

UNIVERZITA PALACKÉHO V OLOMOUCI

Přírodovědecká fakulta

Katedra anorganické chemie



## **Tvorba obsahu webu Chemie žije**

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

Autor:	Ondřej Kobsinek
Studijní obor:	Chemie pro vzdělávání
Typ studia:	Prezenční
Vedoucí práce:	doc. Mgr. Pavel Štarha, Ph.D.

**Olomouc 2023**

Prohlašuji, že jsem závěrečnou práci sepsal samostatně pod dohledem vedoucího bakalářské práce a že jsem uvedl všechnu použitou literaturu na konci práce. Prohlašuji, že jsem v souvislosti s vytvořením této bakalářské práce neporušil autorská práva.

Souhlasím s tím, aby byla tato práce přístupná v knihovně katedry anorganické chemie Přírodovědecké fakulty Univerzity Palackého v Olomouci.

V Olomouci dne 28. 4. 2023

.....

Ondřej Kobsinek

(podpis)

## **Poděkování**

Dovoluji si tímto poděkovat panu doc. Mgr. Pavlu Štarhovi, Ph.D. a paní Mgr. Kamile Petrželové, Ph.D. z katedry anorganické chemie Univerzity Palackého v Olomouci za jejich ochotu, cenné rady a trpělivost při vedení mé bakalářské práce.

## BIBLIOGRAFIE

Jméno a příjmení autora:	Ondřej Kobsinek
Název práce:	Tvorba obsahu webu Chemie žije
Typ práce:	Bakalářská
Pracoviště:	Katedra anorganické chemie, Přírodovědecká fakulta, Univerzita Palackého v Olomouci
Vedoucí práce:	doc. Mgr. Pavel Štarha, Ph.D.
Rok obhajoby práce:	2023

**Abstrakt:** Bakalářská práce je zaměřena na možnosti zpracování studijních materiálů pro potřeby multimediálního vzdělávání. Práce se zabývá tvorbou jedné z částí didaktické webové stránky „Chemie žije“, která má za cíl poskytnout ucelený průřezový soubor informací z oblasti chemie. Dotčená webová stránka se má v dohledné době státi cenným zdrojem informací z oblasti chemie, ze které budou moci čerpat nejen studenti na základních, středních či vysokých školách, ale i pedagogové zabývající se výukou chemie na jednotlivých stupních škol a v neposlední řadě i neodborná veřejnost.

Z obecného pohledu předkládaná bakalářská práce svým obsahem rozšiřuje oblast informací detailně zpracovaných jednotlivých chemických prvků na zmíněném webu. Konkrétně se pak v případě předložené práce jedná o popis chemie prvků, dvou skupin periodického systému – alkalických kovů (I.A skupina) a kovů alkalických zemin (II.A skupina), souhrnně nazývaných s-prvky. Cílem práce bylo zpracovat ucelený soubor odborných informací vztahujících se k problematice s-prvků tak, aby byl výše uváděným uživatelům webových stránek předložen komplexně zpracovaný odborný materiál k dané problematice využitelný v procesu výuky chemie.

Klíčová slova:	multimediální vzdělávání, e-learning, s-prvky, alkalické kovy, kovy alkalických zemin
Počet stran:	68
Jazyk:	Čeština

## Bibliographical identification:

Author's first name and surname: Ondřej Kobsinek  
Title: Web content creation for Chemie žije website  
Type of thesis: Bachelor  
Department: Department of Inorganic Chemistry, Faculty of Science,  
Palacký University Olomouc, Czech Republic  
Supervisor: doc. Mgr. Pavel Štarha, Ph.D.  
Year of presentation: 2023

**Abstract:** This bachelor's thesis is focused on the possibilities of creation of study materials for the needs of multimedia-based education. The piece deals with the creation of one of the parts of the didactical website called „Chemie žije“, which is aimed at providing a comprehensive set of information regarding the field of chemistry. In the near future, the subject website shall become a notably valuable source of information from the field of chemistry that can be used not only by students of primary and secondary schools, or universities; but also by educationalists teaching chemistry at various levels. Moreover, it may also be used by the general public.

In general, the content of the presented bachelor's thesis extends the scope of information on individual chemical elements within the above-mentioned website. As for the subject piece in particular, it elaborates on the chemistry of elements of two groups within the periodic system – alkali metals (group 1A of the periodic table) and alkaline earth metals (group 2A of the periodic table) – jointly referred to as “S-elements”. The purpose of the thesis was to present a complex set of professional information related to the topic of S-elements in order for the target audience of the above-mentioned website to be provided with a comprehensive expert study material that can be used in the process of teaching chemistry.

Keywords: e-learning, alkali metals, alkaline earth metals,  
s-elements  
Number of pages: 68  
Language: Czech

# OBSAH

<b>ÚVOD</b> .....	10
<b>TEORETICKÁ ČÁST</b> .....	12
1 Multimedialní vzdělávání .....	12
1.1 Definice multimedialního vzdělávání .....	12
1.2 Prvky a význam multimedialního vzdělávání v procesu výuky.....	13
1.3 E-learning .....	14
1.3.1 Verze offline .....	14
1.3.2 Verze online.....	15
1.3.3 Výhody a nevýhody e-learningu.....	16
1.4 M-learning.....	18
1.5 Blended learning .....	19
<b>PRAKTICKÁ ČÁST</b> .....	20
2 Alkalické kovy.....	20
2.1 Lithium .....	21
2.1.1 Úvod a historie.....	21
2.1.2 Výskyt v přírodě .....	22
2.1.3 Příprava a výroba.....	22
2.1.4 Reaktivita lithia.....	23
2.1.5 Využití lithia a jeho charakteristických sloučenin.....	24
2.1.6 Biologická role .....	24
2.2 Sodík.....	25
2.2.1 Úvod a historie.....	25
2.2.2 Výskyt v přírodě .....	26
2.2.3 Příprava a výroba.....	26
2.2.4 Reaktivita sodíku .....	27
2.2.5 Využití sodíku a jeho charakteristických sloučenin .....	28

2.2.6	Biologická role .....	28
2.3	Draslík .....	29
2.3.1	Úvod a historie.....	29
2.3.2	Výskyt v přírodě .....	29
2.3.3	Příprava a výroba.....	30
2.3.4	Reaktivita draslíku.....	30
2.3.5	Využití draslíku a jeho charakteristických sloučenin.....	31
2.3.6	Biologická role .....	32
2.4	Rubidium.....	32
2.4.1	Úvod a historie.....	32
2.4.2	Výskyt v přírodě .....	33
2.4.3	Příprava a výroba.....	33
2.4.4	Reaktivita rubidia .....	34
2.4.5	Využití rubidia a jeho charakteristických sloučenin.....	35
2.4.6	Biologická role .....	35
2.5	Cesium.....	35
2.5.1	Úvod a historie.....	35
2.5.2	Výskyt v přírodě .....	36
2.5.3	Příprava a výroba.....	36
2.5.4	Reaktivita cesia.....	37
2.5.5	Využití cesia a jeho charakteristických sloučenin.....	37
2.5.6	Biologická role .....	38
2.6	Francium.....	38
2.6.1	Úvod a historie.....	38
2.6.2	Výskyt v přírodě .....	39
2.6.3	Příprava a výroba.....	39
2.6.4	Reaktivita francia.....	39

2.6.5	Využití francie a jeho charakteristických sloučenin.....	40
2.6.6	Biologická role .....	40
3	Kovy alkalických zemin .....	40
3.1	Beryllium.....	41
3.1.1	Úvod a historie.....	41
3.1.2	Výskyt v přírodě .....	42
3.1.3	Příprava a výroba.....	43
3.1.4	Reaktivita beryllia.....	43
3.1.5	Využití beryllia a jeho charakteristických sloučenin.....	44
3.1.6	Biologická role .....	45
3.2	Hořčík.....	45
3.2.1	Úvod a historie.....	45
3.2.2	Výskyt v přírodě .....	46
3.2.3	Příprava a výroba.....	47
3.2.4	Reaktivita hořčíku.....	47
3.2.5	Využití hořčíku a jeho charakteristických sloučenin.....	48
3.2.6	Biologická role .....	49
3.3	Vápník .....	49
3.3.1	Úvod a historie.....	49
3.3.2	Výskyt v přírodě .....	50
3.3.3	Příprava a výroba.....	50
3.3.4	Reaktivita vápníku.....	51
3.3.5	Využití vápníku a jeho charakteristických sloučenin.....	51
3.3.6	Biologická role .....	52
3.4	Stroncium .....	53
3.4.1	Úvod a historie.....	53
3.4.2	Výskyt v přírodě .....	53



3.4.3	Příprava a výroba.....	54
3.4.4	Reaktivita stroncia .....	54
3.4.5	Využití stroncia a jeho charakteristických sloučenin .....	55
3.4.6	Biologická role .....	55
3.5	Baryum .....	56
3.5.1	Úvod a historie.....	56
3.5.2	Výskyt v přírodě .....	56
3.5.3	Příprava a výroba.....	57
3.5.4	Reaktivita barya.....	57
3.5.5	Využití barya a jeho charakteristických sloučenin .....	58
3.5.6	Biologická role .....	58
3.6	Radium .....	58
3.6.1	Úvod a historie.....	58
3.6.2	Výskyt v přírodě .....	59
3.6.3	Příprava a výroba.....	59
3.6.4	Reaktivita radia.....	60
3.6.5	Využití radia a jeho charakteristických sloučenin .....	60
3.6.6	Biologická role .....	60
	<b>ZÁVĚR</b> .....	61
	<b>SEZNAM TABULEK</b> .....	62
	<b>SEZNAM OBRÁZKŮ</b> .....	63
	<b>POUŽITÉ ZDROJE</b> .....	64

# ÚVOD

V současném moderním světě, kdy jsme svědky razantního rozvoje informačních technologií, se nabízí otázka, jak některé vymoženosti současného světa účelně a zejména efektivně využít i ve spojení s jednotlivými formami multimediálního vzdělávání. Využití vhodných aktuálních možností jednotlivých forem multimediálního vzdělávání ve výuce na různých úrovních škol, a to ve spojení s odborně zpracovanými studijními materiály se přímo nabízí. Je následně jen na každé škole, jak a v jaké formě a rozsahu zařadí multimediální vyučování do vyučovacího procesu. V této fázi případného využití studijních a výukových materiálů již spíše záleží na finančních možnostech jednotlivých škol a samozřejmě na ochotě a schopnosti učitelů pracovat s moderními technologiemi.

Oblastem, které se týkají vybraných forem multimediálního vzdělávání, je věnována pozornost v teoretické části této bakalářské práce. Snahou bylo definovat vybrané formy multimediálního vzdělávání, jako jsou např. e-learning, m-learning a blended learning, seznámit čtenáře s jejich výhodami či nevýhodami a popsat možnosti jejich využití v procesu výuky. Zpracování teoretických poznatků bylo realizováno na základě informací, které jsem čerpal zejména z odborné literatury.

Nosným pilířem mé bakalářské práce je praktická část zaměřená na zpracování detailních informací o chemické problematice s-prvků. Tyto informace rozšiřují ve své přehledné formě příslušnou odbornou část didaktické webové stránky „Chemie žije“. Jednotlivé s-prvky jsou zpracovány či popsány tak, aby čtenář získal základní obecné informace o daném prvku, jeho historii, včetně informace o jeho objevu či případném prvním setkání s daným s-prvkem. Prvky jsou dále charakterizovány z pohledu jejich fyzikálních a chemických vlastností, přípravy či jejich výroby. Nedílnou součástí detailního zpracování s-prvku jsou také informace o jeho praktickém využití, včetně charakteristických sloučenin daného s-prvku, a to např. v některých průmyslových odvětvích, chemickém průmyslu, lékařství apod. Čtenář získává informace o případném výskytu s-prvků ve volné přírodě, o jeho biologických funkcích a spoustu dalších zajímavých informací charakterizujících daný s-prvek. Pro tvorbu praktické části bakalářské práce jsem využil nejen své znalosti z oblasti chemie, ale zejména jsem čerpal z knižních publikací či internetových zdrojů.

Téma bakalářské práce jsem si zvolil z několika důvodů. Studuji chemii se zaměřením na vzdělávání a oblast různých forem multimediálního vzdělávání je mi blízká a rád bych ji ve zvýšené míře využíval ve své budoucí praxi učitele chemie a anglického jazyka.

Jsem přesvědčen, že právě cesta multimediálního vzdělávání zvyšuje nejen jeho efektivitu, ale stává se pro mladou generaci atraktivní formou získávání odborných poznatků a informací v rámci vzdělávacího procesu. Z těchto důvodů jsem se primárně ve své bakalářské práci věnoval jednomu ze základních stavebních kamenů multimediálního vzdělávání, a to je kvalitní zdroj odborných (studijních) materiálů, na jejichž základě je každý vyučovací proces realizován. V praktické části bakalářské práce jsem se tedy snažil zpracovat kvalitní zdroj odborných informací zaměřených na oblast chemické problematiky s-prvků, které se stanou nedílnou součástí studijních materiálů didaktické webové stránky „Chemie žije“.

# TEORETICKÁ ČÁST

## 1 Multimediální vzdělávání

### 1.1 Definice multimediálního vzdělávání

Koncept multimediálního vzdělávání je založen na použití tzv. multimédií, přičemž pod pojmem multimedia si můžeme představit více významů. V obecné rovině však můžeme pojem multimedia definovat jako interpretaci jakéhokoli obsahu za podpory více prostředků užívaných ke komunikaci [1]. Za multimedia jsou také, mimo jiné, považovány prostředky, které se vzájemně kombinují a z pohledu výuky zároveň působí na žákovy smysly. Jedná se tedy o interakci více komunikačních prostředků, které nachází místo ve výuce většinou ve formě audiovizuální podpory (zvuk, fotografie, grafy, videa, animace). Z pohledu vyučovacího procesu, respektive z pohledu účastníků vyučovacího procesu, definujeme multimedia jako prostředky usnadňující vyučovací proces, které současně zapojují zrak a sluch.

V současné době technického pokroku může být v rámci vyučovacího procesu běžně spojeno několik druhů médií do jednoho zařízení, přičemž nejběžnější formou je spojení prezentačního zařízení (např. interaktivní tabule či projektoru) s počítačem nebo tabletem [2]. V této souvislosti je nutno zmínit skutečnost, že multimedialita, tedy využívání multimédií v procesu výuky, je využitelná spíše v prezenční formě výuky než ve formě distanční.

V návaznosti na výše uvedenou definici multimédií můžeme také blíže charakterizovat či definovat pojem multimediálního vzdělávání, respektive multimediální výuka, který představuje využívání několika komunikačních prostředků za účelem prezentace konkrétního učiva [1]. Žáci získávají nové informace za pomoci verbálního a vizuálního projevu, přičemž důležitou součástí takového multimediálního vzdělávání je i soubor multimediálních materiálů. Multimediální materiály, jež jsou nezbytnou součástí takové výuky, nejsou představovány jen materiály v textové podobě. Patří sem bezpochyby i informace grafické a zvukové a jejich vzájemné kombinace. Nejvíce informací žák totiž zpracovává pomocí zraku, poté sluchem, hmatem a nejmenší část informací za použití ostatních smyslů [3].

Cílem multimediálního vzdělávání je zvýšit retenci a lepší pochopení konkrétního učiva žáky. Dnešní podobou multimediální výuky jsou proto také různá moderní technologická zařízení, která určitá multimedia zahrnují současně (projektor, interaktivní tabule, tablet, počítač, mobilní telefon). Pro názornost tedy můžeme uvést např. v případech, kdy jsou využívány tyto technologie společně s internetem, hovoříme o tzv. e-learningu [2].

## 1.2 Prvky a význam multimediálního vzdělávání v procesu výuky

Prvků či nástrojů využitelných v procesu multimediálního vzdělávání je celá řada, přičemž jejich využití v procesu výuky se odvíjí zejména od obsahu prezentovaného učiva, schopnosti a ochotě pedagogů či žáků pracovat s moderními technologiemi a v neposlední řadě také záleží na již zmiňovaných finančních možnostech jednotlivých škol a na skutečnosti, zda škola zařadí a v jakém rozsahu a formě multimediální vyučování do vyučovacího procesu. Mezi základní prvky či nástroje multimediálního vzdělávání patří např. animace, videa za podpory výpočetní techniky, praktické úkoly, grafika nebo fotografie [4].

Multimediální vzdělávání se stále rozvíjí, a to zejména v návaznosti na rychle rostoucí možnosti informačních technologií a zcela určitě v procesu výuky bude zaujímat stále významnější místo. Mezi jeho základní výhody patří prvek zvyšování efektivity výuky. V rámci výukového procesu se totiž při použití multimediálních prvků aktivuje více smyslů a současně se zlepšuje vnímání žáků, což přispívá ke snadnějšímu uložení učební látky do paměti [4]. Pro mladou generaci se multimediální vzdělávání stává atraktivní formou získávání odborných poznatků a informací v rámci vzdělávacího procesu.

Aplikace multimédií učitelem do procesu výuky může obecně přispět k aktivnější participaci žáků v samotné výuce, ozvláštňení průběhu vyučovacích hodin a získání nových odborných znalostí za použití multimédií. To může být ve výsledku prospěšné pro celkový rozvoj osobnosti studenta [2]. V obecném slova smyslu také užití multimédií dovoluje učiteli poskytovat informace studentům s ohledem na jejich specifické potřeby či samotnou úroveň jejich odborných znalostí.

