

**M A S A R Y K O V A  
U N I V E R Z I T A**

PEDAGOGICKÁ FAKULTA

**Sbírka úloh a příkladů  
pro seminář  
z anorganické chemie**

Bakalářská práce

**BARBORA VALÁŠKOVÁ**

Vedoucí práce: Mgr. Ing. Lubomír Prokeš, Ph.D

Katedra fyziky, chemie a odborného vzdělávání  
Chemie se zaměřením na vzdělávání

Brno 2022



**MUNI**  
**PED**

## Bibliografický záznam

<b>Autor:</b>	Barbora Valášková Pedagogická fakulta Masarykova univerzita Katedra fyziky, chemie a odborného vzdělávání
<b>Název práce:</b>	Sbírka úloh a příkladů pro seminář z anorganické chemie
<b>Studijní program:</b>	Chemie se zaměřením na vzdělávání
<b>Studijní obor:</b>	Chemie se zaměřením na vzdělávání
<b>Vedoucí práce:</b>	Mgr. Ing. Lubomír Prokeš, Ph.D
<b>Rok:</b>	2022
<b>Počet stran:</b>	162
<b>Klíčová slova:</b>	anorganická chemie, příklady, úlohy, seminář z anorganické chemie, studijní materiál, problémy anorganické chemie, teorie anorganické chemie

## Bibliographic record

**Author:** Barbora Valášková  
Faculty of Education  
Masaryk University  
Department of Physics, Chemistry and Vocational  
Education

**Title of Thesis:** Problems and exercises in inorganic chemistry

**Degree Programme:** Chemistry for Education

**Field of Study:** Chemistry, Biology

**Supervisor:** Mgr. Ing. Lubomír Prokeš, Ph.D

**Year:** 2022

**Number of Pages:** 162

**Keywords:** inorganic chemistry, exercises, tasks, seminar in  
inorganic chemistry, study material, problems in  
inorganic chemistry, theory in inorganic chemistry

## Anotace

Hlavním cílem a předmětem této bakalářské práce je tvorba smysluplného, přehledného a uceleného studijního materiálu, jehož součástí jsou hlavní poznatky teorie a soubor příkladů a úloh z oblasti anorganické chemie. Bakalářská práce je přednostně vytvořena pro předmět Seminář z anorganické chemie, který je vyučován jako volitelný předmět pro přípravu studentů ke zkoušce z předmětu Anorganická chemie, a to pod vedením pana doktora Mgr. Ing. Lubomíra Prokeše, Ph.D. Tento soubor tak může sloužit jako vzor a opora pro individuální přípravu studentů k písemné části zkoušky tohoto předmětu.

## Abstract

The main goal and subject of this bachelor thesis is the creation of a meaningful, clear and comprehensive study material, which includes the main knowledge of theory and a set of examples and tasks in the field of inorganic chemistry. The bachelor's thesis is preferably created for the course Seminar in Inorganic Chemistry, which is taught as an optional subject for preparing students for the exam in the course Inorganic Chemistry, under the guidance of Dr. Mgr. Ing. Lubomír Prokeš, Ph.D. This set can help as a model and support for individual preparation of students for the written part of the exam of this subject.





## Čestné prohlášení

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci vypracovala samostatně, s využitím pouze citovaných pramenů, dalších informací a zdrojů v souladu s Disciplinárním řádem pro studenty Pedagogické fakulty Masarykovy univerzity a se zákonem č. 121/2000 Sb., o právu autorském, o právech souvisejících s právem autorským a o změně některých zákonů (autorský zákon), ve znění pozdějších předpisů.

V Brně 20. dubna 2022

.....  
Barbora Valášková



## Poděkování

Ráda bych vyjádřila velké poděkování panu Mgr. Ing. Lubomírovi Prokešovi, Ph.D, za jeho čas, cenné rady, drahocenné vědomosti a v neposlední řadě za trpělivost a profesionální přístup při vedení mé bakalářské práce. Současně patří velké poděkování mé rodině a příteli, za nepopsatelnou podporu.



## Obsah

<b>Seznam obrázků</b>	<b>13</b>
<b>Seznam tabulek</b>	<b>14</b>
<b>Důležité fyzikální veličiny a jejich jednotky</b>	<b>15</b>
<b>Důležité konstanty</b>	<b>16</b>
<b>Důležité předpony SI</b>	<b>17</b>
<b>Seznam základních pojmů a zkratk</b>	<b>18</b>
<b>1 Úvod</b>	<b>19</b>
<b>2 Periodická soustava prvků</b>	<b>21</b>
2.1 Členění PSP.....	22
2.2 Rozdělení prvků v PSP.....	26
<b>3 Zákonitosti v PSP</b>	<b>30</b>
3.1 Zákonitosti ve velikosti atomu prvku.....	30
3.2 Zákonitosti ve velikosti iontů.....	31
3.3 Periodicita ionizační energie.....	33
3.4 Periodicita elektronové afinity.....	35
3.5 Periodicita elektronegativity.....	36
<b>4 Rovnice v anorganické chemii</b>	<b>37</b>
4.1 Chemické reakce kovů a nekovů.....	38
4.2 Chemické reakce oxidů.....	40
4.3 Chemické reakce hydroxidů.....	42
4.4 Chemické reakce kyselin.....	43
4.5 Chemické reakce solí.....	44
4.6 Acidobazické reakce.....	46
4.7 Redoxní reakce.....	49

<b>5</b>	<b>Příklady a úlohy</b>	<b>57</b>
5.1	Hybridizace a teorie VSEPR.....	58
5.2	Vodík.....	68
5.3	Alkalické kovy.....	76
5.4	Kovy alkalických zemin.....	84
5.5	III. A skupina.....	92
5.6	IV. A skupina.....	101
5.7	V. A skupina.....	110
5.8	VI. A skupina.....	122
5.9	VII. A skupina.....	133
5.10	VIII. A skupina.....	142
5.11	Přechodné prvky.....	150
<b>6</b>	<b>Závěr</b>	<b>157</b>
	<b>Použité zdroje</b>	<b>159</b>

## Seznam obrázků

Obr. 1: Znázornění vzniku krátké formy tabulky .....	23
Obr. 2: Znázornění period a skupin dlouhé formy periodické soustavy prvků.....	25
Obr. 3: Grafické znázornění umístění skupin a seskupení prvků .....	28
Obr. 4: Grafické znázornění periodicity atomových poloměrů .....	31
Obr. 5: Grafické znázornění periodicity iontových poloměrů pro kovy.. .....	32
Obr. 6: Grafické znázornění periodicity iontových poloměrů pro nekovy .....	32
Obr. 7: Grafické znázornění periodicity ionizační energie .....	34
Obr. 8: Grafické znázornění periodicity elektronové afinity .....	35
Obr. 9: Grafické znázornění periodicity elektronegativity .....	36
Obr. 10: Hybridní orbitály a jejich prostorové uspořádání.....	58

