

Univerzita Palackého v Olomouci
Přírodovědecká fakulta
Katedra anorganické chemie



Pavel Trávníček

Svět prvků – interaktivní periodická tabulka

Diplomová práce

Studijní program: Chemie

Studijní obor: Učitelství chemie pro střední školy –
Učitelství biologie pro střední školy (CH-BI)

Forma studia: Prezenční

Vedoucí práce: Mgr. Peter Antal, Ph.D.

Termín odevzdání práce: 5.6. 2020

Olomouc 2020

Prohlášení

Prohlašuji, že jsem následující diplomovou práci vypracoval samostatně s použitím uvedených literárních zdrojů pod vedením Mgr. Petera Antala, Ph.D.

V Olomouci dne

Pavel Trávníček

Poděkování

Rád bych touto cestou poděkoval svému vedoucímu diplomové práce Mgr. Peteru Antalovi, Ph.D. za velmi cenné rady, předané zkušenosti, nesčetné množství konzultací a trpělivost při vedení mé diplomové práce. Také děkuji Katedře anorganické chemie za podporu a možnost využívání prostorů katedry při realizaci praktické části diplomové práce.

Bibliografická identifikace

Jméno a příjmení autora: Pavel Trávníček

Název práce: Svět prvků – interaktivní periodická tabulka prvků

Typ práce: diplomová práce

Pracoviště: Katedra anorganické chemie, PřF Univerzity Palackého v Olomouci

Vedoucí práce: Mgr. Peter Antal, Ph.D.

Rok obhajoby práce: 2020

Abstrakt:

Diplomová práce se věnuje problematice periodické tabulky prvků. Teoretická část popisuje historii a vývoj periodického systému prvků, členění tabulky a její významné charakteristiky a významné trendy vlastností prvků. Didaktická část je zaměřena téma periodické tabulky prvků v učebnicích základních a středních škol. Praktická část se věnuje návrhu a konstrukci interaktivní periodické tabulky. Pozornost je věnována i exponátům prvků, které vyplňují jednotlivá políčka tabulky.

Klíčová slova: Periodická tabulka prvků, chemické prvky, interaktivní periodická tabulka prvků, výuka chemie.

Počet stran: 72

Jazyk: čeština

Bibliographic identification

Author's first name and surname:	Pavel Trávníček
Title of thesis:	World of the elements – interactive periodic table
Type of thesis:	diploma thesis
Department:	Department of Inorganic Chemistry, Palacky University in Olomouc
Supervisor:	Mgr. Peter Antal, Ph.D.
The year of presentation:	2020

Abstract:

The diploma thesis deals with the issue of the periodic table of elements. The theoretical part describes the history and development of the periodic table of elements, the division of the table and its significant characteristics and significant trends in the properties of elements. The didactic part is focused on the topic of the periodic table of elements in textbooks of primary and secondary schools. The practical part deals with the design and construction of an interactive periodic table. Attention is also paid to the exhibits of the elements that fill the individual fields of the table.

Keywords:	Periodic table, chemical elements, interactive periodic table of elements, teaching chemistry.
Nuber of pages:	72
Language:	Czech language

Obsah

1. Úvod.....	8
2. Teoretická část	10
2.1. Historie	10
2.1.1. Antické Řecko	10
2.1.2. Období alchymie	12
2.1.3. Počátky moderní chemie	13
2.1.3.1. Definice prvku	14
2.1.3.2. Antoine Laurent Lavoisier – otec moderní chemie.....	15
2.1.3.3. Daltonova atomová teorie	17
2.1.3.4. Symbolika prvků	18
2.1.4. Systematika prvků	19
2.1.4.1. Dualistická teorie	19
2.1.4.2. Zákon triád	20
2.1.4.3. Telurický šroub	21
2.1.4.4. Zákon oktáv	22
2.1.4.5. Odlingova tabulka prvků.....	24
2.1.4.6. Periodický zákon a periodická tabulka prvků	25
2.2. Periodická tabulka prvků	30
2.2.1. Valenční elektronová konfigurace prvků	33
2.2.2. Trendy periodické tabulky prvků	34
2.2.2.1. Elektronegativita prvků.....	34
2.2.2.2. První ionizační energie prvků	36
2.2.2.3. Elektronová afinita prvků	37
2.2.2.4. Oxidační čísla prvků	38
2.2.2.5. Atomový poloměr prvků.....	39
3. Didaktická část.....	41
3.1. Periodická tabulka prvků v RVP	41
3.2. Rozbor vybraných učebnic chemie.....	41
3.2.1. Učebnice určené pro gymnázia a SŠ	41
3.2.1.1. Chemie pro čtyřletá gymnázia, 1. díl – A. Mareček, J. Honza	42
3.2.1.2. Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická) – V. Flemr, B. Dušek	42
3.2.1.3. Přehled středoškolské chemie – J. Vacík a kol.	43
3.2.1.4. Obecná chemie pro gymnázia a střední školy – Břížďala J.	44

3.2.1.5.	Srovnání učebnic pro střední školy a čtyřletá gymnázia.....	44
3.2.2.	Učebnice určené pro 2. stupeň základních škol a víceletá gymnázia.....	45
3.2.2.1.	Chemie 8 učebnice pro základní školy a víceletá gymnázia – Škoda J., Doulík P.	45
3.2.2.2.	Chemie, Úvod do obecné a anorganické chemie – Mach J. a kol.....	46
4.	Praktická část	48
4.1.	Použitý materiál a pomůcky	48
4.2.	Návrh interaktivní periodické tabulky prvků.....	48
4.3.	Pracovní postup výroby tabulky	49
4.3.1.	Základní konstrukce	49
4.3.1.1.	Skelet tabulky prvků	50
4.3.1.2.	Rám tabulky prvků.....	52
4.3.1.3.	Zadní stěna tabulky	53
4.3.1.4.	Rámy pro popisy period a skupin	54
4.3.1.5.	Vyplnění nepotřebných oken	55
4.3.2.	Hrubé povrchové úpravy tabulky	56
4.3.2.1.	Tmelení povrchu tabulky	57
4.3.2.2.	Barvení tabulky	57
4.3.3.	Zadní stěna okének a značky prvků	58
4.3.4.	Výroba nadpisu a čísel skupin a period.....	59
4.4.	Exponáty prvků.....	60
4.4.1.	Typ A: Čisté prvky	61
4.4.2.	Typ B: Využití prvků v běžné praxi.....	61
4.4.3.	Typ C: Výskyt prvků v minerálech	62
4.4.4.	Typ D: Známé sloučeniny prvků.....	62
4.4.5.	Typ E: Zobrazení názvu prvku.....	62
4.4.6.	Typ F: Modely atomů.....	63
5.	Výsledky	64
6.	Závěr	66
7.	Seznam literatury	67

1. Úvod

Periodická tabulka prvků je vyvrcholením dlouholetého úsilí generací chemiků a jejich snah o vytvoření uceleného systému chemických prvků, který odráží periodicitu jejich chemických vlastností (atomový poloměr, ionizační energie, elektronová afinita, elektronegativita atd.). Základy dnešní podoby periodické tabulky položil D. I. Mendělejev, který v roce 1869 publikoval první verzi periodického zákona a zařadil prvky do jistého periodického systému.¹ Od té doby došlo ke zdokonalení formulace periodického zákona a objevu značného množství dalších prvků, které zaplnily mezery v původní Mendělejevově tabulce.

Jedním z cílů teoretické části diplomové práce bylo shrnout historii objevování poznatků člověka v souvislosti s prvky od teorií starořeckých filozofů, přes hledání kamene mudrců alchymisty ve středověku až po formulování periodického zákona a vývoj periodické tabulky prvků. Toto shrnutí poskytuje možnost pochopit význam Mendělejevova přínosu. Druhá polovina teoretické části stručně popisuje členění tabulky prvků a hlavní trendy chemických vlastností prvků. Celá teoretická část tak může sloužit jako stručný a ucelený přehled informací o historii a významu periodické tabulky prvků.

Při studiu chemie na základních a středních školách se žáci poměrně často setkávají s periodickou tabulkou prvků. Téma periodické tabulky prvků je uvedeno v Rámcových vzdělávacích programech (RVP) pro základní školy i gymnázia a je rozebíráno ve většině učebnic pro oba stupně škol. Zhodnocení rozsahu a úrovně s jakou se rozebírá téma periodické tabulky v několika běžně používaných učebnicích se věnuje samostatná didaktická část.

Praktická část diplomové práce navazuje na důležitost znalosti periodické tabulky a zaměřuje se na zatraktivnění tématu za pomoci učební pomůcky interaktivní periodické tabulky prvků. Cílem této části bylo sestavení periodické tabulky, která by splňovala informativní a demonstrační funkci nejen pro žáky základních a středních škol, ale i pro širší veřejnost. Tabulka s exponáty prvků by mohla zajistit nejen vyšší zájem o chemii u studentů základních a středních škol, ale také zvýšit informovanost široké veřejnosti o základních stavebních jednotkách věcí, které nás každý den obklopují – prvcích. Jednotlivé prvky jsou v tabulce reprezentovány několika typy exponátů (vzorky prvků v elementární podobě, znázornění běžných věcí obsahujících daný prvek, symboly reprezentující název prvku, výskyt). Celá tabulka s exponáty bude tedy informovat o umístění prvku v tabulce a zároveň i o tom, jak prvek vypadá nebo kde se využívá. Tabulka by měla přispět k snadnějšímu porozumění a

kvalitnějšímu zapamatování periodického systému pomocí zapojení několika smyslových vjemů pozorovatele.

2. Teoretická část

2.1. Historie

Počátky sestavování periodické tabulky prvků lze datovat až 200 let do minulosti.¹ Je však potřeba si uvědomit, že formulaci periodického zákona a formování periodické tabulky prvků předcházelo mnoho objevů. Představy o hmotě se musely posunout od neatomistických teorií starověku přes alchymistické představy o hmotě ve středověku až po objev atomu a definici prvku až po myšlenku řadit prvky do systému. Takovým uceleným systémem je právě periodická tabulka prvků.²

Je pozoruhodné, že i přes velké pokroky vědy v minulém století, zejména v oboru kvantové mechaniky a teorie relativity, zůstala podstata periodického systému nezměněna a stále velmi významná pro výzkumy dnešní moderní doby.² Vliv periodického systému je nepopiratelný a jeho princip je používán v mnoha specializovaných oblastech chemie.³

2.1.1. Antické Řecko

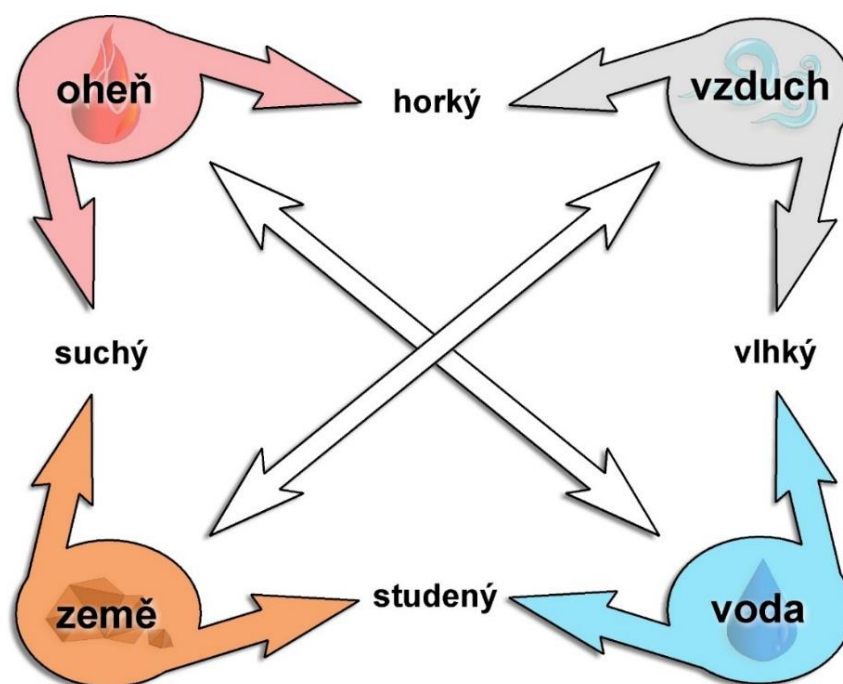
Prvními představami o povaze věcí se zabýval jeden z prvních filozofů, Tháles z Miléty (přibližně 624–548 př. n. l.). Jeho základní myšlenkou bylo, že voda je základem všeho.⁴ K tomuto názoru ho pravděpodobně dovedl fakt, že voda je obsažena ve vlhkých věcech, jako je například jídlo a je nezbytná pro život.⁵ K jeho závěru ho také mohlo dovést pozorování vody ve třech skupenských stavech (led, kapalná voda a vodní pára).⁴ Na základě svých pozorování prohlásil, že voda je základním prvkem všech věcí, je principem, ze kterého vše vzniká i zaniká.⁵

Žákem Thálese Milétského byl Anaximandros (přibližně 610-547 př. n. l.), který naopak nepovažoval žádnou konkrétní látku za původ všech věcí. Podle něj existovala jediná, nekonečná a neměnná pralátka (apeiron).⁴ Slovo apeiron vzniklo spojením řecké předložky „a“, tedy „bez“ a slova „peras“ znamenající „konec“. Apeiron byl podle Anaximandrose počátek všeho a udržoval čtyři základní elementy (voda, oheň, vzduch, země) v rovnováze. Apeiron dal také zrod protichůdným termínům, jako je například horké a studené, později pak suché a mokré.⁶

Pro pozdější filozofy Anaximandrova teorie nebyla dostačující pro popis procesů, které v přírodě neustále probíhají. Proto filozof Anaximénés Milétský (přibližně 585-528 př. n. l.) prohlásil za pralátku vzduch. Nejznámější z dávných filozofů, Hérakleitos z Efezu (přibližně 544-480 př. n. l.) zvolil za pralátku nejproměnlivější jev, tedy oheň.⁴

Prvním filozofem, který vyslovil slovo „atom“, byl Leukippos z Miléta (přibližně 490-420 př. n. l.). Svým učením vyvracel teorii Paemenida z Eleje, který tvrdil, že neexistuje žádný prázdný prostor. Leukippos však připouštěl existenci prázdného prostoru („prázdné“). Plné si představoval jako nejmenší, nedělitelné pračástečky (atomy), které se liší tvarem. Různou skladbou atomů pak vznikají různé látky. Na Leukippa navázal jeho žák, Démokritos z Abdéry (přibližně 460-370 př. n. l.), který jeho názor dále rozvíjel.^{4,7} Podle něj je hmotný svět tvořen dále nedělitelnými a neměnnými atomy, které jsou v neustálém pohybu. Samotné atomy nevnímáme, ale díky jejich pohybu a tvorbě různých agregátů jsme schopni, pomocí smyslů, vnímat okolní svět.⁸

Vedle výše zmíněných teorií se objevuje ještě další pohled na svět, který shrnul Empedokles (přibližně 483-423 př. n. l.). Podle něj všechny látky vznikají smísením a zanikají rozložením čtyř pralátek neboli „kořenů všech věcí“. Těmito pralátkami byly voda, oheň, země a vzduch. Teorii dále rozvíjeli významní filozofové Platón a Aristoteles. Mimo jiné, Platón (přibližně 428-348 př. n. l.) přidal do teorie čtyř prvků ještě pátý – éter. Také věřil, že se elementy skládají ze stejné pralátky a mohou přecházet jeden v druhý. Aristotela (přibližně 384-322 př. n. l.) více zajímaly vlastnosti látek. Mezi čtyřmi elementy, které v sebe mohou přecházet, vytvořil vzájemnou příbuznost založenou na jejich vlastnostech. Dva příbuzné prvky v sebe mohou přecházet, ale dva protikladné nikdy nebo velmi těžko (viz obrázek 1). Pátý, éter, považoval za výplň nebe, který se nemísil do procesů na Zemi.^{4,9}



Obrázek 1: Schéma přechodů mezi prvky podle Aristotela. Snadné přechody znázorněny šípkami podél stran čtverce. Přechody za drastičtějších podmínek znázorněny bílými diagonálními šípkami.

Teorie čtyř elementů, jako podstata chemických procesů, nebyla vyvrácena mnoho let. V roce 1661 Robert Boyle, v díle Skeptický chemik, teorii napadnul a Antoine Laurent Lavoisier v roce 1787 ji úplně vyvrátil. Definitivní experimentální důkaz neexistence éteru bylo provedeno Albertem Abrahamem Michelsonem v roce 1881.^{4,17}

2.1.2. Období alchymie

V širším smyslu slova může být alchymie interpretována jako chemie středověku. Ve skutečnosti se však jednalo o směs oborů chemie, astrologie, filozofie a okultismu.¹⁰ V dobách přibližně od 3. století našeho letopočtu do 18. století našeho letopočtu se alchymisté věnovali hlavně výrobě zlata a přípravě „kamene mudrců“. Díla z tohoto období vycházela z Řecké teorie o čtyřech elementech. V některých spisech se mluví o dvou protikladných přírodních jevech, které se považovali za princip celé alchymie.⁴

Rozvíjením Aristotelova učení o čtyřech elementech vznikla tzv. arabská doktrína, která popisuje vznik síry a rtuti ze čtyř základních elementů.⁴ Následným mísením rtuti a síry mohou vznikat další kovy. Rtuť měla kovu poskytnout kovové vlastnosti (jako je tažnost, lesk, atd.) a síra vlastnosti spojené s ohněm (proměnlivost kovů při zvýšené teplotě).¹¹ Jaký

kov vznikne, bylo dáno relativní čistotou a poměrem výchozích složek.¹⁰ Při smísení dokonale čisté síry a rtuti, by mělo vznikat zlato.¹¹ Vliv této teorie (sulphur-mercury theory of the metals) je vidět v předních teoriích chemie, až do doby Lavoisiera.¹⁰

Bylo však známo, že smísením rtuti a síry nevznikají různé kovy, ale vzniká „červený kámen“, sulfid rtuťnatý (HgS), v přírodě známý jako cinabarit.¹⁰ Proto se alchymisté museli uchýlit k domněnkám, že k přeměně kovů je zapotřebí ještě třetí složky, a to „kamene mudrců“.⁴ Přidáním kamene mudrců k jakémukoliv kovu mělo způsobit přeměnu daného kovu na zlato nebo stříbro. Kámen mudrců měl zároveň člověku prodloužit život, vyléčit nemoci, posílit morálku a zlepšit moudrost.¹¹ Tento názor však nevedl k úspěchu o nic více než předchozí.⁴

Období hledání kamene mudrců však nebylo úplnou ztrátou času. Alchymisté vybudovali soubor znalostí, které umožnily vývoj samotné chemie, a to především v oblastech metod zkoumání látek. Mezi poměrně dobře prozkoumané metody patřily například destilace, filtrace, zahřívání, srážení a extrakce.¹²

V polovině 16. století začalo docházet k reformě, která shromáždila poznatky ke vzniku vědecké chemie. S těmito změnami je nejčastěji spojován lékař a chemik Paracelsus (1493-1541). Paracelsus, vlastním jménem Theophrastus Bombastus von Hohenheim, věřil, že všechny látky, včetně lidského těla, jsou složena ze tří principů - rtuti, síry a soli.⁴ Jako příklad třech principů je uváděn kus hořícího dřeva. Hořlavost je přiřazována síře, vznik dýmu rtuti a pevný popel soli.¹³ Jelikož se Paracelsus věnoval přípravě léků přepokládal, že některé nemoci jsou způsobeny nerovnováhou síry, rtuti a solí v těle. Proto často předepisoval sloučeniny rtuti jako lék.⁴ Tím dal Paracelsus medicíně chemický trend a vzniknul tak nový obor chemie, často nazýván jako iatrochemie.¹²

Do konce 19. století alchymistických pokusů postupně ubývalo a místo nich nastoupili vědci s jasnými myšlenkami a experimenty.⁴

2.1.3. Počátky moderní chemie

Moderní chemie se zabývá vyvozováním přesných závěrů z experimentálních dat a pozorování. Oproti alchymistickému smýšlení se nesnaží vysvětlit nepochopené jevy jako působení nadpřirozených sil a mystických bytostí. Se vznikem moderní chemie je nejčastěji

spojován Antoine Laurent Lavoisier, který se postavil proti tehdy uznávané, ale chybné, Stahlově flogistonové teorii.⁴

Dalším významným badatelem byl John Dalton, který přišel s novou atomovou teorií a přispěl svými poznatky k založení nového pohledu na systematizaci prvků. Poslední vylepšení učinil Berzelius, který dal chemii mezinárodní jazyk.^{17,35}

2.1.3.1. Definice prvku

Během 17. století, kdy se světové chemické osazenstvo stále skládalo převážně z alchymistů, se již začali objevovat první náznaky vzniku moderní chemie. Velmi významnou roli sehrál Robert Boyle (1627-1691), jelikož to byl badatel, který se odchyloval od alchymistického smýšlení a svoje závěry se snažil stavět na experimentech a deduktivním uvažování.^{14,17}

V Boyleově díle Skeptický chemik, které bylo vydáno v roce 1661, se staví proti dvou uznávaným teoriím. První teorii, které oponoval, byla Aristotelova teorie chápání hmoty neboli teorie čtyř elementů. Druhou kritizovanou teorií byl princip tří substancí, který navrhnul Paracelsus. V knize se snaží vyvracet teorie logickými argumenty. Ve Skeptickém chemikovi také popisuje prvek jako substanci, kterou není možno rozložit na jednodušší látku. Také dodal, že se prvky mohou spojovat do skupin nebo sluků a tvořit sloučeniny. Díky těmto poznatkům se v podstatě přiblížil dnešním principům chápání hmoty.^{14,17}

Boyle sice přestavil nový pohled na chápání prvku, ale za svůj život se dopustil i několika hrubých chyb. Například kovy nepovažoval za prvky a tvrdil, že jednou se ukáže jejich rozložitelnost na jednodušší, elementárnější látky. Těmito úvahami se časem přiblížil alchymistům, kteří zkoušeli přeměnit různé kovy ve zlato. I přes to, že se uchýlil k některým alchymistickým cílům, tak si zachoval svou vědeckou přesnost. Experimenty důkladně prováděl a zaznamenával a věřil i v to, že vědeckými postupy naleznou kámen mudrců. Mimo jeho zcestné bádání se mu podařilo objevit metodu dělení kyselin a zásad, pomocí fialkového sirupu. Tento sirup měnil zbarvení podle hodnot pH prostředí.¹⁷