Multimediální vzdělávání dále zvyšuje možnosti efektivního a rychlého testování vědomostí žáků a jeho velkou výhodou je dnes již poměrně dobrá dostupnost a snadná možnost aktualizace studijních a výukových materiálů. Vzdělávání za pomoci multimediálních prvků se stává dostupnější také pro osoby se zdravotním postižením, a to zejména pro osoby s postižením pohybového aparátu. Jako příklad lze uvést možnosti uplatnění nástrojů multimediálního vzdělávání konkrétně v procesu výuky chemie, které je realizováno např. na základě promítání výukových prezentací za pomoci diaprojektoru. Základem kvalitní prezentace probírané vyučovací látky jsou bezesporu kvalitně zpracované výukové prezentace, které primárně slouží jako opora vyučujícího při jeho výkladu v rámci vyučovacího procesu. Dále je vhodné pro praktickou výuku chemie využít tabuli, popřípadě novější verzi interaktivní tabule.

## 1.3 E-learning

Vzhledem k nepřetržitému vývoji informačních technologií můžeme e-learning definovat mnoha různými způsoby. Wagner [5] popisuje tuto formu vzdělávání následujícím způsobem: „*E-learning je vzdělávací proces, využívající informační a komunikační technologie k tvorbě kursů, k distribuci studijního obsahu, komunikaci mezi studenty a pedagogy a k řízení studia.*“ Kopecný [6] pojem e-learning definoval v užším slova smyslu takto: „*V užším slova smyslu je e-learning chápán zejména jako vzdělávání, které je podporované moderními technologiemi a které je realizováno prostřednictvím počítačových sítí – intranetu a zejména Internetu.*“ V této souvislosti je dobré zmínit Kopecného [6] pojetí e-learningu v širším slova smyslu: „*E-learning v širším slova smyslu je definován zejména jako aplikace nových multimediálních technologií a Internetu do vzdělávání za účelem zvýšení jeho kvality posílením přístupu ke zdrojům, službám, k výměně informací a ke spolupráci.*“

E-learning lze tedy chápat jako jednu z forem multimediálního vzdělávání, která prostřednictvím informačních a komunikačních technologií a prostředků napomáhá k dosažení určitých studijních či výukových cílů. Rozdíl mezi e-learningem a online výukou vysvětluje Barešová [7]. Online výuku popisuje jako proces vzdělávání, který je realizován pomocí internetu, kdežto e-learning popisuje jako soubor aplikací a procesů určených ke vzdělávání, které jsou podporovány online technologiemi. E-learning můžeme ve své podstatě rozdělit na dvě verze: offline a online verzi [3].

### 1.3.1 Verze offline

Offline verze e-learningu je charakteristická tím, že nevyžaduje žádnou formu internetového nebo síťového připojení. Materiály určené k učení a vzdělávání se nacházejí na paměťových nosičích. Příkladem těchto nosičů je CD-ROM, DVD-ROM, paměťová karta nebo flash disk. Tato forma e-learningu, ale není v současné době příliš populární, a to zejména z důvodu razantního rozvoje moderních online technologií. V této souvislosti je využívána z větší části spíše staršími osobami a vysokoškolskými studenty, kteří studují vysokou školu distančním způsobem a současně chodí i do zaměstnání [8]. Výše zmíněným skupinám osob je tato verze e-learningu bližší a více užitečná, a to zejména z hlediska snadného přístupu ke studijním a výukovým materiálům bez ohledu na místo a čas, které si sami zvolí pro čerpání těchto informací.

### 1.3.2 Verze online

Online verze e-learningu je na rozdíl od offline verze specifická tím, že k jejímu používání je nutné připojení k internetu, aby byl přístup k výukovým či studijním materiálům a různým odborným informacím nutných k realizaci vyučovacího procesu vůbec možný. Podle Kopeckého [6] můžeme online verzi e-learningu dělit na asynchronní a synchronní formu.

**Asynchronní formou** e-learningu se rozumí komunikace mezi vyučujícím a studentem formou např. emailů a zpráv, která však neprobíhá v reálném čase. K tomuto druhu komunikace je užitečný zejména počítač s připojením k internetu. Po obdržení studijních materiálů si je student může uložit do počítače a kdykoliv se z nich učit i offline formou [3].

**Synchronní formu** e-learningu lze definovat jako online nebo distanční metodu vzdělávání, která probíhá v dané době pomocí určitého online média. U této formy e-learningu je nezbytné, aby byl student připojen k internetové síti. Poté učitel komunikuje se studentem prostřednictvím různých komunikačních prostředků, a to v reálném čase [6].

Jedním z takových komunikačních prostředků je např. aplikace Messenger, jenž je primárně využívána k chatování, zasílání obrázků a videí. Současně nabízí další možnosti komunikace, a to formou hovoru či videohovoru. Formy komunikace, jež probíhají v reálném čase, jako je právě hovor či videohovor, jsou spíše využívány prostřednictvím programů jako je Skype, MS Teams a Zoom, jež nabízí příjemné prostředí pro interakci mezi studentem a učitelem.

Vyučující využívají program Zoom ve velké míře k pořádání online videokonferencí či přednášek, ale primárně k online přednášení studijního učiva. Na těchto přednáškách je k dispozici chat, pomocí kterého se žáci zapojují do diskusí a komunikují mezi sebou navzájem, ale hlavně s příslušným vyučujícím. Tento chat lze využít i k zasílání hypertextových odkazů, které mohou odkazovat na různé výukové nebo studijní materiály. Jednou z hlavních výhod je téměř okamžitá odezva vyučujícího na řešený problém či dotaz studenta. Studenti se s řešením problému mohou obrátit také na ostatní spolužáky, kteří mohou okamžitě reagovat případným návrhem na řešení problému či s odpovědí na daný dotaz.

Během covidové krize výuka probíhala z bezpečnostních důvodů právě v online podobě. K přednášení učiva bylo především užíváno programů MS Teams a Zoom, jež byly považovány za nejvíce přehledné a užitečné. Na počátku zavedení online výuky si museli studenti zvykat na přijímání informací od vyučujícího přes elektronické zařízení, na což nebyli zvyklí, ale postupem času se online výuka ukázala jako jeden z efektivních možných způsobů učení.

Podle názoru Zounka [9] je výhodou komunikačních prostředků v synchronní formě výuky hlavně snadná a obzvláště rychlá komunikace mezi studentem a učitelem v reálném čase a na jakémkoliv místě a současně efektivita, s jakou jsou informace zprostředkovávány studentům. Na druhou stranu však studentům může chybět školní prostředí, a to lze považovat za jednu z nevýhod online vzdělávání a popsaných komunikačních prostředků. Je třeba zmínit i další nevýhody online vzdělávání jako je např. podvádění studentů při plnění testů, které vyučující umístí v online podobě na internet, jakož i podmínka dostatečně kvalitního připojení k internetu [9].

### 1.3.3 Výhody a nevýhody e-learningu

Velkou **výhodou e-learningu** oproti tradiční výuce, kde musí žák být na určitém místě v určitý čas, je jeho neomezená dostupnost. Jedná se o finančně výhodnější a časově úspornější metodu učení (studijní materiály a podklady jsou vytvořeny jen jednou a poté se dají jednoduchým způsobem poupravit či aktualizovat). Oproti tomu tradiční prezenční výuka z finančního hlediska není příliš příznivá, důvodů je hned několik, např: spotřeba elektřiny spojená s pronájmem prostoru, který musí splňovat určité podmínky; výdaje spojené s tisknutím a spotřebou papíru, či mzda učitelů [10].

Další výhodou je rychlost učení, která je pro každého žáka individuální a specifická. E-learning dává žákům na vybranou, kdy a jak dlouho se budou konkrétnímu učivu věnovat, a to za pomoci audiovizuální podpory (zvuk, obraz), která má schopnost zpříjemnit a zefektivnit žákovo učení. Tímto způsobem jsou poté schopni vstřebat větší množství informací v časovém intervalu, který si sami zvolí [10,11].

Výhodu také představuje zvýšený ohled na individuální potřeby studentů a to např. v případě, kdy má student chemie problémy či nejasnosti a potřebuje radu ohledně specifické oblasti chemie (výpočty ze vzorců), e-learning mu dovoluje se na konkrétní část zaměřit a současně mu je schopen mu pro jeho potřeby nabídnout velké množství studijních materiálů týkající se dané problematiky. Tyto materiály mapují a vysvětlují danou problematiku společně s řadou řešených příkladů, které jsou doprovázeny výpočetními postupy [11]. Zaručenou výhodou e-learningu je bezpochyby aktuálnost informací. Osoba, která tvoří obsah daného webu jej stejně tak doplňuje o nové informace a tím jej činí aktuálním [6].

Z pohledu vyučujícího má e-learning řadu dalších výhod, a to především v oblasti přípravy na výuku. Učitelé si mohou vytvářet různé databáze, kde případně vloží upravené



poznámky z hodin či odkazy na různé výukové materiály s možností stažení a nemusí tak manipulovat s těžkými stohy papíru [12].

**Nevýhody e-learningu** jsou spojeny především se situacemi, jejichž realizace je podmíněna přítomností učitele. Jedná se o situace spojené např. s důsledným vysvětlením učiva žákovi, okamžité odpovědi na žákovy dotazy a nejasnosti či jakákoliv rychlá zpětná vazba mezi učitelem a vyučovaným studentem [10].

U některých jedinců může ta část e-learningu, kdy si student sám organizuje dobu, kterou stráví učením a snahou se samostatně vzdělávat, ztroskotat, a to z důvodu nedostatečné vůle a motivace k učení ze strany studenta, což ve výsledku může vést ke špatným studijním výsledkům. Na tyto jedince zpravidla platí uplatnění tradičních metod prezenční výuky, které alespoň udrží jejich pozornost a donutí je k samostatnému uvažování a rozvíjení vlastních názorů a pohledů na danou věc [10]. Neschopnost samostatné práce žáků při studiu z online dostupných materiálů může poté vést, tak jako v případech nedostatečné vůle a motivace k učení, ke špatným studijním výsledkům. Při online vzdělávání je určitá samostatnost a snaha se vzdělávat naprostou nutností [13].

Musíme však zdůraznit, že každá mince vyučovacího procesu má dvě strany. Jednu stranu představuje student, který musí být ochoten obětovat svůj volný čas i nad rámec standardního výukového plánu, mít zájem o danou věc, dohledávat si informace a zjišťovat podstaty problematiky daných vyučovaných témat a nacházet jejich řešení. Na druhé straně potom stojí pedagog, který je plně adaptován na dnešní moderní online technologie, umí s nimi náležitě pracovat a je schopen jejich prostřednictvím sdělit všechny informace dané vyučované látce ve stejné míře, ne-li nad rámec běžné formy vzdělávání.

Při řešení konkrétního problému mohou studenti místo e-learningu preferovat spíše tradiční prezenční výuku, kde jsou více řízeni a vedeni učitelem, a je jim více příjemné se v tomto prostředí s daným problémem svěřit a následně společně s vyučujícím přijít na řešení daného problému [13]. Mezi další nevýhody tohoto způsobu výuky lze zařadit skutečnost omezeného přístupu studentů k technologiím, které jim umožňují se plně zapojit do procesu online vzdělávání, ale často i vysoké ceny za připojení daného zařízení k internetu [13].

Pro doplnění tohoto tématu je třeba uvést, že v mnoha případech nemusí být někteří studenti často kompatibilní se stylem multimediálního zpracování studijních materiálů nebo poučných videí. Je mylné také počítat s tím, že všichni mladí lidé dokonale ovládají manipulaci s moderními online technologiemi, které jsou již běžnou součástí dnešní podoby

flexibilního vzdělávání a do jisté míry účelově pomáhají rozšiřovat paletu vědomostí každého studenta [13].

U některých druhů oborů je však práce s online technologiemi nepotřebná, či dokonce až kontraproduktivní. Takové obory si zakládají na nauce praktických dovedností, které musí být realizovány pouze v prostředí určitého pracoviště. Typickým příkladem jsou laboratorní cvičení, u kterých je nezbytné, aby probíhaly v prezenční formě, a to za bezpečných laboratorních podmínek [13]. V neposlední řadě je třeba zmínit, že při e-learningu se student může cítit izolován. Hlavní příčinou může být, jak nedostatečný kontakt nejen se spolužáky nebo s vyučujícím, ale může mu chybět i školní prostředí [13].

Osobně v této souvislosti vnímám školu jako silný prostředek pro vývoj člověka, a to zejména v procesu socializace. Student se učí přijímat informace, komunikovat se spolužáky a pedagogy a je mnohdy vystaven novým situacím, na které se učí reagovat a přijímat je za vlastní.

#### 1.4 M-learning

Pod pojmem m-learning (anglický název *mobile learning*) si lze představit využití mobilních technologií za účelem elektronického vzdělávání a učení. Mobilní zařízení jsou v dnešní době snadno dostupná, a proto se obzvláště tato forma učení považuje za velmi populární. Mezi zařízení mobilních technologií patří nejen mobilní telefony, ale i tablety lišící se výrazně větší velikostí displeje. Lze sem zahrnout i MP3 přehrávače, jež mohou sloužit například ke studiu cizích jazyků. M-learning s sebou také přináší nové a zajímavé možnosti interakce mezi studentem a učitelem v prostředí tradiční prezenční výuky [13,14].

Největší výhodou m-learningu pro studenty je to, že za pomoci např. mobilního telefonu mají kdykoliv přístup k nejrůznějším informačním databázím, a to i mimo školní prostory. Mohou také pravidelně kontrolovat výsledky vlastního snažení. Je však třeba zmínit i ty studenty, kteří si ani jedno z využívaných zařízení, které není poskytnuto školou, nemohou z finančního hlediska dovolit. Právě z důvodu nemožnosti pořídit si na vlastní náklady některé z využívaných zařízení lze považovat za jednu ze základních nevýhod tohoto typu učení.

Mezi další nevýhody je třeba zařadit i skutečnost, že parametry mobilního zařízení mají ve většině případů malý displej, a ve většině případů nedovolují žákům plně se soustředit na obsáhlejší studijní text nebo delší video. Hlavní nevýhodu ovšem představuje fakt zneužívání těchto technologií, a to hlavně u prověřování znalostí studentů formou písemného

testu. Výsledkem je známka neodpovídající skutečným znalostem a vědomostem dotyčného studenta [13, 15].

## 1.5 Blended learning

E-learning napomáhá nejen v rámci distančního (online) vzdělávání s využitím internetu, ale také v prezenční formě výuky. Metoda vzdělávání, při které se využívá kombinace prezenční a distanční formy výuky se označuje pojmem „Blended learning“ [3].

Blended learning (v překladu tzv. smíšené vzdělávání) může být také vnímán jako vzdělávání, při kterém jsou do průběhu výuky začleňovány elektronické zdroje a prostředky společně s klasickými prostředky a metodami tradiční výuky. Cílem blended learningu je plnohodnotné využití moderní technologie k optimálnímu dosažení stanovených výukových cílů [16].

Blended learning lze také vnímat jako jednu z vysoce flexibilních variant e-learningu, pro kterou je typické začlenění i tradičních metod prezenční výuky do procesu vyučování a učení, a to i v současné době plně nejmodernějších technologických metod a nástrojů. Podle Zounka a Sudického [17] se může jednat například o kombinaci:

- Studijních a výukových materiálů v tištěné a elektronické podobě;
- Procesu výuky probíhající ve třídě s využíváním různých technologií;
- Interaktivních studijních materiálů určených k procvičování dané oblasti učiva a obecných studijních materiálů užívaných ve výuce za pomoci mediálního programu, jež dané materiály nabízí.

# PRAKTICKÁ ČÁST

Tato část bakalářské práce poskytuje obecné informace o jednotlivých prvcích ze skupin alkalických kovů (I.A) a kovů alkalických zemin (II.A) společně s obecnou charakteristikou samotných skupin. Informace o daných prvcích jsou rozděleny do několika kategorií – úvod a historie, výskyt v přírodě, příprava a výroba, fyzikálně chemické vlastnosti, chemické vlastnosti, využití kovu a jeho charakteristických sloučenin a biologická role.

## 2 Alkalické kovy

Za alkalické kovy označujeme prvky I.A skupiny periodického systému s výjimkou vodíku. Jmenovitě se tedy jedná o prvky lithium, sodík, draslík, rubidium, cesium a francium. Jejich elektronová konfigurace je  $ns^1$ . Jsou to měkké, nízkotající kovy s vysokou tepelnou a elektrickou vodivostí a také vysokou reaktivitou. Nejlehčím prvkem z této skupiny je lithium. Naopak nejtěžším prvkem skupiny alkalických kovů je francium. V přírodě se vyskytují ve formě různých sloučenin, a právě z nich jsou elektrolytickou metodou získávány samotné kovy. Příjemné stříbřitě bílé zbarvení ale získávají především po samotných přípravách daných prvků. Je třeba ale zabránit jejich kontaktu se vzduchem nebo se vzdušnou vlhkostí, a to právě z důvodu jejich vysoké reaktivity – při kontaktu se vzduchem (s výjimkou lithia) se pokrývají vrstvičkou různých sloučenin a jejich povrch se stává matným. K tomuto účelu slouží buď speciální nádoby nebo jsou kovy umístovány přímo pod petrolej. Ionty těchto prvků mají schopnost barvit plamen určitou barvou [18,19,20].