## Seznam tabulek

Tab. 1: Základní jednotky SI .....	15
Tab. 2: Hodnoty některých důležitých konstant .....	16
Tab. 3: Důležité předpony SI .....	17
Tab. 4: Speciální skupiny a seskupení prvků .....	29
Tab. 5: Chemické reakce kovu, nekovu a jejich sloučenin .....	39
Tab. 6: Chemické reakce a příprava oxidů.....	40
Tab. 7: Chemické reakce a vlastnosti oxidů.....	41
Tab. 8: Chemické reakce a příprava hydroxidů .....	42
Tab. 9: Chemické reakce a vlastnosti hydroxidů .....	42
Tab. 10: Chemické reakce a příprava kyselin .....	43
Tab. 11: Chemické reakce a vlastnosti kyselin.....	43
Tab. 12: Chemické reakce, příprava a vlastnosti solí .....	44



## Důležité fyzikální veličiny a jejich jednotky

Fyzikální veličiny mohou sloužit především k popisu různých vlastností hmoty. Každá fyzikální veličina má vlastní název, značku a jednotku. Symboly značek veličin se vždy zapisují kurzívou (skloněné písmo), kdežto symbol jednotky antikvou (vzpřímené písmo). Tato pravidla nám pomáhají předcházet určitým nejasnostem v textu, kdybychom si mohli pomýlit například značku hmotnosti ( $m$ ) s jednotkou délky (m) (Milář & Hollan, 2014). Vybrané fyzikální veličiny, jejich značky a jednotky obsahuje následující Tab. 1.

Tab. 1: Základní jednotky SI (zpracováno dle Milář & Hollan, 2014)

Název fyzikální veličiny	Značka veličiny	Symbol jednotky
Hmotnost	$m$	kg
Délka	$l$	m
Čas	$t$	s
Elektrický proud	$I$	A
Teplota (termodynamická)	$T$	K
Látkové množství	$n$	mol
Objem	$V$	m <sup>3</sup> , l
Plocha	$S$	m <sup>2</sup>
Hustota	$\rho$	kg · m <sup>-3</sup>

## Důležité konstanty

V řadě početních příkladů je potřeba znát hodnoty určitých konstant. Podle Mičky a Lukeše (2007) byly vybrány jedny z nejdůležitějších konstant, které lze nalézt v následující Tab. 2.

**Tab. 2: Hodnoty některých důležitých konstant (zpracováno dle Mička & Lukeš, 2007)**

Fyzikální konstant	symbol	hodnota
Rychlost světla ve vakuu	$c$	$2,99792452 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
Avogadrova konstanta	$N_A$	$6,0220 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Atomová hmotnostní konstanta	$u$	$1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Planckova konstanta	$h$	$6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
Plynová konstanta	$R$	$8,3143 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
Molární objem ideálního plynu	$V_m$	$22,413 \text{ 968 l} \cdot \text{mol}^{-1}$
Faradayova konstanta	$F$	$9,6487 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
Boltzmannova konstanta	$k_B$	$1,380 \text{ 648 8} \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

## Důležité předpony SI

V určitých momentech, kdy se například pohybujeme jen v několika malých řádech, popřípadě naopak ve velkých číselných řádech, často používáme vyjadřování ( $10^n$ ). To je ovšem někdy matoucí a místo toho můžeme používat řádové předpony.

Podle Miléře a Hollana (2014) vznikla následující Tab. 3, která zahrnuje nejdůležitější předpony, jejich značku, název a daný násobek, který vyjadřují.

Tab. 3: Důležité předpony SI (zpracováno dle Milér & Hollan, 2014)

Předpona	Značka	Název	Násobek	Některé příklady
<b>tera</b>	T	bilion	$10^{12}$	TW (terawatt)
<b>giga</b>	G	miliarda	$10^9$	
<b>mega</b>	M	milión	$10^6$	
<b>kilo</b>	k	tisíc	$10^3$	kg (kilogram)
<b>hekto</b>	h	sto	$10^2$	hPa (hektopascal)
<b>deka</b>	da	deset	$10^1$	
<b>deci</b>	d	desetina	$10^{-1}$	dl (decilitr)
<b>centi</b>	c	setina	$10^{-2}$	cm (centimetr)
<b>mili</b>	m	tisícina	$10^{-3}$	ml (mililitr)
<b>mikro</b>	$\mu$	milíontina	$10^{-6}$	
<b>nano</b>	n	milíardtina	$10^{-9}$	
<b>piko</b>	p	bilíontina	$10^{-12}$	

## Seznam základních pojmů a zkratk

PSP – periodická soustava prvků

## 1 Úvod

Tato bakalářská práce se zaměřuje na poznatky a úlohy z oblasti anorganické chemie. Její složkou je teoretická část skládající se z několika kapitol. První kapitola se opírá o základní pojmy týkající se periodické soustavy prvků, následuje kapitola pojednávající o jednotlivých periodicitách, často označovaných jako trendy v PSP, a nakonec kapitola zahrnující teorii tvorby vzorových chemických rovnic. V neposlední řadě tato bakalářská práce obsahuje vyřešené vzorové typy příkladů a úloh pro dané skupiny prvků a také úlohy a příklady k procvičování, které si student může vyřešit a procvičit individuálně, a to často na základě již vyřešených vzorových úloh a příkladů.

Hlavním cílem této bakalářské práce je tvorba uceleného, přehledného a smysluplného studijního materiálu pro předmět Seminář z anorganické chemie. Hlavní vizí je pomoci studentům při jejich individuální přípravě pro úspěšné zvládnutí písemné části zkoušky z předmětu Anorganická chemie, který se každoročně vyučuje v jarním semestru na Pedagogické fakultě, konkrétně na katedře Fyziky, Chemie a odborného vzdělávání, pod vedením pana Mgr. Ing. Lubomíra Prokeše, Ph.D. Tato písemná část zkoušky bývá většinou zaměřena na více typů úloh a příkladů, které musí student zvládnout, aby mohl přistoupit k ústní části zkoušky.

V dnešní době již samozřejmě existuje nespočet obsáhlých a velmi kvalitních výzkumů, článků nebo prací, kde najdeme nepřeborné množství různých informací, typů příkladů a úloh, které se zabývají otázkami a problémy anorganické chemie. Můžeme tak najít nekonečna tištěných zdrojů, a v dnešní vyspělé době i nespočet online zdrojů, kde se většina informací již dá lehce a rychle dohledat.

