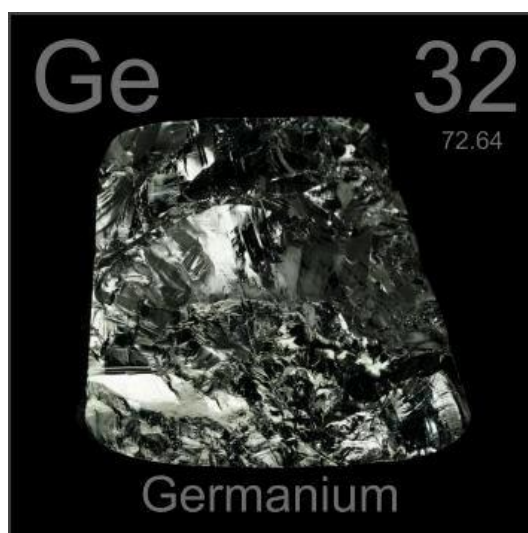
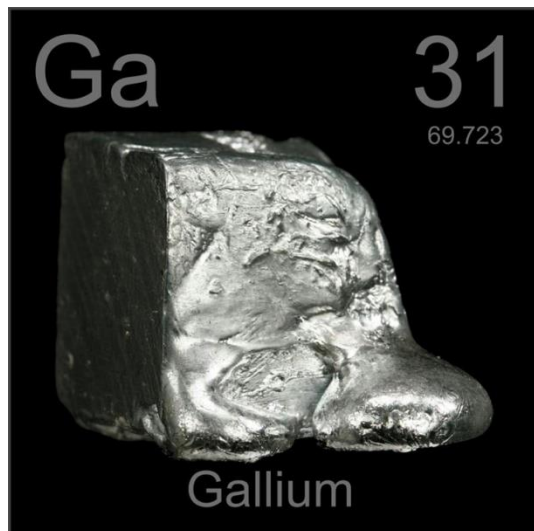
Práce Mendělejeva a jiných byla komplikována tím, že v té době nebyly známé všechny chemické prvky. Mendělejev nechal v tabulce prázdné buňky pro prvky s relativními atomovými hmotnostmi 45, 68 a 70. Existenci těchto mezer vysvětlil tím, že příslušné prvky ještě nejsou otevřené, a předpověděl jejich vlastnosti. Během patnácti let byly postupně objeveny všechny odpovídající prvky a Mendělejev sklídl vědecký úspěch.

Gallium, první z předpovězených prvků, objevil francouzský chemik Paul Emile Lecoque de Boisbaudran v roce 1875. Spektrometricky našel přítomnost nového jednoduchého prvku v pyrenejském sfaleritu, který po zahřátí v kyslíku vykazoval dosud neznámé fialové čáry. Napsal zprávu o svém pozorování do Chemical News a odjel do Paříže, kde pracoval v laboratoři Charlese Adolpha Wurtze. Práce byla obtížná, protože obsah prvku v rudě byl méně než 0,2%. Nakonec se mu ale podařilo izolovat prvek elektrolyticky ve formě hydroxidu. Lecoque de Boisbaudran stanovil, že nový prvek má shodné vlastnosti se zinkem, a ponavrhl jej pojmenovat gallium. Název vyjadřuje slovní hru, protože le coque francouzsky znamená kohout, stejné jako gallus latinsky, zatímco Gallia je latinsky název jeho vlasti Francie. Prvek byl umístěn do periodické tabulky pod zinkem, což znamenalo, že předpovědi Mendělejeva o jeho atomové hmotnosti a podobnosti se sousedními prvky v příslušné skupině byly správné.

Zatím v roce 1879 švédský profesor analytické chemie Lars Frederik Nilson objevil nový prvek – skandium. Nilson se zabýval studiem vzácných zemin a věnoval značnou pozornost různorodým minerálům s obsahem titanu, tantalu, uranu, ceru a mnoha dalších složek. Pokoušel se ověřit periodické vlastnosti prvků u vzorku vzácných zemin, ale při izolaci některých složek našel přítomnost nového prvku. Nazval ho skandium na počest své vlasti, odkud pocházely minerály, které vedly k objevu tohoto prvku. Ten byl zařazen do periodické tabulky v souladu s Mendělejevovým popisem jeho atomové hmotnosti a chemických vlastností.

Dalším triumfem Mendělejeva byl objev germania, které našel v roce 1886 německý profesor analytické chemie a chemické technologie Clemens Winkler. V blízkosti Freibergu, města, ve kterém žil a pracoval, byl nalezen nový druh rudy, nazvaný argyrodit. Winkler začal s tímto minerálem pracovat. Během analýzy zjistil, že výsledky vykazují konstantní chybu 7%. Při pátrání po chybějících

procentech objevil nový prvek, který pojmenoval na počest své vlasti germanium. Vlastnosti germania také zcela odpovídaly předpokladům Mendělejeva a prvek byl umístěn do prázdné buňky periodické tabulky mezi galliem a arzenem . Tímto, po objevu tří očekávaných prvků, se zdálo, že periodická soustava prvků již tvoří uzavřený celek. Nikdo z chemiků té doby, včetně Mendělejeva, nepředpokládal, že by mohlo dojít k dalším významným změnám. <sup>2</sup>



12

## 2.3.2 Radioaktivita

Radioaktivita - přeměna atomových jader na jiná jádra doprovázená emisí radioaktivního záření. Název tohoto jevu pochází z latiny, radio znamená zářit a activus – aktivní. Z nestabilního jádra jsou během rozpadu emitované velmi rychle se pohybující částice o vysoké energii. Proud těchto částic se nazývá radioaktivní záření nebo radiace. Objev radioaktivity je těsně spjat s objevem elektronů a rentgenového záření. <sup>4</sup>

### 2.3.2.1 Elektron

V roce 1897 mladý anglický fyzik Joseph John Thomson (1856- 1940) objevil elektron. Při svém experimentu používal zdokonalenou katodovou trubici. Svoji konstrukci doplnil elektrickými cívkami, které vytvářejí magnetické pole v trubici, a souborem paralelních elektrických desek kondenzátoru k vytvoření elektrického pole uvnitř trubice. Díky tomu měl možnost zkoumat chování katodových paprsků pod vlivem magnetického a elektrického pole. Použitím nové konstrukce katodové trubice Thomson ukázal, že:

1. Katodové paprsky jsou vychýleny v magnetickém poli v nepřítomnosti pole elektrického;
2. Katodové paprsky jsou vychýleny v elektrickém poli v nepřítomnosti pole magnetického;
3. Za současného působení elektrického a magnetického pole o vyvážené intenzitě, což způsobuje individuálně odchyly v opačných směrech, se katodové paprsky šíří přímočaře, to znamená, že působení obou polí je navzájem vyvážené.