Tabulka 1 Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti alkalických kovů [18, 19, 21, 22]

	<b>Li</b>	<b>Na</b>	<b>K</b>	<b>Rb</b>	<b>Cs</b>	<b>Fr</b>
Protonové číslo, Z	3	11	19	37	55	87
Perioda	2	3	4	5	6	7
Elektronegativita	0,98	0,93	0,82	0,82	0,79	0,7
Elektronová konfigurace	[He] 2s <sup>1</sup>	[Ne] 3s <sup>1</sup>	[Ar] 4s <sup>1</sup>	[Kr] 5s <sup>1</sup>	[Xe] 6s <sup>1</sup>	[Rn] 7s <sup>1</sup>
A <sub>r</sub>	6,941 (±3)	22,98977	39,0983	85,4678 (±3)	132,9054	132,9054
Počet přírodních izotopů	2	1	2 + 1 <sup>a)</sup>	1 + 1 <sup>a)</sup>	1	1 <sup>a)</sup>
Běžné oxidační stavy	I	I	I	I	I	I
Charakter	kov	kov	kov	kov	kov	kov
Skupenství při 20 °C	pevné	pevné	pevné	pevné	pevné	pevné
Hustota (20 °C) g·cm <sup>-3</sup>	0,534	0,968	0,856	1,532	1,87	-
Teplota tání (°C)	180,5	97,8	63,2	39,0	28,4	21
Teplota varu (°C)	1347	882,85	765,5	688	668,9	650
Zbarvení plamene	karmínové	žluté	fialové	červenofialové	modré	-

<sup>a)</sup> Radioaktivní: <sup>40</sup>K t<sub>1/2</sub> = 1,27·10<sup>9</sup> let, <sup>87</sup>Rb t<sub>1/2</sub> = 5,7·10<sup>10</sup> let, <sup>223</sup>Fr t<sub>1/2</sub> = 21,8 min.

## 2.1 Lithium

### 2.1.1 Úvod a historie

Lithium (Li) je měkký, na řezu stříbrobílý neušlechtilý kov. V přírodě se lithium vyskytuje především ve formě sloučenin (hornin či minerálů). Jako jediný prvek I.A skupiny je schopen reakce s dusíkem. Kovové lithium se podílí na vzniku organolithných sloučenin v prostředí např. etheru nebo benzenu [18,21,23]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti lithia jsou shrnuty v tabulce 1.

První minerál lithia petalit, LiAlSi<sub>4</sub>O<sub>10</sub>, objevil v 90. letech 19. století na švédském ostrově Utö Brazilec Jozé Bonifácio de Andrada e Silva, který v průběhu prováděných pokusů pozoroval, že po vhození do ohně vydává intenzivní karmínový plamen. Dalším zkoumáním tohoto minerálu se zabýval Švéd Johan August Arfverdson. V roce 1817 se mu z něj podařilo izolovat kov, který nazval lithium (řecky *litos* = kámen). K jeho údivu jej ale nebyl schopen izolovat elektrolytickou metodou. Sloučeniny kovu, jež izoloval, vykazovaly podobnosti s určitými sloučeninami prvků ze skupiny alkalických kovů – konkrétně draslíku a sodíku. Z toho důvodu nabyl přesvědčení, že objevil nový prvek této skupiny. K tomuto objevu dospěl

pod vedením Jönse Jacoba Berzelia. V roce 1821 se o totéž pokoušel také William Brande, který byl ovšem schopen vyprodukovat pouze malé množství lithia. Velké množství dokázali vyprodukovat až chemici Robert Bunsen a August Matthiessen v roce 1855 pomocí elektrolýzy roztaveného chloridu lithného [21,24].

### 2.1.2 Výskyt v přírodě

Lithium lze v přírodě nalézt většinou ve formě minerálů nebo hornin. Může být také obsaženo ve vodě z minerálních a léčivých pramenů. V této souvislosti je nutno uvést, že lithium nelze v přírodě nalézt jako samotný kov [24].

Zastoupení lithia ve vesmíru je relativně malé (18 ppm). Podobně na tom jsou prvky jako je např. gallium (19 ppm) a niob (20 ppm). Nejvýznamnějším minerálem je spodumen ( $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ ; Obrázek 1). Ložiska tohoto minerálu se nachází především v USA, Kanadě, Brazílii a Kongu [21]. Dalšími minerály obsahující lithium jsou amblygonit ( $(\text{Li},\text{Na})\text{Al}(\text{F},\text{OH})[\text{PO}_4]$ ), trifylin ( $\text{Li}(\text{Fe}^{2+}, \text{Mn}^{2+})[\text{PO}_4]$ ), petalit ( $\text{LiAlSi}_4\text{O}_{10}$ ) nebo lepidolit  $(\text{K},\text{Li})\{\text{Al}_2(\text{OH}, \text{F})_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}]\}$  [18].



Obrázek 1 Spodumen

(Převzato z: JIRÁSEK, J. Spodumen: Krystal kunzitu – růžové drahokamové odrůdy spodumenu. In: Ložiska rud [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/rudy/spodumen.html>)

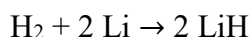
### 2.1.3 Příprava a výroba

Spodumen je zahříván na vysokou teplotu přesahující 1000 °C. Po jeho promytí kyselinou sírovou  $\text{H}_2\text{SO}_4$  je následně získán síran lithný ( $\text{Li}_2\text{SO}_4$ ), který reaguje s uhličitánem sodným  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  za vzniku uhličitánu lithného  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ .  $\text{LiCl}$  se připravuje působením  $\text{HCl}$  na uhličitán lithný ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ). V bezvodém stavu je  $\text{LiCl}$  možné získat z hydrátu, a to konkrétně jeho zahříváním v proudu chlorovodíku [18,25–28].

Kovové lithium lze poté připravit tavnou elektrolýzou směsi LiCl a KCl. Tento proces probíhá při zhruba 400 °C. Kromě KCl může být LiCl ve směsi také s CaCl<sub>2</sub>. Na katodě se vylučuje lithium a na anodě dochází ke vzniku chloru [18,25,26]. Alternativně lze použít metalotermickou výrobu vycházející z oxidu lithného, který je redukován např. křemíkem. Také lze redukovat fluorid lithný hliníkem. Tato výroba probíhá v přítomnosti oxidu vápenatého CaO [29].

#### 2.1.4 Reaktivita lithia

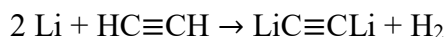
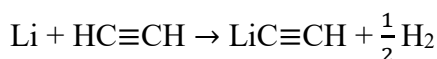
Lithium je stejně jako všechny prvky skupiny alkalických kovů, vysoce reaktivní prvek s elektronegativitou 0,98. Ve sloučeninách má výhradně oxidační číslo +I. Jeho reakcí s vodíkem vznikají hydridy. Za stejných podmínek reaguje i s halogeny [19,24,30].



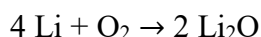
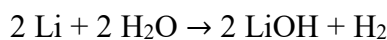
Lithium též reaguje s fosforem, arsenem, elementární sírou nebo také s tellurem či selenem. Podílí se na vzniku organolithných sloučenin. Ideální podmínkou k jejich přípravě je prostředí etheru nebo benzenu [18,30].



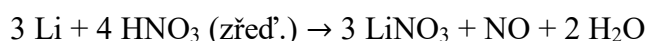
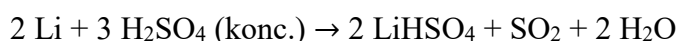
Reakcí lithia s acetylenem dochází k tvorbě acetylidů [18].



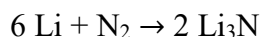
Na vzduchu je lithium nestálé. Dochází k jeho vznícení při zvýšení teploty. Stává se z něj oxid lithný Li<sub>2</sub>O. Produkuje vodík při poměrně pomalé reakci s vodou [19,25,29].



Reaguje rovněž s koncentrovanými i zředěnými minerálními kyselinami [29].



Červenohnědý nitrid lithný vzniká při reakci lithia s dusíkem [19].



### 2.1.5 Využití lithia a jeho charakteristických sloučenin

Již na počátku minulého století se Li používalo do slitin s olovem pro zvýšení tvrdosti ložisek. V současné době se jedná především o pevné a lehké slitiny s hliníkem (a jinými prvky) používané např. pro letecké konstrukce [21]. Nejvýznamnější využití lithia spočívá ve výrobě lithiových baterií. Tyto baterie mohou být dobíjecí (telefony, notebooky) nebo nedobíjecí (hodiny, kardiostimulátory) [24]. Slitiny hořčíku s lithiem se hojně využívají do raketoplánů a vesmírných družic [18,22,23].

**Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** (uhličitan lithný) nachází své uplatnění zejména při léčbě bipolárních poruch. V této souvislosti je však nutno uvést, že užití nadměrného množství těchto solí může vést k narušení CNS (centrální nervové soustavy). Za nízkou a optimální denní dávkou podávanou perorálně je považováno množství až kolem 1 g. Tento způsob léčby vede k ustálení hladiny lithia v krvi asi na 1 mmol/l bez vyvolání vedlejších účinků [19,21].

**LiNO<sub>3</sub>** (dusičnan lithný) se využívá na výrobu ohňostrojů [21].

**LiCl** (chlorid lithný) je využíván v automobilovém průmyslu ke spojování jednotlivých hliníkových částí [21].

Lithium a organolithná činidla jsou také důležitou součástí organických syntéz společně s tetrahydridohlinitanem lithným **Li[AlH<sub>4</sub>]** [21].

K vojenským nebo meteorologickým účelům je využíván vodík, který je připraven z **LiH** (hydrid lithný) [21].

### 2.1.6 Biologická role

Lithium je považováno za toxické, pokud není využíváno v malých dávkách. Je ale obecně známo, že je součástí léků, které jsou pacientům předepisovány např. kvůli výše zmíněné bipolární poruše nebo ischemické chorobě srdeční. Můžeme jej nalézt také v ledvinách, zubní sklovině nebo ve slinivce člověka i zvířat [23,24].



## 2.2 Sodík

### 2.2.1 Úvod a historie

Sodík (Na) je druhým prvkem skupiny alkalických kovů (I.A). Jedná se o lehký světle stříbřitý kov, který dobře vede elektrický proud. Je velmi měkký a reaktivní. V podobě kovu se v přírodě nevyskytuje. Při kontaktu se vzduchem téměř ihned zmatní. S vodou reaguje prudce. Charakteristicky barví plamen žlutou barvou. Poměrně rychle se na jeho povrchu se tvoří zratelná vrstva oxidu. Páry tohoto kovu mají výraznou fialovou barvu. Sodný amalgám se používá v organické i anorganické chemii jako redukční činidlo [20,23,31]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti sodíku jsou shrnuty v tabulce 1.

Řeční filozofové pojmenovali sodu (uhličitan sodný  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) a částečně i potaš (uhličitan draselný  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) označením „nitron“. Římský spisovatel Plinius naopak pojmenoval látku „nitrium“. Potaš i sodu nijak zásadně nerozlišovali. Ve starém zákoně je soda označovaná názvem „neter“, a právě od tohoto názvu je odvozen latinský název Natrium. Postupem času se však ustálil název „natron“, který je odvozen z předešlého „nitrum“. Tato změna byla provedena arabskými alchymisty. Alchymista Gerber ve 13. století použil ve svých spisech pro uhličitan sodný a draselný označení „alkali“ [32,33].

V roce 1702 přišel Georg Ernst Stahl s domněnkou, že „natron“ a „kali“ jsou dvě různé sloučeniny. Experimentálně to dokázal potvrdit Francouz Henri-Louis Duhamel De Monceau až roku 1736 [32,33]. V roce 1758 německý chemik Andreas Sigismund Marggraf tuto domněnku experimentálně potvrdil plamennou zkouškou, u které poukázal na odlišné zbarvení plamene [32,33].

Sůl ( $\text{NaCl}$ , chlorid sodný) a soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , uhličitan sodný) byly využívány, a tudíž se vědělo se o jejich existenci již v pravěku. Chlorid sodný sloužil především k dochucování jídel a k jeho konzervaci. Zatímco z uhličitanu sodného se vyrábělo sklo, tak z popelu určitých druhů rostlin byla získávána soda. Místem, kde bylo možné sodu získat, bylo např. údolí Natron v Egyptě [32,33].

K odhalení složení chloridu a uhličitanu sodného přispěl H. Davy na Královském institutu v Londýně v říjnu 1807, kdy při svých pokusech aplikoval silný elektrický proud na roztavený hydroxid sodný ( $\text{NaOH}$ , kaustická soda). Výsledkem jeho snažení bylo vytvoření kuliček kovového sodíku. Rok poté Louis-Josef Gay-Lussac a Louis-Jacques Thénard dokázali vyrobit sodík tak, že zahřáli směs, kterou tvořila kaustická soda (hydroxid sodný,  $\text{NaOH}$ ) společně s pilinami železa. Reakce se projevila červeným žářem [32,33].

### 2.2.2 Výskyt v přírodě

V zemské kůře patří sodík mezi sedmý nejvíce rozšířený prvek. Z hlediska rozšíření sodíku jako kovu jsou více rozšířeny už jen Mg, Ca, Fe a Al. V elementární formě ho v přírodě nelze nalézt [18,19,21].

Jeho primárními zdroji jsou např. přírodní solanky a H<sub>2</sub>O (mořská voda), jež jsou především charakteristické svými neomezenými zdroji. Dalšími zdroji jsou chilský ledek (NaNO<sub>3</sub>) a kamenná sůl halit (Obrázek 2), což je takřka čistý chlorid sodný (NaCl). Sodík se také vyskytuje jako soda (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10H<sub>2</sub>O), mirabilit (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·10H<sub>2</sub>O, Glauberova sůl), glauberit (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·CaSO<sub>4</sub>), trona (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·NaHCO<sub>3</sub>·2H<sub>2</sub>O) a kernit (Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>·4H<sub>2</sub>O). Dalšími minerály obsahujícími sodík jsou např. sylvinit (KCl/NaCl) nebo také borax (Na<sub>2</sub>[B<sub>4</sub>O<sub>5</sub>(OH)<sub>4</sub>]·8H<sub>2</sub>O) [18,19,21].

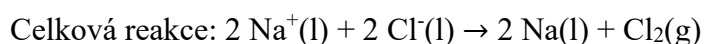
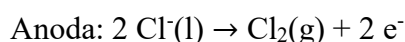
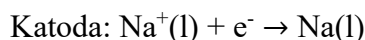


Obrázek 2 Halit

(Převzato z: JIRÁSEK, J. Halit: Průhledný krystal halitu na jílovci. In: Ložiska nerud [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/nerudy/halit.html>)

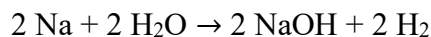
### 2.2.3 Příprava a výroba

Sodík se vyrábí elektrolýzou roztaveného chloridu sodného (NaCl) pomocí efektivního Downsova procesu. NaCl je obvykle ve směsi s chloridem vápenatým (CaCl<sub>2</sub>). Ten způsobil snížení bodu tání z 801 °C na 600 °C. Jiný způsob výroby vychází z taveniny hydroxidu sodného [19,20,34].

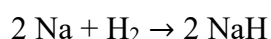


#### 2.2.4 Reaktivita sodíku

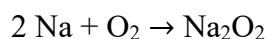
Sodík, stejně jako lithium a draslík, musí být uchováván a chráněn před kontaktem se vzdušnou vlhkostí a atmosférickým kyslíkem. Je to prvek s elektronegativitou 0,93. Ve sloučeninách má oxidační číslo +I. Účastní se prudké reakce s vodou [19,32].



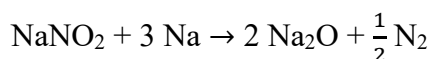
Reakce s vodíkem a s halogeny je možná až při zvýšení teploty [19].



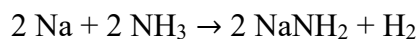
S uhlíkem tvoří acetylid ( $\text{Na}_2\text{C}_2$ ) a s grafitem ( $\text{NaC}_{64}$ ). Tyto sloučeniny vznikají opět při zahřátí. Zahřátím sodíku dochází ke vzniku i peroxidu sodného ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ), konkrétně v atmosféře  $\text{O}_2$ . Lze jej také vytvořit v nadbytku vzduchu [19].



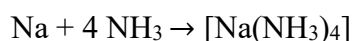
Reakce s peroxidem sodným ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) nebo s dusitanem sodným ( $\text{NaNO}_2$ ) vede k tvorbě oxidu sodného  $\text{Na}_2\text{O}$  [18].



Produktem reakce plynného amoniaku ( $\text{NH}_3$ ) a sodíku je amid sodný ( $\text{NaNH}_2$ ) a vodík ( $\text{H}_2$ ) [25].



V kapalném amoniaku ( $\text{NH}_3$ ) tvoří tetraaminsodný komplex  $[\text{Na}(\text{NH}_3)_4]$  [31].



## 2.2.5 Využití sodíku a jeho charakteristických sloučenin

Elementární sodík se používá jako redukční činidlo. Dále je využitelný k výrobě a získávání sloučenin ( $\text{NaH}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NaCN}$ ) a kovů jako je např.  $\text{Ti}$  a  $\text{Zr}$ . Ve formě katalyzátoru se podílí na produkci elastomerů a pryže. Uplatnění nachází sodík také v kapalném stavu v jaderných reaktorech, kde působí jako chladicí médium. V organické chemii kromě samotného sodíku je často používaným činidlem také jeho sloučenina  $\text{Na}[\text{BH}_4]$  (tetrahydridoboritan sodný) [19–21].