Například v roce 1994 vytvořila Doc. Ing. Jaroslava Kalousová, CSc. sbírku úloh, kterou nazvala Anorganická chemie v otázkách. Tato sbírka obsahuje velké množství především teoretických otázek, avšak bez následných odpovědí. Otázky se zaměřují na určité prvky z periodické tabulky, které systematicky seřadila do daných skupin.

V roce 2003 napsali Mička et al. další skripta, řešící teorii a otázky anorganické chemie. Tato skripta se nazývají Základní pojmy, příklady a otázky z anorganické chemie. První část těchto skript se zabývá převážně teorií a základními pojmy, které vysvětlují zákonitosti a problémy

v anorganické chemii. Druhá část těchto skript pojednává o ilustrativních příkladech a otázkách z anorganické chemie.

Bez pochyby máme také nepřehledné množství kvalitní zahraniční literatury, a to vedle nejrůznějších anglicky psaných materiálů se tak jedná například i o méně známou indickou či ruskou literaturu. Všechny tyto materiály by samozřejmě mohly být určitou formou opory pro individuální studium studentů na zkoušku, avšak některé mohou být až moc odborné, obtížné nebo nepřehledné.

Doposud však nebyl vytvořen žádný ucelený studijní materiál, který by studentům sloužil jako kostra, a hlavně opora k samostudiu a k individuální přípravě na písemnou část této zkoušky. Tato skutečnost byla hlavním důvodem pro výběr tématu této bakalářské práce, neboť si myslím, že je důležité, aby studenti měli ucelenou a přehlednou sbírku cvičných příkladů a úloh, o které se mohou vždy opřít a v budoucnu je pro svoji potřebu využít, a to v jakémkoliv ohledu.

## 2 Periodická soustava prvků

Problematika vlastností prvků a jednotlivé trendy v periodické soustavě prvků tvoří důležité poznatky a hlavní hybnou sílu pro pochopení všech chemických reakcí a vlastností prvků. Porozumění periodické soustavě prvků je tak nedílnou součástí základů chemie.

Do konce 18. století bylo známo pouze 32 prvků, které však nebyly systematicky roztržiděné. První myšlenky o určitou systematizaci přišly s poznáváním a objevováním dalších chemických prvků. V polovině 19. století se počet prvků zdvojnásobil a zároveň byly popsány jejich vlastnosti, což souviselo převážně s rozvojem fyzikálně-chemických metod (Jančář, 2013).

V roce 1869 pan Dmitrij Ivanovič Mendělejev formuloval první znění Periodického zákona, který odrážel jednotlivé fyzikální a chemické vlastnosti prvků v periodické soustavě, a to jako periodicky závislé na svých atomových hmotnostech (Vacík et al., 1999). Prvky byly v PSP řazeny podle atomové hmotnosti, které však byly často nesprávné, což často vedlo k zařazení jednotlivých prvků na nesprávné místo. Zároveň se v tehdejší tabulce objevovaly mezery, čímž Mendělejev předpověděl existenci prvků, které ve zdejší době ještě nebyly známy (Cídlová et al., 2018).

Formulace tohoto zákona byla několikrát pozměněna, jelikož se objasnila struktura elektronového obalu, která dala vzniku protonovému číslu. Dnešní formulace periodického zákona zní následovně: „Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí jejich protonového čísla“ (Jančář, 2013, s. 10). V dnešní době se tak prvky v PSP řadí podle rostoucího protonového čísla (Cídlová et al., 2018). Veškeré vlastnosti prvků tedy závisí na jejich umístění v periodické soustavě prvků, a tedy na protonovém čísle.

Z periodické tabulky prvků můžeme vyčíst takzvané periodicity neboli jednotlivě se opakující chemické a fyzikální vlastnosti prvků a zjistit tak, jak se daný prvek a jeho sloučeniny chovají a jaké jsou jejich charakteristické vlastnosti. Prvky, které mají stejný počet valenčních elektronů, tedy elektronů v nejbližší elektronové vrstvě od jádra, mají následně i podobné vlastnosti (Garg & Singh, 2015). V průběhu tvorby a inovace periodické tabulky se tyto prvky umístili pod sebe do tzv. svislých sloupců, což dalo vzniku dnes již známým skupinám prvků.

Jak uvádí Cídlová (2018, s. 78): „Periodicita vlastností prvků je důsledkem periodicity elektronové struktury atomového obalu, přičemž

pro chemické vlastnosti prvků je rozhodující elektronová konfigurace tzv. valenční sféry.“ Valenční sféra (vrstva) elektronového obalu je ta část, která je navíc oproti konfiguraci předchozího vzácného plynu (Jančář, 2013).

### 2.1 Členění PSP

Jako sám Periodický zákon, byla i periodická soustava několikrát upravena a inovována. Dnes ji známe jako dvě základní varianty – dlouhá a krátká (Březina et al., 1997).

Periodickou soustavu prvků můžeme charakterizovat jako grafické vyjádření periodického zákona. Jedná se o tabulku, která se skládá z period a skupin (Fikr, 2007). Každý prvek v periodické soustavě prvků má svůj vlastní a charakteristický symbol, jméno (české i latinské) a důležité protonové číslo, podle kterého je následně zařazen do tabulky. Jednotlivé prvky jsou tedy do tabulky vkládány, tak, aby na sebe vodorovně navazovaly jejich jedinečná protonová čísla.

#### 2.1.1 Krátká forma PSP

Krátká forma PSP je grafickým znázorněním uspořádání prvků, přičemž její podobu získáme přerušením dlouhé formy tabulky. Můžeme si ji představit jako periodickou soustavu prvků, kde se nachází 7 period a pouze 8 skupin. V této krátké formě se totiž vnořují řádky (periody) pravé strany tabulky do řádků (period) levé části tabulky. Toto vnoření jednotlivých řádků (period) a zároveň přerušování dlouhé formy PSP se děje mezi I. a VIII. B skupinou (Štěpánek, 2007).

Grafické znázornění přerušování dlouhé formy PSP a vnoření řádků (period) pravé strany tabulky do řádků (period) levé strany tabulky je vyobrazeno na Obr. 1.



Přerušení dlouhé tabulky mezi VIII. a I. B skupinou

	1. I.A	2. II.A	3. III.B	4. IV.B	5. V.B	6. VI.B	7. VII.B	8. VIII.B	9. VIII.B	10. VIII.B	11. I.B	12. II.B	13. III.A	14. IV.A	15. V.A	16. VI.A	17. VII.A	18. VII.A
1.	H	He																
2.	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3.	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4.	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ba	Be	As	Se	Br	Kr
5.	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6.	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7.	Fr	Ra	Ac															

Vnoření pravé strany tabulky do řádků (period) levé strany tabulky

Obr. 1: Znázornění vzniku krátké formy tabulky (graficky zpracoval autor)

### 2.1.2 Dlouhá forma PSP

Klasická dlouhá forma PSP, taková, jakou známe dnes a běžně ve škole používáme, se skládá ze 7 period a 18 skupin. Jednotlivé prvky jsou v dlouhé formě periodické soustavy prvků uspořádány podle rostoucího protonového čísla. Toto uspořádání je vodorovné a formuje tak jednotlivé **periody**. Naopak vertikální sloupce neboli **skupiny**, nijak neodrážejí rostoucí posloupnost rostoucího protonového čísla.