V dnešní době je prvek chápán jako soubor atomů, které mají stejný počet protonů v jádře. Můžeme také říct, že mají stejné protonové číslo označované písmenem Z. Počet protonů se značí v levém dolním indexu u značky prvku, například ${}_{1}\text{H}$.³⁹

2.1.3.2. Antoine Laurent Lavoisier – otec moderní chemie

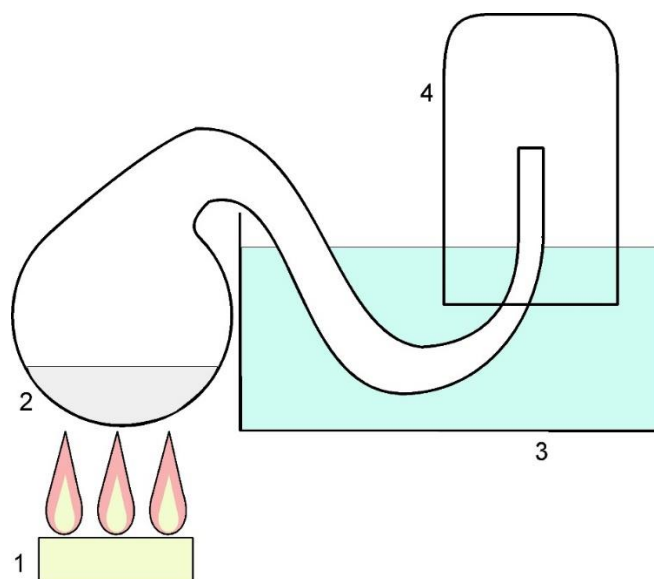
Počátek moderní chemie se datuje od druhé poloviny 18. století. Jedním z hlavních představitelů jejího vzniku byl Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794).^{12,15} Toto období však zatěžovala mylná flogistonová teorie, přednesená Georgem Ernstem Stahlem (1659-1734). Teorie předpokládala existenci flogistonu v hořlavých látkách, který je hořlavou podstatou látek a při spalování těchto látek se uvolňoval.⁴ Základy teorie byly vybudovány na Aristotelově myšlence o ohni jako o základní substanci, která je absolutně lehká a stoupá vzhůru. Tato myšlenka byla dále rozvíjena alchymisty. Domněnka o schopnosti flogistonu stoupat vzhůru (záporná hmotnost) byla potvrzena vícero experimenty, při kterých bylo zjištěno, že hmotnost kovů při hoření roste. Pro zastánce to bylo jednoznačné potvrzení teorie.¹⁶

Lavoisier nabídl jiné vysvětlení zvyšování hmotnosti při hoření kovů. Základem jeho teorie byl předpoklad, že hořící látky absorbují vzduch.¹⁶ Lavoisierovu teorii podpořil svým experimentem Josef Priestley (1733-1804). Roku 1774 se mu podařilo uvolnit kyslík zahříváním oxidu rtuťnatého pomocí slunečních paprsků fokusovaných pomocí lupy (rovnice 1).^{4,15}



Priestley při experimentu pozoroval vyloučení stříbrných kapek rtuti na červeném oxidu rtuťnatém (kalcinátu rtuti). Zároveň zaznamenal zvláštní vlastnosti uvolněného plynu. Například v tomto plynu sledoval zvýšenou intenzitu plamene svíčky a delší životnost myši v uzavřených nádobách. Jelikož Priestley byl zastáncem flogistonové teorie, proto svůj experiment nechápal jako objev kyslíku a objevený plyn nazval „deflogistovaný vzduch“. Předpokládal, že objevený plyn postrádá flogiston, a proto absorbuje při hoření flogiston s ostatních věcí tak podporuje jejich hoření.¹⁷

Lavoisier provedl další experimenty, ze kterých je velmi významná Lavoisierova analýza složení vzduchu pomocí oxidace rtuti. Při experimentu zahříval čtyři unce (cca. 113,4 g) čisté rtuti, která byla v kontaktu se vzduchem v lahvi (viz obrázek 2). Objem vzduchu v lahvi se snížil z 50 kubických palců (0,82 l) na 42 kubických palců (0,69 l) a na povrchu čisté rtuti se objevila červená pevná látka. Když následně zahřál toto množství červené pevné látky, vzniklo 8 kubických palců plynu (0,13 l), který podporoval hoření lépe než vzduch.^{18,19}



Obrázek 2: Schematické znázornění Lavoisierovi aparatury pro analýzu složení vzduchu. Komponenty aparatury: 1 – zdroj tepla (pec), 2 – čistá rtuť, 3 – nádoba s vodou, 4 – lahev se vzduchem. ^{18,19}

Závěr Lavoisierovi analýzy byl, že je vzduch rozložitelný na složku, která podporuje hoření a na složku, která nepodporuje hoření. Plyn, který hoření podporoval, pojmenoval kyslík. Z naměřených hodnot lze vyčíst, že tyto dvě složky jsou obsaženy ve vzduchu v procentuálním objemovém poměru 16:84. Lavoisier si byl však vědom obtížemi a nepřesností experimentu, proto předpokládal posunutí objemového poměru ve prospěch kyslíku. Další názor by mohl být, že ve vzduchu je více plynů podporujících hoření nebo více plynů, které hoření nepodporují. Lavoisier byl zastáncem vyvozování jen jasně daných faktů z pozorování, proto tuto spekulativní myšlenku, která nelze z jeho experimentu dokázat, neuvažoval.^{17,19}

Na základě svých experimentů potvrdil Lavoisier svoji teorii hoření a prohlásil flogistonovou teorii za zcela chybnou. Mezi jeho další významné experimenty také patří rozložení vody na vodík a kyslík, přeháněním vodní páry přes žhavé železo.⁴

Lavoisier také vytvořil seznam 33 elementárních látek, který pojmenoval Tabulka jednoduchých látek („Tableau des Substances Simples“). V tomto seznamu uvedl čtyři podskupiny. Do první podskupiny umístil pět látek, které nemají zjevný vztah k sobě navzájem - světlo, kyslík, dusík, vodík a teplo. Druhá podskupina obsahovala šest nekovových prvků, ve třetí bylo sedm kovů a v poslední pět jednoduchých minerálů.²⁰

Ve spolupráci Lavoisiera a dalších třech chemiků (Louis Bernard Guyton de Morveau, Claude Louis Berthollet a Antoine Francois de Fourcroy) vznikla kniha věnující se novému chemickému názvosloví (Mithode de nomenclature chimique).²¹ Cílem bylo vytvořit soubor přesných chemických výrazů, které by zamezily chybným interpretacím výsledků. Soustavu pojmů, kterou vytvořili, používáme s malými změnami dodnes.⁴

Lavoisier své chemické názory sepsal do učebnice, ve které prosazoval vyvozování pouze těch závěrů, které vyplývají z faktů, pozorování a poznatků. Jeho kniha se během krátkého času prosadila v celosvětovém měřítku, byla přeložena do několika jazyků a stala se vzorem pro další publikace.⁴

2.1.3.3. Daltonova atomová teorie

John Dalton (1766-1844) byl anglický, barvoslepý badatel, který se zabýval hlavně meteorologií. Meteorologie ho později dovedla ke zkoumání složení vzduchu a chování plynů. Jeho významným objevem byl dnes známý Daltonův zákon.¹⁷ Ten říká, že tlak směsi plynů se rovná součtu parciálních tlaků jednotlivých složek této směsi. Daltonův zákon nebyl jeho jediným objevem. Je také znám pro svoji definici atomu.²²

Daltonova atomová teorie dává dohromady Démokritovu teoretickou myšlenku nezničitelných částic a Lavoisierovu myšlenku kvantitativních experimentů a jasných závěrů. Teorie tvrdí, že všechny prvky jsou složeny z nezničitelných, dále již nedělitelných částic. Částice pojmenoval atomy. Dále předkládá, že všechny látky jsou vzniklé jednoduchou kombinací těchto atomů. Dalton také dodal, že atomy prvků mají svoji váhu, kterou lze vyjádřit relativně vahou atomů různých prvků vůči sobě, na základě výskytu ve sloučeninách. Bylo již známo, že vodík je nejlehčím prvkem, proto mu Dalton přiřadil relativní váhu 1. O vodě se tehdy vědělo, že je sloučeninou vodíku a kyslíku v poměru 1:1. Proto Dalton mohl přiřadit kyslíku relativní hmotnost 8.^{17,23}




Dalton nevěděl, že voda je složena ze dvou atomů vodíku a jednoho atomu kyslíku. Proto určil relativní hmotnost kyslíku chybně.¹⁷ I přes chybné určení některých relativních atomových hmotností prvků dal Dalton základ novému pohledu na systematiku prvků a začala vznikat další díla založená na hledání systematiky prvků podle atomových hmotností.³⁵

2.1.3.4. Symbolika prvků

Pro zjednodušení Dalton používal pro označení prvků různé symboly. Nápad si propůjčil od alchymistů, kde se symbolických značek používalo běžně. Například pro vodík používal symbol kruhu s tečkou uprostřed, pro síru měl kruh uprostřed křížek a měď byla znázorněna písmenem C uvnitř kruhu. Molekuly znázorňoval tak, že pokládal značky jednotlivých atomů podle jejich prostorového uspořádání v dané molekule. Vznikaly tak obrázky různě se protínajících kružnic a čar. Obrazce takto napsaných sloučenin byly nepřehledné a málokdo jim rozuměl. Použití těchto principů při psaní chemických rovnic bylo velmi nepraktické.^{17,24}

Švédský chemik, Jöns Jacob Berzelius (1779-1848), se mimo jiné své výzkumy věnoval také zpřehlednění chemického nomenklatury. Mezi významné momenty Berzeliova života určitě patří jeho reforma pojmenovávání prvků a znázorňování sloučenin. Byl jedním z velkých zastánců zavedení latinských názvů prvků protože, v různých jazycích se prvky jmenovaly jinak. Například zlato ve francouzštině *or* a ve švédštině *gult* bylo nahrazeno latinským názvem *aurum*.^{17,25}

Dalším Berzeliovým cílem bylo nahrazení dosud používaných, nepřehledných symbolů pro prvky navržené Daltonem a jeho předchůdci. Berzelius přišel s velmi jednoduchým a elegantním řešením. Namísto symbolů zavedl používání písmenných značek. Značka každého prvku je reprezentována prvním písmenem jeho latinského názvu. Pokud existuje více prvků se stejným počátečním písmenem, tak se vezme i některé následující písmeno z latinského názvu (například zlato – **aurum** (Au), stříbro – **argentum** (Ag)). Díky tomuto zjednodušení se výrazně zpřehlednilo i značení sloučenin. Další vylepšení bylo používání čísel pro znázornění, že se nějaký atom určitého prvku vyskytuje v dané sloučenině vícekrát. Čísla, jako je tomu dnes, se psala do pravého dolního indexu. Tím se zjednodušilo a sjednotilo pojmenování prvků a sloučenin pro chemiky různých zemí s různými jazyky. Velmi se zjednodušil popis chemických reakcí, který byl jasný, srozumitelný a snadno pochopitelný. Díky těmto ustanovením získala chemie svůj mezinárodní jazyk.^{17,25}

	vodík	síra	měď
Dalton:			
Berzelius:	H	S	Cu

Obrázek 3: Rozdíl mezi Daltonovými symboly prvků a zjednodušenými symboly reprezentující první písmena jejich latinského názvu, které navrhnul Berzelius. Vodík: H – Hydrogenium, síra: S – Sulphur, měď: Cu - Cuprum.

2.1.4. Systematika prvků

Již alchymisté se pokoušeli o nalezení nějakého systému mezi látkami, ale v té době ještě neznali pojem prvek a do svých návrhů zařazovali látky a jevy, které prvky vůbec nejsou.³⁵ Výše zmíněný Lavoisier, považovaný za zakladatele moderní chemie, také provedl pokus o seřazení známých látek podle jejich vlastností. Bohužel se i zde mezi prvky stále objevovaly jevy jako například světlo a teplo.²⁰

Příchodem Daltonovy atomové teorie a definováním relativních atomových hmotností se začal rýsovat nový pohled na systematiku prvků.^{22,23} Vznikaly práce, jako například Berzeliova dualistická teorie, zákon triád od Döbereinera a Chancourtoisiův model telurického šroubu. Z nich zákon triád a telurický šroub vycházel z atomových hmotností, zatímco Berzelius postavil svůj systém na elektrochemických vlastnostech prvků.^{25,27,35} Navrhované systémy dospívali k dokonalosti. Newlands navrhnul zákon oktáv a Odling tabulku, ve které již vynechával místa pro neznámé prvky.^{17,35} Vyvrcholením pokusů o nalezení komplexnějšího vzorce mezi vlastnostmi prvků a jejich atomovou hmotností se stal periodický zákon, který byl publikovaný v březnu 1869 Ivanem Dmitrijem Mendělejevem.⁴

2.1.4.1. Dualistická teorie

Jöns Jacob Berzelius objevil tři nové prvky – thorium, cer, a selen a byl velkým zastáncem Daltonovy atomistické teorie. Jak již bylo zmíněno, tak se zasloužil i o vylepšení chemické nomenklatury. Jeho elektrochemické poznatky přispěly k upevnění atomistické teorie, jako základní myšlenky oboru chemie.^{17,26}

V roce 1800 byla Alessandrem Voltou vynalezena elektrická baterie (tzv. Voltův sloup), což umožnilo rozvoj elektrochemie. Berzelius využíval baterii (dříve zmiňovanou pod názvem „galvanický sloup“) při svých elektrochemických pokusech. Přes roztoky různých sloučenin

pouštěl elektrický proud.¹⁷ Těmito experimenty zjistil, že při průchodu elektrického proudu roztokem většiny solí se sůl rozdělí a každá komponenta putuje k odlišné elektrodě. Jedna z komponent sloučeniny je přitahována ke kladné elektrodě a druhá k záporné. Ke kladné elektrodě byly přitahovány prvky s negativním nábojem a k záporné elektrodě prvky s kladným nábojem. Dnes má tento jev, zvaný elektrolýza, nezastupitelnou funkci a je využíván hojně při průmyslové výrobě (například při výrobě hydroxidu sodného, chloru, chlornanu sodného, hliníku, peroxidu vodíku atd.).^{25,27, 37}

Na základě pozorování průběhu elektrolýzy roztoků Berzelius definoval dualistickou teorii, podle které jsou sloučeniny tvořeny složkou s pozitivním nábojem a složkou s negativním nábojem. Sloučenina je tedy vzniklá ze dvou složek, které si kompenzují navzájem opačné náboje. Poznatky ho vedli k vytvoření systému prvků, který vycházel z předpokladu, že základní vlastností atomů prvků je jejich elektrický náboj. Podle toho rozdělil prvky na dvě skupiny – elektronegativní a elektropozitivní. Nicméně si všimnul, že i elektronegativní prvek se může chovat jako elektropozitivní vzhledem k jinému více elektronegativnímu prvku. V Berzeliově systému stál na jedné straně nejvíce elektronegativní kyslík. Vedle kyslíku zařadil síru, která byla elektropozitivní vůči kyslíku, ale elektronegativní vůči ostatním prvkům. Takto postupoval dále až vzniknul Berzeliův systém prvků, který nevycházel z atomových hmotností.^{25,27}

Jelikož Berzelius přijmul Daltonovu atomistickou teorii, tak se věnoval i průzkumu atomových hmotností prvků. Díky tomu opravil Daltonovi nepřesnosti. V roce 1818 se mu podařilo určit atomovou hmotnost 45 prvků ze 49 tehdy známých.¹⁷

2.1.4.2. Zákon triád

Objevy nových prvků vedly další badatele k hledání souvislostí mezi vlastnostmi různých prvků. Johan Wolfgang Döbereiner (1780-1849), profesor na univerzitě v Jeně, byl jedním z výzkumníků, kteří se tímto problémem zabývali.^{4,17}

Döbereiner našel vztah mezi podobnými chemickými vlastnostmi a jejich relativní atomovou hmotností. Prvky seřadil do skupin. Každá skupina obsahovala tři prvky podobných chemických vlastností, seřazené podle relativních atomových hmotností. Výsledek aritmetického průměru atomových hmotností dvou krajních prvků byla atomová hmotnost prostředního prvku. První demonstraci provedl v roce 1817 na trojici vápník (Ca), stroncium (Sr) a bariem (Ba). Aritmetický průměr relativních atomových hmotností vápníku

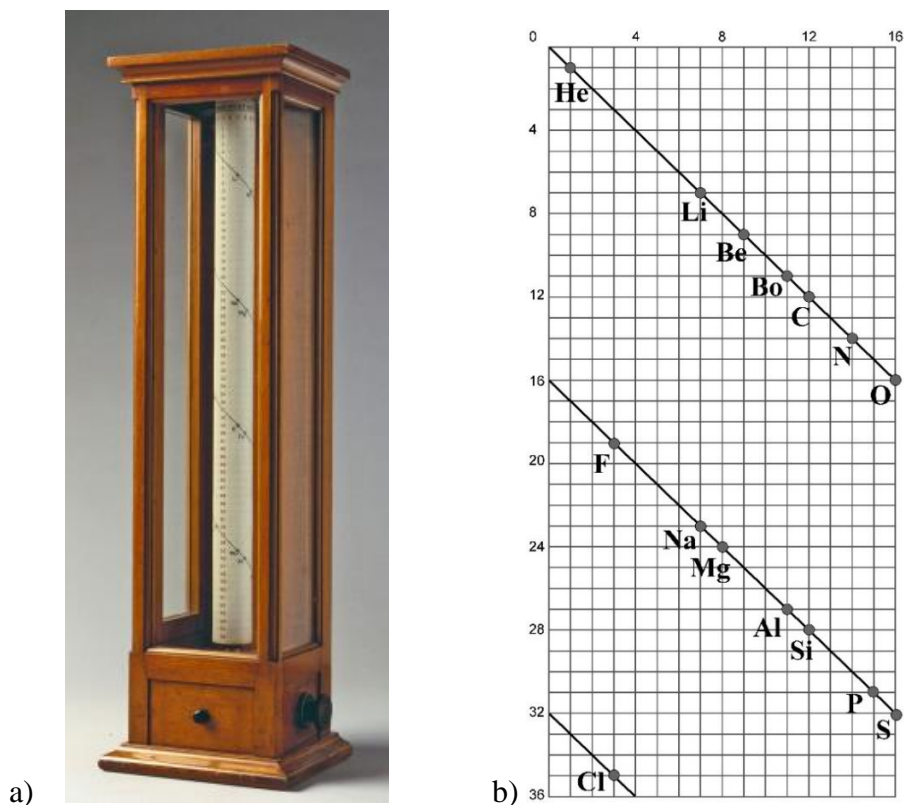
(40,08) a barya (137,34) dá atomovou relativní hmotnost stroncia (87,62). Tyto prvky mají navíc podobné chemické chování. O několik let později, v roce 1829, přidal Döbereiner další trojice prvků, například síra-selen-telur, chlor-brom-jod a lithium-sodík-draslík a těmto trojicím se začalo říkat „triády“. Bohužel bylo následně odhaleno, že zákon triád platí pouze na několik prvků, proto byl v brán spíše jako náhoda. I přesto byl zákon triád jedním z prvních racionálně vzniklých systémů prvků, který položil základ pro další chemiky zabývající se tímto problémem.^{4,17,28}

2.1.4.3. Telurický šroub

Další významný systém prvků vzniknul za třicet let po zákonu triád. Tento systém vytvořil Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois (1820-1886).²⁹ Roku 1862 Chancourtois seřadil všechny známé prvky podle stoupající atomové hmotnosti. Takto seřazené prvky sestavil do trojrozměrné spirály, která opisovala tvar válce, který byl rozdělen na šestnáct částí. Tento systém byl pojmenován telurický šroub. Atomovou hmotnost kyslíku, s hodnotou 16, vzal jako standard a ostatní atomové hmotnosti s ní porovnával.³⁰

Chancourtois si všimnul, že některé z Döbereinerových triád jsou v jeho spirále pod sebou. Navíc tyto prvky netvořili pouze triády, ale bylo jich pod sebou i více. Například se v telurickém šroubu objevila Döbereinerova triáda síra-selen-tellur, nad kterou byl ještě kyslík. Prvky takto pod sebou vykazovaly také nápadný vzorec stoupajících atomových hmotností. Atomová hmotnost síry ($32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$) byla dvojnásobně vyšší než kyslíku ($16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$). Podobnou myšlenku můžeme aplikovat na selen ($79 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$), kde atomová hmotnost selenu je opět téměř násobek atomové hmotnosti kyslíku ($16 \cdot 5 = 80$). Zdá se, že atomové hmotnosti prvků ve sloupci jsou násobkem atomové hmotnosti prvního prvku. Bohužel v ostatních sloupcích nebyl systém tak úspěšný.³⁰

Chancourtoisův telurický šroub byl jeden z prvních systémů, který byl založený na atomových hmotnostech, ve kterém předpokládal, že vlastnosti prvků se opakují. I když jeho systém nefungoval pro všechny prvky, dalo by se tvrdit, že Chancourtois objevil periodicitu vlastností prvků, ale použil špatnou frekvenci.^{4,30}



Obrázek 4: a) Model telurického šroubu – systém prvků navržený Chacourtoisem v roce 1862 (převzato z 29), b) Model části telurického šroubu ve dvojrozměrném zobrazení.³¹

2.1.4.4. Zákon oktáv

Nezávisle na Chacourtoisovi vzniknul další systém, který byl založen na určitém vzorci opakujících se vlastností prvků.¹⁷ Autorem systému byl John Newlands (1837-1898). Newlands uspořádal prvky podle relativní atomové hmotnosti a všimnul si, že pokud očísluje prvky, tak vlastnosti prvního prvku jsou velmi podobné vlastnostem osmého prvku v řadě. Stejně to bylo i pro ostatní prvky, které byly osmé od zvoleného prvku, proto prvky uspořádal do tabulky o sedmi horizontálních sloupcích. Jelikož viděl určitou podobnost svého systému s osmou notou v oktávě, rozhodl se systém pojmenovat „zákon oktáv“.³² Newlands prezentoval zákon oktáv v letech 1863-1866.⁴ V roce 1866 prezentoval svůj zdokonalený systém prvků (viz obrázek 5).³²

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

Obrázek 5: Zákon oktáv prezentovaný v roce 1866 Johnem Newlandsem (převzato z 32).