$\text{NaOH}$  (hydroxid sodný) se používá k neutralizaci, obzvlášť v laboratorních podmínkách a také k přípravě různých látek např.  $\text{PH}_3$  (fosfan) nebo sloučenin sodíku a chloru (chlornan sodný, chlorečnan sodný) [20].

$\text{NaCl}$  (chlorid sodný) v zimním období slouží zejména k posypu silnic, avšak jeho použitím je ohrožována vegetace, která roste v jejich blízkosti. V Kanadě byla právě z tohoto důvodu zavedena opatření týkající se ochrany životního prostředí např. užíváním menšího množství soli k posypu silnic. Chlorid sodný je také užíván k přípravě různých látek ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) [19].

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  (uhličitan sodný) je v bezvodém stavu nazýván „kalcinovaná soda“ a jako dekahydrát je známý pod názvem „prací soda“. Používá se ke změkčování vody nebo je užitečný např. k přípravě mýdla nebo hydroxidu sodného [20,35].

$\text{NaHCO}_3$  (hydrogenuhličitan sodný) též známý jako jedlá soda je součástí kypřících prášků nebo zabraňuje možnému překyselení [20].

$\text{NaNO}_3$  (dusičnan sodný) neboli chilský ledek se hlavně užívá v zemědělství ve formě dusíkatých hnojiv [20].

$\text{Na}_2\text{O}_2$  (peroxid sodný) se používá jako silné oxidační činidlo, bělidlo nebo je užitečný při zpracování dřeva [20].

## 2.2.6 Biologická role

Sodík je esenciální živina důležitá pro život a fungování lidského těla. Je součástí celé řady elektrofyziologických procesů. Primární zdroj sodíku je skryt ve stravě. Je jím chlorid sodný  $\text{NaCl}$ . Vysoký příjem chloridu sodného a tím pádem i sodíku může zapříčinit zdravotní problémy jako je např. vysoký krevní tlak nebo nedostatek vápníku v kostech. V buňkách nervů a svalů probíhá přenos nervových impulsů. Tento přenos je řízen membránovým potenciálem, jež byl vytvořen koncentračním gradientem iontů  $\text{Na}^+$  a  $\text{K}^+$ . Proto je podstatné, aby tělo získalo

dostatek solí  $\text{Na}^+$  i  $\text{K}^+$ . Koncentrace těchto iontů se liší, a to v buňce i mimo buňku. Uvnitř buněk převažují ionty  $\text{K}^+$  oproti  $\text{Na}^+$ , avšak mimo buňku je koncentrace iontů  $\text{Na}^+$  vyšší [19,23,32,36].

## 2.3 Draslík

### 2.3.1 Úvod a historie

Draslík (K) je třetím prvkem skupiny alkalických kovů (I.A). Je to stříbřitě bílý neušlechtilý kov. Je rovněž měkký a lesklý na povrchu. Jedná se o druhý nejlehčí kov na zemi, hned po lithiu. Typickou vlastností je jeho vysoká elektropozitivita a také vodivost, ať už se jedná o vodivost elektrickou či tepelnou. Charakteristicky barví plamen jemnou fialovou barvou. V přírodě jej nelze nalézt v jeho elementární formě, avšak je součástí minerálů. Společně se sodíkem tvoří slitinu, jež je užívána především v jaderných reaktorech [19,21,37,38]. Latinský název draslíku je *Kalium* a anglický název je *Potassium* [23,38].

Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti draslíku jsou shrnuty v tabulce 1.

Draselné soli byly využívány již stovky let, a to ve formě  $\text{KNO}_3$  (dusičnan draselný) a  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  (síran draselnno-hlinitý) nebo jako potaš ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ , uhličitan draselný). Jejich unikátní vlastnosti přispívaly k výrobě mýdla, barviv apod. Draselné soli byly získávány z hlíny např. reakcí z kyselinou sírovou ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Výsledkem jejich redukce byl samotný draslík, který byl zařazen do kategorie tzv. „zemín“ [38].

Na zařazení samotného prvku mezi zeminy se podílel Antoine Lavoisier. V roce 1807 dokázal Humphry Davy úspěšně připravit kovové kuličky draslíku tak, že vystavil navlhčenou potaš elektrickému proudu [38]. Při vložení kovových kuliček do vody pozoroval, že neklesaly ke dnu, ale naopak se i za bouřlivé reakce držely u hladiny [23,38].

### 2.3.2 Výskyt v přírodě

Součástí zemské biosféry je řada prvků. Draslík zde zaujímá až 2,4 %. V přírodě jej, stejně jako sodík, nelze nalézt v jeho elementární formě. Draslík je součástí řady různých minerálů jako je kainit ( $\text{KCl}\cdot\text{MgSO}_4\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ) nebo muskovit ( $\text{KA}_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH},\text{F})_2$ ). Jeho primárními zdroji jsou však sylvín ( $\text{KCl}$ ; Obrázek 3) a sylvinit ( $\text{KCl}/\text{NaCl}$ ). Nelze opomenout rovněž karnalit ( $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) [19,23,37].



Obrázek 3 Sylvín

(Převzato z: JIRÁSEK, J. Sylvín: Krychlový průhledný krystal sylvínu. In: *Ložiska nerud* [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/nerudy/sylv%3%ADn.html>)

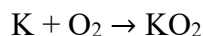
$K_2CO_3$  (uhličitan draselný) nebo uměle či přírodně vyrobené draselné soli, jež jsou rozpustné ve vodě, lze pojmenovat společným názvem „potaš“. Tyto soli lze nalézt v solných jezerech. Konkrétním příkladem výskytu těchto solí je Mrtvé moře [19,23,37].

### 2.3.3 Příprava a výroba

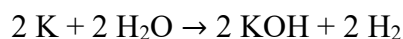
Vyrábí se reakcí sodíku, konkrétně jeho par, s taveninou chloridu draselného (KCl), který je získáván z minerálů sylvínu (KCl), karnalitu ( $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ ), potaše ( $K_2CO_3$ ) nebo ze slané vody. Tento způsob výroby probíhá ve frakční koloně. Pomocí destilace lze poté získat draslík ze vzniklé slitiny sodíku a draslíku [19,39].

### 2.3.4 Reaktivita draslíku

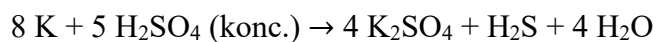
Draslík, stejně jako lithium a sodík, není vhodné vystavovat atmosférickému kyslíku nebo přímo vzdušné vlhkosti. Z toho důvodu je uložen a chráněn před možným kontaktem v uhlovodíkovém rozpouštědle, i když reakce v tomto prostředí probíhá, ale jen po určitou dobu. Je to prvek s elektronegativitou 0,82. Ve sloučeninách má oxidační číslo +I. Při zahřívání draslíku v přítomnosti kyslíku dochází ke vzniku superoxidu draselného  $KO_2$  [19,38].



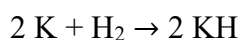
Bouřlivou reakcí draslíku s vodou vzniká vodík, který ihned po vzniku chytne plamenem [19].



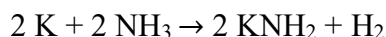
Draslík je, mimo jiné, i redukční činidlo. Konkrétně při reakci s koncentrovanou kyselinou sírovou redukuje síru za vzniku síranu draselného a vývoje sirovodíku. Účastní se také reakce s kyselinou chlorovodíkovou [37].



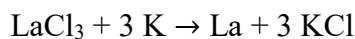
Při zvýšené teplotě dochází reakcí s vodíkem a halogeny ke vzniku hydridu a resp. halogenidů [19].



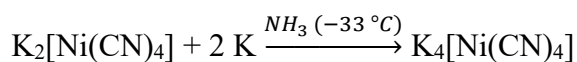
V kapalném amoniaku se po rozpuštění draslíku vytváří barevné roztoky, které mohou sloužit jako redukční činidla. Reakcí s plynným amoniakem jsou získávány amidy. S uhlíkem tvoří draslík interkalační sloučeniny  $\text{KC}_n$  ( $M = \text{K}$ ,  $x = 4-8$ ) [19,25,34].



Účastní se rovněž reakce halogenidy různých kovů [25].



Podílí se také na přípravě komplexů přechodných kovů. Oxidační stavy centrálních atomů těchto komplexů jsou velmi nízké [34].



### 2.3.5 Využití draslíku a jeho charakteristických sloučenin

Kovový draslík slouží hlavně k produkci superoxidu draselného ( $\text{KO}_2$ ), jež se získává spalováním a je užitečný zejména pro použití v dýchacích přístrojích. Společně se sodíkem tvoří velmi užitečnou a odolnou slitinu. Rostliny potřebují draslík, a proto jsou jeho soli důležitými hnojivy pro jejich podporu. Součástí přírodního draslíku je 0,012 % izotopu  $^{40}\text{K}$ . Tento izotop je radioaktivní, což činí přírodní draslík lehce radioaktivní [19–21].

**$\text{K}_2\text{CO}_3$**  (dusičnan draselný, draselný ledek) se primárně využívá do střelného prachu [20].

**$\text{KOH}$**  (hydroxid draselný, žíravé draslo) plní funkci sušícího činidla a tvoří jednu ze základních složek při přípravě mýdel [20].

**KMnO<sub>4</sub>** (manganistan draselný) je často užíván jako velmi silné oxidační činidlo [20].

**KCl** (chlorid draselný) se používá jako hnojivo a je významnou sloučeninou pro přípravu různých sloučenin draslíku [20].

### 2.3.6 Biologická role

Draslík je esenciální pro všechny živé organismy. V buňkách živých organismů zachovává vzájemnou rovnováhu mezi jednotlivými elektrolyty a kapalinami. V zemědělství jsou využívána hnojiva právě na bázi draslíku [23,37]. Přirozeně je získáván např. z ořechů, čokolády či brambor. Pro živé organismy může být také toxický. Jeho radioaktivní izotop <sup>40</sup>K je pro člověka nebezpečný a může v těle způsobovat různé typy mutací genetické informace. Při vysoké koncentraci může způsobit problémy se srdcem nebo poškodit stěny sliznice především u žaludku [23,37].

## 2.4 Rubidium

### 2.4.1 Úvod a historie

Rubidium (Rb) je čtvrtým prvkem skupiny alkalických kovů (I.A). Jedná se o měkký a stříbrný kov. Charakteristicky barví plamen jemnou červenofialovou barvou. Společnou vlastnost, kterou sdílí se skupinou alkalických kovů, je jeho prudká reaktivita s kyslíkem a vodou. Často se vyskytuje ve formě slitin společně se sodíkem a železem nebo jako součást amalgámů [21,23,40]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti rubidia jsou shrnuty v tabulce 1.

Přibližně v 60. letech 19. století došlo k objevu lepidolitu. Jednalo se o minerál na bázi lithia a draslíku, který při kontaktu s uhlíky, jež byly žhavé, začal pění a následně zatvrdnul. Důslednějším rozbořením bylo odhaleno, že kromě draslíku a lithia skrývá i jiný prvek: rubidium. Rubidium objevili roku 1861 Robertem Bunsen a Gustavem Kirchhoff. Ke svému objevu dospěli tak, že rudu nejprve umístili do kyseliny, a poté byl draslík z této sraženiny odstraněn promýváním vroucí vodou. Následná podrobná analýza atomového spektra, která jim ukázala dvě rubínově červené čáry, je přesvědčila o tom, že se skutečně jedná o nový prvek, který byl následně podle barvy těchto čar pojmenován. Kromě intenzivních červených čar zaznamenali také dvě odlišné fialové čáry [41].



Tento prvek byl tedy pojmenován rubidium se symbolem Rb. Označení rubidium je odvozeno od latinského názvu „*rubidus*“, což bylo pojmenování pro nejtmaší červenou barvu. V roce 1928 se podařilo také vyrobit kovové rubidium [33,41].

#### 2.4.2 Výskyt v přírodě

Na rozdíl od sodíku a draslíku není rubidium jako prvek v přírodě příliš rozšířeno. Většina alkalických kovů se vyskytuje v minerálech ve větším množství, avšak rubidium se vyskytuje pouze stopově. Minerál lepidolit (Obrázek 4) obsahuje až 1 % rubidia. Dále je také součástí minerálů pollucitu, leucitu, karnalitu a minerálů prvu, jež je rovněž součástí skupiny alkalických kovů, draslíku [18,21,40,41].

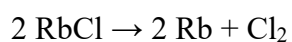


Obrázek 4 Lepidolit

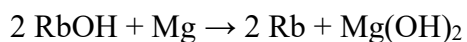
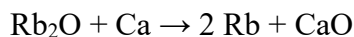
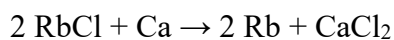
(Převzato z: JIRÁSEK, J. Lepidolit: Hrubě lupenité agregáty růžového lepidolitu (trilithionitu) v pegmatitu. In: *Ložiska rud* [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/rudy/lepidolit.html>)

#### 2.4.3 Příprava a výroba

Rubidium lze připravit tavnou elektrolýzou chloridu rubidného nebo hydroxidu rubidného. Chlorid je získáván z minerálu spodumenu, ze kterého se primárně vyrábí lithium [19,25,40].

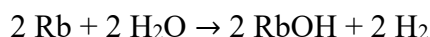


Mezi další způsoby přípravy rubidia patří redukce chloridu rubidného nebo oxidu rubidného pomocí Ca za vysokých teplot dosahujících až 800 °C. V proudu H<sub>2</sub> lze redukovat také hydroxid rubidný působením Mg [23,25,40].

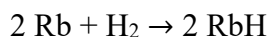


#### 2.4.4 Reaktivita rubidia

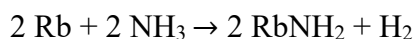
Jedná se o prvek s elektronegativitou 0,79. Ve sloučeninách má oxidační číslo +I. Sloučeniny rubidia se dobře rozpouští ve vodě, a to s výjimkou hexafluorkřemičitanu rubidného (Rb<sub>2</sub>SiF<sub>6</sub>). Reakcí s uhlíkem tvoří interkalační sloučeniny. Reakcí s vodou vzniká vodík, jež při vzniku okamžitě chytne plamenem [19,40,42].



Rubidium je rovněž schopno reakce s vodíkem a s halogeny. Tyto reakce probíhají při zvýšené teplotě a výsledným produktem jsou hydrid a resp. halogenidy [19].



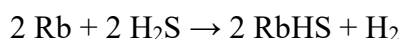
Při jeho interakci s kapalným amoniakem se tvoří barevné roztoky, které se díky specifickým redukčním vlastnostem mohou využívat jako redukční činidla. Výsledným produktem jeho reakce s plynným amoniakem jsou amidy [25,34].



Nutno podotknout, že rubidium reaguje s kyselinami velmi ochotně [40].



Při reakci se sirovodíkem dochází ke vzniku hydrogensulfidu rubidného (RbHS) [40].



#### 2.4.5 Využití rubidia a jeho charakteristických sloučenin

V současné době se zvyšují možnosti použití rubidia v praxi. Nejvíce je využíváno v jeho kovové formě, a to do různých fotočlánků nebo do atomových hodin. Zatímco ve formě pracovní kapaliny je užitečné např. v parních turbínách. V oblasti nukleární medicíny se využívá jednoho z jeho izotopů. V daném případě se jedná o izotop  $^{82}\text{Rb}$  [23,40].

**RbCl** (chlorid rubidný) je užitečný zejména jako doplněk stravy, přičemž v ojedinělých případech může sloužit ke zmírnění depresí [23].

**Rb<sub>2</sub>O** (oxid rubidný) se přidává do skla za účelem zlepšení jeho mechanických vlastností. Díky jeho přítomnosti se sklo stává tvrdším a odolnějším [40].

#### 2.4.6 Biologická role

Rubidium je netoxický kov, kterého se v lidském těle vyskytuje asi půl gramu. Hlavním důvodem, proč je rubidium přijímáno z potravy, je jeho značná podobnost s draslíkem, který je pro fungování lidského těla nezbytný. Vykazuje však mírnou radioaktivitu, a proto je využit k detekci nádorů na mozku, ve kterých se může akumulovat [41].

### 2.5 Cesium

#### 2.5.1 Úvod a historie

Cesium (Cs) je pátým prvkem skupiny alkalických kovů (I.A). Jedná se o velmi reaktivní zlatě zabarvený kov nestálý na vzduchu. Je jedinečný tím, že je ze všech známých kovů nejměkčí. Zdrojem cesia v přírodě jsou různé minerály. S určitými nekovy reaguje explozivně (např. brom). Charakteristickým příkladem využití cesia jsou cesiové atomové hodiny či výroba fotočlánků pomocí fotoelektrického jevu [19,35,42,43]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti cesia jsou shrnuty v tabulce 1.