Thomson zjistil, že poměr mezi elektrickým a magnetickým polem, přičemž je jejich působení vyvážené, závisí na rychlosti, kterou se částice pohybují. Po sérii měření byl Thomson schopen určit rychlost katodových paprsků a zjistil, že se pohybují výrazně pomaleji než světlo. To znamenalo, že katodové paprsky mohou být pouze nové, neznámé částice, protože jakékoli elektromagnetické záření se šíří rychlostí světla. Tyto neznámé částice Thomson nazval "krvinky", které později začali být nazývány "elektrony". Okamžitě se ukázalo, že elektrony musí být v atomech. V opačném případě odkud by přišly? Thomson předložil 30. dubna roku 1897 na zasedání Royal Society v Londýně zprávu o svých dosažených výsledcích, Tento den je považován za den, kdy se „narodil“ elektron. Za tento objev Thomson později získal Nobelovu cenu za fyziku. <sup>5</sup>

### 2.3.2.2 Rentgenové záření

Rentgenové záření bylo objeveno německým fyzikem Wilhelmem Conradem Röntgenem (1845 -1923) 8 listopadu roku 1895. Bylo známo, že katodové paprsky při dopadu na sklo emitují viditelné světlo - zelenou luminiscence. Röntgeni všiml, že současně od zelené skvrny na skle vycházejí nějaké další neviditelné paprsky. Stalo se to náhodou: v zatemněné místnosti uviděl, jak svítí krystalky tetrakyanoplatnatanu barnatého  $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$ , které ležely na stole. Tento materiál dává pod vlivem ultrafialových a katodových paprsků jasně žlutozelenou luminiscenci. Ale katodové paprsky nedopadaly na stůl, navíc bylo zařízení obaleno černým papírem, přesto krystalky pořád svítily. Brzy poté Röntgen objevil, že záření prochází mnoha neprůhlednými látkami, což způsobuje zčernání fotografické desky, která je zabalená v černém papíru nebo umístěná v kovovém pouzdře. Paprsky procházely přes velmi tlustou knihu, dřevěná prkna o tloušťce 3 cm a hliníkovou desku o tloušťce 1,5 cm. Pokud držel ruku mezi katodovou trubicí a fotografickou deskou, objevily se na ní stíny a světlejší místa odpovídala kostem ruky. V prosinci oznámil objevení nových paprsků, které nazval paprsky X. Paprsky vznikají ve chvíli, kdy rychle letící elektrony ve vakuu narazí na překážku. Později bylo toto záření na jeho počest pojmenováno rentgenové záření. Röntgen za své objevy dostal vůbec první Nobelovu cenu za fyziku.

Röntgen napsal první zprávu "Nový druh záření,, 28 prosince 1895, kterou zveřejnila Fyzikálně-lékařská společnost univerzity ve Würzburgu. « Okamžitě byla přeložena a zveřejněna v různých zemích, včetně nejznámějšího vědeckého časopisu "Nature,,. Objev Röntgena se okamžitě rozšířil po celém světě, jen za jeden rok bylo na toto téma publikováno přes tisíc různých prací. Rentgenové paprsky nacházejí dodnes široké uplatnění v mnoha, nejen lékařských aplikacích po celém světě. <sup>4</sup>

Objev zasáhl nejen odborníky, ale i veřejnost. Například v jednom knihkupectví v Německu byl vystaven snímek ruky manželky Röntgena, na kterém bylo možné vidět živé lidské kosti a na jednom z prstů svatební prsten.

### 2.3.2.3 Becquerelovy paprsky

Objev rentgenového záření brzy vedl k dalšímu vynikajícímu objevu, který učinil francouzský fyzik Antoine Henri Becquerel (1852-1908) v roce 1896. Jeho otec a dědeček, kteří byli také fyzici, studovali luminescenci, tedy schopnost některých látek produkovat záření po působení ultrafialového světla. Proto po objevu rentgenových paprsků Antoine navrhl, že jsou tyto paprsky spojeny s luminescencí a vyskytují se vždy současně s tímto druhem záření. Becquerel měl v laboratoři k dispozici některé soli uranu, fosforeskující žlutozelenou barvou. K ověřování svých předpokladů použil krystal hydratovaného podvojného síranu uranyl-draselného  $K_2UO_2(SO_4)_2 \cdot 2H_2O$ , osvětlil ho slunečním světlem, obalil černým papírem a umístil do tmavé skříně na fotografické desce, též zabalené do černého papíru. Po nějaké době vyndal desku ze skříně a na desce uviděl stopy soli. Pokus zopakoval stejným způsobem, ale mezi desku a krystal umístil minci a vyřezávanou cínovou postavu. V důsledku působení soli se na fotografické desce objevil jasný obraz těchto objektů. Tak došel k závěru, že paprsky, které pronikají přes neprůsvitný černý papír, a paprsky X mohou být získány jiným způsobem, bez vlivu slunečního záření. Ve skutečnosti bylo důležité jen to, jak dlouho se sůl uranu nacházela v blízkosti fotografické desky. Druhý den o tom Becquerel referoval na zasedání Akademie., Jak se ukázalo později, jeho závěr byl chybný. Usoudil, že sůl uranu alespoň jednou "nabitá" ve světle, je pak schopná emitovat dlouhou dobu neviditelné pronikající paprsky. Během další práce vyzkoušel i jiné sloučeniny uranu a zjistil, že paprsky pocházejí i od těch sloučenin, které nebyly vystaveny slunečnímu záření. Becquerel např. zjistil, že ještě silnější (asi 3,5 krát) záření vysílá kovový uran. Tak se ukázalo, že ačkoli je toto záření podobné rentgenovému, má pouze přímou vazbu na uran. Proto mu Becquerel začal říkat "uranové paprsky". Stále nezodpovězená ale zůstávala otázka, jak látka emituje záření kontinuálně a v nezmenšené míře po několik měsíců bez dodávky energie z vnějšího zdroje. Sám Becquerel psal, že není schopen pochopit, kde uran získává energii, kterou neustále emituje. <sup>4</sup>

#### 2.3.2.4 Radioaktivní prvky

Po objevu Becquerelových paprsků začalo mnoho vědců zkoumat nový fenomén. Byla mezi nimi i uznávaná mladá polská vědkyně Marie Curie-Skłodowska- (1867-1934), která začala studovat velké množství chemických prvků. Zajímalo ji, zda některé z nich, podobně jako uran, nejsou zdrojem Becquerelových paprsků.

Studium radioaktivity sloučenin uranu ji převedlo k závěru, že radioaktivita je vlastnost atomové povahy uranu, nezávislá na tom, zda je součástí chemické sloučeniny nebo ne.

Pak se rozhodla otestovat, zda existují i jiné prvky, které mají stejnou vlastnost. Proto zkoumala všechny tehdy známé prvky, jak v čisté formě, tak ve sloučeninách. Nakonec zjistila, že paprsky podobné uranovým vyzařují jen sloučeniny thoria .

Zajímavý byl fakt, že některé uranové a thoriové rudy měly "abnormální" radioaktivitu, mnohem silnější než to, co by se dalo očekávat od těchto prvků. Pak Curie vyslovila hypotézu, že minerály uran a thorium obsahují malé množství látky mnohem radioaktivnější. To znamenalo, že materiál nemůže patřit mezi dobře známé prvky, které již byly zkoumány. Měl to být nový chemický prvek.

Kvůli ověření této hypotézy zanechal její manžel Pierre Curie (1859-1906) studia krystalů a připojil se k práci svoji ženy Marie. Pro své experimenty si vybrali smolinec, který se těžil v Jáchymově.