Aby tabulka nebyla příliš dlouhá, tak se v místě 6. a 7. periody láme a vyčleňuje skupinu vnitřně přechodných prvků, jenž se zobrazují na speciální řádky, které se následně připojují do dolní části tabulky. Tyto speciální řádky jsou vždy výrazně označeny, avšak se nejedná o zvláštní periody. Do vnitřně přechodných prvků řadíme lanthanoidy a aktinoidy. Lanthanoidy leží v 6. periodě za lanthanem (La) a aktinoidy v 7. periodě za aktiniem (Ac) (Jančář, 2013).

### 2.1.3 Periody PSP

Periody můžeme charakterizovat jako vodorovné řady prvků, které vždy začínají velmi reaktivním alkalickým kovem ležícím za nereaktivním vzácným plynem, který ukončuje danou periodu (Jančář, 2013). Jednotlivé periody jsou popořadě očíslovány čísly 1-7, a to vodorovně ve směru od shora dolů. To značí, že se v periodické soustavě prvků vyskytuje celkem 7 period, a tedy 7 vodorovných řad prvků (Henrickson, 2005).

Jelikož číslo periody odpovídá i hlavnímu kvantovému číslu ( $n$ ), jednotlivé periody tak představují energetické vrstvy (hladiny) atomového obalu, kde se jednotlivé elektrony vyskytují v tzv. orbitalech (Tandon, 2000). Prvky, které se nacházejí ve stejné periodě nemají podobné vlastnosti, avšak se jejich elektrony nacházejí ve stejné, již zmíněné, energetické hladině (Silver, 2014).

První periodu tvoří pouze dva prvky, a to H (vodík) a He (helium). Jelikož vodík a helium leží na opačných stranách tabulky, lidé často zapomínají, že oba tyto prvky patří do 1. periody (Henrickson, 2005).

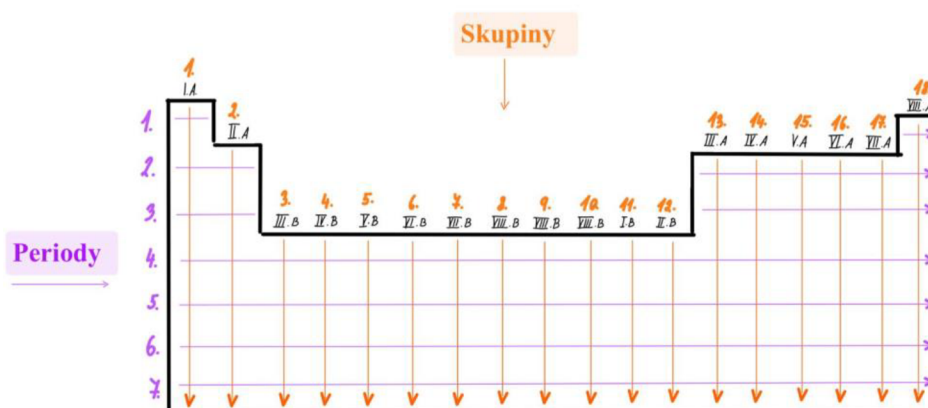
### 2.1.4 Skupiny PSP

Skupinami označujeme svislé sloupce v periodické soustavě prvků. Skupin je celkem 18 a mohou být označeny dvěma způsoby.

Starším způsobem, avšak stále velmi používaným, je označování každé skupiny římskou číslicí (od I – VIII) a velkým tiskacím písmenem A nebo B. Prvky ve skupinách, které jsou označeny písmenem A nazýváme jako nepřechodné (-s, -p) prvky a skupiny B jako prvky přechodné (-d). Kromě přechodných a nepřechodných prvků existují i vnitřně přechodné (-f) prvky, které však byly vyčleněny mimo hlavní část periodické tabulky. Římská číslice udává, kolik valenčních elektronů (nejvzdálenějších v rámci elektronového obalu) obsahují atomy prvků, které se v daných skupinách nacházejí (Moore & Langley, 2017). Druhým, modernějším, způsobem označení skupin je postupné číslování jednotlivých sloupců čísly 1-18, a to zleva doprava.

Velmi důležitým poznatkem je, že prvky, ležící ve stejné skupině, mají velmi podobné chemické a fyzikální vlastnosti. Je to způsobeno tím, že prvky v dané skupině mají stejný počet valenčních elektronů a velmi podobnou konfiguraci valenční sféry (podobné obsazení orbitalů jednotlivými elektrony), což způsobuje velmi podobné chování těchto prvků (Tandon, 2000).

Valenční elektrony jsou velmi důležitými elektrony, které se účastní tvorby vazeb mezi atomy a celkově chemických reakcí. Pokud tedy například 2 prvky budou mít stejný počet těchto elektronů, je v celku logické, že se budou i podobně chovat. Můžeme si to představit na konkrétní, velmi známé, 18. neboli VIII. A skupině. Z čísla skupiny můžeme zjistit počet valenčních elektronů, tedy celkem 8, kromě helia, které má pouze 2 (nachází se v II. A skupině). Jedná se o skupinu vzácných plynů, které mají plně obsazené orbitály svými valenčními elektrony, což znamená, že mají velmi stabilní konfiguraci. Nepotřebují tak tvořit vazby s jinými prvky, ani elektrony přijmout nebo odevzdat, aby dosáhly stabilnější konfigurace. Tím, že mají podobně obsazenou valenční vrstvu jednotlivými elektrony, budou se i podobně chovat. Můžeme o nich říct (včetně helia), že to jsou nereaktivní plyny (Silver, 2014). Následující Obr. 2 znázorňuje, pomocí šipek, směry vyskytujících se period a skupin v dlouhé formě PSP.



Obr. 2: Znázornění period a skupin dlouhé formy periodické soustavy prvků (graficky zpracoval autor)

## 2.2 Rozdělení prvků v PSP

V PSP můžeme pozorovat různá seskupení prvků podle jejich podobných vlastností. Všechna následující rozdělení lze jednoduše vyčíst z periodické soustavy prvků.