K objevení cesia se přiblížil v roce 1846 Carl Platter při zkoumání minerálu polucitu ( $\text{Cs}_4\text{Al}_4\text{Si}_9\text{O}_{26}\cdot\text{H}_2\text{O}$ ), ale kvůli nedostatku materiálů potřebných k výzkumu se mu jej nepodařilo kompletně analyzovat a byl nucen výzkum předčasně ukončit [18,42]. V roce 1860 jej ale konečně objevili Gustav Kirchhoff a Robert Bunsen prostřednictvím spektroskopu, který použili k analýze minerální vody ze zdrojů z města Dürkheim. Po detekci neznámých čar usoudili, že se jedná o nový prvek. Následně získali několik gramů chloridu tohoto prvku

po oddělení lithia a solí Sr, Mg a Ca. Svůj název prvek získal z latinského „*caesius*“, což v překladu znamená modř jasného nebe. Pro tento název se Bunsen a Kirchhoff rozhodli právě kvůli tomu, že cesium vyvolává při zkoušce plamenem modré zbarvení. Cesium jako kov získal později Carl Theodor Setterberg z kyanidu cesného CsCN, a to pomocí elektrolytické metody [33,42].

### 2.5.2 Výskyt v přírodě

Cesium se v přírodě příliš nevyskytuje. Lze jej najít ve velkém množství v polucitu ( $\text{Cs}_4\text{Al}_4\text{Si}_9\text{O}_{26}\cdot\text{H}_2\text{O}$ ; Obrázek 5). Polucit je minerál, jehož největší zásoby lze nalézt u jezera Bernic v provincii Manitoba v Kanadě. Další minerál, ze kterého lze získat samotný prvek, je lepidolit. V současné době je cesium připravováno především jako vedlejší produkt při výrobě lithia [18,19,21,42].



Obrázek 5 Polucit

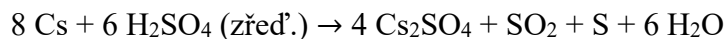
(Převzato z: JIRÁSEK, J. Polucit: Šedavý masivní polucit. In: Ložiska rud [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/rudy/polucit.html>)

### 2.5.3 Příprava a výroba

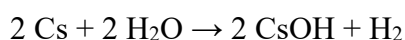
Cesium lze připravit tavnou elektrolýzou CsCl (chloridu cesného) nebo CsOH (hydroxidu cesného). Daný chlorid je získáván jako vedlejší produkt z minerálu spodumenu, ze kterého se primárně vyrábí lithium [19,25]. V kovové formě se cesium získává redukcí uhličitanu nebo hydroxidu hořčíkem. Tato reakce probíhá ve vodíkové atmosféře. Může být rovněž získán redukcí vápníkem, a to ve vakuu [43]. Rozkladem azidu cesného ( $\text{CsN}_3$ ) za vyšších teplot dosahujících až 390 °C je možno získat menší množství čistého cesia [19,43].

#### 2.5.4 Reaktivita cesia

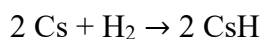
Cesium je z I.A skupiny nejvíce reaktivním prvkem s elektronegativitou 0,79. Ve sloučeninách má oxidační číslo +I. Je často využitelné jako redukční činidlo. Příkladem jeho redukčních vlastností je jeho reakce s kyselinou sírovou [42,43].



Z důvodu jeho nestálosti na vzduchu, je s ním možné zacházet jen v případě užití inertní atmosféry. Jeho reakcí s vodou je výsledným produktem vodík, který se ihned po vzniku vznítí [18,19,43].

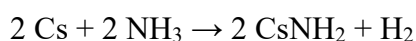
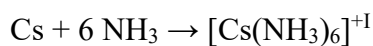


Reakcí s halogeny vytváří halogenidy a s vodíkem hydrid. Tyto reakce probíhají při zvýšené teplotě [19].



Produktem zahřívání cesia v přítomnosti atmosférického kyslíku je superoxid cesný ( $\text{CsO}_2$ ). Jeho následným rozkladem vzniká oranžový oxid cesný ( $\text{Cs}_2\text{O}$ ). Podrobením cesia částečné oxidaci dochází k syntéze produktu  $\text{Cs}_{11}\text{O}_3$  [19].

S kapalným amoniakem tvoří komplexy (hexaamincésného komplex), avšak při reakci s plynným amoniakem je výsledným produktem amid (amid cesný) [43].



#### 2.5.5 Využití cesia a jeho charakteristických sloučenin

Cesium má řadu důležitých využití. Jedním z nich je jeho schopnost snadno uvolňovat elektrony vlivem energie získané ze světla. Poté dochází k přeměně této energie na elektrický proud. Jedná se o tzv. fotoelektrický jev, kterého se využívá výhradně na tvorbu fotočlánků [35]. Nejvýznamnějším uplatněním cesia jsou cesiové atomové hodiny. Tyto hodiny jsou velmi přesné (pracují s odchylkou 1 sekundy za milion let) a slouží k měření času. Lze je nalézt v satelitech navigačních systémů nebo na internetových a telefonních sítích. Podstata těchto hodin spočívá v atomu cesia (Cs), ve kterém dochází k přechodům mezi základním

a excitovaným stavem, který se neustále opakuje. Poté je sledována frekvence vyzařovaného elektromagnetického záření (9 192 631 770 cyklů za sekundu) [19,23,42].

Halogenidy cesia **CsF** (fluorid cesný), **CsBr** (bromid cesný) a **CsI** (jodid cesný) jsou v podobě krystalů součástí scintilačního detektoru, což je zařízení schopné detekovat elektromagnetické záření (gamma a rentgenové záření) [23].

**CsCl** (chlorid cesný) a **Cs<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** (síran cesný) jsou sloučeniny, jež se využívají a jsou užitečné při laboratorní činnosti obvykle k procesu ultracentrifugace [23].

**CsNO<sub>3</sub>** (dusičnan cesný) má schopnost obarvovat světlice a je také účinným oxidačním činidlem [23].

### 2.5.6 Biologická role

Cesium neplní žádnou biologickou roli. Jeho sloučeniny jsou považovány za toxické společně s jeho izotopy jako je především <sup>134</sup>Cs a <sup>137</sup>Cs [23,42].

## 2.6 Francium

### 2.6.1 Úvod a historie

Francium (Fr) je posledním prvkem skupiny alkalických kovů (I.A). Jedná se o vysoce radioaktivní kov, který je významný nejnižší elektronegativitou (0,7) ze všech prvků. Za jeho nejvíce stabilní izotop je považován <sup>223</sup>Fr. S poločasem rozpadu pouhých 21,8 min. je z prvků, jež se vyskytují v přírodě, nejvíce nestabilní. Využívá se zejména výzkumným účelům [18,23,44]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti francia jsou shrnuty v tabulce 1.

Na začátku 20. století vědci zkoumali minerály, jejichž radioaktivitu nedokázali vysvětlit. Při jejich vědeckém zkoumání nacházeli neznámé čáry v rentgenových spektrech. V této souvislosti Mendělejev pevně věřil, že brzy dojde k objevu nového prvku podobnému cesiu. Řada vědců se domnívala, že na základě právě těchto důkazů se skutečně jedná o nový prvek. Následně bylo zjištěno, že jen část těchto tvrzení potvrzovala existenci francia [45].

V roce 1939 objevila Marguerita Pereyová francium ve vzorku aktinia, a to přímo na Institutu Curie v Paříži. Postupovala tak, že vzorek aktinia vyčistila od radioaktivních složek. Mezi známé příměsi patřilo například <sup>227</sup>Th nebo <sup>223</sup>Ra [33,45]. I přes její snahu stále patrná radioaktivita vzorku poukazovala na přítomnost dalšího prvku. Došla k závěru, že se jedná o nový prvek s protonovým číslem 87. Navzdory jejímu úspěchu však stále čelila vlně

pochybností, a to až do roku 1946, kdy byla konečně prohlášena za právoplatnou objevitelku [45]. Pojmenovala prvek francium, a to podle Francie, odkud pocházela, a přiřadila mu symbol Fa. Symbol byl však později změněn na Fr, nicméně název pro prvek byl schválen [33].

### 2.6.2 Výskyt v přírodě

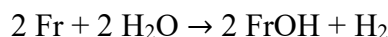
Jedná se o vysoce radioaktivní prvek, který je v přírodě možno nalézt ve stopovém množství jako součást uran-aktiniové rozpadové řady, kde vzniká z  $^{227}\text{Ac}$ . Isotop  $^{221}\text{Fr}$  je součástí umělé rozpadové řady neptuniové a vzniká z  $^{225}\text{Ac}$ . Po rozpadu  $\alpha$  se z něj stává  $^{217}\text{At}$  [33]. Na Zemi je přibližně  $2 \cdot 10^{-18}$  ppm (parts per million) francia.  $^{227}\text{Fr}$  izotop typický velmi krátkým poločasem rozpadu,  $t_{1/2} = 21,8$  min [18,33,45].

### 2.6.3 Příprava a výroba

Získává se v nukleárních reaktorech při nukleární reakci, kdy je Ra (radium) „bombardováno“ neutrony a Th (thorium) naopak protony [23,45].

### 2.6.4 Reaktivita francia

Francium je prvek s elektronegativitou 0,7. Ve sloučeninách má oxidační číslo +I. Kromě vysoké radioaktivity francia jako kovu se jeho chemické vlastnosti příliš neliší od vlastností prvků zbytku I.A skupiny. Reaguje s minerálními kyselinami. Po vystavení na vzduchu ihned shoří a stává se z něj superoxid francný ( $\text{FrO}_2$ ). Je teoreticky schopný reakce s vodou za vzniku hydroxidu francného ( $\text{FrOH}$ ) a vodíku [25,44,45].



Obdobně jako ostatní prvky ve skupině reaguje také pravděpodobně s halogeny za vzniku halogenidu [19,44].



### 2.6.5 Využití franciá a jeho charakteristických sloučenin

Vzhledem k jeho specifickým vlastnostem je primárně využíván k výzkumu, především v oblasti biologie nebo v lékařství. Také je podrobován zkoumání v oblasti, jež se zaměřuje na atomové struktury. Charakteristickou sloučeninou je  $\text{FrClO}_4$  (chloristan francný) [23].

### 2.6.6 Biologická role

Vzhledem k vysoké radioaktivitě franciá se jedná o toxický kov. Z tohoto důvodu nemá žádnou biologickou funkci [23,45].

## 3 Kovy alkalických zemin

Prvky II.A skupiny periodického systému (tzv. kovy alkalických zemin) jsou měkké, kujné a tažné kovy se stálými sloučeninami. Do této skupiny patří beryllium, hořčík, vápník, stroncium, baryum a radium, které je radioaktivní. Většina kovů II.A skupiny je na povrchu stříbřitá, a to až na beryllium a hořčík, jež jsou typické svou šedivou barvou. Při kontaktu se vzduchem dochází ke zmatnění jejich povrchu. Jedná se o prvky s výraznou chemickou podobností. To platí pro všechny prvky kromě beryllia, který se od nich svými vlastnostmi ve velké míře odlišuje, a to například kovalentním charakterem jeho sloučenin [19,20].

Kovy alkalických zemin se účastní přímé reakce s některými nekovy (halogeny, kyslík, síra, dusík). Soli těchto kovů se vytvářejí při reakci se zředěnými kyselinami. V přírodě lze tyto kovy nalézt primárně jako uhličitany a sírany. Kovy se v čisté podobě získávají pomocí elektrolytické metody [20].



Tabulka 2 Vybrané fyzikálně chemické vlastnosti kovů alkalických zemin [18–22]

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Protonové číslo, Z	4	12	20	38	56	88
Perioda	2	3	4	5	6	7
Elektronegativita	1,57	1,31	1,00	0,95	0,89	0,9
Elektronová konfigurace	[He] 2s <sup>2</sup>	[Ne] 3s <sup>2</sup>	[Ar] 4s <sup>2</sup>	[Kr] 5s <sup>2</sup>	[Xe] 6s <sup>2</sup>	[Rn] 7s <sup>2</sup>
A <sub>r</sub>	9,01218	24,305	40,078	87,62	137,33	226,0254
Počet přírodních izotopů	1	3	6	4	7	4 <sup>a)</sup>
Běžné oxidační stavy	II	II	II	II	II	II
Charakter	kov	kov	kov	kov	kov	kov
Skupenství při 20 °C	pevné	pevné	pevné	pevné	pevné	pevné
Hustota (20 °C) g·cm <sup>-3</sup>	1,85	1,74	1,54	2,63	3,65	5
Teplota tání (°C)	1287	649	842	766,9	727	≈ 700
Teplota varu (°C)	≈ 2767	1106	1484	1383,9	1845	≈ 1140
Zbarvení plamene	-	-	cihlově červené	červené	jablečně zelené	-

<sup>a)</sup> Všechny jsou radioaktivní. Nejdelší  $t_{1/2} = 1\ 600$  let.

## 3.1 Beryllium

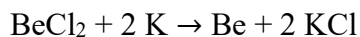
### 3.1.1 Úvod a historie

Beryllium (Be) je prvním prvkem skupiny kovů alkalických zemin (II.A). Jedná se o lehký, tvrdý a vysoce toxický kov stálý na vzduchu. Jeho stálost na vzduchu je zapříčiněna pasivací jeho povrchu [19,25]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti beryllia jsou shrnuty v tabulce 2. Při běžné teplotě je kovové beryllium nereaktivní. Nejvýznamnější využití má ve slitinách (např. s Cu a Ni), které jsou velmi tvrdé, pevné a chemicky odolné. V přírodě se vyskytuje hlavně v minerálech. Chemickými vlastnostmi se podobá hliníku [18,21,34].

René-Just Haüy, zakladatel moderní krystalografie, byl známý mineralog žijící ve Francii, jež se zabýval výzkumem minerálů berylu a smaragdu se složením (Be<sub>3</sub>Al<sub>2</sub>Si<sub>6</sub>O<sub>18</sub>), u kterých vypořádal shodné vlastnosti. Věřil, že v sobě uchovávají nový prvek. Důkladnou analýzou těchto minerálů se zabýval Nicholas Loius Vauquelin, který pracoval pod významným chemikem Antoine-François de Fourcroyem [21,33,46]. V roce 1798 získal nový kov izolací oxidu berylnatého (BeO), který následně podrobil dalšímu zkoumání. Podle sladké chuti tohoto oxidu dostal tento kov název glucinium (řecky *glykys* = sladký). Za objevitele

beryllia je tedy považován L. N. Vauquelin. Název beryllium navrhl M. H. Klaproth, čímž se stal oficiálně užívaným názvem [33,34,41].

V roce 1828 bylo poprvé připraveno kovové beryllium. Zasloužil se o to německý chemik Friedrich Wöhler. Dokázal to rovněž Antoine-Alexandere-Brutus Bussy ve své laboratoři v Paříži. Oba jej izolovali redukcí chloridu berylnatého kovovým draslíkem [33,46].



V roce 1898 bylo beryllium poprvé získáno elektrolytickou metodou, o což se zasloužil proslulý francouzský chemik P. Lebeau. Čistota získaného beryllia byla až 99,7 % [21,33]. V roce 1932 se uskutečnila první technická příprava beryllia elektrolýzou směsi fluoridu barnatého ( $\text{BaF}_2$ ) s fluoridem berylnatým ( $\text{BeF}_2$ ), avšak za vysokých teplot tato metoda nefungovala. Tento postup přípravy navrhli Hans Goldschmidt a Alfred E. Stock [21,33].

### 3.1.2 Výskyt v přírodě

Beryllium je součástí zemské kůry a jeho obsah je 2 ppm. Průmyslově se získává při zpracování minerálu berylu ( $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ; Obrázek 6). Z tohoto minerálu lze jednoduše získat velké množství beryllia. Největší ložiska tohoto minerálu lze nalézt v Jižní Americe a v Jižní Africe. Hmotnosti jednotlivých krystalů berylu, jež se vyskytují v přírodě, mohou dosahovat až pozoruhodných 60 t. Beryllium se také vyskytuje v chrysoberylu ( $\text{Al}_2[\text{BeO}_4](\text{Cr}, \text{alexandrit})$ ), fenakitu ( $\text{Be}_2[\text{SiO}_4]$ ), bertranditu ( $\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7(\text{OH})_2$ ), ale také v drahokamech akvamarínu a smaragdu [18,19,21,23].



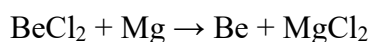
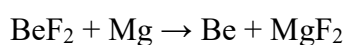
Obrázek 6 Beryl

(Převzato z: JIRÁSEK, J. Beryl: Světle zelený šestiboký sloupcovitý krystal berylu, rozlámáný a tmelený křemenem. In: Ložiska rud [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/rudy/beryl.html>)

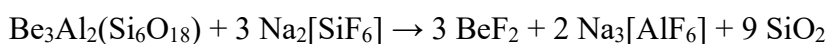
### 3.1.3 Příprava a výroba

Beryllium lze získat z minerálu berylu ( $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ). Dochází k jeho pražení společně s kryolitem ( $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ ). Proces pokračuje loužením fluoridu za pomoci vody a jeho následným srážením, a to konkrétně hydroxidem sodným ( $\text{NaOH}$ ) [27,28,30,47]. Vyrábí se tavnou elektrolýzou směsi tvořenou chloridem sodným ( $\text{NaCl}$ ) a chloridem berylnatým ( $\text{BeCl}_2$ ) při teplotě přibližně  $350\text{ }^\circ\text{C}$ , při vyšších teplotách je použit fluorid-oxid berylnatý ( $2\text{BeO}\cdot 5\text{BeF}_2$ ) [18,25].

Kovové beryllium lze připravit redukcí  $\text{BeF}_2$  nebo  $\text{BeCl}_2$  pomocí  $\text{Mg}$  metalotermickým způsobem [19,21,25].