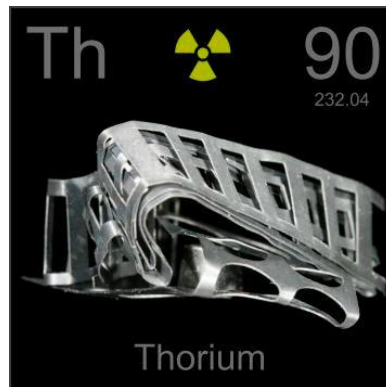
Práce probíhala čtyři roky v drsných podmínkách a vyžadovala hodně práce a úsilí. Výsledkem bylo prvních 10 g radia na světě, které získali z 8 tun smolince. Cena tohoto množství radia byla tehdy odhadována na 75 800 zlatých franků.

Při následujících chemických experimentech manželé Curiovi ve smolinci objevili další radioaktivní prvek - polonium. Aktivita polonia byla 400 krát vyšší než aktivita uranu. 18. července 1898 Pierre a Marie Curie přednesli zprávu o poloniu na zasedání Pařížské akademie věd. Později, 26. prosince 1898, manželé informovali, že se jim podařilo izolovat z uranového odpadu látku, obsahující nějaký nový prvek s velmi podobnými chemickými vlastnostmi jako baryum. Nabídlí pojmenovat ho radium. Aktivita získaného chloridu radia byla 900 krát vyšší než aktivita uranu.

V témže roce francouzský fyzik a chemik André-Louis Debierne (1874-1949) ověřoval hypotézu Curie o přítomnosti jiných radioaktivních prvků ve smolinci kromě radia a polonia a učinil další důležitý objev. Z dehtu izoloval vysoce radioaktivní látku.

Chemické vlastnosti nové látky byly odlišné od vlastností radia a polonia a její aktivita byla 100 000 krát větší než aktivita uranu. V roce 1900 Debierne oznámil objev nového radioaktivního prvku s názvem aktinium.

Na začátku XX. století tedy bylo známo pět radioaktivních prvků: uran, thorium, polonium, radium a aktinium.<sup>6</sup>



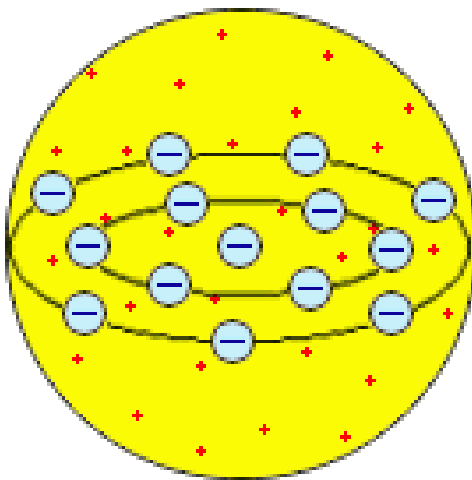
12

### 2.3.3 Model atomu

Studium radioaktivity radikálně změnilo klasickou představu o elementární struktuře atomu a jeho nedělitelnosti. Ukázalo se, že atom by měl být chápán jako komplexní systém, který je tvořen několika jednoduššími částicemi. Kromě toho, atomy představují elektricky neutrální systémy, ve kterých nosiči negativního náboje jsou lehké elektrony, jejichž hmotnost představuje jen malý zlomek hmotnosti atomů. Tedy převážná část hmotnosti atomů musí být spojena s kladným nábojem. Proto vyvstala otázka týkající se vnitřní struktury atomů a mnoho fyziků začalo rozvíjet různé atomové modely.<sup>8</sup>

#### 2.3.3.1 Pudinkový model

První model atomu navrhl v roce 1904 Joseph John Thomson, známý jako objevitel elektronu. Navrhl, že atom je kladně nabitá koule, ve které jsou elektrony rovnoměrně rozloženy. Tento model byl později pojmenován “pudinkový”. Provedené experimenty ukázaly, že množství elektronů v atomech prvků odpovídá přibližně polovině hodnoty atomové hmotnosti. Thompson za předpokladu, že se počet elektronů v atomu kontinuálně zvyšuje při přechodu od prvku k prvku, byl první, kdo se pokusil spojit strukturu atomů a periodické vlastnosti prvků.<sup>9</sup>



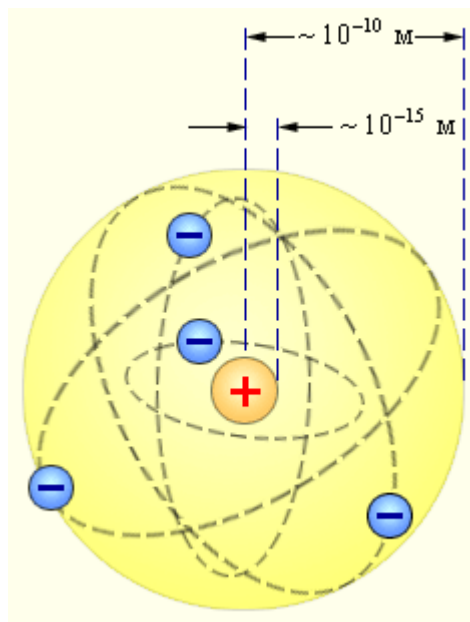
Obr. 10 Pudinkový model atomu<sup>9</sup>



### 2.3.3.2 Planetární model atomu

Další model atomu navrhl novozélandský fyzik Ernest Rutherford (1871-1937). Snažil se experimentálně ověřit platnost Thomsonova modelu a prováděl pokusy s rozptylem alfa-částic na zlaté fólii. Jako zdroj alfa-částic používal radium. Částice rozptýlené na tenké zlaté fólii byly zaznamenány pomocí scintilačních záblesků na desce pokryté sulfidem zinečnatým, která byla v zatemněné místnosti. Nicméně výsledek pokusů byl zcela opačný oproti Rutherfordova očekávání. Většina  $\alpha$ -částic prošla zlatou fólií v přímém směru, ale současně byly některé  $\alpha$ -částice vychýleny pod velmi velkými úhly, což ukazovalo na přítomnost extrémně těsně kladně nabitě formace v atomu. Při tomto rozdělení nemůže kladný náboj vytvořit silné elektrické pole schopné vychýlit  $\alpha$ -částice. Tyto úvahy přivedly Rutherforda k závěru, že atom je téměř „prázdný“ a veškerý jeho kladný náboj je koncentrován do malého objemu. Tuto část nazval atomové jádro.<sup>8</sup>

Na základě výsledků těchto experimentů Rutherford v roce 1911 navrhl svůj planetární model atomu. V centru je kladně nabitě jádro, jehož objem je zanedbatelný ve srovnání s velikostí celého atomu. Elektrony obíhají kolem jádra, jejich počet přibližně odpovídá polovině atomové hmotnosti prvku.<sup>9</sup>



Obr. 11 Planetární model atomu<sup>8</sup>

Bohužel také v Rutherfordově modelu atomu se objevil důležitý rozpor: v souladu se zákony klasické fyziky by elektron obíhající kolem jádra měl neustále emitovat elektromagnetické záření a ztrácet energii, nakonec by splynul s jádrem.<sup>9</sup>