V tabulce stojí sodík (Na) vedle draslíku (K), jakožto velmi podobné alkalické kovy. Další úspěch systému jsou halogeny, které se vyskytují ve stejné horizontální řadě.¹⁷ Newlands si byl vědom, že při seřazení prvků podle relativní atomové hmotnosti a zařazení do tabulky vznikly v některých případech nesrovnalosti v ohledu na vlastnosti prvků, ale Newlandsovi chemické znalosti prvků byly výborné, proto upravoval systém a zařazoval prvky s podobnými vlastnostmi do stejného řádku. V některých případech to znamenalo zařadit dva prvky pod stejné číslo, například č. 25: Ce a La.³⁰ Jedním z hlavních nedostatků jeho systému prvků bylo nezanechání místa pro zatím neobjevené prvky a plnění některých polí dvěma prvky.³³ Další chyby systému byly v nesrovnalostech vlastností prvků, a to především u prvků s vyšší relativní atomovou hmotností.¹⁷

Před vytvoření zákona oktáv, Newlands provedl několik předpovědí prvků, které v jeho době ještě nebyly známy.³² Nejvýznamnější byla předpověď prvku, který měl mít podobné vlastnosti křemíku a cínu. Tento neznámý prvek, dnes již známý jako germanium, měl spadat do triády s křemíkem a cínem. Newlands také předpověděl, že relativní atomová hmotnost prvku by měla být okolo 73.³⁰ Svoji předpověď tedy zakládal na neúplnosti triády, podobné dříve navrženým Döbereinerovým triádám. Dnes víme, že germanium má relativní atomovou hmotnost 72,63. Tedy Newlands byl svou předpovědí velmi blízko.³⁴ Pro tento neobjevený prvek však nezanechal ve své tabulce místo. Zdá se, že předpovědi neobjevených prvků jsou v rozporu se zákonem oktáv, ale ani po formulaci tohoto zákona Newlands svoje předpovědi nevyvracel.^{30,32}

Newlandsův systém, i přes jeho nedostatky, byl velmi pozorným vylepšením předcházejících systémů. V době publikování systému chemické společnosti nebyl jeho systém zcela pochopen a doceněn. Jeho systém byl kritizován a zesměšňován. Jeden z badatelů Newlandse sarkasticky nabádal, aby vyzkoušel seřadit prvky v abecedním pořádku. To vystihuje, jak byla

tehdejší chemická společnost připravena na objev komplexnějšího zákona mezi prvky. Každopádně za čtvrt století se Newlandsovi dostalo náležitých poct a v roce 1887 mu Královská společnost udělila Davyho medaili.^{4,17,30}

2.1.4.5. Odlingova tabulka prvků

V době vznikajících různých systémů prvků nezůstal pozadu ani anglický profesor chemie Oxfordu William Odling (1829-1921).⁴ V roce 1864 Odling sestavil a publikoval tabulku prvků (viz obrázek 6), která připomínala první Mendělejevovu navrženou tabulku. Odlingova tabulka se skládala z vodorovných skupin a pěti sloupců. Prvky do ní doplňoval podle rostoucí relativní atomové hmotnosti.^{30,33} Odling byl zastáncem používání reformovaných atomových hmotností, které prezentoval Stanislao Cannizzaro na chemickém kongresu v Karlsruhe roku 1860.³⁵ Také prezentoval existenci podskupin, které byly spojené s hlavními skupinami. Na rozdíl od Newlandse, Odling nechal volná místa pro neobjevené prvky.^{30,33}

Odlingovi se podařilo správně zařadit tellur a jod, u kterých se nachází výjimka v atomových hmotnostech. Relativní atomová hmotnost telluru je 127,6 a jodu 126,9. Jod by ve vzestupném pořadí relativních atomových hmotností měl stát před tellurem, ale Odling ho zařadil za něj, tedy halogeny správně vepsal do jedné skupiny. Také uhlík (C), křemík (Si) a cín (Sn) spadali do stejné skupiny, přičemž zde vynechal místo pro neznámý prvek, kterým je dnes již známé germanium (Ge).^{30,34} Dalšími úspěchy byly například skupiny: dusík (N), fosfor (P), arsen (As), antimon (Sb) a bismut (Bi) nebo kyslík (O), síra (S), selen (Se) a tellur (Te).⁴ Do tabulky také naznačil přerušovanými čarami určitou příbuznost jistých prvků, například bor (B) a dusík (N).³⁵ Odlingův systém se zdá být téměř dokonalý, avšak ne vždy prvky zařadil správně do hlavních skupin a podskupin.³³

				Ro 104	Pt 197
				Ru 104	Ir 197
				Pd 106,5	Os 199
H 1	"	"		Ag 108	Au 196,5
"	"	Zn 65		Cd 112	Hg 200
L 7	"	"		"	Tl 203
G 9	"	"		"	Pb 207
B 11	Al 27,5	"		U 120	"
C 12	Si 28	"		Sn 118	"
N 14	P 31	As 75		Sb 122	Bi 210
O 16	S 32	Se 79,5		Te 129	"
F 19	Cl 35,5	Br 80		I 127	"
Na 23	K 39	Rb 85		Cs 133	"
Mg 24	Ca 40	Sr 87,5		Ba 137	"
	Ti 50	Zr 89,5		Ta 138	Th 231,5
	"	Ce 92		"	
	Cr 52,5	Mo 96		V 137	
	Mn 55			W 184	
	Fe 56				
	Co 59				
	Ni 59				
	Cu 63,5				

Obrázek 6: Tabulka prvků publikována Williamem Odlingem v roce 1864 (převzato z 30).

2.1.4.6. Periodický zákon a periodická tabulka prvků

Vyvrcholením snah o systematizaci prvků byl periodický zákon. Definováním tohoto zákona se proslavil jeden z nejznámějších chemiků v historii Dmitrij Ivanovič Mendělejev (1834-1907). V roce 1860 se Mendělejev účastnil úplně prvního kongresu chemie, který proběhl v Karlsruhe, kde byl uveden na pravou míru chaotický výklad atomových a ekvivalentních hmotností.⁴ Následně se Mendělejev stal profesorem chemie a v roce 1867 vedoucím katedry anorganické chemie Petrohradské univerzity.³⁰

V roce 1869 Mendělejev publikoval svou první periodickou tabulku (viz obrázek 7). Prvky seřadil podle atomové hmotnosti od shora dolů. Skupiny nepoložil vertikálně, jak je známe dnes, ale horizontálně. V tabulce také vynechal místo, označené otazníkem, pro zatím neobjevené prvky.³⁶ Nechání místa pro nové prvky již použil Odling, ale oproti němu si byl Mendělejev jistý tím, že dokáže předpovídat i fyzikální a chemické vlastnosti neobjevených prvků.³⁰ V tabulce se Mendělejevovi nepodařilo správně zařadit olovo (Pb), které napsal pod baryum (Ba), nebo thallium (Tl), zařazené do skupiny s cesiem (Cs). Také zlato (Ag) a rtuť (Hg) byly na špatném místě.³⁶ Mendělejev si byl vědom, že tabulka není dokonalá a ani ji nepovažoval za finální. Důležité však je, že byla založena na periodickém zákoně, který

Mendělejev definoval spolu s tabulkou a pomocí něj vyjádřil spojitost periodicky se opakujících vlastností prvků v závislosti na atomových hmotnostech.³⁵

**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 = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pt = 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 = 27,4	? = 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?		

Obrázek 7: První periodická tabulka publikovaná v březnu 1869 Ivanem Dmitrijem Mendělejevem (převzato z 36).

Krátce po tom, co Mendělejev vypracoval první periodickou tabulku, se objevila ještě jedna práce, ve které byla navržena tabulka založená na periodickém opakování vlastností prvků (viz obrázek 8). Autorem práce byl německý chemik Lothar Meyer (1830-1895).⁴ K zařazení prvků do tabulky nepoužil Lothar jen atomové hmotnosti, ale například i valenci prvků. Podobně jako Mendělejev vynechal místo pro neobjevené prvky, ale na rozdíl od něj si u žádného nedovolil předpovídat jeho vlastnosti.³⁵ Meyer byl, stejně jako Odling, zastánce Cannizzarových atomových hmotností.³³ Nicméně Meyer nezařadil do své tabulky všechny známé prvky. Jednoduše vynechal ty, které se mu do systému nehodily. V jeho tabulce například úplně chybí vodík (H), uran (U) a lanthan (La).³⁵

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
			Ti = 48		Zr = 89,7		—	
	N = 14,01	P = 30,9		As = 74,9		Sb = 122,1		Bi = 207,5
			V = 51,2		Nb = 93,7		Ta = 182,2	
	O = 15,96	S = 31,98		Se = 78		Te = 128?		—
			Cr = 52,4		Mo = 95,6		W = 183,5	
	F = 19,1	Cl = 35,38		Br = 79,75		J = 126,5		—
			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	

Obrázek 8: Tabulka vytvořená Lotharem Meyerem a publikovaná krátce po Mendělejevově periodické tabulce z roku 1869 (převzato z 35).

V roce 1871 vydal Mendělejev další práci, ve které publikoval zdokonalenou periodickou tabulku prvků (viz obrázek 9), kde použil odlišné uspořádání prvků než v tabulce z roku 1869. Skupiny prvků již nebyly uspořádány vertikálně, ale horizontálně do svislých sloupců. Každá skupina obsahovala dvě podskupiny, které byly propojeny společným oxidačním stavem. Také opravil pozici thoria (Th), které zařadil do IV. skupiny se správnou atomovou hmotností 232.³⁶ Také použil zákon pro předpovězení atomových hmotností neobjevených prvků a ke korekci nesprávně určených atomových hmotností.³⁵

Mendělejevovi předpovědi nejen atomových hmotností neobjevených prvků, ale i některých jejich chemicko-fyzikálních vlastností, jak se po několika letech ukázalo, byly téměř přesné. Nejvýznamnější úspěchy sklídl s předpovězenými prvky eka-aluminiem (dnes prvek známý jako galium – Ga) a eka-siliciem (dnes znám pod jménem germanium – Ge).³⁰ Prvek eka-aluminium (galium) byl objeven v roce 1875. Mendělejev předpověděl atomovou hmotnost eka-aluminia 68, přičemž následně experimentálně byla zjištěna jako 69,72. Také předpověděl jiné vlastnosti, jako například hustotu $6 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ a skutečná hodnota hustoty galia je $5,96 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. U eka-silicia (germanium), které bylo objeveno v roce 1886, sklídl podobné úspěchy. Předpověď atomové hmotnosti byla 72 a následně zjištěná atomová hmotnost 72,6. Podobně úspěšný byl i v předpovězení hustoty, kde se zmýlil jen o $0,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Bohužel

ne vždy byl tak úspěšný, jelikož některé předpovězené prvky se nalézt nepodařilo. Například předpokládal i existenci prvku, který by měl mít menší atomovou hmotnost než vodík.³⁵

216		VI. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ							
в статье 1871 г. дать развернутое изложение периодического закона и мало отличающуюся от современной форму периодической системы:		Группа I	Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI	Группа VII	Группа VIII переходная к группе I
Типические элементы		H 1							
Первый период	Ряд 1	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
	2	Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
Второй период	3	(Cu 63)	Zn 65	—	—	As 75	Se 78	Br 80	
	4	Rb 85	Sr 87	(Y 88?)	Zr 90	Nb 94	Mo 96	100	Ru Rh Pd Ag 104 104 104 108
Третий период	5	(Ag 108)	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128?	I 127	
	6	Cs 133	Ba 137	—	Ce 138?	—	—	—	—
Четвертый период	7	—	—	—	—	—	—	—	
	8	—	—	—	—	Ta 182	W 184	—	Os Ir Pt Au 199? 198? 197 197
Пятый период	9	(Au 197)	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	—	—	
	10	—	—	—	Th 232	—	U 240	—	
Высшая соляная окись		R ₂ O	R ₂ O ₂ или RO	R ₂ O ₃	R ₂ O ₄ или RO ₂	R ₂ O ₅	R ₂ O ₄ или RO ₃	R ₂ O ₇	R ₂ O ₈ или RO ₄
Высшее водородное соединение				(RH ₅ ?)	RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH	

Obrázek 9: Zdokonalená periodická tabulka prvků vytvořena Mendělejevem a publikována v roce 1871 (převzato z 36).

Mendělejevova práce byla v roce 1882 oceněna Davyho medailí. V téže roce dostal toto ocenění i Meyer. Mendělejev se odlišoval od ostatních chemiků tím, že svůj systém vybuďoval nejen na atomových hmotnostech prvků, ale zdůraznil i další vlastnosti prvků, jako je třeba atomový objem, elektrochemické a termochemické vlastnosti.³⁵

Během dalších let byl Mendělejevův systém testován dalšími objevy. Pevné základy a flexibilita periodického systému vydržely i objev inertních plynů v 90. letech 20. století. Periodický systém byl jednoduše rozšířen o jednu skupinu.³⁶ Dále také probíhala různá zlepšení a zpřesnění periodické tabulky. Časem se ukázalo, že atomová hmotnost není hlavní

vlastností prvku pro jeho zařazení do tabulky. Po objevu struktury atomu, konkrétně protonu, Ernest Rutherford (1871-1937) sestavil planetární model atomu. Tím začalo vycházet najevo, že protonové číslo prvku bude rozhodující pro zařazení do tabulky. Další zdokonalení přinesl v roce 1913 Frederick Soddy (1877-1956) zdefinováním pojmu izotop, což vysvětlilo různou hmotnost jednoho prvku získaného z různých zdrojů. Další objevy a objasnění daly periodické tabulce prvků tvar a formát jaký známe dnes.⁴ Důležité ale je, že základ tabulky, který navrhnul Mendělejev, se od dnešní tabulky téměř neliší a stále má svoji nezastupitelnou funkci napříč všemi obory chemie.¹

2.2. Periodická tabulka prvků

V současné periodické tabulce je zařazeno 118 známých prvků.³⁴ Tabulka je členěna na 7 period (řádky) a 18 skupin (sloupců). Existují dva známé způsoby označování jednotlivých skupin. Prvním způsobem označování jsou skupiny rozděleny na hlavní a vedlejší. Mezi hlavní skupiny, které se označují písmenem A, patří 1., 2. a 13. až 18. sloupec, s výjimkou vodíku. Tyto prvky jsou také označovány jako nepřechodné. Vedlejší skupiny se značí písmenem B a zahrnují prvky 3. až 12. sloupců. Prvky těchto vedlejších skupin jsou označovány jako přechodné. Druhý typ označování skupin doporučený IUPAC, kde skupiny nesou čísla od 1 do 18.³⁴ Perody obsahují různý počet prvků. První perioda 2 prvky, druhá a třetí perioda 8 prvků, čtvrtá a pátá perioda 18 prvků, šestá a sedmá perioda 32 prvků. Posledním prvkem periody je vždy vzácný plyn (viz obrázek 10).^{43,37}

Kromě číselného označení skupin existují také triviální názvy některých skupin prvků.³⁹ Prvky 1. skupiny (I.A), kromě vodíku (H), se nazývají alkalické kovy. Jsou to prvky lithium (Li), sodík (Na), draslík (K), rubidium (Rb), cesium (Cs), francium (Fr). Prvky vápník (Ca), stroncium (Sr), baryum (Ba) a radium (Ra) dostaly triviální název kovy alkalických zemin. Všechny zmíněné prvky leží ve 2. skupině (II.A).³⁷ Prvky od ceru (Ce) až po lutecium (Lu) se nazývají lanthanoidy. Pokud ke skupině lanthanoidů přidáme prvky skandium (Sc) a yttrium (Y), tak je celá tato nová skupina označována jako kovy vzácných zemin. Pod lanthanoidy leží prvky thorium až lawrencium (Lr), které nesou název aktinoidy. Ve skupině aktinoidů leží také skupina nazývaná transurany a obsahuje prvky vpravo od uranu (U), tedy neptunium (Np) a další. Dalším triviálním názvem je skupina triády železa. Do triády železa patří prvky 8., 9. a 10. skupiny (VIII.B), které leží ve čtvrté periodě, tedy železo (Fe), kobalt (Co) a nikl (Ni). O jednu periodu níže, v téže skupině je skupina lehkých platinových kovů, konkrétně jsou to prvky ruthenium (Ru), rhodium (Rh) a paladium (Pd). 8. – 10. skupina (VIII.B) šesté periody, kde se nachází osmium (Os), iridium (Ir) a platina (Pt), se nazývá těžké platinové kovy. Prvky 16. skupiny (VI.B), kyslík (O), síra (S), selen (Se), telur (Te) a polonium (Po), se triviálně nazývají chalkogeny.³⁹ Fluor (F), chlor (Cl), brom (Br) a jod (I), ležící v 17. skupině (VII.A), jsou označovány jako halogeny.³⁷ Poslední 18. skupina (VIII.A), je nazývána vzácné plyny. Mezi vzácné plyny patří všechny prvky této skupiny a vyznačují se zaplněnou konfigurací valenční sféry.³⁸

Skupenství prvků je za teploty 20 °C převážně pevné. Mezi prvky, které jsou za této teploty plynné, patří vodík (H), dusík (N), kyslík (O), fluor (F), chlor (Cl) a vzácné plyny. Brom (Br)

a rtuť (Hg) jsou, za této teploty, jediné dva prvky kapalného skupenství.³⁷ Dalším logickým rozdělením prvků mohou být tři skupiny – kovy, polokovy a nekovy (viz obrázek 10).⁴⁴

U moderní periodické tabulky prvků stále platí periodický zákon, podle kterého se tabulka řídí. Nejčastěji literatura definuje periodický zákon takto:³⁹

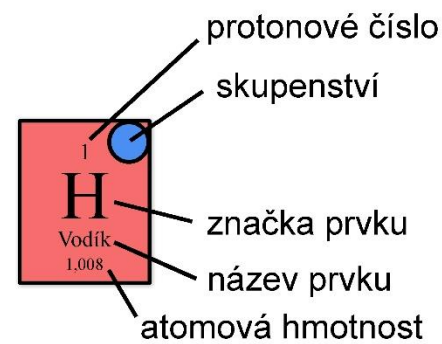
*„Chemické a mnohé fyzikální vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich atomových čísel.“*³⁹

Příčemž atomové číslo odpovídá počtu protonů v jádře a značí se písmenem Z . Atomové číslo je starším výrazem pro dnes více používané protonové číslo.⁴³

Kromě klasické periodicity vlastností prvků ve skupinách, můžeme v tabulce prvků sledovat další periodické závislosti. První takovou závislostí je sekundární periodicitu. Sekundární periodicitou je popsána vysoká podobnost vlastností prvků v periodě n a prvků v periodě $n+2$. Příkladem mohou být například chemické vlastnosti chloru a jodu. Další podobnost vlastností vykazují první prvky hlavní skupiny (lithium) s druhým prvkem skupiny vedlejší (hořčík) více, než s druhým prvkem stejné skupiny (sodík). V tomto případě jde o diagonální vztah.³⁹

Obecně se mezi prvky najdou některé, které jsou některou ze svých vlastností extrémem. Prvek s nejnižší teplotou varu je helium. Jeho teplota varu je pouhých -269 °C . Naopak nejvyšší teplotu varu má wolfram, který začne vařit až při teplotě 5660 °C .⁴⁰ Z hlediska teploty tání je opět helium ($t_t = -272\text{ °C}$) prvkem s nejnižší teplotou tání. Prvek s nejvyšší teplotou tání je uhlík ($t_t = 3500\text{ °C}$).⁴¹ U hustoty již nefiguruje s nejnižší hodnotou helium, ale vodík ($0,09\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$). Nejvyšší hustotu v prvků má osmium s hodnotou $22,6\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$.⁴²

nekovy																	
1) I.A	polokovy										alkalické kovy						
2) II.A	kovy										Lanthanoidy						
3) III.B	vzácné plyny										halogeny						
4) IV.B	kovy alkalických zemin										Aktinoidy						
5) V.B	6) VI.B	7) VII.B	8) VIII.B	9) VIII.B	10) VIII.B	11) I.B	12) II.B	13) III.A	14) IV.A	15) V.A	16) VI.A	17) VII.A	18) VIII.A				
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H Vodík 1,008	He Helium 4,0026	Li Lithium 6,94	Be Beryllium 9,0122	Na Sodík 22,990	Mg Hořčík 24,305	B Bor 10,81	C Uhlík 12,011	N Dusík 14,007	O Kyslík 15,999	F Fluor 18,998	Ne Neon 20,180	Al Hliník 26,982	Si Křemík 28,085	P Fosfor 30,974	S Síra 32,06	Cl Chlor 35,45	Ar Argon 39,95
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K Draslík 39,98	Ca Vápník 40,078	Sc Skandium 44,956	Ti Titan 47,867	V Vanad 50,942	Cr Chrom 51,996	Mn Mangan 54,938	Fe Železo 55,845	Co Kobalt 58,933	Ni Nikl 58,693	Cu Měď 63,546	Zn Zinek 65,38	Ga Galium 69,723	Ge Germanium 72,630	As Arsen 74,922	Se Selen 78,971	Br Brom 79,904	Kr Krypton 83,798
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb Rubidium 85,468	Sr Stroncium 87,72	Y Yttrium 88,906	Zr Zirkon 91,224	Nb Niob 92,906	Mo Molybden 95,95	Tc Technecium	Ru Ruthenium 101,07	Rh Rhodium 102,91	Pd Palladium 106,42	Ag Stříbro 107,87	Cd Kadmium 112,41	In Indium 114,82	Sn Cín 118,71	Sb Antimon 121,76	Te Telur 127,60	I Jod 126,90	Xe Xenon 131,29
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs Cesium 132,91	Ba Baryum 137,33	La Lanthan 138,91	Hf Hafnium 178,49	Ta Tantal 180,95	W Wolfram 183,84	Re Rhenium 186,21	Os Osmium 190,23	Ir Iridium 192,22	Pt Platina 195,08	Au Zlato 196,97	Hg Rtuť 200,59	Tl Thallium 204,38	Pb Olovo 207,2	Bi Bismut 208,98	Po Polonium	At Astat	Rn Radon
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr Francium	Ra Radium	Ac Aktinium	Rf Rutherfordium	Db Dubnium	Sg Seaborgium	Bh Bohrium	Hs Hassium	Mt Meitnerium	Ds Darmstadtium	Rg Roentgenium	Cn Copernicium	Nh Nihonium	Fl Flerovium	Mc Moscovium	Lv Livermorium	Ts Tennessin	Og Oganesson



skupenství (20°C)