Dále lze získat redukcí oxidu berylnatého ( $\text{BeO}$ ) uhlíkem při vysoké teplotě až  $1400\text{ }^\circ\text{C}$  probíhající v elektrické peci [25]. Další způsob vychází z minerálu berylu, kdy jeho pražením společně s kryolitem ( $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$ ) vzniká fluorid berylnatý ( $\text{BeF}_2$ ). Ten se poté sráží s hydroxidem berylnatým ( $\text{Be}(\text{OH})_2$ ). Tento proces probíhá při teplotě dosahující  $700$  až  $750\text{ }^\circ\text{C}$  [19,21].

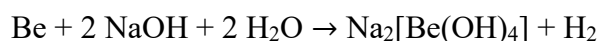
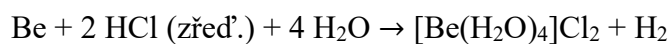


### 3.1.4 Reaktivita beryllia

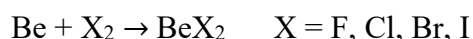
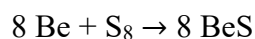
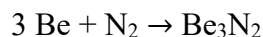
Beryllium je prvek s elektronegativitou 1,57, který má ve sloučeninách většinou oxidační číslo +II. Chemická reaktivita prvků II.A skupiny se vzájemně liší, obzvláště u beryllia. Ze skupiny kovů alkalických zemin je beryllium nejméně reaktivním prvkem. Jedná se o kov stálý na vzduchu. Jeho stálost na vzduchu je zapříčiněna pasivací jeho povrchu. Neúčastní se přímé reakce s vodíkem. Hydrid je připravován nepřímo [18,19,21,25,46].



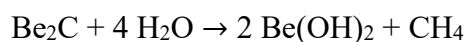
Je schopen reakce s kyselinou i se zásadou (je to kov amfoterní). V koncentrovaných oxidujících kyselinách se beryllium pasivuje. V kyselinách, které jsou zředěné ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) a v roztocích alkalických hydroxidů dochází naopak k jeho rozpuštění. Při obou těchto reakcích vzniká vodík [18,21,25].



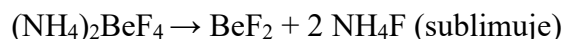
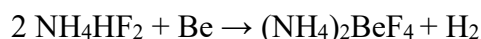
Uvedenou reakcí s roztoky alkalických hydroxidů se liší od ostatních prvků II.A skupiny. Účastní se reakce s N<sub>2</sub>, sírou a halogeny při zvýšení teploty [19].



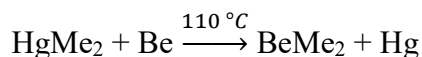
Při zahřívání reaguje také s uhlíkem (se kterým tvoří kovalentní vazby). Výsledným produktem této reakce je karbid berylnatý (Be<sub>2</sub>C), jež je schopen reakce s vodou [18,19].



Ve vodném roztoku NH<sub>4</sub>HF<sub>2</sub> se rozpouští za vzniku tetrafluoroberyllnatanu amonného, který se následně rozkládá na fluorid berylnatý BeF<sub>2</sub> [18].



Beryllium se také účastní reakce za vzniku organokovových (alkylberyllnatých) sloučenin, pomocí kterých lze dále připravit BeH<sub>2</sub> [21].



### 3.1.5 Využití beryllia a jeho charakteristických sloučenin

Beryllium je lehký, pevný kov s vysokou tepelnou vodivostí a teplotou tání. Jeho průmyslové využití vychází právě z těchto vlastností. Používá se do konstrukčních materiálů letadel a raket. Je využitelný také v elektrotechnice, jaderné energetice nebo na výrobu okének rentgenových lamp, protože snadno propouští paprsky elektromagnetického záření. Důležité je jeho užití ve slitinách využitelných primárně v elektrotechnice. Tyto slitiny tvoří např. s Ni a Cu a jsou to tzv. beryliové bronzы [19,21,34]. Sloučeniny beryllia jsou však jedovaté, a to zásadně ovlivňuje jeho další možné uplatnění v praxi [34].

**BeO** (oxid berylnatý) je jeden z nejkvalitnějších žáruvzdorných materiálů a izolantů. Využívá se na výrobu keramiky nebo do specifických typů skel [25,46,48].

**Be(OH)<sub>2</sub>** (hydroxid berylnatý) je užitečný k přípravě většiny sloučenin beryllia [48].

**BeCl<sub>2</sub>** (chlorid berylnatý) slouží při organických syntézách jako katalyzátor [48].

**BeF<sub>2</sub>** (fluorid berylnatý) se samostatně používá jako elektrický izolant. Společně s LiF (fluorid lithný) tvoří směs, která se používá v jaderné energetice k chlazení [19,48].

### 3.1.6 Biologická role

Beryllium a jeho sloučeniny jsou velmi toxické a karcinogenní látky, které jsou zdraví škodlivé. Hromadí se v lidském těle a jejich přítomnost může vést až k patologickým změnám tkání. Jeho výpary mohou být příčinou vzniku nemoci zvané berylióza, což je nevléčitelné onemocnění plic. Způsobuje také záněty kůže [23,46,48].

## 3.2 Hořčík

### 3.2.1 Úvod a historie

Hořčík (Mg) je druhým prvkem skupiny kovů alkalických zemin (II.A). Hořčík je významný stříbrně bílý kov a dobrý vodič elektrického proudu. Při kontaktu se vzduchem se vznítí a hoří výrazně jasným světlem. V přírodě jej lze nalézt primárně ve formě minerálů. Je esenciální nejen pro člověka, ale i pro zvířata a rostliny. Má ovšem silné redukční schopnosti, které uplatňuje při přípravách kovů metalotermickým způsobem. Tvoří velmi odolné a kvalitní slitiny, jež mají širokou paletu využití [21,23,25,34,49]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti hořčíku jsou shrnuty v tabulce 2.

Je jedním z nejdéle známých prvků, o jehož sloučeninách jsou vedeny záznamy již od starověku. Název tohoto prvku (magnesium) je odvozen od magnesiového kamene (*řecky magnesia litos*) objeveného v řeckém regionu Magnesia v Thesálii. Magnesiový kámen je jedním z názvů pro minerál steatit (též známý pod názvem talek nebo mastek) [33].

V roce 1755 byl hořčík objeven jako samostatný prvek tím způsobem, že se podařilo odlišit hořečnaté sloučeniny (magnezium, MgO) od vápenaté (vápno, CaO). O tento objev se zasloužil Joseph Black v městě Edinburgh [49]. V roce 1789 se dostal do širšího povědomí křemičitan hořečnatý přezdívaný „meerschaum“, jež byl užitečný v té době zejména k výrobě dýmek na území dnešního Turecka. Informace o dalším minerálu hořčíku předložil Thomas Henry [49].

V roce 1792 se Anton Rupprecht pokusil připravit kovový hořčík, ale připravil jej pouze ve značně znečištěném stavu [49]. V roce 1808 získal Humphry Davy malé množství kovového hořčíku za použití elektrolytické metody tak, že izoloval oxid tohoto kovu. Nejprve se mu však podařilo připravit amalgám, obsahující hořčík, ze kterého odstranil přítomnou rtuť jejím oddestilováním [33,49]. V roce 1831 byl schopen Antoine-Alexandre-Brutus Bussy připravit naopak velké množství kovového hořčíku tak, že nechal reagovat draslík společně s chloridem hořečnatým [49].

### 3.2.2 Výskyt v přírodě

Hořčík je v zemské kůře osmým nejrozšířenějším prvkem a třetím v moři (až 0,13 % Mg), kde se nachází v podobě rozpuštěných solí. Světové zásoby hořčíku jsou téměř nevyčerpatelné. Je přítomen v minerálech jako je zejména dolomit ( $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$ ). Jedná se o jeden z nejběžnějších minerálů obsahujících hořčík. Významná ložiska tohoto minerálu lze nalézt v Dolomitech v Itálii [19,21]. Dále se vyskytuje také jako magnezit ( $\text{MgCO}_3$ ; Obrázek 7), langbeinit ( $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{MgSO}_4$ ), epsomit ( $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ), schönit ( $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), karnalit ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), kainit ( $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ). Těmito minerály jsou tvořeny různé přírodní útvary. Zároveň jej také můžeme nalézt v křemičitanech, jako je mastek ( $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$ ), slída, azbest ( $\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$ ) a olivín ( $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$ ). Je rovněž součástí polodrahokamu spinelu ( $\text{MgAl}_2\text{O}_4$ ) [18,19,21,23].

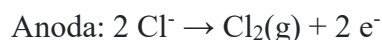
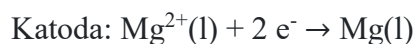
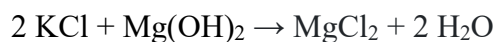


Obrázek 7 Magnezit

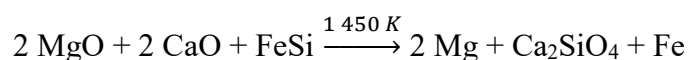
(Převzato z: JIRÁSEK, J. Magnezit: Hrubě zrnitý bílý magnezit. In: Ložiska nerud [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/nerudy/magnezit.html>)

### 3.2.3 Příprava a výroba

Vyrábí se tavnou elektrolýzou chloridu hořečnatého ( $\text{MgCl}_2$ ), jež je získáván z mořské vody nebo tavením minerálu karnalitu ( $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ). Často je přidán chlorid draselný či vápenatý ( $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ) [19,25,27,28].

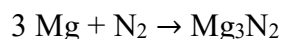
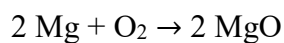


Dolomit ( $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$ ) je tepelně rozložen na směs oxidu hořečnatého ( $\text{MgO}$ ) a oxidu vápenatého ( $\text{CaO}$ ). Redukce takto získaného  $\text{MgO}$  se provádí uhlíkem, karbidem vápenatým ( $\text{CaC}_2$ ) nebo Si (ferrosiliciem) v niklových nádobách. Redukce probíhá za vysokých teplot mezi 1200-2200 °C. Metoda použita pro následné získání hořčíku je nazývána vakuová destilace [19,25].

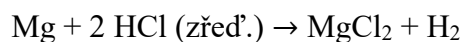
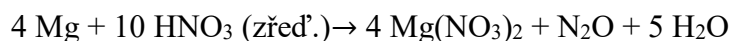


### 3.2.4 Reaktivita hořčíku

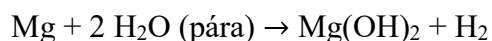
Hořčík je prvek s elektronegativitou 1,31, který má ve sloučeninách oxidační číslo +II. Pasivace jeho povrchu způsobuje stejně jako u beryllia, že je stálý na vzduchu. Tyto dva prvky se ale odlišují určitými chemickými vlastnostmi. Hořčík je více reaktivní a elektropozitivní prvek. Při jeho oslnivém hoření na vzduchu vzniká oxid hořečnatý ( $\text{MgO}$ ) a nitrid hořečnatý ( $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ). Nitrid rovněž vzniká při reakci hořčíku s amoniakem [18,21,25,49,50].



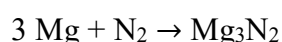
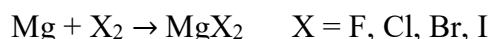
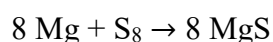
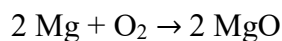
V neoxidujících kyselinách (kyselina chlorovodíková,  $\text{HCl}$ ) reaguje pouze za vzniku chloridu hořečnatého ( $\text{MgCl}_2$ ). Reakcí se zředěnou  $\text{HNO}_3$  je výsledným produktem oxid dusný ( $\text{N}_2\text{O}$ ). S roztoky hydroxidů nereaguje vůbec [19].



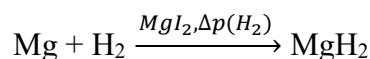
Reaguje s vodní parou či s roztoky kyselin za vzniku vodíku [19].



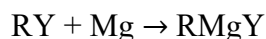
Při zvýšení teploty zahříváním reaguje s nekovy jako je např. O<sub>2</sub>, síra, halogeny a N<sub>2</sub> [19,25].



Reaguje s vodíkem za vysokého tlaku a teploty za vzniku MgH<sub>2</sub> [18,19,21].



Kovový hořčík rovněž reaguje s halogenovanými uhlovodíky v bezvodém prostředí (např. ether) za vzniku organokovových Grignardových činidel RMgY, což jsou významná činidla použitelná v oblastech organické chemie; R představuje alkyl nebo aryl a Y je halogen [18,25,34].



### 3.2.5 Využití hořčíku a jeho charakteristických sloučenin

Hořčík je významný kov, který je užitečný především jako konstrukční materiál ve formě slitin nebo do obalových materiálů. Slitina Mg/Al nachází hojné využití v oblastech letectví, automobilovém průmyslu nebo při tvorbě nakládacích a lehkých plošin. Hořčík ji činí pevnější a odolnější vůči korozi. Přidává se rovněž do pyrotechniky a některé jeho sloučeniny se užívají ve farmaceutickém průmyslu. Redukční vlastnosti hořčíku jsou patrné při přípravách některých prvků jako je Zr, Be či Ti, kde vystupuje jako redukční činidlo. Velký význam mají také Grignardova činidla, a to v organických syntézách [19,21,25,34].

**MgO** (oxid hořečnatý) je součástí vysokoteplotních pecí nebo různých tmelů, jelikož se jedná se o kvalitní izolant [18].

Minerály nebo strusky s hořčíkem ve své struktuře jsou v zemědělství užitečnými hnojivy. Příkladem těchto minerálů je dolomit (**CaCO<sub>3</sub>·MgCO<sub>3</sub>**) [25].

Zastavit pálení žáhy pomáhá hořečnaté mléko (**Mg(OH)<sub>2</sub>**) [19].



Hořká sůl ( $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) je užitečné projímadlo [19].

### 3.2.6 Biologická role

Hořčík je nezbytný biogenní prvek pro život rostlin i živočichů. Je součástí chlorofylu, což je látka v rostlinách, jež zachycuje sluneční světlo v procesu fotosyntézy. Jedná se o porfyrinový komplex, který obsahuje hořčík ve své struktuře. Bez přítomnosti hořčíku by neprobíhala samotná fotosyntéza, která je potřebná k životu. U lidí se hořčík ukládá především v kostech a napomáhá ke správné činnosti množství enzymů. Jeho nedostatek vyvolává pocity únavy a nevolnosti. V ojedinělých případech může dojít až ke ztrátě vědomí [34,49].

## 3.3 Vápník

### 3.3.1 Úvod a historie

Vápník (Ca) je třetím prvkem skupiny kovů alkalických zemin (II.A). Vápník je měkký kov nestálý na vzduchu (na jeho povrchu dochází k tvorbě oxid-nitridové vrstvy). V této skupině patří mezi těžší kovy. Jedná se o velmi reaktivní prvek, u kterého mají široké využití zvláště jeho sloučeniny ve srovnání se samotným kovem. V přírodě je značně rozšířen zvláště v podobě sloučenin [20,21,25]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti vápníku jsou shrnuty v tabulce 2.

Vápno (oxid vápenatý,  $\text{CaO}$ ) se po stovky let užívalo k výrobě malty a omítek. Tento potřebný materiál se připravoval zahříváním vápence ( $\text{CaCO}_3$ ). Malta byla získávána smíšením písku a vápna a užívala v minulosti i samotnými Římany. Tento typ malty dokázal lépe čelit vlhkým podmínkám, ve kterých žili. Dalším typem malty, jež byla v minulosti užívala (např. na Velké pyramidy v Gíze), byla malta Egyptská. Její součástí byla dehydratovaná sádra ( $\text{CaSO}_4$ ) [21,49].

Antoine Lavoisier zařadil vápno mezi tzv. zeminy. Domníval se, že se jedná o oxid dosud neobjeveného prvku, který není možné dále redukovat. Elektrolytickou metodu navrhli až J. J. Berzelius a M. M. Pontin [21,49]. V roce 1808 se pomocí této metody snažil H. Davy redukovat vápno, které bylo vlhké, ale neuspěl [21,49]. Při dalším pokusu použil směs vápna a oxidu rtuťnatého ( $\text{HgO}$ ). Elektrolýzou této směsi získal malé množství amalgámu, ze kterého však nebyl schopen získat nový prvek. Přidáním většího množství vápna vzniklo větší množství

amalgámu tvořeného Ca a Hg. Rtuti se následně zbavil jejím oddestilováním a zůstal mu pouze nový prvek [21,23,49]. H. Davy jej pojmenoval calcium (vápník). Tento název byl převzat z latinského *calx, calcis*, což je v překladu vápno [21,23,49].

### 3.3.2 Výskyt v přírodě

Vápník se v přírodě vyskytuje v podobě sloučenin, hlavně uhličitánů – konkrétně jako vápenec ( $\text{CaCO}_3$ ; aragonit, kalcit), apatit ( $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ ), sádrovec ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), anhydrit ( $\text{CaSO}_4$ ), fluorit ( $\text{CaF}_2$ ; kazivec) a dolomit ( $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ; Obrázek 8). Je pátým nejvíce rozšířeným prvkem zemské kůry, z kovů zaujímá třetí místo hned po Al a Fe. Vápencové usazeniny pokrývají velkou část zemského povrchu [18,21,25]. Tato vápencová ložiska jsou tvořena hlavně kalcitem nebo aragonitem. Obrovská aragonitová ložiska lze nalézt např. v Rudém moři. Uhličitán vápenatý ( $\text{CaCO}_3$ ) je obsažen také v korálech a lasturách [21].