### 2.2.1 Kovy, nekovy, polokovy

Základní systém seskupení prvků je jejich zařazení do tří hlavních skupin podle fyzikálních vlastností, a to na kovy, polokovy, nekovy. Prvky stojící v levé části tabulky, a tedy nalevo od B, Si, Ge, As, Te, Sb, Po (bor, křemík, germanium, arsen, tellur, antimon, polonium), můžeme díky jejich vlastnostem označit jako **kovy**. Mezi kovy se samozřejmě neřadí plynný vodík, který má zcela jiné vlastnosti. Kovy mají většinu známých vlastností, díky kterým je můžeme jednoduše charakterizovat. Podle Moore a Langley (2017) jsou kovy za normálních podmínek pevné lesklé látky (kromě Hg – rtuti, která je kapalná), které dobře vedou elektrický proud a teplo. Zároveň jsou velmi dobře zpracovatelné. Můžeme je různě tvarovat a natahovat, což znamená že jsou kujné a tažné. Z chemického hlediska jsou charakteristické tvorbou kationtů a snadno se tak zbavují svých valenčních elektronů.

Prvky ležící v pravé části tabulky, a tedy napravo od B, Si, Ge, As, Te, Sb, Po (bor, křemík, germanium, arsen, tellur, antimon, polonium), označujeme jako **nekovy**. Najdeme zde většinu plynů včetně těch vzácných. Nekovy mají většinou vlastnosti, které jsou přímým opakem vlastností kovů. Řadí se sem plyny, ale i pevné látky a kapaliny, které špatně vedou elektrický proud i teplo a zároveň nejsou kujné ani tažné, což má za následek jejich špatnou nebo až mizivou zpracovatelnost. V chemických reakcích jsou taktéž opakem kovů. Rády totiž přijímají elektrony, aby se přiblížily elektronové konfiguraci vzácného plynu a stávají se tak záporně nabitými ionty neboli anionty (Moore & Langley, 2017).

Třetí skupinou jsou **polokovy**, mezi které řadíme již dříve zmíněné prvky, které v PSP oddělují levou část, a to kovy a pravou část, kam patří nekovy. Řadíme sem B, Si, Ge, As, Te, Sb, Po (bor, křemík, germanium, arsen, tellur, antimon, polonium). Polokovy mají vlastnost kovů i nekovů, záleží však na podmínkách. Často se díky svým vlastnostem využívají jako polovodiče v elektrotechnickém průmyslu (Tandon, 2000).

### 2.2.2 Rozdělení podle skupenství

Jednotlivé prvky můžeme také zařadit do tří skupin podle jejich skupenství při 20 °C (normální podmínky). Opět se všechna tato rozdělení dají vyčíst z periodické soustavy prvků.

Rozlišujeme tak **skupenství pevné**, kdy značky prvků tohoto skupenství jsou v PSP označeny žlutou barvou. Prvky, které se vyskytují v pevném skupenství je převaha a pokrývají tak většinu PSP.

Značky prvků **plynného skupenství** mají bílé písmo a jedná se o nekovy stojící v pravé části PSP napravo od polokovů. Výjimkou je postavení vodíku, který se nachází v levé části PSP, avšak se jedná také o plynný nekov.

Posledním skupenstvím zbývá **skupenství kapalné**, přičemž značky kapalných prvků jsou v PSP značeny zeleně. Patří sem velmi důležité prvky, které bychom si měli pamatovat. Za zmínku stojí hlavně Br (brom) a Hg (rtuť). Rtuť je kov, kdežto Brom je typickým nekovem.

### 2.2.3 Prvky přechodné, nepřechodné a vnitřně přechodné

Dále můžeme prvky rozdělit na **přechodné, nepřechodné a vnitřně přechodné**, což také souvisí s polohou prvků v PSP.

Podle Cídlové et al. (2018) rozdělujeme jednotlivé prvky podle postupu obsazování svých orbitalů elektrony na s-prvky, p-prvky, d-prvky a f-prvky. Prvky, u nichž se jako poslední obsazuje orbital ns, se nazývají s-prvky. U p-prvků se obsazuje jako poslední orbital np. Prvky, u kterých se obsazuje jako poslední orbital (n-1)d, se nazývají d-prvky a jako poslední skupinou jsou f-prvky, kdy se u nich jako poslední obsazuje orbital (n-2)f. Písmeno n značí hlavní kvantové číslo, a tedy zároveň číslo periody, ve které se daný prvek nachází.

Prvky, které označujeme jako s-prvky a p-prvky řadíme mezi nepřechodné prvky. Náleží sem 1. a 2. skupina v levé části PSP a 13., 14., 15., 16., 17., a 18. skupina v pravé části PSP neboli skupiny A. D-prvky označujeme jako přechodné prvky a nacházejí se ve střední části PSP. F-prvky jsou vnitřně přechodné, patří sem lanthanoidy a aktinoidy (Musilová & Peňázová, 2000).



Tab. 4: Speciální skupiny a seskupení prvků (zpracováno dle Jančář, 2013; Silver, 2014)

Umístění skupiny či seskupení daných prvků	Název skupiny či seskupení daných prvků	Zahrnuté prvky
I. A skupina	Alkalické kovy	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
II. A skupina	Kovy alkalických zemin	(Be, Mg), Ca, Sr, Ba, Ra
III. A skupina	Triely	B, Al, Ga, In, Tl
IV. A skupina	Tetrelly	C, Si, Ge, Sn, Pb
V. A skupina	Pentely	N, P, As, Sb, Bi
VI. A skupina	Chalkogeny	O, S, Se, Te, Po
VII. A skupina	Halogeny	F, Cl, Br, I, (At)
VIII. A skupina (kromě He, to patří do II. A skupiny)	Vzácné plyny	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
6. perioda	Lanthanoidy	Prvky za La až po Lu (Ce – Lu)
7. perioda	Aktinoidy	Prvky za Ac až po Lr (Th – Lr)
4. perioda (8., 9., 10. skupina = VIII. B skupina)	Triáda železa	Fe, Co, Ni
5. perioda (8., 9., 10. skupina = VIII. B skupina)	Lehké platinové kovy	Ru, Rh, Pd
6. perioda (8., 9., 10. skupina = VIII. B skupina)	Těžké platinové kovy	Os, Ir, Pt

### 3 Zákonitosti v PSP

V periodické soustavě prvků existují mezi jednotlivými prvky zákonitosti, které se mohou napříč periodami a skupinami periodicky opakovat. Tyto periodicity neboli zákonitosti jsou nám známy hlavně z pohledu fyzikálních a chemických vlastností prvků. Jak zmiňuje Jančář (2013, s. 45): „Periodicita fyzikálních a chemických vlastností prvků vyjadřuje skutečnost, že se tyto vlastnosti po určitém charakteristickém zvýšení protonového čísla pravidelně opakují.“

Všechny tyto zákonitosti tedy závistí opět na protonovém čísle, které udává postavení prvku v periodické soustavě prvků a zároveň vyzovuje elektronovou konfiguraci atomu prvku. Je opět zřejmé, že všechny vlastnosti prvků, jak už chemické, tak fyzikální, jsou odrazem uspořádání jejich valenčních elektronových sfér v rámci elektronového obalu (Jančář, 2013). Jinak řečeno, když mají prvky podobné uspořádání valenční sféry, tedy podobnou elektronovou konfiguraci a stejný počet valenčních elektronů uvnitř elektronového obalu atomu, mají následně i velmi podobné vlastnosti (Evangelist, 2009).