- - kapané
- - plynné
- (bez zn.) - pevné

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce Cer 140,12	Pr Praseodym 140,91	Nd Neodym 144,24	Pm Promethium	Sm Samarium 150,36	Eu Europium 151,96	Gd Gadolinium 157,25	Tb Terbium 158,93	Dy Dysprosium 162,50	Ho Holmium 164,93	Er Erbium 167,26	Tm Thulium 168,93	Yb Ytterbium 173,05	Lu Lutetium 174,97
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th Thorium 232,04	Pa Protactinium 231,04	U Uran 238,03	Np Neptunium	Pu Plutonium	Am Americium	Cm Curium	Bk Berkelium	Cf Californium	Es Einsteinium	Fm Fermium	Md Mendelevium	No Nobelium	Lr Lawrencium

Obrázek 10: Periodická tabulka prvků^{34,37}

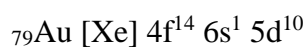
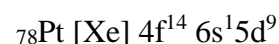
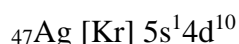
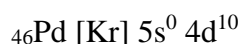
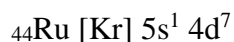
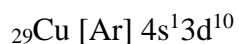
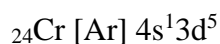
2.2.1. Valenční elektronová konfigurace prvků

Z periodického zákona vyplývá, že kritériem zařazení prvku jsou jeho chemické a fyzikální vlastnosti. Tyto vlastnosti prvků souvisí s elektronovou konfigurací, a to hlavně s elektronovou konfigurací valenční vrstvy, tedy elektrony v poslední zaplňované vrstvě.⁴³ Obecně platí, že počet valenčních elektronů roste ve skupině i v periodě s rostoucím protonovým číslem prvků.⁵⁰ Ve skupinách se periodicky opakují prvky se stejnou valenční konfigurací, pouze s jiným hlavním kvantovým číslem valenční elektronové sféry (viz obrázek 11). Hlavnímu kvantovému číslu valenční vrstvy odpovídá číslo periody, ve které je prvek umístěn.³⁹

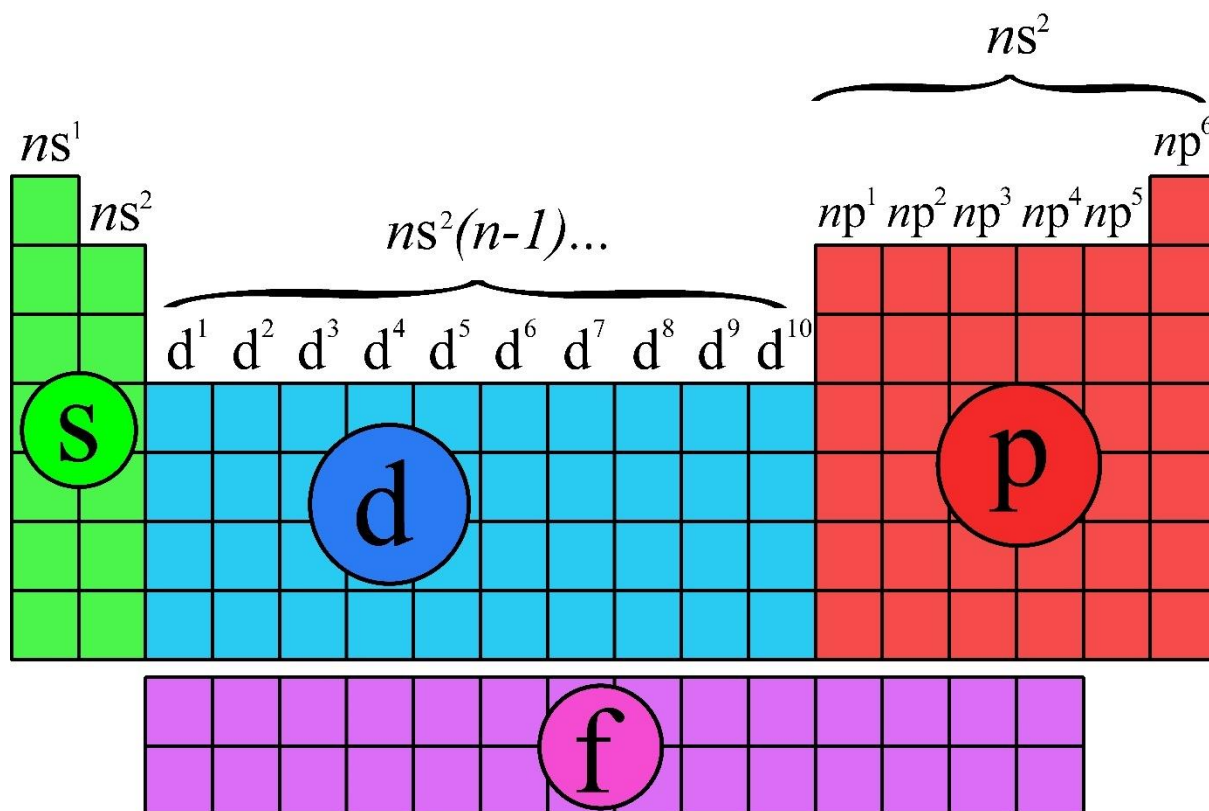
Každé skupině můžeme přiřadit valenční konfiguraci s vyjádřením hlavního kvantového čísla jako n . Například první skupině konfiguraci ns^1 , přičemž n odpovídá číslu periody, ve které se prvek nachází. Potom valenční elektronová konfigurace sodíku, který se nachází v první skupině a třetí periodě, je $3s^1$.³⁷

Podle toho, jaký orbital je ve valenční vrstvě zaplňován, je možné tabulku rozdělit do čtyř bloků. Bloky se nazývají podle zaplňovaných orbitalů, tedy s, p, d a f (viz obrázek 11). Blok s je složen ze 2 skupin prvků (1. a 2. skupina), blok p ze 6 skupin (13.-18. skupina), blok d z 10 skupin (3.-12. skupina) a blok f ze 14 skupin prvků (skupina lanthanoidů a aktinoidů). Z toho je zřejmá souvislost dělení tabulky na bloky s, p, d, f a zaplňování různých orbitalů valenčních vrstev. Postupné zaplňování valenčních orbitalů také objasňuje vzrůstající počet prvků v periodách.^{37,39,44}

I přes periodicky se opakující valenční elektronovou konfiguraci se u několika prvků vyskytují určité nepravidelnosti. Jde především o prvky páté periody a některé prvky čtvrté a šesté periody v bloku d. U těchto prvků jde o rozdílné rozložení elektronů ve valenční sféře mezi s a d orbitaly. Týká se to konkrétně těchto prvků:³⁷



Kromě paladia obsazují všechny tyto prvky valenční ns orbital pouze jedním elektronem a následně obsazují $(n-1)d$ orbital zbylými elektrony. U paladia je $4d$ orbital zaplněný deseti elektrony a $5s$ orbital neobsazuje žádný elektron.³⁷



Obrázek 11: Schéma obecných valenčních konfigurací skupin periodické tabulky a rozdělení periodické tabulky prvků do čtyř bloků, podle zaplňovaného orbitalu ve valenční sféře (s-blok (zeleně), d-blok (modře), p-blok (červeně) a f-blok (fialově)). Písmeno n označuje hlavní kvantové číslo valenční sféry.^{37,39}

2.2.2. Trendy periodické tabulky prvků

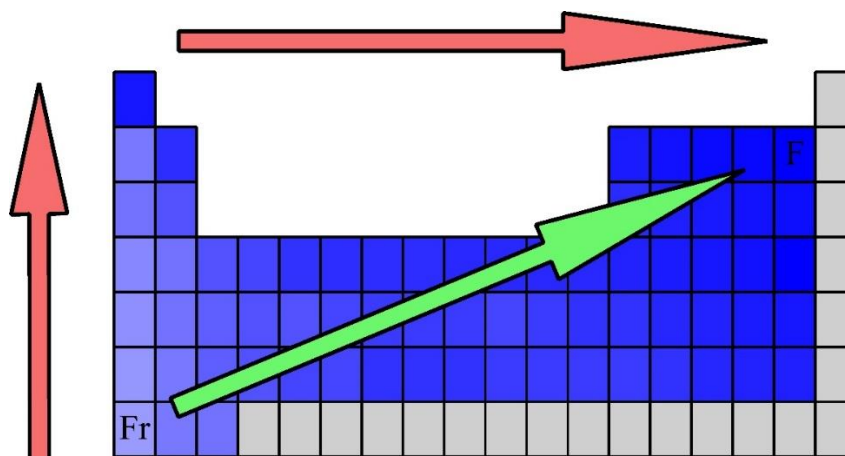
V předchozí kapitole již byla zmíněna periodicitu valenční elektronové konfigurace prvků. Není to ovšem jediná vlastnost prvků, která se v periodické tabulce periodicky opakuje. Existují další periodicky se opakující chemicko-fyzikální vlastnosti.^{39,43}

2.2.2.1. Elektronegativita prvků

Elektronegativita se historicky spojuje se jménem Linuse Paulinga (1901-1994). V roce 1932 Pauling popsal elektronegativitu jako sílu atomu v molekule, přitahovat elektrony k sobě.

Zároveň určil relativní hodnoty elektronegativity.^{39,45} Upravený výklad elektronegativity je velmi podobný: „Elektronegativita prvku vyjadřuje schopnost atomu prvku přitahovat vazebné elektrony v kovalentní vazbě a je vyjádřena číslem.“³⁹

Kvalitativní aspekty elektronegativity jsou dobře srozumitelné. V molekule obsahující dva atomy je více elektronegativní ten atom, který má záporný náboj.⁴⁶ Kvantitativní vyjádření elektronegativity stanovil Pauling z hodnot disociačních energií vazeb, které byly získány experimentálně. Podle Paulinga byla elektronegativita například vodíku 2,1. O pár desítek let, v roce 1958, upravili Paulingovy hodnoty elektronegativit Louis Allred (1931) a Eugene Rochow (1909-2002). Vycházeli z toho, že míra, kterou přitahuje atom elektrony z kovalentní vazby, je coulombická síla úměrná hodnotě efektivního náboje jádra, která je dělena druhou mocninou poloměru atomu (Z_{ef}/r^2). Pro srovnání s Paulingovými hodnotami je podle Allreda a Rochowa hodnota elektronegativity vodíku $2,20 \text{ eV}^{1/2}$.³⁹



Obrázek 12: Schéma trendu elektronegativity v periodické tabulce prvků. Šipky značí směr rostoucí elektronegativity. Červené šipky rostoucí elektronegativitu ve skupině a v periodě. Zelená šipka celkový trend rostoucí elektronegativity. Fluor značí prvek s nejvyšší elektronegativitou a francium naopak prvkem s nejnižší elektronegativitou. Odstín modrých polí odpovídá hodnotě elektronegativity daného prvku. Tmavé modré pole značí vysokou elektronegativitu a světlé naopak nízkou.³⁷

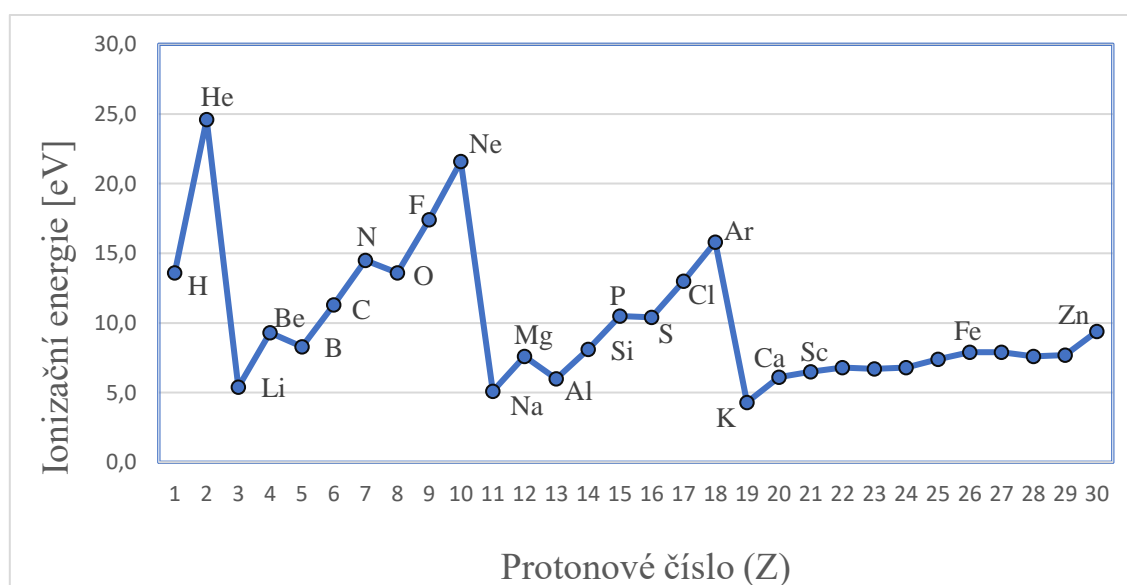
Elektronegativity prvků vykazují v periodické tabulce prvků značnou periodicitu. V rámci periody roste elektronegativita společně s rostoucím protonovým číslem prvku (např. od sodíku k chloru). Ve skupině elektronegativita naopak klesá s rostoucím protonovým číslem (např. od lithia k franciu) (viz obrázek 12).⁴³ Nejvyšší elektronegativitu ze všech prvků má fluor, s hodnotou 4,0. Naopak nejnižší elektronegativitu má francium s hodnotou 0,7.³⁹

2.2.2.2. První ionizační energie prvků

První ionizační energie atomu je definována jako energie potřebná pro odtržení nejslaběji vázaného elektronu z atomu v plynném stavu. Ionizační energie se udává v elektronvoltech [eV] nebo joulech [J] podle toho, zda je vztažena na jeden atom nebo na jeden mol atomů. Pokud přijme atom množství energie rovnou ionizační energii, odštěpí se z jeho obalu jeden elektron a stává se z něho iont (viz rovnice 2³⁷).³⁹



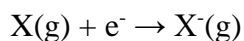
Vysokými hodnotami první ionizační energie se vyznačují vzácné plyny. Hlavním důvodem je jejich zcela zaplněná valenční elektronová konfigurace ns^2np^6 a vysoká stabilita.^{37,39} Nejnížší ionizační energie vykazují prvky první skupiny pouze s jedním elektronem ve valenční sféře.⁴³ Obecně můžeme říct, že hodnoty ionizační energie rostou v periodě s protonovým číslem. Z obrázku 13 je však vidět, že se v periodách nachází několik zlomů. Tyto poklesy ionizační energie lze vysvětlit různou stabilitou valenční elektronové konfigurace. Pokles ionizační energie boru, který se nachází ve 13. skupině, oproti beryliu, ležícího ve 2. skupině stejné periody, lze objasnit vyšší relativní stabilitou konfigurace boru ($2s^2$) oproti konfiguraci beryllium ($2s^22p^1$). Další podobný pokles se nachází mezi dusíkem (15 skupina) a kyslíkem (16. skupina). Opět se jedná o elektronovou konfiguraci dusíku, u které je 2p orbital zaplněný přesně z jedné poloviny ($2s^22p^3$). Taková elektronová konfigurace je stabilnější než konfigurace kyslíku ($2s^2sp^4$), u které ionizace proběhne snadněji. Velmi podobné hodnoty ionizační energie jsou u prvků v d bloku.³⁷



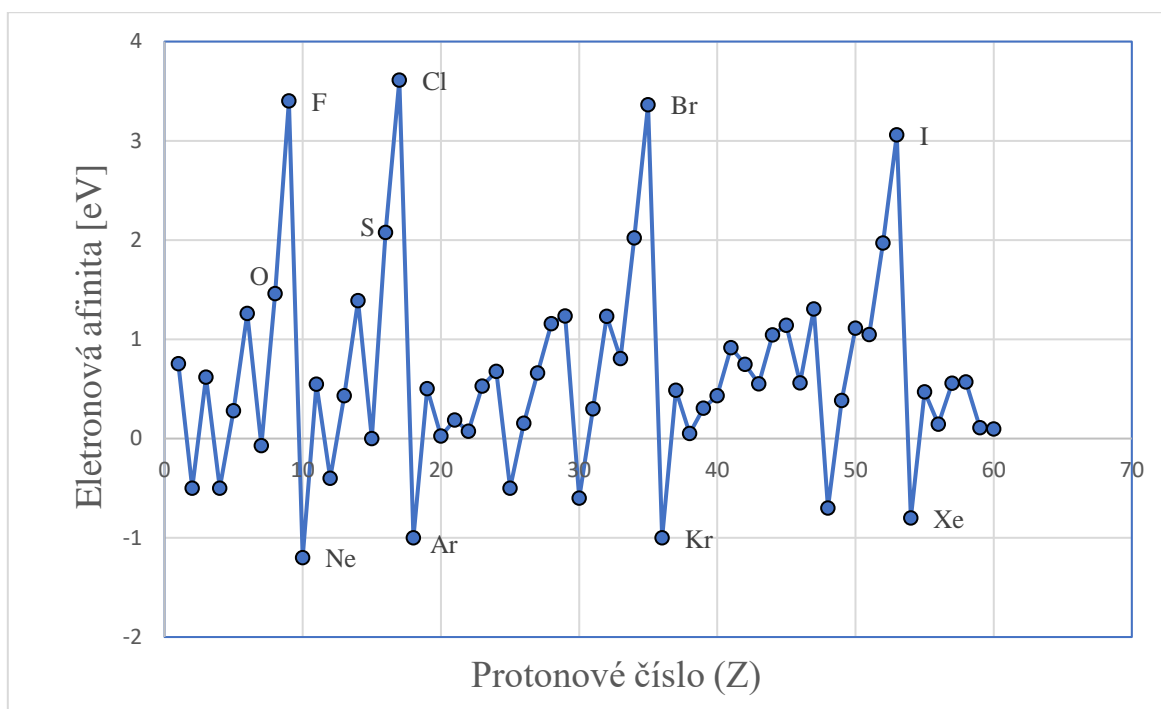
Obrázek 13: Graf závislosti první ionizační energie na protonovém čísle u prvků s protonovým číslem 1 až 30.³⁹

2.2.2.3. Elektronová afinita prvků

Elektronová afinita atomu je energie, která se uvolní při přijetí elektronu atomem (obrázek 14). Po přijetí elektronu a uvolnění energie se z neutrálního atomu vytvoří anion.⁴⁷ Elektronová afinita se stejně jako ionizační energie týká atomů v plynném stavu (viz rovnice 3).³⁷



3



Obrázek 14: Graf závislosti elektronové afinity na protonovém čísle u prvků s protonovým číslem 1 - 60. ⁴⁸

Hodnota elektronové afinity prvků je převážně kladná, jelikož se jedná o exotermický proces přijetí elektronu elektroneutrálním atomem. Vysoké hodnoty elektronové afinity nalezneme u nekovových prvků, a to především u halogenů (fluor, chlor, brom, jod). Díky své vysoké kladné hodnotě elektronové afinity snadno tvoří anionty a jejich valenční elektronová konfigurace je po přijetí elektronu shodná s konfigurací nejbližšího vzácného plynu. Prvkem s nejvyšší elektronovou afinitou je chlor. U atomu chloru není tak velký odpudivý účinek elektronů vnější sféry, jako je tomu u menšího atomu fluoru. Stejný případ nastává i u porovnání elektronových afinit síry a kyslíku.³⁹

U prvků 2. skupiny a skupiny vzácných plynů (18. skupina) nabývá hodnota elektronové afinity záporných hodnot. Prvky těchto dvou skupin mají plně zaplněné orbitály ve své valenční vrstvě a

k vytvoření aniontu je potřeba excitace elektronu ze základního stavu. Excitovaný stav atomu má vyšší energii než základní stav, proto je elektronová afinita prvků těchto skupin záporná.⁴⁷

2.2.2.4. Oxidační čísla prvků

Oxidační číslo je náboj, který zůstane na atomu po heterolytickém odstranění všech ligandů, přičemž elektrony všech vazeb jsou přisouzeny více elektronegativnímu atomu.⁴⁹ Oxidační číslo tedy formálně vyjadřuje počet přijatých nebo odevzdaných elementárních nábojů.³⁹ Oxidační stav atomu nijak neovlivňují homonukleární vazby.³⁷ Oxidační stav prvku patří mezi jeho nezákladnější charakteristiky.⁴³

I.A												VIII.A																																																													
H																	He																																																								
I	II.A											III.A	IV.A	V.A	VI.A	VII.A																																																									
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																																								
I	II											III	II,IV, -IV	-III,II, III,IV,V	-I,-II	-I																																																									
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																								
I	II	III.B	IV.B	V.B	VI.B	VII.B	VIII.B			I.B	II.B	III	IV,-IV	-III, III,V	-II,II, IV,VI	-I,III, V,VII																																																									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																								
I	II	III	III,IV	II,III, IV,V	II,III, IV	II,III,IV, VI,VII	II,III	II,III	II,III	I,II	II	III	IV	III,V	II,IV, VI	-I,V	IV																																																								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																								
I	II	III	IV	III,V	II,III, IV,V	VII	III,IV	II,III, IV	II,IV	I	II	III	II,IV	III,V	II,IV, VI	-I,V, VII	IV,VI																																																								
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																								
I	II	III	IV	V	II,III, IV,V,VI	I,II,IV, VI,VII	II,III,IV, VI,VII	II,III, IV,VI	II,IV	I,III	I,II	I,III	II,IV	III,V	II,V	-I,III, V,VII																																																									
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																																																								
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	III,IV																																																																	
<table border="1"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>III,V</td><td>III,IV</td><td>III</td><td>III</td><td>II,III</td><td>II,III</td><td>III</td><td>III,IV</td><td>III</td><td>III</td><td>III</td><td>II,III</td><td>II,III</td><td>III</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> <tr> <td>IV</td><td>IV,V</td><td>III,IV, V,VI</td><td>III,IV, V,VI</td><td>II,IV, V,VI</td><td>III,IV, V,VI</td><td>III</td><td>III</td><td>III</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td> </tr> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	III,V	III,IV	III	III	II,III	II,III	III	III,IV	III	III	III	II,III	II,III	III	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	IV	IV,V	III,IV, V,VI	III,IV, V,VI	II,IV, V,VI	III,IV, V,VI	III	III	III					
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																												
III,V	III,IV	III	III	II,III	II,III	III	III,IV	III	III	III	II,III	II,III	III																																																												
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																												
IV	IV,V	III,IV, V,VI	III,IV, V,VI	II,IV, V,VI	III,IV, V,VI	III	III	III																																																																	

Obrázek 15: Přehled běžných oxidačních čísel prvků.³⁷

Ve skupinách nepřesahují maximální běžné oxidační stavy prvků číslo skupiny, ve které leží. Výjimkou je skupina I.B, ve které měď i zlato mohou nabývat vyšších oxidačních stavů než +I. Prvky I.A skupiny nabývají oxidačních čísel pouze 0 a +I a prvky II.A skupiny pouze 0 a +II.