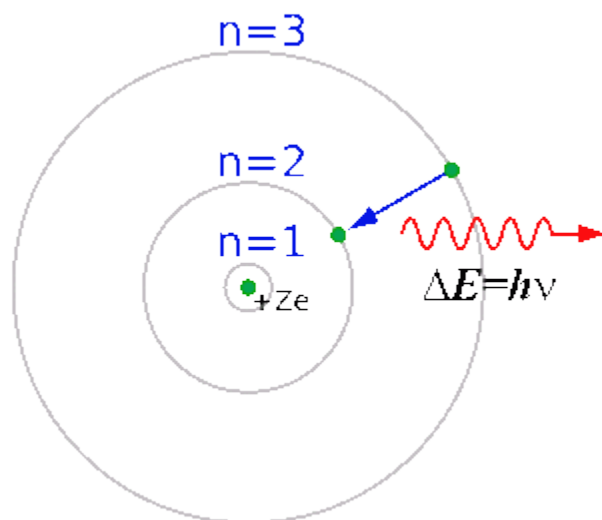
### 2.3.3.3 Bohrov model atomu

Rutherfordův model byl základem pro vytvoření zcela nové teorie, kterou vytvořil v roce 1913 dánský fyzik Niels Bohr (1885-1962).

Bohrův model byl založen na kvantové teorii, která byla navržena v roce 1900 německým fyzikem Maxem Karlem Ernstem Ludwigem Planckem (1858- 1947). Planck postuloval, že atomy jsou schopny vydávat nebo přijímat energii záření pouze v určitých dávkách, tzv. kvantech, které jsou přímo úměrné frekvenci tohoto záření.

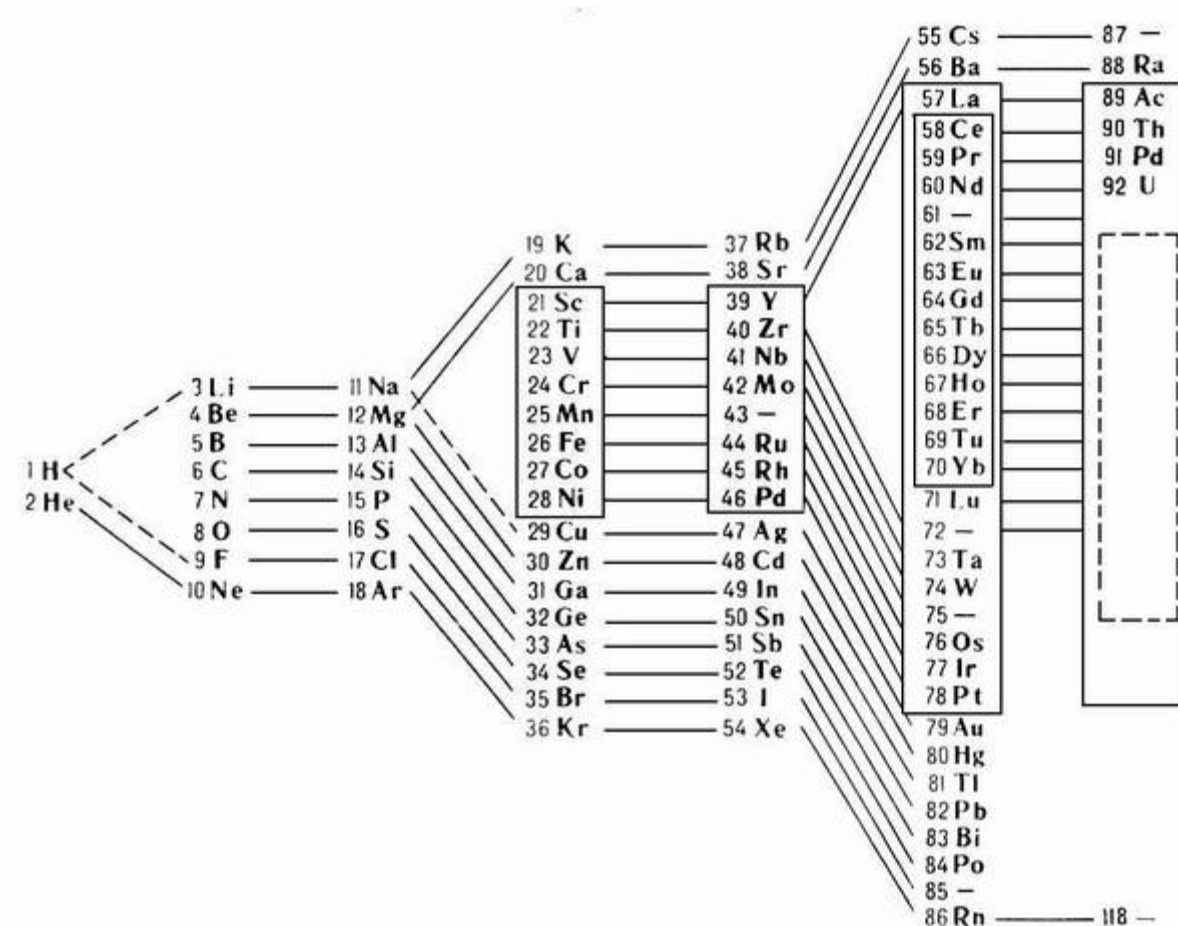
Bohr vše shrnul, vysvětlil stabilitu planetárního modelu atomu a současně zavedl kvantové limity tohoto modelu. Podle postulátů Bohra může elektron obíhat kolem jádra pouze v některých povolených ("fixních") drahách, přičemž nevyzařuje energii. Oběžná dráha nejbliže k jádru odpovídá nejstabilnějšímu, základnímu stavu atomu. Přijme-li atomu kvantum energie, elektron se přesune na vzdálenější oběžnou dráhu, je v tzv. excitovaném stavu. Reverzní přechod z excitovaného do základního stavu je doprovázen emisí fotonu.

Bohrovy výpočty na základě spektrálních dat ukázaly, že poloměry oběžných drah elektronů jsou v poměru  $1^2 : 2^2 : 3^2 : \dots : n^2$ . Jinými slovy, moment hybnosti rotačního pohybu elektronu je úměrný hlavnímu kvantovému číslu. Maximální počet elektronů v každé úrovni se rovná dvojnásobku čtverce hlavního kvantového čísla.<sup>9</sup>



Obr. 12 Bohrov model atomu<sup>9</sup>

Bylo zjištěno, že tento počet se rovná počtu prvků v periodě periodické soustavy prvků. Bohrov model tedy ukázal nezpochybnitelný vztah mezi periodicitou vlastností prvků a strukturou elektronových vrstev atomů. Proto v roce 1921 Niels Bohr položil základy formální teorie periodické soustavy. Důvodem periodicity vlastností jednotlivých prvků je podle Bohrova názoru, periodické opakování struktury vnější elektronové vrstvy atomu.<sup>9</sup>



Obr. 13 Stupňovitý tvar periodické tabulky (Bohr, 1921)<sup>9</sup>

Tak, jak se periodická soustava prvků vylepšovala, získávala si respekt chemiků po celém světě. Sama PSP objasňuje mnoho faktů a co je nejdůležitější, dokazuje existenci vztahu mezi různými prvky a zobrazuje vlastnosti prvků podle jejich pořadových čísel v periodické soustavě.