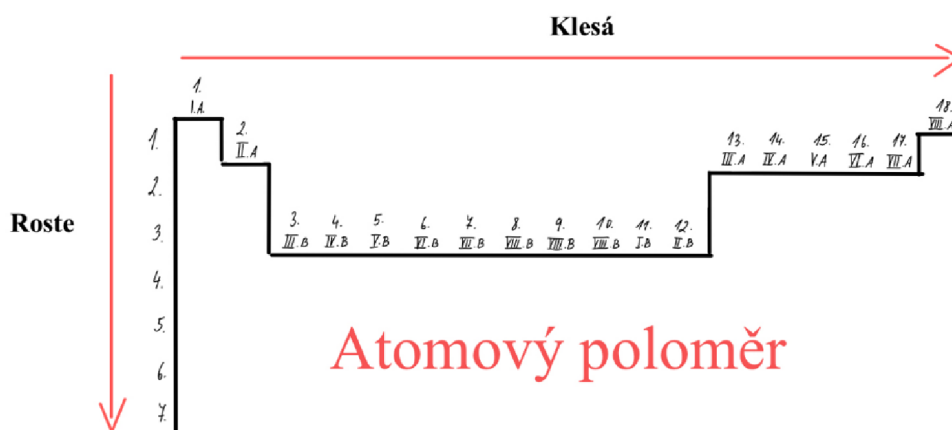
#### 3.1 Zákonitosti ve velikosti atomu prvku

Velikost atomu úzce souvisí s jeho poloměrem. Proto se tato periodicita nazývá periodicitou atomových poloměrů prvků. Atomový poloměr atomu lze definovat jako vzdálenost od jeho jádra k nejvzdálenějšímu elektronu v elektronovém obalu tohoto atomu (Evangelist, 2009). Úzký vztah mezi velikostí atomu a jeho poloměrem vyplývá ze stavby a struktury elektronového obalu. Logicky nám následně vyplývá, že čím větší je atom, tím je i větší jeho poloměr (Silver, 2014).

Jakmile se pohybuje se shora směrem dolů ve **skupinách**, atomový poloměr se zvětšuje. Je to způsobeno tím, že čím níže jsme ve skupině, tím dále od jádra se nacházejí valenční elektrony, jelikož obsazují orbitály s vyšším hlavním kvantovým číslem. V elektronovém obalu se tak nachází více energetických hladin a poloměr a celková velikost atomu **roste** (Jančář, 2013). V rámci skupiny také hrají velkou roli elektrony blíže k jádru. Čím se jde ve skupině více dolů, tím se v elektronovém obalu vyskytuje více zaplněných elektronových hladin. Elektrony blíže jádra stíní elektrony dále od jádra a na nejvzdálenější elektrony nepůsobí efektivní kladný náboj jádra tak velkou silou (Mascetta & Joseph, 2012).



V **periodách** ve směru zleva doprava však velikost atomu a jeho atomový poloměr klesá. Tato zákonitost souvisí se zvyšujícím se protonovým číslem prvků, a tedy zvyšujícím se množstvím protonů v jádře atomu. Jádro atomu má tak silnější efektivní náboj a mezi jádrem a elektronovým obalem působí větší přitažlivé síly. Jinak řečeno, jádro si elektronový obal přitahuje více blíže k sobě, a to větší silou. To má za následek **zmenšení** velikosti tohoto atomu (Moore & Langley, 2017). Když se tedy podíváme na poloměry atomů v rámci periody, zjišťujeme, že se jedná o jaderný náboj, nikoliv počet elektronů, který určuje poloměr atomu (Evangelist, 2009). Vysvětlení periodicity atomového poloměru graficky znázorňuje Obr. 4.



Obr. 4: Grafické znázornění periodicity atomových poloměrů (graficky zpracoval autor)

### 3.2 Zákonitosti ve velikosti iontů

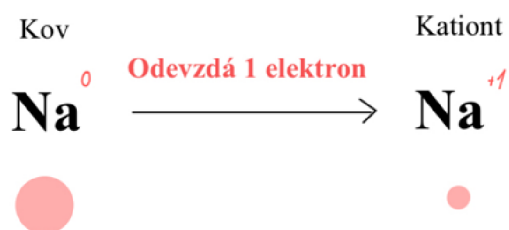
Atom, jakožto základní stavební částice všech látek je za normálních podmínek elektricky neutrální. To znamená, že v jeho jádře a obalu je stejný počet protonů a elektronů. Jakmile ale tento elektroneutrální atom přijme, či odevzdá některý z elektronů, vznikne iont (Tandon, 2000).

Atom, který odevzdá některý ze svých valenčních elektronů z elektronového obalu, nabývá kladného náboje, jelikož se v jádře nachází více kladných protonů než záporných elektronů v jeho obalu. Jedná se tak o iont nazývaný kationt. Naopak iont, který přijme elektron, nabývá záporného náboje, jelikož se v elektronovém obalu tohoto atomu vyskytuje

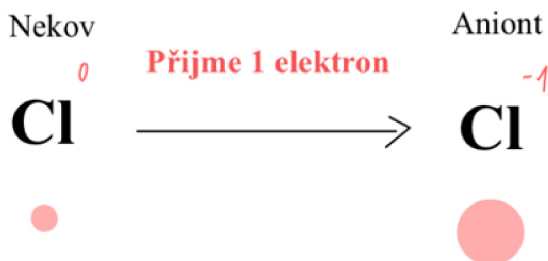
více záporně nabitých elektronů než kladně nabitých protonů v jeho jádře. Tento typ iontu nazýváme aniont (Tandon, 2000).

Tím, že dokážou atomy prvků přijímat a odevzdávat elektrony, je zřejmé, že tyto ionty budou mít jiné poloměry, než jsou poloměry původních elektroneutrálních atomů. Jakmile atomy přijmou elektrony a stanou se z nich **anionty**, dojde ke **zvětšení** jejich **poloměrů**, jelikož se přijetím elektronů snižuje efektivní náboj jádra působící na elektrony v atomovém obalu (Guha, 2020). Nejčastěji formu aniontů tvoří nekovy, jelikož lehce přijímají elektrony za cílem dostání se co nejbližší ke konfiguraci vzácného plynu (Evangelist, 2009).