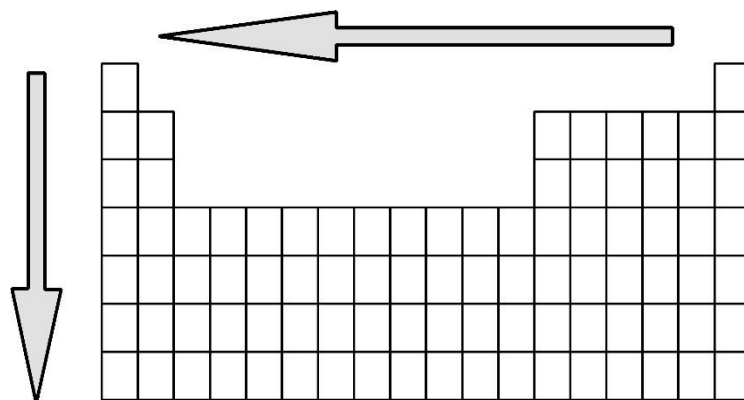
Ostatní prvky hlavních skupin mají větší rozsah oxidačních čísel. Ve skupině vzácných plynů (VIII.A skupina) je nejčastějším oxidačním číslem 0. U vzácných plynů je známo několik sloučenin argonu, xenonu, kryptonu a radonu, kde tyto prvky mají oxidační čísla vyšší jako nula. U fluoru, z důvodu nejvyšší elektronegativity ze všech prvků, vystupuje ve sloučeninách pouze v oxidačním stavu -I.^{37,39}

Mimo běžná oxidační čísla tvoří některé prvky také sloučeniny, ve kterých vystupují s dalšími oxidačními čísly. Například oxidační číslo železa, kromě běžných oxidačních stavů II a III, může nabývat také hodnot IV, V a VI. Příkladem může být železany ($[\text{FeO}_4]^{-2}$), ve které železu přísluší oxidační číslo VI.³⁷

2.2.2.5. Atomový poloměr prvků

Vzdálenost středů dvou jader atomů, které spojuje chemická vazba, se rovná součtu poloměru kationtu a aniontu. Ze znalosti poloměru jednoho z iontů lze určit poloměr druhého iontu. Poloměr atomu prvku je zjistitelný z jeho dvouatomových molekul, u které se určí mezijaderná vzdálenost a následně se vezme polovina její hodnoty. Pokud jsou atomy vázány kovalentní nebo kovovou vazbou, pak mluvíme o atomovém poloměru. S využitím určitého referenčního prvku o známém atomovém poloměru (například O^{-2}), lze určit atomové poloměry většiny prvků.^{39,50}

U atomových poloměrů existuje v periodické tabulce prvků určitý trend. Atomový poloměr ve skupinách roste s rostoucím protonovým číslem. Důvodem je postupné obsazování hladin s vyšším hlavním kvantovým číslem valenčními elektrony. Elektrony ve vyšších hladinách jsou více vzdálené od jádra než elektrony v hladinách s nižším hlavním kvantovým číslem. V periodách je situace opačná. Atomový poloměr v periodě klesá s rostoucím protonovým číslem. U prvků stejné periody se zaplňuje sféra se stejným hlavním kvantovým číslem, ale zvyšuje se počet protonů v jádře, které nesou kladný náboj. Díky zvyšování celkového náboje jádra jsou elektrony vnější sféry více přitahovány směrem k jádru atomu.⁵⁰



Obrázek 16: Znázornění růstu atomového poloměru v periodické tabulce prvků. Šipky značí směr růstu hodnot atomového poloměru.

V každé periodě je, podle trendu atomového poloměru, největším prvkem alkalický kov. Prvky s nejmenšími atomovými poloměry jsou vzácné plyny a halogeny.⁵¹ Velmi podobné atomové poloměry mají dva prvky ležící v 5. a 6. periodě. Jde například o dvojici zirkonium (206 pm) a hafnium (208 pm). Z podobnosti atomových poloměrů vyplývají i další vlastnosti, které mají tyto prvky velmi podobné. V řadě od ceru po lutecium velikost atomů klesá lineárně. Tento jev se nazývá lanthanoidová kontrakce a důvodem je nedostatečné stínění náboje jádra elektrony v f orbitalu.^{37,50}

3. Didaktická část

3.1. Periodická tabulka prvků v RVP

Téma periodické tabulky prvků je v Rámcovém vzdělávacím programu pro základní vzdělávání uvedeno ve vzdělávací oblasti Člověk a příroda, konkrétně ve vzdělávacím oboru Chemie. Výuka vzdělávacího oboru Chemie začíná až na druhém stupni ZŠ. Ve vzdělávacím obsahu jsou pod učivem uvedeny názvy a značky prvků, skupiny a periody periodické soustavy prvků a protonové číslo. Očekávané výstupy uvádějí, že žák se má orientovat v periodické soustavě prvků, umí rozpoznat vybrané kovy a nekovy a dokáže usuzovat jejich možné vlastnosti.⁵²

Rámcový vzdělávací program pro gymnázia také uvádí periodickou tabulku prvků v očekávaných výstupech ze vzdělávacího obsahu Obecná chemie. Obecná chemie opět patří do vzdělávacího oboru Chemie, který je součástí vzdělávací oblasti Člověk a příroda. Podle očekávaných výstupů je žák schopen předvídat vlastnosti prvků a jejich chování v chemických procesech na základě znalosti periodické soustavy prvků. I v učivu je doslovně uvedena periodická soustava prvků.⁵³

3.2. Rozbor vybraných učebnic chemie

Hlavním cílem rozboru učebnic bylo shrnout obsah kapitol, které se věnují periodické soustavě prvků. Periodická soustava prvků je zahrnuta v učebnicích pro základní i střední školy. Učebnice pro ZŠ a ŠŠ se liší v detailnosti popisu periodické tabulky prvků. Dalším rozdílem může být množství a složitost informací o periodické tabulce.

3.2.1. Učebnice určené pro gymnázia a SŠ

Pro rozbor učebnic byly vybrány čtyři učebnice přímo určených pro žáky středních škol nebo čtyřletých gymnázií. Konkrétně se jedná o učebnice *Chemie pro čtyřletá gymnázia, 1. díl* – A. Mareček, J. Honza; *Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická)* – V. Flemr, B. Dušek; *Přehled středoškolské chemie* – J. Vacík a kol.; *Obecná chemie pro gymnázia a střední školy* – Břížďala J.. Učebnice se liší autory a rokem vydání, proto mezi nimi existují určité rozdíly.

3.2.1.1. Chemie pro čtyřletá gymnázia, 1. díl – A. Mareček, J. Honza⁵⁴

Učebnice *Chemie pro čtyřletá gymnázia* je trojdílná série učebnic, která pokrývá obsah učiva na vyšším gymnáziu. Jelikož je rozbor zaměřen na periodickou soustavu prvků, tak je analyzován pouze první díl, který se věnuje obecné chemii, části anorganické chemie a chemickému názvosloví.

Periodické soustavě prvků se učebnice věnuje především v rámci kapitoly 1.3. Stavba elektronového obalu a poloha prvku v periodické soustavě prvků. V učebnici nechybí definice periodického zákona a následné vysvětlení pojmů perioda a skupina. Při popisu tabulky se autoři učebnice stále vrací k elektronové konfiguraci. Jde zde vysvětleno i rozdělení tabulky na s, p, d a f blok a na prvky nepřechodné, přechodné a vnitřně přechodné. V této kapitole je uveden obrázek periodické tabulky, který vzhledem ke své velikosti uvádí pouze protonová čísla prvků. Jelikož se jedná o starší učebnici, tak posledním pojmenovaným prvkem v této tabulce je Lr s protonovým číslem 103. Z trendů periodické tabulky je v kapitole 2.2. (Vazba polární a iontová) uvedena elektronegativita a její hodnoty u nepřechodných prvků. V následující kapitole 2.3. (Kovy a kovová vazba) je uvedeno rozdělení prvků na nekovy, polokovy a kovy. Mezi nekovy je zde řazen i bór a astat a mezi polokovy je zařazeno polonium.

3.2.1.2. Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická) – V. Flenr, B. Dušek⁵⁵

V učebnici *Chemie pro gymnázia I* jsou na obou vnitřních stranách desek dvě periodické tabulky ve formátu A4. Obě tabulky obsahují velké množství informací. První tabulka uvádí kromě značek prvku a protonových čísel také běžná oxidační čísla, český název prvku, hodnoty elektronegativit a molární hmotnosti prvků. Celá tabulka zároveň rozděluje prvky na kovy, nekovy a polokovy. Druhá tabulka, na vnitřní straně zadní desky učebnice, obsahuje také mnoho informací a je obohacena o některé další, například elektronové konfigurace prvků a latinský název prvků. Druhá tabulka již nerozděluje prvky na kovy, polokovy a nekovy, ale barevně odděluje s, p, d a f prvky.

Periodické soustavě prvků se věnuje celá kapitola 1.4 (Periodický zákon a periodická soustava prvků), rozvržená na 5 stran. Kapitola obsahuje definici periodického zákona a několik úkolů pro studenty, aby sami našli periodicitu některých vlastností prvků. V učebnici je poměrně podrobný popis tabulky prvků včetně grafického znázornění. Popsány jsou periody, skupiny, podskupiny A a B, kovy a nekovy. Jedna celá podkapitola se zabývá elektronovou konfigurací prvků v periodické tabulce. Podle elektronové konfigurace je opět graficky znázorněno rozdělení

periodické tabulky na přechodné, nepřechodné a vnitřně přechodné prvky a rozdělení na s, p, d a f prvky. Součástí kapitoly jsou i některé trendy vlastností prvků. Z trendů je uvedena atomový poloměr, periodičita ionizační energie, periodičita elektronové afinity a elektronegativita. Celá kapitola je prokládána obrázky a úkoly, které pomáhají lepšímu pochopení dané problematiky. Na závěr kapitoly je stručné shrnutí, včetně otázek a úkolů k závěrečnému opakování.

3.2.1.3. Přehled středoškolské chemie – J. Vacík a kol.⁵⁶

V učebnici *Přehled středoškolské chemie* se opět nachází dvě tabulky, které jsou na vnitřní straně desek. První tabulka, v přední části učebnice, obsahuje značky prvků, české názvy prvků, relativní atomové hmotnosti, protonová čísla a hodnoty elektronegativity. Barevně jsou odlišeny bloky tabulky s, p, d a f. V tabulce jsou označeny skupiny pouze číslem. Tabulka v zadní části učebnice je doplněna o hlavičku, kde jsou popsány skupiny nejen číslem, ale také rozděleny na hlavní (A) a vedlejší (B). Hlavička tabulky navíc nese informaci o přechodných, nepřechodných a vnitřně přechodných prvcích, včetně obecné valenční elektronové konfigurace v těchto blocích. Namísto hodnot elektronegativity, relativní atomových hmotností a českých názvů obsahuje tabulka hodnoty běžných oxidačních čísel prvků, elektronové konfigurace a latinský název prvku. Tabulka je stejně jako první barevně rozdělena na s, p, d a f prvky. Pod tabulkou je zobrazeno schéma celé tabulky, kde jsou f prvky zařazeny za La a Ac. Obě tabulky jsou zakončeny prvkem s protonovým číslem 109 (Meitnerium).

Učebnice obsahuje kapitolu Periodická soustava chemických prvků (kapitola 2400). Ta se skládá ze šesti podkapitol. V první podkapitole 2401, Mendělejevův periodický zákon, je současná definice periodického zákona a srovnání s původní formulací tohoto zákona, uvedení Mendělejeva a jeho předpovědi prvků a letmé znázornění elektronových konfigurací prvků. V následující podkapitole 2402 (Tabulka periodické soustavy prvků) je popis tabulky prvků, vysvětlení pojmů perioda, skupina a rozdělení skupina hlavní a vedlejší. Také uvádí rozdělení tabulky na nepřechodné, přechodné a vnitřně přechodné prvky. V poznámce, která je psaná menším písmem, jsou vyjmenovány i vžitě názvy některých skupin, jako například alkalické kovy, halogeny apod. Kapitola 2403 (Soustava prvků a elektronová konfigurace atomů) spolu s kapitolou 2404 (Valenční elektrony, s-, p-, d-, a f- prvky) objasňuje vztah elektronových konfigurací prvků a jejich umístění v periodické soustavě. V poznámce jsou uvedeny i d a f prvky s výjimečnou elektronovou konfigurací. Například ${}_{46}\text{Pd}$ s konfigurací $[\text{Kr}] 4d^{10}$ nebo ${}_{29}\text{Cu}$ s konfigurací $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$. Další informace v těchto kapitolách jsou o valenčních elektronech a

rozdělení tabulky do čtyř bloků – s, p, d a f. K rozdělení bloků je i grafické znázornění. Zbývající dvě kapitoly jsou zaměřeny na trendy periodické soustavy prvků. Konkrétně je uveden atomový poloměr, ionizační energie a elektronová afinita. Ke každé z těchto vlastností je uveden graf závislosti dané vlastnosti na protonovém čísle. K atomovým a iontovým poloměrům je v učebnici i tabulka s hodnotami 18 prvků. Elektronegativita je vysvětlena až v kapitole 2511 (Polarita kovalentní vazby) a odkazuje na tabulku na předních deskách knihy.

3.2.1.4. Obecná chemie pro gymnázia a střední školy – Břížd'ala J.⁵⁷

Učebnice *Obecná chemie pro gymnázia a střední školy* obsahuje jednu periodickou tabulku prvků na jedné z posledních dvou stran. Skupiny v tabulce jsou označeny jako hlavní (A) a vedlejší (B) a u čísel period jsou i velká písmena K, L, M, N, O, P a Q. V tabulce jsou barevně rozlišeny alkalické kovy, kovy alkalických zemin, kovy, nekovy, polokovy, halogeny a vzácné plyny. Mezi polokovy je zde zařazen i Se a Po. V tabulce je barvou písma značky prvku označeno i skupenství prvku při teplotě 20°C. Jednotlivé buňky v tabulce nesou informace o značce prvku, protonovém čísle, oxidačních číslech, molární hmotnosti, hustotě, elektronegativitě, českém a latinském názvu prvku. Tabulka je zakončena Roentgeniem s protonovým číslem 111.

V učebnici není téma periodické tabulky prvků přímo zařazeno v hlavních kapitolách, ale v přílohách je uvedena historie uspořádání chemických prvků a periodický zákon. Historie je zpracována do tabulky, kde je uveden rok objevu, jméno vědce a popis jeho objevu. Periodický zákon je v učebnici popsán velmi stručně společně s některými trendy periodického systému. Graficky je znázorněn růst reaktivity prvků, elektronegativity prvků a kovového charakteru v periodické tabulce prvků.

3.2.1.5. Srovnání učebnic pro střední školy a čtyřletá gymnázia

Podle mého názoru je téma periodické tabulky nejlépe zpracováno v učebnici *Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická) – V. Flemr, B. Dušek*. Důvodem je především stručné zpracování, ve kterém je zahrnuta velká spousta informací, včetně trendů periodické tabulky. Kapitola je také přehledná, barevně zpracovaná a je prokládána praktickými úkoly pro žáky, což je velkou výhodou, jelikož si sami studenti mohou ověřit platnost periodicity vlastností prvků.

Přehled středoškolské chemie – J. Vacík a kol. poměrně podrobně zpracovává problematiku periodické tabulky prvků. Celá kapitola obsahuje velké množství informací a k periodické tabulce se často vrací i jiných kapitolách. Bohužel vzhledem a složitostí bych řekl, že se jedná o učebnici pro žáky s velkým zájmem o chemii. Učebnice nepůsobí příliš atraktivně a informace mohou být pro některé žáky příliš složitě napsané.

V učebnici *Chemie pro čtyřletá gymnázia, 1. díl – A. Mareček, J. Honza* není tato problematika moc přehledná, jelikož je rozdělena do několika kapitol a autoři se k periodické tabulce spíše vracejí. Navíc jde o starší učebnici a její černobílý vzhled s méně obrázky nemusí být pro žáky příliš atraktivní. Podobný dojem vzbuzuje učebnice *Obecná chemie pro gymnázia a střední školy – Břížďala J.*, která navíc neobsahuje samostatnou kapitolu pro periodickou tabulku. Téma je zařazeno do příloh a je velmi stručně zpracováno. Vzhledem k důležitosti tématu mi nepřijde vhodné ho vyřazovat z hlavních kapitol a uvádět k němu tak málo poznámek.

3.2.2. Učebnice určené pro 2. stupeň základních škol a víceletá gymnázia

Už na 2. stupni základní školy se žáci poprvé setkávají s periodickou tabulkou prvků. Učebnice by měly zahrnovat vysvětlení nejzákladnějších pojmů o prvcích a jejich řazení do periodické tabulky. Téma periodické tabulky bylo rozebráno ve 2 učebnicích pro základní školy. Jde o učebnice *Chemie 8 učebnice pro základní školy a víceletá gymnázia – Škoda J., Doulík P. a Chemie, Úvod do obecné a anorganické chemie – Mach J. a kol.*

3.2.2.1. Chemie 8 učebnice pro základní školy a víceletá gymnázia – Škoda J., Doulík P.⁵⁸

V učebnici je periodická tabulka na vnitřní straně zadní desky knihy. Skupiny jsou označeny jak čísly, tak i s rozdělením na hlavní a vedlejší podskupiny. Stejně tak i periody jsou, kromě číselného označení, popsány velkými tiskacími písmeny od K po Q. Barevně jsou odlišeny skupiny prvků na Vodík, kovy, nekovy, polokovy, alkalické kovy, prvky alkalických zemin a vzácné plyny. Tabulka nese informaci o značce prvku, protonovém čísle, hodnotě elektronegativity, českém a latinském názvu prvku. V tabulce jsou uvedeny prvky až po protonové číslo 118.

Učivo o prvcích je v kapitole Částicové složení látek a přímo navazuje na učivo o atomu. Kapitola se postupně dostává od vysvětlení pojmu prvek, přes jejich značky a názvy až k periodické soustavě prvků. Periodická soustava se věnuje kapitola Pořádek mezi chemickými prvky, kde v úvodu stručně shrnuta historická fakta až po Mendělejevův periodický zákon. Následuje zmenšený obrázek tabulky prvků, podobný tabulce popsané v prvním odstavci této kapitoly, s rozdílem rozdělení tabulky pouze na nekovy, polokovy a kovy. Dále jsou vysvětleny pojmy perioda a její vztah k elektronové konfiguraci a skupina, včetně možnosti označení. Celá kapitola je prokládána průběžnými otázkami a úkoly pro studenty. Na okrajích stránek jsou doplňující informace k danému tématu. V závěru kapitoly je stručné shrnutí celé problematiky, kde jsou uvedeny nejdůležitější informace.

K učebnici Chemie 8 učebnice pro základní školy a víceletá gymnázia byla vydána i příručka pro učitele.⁵⁹ V příručce jsou na začátku každé kapitoly, které přesně odpovídají kapitolám v učebnici, jsou uvedeny doporučené cíle, kterých by žáci měli při svém studiu dosáhnout. Dále uvádí práci s daným učivem, vědomosti a dovednosti, návody na demonstrační experimenty a případné žákovské aktivity k tématu. Na závěr kapitoly jsou vždy uvedeny další otázky a úkoly pro žáky. Tato příručka může být, hlavně začínajícím učitelům, velmi nápomocná při přípravě na hodinu a obohatit je o nové nápady na aktivity a experimenty do hodin chemie.

3.2.2.2. Chemie, Úvod do obecné a anorganické chemie – Mach J. a kol.⁶⁰

Učebnice *Chemie, Úvod do obecné a anorganické chemie* je doporučena pro 8. ročník základní školy a víceletá gymnázia. Na tuto učebnici navazuje další díl s názvem *Chemie, Úvod do obecné a organické chemie, biochemie a dalších chemických oborů*. K učebnici existuje i pracovní sešit⁶¹ s doplňujícími otázkami a úkoly pro žáky.

Periodická soustava prvků je podkapitolou kapitoly 2. Prvky, s rozsahem pouze jedné strany. Podkapitola přímo navazuje na kapitolu Chemické prvky. Úvodem kapitoly Periodická soustava prvků je zmínka o Mendělejevovi a jeho periodickém zákoně a definice periodického zákona. Následuje stručný popis periodické soustavy, včetně skupin a period, s detailem zápisu prvku v tabulce. Součástí kapitoly je i menší obrázek tabulky, ve kterém jsou uvedeny pouze značky prvků a popisky skupin a period. Barevně jsou v tabulce odděleny nekovy, polokovy a kovy. V závěru kapitoly je několik otázek pro žáky.

Přílohou k učebnici je periodická soustava prvků, ve které je mnoho informací. Číselně jsou označeny periody i skupiny, navíc jsou skupiny rozděleny na hlavní a vedlejší. Dále obsahuje

značky prvků, protonová čísla, české názvy prvků, relativní atomové hmotnosti a hodnoty elektronegativity podle Paulinga. Barevně jsou odlišeny nekovy, polokovy, kovy, lanthanoidy a aktinoidy. Posledním prvkem tabulky je Meitnerium s protonovým číslem 109.