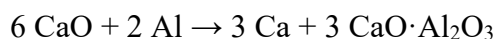


Obrázek 8 Dolomit

(Převzato z: JIRÁSEK, J. Dolomit: Drúza narůžovělých krystalů dolomitu (minerálu). In: Ložiska nerud [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/nerudy/dolomit.html>)

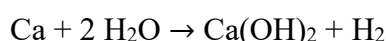
### 3.3.3 Příprava a výroba

Je vyráběn elektrolýzou taveniny chloridu vápenatého ( $\text{CaCl}_2$ ), který je společně ve směsi např. s chloridem draselným (KCl), a to za teplot dosahujících až  $700\text{ }^\circ\text{C}$ . Kovový vápník je možné rovněž získat reakcí chloridu vápenatého ( $\text{CaCl}_2$ ) s hliníkem (aluminotermie při až  $1200\text{ }^\circ\text{C}$ ) nebo elektrolýzou taveniny oxidu vápenatého ( $\text{CaO}$ ) [27,28,30,44,47].

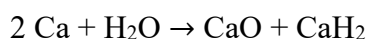


### 3.3.4 Reaktivita vápníku

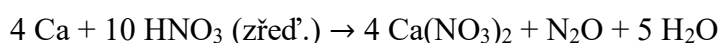
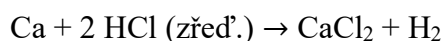
Vápník je prvek s elektronegativitou 1,00, který má ve sloučeninách oxidační číslo +II. Reaktivita vápníku se velmi podobá reaktivitě stroncia a barya. Při reakci vápníku s vodíkem je výsledným produktem iontový hydrid ( $\text{CaH}_2$ ). Karbid vápenatý ( $\text{CaC}_2$ ), který je stabilnější než karbid Be a Mg, je získáván reakcí s uhlíkem. Jako redukční činidlo se kovový vápník používá při přípravách různých kovů (Th, Zr a Cr). Reakcí s vodou se vytváří hydroxid a vodík [19,21,25,51,52].



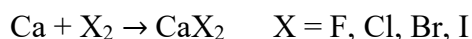
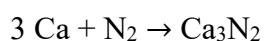
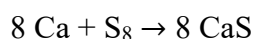
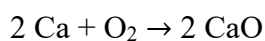
Při reakci s vodní parou se ale produkty odlišují a vzniká oxid a hydrid [19,21,25,51].



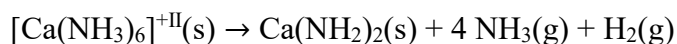
Ochotně reaguje se zředěnými i koncentrovanými minerálními kyselinami ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ) [51].



Reaguje také s nekovy (reakce je přímá s  $\text{O}_2$ ,  $\text{S}_8$ ,  $\text{N}_2$ , halogeny) [19,20].



Rozpuštěním v kapalném amoniaku poskytuje výrazný modročerný roztok, ze kterého jsou izolovány hexaamminkomplexy  $[\text{Ca}(\text{NH}_3)_6]$ , ze kterých se stávají amidy [19,21].

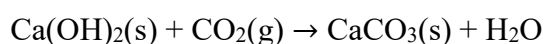
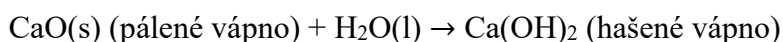


### 3.3.5 Využití vápníku a jeho charakteristických sloučenin

Kovový vápník je užitečný zejména k posílení konstrukčních materiálů z hliníku, stejně tak je přidáván do slitin s jinými kovy pro zlepšení jejich mechanických vlastností. Vyrobit se ho ve světě až v řádu 1000 t ročně. Z chemického hlediska se používá jako čisticí látka nebo redukční činidlo. Využívá se mimo jiné i k přímé syntéze  $\text{CaH}_2$ , což je snadno dostupný zdroj

vodíku. Vápenaté sloučeniny jsou užívány častěji než samotný kov a jsou připravovány z vápence, sádrovce nebo anhydritu [19,21,25,34].

**CaO** (oxid vápenatý, pálené vápno) je základní složkou stavební malty. Oxid vytvoří směs s pískem (plní funkci pojiva), kterou je možné dále skladovat. K této směsi se poté přidá voda. Probíhá absorpce  $\text{CO}_2$  a dochází ke vzniku uhličitanu vápenatého (**CaCO<sub>3</sub>**) v pevném stavu [19].



Z uhličitanu vápenatého se kromě výše uvedeného připravují také materiály využitelné ve stavebnictví (beton, ocel, cement). V tomto průmyslu má velké využití také vápno, sádra a odlišné druhy cementů (hlinitanové a silikátové). Další oblastí využití vápna je ocelářský průmysl [19,35].

**CaSO<sub>4</sub>· $\frac{1}{2}$ H<sub>2</sub>O** (hemihydrát síranu vápenatého, Pařížská sádra) je užitečná ve zdravotnictví nebo může sloužit jako stavební materiál [23,52].

Pozitivní vliv na životní prostředí má odsířování. K tomuto procesu jsou používány **CaCO<sub>3</sub>** a **Ca(OH)<sub>2</sub>**, který je rovněž prospěšný v hutním a sklářském průmyslu [19,25].

**CaF<sub>2</sub>** (fluorid vápenatý) je v přírodě známý jako minerál fluorit. Získává se z něj  $\text{F}_2$  a HF [19].

**CaC<sub>2</sub>** (karbid vápenatý) se používá k přípravě různých látek (acetylen) nebo nachází využití v metalurgii železa [25].

**CaCN<sub>2</sub>** (kyanamid vápenatý) je z velké míry využíván v zemědělství jako účinné hnojivo. Často se v této souvislosti setkáváme s ustáleným názvem dusíkaté vápno [20,25].

### 3.3.6 Biologická role

Vápník je esenciální pro všechny živé organismy. Je to minerální látka, která v lidském těle hraje důležitou roli významnou pro správný růst a vývoj kostí a zubů. V kostech se vyskytuje ve formě fosforečnanu vápenatého. V lidském těle se vyskytuje ca. 1 kg vápníku. Mléčné výrobky, ořechy a ryby jsou potraviny obsahující velké množství vápníku, a proto se konzumace těchto druhů potravin doporučuje především těhotným ženám a dětem [23,52].

## 3.4 Stroncium

### 3.4.1 Úvod a historie

Stroncium (Sr) je čtvrtý prvek skupiny kovů alkalických zemin (II.A). Jedná se o elektropozitivní stříbrný kov, který se při kontaktu se vzduchem vznítí. Jeho chemické vlastnosti se více podobají vlastnostem Ba a Ca. Hydridy iontové povahy se tvoří při jeho přímé reakci s vodíkem. V přírodě je součástí minerálů celestitu ( $\text{SrSO}_4$ ) a stroncianitu ( $\text{SrCO}_3$ ). Jeho sloučenin se užívá více než samotného kovu, např. v pyrotechnice [19,21,34,53]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti stroncia jsou shrnuty v tabulce 2.

V roce 1787 byla poblíž skotského města Strontian nalezena zvláštní hornina [54]. V roce 1790 byl k výzkumu této horniny pověřen Adair Crawford, povoláním lékař. Byl přesvědčen o tom, že ve skutečnosti se jedná o minerál, jehož součástí je dosud nepoznaná tzv. „zemina“, které přiřadil název „strontia“ [21,54]. V roce 1791 Thomas Charles Hope po důkladnější analýze tuto zeminu označil za nový prvek, který podrobil plamenové zkoušce a zjistil, že plamen barví jasně červeně. Martin Heinrich Klaproth dokázal připravit sloučeniny tohoto prvku, hydroxid a oxid strontnatý [21,54]. V roce 1808 připravil kovové stroncium Humphry Davy pomocí elektrolýzy [54].

### 3.4.2 Výskyt v přírodě

Je patnáctým nejrozšířenějším prvkem zemské kůry (384 ppm). Stroncium se nevyskytuje volně, nýbrž pouze v minerálech jako je stroncianit ( $\text{SrCO}_3$ ) a celestit ( $\text{SrSO}_4$ ; Obrázek 9). Těžba stroncianitu je realizována ve velké míře především v Kanadě, Mexiku a Španělsku. Tohoto prvku lze v přírodě nalézt mnohem méně než např. hořčíku a vápníku, což jsou prvky stejné skupiny. Stroncium se momentálně nejvíce vyrábí v Číně a nejvíc je ho dováženo do USA [19,21,54].

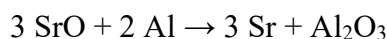


Obrázek 9 Celestin

(Převzato z: JIRÁSEK, J. Celestin: Drúza sloupcovitých krystalů medově zbarveného celestinu. In: Ložiska rud [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/rudy/celestin.html>)

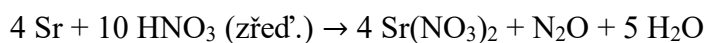
### 3.4.3 Příprava a výroba

Výroba je realizována elektrolýzou taveniny směsi chloridu strontnatého ( $\text{SrCl}_2$ ), získaného z minerálů stroncia, společně s chloridem draselným ( $\text{KCl}$ ). Tento proces probíhá při ca. 700 °C [25,34]. Další možností je redukce oxidu strontnatého ( $\text{SrO}$ ) hliníkem za vysoké teploty – aluminotermie [19,21,25,53].

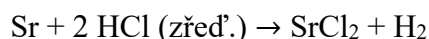


### 3.4.4 Reaktivita stroncia

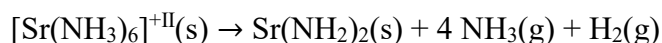
Stroncium je prvek s elektronegativitou 0,95, který má ve sloučeninách oxidační číslo +II. Stroncium je méně reaktivní než většina kovů alkalických zemin. Oxid dusný vzniká reakcí stroncia se zředěnou kyselinou dusičnou, avšak pokud je kyselina velmi zředěná je produktem dusičnan amonný [20,53,54].



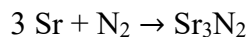
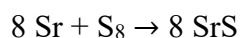
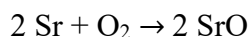
Účastní se i reakce s neoxidujícími kyselinami (např.  $\text{HCl}$ ) [53].



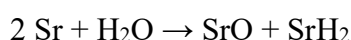
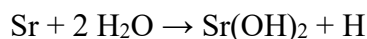
Reaguje s kapalným amoniakem za vzniku modrého roztoku, ze kterého jsou získány hexaamminkomplexy  $[\text{Sr}(\text{NH}_3)_6]^{+II}$ , které následně přechází na amidy [19,21].



S určitými nekovy reaguje za zvýšené teploty přímo (O<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>, N<sub>2</sub>, halogeny). Přímé reakce se účastní i s uhlíkem za vzniku karbidu SrC<sub>2</sub> [19].



Reakcí s vodou se za laboratorní teploty vytváří hydroxid strontnatý, kdežto reakcí s vodní parou za vyšších teplot už jsou výslednými produkty oxid a hydrid strontnatý [53].



### 3.4.5 Využití stroncia a jeho charakteristických sloučenin

Hlavní využití kovového stroncia je v různých slitinách. V minulosti byl oxid strontnatý (SrO) součástí čelních skleněných panelů, jež tvořily obrazovky starších barevných televizorů, které obsahovaly zhruba 8 % tohoto oxidu. Tyto obrazovky vyzařovaly rentgenové záření, přičemž úkolem oxidu bylo toto záření zachycovat [19,34]. To se změnilo s objevem nových televizorů s nízkým obsahem uhličitanu strontnatého (SrCO<sub>3</sub>), jejichž obrazovky byly ploché. Poptávka po tomto druhu využití stroncia tedy výrazně utichla. V současné době roste poptávka spíše o ferritové magnety (SrFe<sub>12</sub>O<sub>19</sub>) společně se slitinami stroncia [19].

**SrO<sub>2</sub>** (peroxid strontnatý) nachází využití jako oxidační a bělicí činidlo [53].

**Sr(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>** (dusičnan strontnatý) je obecně užíván do pyrotechniky, stejně jako i **Sr(ClO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>** (chlórečnan strontnatý) a **SrBr<sub>2</sub>** (bromid strontnatý), které jí zbarvují do červena [19,53,54].

**SrCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O** (hexahdrát chloridu stroncia) je aktivní složkou některých zubních past, zejména těch, které jsou zvláště určeny pro citlivé zuby [53,54].

### 3.4.6 Biologická role

Stroncium je netoxický kov, který lze nalézt v korálech a schránkách živočichů žijících hluboko pod hladinou moře [54]. <sup>90</sup>Sr jeho radioaktivní izotop, je schopen nahradit vápník a poškozovat kostní dřeň. Z toho důvodu může být příčinou rakoviny. V lékařství je využitelný

zvláště při radioterapii. Může rovněž přispívat k získávání elektrické energie, kterou využívají např. navigační bóje či stroje ve vesmíru [53,54].

## 3.5 Baryum

### 3.5.1 Úvod a historie

Baryum (Ba) je pátý prvek skupiny kovů alkalických zemin (II.A). Je to stříbřitý měkký kov, který se musí uchovávat v bezpečném prostředí, aby nedošlo k jeho oxidaci. Takovým bezpečným prostředím jsou typicky minerální oleje. Kovové baryum bylo poprvé připraveno elektrolyticky z jeho sloučeniny. Je velmi reaktivní a dobře vede elektrický proud. V přírodě se objevuje v podobě různých sloučenin [23,55,56]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti barya jsou shrnuty v tabulce 2.

Na úplném počátku 17. století se Vincenzo Casciarolo setkal v Bologni s neznámým minerálem, který po zahřátí zářil červeně [56]. V roce 1774 začal s výzkumem tohoto minerálu, který nesl název Boloňský kámen, C. W. Scheele. Dospěl k závěru, že se jedná o síran dosud neobjeveného prvku. Tomuto prvku byl přiřazen název baryt, který byl odvozen z řeckého *barys* – těžký [21,56]. Následně byl ve městě Cumberland objeven další minerál barya nazvaný witherit. O tento objev se zasloužil William Withering. V pozdějších letech se ukázalo, že se v tomto případě jednalo o  $\text{BaCO}_3$  (uhličitan barnatý) [56]. V roce 1808 připravil H. Davy v Londýně samotné baryum, a to pomocí elektrolýzy [21,56].

### 3.5.2 Výskyt v přírodě

V přírodě se vyskytuje ve formě minerálů. Baryt ( $\text{BaSO}_4$ ; Obrázek 10), jinak nazývaný také těživec, je nejvýznamnější minerál barya, na jehož těžbě se podílí až 40 různých zemí [20,21]. Důležitý je i minerál witherit ( $\text{BaCO}_3$ ), který se ve velké míře těžil ve Velké Británii až do konce 60. let 20. století [20].



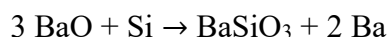
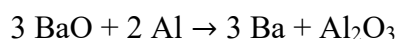


Obrázek 10 Baryt

(Převzato z: JIRÁSEK, J. Baryt: Růžicovitá drúza bílých tenké tabulkovitých krystalů barytu. In: Ložiska nerud [online]. [cit. 2023-04-18]. Dostupné z: <http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/nerudy/baryt.html>)

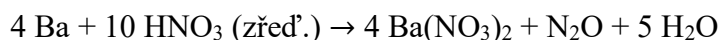
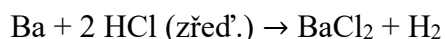
### 3.5.3 Příprava a výroba

Výroba probíhá elektrolýzou taveniny nebo vodného roztoku chloridu barnatého ( $\text{BaCl}_2$ ) získaného z minerálu barytu [20,25,34]. Další možností je redukce oxidu barnatého ( $\text{BaO}$ ) hliníkem nebo křemíkem za teploty  $1200\text{ }^\circ\text{C}$  [18,21,25,33].



### 3.5.4 Reaktivita barya

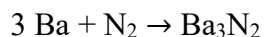
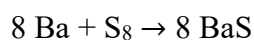
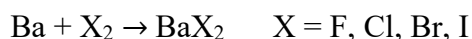
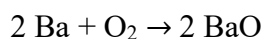
Baryum je prvek s elektronegativitou 0,89, který má ve sloučeninách oxidační číslo +II. Jedná se o reaktivní kov, jehož povrch je velmi měkký. Je schopen reakce s minerálními (anorganickými) kyselinami a s vodou. S vodíkem tvoří hydrid ( $\text{BaH}_2$ ) [55,56].



Podobně jako Sr je rovněž schopen reakce s amoniakem. Výsledkem této reakce je temně modrý roztok, který obsahuje hexaamminkomplexy  $[\text{Ba}(\text{NH}_3)_6]^{+II}$ , ze kterých se pomalým procesem rozkladu stávají amidy [19,21].



Při zvýšení teploty baryum ochotně reaguje s O<sub>2</sub>, halogeny, sírou a N<sub>2</sub> [19].



### 3.5.5 Využití barya a jeho charakteristických sloučenin

Význam kovového barya tkví nejvíce ve tvorbě efektivních slitin (např. s niklem nebo hliníkem). Nebezpečí z otravy člověku hrozí, pokud je baryum ve formě rozpustných sloučenin [21,23,34].