Opak samozřejmě platí pro atomy, které odevzdávají (ztrácejí) elektrony. Pokud elektroneutrální atom odevzdá elektron za vzniku **kationtu**, dojde ke **zmenšení** jeho **poloměru** v důsledku převažování protonů v jádře atomu a zvýšení efektivního jaderného náboje, který silněji přitahuje zbylé elektrony v obalu atomu (Guha, 2020). Většinou se jedná o kovy, jelikož ochotně ztrácejí elektrony za vzniku kationtů (Evangelist, 2009). Vysvětlení zákonitosti ve velikosti iontů graficky znázorňuje Obr. 5 a Obr. 6



Obr. 5: Grafické znázornění periodicity iontových poloměrů pro kovy (graficky zpracoval autor)



Obr. 6: Grafické znázornění periodicity iontových poloměrů pro nekovy (graficky zpracoval autor)

### 3.3 Periodicita ionizační energie

Atomy mohou elektrony získávat i odevzdávat. Z elektroneutrálních atomů následně vznikají anionty a kationty (Tandon, 2000). To, jakou mírou je schopen atom odštěpit elektron a stát se kationtem, popisuje ionizační energie. Čím je ionizační energie atomu nižší, tím snadněji atom odštěpí svůj valenční elektron (Singhal & Singhal, 2019).

Rozlišujeme několik ionizačních energií, avšak za základní považujeme první ionizační energii. První ionizační energie je energie potřebná k tomu, aby atom dokázal odštěpit ze své valenční sféry nejvzdálenější elektron za cílem vzniku kladně nabitého iontu neboli kationtu (Moore & Langley, 2017). Schopnost odštěpit elektron je samozřejmě vázána s konfigurací daného prvku. Čím je daný prvek stabilnější, je stabilnější i jeho elektronová konfigurace. Takový atom poté musí vynaložit více energie, aby elektron uvolnil a ionizační energie bude dost vysoká (Wynne, 2007).

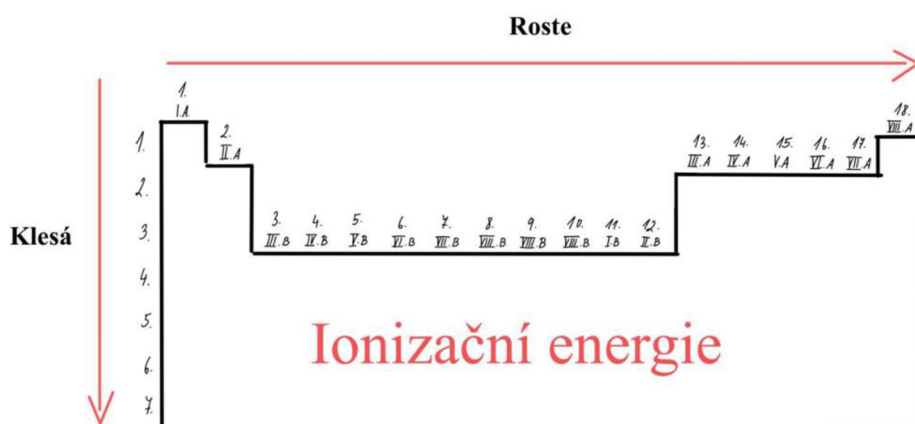
To, jakou mírou bude schopen daný atom odštěpit elektron je dáno pevností, jakou se elektron váže k jádru atomu, což opět souvisí s efektivním nábojem jádra atomu. Čím je protonové číslo vyšší, tím je vyšší i náboj jádra a současně i přitažlivé síly mezi jádrem a elektrony v obalu atomu, tudíž je následně obtížnější dané elektrony odštěpit. Proto ionizační energie v rámci **perrody** zleva doprava **stoupá**. Dalším faktorem, který ovlivňuje velikost ionizační energie je stínění elektronů. Elektrony, které jsou blíže k jádru mohou stínit elektrony dále od jádra a tím je chrání před přitažlivou silou a velikostí efektivního náboje jádra. V rámci **skupiny** se směrem dolů ionizační energie **snižuje**, jelikož se zvyšuje počet energetických hladin v obalu atomu a valenční elektrony se tak nacházejí dále od jádra a působí na ně větší stínění od elektronů nacházejících se blíže k jádru (Dingle, 2014).

V určitých případech však periodicita ionizační energie tato pravidla nespĺňuje. Kromě vzestupu v rámci perrody a sestupu v rámci skupiny se objevuje i několik nepravidlostí, které bychom neměli přehlízet. Jedná se například o ionizační energii atomů prvků jako jsou Be, Mg, Ca ve srovnání s ionizačními energiemi atomů prvků B, Al a Ga. Podle výše zmíněného pravidla ionizační energie v rámci perrody zleva doprava stoupá, a tedy by Be mělo mít, v porovnání s napravo ležícím B, nižší ionizační energii. Tomu tak však není a Be má vyšší ionizační energii než B. Tak je to i s ostatními zmíněnými atomy prvků (Mg v porovnání s Al a Ca v porovnání s Ga). Další nepravidlost se objevuje u atomů prvků

N, P a As ve srovnání s ionizačními energiemi atomů prvků O, S a Se (Guha, 2020).

V případě prvků II. A skupiny je první ionizační energie vyšší než u prvků III. A skupiny, jelikož u prvků II.A skupiny je přítomen plně obsazený  $ns^2$  orbital, který je tak stabilnější a bude potřeba vynaložit více energie na odštěpení elektronu z tohoto orbitalu. U prvků III. A skupiny se navíc nachází  $np^1$  orbital a odštěpení elektronu z neúplně zaplněného orbitalu tak bude snazší. V porovnání V. A skupiny s VI. A skupinou je zdroj této nepravidelnosti ionizační energie obdobný. V. A skupina má elektronovou konfiguraci valenční sféry  $ns^2 np^3$ , tedy napůl obsazené p-orbitály, což je stabilnější stav než u VI.A skupiny, která má elektronovou konfiguraci  $ns^2 np^4$ . Proto je ionizační energie u prvků V. A skupiny vyšší (Singhal & Singhal, 2019).

Obecně však platí, že větší atomy vážou své valenční elektrony slaběji, což má za následek jejich nižší ionizační energii a snazší odštěpení valenčních elektronů z atomového obalu (Jančář, 2013). Vysvětlení periodicity ionizační energie graficky znázorňuje Obr. 7.