4. Praktická část

4.1. Použitý materiál a pomůcky

Základním materiálem pro konstrukci tabulky bylo dřevo. Skelet tabulky a plexiskla byla připravena ve spolupráci s firmou AB model, která uvedené díly vyřezala laserem na požadovaný rozměr. Ostatní dřevěné díly byly zakoupeny v hobbymarketech a opracovávány pomocí pily, aku vrtačky a brusných papírů. Jednotlivé díly byly lepeny lepidlem Herkules, Pattex universal a tavným lepidlem. Konstrukce tabulky obsahuje i několik šroubů. K barvení tabulky byly používány štětce různých rozměrů a barvy značky Balakryl v odstínech lesklá nebeská modrá a matná bílá. Nadpis a čísla skupin a period byla vyrobena z tvrzeného polystyrenu pomocí skalpelů. Barvena byla obdobně jako tabulka akrylovými barvami.

Základem každého exponátu je podstavec vyrobený z dřevěných latěk nabarvený akrylovými barvami. Informace a popisky umístěné na podstavec byly vytisknuté na papír, zatavené do laminátu a nalepené tavným lepidlem. Materiál pro výrobu samotných exponátů na podstavcích byl velmi rozmanitý. Hojně používaný byl papír, skleněné prachovnice, dřevěné tyčky, kovové dráty, polystyren a různé typy lepidel.

4.2. Návrh interaktivní periodické tabulky prvků

První hrubý návrh představoval tabulku poskládanou z okének, která přesně koresponduje s políčky periodické tabulky prvků. Podle tohoto návrhu by měly být v každém okénku tabulky zobrazeny chemické značky prvků. V okénkách by měly být umístěny exponáty prvků, které jsou přímo z daného prvku nebo ho nějakým způsobem reprezentují. Za důležité jsem považoval i uvedení označení skupin a period.

Pro splnění účelu interaktivní periodické tabulky prvků bylo při jejím navrhování stanoveno několik kritérií, které měly sloužit jako předloha pro samotnou konstrukci tabulky. Jelikož se jedná o výukovou pomůcku, tak by tabulka měla být na první pohled zajímavá, přehledná a dostatečně výpovědná. Tyto kritéria jsme se snažili naplnit použitím vhodné kombinace barev a tvarem jednotlivých částí. Rozměry tabulky byly zvoleny tak, aby jednotlivá okénka byla dostatečně velká pro umístění exponátu znázorňujícího daný prvek a zároveň aby celkové rozměry tabulky nebyly příliš velké. Materiál na stavbu tabulky by měl být lehký a dostupný,

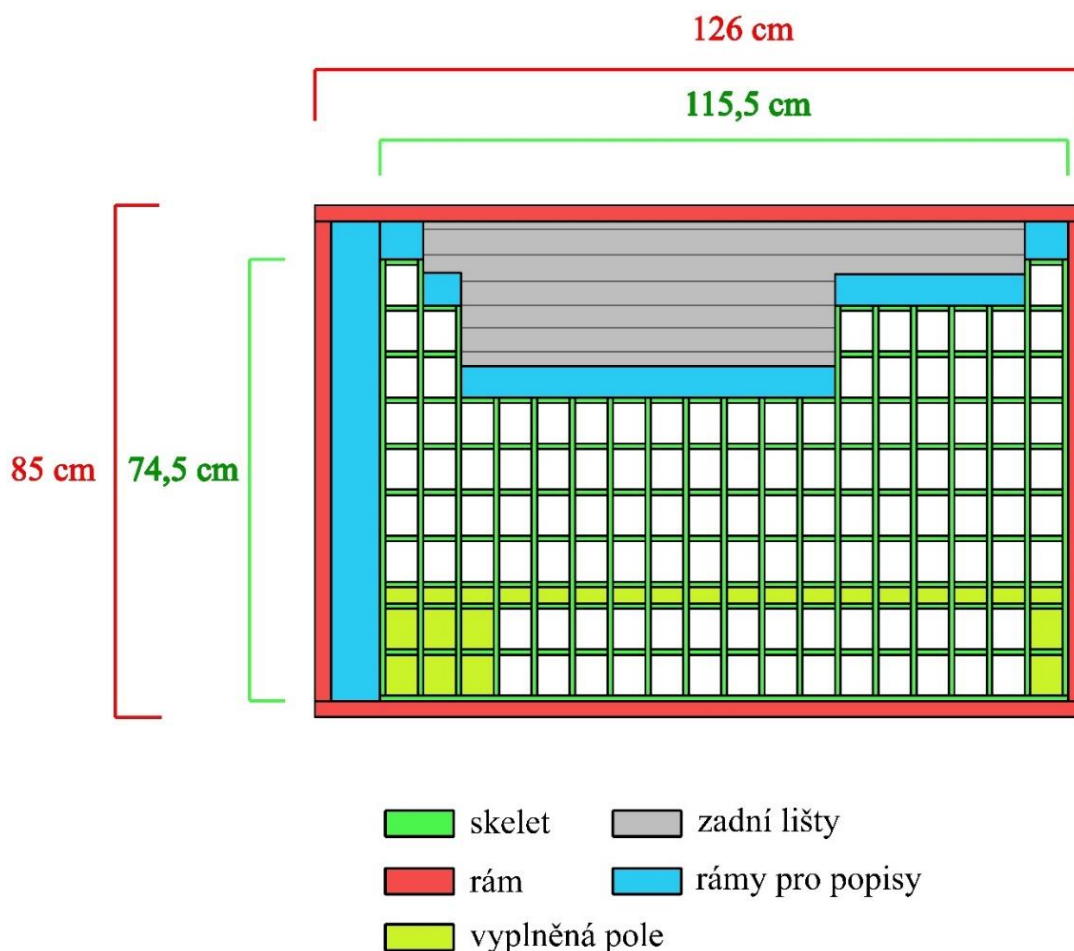
dobře opracovatelný a cenově dostupný. Z tohoto důvodu bylo jako stavební materiál zvolené dřevo.

4.3. Pracovní postup výroby tabulky

Pracovní postup byl rozdělen do několika fází, které na sebe navazovaly. V první fázi byla sestavena hrubá konstrukce tabulky (skelet, rám, zadní stěna). Následovala úprava povrchu (zarovnání nerovností, barvení) a umístění plexiskel se značkami prvků. V další fázi byl doplněn nadpis tabulky, označení period a skupin. Paralelně s přípravou konstrukce tabulky byla realizovaná příprava exponátů. V posledním kroku byly exponáty umístěny do jednotlivých políček tabulky.

4.3.1. Základní konstrukce

Pro lepší přehlednost popisu konstrukce tabulky lze tabulku rozdělit na několik základních částí (viz obrázek 17). Těmito částmi jsou skelet tabulky, rám, rámy pro popisy a zadní lišty. Skelet tabulky byl sestaven jako první. Následovalo smontování rámu a spojení obou dílů dohromady. Poté byly doplněny zadní lišty a rámy na popisy skupin a period tabulky. Kompletní tabulka je 85 cm vysoká a 126 cm dlouhá.

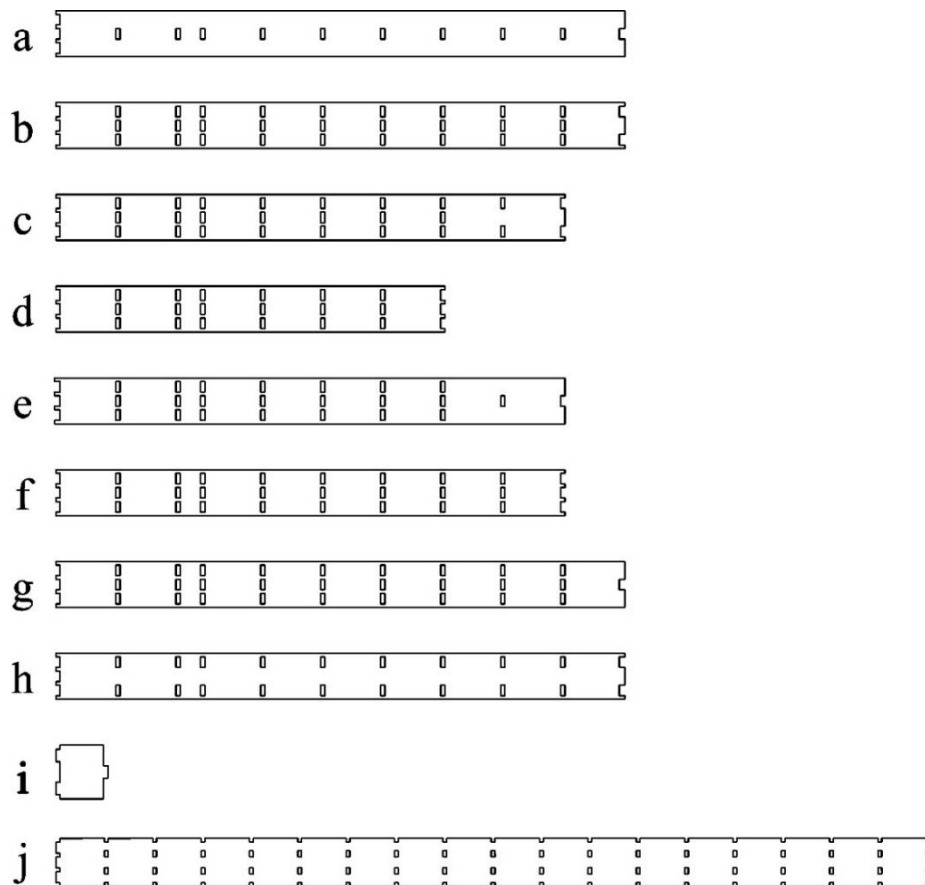


Obrázek 17: Základní konstrukční části a míry interaktivní periodické tabulky prvků.

4.3.1.1. Skelet tabulky prvků

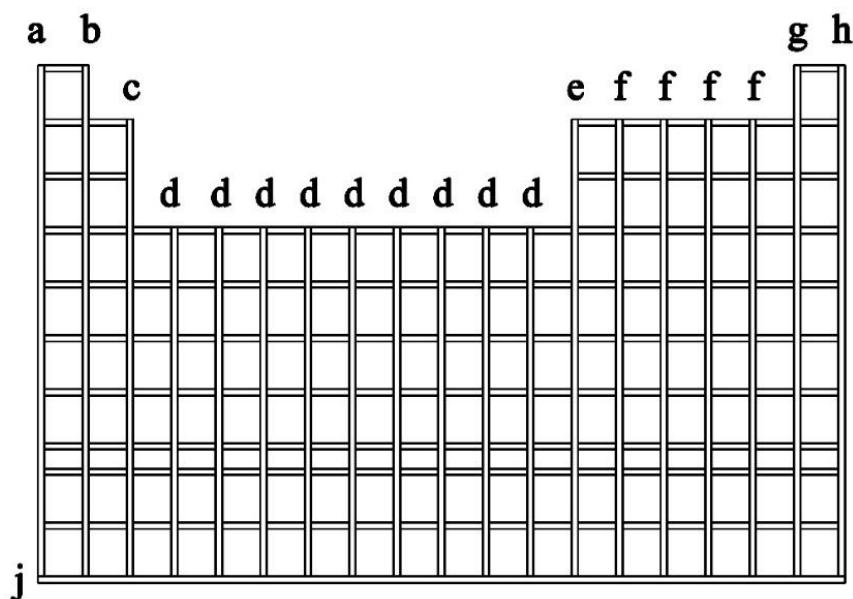
První základní částí tabulky je skelet (viz obrázek 17), který tvoří absolutní základ nejen pro tvar tabulky, ale i pro umístění exponátů a značek prvků. Materiálem skeletu je překližka o tloušťce 4 mm. Skelet se skládá celkem ze 164 dílů. Konkrétněji ze 20 dlouhých dílů (viz obrázek 18, díly a, b, c, d, e, f, g, h, j) a 144 krátkých dílů (viz obrázek 18, díl i).

Všechny díly z překližky jsou vyřezány tak, aby po sestavení skeletu vznikla okénka o vnitřních rozměrech $7,5 \times 6 \times 7$ cm. Různá délka a typ dílů dala vzniknout přesnému tvaru periodické tabulky prvků. Horizontálně postavené poličky, tvořené nejmenším dílem (i), spojují vertikálně postavené díly (a, b, c, d, e, f, g, h) k sobě. Poslední speciální díl (j) s největší délkou tvoří celou spodní stranu tabulky. Mezi spodními dvěma řadami a zbytkem tabulky jsou menší okénka, o rozměrech 3,5 cm, která po vyplnění vytvoří mezeru mezi f blokem a zbytkem tabulky.



Obrázek 18: Jednotlivé díly, ze kterých je složen skelet tabulky prvků. Celkový počet jednotlivých dílů byl: 1x a, 1x b, 1x c, 9x d, 1x e, 4x f, 1x g, 1x h, 144x i, 1x j. Šířka všech dílů byla 7 cm. Délka se u různých dílů lišila: a, b, g, h = 74,5 cm; c, e, f = 66,5 cm; d = 50,5 cm; i = 6 cm; j = 115,5 cm.

Horizontálně situované krátké díly (i) přesně zapadají svými výběžky do otvorů ve vertikálně postavených dílech (a, b, c, d, e, f, g, h). Poslední díl (j) tvoří celou spodní stranu skeletu tabulky a dlouhé díly do něj zapadají svými výběžky. Při sestavování skeletu byly všechny díly seskládány podle obrázku 19 a ve spojích byly slepeny lepidlem. Celý sestavený skelet se pevně uchytil na rovné ploše nechal dva týdny vyschnout.



Obrázek 19: Skelet tabulky. Písmeny a – j jsou označeny jednotlivé dlouhé díly skeletu. Krátké horizontální díly odpovídají nejmenším dílům označených písmenem i (viz obrázek 18).

4.3.1.2. Rám tabulky prvků

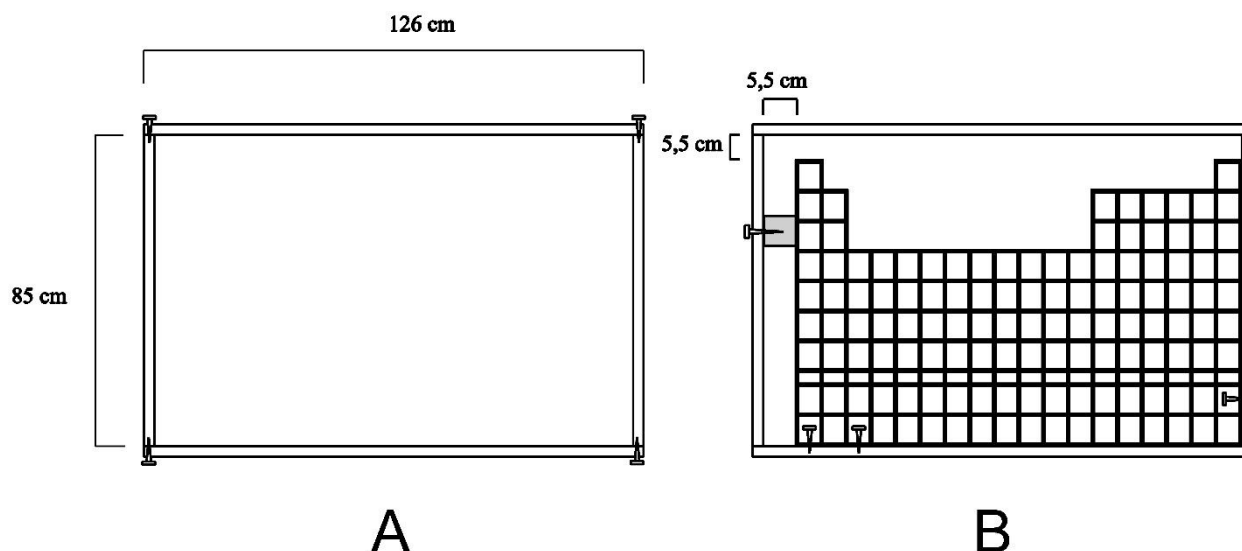
Rám, který tvoří všechny vnější strany tabulky, byl smontován ze čtyř rovných prken. Protější strany rámu mají stejné rozměry. Delší prkna tvoří horní a spodní stranu a kratší prkna levou a pravou stranu rámu. Rozměry prken jsou $85 \times 10 \times 2,5$ cm a $126 \times 10 \times 2,5$ cm.

V doléhajících místech byly do prken vyvrtány otvory, které byly povrchově upraveny tak, aby na výsledné tabulce nebyly vidět. Prkna byla k sobě následně přichycena šrouby (obrázek 20, A). Z důvodu přesnosti byl použit pravoúhlý svěrák. Po smontování všech stran k sobě vznikl velmi pevný a odolný rám, který byl vytvořen za účelem držení částí tabulky pevně pohromadě.

Do zhotoveného rámu se prostřednictvím pravé a spodní strany připevnil již hotový skelet tabulky. Rozdílné rozměry rámu a skeletu umožnily vznik mezer v levé a horní části tabulky. V levé části byla mezera 5,5 cm široká a v horní části také 5,5 cm široká. Mezery měly sloužit k pozdějšímu doplnění tabulky o lišty, které ponесou čísla skupin a period.

Nejprve byly obě části spojeny pomocí lepidla a zpevněny svorkami, aby nedocházelo k odchlípnutí skeletu od rámu v době schnutí lepidla, která trvala přibližně 24 hodin. Po vyschnutí lepidla se skelet přichytil k rámu třemi šrouby. Posledním zpevněním těchto částí bylo umístění dřevěného můstku do mezery v levé části tabulky (viz obrázek 20, B). Můstkem je

zprostředkována opora skeletu tabulky z levé strany. Můstek byl přivrtán z vnější strany k rámu a přilepen ke skeletu.



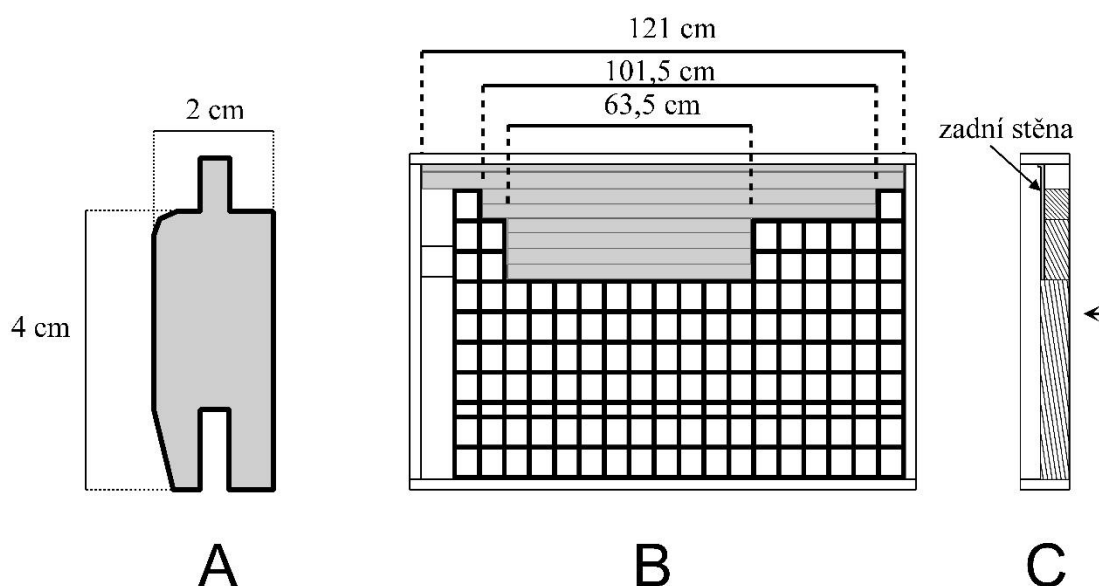
Obrázek 20: Rám interaktivní tabulky prvků. A: Rám tabulky prvků s vyznačením umístění šroubů a délkami stran rámu. B: Rám tabulky prvků s přichyceným skeletem tabulky a s vyznačením míst úchyty skeletu k rámu pomocí šroubů. Znáznorněny jsou i rozměry mezer mezi skeletem a rámem v levé a horní části. Šedou barvou je znázorněn dřevěný zpevňovací můstek mezi levou stranou rámu a levou stranou skeletu tabulky.

4.3.1.3. Zadní stěna tabulky

Důvodem zasazení zadních lišt bylo vyplnění volného prostoru nad skeletem tabulky. Zasazením lišt vznikla souvislá vyplněná plocha, která byla následně využita pro umístění nadpisu tabulky. Použité lišty byly opět ze dřeva. Na delších stranách měly zářezy a z druhé strany výstupky, díky nimž do sebe přesně zapadaly (viz obrázek 21, A).

Celkem bylo použito sedm lišt o výšce 3,8 cm a šířce 2 cm (viz obrázek 22, A). Délka se lišt lišila podle umístění dané lišty. Čtyři lišty ve spodní části zadní stěny byly dlouhé 63,5 cm. Dvě lišty spojující první a poslední sloupec tabulky měly délku 101,5 cm. Poslední nejdelší lišta sahala od jednoho kraje rámu ke druhému a její délka je 121 cm (viz obrázek 22, B). Díky svému profilu do sebe lišty perfektně zapadaly a postupně byly lepeny od nejspodnější až po nejvýše umístěnou dlouhou lištu na zadní okraj skeletu tabulky (viz obrázek 22, C). Po vyschnutí lepidla byla zadní stěna přichycena několika menšími hřebíky ke skeletu tabulky. Hřebíky byly umístěny z vnitřní strany krajních okének. Mezi poslední lištou a rámem zbyl menší prostor, který byl vyplněn menší lištou ve tvaru L. Ta byla upravena pro rozměr mezery odlamovacím

nožem a přilepena přímo k rámu. Velmi malé mezery a nerovnosti, které vznikly mezi lištami a jejichž vzniku nebylo možné zabránit, nebyly velkým problémem, jelikož celá tabulka v následujících krocích prošla povrchovými úpravami.