**BaSO<sub>4</sub>** (síran barnatý) tvoří společně s **ZnS** (sulfid zinečnatý) pigment, který je též známý pod názvem *litopon*. Dalším důležitým pigmentem je *blanc-fixe*, což je síran barnatý v čisté formě [25].

**BaCl<sub>2</sub>** (chlorid barnatý) často nachází často uplatnění v oblastech ocelářského průmyslu a elektrometalurgie [25].

**BaO<sub>2</sub>** (peroxid barnatý) se užívá jako oxidační činidlo [19].

**Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>** (dusičnan barnatý) dává ohňostrojům typickou zelenou barvu [23].

### 3.5.6 Biologická role

Baryum je toxický, stejně jako jeho rozpustné sloučeniny. V současné době však baryum lze využít, a to jako kontrastní látku při rentgenování. Existují rovněž zmínky o přítomnosti síranu barnatého (BaSO<sub>4</sub>) v mořských řasách [55,56].

## 3.6 Radium

### 3.6.1 Úvod a historie

Radium (Ra) je poslední prvek skupiny kovů alkalických zemin (II.A). Je to vysoce radioaktivní lesklý stříbrný kov, který na vzduchu začne hořet. Ve tmě září výraznou modrou barvou, a to nejen v jeho kovové formě, ale zároveň i v podobě sloučenin. Charakteristicky barví plamen karmínově červeně. Je schopen reagovat s dusíkem, vodou a kyslíkem. V minulosti byl samotný prvek součástí samosvítících barev. Za pomoci sloučenin prvků jako

je vápník, stroncium či baryum lze odvodit chemické vlastnosti radia společně s jeho sloučeninami. Jeho využití je však omezené, a to z důvodu jeho radioaktivních vlastností [19,23,57]. Vybrané fyzikálně-chemické vlastnosti radia jsou shrnuty v tabulce 2.

V roce 1898 bylo poprvé získáno ze smolince (oxid uraničitý,  $U_3O_8$ ) až 1 mg radia. O tento objev se zasloužili Marie a Pierre Curieovi. V průběhu zkoumání zpozorovali nové, zcela neznámé čáry v atomovém spektru tohoto prvku, který v naprosté tmě zářil modrým světlem. Bylo zřejmé, že tento jev byl způsoben jeho radioaktivními vlastnostmi [33,57]. Tento nově objevený prvek dostal název radium, jenž byl převzat z latinského *radius* – paprsek, a to kvůli jeho výrazným radioaktivním vlastnostem [21,57]. V roce 1911 se M. Curieová a A. Debierne zasloužili o první úspěšnou přípravu kovového radia za použití elektrolytické metody, a to redukcí chloridu radnatého ( $RaCl_2$ ). Ve rtuťové katodě došlo k rozpuštění radia a následným zahřátím byla odstraněna přítomná rtuť a v konečném výsledku zůstalo pouze radium [57].

### 3.6.2 Výskyt v přírodě

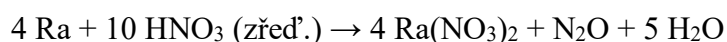
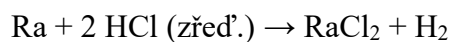
V přírodě je radium obsaženo jako příměs společně s uranem v různých minerálech jako je např. karnotit ( $K_2U_2(VO_4)_2O_4 \cdot 3H_2O$ ) nebo smolinec ( $U_3O_8$ ) [18,23,35]. V těchto uranových rudách činí poměr radia k uranu zhruba 1 mg radia na 3 kg uranu. Pro získání 1 mg radia je nutné zpracovat až 10 t uranové rudy. V zemské kůře se vyskytuje pouze  $10^{-6}$  ppm radia. Každý rok se vyrobí pouze okolo 100 g radia a jeho sloučenin. Celkové množství radia, jež se zatím podařilo ve světě izolovat, je pouze několik kilogramů. Rudy obsahující radium jsou dováženy především z Konga, Kanady, České republiky a Ruska [18,34,57].

### 3.6.3 Příprava a výroba

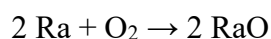
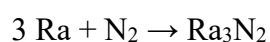
Radium je radioaktivní prvek, jež vzniká ve formě  $\alpha$ -zářiče  $^{226}_{88}Ra$ , a to konkrétně v uranové rozpadové řadě [19]. Základním zdrojem k získávání sloučenin radia jsou uranové rudy. Jako kov je produkován redukcí oxidu radnatého ( $RaO$ ) hliníkem. Tento proces probíhá ve vakuu působení vysokých teplot dosahujících až 1200 °C [25,58].

### 3.6.4 Reaktivita radia

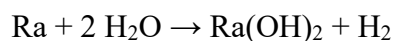
Radium je prvek s elektronegativitou 0,9, který má ve sloučeninách oxidační číslo +II. Ze skupiny kovů alkalických zemin se radium svojí chemickou reaktivitou nejvíce podobá baryu. Reaguje s minerálními kyselinami jako je zředěná HNO<sub>3</sub> a HCl [57,58].



Produktem reakce s dusíkem je nitrid radnatý (Ra<sub>3</sub>N<sub>2</sub>). Na vzduchu se z radia stává oxid radnatý (RaO) [57].



Kovové radium reaguje také s vodou za vzniku hydroxidu radnatého [57].



### 3.6.5 Využití radia a jeho charakteristických sloučenin

Radium se využívá jen v omezené míře, a to zejména kvůli jeho vysoké radioaktivitě. V minulosti bylo radium součástí samosvítících barev, které byly užívány na hodinky, standartní hodiny a jaderné panely [19,23].

<sup>226</sup><sub>88</sub>Ra je izotop radia s nejdelším poločasem rozpadu, který se v minulosti užíval k léčbě rakoviny, ale zanedlouho byl nahrazen vhodnějšími radioizotopy. Ke stejnému účelu sloužil i RaCl<sub>2</sub> (chlorid radnatý) [19,23].

**RaO** (oxid radnatý) je významnou složkou pro přípravu kovového radia [58].

### 3.6.6 Biologická role

Radium je nebezpečný prvek, který je vzhledem k radioaktivním vlastnostem považován za toxický. Pro živé organismy není esenciální. Může se dostat do těla a ve velké míře se usazovat v kostech, a to zejména díky jeho podobnosti s vápníkem, který je pro kosti velmi důležitý a je jejich nezbytnou součástí. Může být také jednou z možných příčin vzniku rakoviny. Pro manipulaci s ním jsou potřeba dodržovat striktní bezpečnostní opatření [23,57].

## ZÁVĚR

Předložená bakalářská práce měla za cíl zpracování komplexních a detailních informací týkajících se chemické problematiky s-prvků. Získané informace se pak měly podílet na obsahu chemického didakticko-edukačního portálu Chemie žije (<https://www.chemiezije.upol.cz/>).

V teoretické části bakalářské práce jsou shrnuty vybrané formy multimediálního vzdělávání tak, aby si čtenář dokázal vytvořit představu o jeho jednotlivých možnostech, o jejich výhodách či nevýhodách a o jejich případném využití v rámci vzdělávacího procesu jak z obecného pohledu, tak i se zaměřením na předmět chemie.

Cílem praktické části bakalářské práce bylo zpracovat komplexní chemické informace k jednotlivým s-prvkům v celé jejich šíři, počínaje obecnými informacemi o daném s-prvku, jeho historii, chemických a fyzikálních vlastnostech, případném výskytu ve volné přírodě, biologických funkcích až po jeho praktické využití např. v chemickém průmyslu, potravinářství, medicíně či různých průmyslových odvětvích. Zpracováním relevantních informací k dotčeným s-prvkům bylo dosaženo cíle rozšířit a informačně obohatit jednu z důležitých částí didaktické webové stránky „Chemie žije“, a to část studijních materiálů.

Zpracování dotčených s-prvků bylo svou skladbou a formou navrženo tak, aby umožňovalo případnou aktualizaci informací týkajících se jednotlivých s-prvků a umožňovalo tak pružně reagovat na nové aktuální informace a zjištění týkající se jednotlivých s-prvků. Přáním autora práce je využívání didaktické webové stránky „Chemie žije“ co nejširším okruhem uživatelů ve výuce a studiu na jednotlivých úrovních škol, a to jak ze strany studentů či pedagogů, tak i ze strany široké veřejnosti.

## SEZNAM TABULEK

Tabulka 1 Vybrané fyzikálně chemické vlastnosti alkalických kovů.....	21
Tabulka 2 Vybrané fyzikálně chemické vlastnosti kovů alkalických zemin.....	41

## SEZNAM OBRÁZKŮ

Obrázek 1 Spodumen .....	22
Obrázek 2 Halit .....	26
Obrázek 3 Sylvín .....	30
Obrázek 4 Lepidolit .....	33
Obrázek 5 Polucit .....	36
Obrázek 6 Beryl .....	42
Obrázek 7 Magnezit .....	46
Obrázek 8 Dolomit .....	50
Obrázek 9 Celestin .....	54
Obrázek 10 Baryt .....	57

## POUŽITÉ ZDROJE

- [1] CHROMÝ, J. Analýza výkladu pojmů média a multimédia: Technology of Education. 2006, 14(3), 5-8.
- [2] ODCHÁZELOVÁ, T. Role multimédií ve výuce přírodních věd. Scientia in educatione. 2014, 5(2), 2–12. ISSN 1804-7106.
- [3] NOCAR, D., I. HOBLÍKOVÁ, L. SNÁŠELOVÁ a M. VŠETULOVÁ. E-learning v distančním vzdělávání. 1. vyd. Olomouc: Univerzita Palackého, 2004. ISBN 80-244-0802-3.
- [4] HORNÝ, S. a L. KRSEK. Úvod do multimédií. Vyd. 1. V Praze: Oeconomica, 2009. ISBN 978-802-4516-080.
- [5] Jan Wagner: Nebojme se e-learningu. In: [Http://www.ceskaskola.cz](http://www.ceskaskola.cz) [online]. Praha: Albatros Media a. s., 2004 [cit. 2023-04-08]. Dostupné z: <http://www.ceskaskola.cz/2004/06/jan-wagner-nebojme-se-e-learningu.html>
- [6] KOPECKÝ, K. E-learning (nejen) pro pedagogy. 1. vyd. Olomouc: Hanex, 2006. Vzdělávání a informace. ISBN 80-85783-50-9.
- [7] BAREŠOVÁ, A. E-Learning ve vzdělávání dospělých. 1. vyd. Praha: VOX, 2003. Konference. ISBN 80-86324-27-3.
- [8] ZLÁMALOVÁ, H. Distanční vzdělávání a eLearning: učební text pro distanční studium. Vyd. 1. Praha: Univerzita Jana Amose Komenského Praha, 2008. ISBN 978-80-86723-56-3.
- [9] ZOUNEK, J. E-learning - jedna z podob učení v moderní společnosti. Vyd. 1. Brno: Masarykova univerzita, 2009. ISBN 978-80-210-5123-2.
- [10] GOYAL, S. E-Learning: Future of Education. Journal of Education and Learning [online]. 2012, 6(2), 239-242 [cit. 2023-04-07].
- [11] Vše o e-learning: Výhody e-learning. In: Vše o e-learning [online]. Praha: Kontis, s.r.o., 2019 [cit. 2023-04-08]. Dostupné z: <https://www.e-learn.cz/e-learning.html#vyhody-elearning>
- [12] ZOUNEK, J. E-learning a vzdělávání: Několik pohledů na problematiku e-learningu. Pedagogika. Praha: Univerzita Karlova, Pedagogická fakulta, 2006, 56(4), 335-347. ISSN 0031-3815.



- [13] ZOUNEK, J., L. JUHAŇÁK, H. STAUDKOVÁ a J. POLÁČEK. E-learning: učení (se) s digitálními technologiemi : kniha s online podporou. Vydání první. Praha: Wolters Kluwer, 2016. ISBN 978-80-7552-217-7.
- [14] J. H., Huang, Lin Y. R. a Chuang S. T. Elucidating user behavior of mobile learning: A perspective of the extended technology acceptance model. The Electronic Library [online]. 2007, 25(5) [cit. 2023-04-07]. ISSN 0264-0473.
- [15] NEUMAJER, O., L. ROHLÍKOVÁ a J. ZOUNEK. Učíme se s tabletem: využití mobilních technologií ve vzdělávání. Vydání první. Praha: Wolters Kluwer, 2015. ISBN 978-80-7478-768-3.
- [16] MASON, R. a F. RENNIE. Elearning: The Key Concepts. London: Routledge, 2006. ISBN 0-415-37307-7.
- [17] ZOUNEK, J. a P. SUDICKÝ. E-learning: učení (se) s online technologiemi. Vyd. 1. Praha: Wolters Kluwer Česká republika, 2012. ISBN 978-80-7357-903-6.
- [18] MUCK, A. Základy strukturní anorganické chemie. Vyd. 1. Praha: Academia, 2006. ISBN 80-200-1326-1.
- [19] HOUSECROFT, C. a A. SHARPE. Anorganická chemie. Vydání první. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2014. ISBN 978-80-7080-872-6.
- [20] BROWN, G. I. Úvod do anorganické chemie. 1.vyd. Praha: Státní nakladatelství technické literatury, 1982.
- [21] GREENWOOD, N. a A. EARNSHAW. Chemie prvků. Sv. I. Vyd. 1. Praha: Informatorium, 1993, . ISBN 80-85427-38-9.
- [22] Royal Society of Chemistry [online]. United Kingdom: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-22]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/>
- [23] BOBROWSKA-GRZESIK, E., J. CIBA, A. GROSSMAN, J. KLUCZKA, J. TROJANOWSKA a M. ZOŁOTAJKIN. Chemical elements: compendium. 1. vyd. Český Těšín: 2 Theta, 2013. ISBN 978-80-86380-66-7.
- [24] Lithium. In: Periodic table [online]. Spojené království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-02-26]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/3/lithium>
- [25] KLIKORKA, J., B. HÁJEK a J. VOTINSKÝ. Obecná a anorganická chemie. Vyd. 1. Praha: SNTL, 1985.

- [26] WIETELMANN, U. a J. BAUER. Lithium and Lithium Compounds. Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry [online]. Weinheim: Wiley-VCH, 2005 [cit. 2023-04-22]. Dostupné z: doi:10.1002/14356007.a15\_393
- [27] HOLZBECHER, Z. a J. CHURÁČEK. Analytická chemie. Praha: SNTL, 1987. 1. Vyd.
- [28] WILKINSON, G. a F. COTTON. Anorganická chemie: Souborné zpracování pro pokročilé. 1.vyd. Praha: Academia, 1973.
- [29] Lithium. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-02-26]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/3.html>
- [30] JURŠÍK, F. Anorganická chemie kovů. Vyd. 1. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická, 2002. ISBN 80-7080-504-8.
- [31] Sodík. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-03-07]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/11.html>
- [32] Sodium. In: Periodic table [online]. Spojené království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-03-07]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/11/sodium>
- [33] ENGELS, S. a A. NOWAK. Chemické prvky: historie a současnost. 1. vyd. Bratislava: Alfa, 1977.
- [34] KAMENÍČEK, J., Z. ŠINDELÁŘ, R. PASTOREK a F. KAŠPÁREK. Anorganická chemie. 4. vyd. Olomouc: Univerzita Palackého v Olomouci, 2009. ISBN 978-80-244-2387-6.
- [35] GÁŽO, J., J. KOHOUT, M. SERÁTOR, T. ŠRÁMKO a M. ZIKMUND. Všeobecná a anorganická chémie. 2. vyd. Bratislava: Alfa, 1974.
- [36] Klidový membránový potenciál: Rozdílné koncentrace iontů. In: WikiSkripta [online]. Univerzita Karlova v Praze, aktualizováno 30.3.2023 [cit. 2023-04-24]. Dostupné z: [https://www.wikiskripta.eu/w/Klidov%C3%BD\\_membr%C3%A1nov%C3%BD\\_potenci%C3%A1l](https://www.wikiskripta.eu/w/Klidov%C3%BD_membr%C3%A1nov%C3%BD_potenci%C3%A1l)
- [37] Draslík. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-11]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/19.html>

- [38] Potassium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-11]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/19/potassium>
- [39] JASINSKI, S. M. Potash. Mineral Commodity Summaries. U.S. Geological Survey, 2018.
- [40] Rubidium. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-11]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/37.html>
- [41] Rubidium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-11]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/37/rubidium>
- [42] Cesium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-11]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/55/caesium>
- [43] Cesium. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-11]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/55.html>
- [44] Francium. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-11]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/87.html>
- [45] Francium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-11]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/87/francium>
- [46] Beryllium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/4/beryllium>
- [47] REMY, H. Anorganická chemie: I. díl. 2. vyd. Praha: SNTL, 1971.
- [48] Beryllium. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/4.html>
- [49] Magnesium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/12/magnesium>
- [50] Horčík. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/4.html>

- [51] Vápník. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/20.html>
- [52] Calcium. In: Periodic table [online]. Spojené království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/20/calcium>
- [53] Stroncium. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/38.html>
- [54] Strontium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/38/strontium>
- [55] Baryum. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/56.html>
- [56] Barium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/56/barium>
- [57] Radium. In: Periodic table [online]. Spojené Království: Royal Society of Chemistry, 2023 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/88/radium>
- [58] Radium. In: Periodická tabulka: Chemické prvky [online]. 2009 [cit. 2023-04-12]. Dostupné z: <http://www.prvky.com/88.html>