### 3. Současnost periodické soustavy prvků

Teprve ve dvacátých letech minulého století, po revolučních objevech ve atomové fyzice, využití rentgenového záření a detekce vzácných plynů (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) bylo možné definovat periodický zákon jako závislost na protonovém čísle prvku, nikoliv na atomové hmotnosti, jak to původně formuloval Mendělejev. Jinými slovy, při výkladu zákona byl pojem "atomová váha" prvku nahrazen pojmem "protonové číslo", které odpovídá počtu protonů v jádře atomu a samozřejmě i počtu elektronů v obalu neutrálního atomu.

Současná definice periodického zákona vychází ze struktury elektronového obalu atomů, z níž vyplývá, že vlastnosti se periodicky opakují po 2 (*s*-prvky), 8 (*p*-prvky), 18 (*d*-prvky) a 32 (*f*-prvky) prvcích. Uvedené počty prvků odpovídají maximálnímu možnému počtu elektronů v konkrétní energetické slupce atomu. Číslo periody se shoduje s hodnotou hlavního kvantového čísla *n* orbitalů *s* a *p*.

V první energetické slupce mohou být pouze dva elektrony, což umožňuje umístit v první periodě jen dva prvky: vodík a helium. Druhá energetická slupka může mít až osm elektronů, čemuž ve druhé periodě odpovídá dalších osm prvků od lithia k neonu. Takové prvky jsou považovány za nepřechodné. Podobný vývoj lze pozorovat ve třetí periodě, namísto očekávaných osmnácti prvků se zde objevuje jen osm, sodík až argon. Zde došlo ke „zpoždění“ deseti *d*-prvků s ohledem na skutečnost, že orbital 3*d* je obsazován elektrony s vyšší energií než elektrony v orbitalu 4*s*. Z tohoto důvodu jsou *d*-prvky (skandium, titan, ...) až ve čtvrté periodě po dvou *s*-prvcích (draslíku a vápníku). Tyto *d*-prvky předcházejí prvkům, galliu až kryptonu, jejichž valenční elektrony obsazují orbitály 4*p*. Stejná situace nastává i v páté periodě, kam vstupují „zpožděné“ *d*-prvky s valenčními elektrony v orbitalech 4*d*. tohoto tyto *d*-prvky se používá název „přechodné prvky“. Popsané jevy byly jedním z důvodů pro vytvoření tabulky s osmi skupinami. Podobná situace nastává v případě tzv. vnitřně přechodných prvků, což jsou prvky, jejichž valenční elektrony obsazují orbitály 4*f* a 5*f*. Tyto *f*-prvky se „zpožďují“ již o dvě periody a vyčleňují se zvlášť pod tabulku.. Obecným pravidlem při tvorbě periodické soustavy prvků je to, že každá perioda začíná alkalickým kovem s jedním valenčním elektronem v orbitalu *ns* a končí vzácným plynem s osmi valenčními elektrony, dva v orbitalu *ns* a šest v orbitalu *np*. Výjimečné postavení má první perioda, v níž jsou pouze dva prvky. Počet prvků v sedmi známých periodách je postupně 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32.<sup>7</sup>

### 3.1 Fyzikálně-chemické vlastnosti prvků

Všechny prvky PSP je možné podle fyzikálně-chemických vlastností rozdělit na kovy, nekovy a polokovy. Většina prvků patří mezi kovy nebo polokovy a jen 22 jsou nekovy. Jsou to halogeny, vzácné plyny, vodík, uhlík, dusík, kyslík, fosfor, síra a selen. Nekovy mají v poslední elektronové vrstvě větší počet elektronů, vyznačují se vysokými hodnotami elektronegativity a velkou schopností snadno přijímat elektrony a vytvářet anionty. Vzácné plyny mají úplně zaplněné valenční orbitály, a proto se téměř nezúčastňují chemických reakcí.

Kovy mají naopak malý počet elektronů v poslední elektronové vrstvě a také nízkou hodnotu elektronegativity. Proto snadno uvolňují elektrony a tvoří jednoduché kationty. S výjimkou vodíku a helia jsou všechny *s*-prvky kovy a v chemických reakcích vystupují jako redukční činidla. Jsou to alkalické kovy Li, Na, K, Rb, Cs, Fr a kovy alkalických zemin Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. Komplikovanější je situace v případě *d*- a *f*-prvků, jejichž elektrony postupně zaplňují orbitály  $(n - 1)d$  a  $(n - 2)f$ . Celkově *d*- a *f*-prvky s větší pravděpodobností projevují kovové vlastnosti. Mezi *f*-prvky patří lanthanoidy a aktinoidy.

Některé prvky projevují jen slabé kovové vlastnosti. Tyto prvky se označují jako polokovy. Jejich valenční elektrony buď nestačí k vytvoření plnohodnotné kovalentní vazby, nebo nejsou dostatečně pevně poutány z důvodu značné velikosti atomu. Proto má vazba v kovalentních krystalech těchto prvků částečně kovový charakter. V periodické tabulce jsou polokovy umístěny na rozhraní mezi kovy a nekovy, je to diagonála B-Si-Ge-Sb-As-Te-Po.

Některé polokovy, jako křemík a germanium, jsou polovodiče. Polovodivé vlastnosti těchto prvků lze vysvětlit pomocí mnoha komplexních faktorů. Jedním z nejdůležitějších faktorů je elektrická vodivost, která vzniká díky slabým kovovým vazbám. Polovodiče nacházejí široké uplatnění v elektrotechnice.<sup>7</sup>

## 3.2 Zákonitosti periodické soustavy prvků

### a) Zákonitosti týkající se vlastností nekovových a kovových prvků

1. V periodě ve směru zleva doprava roste nekovový charakter prvků. To lze vysvětlit tím, že v periodě napravo jsou prvky s elektronovými obaly, které se blíží k elektronovému oktetu. Tyto prvky méně ochotně poskytují své elektrony pro vytvoření vazeb. Například uhlík je výraznější nekovový prvek než bor, ale dusík má ještě silnější nekovové vlastnosti než uhlík. Zleva doprava se v periodě také zvyšuje náboj jádra. V souvislosti s tím se zvyšuje přitažlivost valenčních elektronů k jádru a tím brání jejich odtržení.
2. Ve skupině ve směru shora dolů roste kovový charakter prvků. To je dáno tím, že níže ve skupinách jsou umístěny prvky, které již mají do značné míry zaplněné elektronové vrstvy. Jejich vnější vrstvy jsou dále od jádra a elektrony v nich jsou k jádru poutány slabší silou. To znamená, že prvek je tím kovovější, čím snáze tvoří kationty a čím má větší atomový poloměr.

### b) Ionizační energie, elektronová afinita a elektronegativita prvků

1. Ionizační energie, elektronegativita a elektronová afinita prvků se zvyšuje v periodě zleva doprava a maxima dosahuje u halogenů. Důležitou roli v tom hraje míra zaplnění valenční vrstvy, její blízkost k elektronovému oktetu.
2. skupince skupině shora dolů elektronegativita, ionizační energie, elektronegativita a elektronová afinita prvků klesá. Je to způsobeno zvyšujícím se počtem elektronových vrstev, kdy elektrony v poslední vrstvě jsou k jádru přitahovány stále slabší silou.