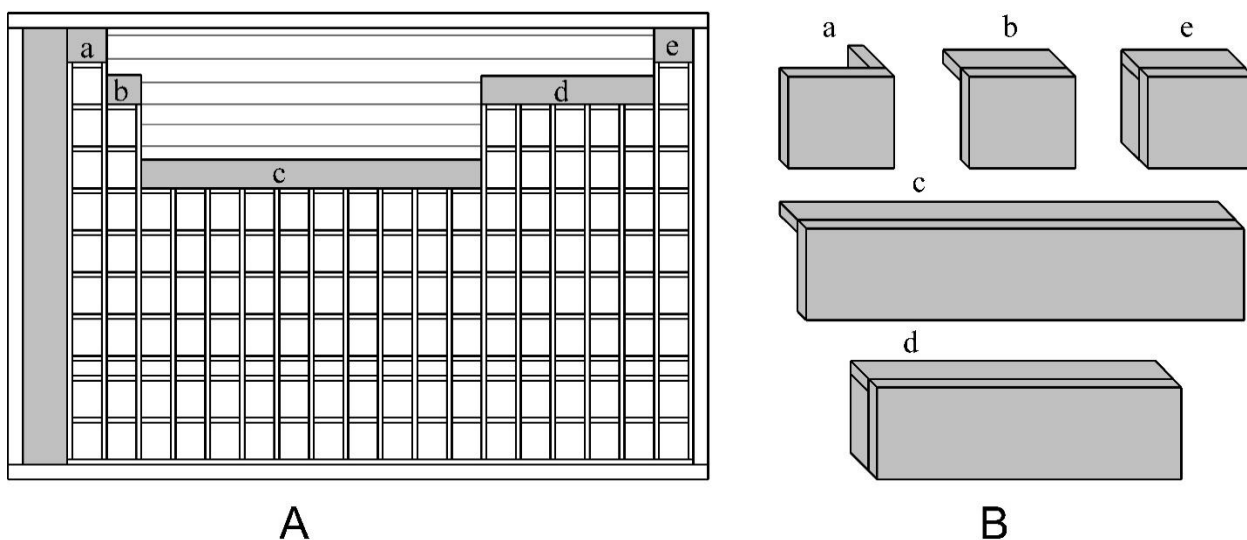


Obrázek 21: Zadní stěna tabulky složena z dřevěných lišt. Obrázek A: Příčný řez jednou zadní lištou s vyznačenou výškou a šířkou lišty. Obrázek B: Postavení lišt zadní stěny tabulky. Tři uvedené míry označují různou délku lišt. Obrázek C: Pohled ze strany na průřez tabulkou z obrázku B v 1/2 délky. Šipka označuje přední stranu tabulky. Šedou barvou je znázorněno umístění zadní stěny z lišt vzhledem ke skeletu (šrafovaná pole) a rámu (bílá pole).

4.3.1.4. Rámy pro popisy period a skupin

Poslední částí základní konstrukce tabulky byly rámy, které měly následně sloužit jako prostor pro čísla skupin a period. Pro jejich umístění byl již zanechán prostor mezi skeletem a rámem tabulky. Rám pro čísla period byl umístěn do mezery v levé části tabulky a byl zkonstruován z jednoho kusu dřeva o rozměrech $80 \times 5,5 \times 2$ cm. Délka tedy odpovídala vnitřní výšce rámu tabulky a šířka levé mezeře mezi skeletem a rámem tabulky. Rám pro čísla period byl přilepen ze tří stran k rámu tabulky a z jedné strany ke skeletu tabulky, tak aby byla jeho přední viditelná část v jedné rovině s rámem tabulky a skeletem tabulky. Jeho sekundární funkce bylo další upevnění skeletu v rámu tabulky.

Rámů pro čísla skupin bylo sestaveno pět a byly navrženy tak, aby kopírovaly celý tvar skeletu tabulky. Umístění pěti ráků bylo nad první skupinou, druhou skupinou, nad celým d blokem tabulky, nad p blokem a poslední skupinou (viz obrázek 23, A). Délky ráků se odvíjely od počtu skupin, které zakrývaly.



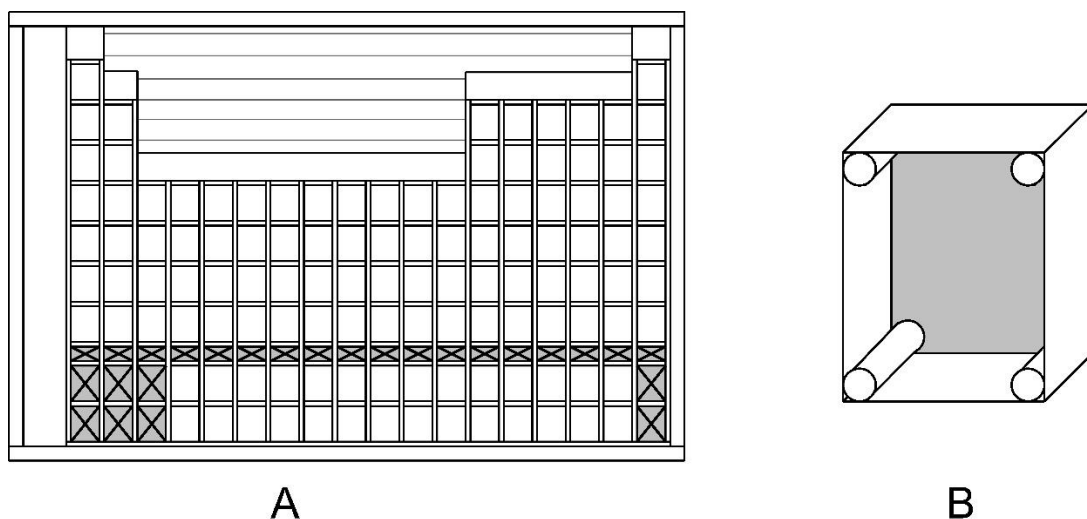
Obrázek 22: Rámy pro čísla skupin a period. Obrázek A: Rozmístění jednotlivých ráků v tabulce. Ráky jsou vyznačeny šedou barvou. Rám pro čísla period je neznačený, ostatní ráky označené písmeny a-e jsou určeny na čísla skupin. Obrázek B: Detail ráků na čísla skupin.

Nejprve byla nalepena přední strana ráků ke skeletu tabulky. Následně bylo potřeba vyplnit prostor mezi těmito ráky a skeletem tabulky a tím vytvořit strop ráků. Pro lepší a přesnější uchycení stropů byly dovnitř těchto částí ráků předem nalepeny malé lišty ve tvaru L. Na tyto L lišty se přilepil strop u ráků nad druhou skupinou, celým p blokem tabulky vyjma poslední skupiny a nad celým d blokem (viz obrázek 23, A, rámy b, c, d). U ráků nad první a poslední skupinou nebylo třeba strop konstruovat, jelikož přední části ráků sahaly až k horní straně rámu tabulky (viz obrázek 23, A, rámy a, e). U ráků na čísla první, druhé, poslední skupiny a u rámu na čísla skupin p bloku bylo třeba přilepit ještě boční stranu (viz obrázek 23, B, rámy a, b, d, e). Boční strana se pro větší pevnost zevnitř opírá o dva předem přilepené kousky dřeva. Boční stranu nebylo třeba lepit u rámu d bloku, jelikož již byl obklopen skeletem tabulky.

4.3.1.5. Vyplnění nepotřebných oken

Skelet tabulky dal vzniknout 18 sloupcům okének. V posledních dvou řadách tabulky mělo být, podle plánu, uvedeno 14 lanthanoidů a 14 aktinoidů. V každé z těchto dvou řad byla 4 nepotřebná okénka, která se vyplnila stejným materiálem, ze kterého byl vyroben skelet tabulky. V poslední i předposlední řadě byla vyplněna okénka v prvních třech sloupcích a v posledním sloupci. Důvod asymetrického umístění f bloku tabulky nebyl pouze estetický, ale i

praktický. Při vyplnění třech sousedících okének vznikl ze zadní strany tabulky větší manipulační prostor, který může být využit pro umístění dalších komponent tabulky. Třetí řada od spodu, o menších rozměrech než ostatní řady, byla umístěna do tabulky pouze pro účel oddělení posledních dvou řad (f bloku) a zbytku tabulky, proto bylo také nutné, okénka v této řadě vyplnit stejnou dřevěnou překližkou.



Obrázek 23: Znárodnění vyplnění nepotřebných okének interaktivní periodické tabulky prvků. Obrázek A: Vyznačení vyplněných polí šedým zbarvením a symbolem X na tabulce. Obrázek B: Jedno vyplněné okénko ze zadní strany. Válce zobrazují nalepené podpěry výplně (šedé pole) vyrobené ze špejlí.

Přesné rozměry překližky na vyplnění okének byly vyřezány laserem. Rozměry okének v posledních dvou řadách byly $7,5 \times 6$ cm a v menší řadě 3×6 cm. Výplně byly do tabulky nalepeny prostřednictvím svých stran. Ze zadní strany se do každého rohu vyplněných okének nalepil kousek špejle, který podpíral výplň (viz obrázek 24, B). Důvodem nalepení podpěr bylo, aby v budoucnu nedošlo k vyražení nebo vypadnutí těchto výplní.

4.3.2. Hrubé povrchové úpravy tabulky

Druhou fází pracovního postupu byly hrubé povrchové úpravy sestavené základní konstrukce tabulky. Nejprve se celá základní konstrukce upravila brousitelným tmelem určeným pro dřevěné povrchy. Tím se spravily dříve vzniklé menší mezery a nerovnosti. Po vyschnutí tmelu následovalo broušení povrchu tabulky.

4.3.2.1. Tmelení povrchu tabulky

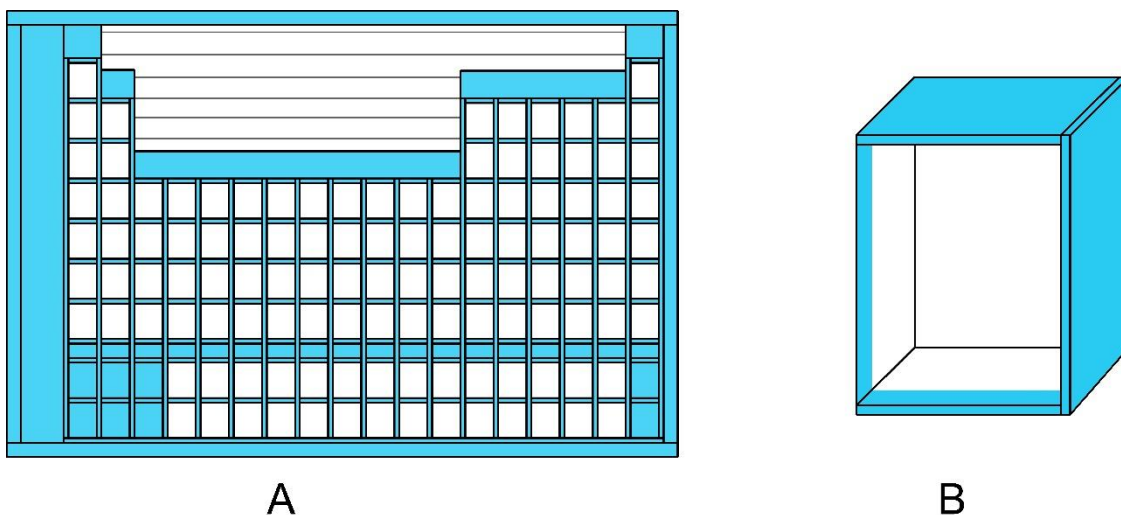
Účelem tmelení tabulky bylo vyrovnání povrchů a spojů mezi doléhajícími částmi základní konstrukce tabulky a zaplnění menších nežádoucích skulin. Byl použit brousitelný tmel na dřevěné povrchy, který se nanášel na tabulku tenkou špachtlí.

Hlavní místa k zatmelení byly otvory se šrouby, přední strana vyplněných okének, spoje mezi rámem a skeletem tabulky, přední hrana skeletu tabulky, rámy na čísla skupin a spoje mezi lištami zadní stěny. Vyplněny byly i další drobné nerovnosti. Po zatmelení bylo třeba tmel nechat alespoň jeden den vyschnout, aby při následujícím broušení nebyl tmel vytrháván ve větších kusech ven z mezer.

4.3.2.2. Barvení tabulky

Výběr barev pro tabulku podléhal několika kritériím. Prvním bylo, aby barva nestrhávala příliš pozornosti. Z toho důvodu byla určena jednobarevnost vnějších stran tabulky. Barva a přesný odstín byl vybrán na podobném principu, ale zároveň neměl být příliš tmavý, aby byl tvar tabulky dobře viditelný. Na základě těchto kritérií pro barvu rámu, rámu pro popisy skupin a period a vnější části skeletu byla vybrána modrá akrylová barva v odstínu nebeská modrá v lesklém provedení. Pro nabarvení vnitřku okének a zadní stěny byla vybrána bílá matná barva. Důvodem bylo to, aby barva uvnitř okének byla co nejvíce světlá a dobře odrážela světlo. Díky tomu budou exponáty v okénkách dobře rozpoznatelné a viditelné. Pro lepší vzhled byla modrá barva natřena i na vnitřní okraje okének jako pás o šířce přibližně 5 mm (viz obrázek 25) Stejná bílá barva byla umístěna i na zadní stěnu tabulky. To bylo učiněno především proto, aby ještě více vyniknul tvar skeletu tabulky a další komponenty, které budou na stěnu umístěny.

Akrylové barvy se nanášeli postupně, za pomoci štětce. Nejprve se natřela tabulka modrou barvou včetně vnitřních okrajů okének, s mírným přesahem dovnitř okének. Modrou nebyla nabarvena zadní stěna. Po zaschnutí modré barvy se nátěr ještě třikrát zopakoval, aby se dobře zakryla všechna kritická místa na tabulce. Následovala příprava na bílý nátěr v smyslu oblepení okrajů okének papírovou páskou. Páska byla nalepena tak, aby zakrývala pouze 5 mm modrého nátěru od okraje okénka. Pro ochranu modrého nátěru byla páska umístěna i na hranici mezi zadní stěnou a ostatními částmi tabulky. Po přípravě byly provedeny čtyři nátěry bílou barvou. Po posledním nátěru se páska z tabulky opatrně sundala, aby nedošlo ke stržení barvy po ní. Na závěr barvení byly přechody mezi modrou a bílou barvou opatrně upraveny velmi malým štětcem.



Obrázek 24: Barva interaktivní periodické tabulky prvků. Obrázek A: Celkové rozmístění lesklé nebeské modré barvy (označeno modře zbarvenými částmi tabulky) a matné bílé barvy (vyznačena bílými poli). Obrázek B: detail vnitřních stran okénka.

4.3.3. Zadní stěna okének a značky prvků

Podle prvotního plánu byla zadní stěna každého okénka vyrobena z plexiskla, které bylo opět vyřezáno pomocí laseru. Každé plexisklo mělo jednu stranu lesklou a druhou matnou. Plexiskla byla nařezána podle vnitřních rozměrů okének, tedy $7,5 \times 6$ cm a tloušťka plexiskel byla 0,3 cm. Každé plexisklo bylo zbaveno nečistot.

Na okénka z plexiskla byla nalepena samolepící průhledná fólie se značkou prvku a jeho protonovým číslem. Na značky prvků byl použit typ písma Times New Roman, o velikosti 90. Protonové číslo bylo umístěno do levého dolního indexu stejným písmem jako značka prvku. Velikost písma protonového čísla byla 36 a písmo bylo zvýrazněno tučně. Velikost písmen byla zvolena tak, aby byla písmena dostatečně viditelná, ale zároveň nezabírala celou plochu okénka.

Do tabulky byla plexiskla umisťována tak, aby v zadní části okének zůstal prostor o velikosti 1 cm. Prostor byl určen především pro možnost dalšího vylepšení tabulky a také pro lepší úchyt plexiskel do okének. Plexiskla byla uchycena v rozích pomocí tavného lepidla. Při umisťování a lepení plexiskel byla použita šablona, která udávala přesné umístění plexiskel v okénkách. Případné úpravy rozměrů plexiskla byly vykonané pomocí brusného papíru.

4.3.4. Výroba nadpisu a čísel skupin a period

Písmena nadpisu i čísla period a skupin byla navržena tak, aby byla trojrozměrná, a ne pouze napsaná na konstrukci tabulky. Takto vyrobená písmena a čísla by měla vylepšovat celkový dojem tabulky. Materiálem pro písmena i čísla byl tvrzený polystyren, který je dostatečně pevný, ale velmi dobře opracovatelný běžnými řeznými nástroji (skalpely).

Jako nadpis tabulky byl zvolen „Periodická tabulka prvků“. Předlohou byl fond písma Brush Script MT, o velikosti 320 a v tučné podobě. Písmena byla nabarvena na černou barvu, aby bylo dosaženo velkého kontrastu (černá písmena, bílá podložka).

Periodická tabulka prvků

1 2 3 4 5 6 7 8 9

Obrázek 25: Předloha nadpisu interaktivní periodické tabulky prvků, čísel skupin a period.

Bylo vybráno novější označování skupin čísly. Jako předloha pro výrobu čísel označujících periody a skupiny byl použit stejný fond písma (Brush Script MT, opět tučně). Na čísla period měla předloha čísel velikost 175. U čísel skupin byla použita menší velikost 140. Stejně jako u nadpisu nebyla vyřezaná čísla přesnou kopií předlohy a v průběhu práce byla jemně upravena. Jelikož všechna čísla byla v dalších krocích práce nalepena na modré pozadí, tak byla čísla skupin nabarvena bílou barvou a čísla period žlutou barvou. Tak bylo dosaženo rozlišení čísel pro periody a skupiny a zachování dostatečného kontrastu k modré podložce.

Po zhotovení a nabarvení všech čísel již stačilo tyto komponenty umístit do tabulky. Nadpis byl nalepen na bílou zadní stěnu, do dvou řádků. Čísla skupin a period byla nalepena na předem určené lišty tabulky.

4.4. Exponáty prvků

Při výrobě interaktivní periodické tabulky prvků bylo třeba navrhnout, jak budou vypadat exponáty, které budou reprezentovat jednotlivé prvky. Díky stabilitě a snadné manipulovatelnosti některých prvků, je možné použít do tabulky přímo jejich čisté formy. Ne všechny prvky jsou však dostatečně stabilní, viditelné a bezpečné. V těchto případech je nutné najít alternativu, jak prvky v tabulce zobrazit. Alternativní zobrazení prvků se může týkat i běžně dostupných prvků. Výsledné exponáty pak mohou zobrazovat měnící se vlastnosti prvků nebo jejich využití v praxi. Z těchto důvodů bylo navrženo více typů exponátů. Ve 14. skupině byl použit vždy rozdílný typ exponátu pro každý prvek.

Hlavním požadavkem na všechny typy exponátů byla jejich velikost, která nesměla přesahovat velikost okénka tabulky. Druhým kritériem byla hmotnost exponátů, která měla být, v rámci možností, co nejnižší, aby nedocházelo k přetěžování celého objektu. Vzhledem k maximální velikosti exponátů nebylo složité tomuto kritériu vyhovět. Ohled byl brán i na trvalost exponátu. Exponáty by jsou určeny k opakovanému použití nebo dlouhodobějšímu vystavení, proto bylo vhodné využití odolnějších materiálů. Na exponáty byla využita celá paleta materiálů. Důležitým aspektem exponátů je také jejich bezpečnost. Vzhledem k cílové skupině bylo nutné exponáty navrhnout tak, aby se eliminovalo riziko poškození zdraví pozorovatele. Z toho důvodu bylo v některých případech nutné použít alternativní náhradu za čistý prvek, která prvek perfektně vystihovala.

Všechny typy exponátů byly situovány na čtvercový podstavec ($5 \times 5 \times 0,5$ cm). Povrch byl povrchově upraven smirkovým papírem a natřen příslušnou akrylovou barvou. Barvy podstavců odráží kovový charakter prvku. Podstavce, které nesou kovové prvky, mají rumělkovou červenou barvu, polokovové prvky tyrkysovou a nekovové prvky žlutou barvu. Na spodní stranu podstavce byly nalepeny štítky se základními informacemi o daném prvku. Těmito informace jsou: český a latinský název prvku, relativní atomová hmotnost, valenční elektronová konfigurace základního stavu, hustota při 20 °C, teplota varu, teplota tání a hodnota elektronegativity na Paulingově stupnici.⁶² Na přední hraně každého podstavce byla umístěna značka prvku a piktogramy, které reprezentují některé z jeho vlastností (skupenství při 20 °C, radioaktivitu, případně toxicitu). Toxicita je reprezentována lebkou se zkříženými hnáty, radioaktivita značkou pro radioaktivní látky, kapalně skupenství kapkou a plynně oblakem. Pro pevně skupenství nebyl vybrán piktogram, jelikož při 20 °C je většina prvků právě v tomto skupenství.

K exponátům byla vytvořena také legenda, která objasňuje důvod barvy podstavců, symboliku piktogramů a informace na spodní straně podstavců. Legenda byla vytisknuta, zalaminována a přilepena do levého spodního rohu tabulky.

4.4.1. Typ A: Čisté prvky

Na exponáty čistých prvků byly použity stabilní, relativně bezpečné a snadno dostupné prvky. Kvůli dostatečné názornosti byly prvky umístěny do skleněných prachovnic s víkem. Prachovnice byly následně přilepeny doprostřed příslušných podstavců. Nebezpečnější prvky byly před umístěním do prachovnice zataveny do skleněných ampulí. Pro tento typ exponátů byly vybrány prvky 8. - 13., 16. a 17. skupiny. Sedmá a šestá perioda těchto skupin však obsahuje některé nestabilní prvky, a proto byl pro ně vybrán jiný typ exponátu.

U kyslíku a dusíku byl použit model tlakové lahve, která znázorňuje uchovávání čistého prvku. Fluor a chlór byly též znázorněny jako nabarvené ampule. Tyto exponáty naznačují vlastnosti čistého prvku, i když se o čistý prvek přímo nejedná. Obrovskou výhodou oproti čistým prvkům je jejich trvanlivost.

4.4.2. Typ B: Využití prvků v běžné praxi

Dalším typem exponátu je reprezentace jejich využití v praxi. Tento typ exponátu uvádí praktické využití jednotlivých prvků a propojuje tak teorii s praxí. Pro tento typ exponátu jsou velmi vhodné prvky, u kterých je typické jejich používání v běžném životě.

Exponáty byly zhotoveny přímo z předmětů, které se používají. V tom případě musí mít předmět dostatečně malé rozměry, aby se vešel na podstavec a do okénka tabulky. Například wolframové vlákno, které se používá v žárovkách. Druhou možností je zhotovení modelu určitého předmětu. Například titan, který se využívá v konstrukcích vesmírné techniky, může být reprezentován malým modelem rakety. Pro tento typ exponátu byly vybrány prvky 4., 6. a 15. skupiny, kromě prvků 7. periody, které bylo vhodné zařadit pod jeden z následujících typů exponátů.

4.4.3. Typ C: Výskyt prvků v minerálech

Třetí typ exponátů se zaměřuje na výskyt prvků v přírodě, především v minerálech. Minerály jsou zdrojem pro získávání většiny prvků. Jen málo prvků se vyskytuje v přírodě v ryzí formě. Většinou se vyskytují ve formě oxidů, sulfidů a křemičitanů, přičemž jsou často znečištěny různými příměsi. Tento typ exponátů proto poskytuje možnost vidět rozdíl mezi vzhledem čistého prvku a jeho přírodním zdrojem a možnost poskytnout informace o přípravě daného prvku. Pro demonstraci tohoto typu exponátu byla vybrána 1. skupina, kromě franciá. Ke každému minerálu byl na podstavec přidán štítek, který nesl název minerálu.

4.4.4. Typ D: Známé sloučeniny prvků

Pro rozšíření palety vlastností prvků je možné použít některé jejich sloučeniny namísto jejich čistých forem. Tento typ exponátů je vhodný hlavně pro prvky, které se ve svých sloučeninách vyskytují ve vícero oxidačních stavech nebo pro prvky, které je složité reprezentovat v čisté formě (například plyny). Pro zobrazení prvků sloučeninami byly vybrány prvky 7. skupiny, kromě bohria. Na sloučeniny byly použity menší skleněné nádobky, které byly diagonálně nalepeny na podstavce.

4.4.5. Typ E: Zobrazení názvu prvku

Zobrazení názvu prvku patří k velmi kreativnímu znázornění prvku. Prvky jsou pojmenovány podle svých vlastností, planet, geografických poloh, mytologických bytostí, významných osobností apod.

Zobrazení mytologických bytostí může být různé a lze ho provést například modelem postavy nebo předmětu, který je pro danou postavu typický. Použit může být i obrázek. Například 5. skupina skrývá ve svých názvech mytologické bytosti: vanad – Vanadis, starší označení pro skandinávskou bohyni Freyu; niob – Niobé, dcera krále Tantaluse; tantal – řecký král Tantalus.⁶²

V tabulce se vyskytuje i mnoho prvků pojmenovaných po významných osobnostech vědy, většinou z odvětví chemie a fyziky. Tyto exponáty byly sestaveny z portrétů lidí s případným doplněním velmi malých objektů, které znázorňují jejich významné objevy. Zobrazenými osobnostmi jsou: Yuri Oganessian^{63,64} (oganeson), Georgy N. Flerov⁶⁵ (flerovium), Mikuláš

Koperník⁶⁶ (copernicium), Wilhelm C. Röntgen⁶⁷ (roentgenium), Lise Meitner⁶⁸ (meitnerium), Niels H. D. Bohr⁶⁹ (bohrium), Glenn T. Seaborg⁷⁰ (seaborgium), Ernest Rutherford⁷¹ (rutherfordium), Ernest O. Lawrence^{72,73} (lawrencium), Alfred B. Nobel^{74,75} (nobelium), Dimitrij I. Mendělejev⁷⁶ (mendelevium), Enrico Fermi⁷⁷ (fermium), Albert Einstein⁷⁸ (einsteinium), Pierre a Marie Curie⁷⁹ (curium) a Johan Gadolin⁸⁰ (gadolinium).

Další prvky je možné zobrazit jako planety (uran, neptunium a plutonium) nebo geografické útvary (americium⁸¹, europium⁸²). U názvů, které jsou odvozeny od zemí, je možné využít vlajku dané země (francium, germanium⁸³, polonium⁸⁴).

Pro tento typ exponátu byly vybrány především radioaktivní prvky, které jsou z hlediska bezpečnosti problematické a taktéž i velmi těžko dostupné nebo případně velmi drahé. Proto tento typ exponátu zahrnuje především prvky 7. periody, lanthanoidy, aktinoidy a prvky 5. skupiny.

4.4.6. Typ F: Modely atomů

Možností je i reprezentovat prvek jako model atomu daného prvku. Tyto exponáty podtrhují určité trendy periodické tabulky prvků. Modely atomů je však třeba navrhnout tak, aby tyto trendy dodržovaly (například atomový poloměr).

Problematika exponátů je v jejich proporcionalitě, jelikož není možné udělat jádro atomu o velikosti špendlíkové hlavičky a k němu atomový obal, který dodržuje poměr velikostí s jádrem, jelikož by byl enormně rozlehlý. Proto je nutné tyto poměry aproximovat tak, aby se exponát vešel do tabulky prvků, a i přes jeho menší nedostatek reprezentoval daný atom prvku a znázornil rozdíly od ostatních atomů prvků.



Obrázek 26: Fotografie zhotovených typů exponátů. Zleva doprava: Typ A – čistý prvek (měď); Typ B – využití prvků v běžné praxi (uhlík); Typ C – výskyt prvků v minerálech (křemík); Typ D – známé sloučeniny prvků (olovo); Typ E – zobrazení názvu prvku (nobelium); Typ F – modely atomů (vápník).

5. Výsledky

Historie poznávání prvků člověkem je velmi bohatá a trvalo řadu staletí, než lidé začali přemýšlet o systematizaci prvků na základě jejich podobných vlastností. První snahy o systematizaci prvků nebyly úplně dokonalé, ale utvořili základ pro nalezení periodického zákona a sestavení první periodické tabulky prvků Dimitrijem Ivanovičem Mendělejevem v roce 1869.³⁶ Od té doby periodická tabulka však prokázala své kvality a navzdory dalším objevům zachovala svůj základ a její principy jsou stále platné.³⁵ Dnešní periodická tabulka prvků, která je členěna na 18 skupin a 7 period, obsahuje 118 známých prvků. V tabulce jsou také pozorovatelné trendy některých vlastností prvků, jako je například elektronegativita, ionizační energie, atomový poloměr, elektronová afinita apod.^{35,39,43} Teoretická část zpracovává informace o periodické tabulce prvků a cestu, která vedla k jejímu vzniku. Tato část může sloužit jako přehled informací pro žáky nebo učitele středních škol.

V didaktické části byly vybrány čtyři běžně používané učebnice pro stření školy a 2 učebnice pro druhy stupeň základních škol. Tyto učebnice jsem vybral, jelikož jsem se s nimi setkal v praxi. Rozbor je zaměřen výhradně na téma periodické tabulky prvků. Do rozboru byl zahrnut rozsah, počet a složitost informací, ale také vizuální vzhled a atraktivitu učebnice. Do rozboru byla vždy zařazena i periodická tabulka, která je velmi často součástí učebnic. Středoškolské učebnice byly i zhodnoceny vlastním názorem, z nichž za nejvhodnější, z pohledu tématu periodické tabulky, považuji *Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická) – V. Flemr, B. Dušek*.⁵⁵ Kapitola je v učebnici dobře zpracovaná, vizuálně atraktivní, obsahuje smysluplné úkoly, a hlavně je přehledná.

Výsledkem praktické části je učební pomůcka – periodická tabulka prvků. Tabulka je rozčleněna na okénka, která slouží jako prostor pro exponáty prvků. Zadní strana okénka je sestavena z matného plexiskla, které je vybaveno značkou a protonovým číslem prvku. Periody a skupiny jsou označeny trojrozměrnými čísly. Nadpis tabulky je taktéž vyroben a poskládán z trojrozměrných písmen. Tabulka sama o sobě již obsahuje informaci o umístění prvků v tabulce. Dalšími nositeli velkého množství informací jsou jednotlivé exponáty prvků. Exponáty jsou situované na podstavec Ze spodní strany podstavce má každý exponát štítek s českým a latinským názvem, elektronovou konfigurací valenční vrstvy, číselnými hodnotami atomové relativní hmotnosti, hustoty (při 20 °C), teploty tání, teploty varu a elektronegativity. Na přední hraně je štítek se značkou prvku a piktogramy, které opět značí určitou vlastnost prvku a barva podstavce vypovídá o kovovém charakteru prvku. Poslední informaci nese předmět umístěný

na podstavec. Podle předmětu, který byl umístěn na podstavec bylo navrženo 6 typů exponátů – čisté prvky (typ A), využití prvků v běžné praxi (typ B), výskyt prvků v minerálech (typ C), známé sloučeniny prvků (typ D), zobrazení názvu prvku (typ E) a modely atomů (typ F). Tyto návrhy ukazují, že lze k této problematice přistoupit velmi kreativním způsobem a reprezentovat prvek jde velmi mnoho způsoby. Všechny tyto způsoby mají svou unikátní výpovědní hodnotu o daném prvku. Interaktivnost tabulky nespočívá pouze ve sledování tabulky, ale i v možnosti exponát z tabulky vyjmout a prohlédnout si ho z větší blízkosti. Všemi těmito prvky byla splněna informační funkce interaktivní tabulky prvků.

Dostatečná atraktivnost tabulky byla učiněna především velikostí a tvarem tabulky, výběrem dostatečně kontrastních barev, trojrozměrným písmem a variabilitou exponátů. Tyto složky by měly zajistit vyšší atraktivitu chemie prvků a případně i více zájemců o studium chemie.

6. Závěr

Tato didakticky zaměřená diplomová práce se zabývá problematikou periodické tabulky prvků. Teoretická část diplomové práce se věnuje historii vývoje a popisu periodické tabulky prvků, včetně trendů významných vlastností prvků. Didaktická část uvádí zařazení periodické tabulky do RVP a dále se věnuje analýze učebnic pro základní a střední školy. Hlavním výsledkem praktické části je interaktivní periodická tabulka prvků s realizací několika typů exponátů, které reprezentují jednotlivé prvky.

Tabulka také nabízí další rozšíření. Zadní strana tabulky nabízí manipulační prostor a díky zhotovení zadních stěn z plexiskla je možné přidat podsvícení každého okénka. Podsvícení nemusí být pouze statické, možností je i zobrazit trendy, postupné objevování prvků nebo jiné vlastnosti postupným rozsvěcováním příslušných okének nebo například barevné odlišení skupin prvků. Další možností je i navrhnout aplikaci do chytrého telefonu, která by tyto funkce tabulky bezdrátově ovládala. Rozšíření se nemusí týkat pouze samotné tabulky, ale i exponátů. Exponáty mohou být obohaceny o další zajímavé interaktivní prvky a informace. S určitou dávkou kreativity může být navrženo více typů exponátů. Tabulka také nemusí být využita pouze k prostému pozorování, ale může sloužit jako pomůcka k různým typům didaktických her nebo aktivit. Možností rozšiřování a způsobů využití tabulky je více a mohou být námětem pro další práci.

7. Seznam literatury

- ¹ Scerri E. R., The Evolution of the Periodic System, *Scientific American*, **1998**, 279(3), 78-83.
- ² Kuipers T. A. F., Hettema H., The periodic table – its formalization, status, and relation to atomic theory. *Erkenntnis*, **1988**, 28, 387-408.
- ³ Scerri E. R., Has the periodic table been successfully axiomatized?, *Erkenntnis*, **1997**, 47, 229-243.
- ⁴ Engels S., Nowak A., Chemické prvky – historie a současnost, **1977**, Nakladatelství technické literatury, Praha, 368.
- ⁵ De Santo N. G., Bisaccia C., Bilancio G., Romano M., Cirillo M., The nature of water: Thales' arkhé, *Journal of Nephrology*, **2009**, 22, 98-102.
- ⁶ Theodossiou E., Mantarakis P., Dimitrijevic M. S., Manimanis V. N., Danezis E., From the Infinity (Apeiron) of Anaximander in ancient Greece to the Theory of infinite Universes in modern Cosmology, *Astronomical and Astrophysical Transactions*, **2010/2011**, 27, 162-176.
- ⁷ Justi R., Gilbert J., History and philosophy of science through models: some challenges in the case of 'the atom', *International Journal of Science Education*, **2000**, 22(9), 993-1009.
- ⁸ Horne R. A., Atomism in ancient medical history, *Medical history*, **1963**, 7(4), 317-329.
- ⁹ Bolzan J. E., Chemical Combination According to Aristotle, *Ambix*, **1976**, 23(3), 134-144.
- ¹⁰ Read J., Alchemy and Alchemists, *Folklore*, **1933**, 44(3), 251-278.
- ¹¹ Regail J., The Philosopher's Stone: Alchemy and Chemistry. *Alif: Journal of Comparative Poetics*, **1992**, (12), 58-77.
- ¹² Ihde A. J., The pillars of modern chemistry, *Journal of Chemical Education*, **1956**, 33(3), 107.
- ¹³ Altazan M. A. H., Drugs Used by Paracelsus: A brief survey, *Journal of Chemical Education*, **1960**, 37(11), 594-596.
- ¹⁴ Williams K. R., Robert Boyle: The Founder of Modern Chemistry, *Journal of Chemical Education*, **2009**, 86(2), 148-149.
- ¹⁵ Hartog P. J., The newer views of Priestley and Lavoisier. *Annals of science*, **1941**, 5 (1), 1-56.

-
- ¹⁶ Thagard P. R., The Best Explanation: Criteria for Theory Choice, *The Journal of Philosophy*, **1978**, 75(2), 76-92.
- ¹⁷ Strathern P., Mendělejevův sen – putování po stopách prvků, **2005**, nakladatelství BB/art s.r.o., Praha, 287
- ¹⁸ Holmes F. L., Lavoisier the Experimentalist. *Interpretation*, **1982**, 29, 29-48.
- ¹⁹ de Berg K., Teaching Chemistry for All Its Worth: The Interaction Between Facts, Ideas, and Language in Lavoisier's and Priestley's Chemistry Practice: The Case of the Study of the Composition of Air, *Science & Education*, **2014**, 23(10), 2045-2068.
- ²⁰ Perrin C. E., Lavoisier's table of the elements: A reappraisal, *Ambix*, **1973**, 20(2), 95-105.
- ²¹ Duveen D. I., Klikstein H. S., The introduction of Lavoisier's chemical nomenclature into America, *Isis*, **1954**, 45(3), 278-292.
- ²² Woo K. W., Yeo S. I., Dalton's Law vs, Amagat's Law for the Mixture of Real Gases, *The SNU Journal of Education Research*, **1995**, 5, 127-134.
- ²³ Friedrich B., Nikoli pouhá větev, ale květ stromu poznání: vznik–a rozkvět–fyzikální a teoretické chemie, *Chemické listy*, **2017**, 111 (10), 654-662.
- ²⁴ Alborn T. L., Negotiating notation: Chemical symbols and British society, *Annals of science*, **1989**, 46 (5), 437-460.
- ²⁵ Wisniak J., Jöns Jacob Berzelius a guide to the perplexed chemist, *The chemical educator*, **2000**, 5(6), 343-350.
- ²⁶ Waggoner W. H., Berzelius and the discovery of thorium, *Journal of Chemical Education*, **1975**, 52(1), 53-54.
- ²⁷ Russell C. A., The electrochemical theory of Berzelius, Part II: An electrochemical view of matter, *Annals of science*, **1963**, 19(2), 127-145.
- ²⁸ Kauffman G. B., From Triads to Catalysis: Johann Wolfgang Döbereiner (1780–1849) on the 150th Anniversary of His Death, *Chemical Educator*, **1999**, 4 (5), 186-197.
- ²⁹ Ruecker S., Liepert S., Taking Mendeleev's correspondence course: Interface design lessons from the periodic table of the elements, *Information design journal*, **2006**, 14(3), 236-245.

-
- ³⁰ Emsley J., The Development of the Periodic Table of the Chemical Elements, *Interdisciplinary Science Reviews*, **1987**, 12(1), 23-32.
- ³¹ Weeks M. E., The discovery of the elements. XIV. The periodic system of the elements, *Journal of Chemical Education*, **1932**, 9(9), 1593-1604.
- ³² Giunta C. J., JAR Newlands' Classification of the Elements: Periodicity, but no System, *Bulletin of the History of Chemistry*, **1999**, 24, 24-31.
- ³³ Cassebaum H., Kauffman G. B., The periodic system of the chemical elements: The search for its discoverer, *Isis*, **1971**, 62 (3), 314-327.
- ³⁴ <https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/>, 5. 1. 2020
- ³⁵ Novák M., Mendělejev, periodický zákon a periodická tabulka, *Chemické listy*, **2019**, 113 (4), 191-197.
- ³⁶ Laing M., The different periodic tables of Dmitrii Mendeleev, *Journal of chemical education*, **2008**, 85 (1), 63-67.
- ³⁷ Housecroft C. E., Sharpe A. G., Anorganická chemie, **2014**, nakladatelství Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, Praha, 1119.
- ³⁸ Cotton F. A., Wilkinson G., F.R.S., Anorganická chemie – Souborné zpracování pro pokročilé, **1973**, nakladatelství Academia, Praha, 1102.
- ³⁹ Muck A., Základy strukturní anorganické chemie, **2006**, nakladatelství Academia, Praha, 508.
- ⁴⁰ <https://www.lenntech.com/periodic-chart-elements/boiling-point.htm>, 22. 2. 2020
- ⁴¹ <https://www.lenntech.com/periodic-chart-elements/melting-point.htm>, 22. 2. 2020
- ⁴² <https://www.lenntech.com/periodic-chart-elements/density.htm>, 22. 2. 2020
- ⁴³ Greenwood N. N., Earnshaw A., Chemie prvků – svazek 1, **1993**, nakladatelství Informatorium, Praha, 793.
- ⁴⁴ Imyanitov N. S., Does the period table appear doubled? Two variants of division of elements into two subsets. Internal and secondary periodicity, *Foundations of Chemistry*, **2018**, 21 (3), 255-284.

-
- ⁴⁵ Politzer P., Murray J. S., Bulat F. A., Average local ionization energy: A review, *Journal of molecular modeling*, **2010**, 16, 1731-1742.
- ⁴⁶ Iczkowsky R. P., Margrave J. L., Electronegativity, *Journal of the American Chemical Society*, **1961**, 83 (17), 3547-3551.
- ⁴⁷ Cole L. A., Perdew J. P., Calculated electron affinities of the elements, *Physical Review A*, **1982**, 25 (3), 1265-1271.
- ⁴⁸ Rabinovič V.A., Chavin Z.J., *Stručná chemická příručka*, **1985**, SNTL, Praha, 476.
- ⁴⁹ Parkin G., Valence, oxidation number, and formal charge: three related but fundamentally different concepts, *Journal of chemical education*, **2006**, 83 (5), 791-799.
- ⁵⁰ Jančář L., *Periodická tabulka prvků*, **2013**, nakladatelství Masarykova univerzita, Brno.
- ⁵¹ Cordero B., Gómez V., Platero-Prats A. E., Revés M., Echeverría J., Cremades, E., Barragan F., Alvarez, S., Covalent radii revisited, *Dalton Transactions*, **2008**, (21), 2832-2838.
- ⁵² <http://www.msmt.cz/file/43792/>, Rámcový vzdělávací program pro základní vzdělávání, 2. 3. 2020
- ⁵³ <http://www.nuv.cz/file/159>, Rámcový vzdělávací program pro gymnázia, 2. 3. 2020
- ⁵⁴ Mareček A., Honza J., *Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. díl*, **1998**, nakladatelství Olomouc, Olomouc, 239.
- ⁵⁵ Flemr V., Dušek B., *Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická)*, **2007**, SPN – pedagogické nakladatelství, a. s., Praha, 120.
- ⁵⁶ Vacík J., Barthová J., Pacák J., Strauch B., Svobodová M., Zemánek F., *Přehled středoškolské chemie*, **1999**, SPN – pedagogické nakladatelství, a. s., Praha, 368.
- ⁵⁷ Břížd'ala J., *Obecná chemie pro gymnázia a střední školy*, **2011**, nakladatelství Radek Veselý, Třebíč, 112.
- ⁵⁸ Škoda J., Doulík P., *Chemie 8 učebnice pro základní školy a víceletá gymnázia*, **2006**, nakladatelství Fraus, Plzeň, 136.
- ⁵⁹ Doulík P., Škoda J., Jodas B., Bieliková E., Kolková J., *Chemie 8 příručka pro učitele pro základní školy a víceletá gymnázia*, **2006**, nakladatelství Fraus, Plzeň, 216.

⁶⁰ Mach J., Plucková I., Šibor J., Chemie, Úvod do obecné a anorganické chemie – učebnice, **2017**, nakladatelství NOVÁ ŠKOLA, s. r. o., Brno, 110.

⁶¹ Mach J., Plucková I., Chemie, Úvod do obecné a anorganické chemie – pracovní sešit, **2016**, nakladatelství NOVÁ ŠKOLA, s. r. o., Brno, 75.

⁶² <https://www.rsc.org/periodic-table>, Royal society of chemistry - Periodická tabulka prvků, 1. 5. 2020

⁶³ https://en.wikipedia.org/wiki/Yuri_Oganessian

⁶⁴ http://mineralogie.sci.muni.cz/kap_3_2_atom/obrazek32_7.htm

⁶⁵ http://flerovlab.jinr.ru/flnr/history/flerov_cont.html

⁶⁶ https://cs.wikipedia.org/wiki/Mikul%C3%A1%C5%A1_Kopern%C3%ADk

⁶⁷ https://en.wikipedia.org/wiki/Wilhelm_R%C3%B6ntgen

⁶⁸ https://en.wikipedia.org/wiki/Lise_Meitner

⁶⁹ https://en.wikipedia.org/wiki/Niels_Bohr

⁷⁰ https://en.wikipedia.org/wiki/Glenn_T._Seaborg

⁷¹ https://en.wikipedia.org/wiki/Ernest_Rutherford

⁷² https://cs.wikipedia.org/wiki/Ernest_Orlando_Lawrence

⁷³ <https://cs.wikipedia.org/wiki/Cyklotron>

⁷⁴ https://en.wikipedia.org/wiki/Alfred_Nobel

⁷⁵ https://en.wikipedia.org/wiki/Nobel_Prize

⁷⁶ https://en.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Mendeleev

⁷⁷ https://en.wikipedia.org/wiki/Enrico_Fermi

⁷⁸ https://en.wikipedia.org/wiki/Albert_Einstein

⁷⁹ https://en.wikipedia.org/wiki/Marie_Curie

⁸⁰ https://cs.wikipedia.org/wiki/Johan_Gadolin

⁸¹ <https://cs.wikipedia.org/wiki/Amerika>

⁸² <https://cs.wikipedia.org/wiki/Evropa>

⁸³ https://cs.wikipedia.org/wiki/N%C4%9Bmeck%C3%A1_vlajka

⁸⁴ https://cs.wikipedia.org/wiki/Polsk%C3%A1_vlajka