### c) Zákonitosti týkající se velikosti atomů

1. Velikost atomů (atomový poloměr) v periodě ve směru zleva doprava klesá. Důvodem je rostoucí náboj a tím jsou elektrony stále silněji přitahovány k jádru. Dokonce zvýšení počtu elektronů ve vnějším plášti nezvyšuje velikost atomu, naopak, např. velikost atomu fluoru je menší než atomu kyslíku.
2. Při pohybu shora dolů atomové poloměry prvků rostou, protože elektrony okupují více elektronových vrstev.

#### d) Zákonitosti spojené s oxidačně-redukčními vlastnostmi

1. V periodě zleva doprava rostou oxidační účinky a ve skupině shora dolů rostou redukční vlastnosti prvků. Proto v pravém horním rohu tabulky je nejaktivnější oxidující nekov fluor (F) a v levém dolním rohu nejaktivnější redukční kov cesium (Cs). Cesium je aktivní natolik, že se na vzduchu samovolně zapaluje. Prvek francium (Fr) je ještě silnějším redukčním činidlem, ale jeho chemické vlastnosti lze velmi obtížně studovat vzhledem k jeho rychlému radioaktivnímu rozpadu.
2. V případě nepřechodných prvků (Ia-VIIIa) odpovídá maximální oxidační číslo číslu hlavní skupiny.

#### e) Zákonitosti týkající se valenci prvků

1. Prvky stejné skupiny mají stejný počet valenčních elektronů ve stejných typech orbitalů, proto mohou vytvářet stejný počet vazeb ve sloučeninách s dalšími prvky.
2. Počet vazeb, které mohou tvořit *s*-prvky, odpovídá číslu jejich skupiny.
3. *p*-prvky mohou tvořit různý počet vazeb, nejvyšší z nich odpovídá číslu skupiny.
4. Počet vazeb, které tvoří *d*-prvky, nelze z jejich umístění v tabulce přesně určit.

#### f) Periodicita sloučenin

Periodicita je pozorována nejen u prvků, ale i u jejich sloučenin (oxidy, hydridy, halogenové sloučeniny). Pro každou skupinu prvků lze zapsat zobecněné vzorce sloučenin, které se periodicky opakují. Například:

LiCl	BeO	HF
NaCl	MgO	HCl
KCl	CaO	HBr
...	...	...


Zobecněné vzorce:  $\text{Me}^{\text{I}}\text{Cl}$   $\text{Me}^{\text{II}}\text{O}$   $\text{HX}$  <sup>10</sup>

### 3.3 Tvary tabulky

Periodická soustava prvků a její grafické zpracování formou tabulky je zcela nepostradatelné při studiu chemie, protože z ní lze zjistit mnoho důležitých informací o chemických prvcích. Je to především český a latinský název daného prvku, jeho značka, protonové číslo, relativní atomová hmotnost, oxidační číslo, elektronegativita, popř. skupenství a další informace, které závisejí na konkrétním vydání tabulky. Periodická tabulka má dvě standardní úpravy: krátkou a dlouhou.

#### 3.3.1 Krátká periodická tabulka

Krátká verze se skládá z 11 horizontálních řad, které tvoří 7 základních period, a 8 svislých skupin, v nichž jsou prvky hlavních i vedlejších podskupin. Pod tabulkou jsou samostatně ve dvou řádcích vyčleněny lanthanoidy a aktinoidy. Krátká tabulka byla oficiálně zrušena IUPAC (Mezinárodní unie pro čistou a užitou chemii) v roce 1989. Z toho důvodu se v moderní vědecké literatuře používá výhradně dlouhá forma PSP, která byla schválena IUPAC ve stejném roce. <sup>11</sup>

		Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева										VII		VIII																							
		(H)																																			
1	1	<b>H</b> 1,00794 водород											2	<b>He</b> 4,002602 гелий	 <p>Периодический закон открыт Д.И. Менделеевым в 1869 г.</p>																						
2	2	<b>Li</b> 6,941 литий	<b>Be</b> 9,01218 бериллий	3	<b>B</b> 10,811 бор	4	<b>C</b> 12,011 углерод	5	<b>N</b> 14,0067 азот	6	<b>O</b> 15,9994 кислород	7	<b>F</b> 18,998403 фтор	8			<b>Ne</b> 20,179 неон																				
3	3	<b>Na</b> 22,98977 натрий	<b>Mg</b> 24,305 магний	11	<b>Al</b> 26,98154 алюминий	12	<b>Si</b> 28,0855 кремний	13	<b>P</b> 30,97376 фосфор	14	<b>S</b> 32,066 сера	15	<b>Cl</b> 35,453 хлор	16			<b>Ar</b> 39,948 аргон																				
4	4	<b>K</b> 39,0983 калий	<b>Ca</b> 40,078 кальций	19	<b>Sc</b> 44,95591 скандий	20	<b>Ti</b> 47,88 титан	21	<b>V</b> 50,9415 ванадий	22	<b>Cr</b> 51,9961 хром	23	<b>Mn</b> 54,9380 марганец	24			<b>Fe</b> 55,847 железо	25	<b>Ni</b> 58,9332 никель	26	<b>Cu</b> 63,546 медь	27	<b>Zn</b> 65,39 цинк	28	<b>Ga</b> 69,723 галлий	29	<b>Ge</b> 72,59 германий	30	<b>As</b> 74,9216 мышьяк	31	<b>Se</b> 78,96 селен	32	<b>Br</b> 79,904 бром	33	<b>Kr</b> 83,80 криптон		
	5	<b>Rb</b> 85,4678 рубидий	<b>Sr</b> 87,62 стронций	37	<b>Y</b> 88,9059 иттрий	38	<b>Zr</b> 91,224 цирконий	39	<b>Nb</b> 92,9064 ниобий	40	<b>Mo</b> 95,94 молибден	41	<b>Tc</b> [98] технеций	42			<b>Ru</b> 101,07 рутений	43	<b>Rh</b> 102,9055 родий	44	<b>Pd</b> 106,42 палладий																
6	6	<b>Ag</b> 107,8682 серебро	<b>Cd</b> 112,41 кадмий	47	<b>In</b> 114,82 индий	48	<b>Sn</b> 118,710 олово	49	<b>Sb</b> 121,75 сурьма	50	<b>Te</b> 127,60 теллур	51	<b>I</b> 126,9045 йод	52			<b>Xe</b> 131,29 ксенон	53	<b>Cs</b> 132,9054 цезий	54	<b>Ba</b> 137,33 барий	55	<b>La*</b> 138,9055 лантан	56	<b>Hf</b> 178,49 гафний	57	<b>Ta</b> 180,9479 тантал	58	<b>W</b> 183,85 вольфрам	59	<b>Re</b> 186,207 рений	60	<b>Os</b> 190,2 осмий	61	<b>Ir</b> 192,22 иридий	62	<b>Pt</b> 195,08 платина
	7	<b>Au</b> 196,9665 золото	<b>Hg</b> 200,59 ртуть	79	<b>Tl</b> 204,383 таллий	80	<b>Pb</b> 207,2 свинец	81	<b>Bi</b> 208,9804 висмут	82	<b>Po</b> [209] полоний	83	<b>At</b> [210] астат	84			<b>Rn</b> [222] радон																				
7	10	<b>Fr</b> [223] франций	<b>Ra</b> [226] радий	87	<b>Ac**</b> [227] актиний	88	<b>Rf</b> [261] резерфордий	89	<b>Db</b> [262] дубний	90	<b>Sg</b> [263] сгборгий	91	<b>Bh</b> [264] борий	92			<b>Hs</b> [265] гасий	93	<b>Mt</b> [266] майтнерий	94	<b>Ds</b> [271] дармштадтий																
	11	<b>Rg</b> [285] регентий	<b>Uub</b> [ ] унубий	111	<b>Uut</b> [ ] унутрий	112	<b>Uuq</b> [287] ункувдий	113	<b>Uup</b> [ ] унупений	114	<b>Uuh</b> [292] унхугений	115	<b>Uus</b> [ ] унусептий	116			<b>Uuo</b> [293] унуюбий																				
* Л а н т а н о и д ы																																					
<b>Ce</b> 58 140,12 церий	<b>Pr</b> 59 140,9077 прозермий	<b>Nd</b> 60 144,24 неодим	<b>Pm</b> 61 [145] прометий	<b>Sm</b> 62 150,36 самарий	<b>Eu</b> 63 151,96 европий	<b>Gd</b> 64 157,25 галлопий	<b>Tb</b> 65 158,9254 тербий	<b>Dy</b> 66 162,50 диспрозий	<b>Ho</b> 67 164,9304 гольмий	<b>Er</b> 68 167,26 эрбий	<b>Tm</b> 69 168,9342 тулий	<b>Yb</b> 70 173,04 иттербий	<b>Lu</b> 71 174,967 лютеций																								
* * А к т и н о и д ы																																					
<b>Th</b> 90 232,0381 торий	<b>Pa</b> 91 [231] протактиний	<b>U</b> 92 238,0289 уран	<b>Np</b> 93 [237] нептуний	<b>Pu</b> 94 [244] плутоний	<b>Am</b> 95 [243] амерций	<b>Cm</b> 96 [247] курий	<b>Bk</b> 97 [247] берклий	<b>Cf</b> 98 [251] калifornий	<b>Es</b> 99 [252] эйнштейний	<b>Fm</b> 100 [257] фермий	<b>Md</b> 101 [258] менделеевий	<b>No</b> 102 [259] нобелий	<b>Lr</b> 103 [260] луэренсий																								

Obr. 14 Krátká forma periodické soustavy prvků



### 3.3.2 Dlouhá periodická tabulka

Dlouhá forma periodická tabulky na rozdíl od krátké verze se skládá z 18 skupin a ze 7 vodorovných period. Tabulka obsahuje opravené atomové hmotnosti prvků, schválené IUPAC v roce 1995, a nové názvy posledních deseti prvků, určené stejnou organizací v roce 1997. Dlouhá forma odstranila některé nedostatky a rozpory ve vlastnostech prvků, které byly v krátké formě. Například v I. skupině krátké verze jsou umístěny prvky Cu, Ag, Au, které nemají nic společného s alkalickými kovy Na, K, Rb, Cs; v VII. skupině se kromě halogenů (F, Cl, Br, I) nacházejí další prvky - Mn, Tc a Re, a podobně je to prakticky ve všech sloupcích. <sup>11</sup>

**PERIODICKÁ SOUSTAVA PRVKŮ**

ns (n-2)f (n-1)d np

a 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18  
b I. A II. A III. A IV. A V. A VI. A VII. A VIII. A I. B II. B III. B IV. B V. B VI. B VII. B VIII. B  
c I. A II. A III. B IV. B V. B VI. B VII. B VIII. B

relativní atomová hmotnost ← (210) → elektronegativita  
protonové číslo → 85 At → značka (symbol)  
český název prvku → ASTAT  
latinský název prvku → Astatium  
radioaktivní prvky →  $\alpha$  -I, I, III, V, VII → oxidační čísla (oběma oxidační čísla jsou vyznačena tučně)

a) IUPAC 1988 b) IUPAC 1970  
c) CAS 1986 (Chemical Abstracts Service)

alkalické kovy  
kovy alkalických zemin  
triada železa  
platinové kovy  
chalkogeny  
halogeny  
vzácné plyny

skupenství prvku (při 20 °C)  
pevné  
kapalné  
plynné

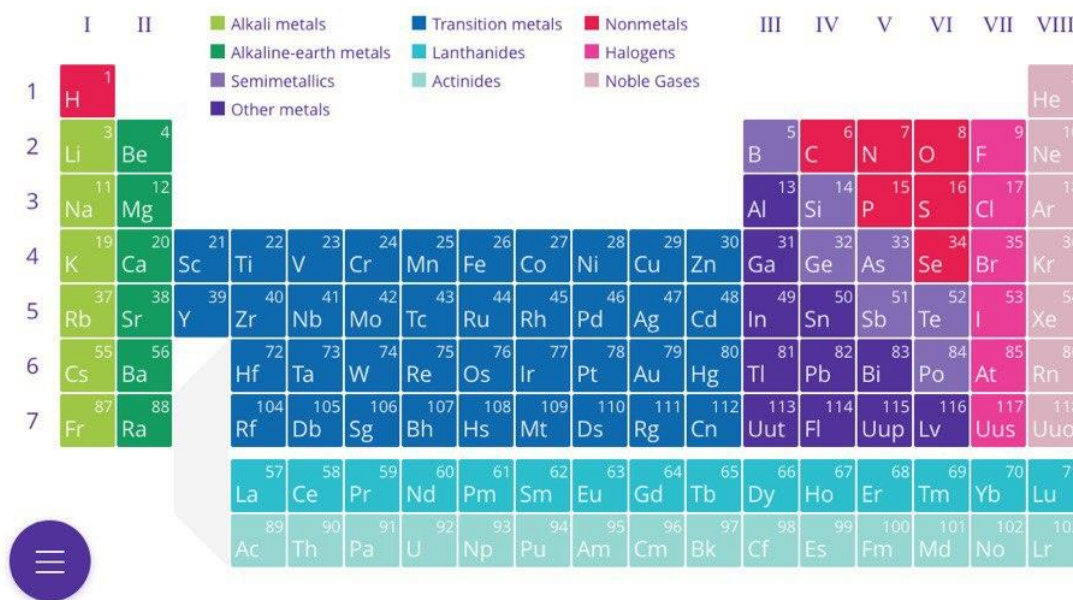
Obr. 15 Dlouhá forma periodické soustavy prvků

### 3.3.3 Moderní variace periodické tabulky

V současné době existují kromě klasických papírových forem tabulky také speciální pokročilé elektronické aplikace pro mobilní telefony a tablety, které lze stáhnout zcela zdarma z internetu. Po výběru libovolného prvku lze v těchto aplikacích zjistit kompletní informace o daném prvku. Nejčastěji jsou k dispozici tyto údaje:

1. název (český/anglický a latinský)
2. chemická značka
3. klasifikace
4. skupina, perioda
5. obrázek
6. relativní atomová hmotnost
7. bod tání
8. bod varu
9. skupenství
10. hustota při určité teplotě
11. tvrdost podle Mohsovy stupnice
12. oxidační čísla
13. elektronegativita
14. typ krystalové mřížky
15. atomový poloměr
16. elektronová konfigurace
17. elektrická vodivost
18. ionizační energie
19. procentuální zastoupení v zemském jádře
20. koncentrace v zemské kůře
21. izotopové složení
22. standardní elektroodový potenciál
23. poločas rozpadu
24. stručná informaci o objevení prvku atd.

Mezi mobilními aplikacemi je jednou z nejpoblárnějších r“Merck PTE,,. Aplikace se velmi snadno ovládá, u každého prvku je uvedena řada informací, které jsou přehledně uspořádané. Orientaci v tabulce usnadňuje její grafická úprava, např. barevně odlišené skupiny prvků apod. Dalším užitečným nástrojem je vyhledávání prvků podle různých zvolených kritérií. Navíc tato aplikace nevyžaduje připojení k internetu, to znamená, že je možné s ní pracovat i v režimu offline.



Basic information	
Classification II	Natural element
Relative atomic mass	1,00794
Melting point	-259.14 °C
Boiling point	-252.87 °C
State of aggregation (20 °C; 1013.25 hPa)	gaseous
Density (20 °C)	0.084 g/l
Mineral hardness according to Mohs	-
Oxidation states	-1, 1

Basic information	
Atomic radius	197.4 pm
Electron configuration	[Ar] 4s <sup>2</sup>
Ground level	1S <sub>0</sub>
Ionization energy [eV]	6.1132 eV
Percentage mass of the earth's core	3.39 %
Position mass of the earth's mantle	5
Isotopic composition	Ca-40 96.941 % Ca-42 0.647 % Ca-43 0.135 % Ca-44 2.086 % Ca-46 0.004 %

General	
Designation	Nickel - Nicolum
Classification	Transition metals
Group, Period	10, 4
Relative atomic mass	58,6934



Discoverer	
Year of discovery	1825
Country where discovered	Denmark
 <b>Hans Christian Ørsted</b> (August 14, 1777 – March 9, 1851) was a Danish physicist and chemist.	

Kromě toho existuje obrovské množství odkazů na různé české a anglické interaktivní online tabulky PSP. Například:

- <http://www.tabulka.cz/prvky/ukaz.asp?id=75>
- <http://www.ptable.com/?lang=cs>
- <http://www.prvky.com/periodicka-tabulka.html>
- <http://www.chemicool.com/m/>
- <http://www.chemeddl.org/resources/ptl/index.php>
- <http://step.vscht.cz/infografiky/periodicka-tabulka-prvku/>
- <http://www.chemicalelements.com/elements/mo.html>
- <http://periodictable.com/index.html>

Moderní interpretace PSP jsou mnohem jasnější a jednodušší než klasické. S jejich pomocí se informace o prvcích snadněji vyhledávají, protože vše, co může student potřebovat, je soustředěno na jediném místě. Každý rok se objevují nové a nové interaktivní verze tabulky PSP, které usnadňují studium chemie a studentům otevírají nové zdroje informací.

## 4. Závěr

Dnes považujeme periodický zákon za samozřejmost a tabulku prvků za naprosto běžnou pomůcku, díky níž může každý student v případě potřeby získat prakticky jakékoliv informace o všech známých prvcích. Na základě podobnosti daného prvku s ostatními prvky v příslušné skupině pak dokáže odhadnout, jak bude reagovat.

Ve své práci jsem shromáždila nejdůležitější historická fakta o vzniku periodické soustavy prvků, o jejím rozvoji, významu a potřebnosti pro studium chemie. Během zpracování tématu jsem se dozvěděla mnoho zajímavých skutečností, které doprovázely objev periodického zákona, a seznámila jsem se s různými podobami jeho grafického vyjádření. Znalost okolností vzniku PSP mně umožnila lépe pochopit souvislosti mezi umístěním prvku v této soustavě a jeho vlastnostmi. Uvědomila jsem si, jak důležitou roli v chování prvků hraje jejich vnitřní uspořádání. Díky tvrdé práci, četným a obtížným experimentům, neobvyklé inteligenci, vynalézavosti a houževnatosti vědců dochází k novým objevům, které posouvají vědu vpřed. Vznik PSP je jen jedním z mnoha objevů, které znamenaly zásadní zlom ve vývoji chemie.

## Seznam literatury:

1. [http://scimak.ucoz.ru/publ/ot\\_triad\\_djoberejnera\\_k\\_estestvennoj\\_sisteme\\_ehlementov\\_mejera\\_cim\\_ensa\\_klechkovskogo\\_makeeva\\_ch\\_1/1-1-0-1](http://scimak.ucoz.ru/publ/ot_triad_djoberejnera_k_estestvennoj_sisteme_ehlementov_mejera_cim_ensa_klechkovskogo_makeeva_ch_1/1-1-0-1)
2. Zýka J., Karpenko V.: Prvky očima minulosti, Praha 1984.
3. V.A. Volkov, E.V. Vonsky, G.I. Kuznetsova: Vydayuschisya chimiki mira, Moskva, 1991.
4. [http://www.krugosvet.ru/enc/nauka\\_i\\_tehnika/fizika/RADIOAKTIVNOST.html](http://www.krugosvet.ru/enc/nauka_i_tehnika/fizika/RADIOAKTIVNOST.html)
5. [http://elementy.ru/trefil/19/Otkrytie\\_elektrona](http://elementy.ru/trefil/19/Otkrytie_elektrona)
6. <http://fisechko.ru/100vel/nauch/33.htm>
7. <http://www.nkj.ru/archive/articles/2172/>
8. <http://physics.ru/courses/op25part2/content/chapter6/section/paragraph1/theory.html#.V25hiLiLTI>
9. [http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/Sketch\\_8.html](http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/Sketch_8.html)
10. <http://www.hemi.nsu.ru/ucheb146.htm>
11. <http://physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/elements/index.html>
12. <http://periodictable.com/Elements/021/>

## **Shrnutí:**

Práce se zabývá periodickou soustavou prvků. Pozornost je zaměřena na sekvenci historických objevů, díky nimž se systém vyvinul v průběhu několika let. Je zde popsáno, kteří vědci přispěli k rozvoji periodické soustavy prvků, jejich hypotézy a experimenty. Práce obsahuje řadu grafických a elektronických verzí periodické tabulky, která vyjadřuje periodicky se opakující fyzikálně-chemické vlastnosti prvků. Jsou zde uvedeny základní zákonitosti periodické soustavy a její využití při studiu chemie.

**Klíčová slova:** periodický zákon, periodická soustava prvků, D. I. Mendělejev.

## **Summary:**

This thesis deals with periodic system of elements. Attention is focused on a sequence of historical discoveries, thanks to which the system has evolved over several years. It is described, what scientists have contributed to the development of the periodic system, their hypotheses and experiments. Work includes a series of graphic and electronic versions of the periodic table, which reflects the periodically recurring physical-chemical properties of elements. There are described the main regularities of the periodic system and its necessity in study of chemistry.

**Keywords:** periodic law, periodic system of elements, D. I. Mendeleev.