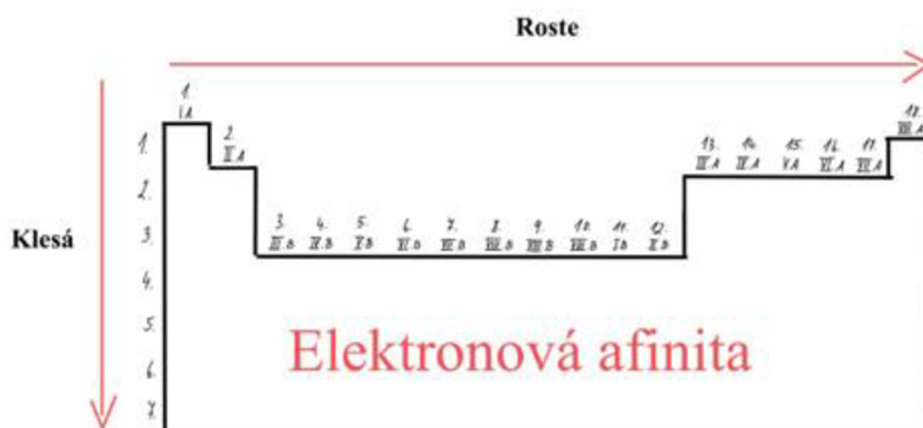


Obr. 7: Grafické znázornění periodicity ionizační energie (graficky zpracoval autor)

### 3.4 Periodicita elektronové afinity

Elektronová afinita má stejnou periodicitu jako ionizační energie. To znamená, že v rámci **skupin** shora dolů **klesá** a v rámci **period** zleva doprava **roste** (Dingle, 2014). Elektronová afinita však nemá nic společného s energií potřebnou k odtržení valenčního elektronu z valenční sféry elektronového obalu atomu za vzniku kationtu, jako je tomu u energie ionizační. Podle Moore a Langley (2017) je elektronová afinita definována jako změna energie, která nastává po přijetí elektronu elektroneutrálním atomem. Z elektroneutrálního atomu tak vznikne iont se záporným nábojem, tedy aniont.

Obecná periodicitu elektronové afinity závisí pouze na tendenci elektroneutrálního atomu přijímat elektrony. Nejvyšší elektronovou afinitu mají prvky, které velmi rády přijímají elektrony za vzniku záporně nabitých částic – aniontů. Jedná se tak převážně o nekovy v pravé části periodické soustavy prvků. Naopak prvky z levé části periodické soustavy prvků, například alkalické kovy, mají tendenci elektrony ztrácet a vytvářet kladně nabitě částice – kationty. Tyto kovy tak budou mít nízkou elektronovou afinitu (Dingle, 2014). Vysvětlení periodicity elektronové afinity graficky znázorňuje Obr. 8.

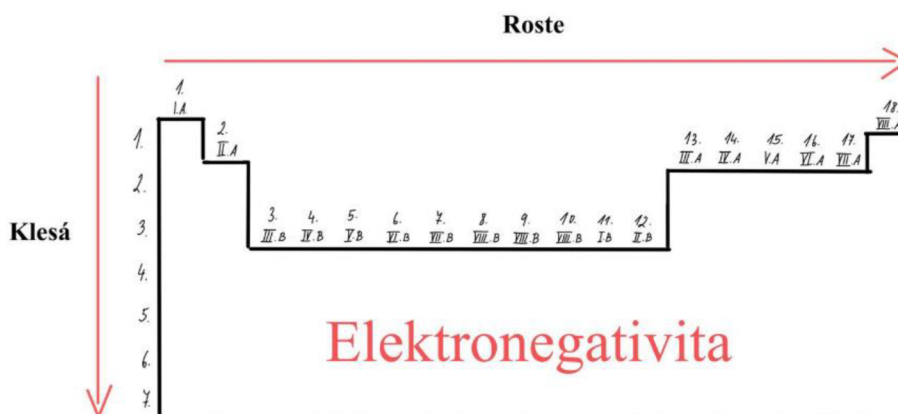


Obr. 8: Grafické znázornění periodicity elektronové afinity (graficky zpracoval autor)

### 3.5 Periodicita elektronegativity

Pro elektronegativitu je v literatuře řada různých definicí, avšak nejznámější definice elektronegativity zní následovně: „Elektronegativita je schopnost atomu přitahovat vazebné elektrony“ (Jančář, 2013, s. 56). Periodicita elektronegativity je stejná jako periodicita elektronové afinity a ionizační energie. V rámci **perrody** zleva doprava **roste** a v rámci **skupiny** shora dolů **klesá** (Dingle, 2014).

Vyšší elektronegativitu mají zpravidla nekovy, které si k sobě přitahují vazebné elektrony větší silou, jelikož mají tendenci tvořit záporně nabitě ionty. Naopak kovy mají velmi nízkou elektronegativitu, protože mají tendenci se elektronů zbavovat a tvořit tak kladně nabitě ionty. Prvek s nejvyšší elektronegativitou je fluor (F) (Barrett, 2002). Vysvětlení periodicity elektronegativity znázorňuje Obr. 9.



Obr. 9: Grafické znázornění periodicity elektronegativity (graficky zpracoval autor)

## 4 Rovnice v anorganické chemii

Důležitým prvkem pochopení chemických pochodů a zákonitostí nejen v anorganické chemii jsou praktické pokusy a pozorování, objasňující jednotlivé chemické reakce. Určitým grafickým znázorněním chemických reakcí jsou tzv. chemické rovnice. Chemické rovnice popisují chemickou reakci a vyjadřují počáteční a konečný stav dané reakční soustavy (reaktantů a produktů) (Benešová et al., 2014).

Jako všechny zákonitosti v chemii, mají i chemické rovnice určitá pravidla a podmínky. Dle Vacík et al. (1999) můžeme určit 6 nejdůležitějších pravidel pro tvorbu a správné grafické znázornění chemických rovnic:

- Na **levou stranu** rovnice se, pomocí značkami prvků nebo vzorci sloučenin, zapisují **reaktanty** neboli látky, které vstupují do reakce.
- Na **pravou stranu** se vypisují **produkty** neboli látky, které z reakce vystupují.
- Mezi reaktanty a produkty se zapisuje **šipka, směřující od reaktantů k produktům** (pokud se jedná o reakci zvratnou = probíhající v obou směrech, zapisujeme dvě šipky opačného směru)
- Pro vyjádření skutečnosti, že je respektován zákon zachování hmotnosti, se používají tzv. **stechiometrické koeficienty** (číselné vyjádření počtu atomů každého druhu, který musí být na obou stranách rovnice shodný). Stechiometrické koeficienty se zapisují vždy před značky prvků a vzorce sloučenin, tedy před daný prvek, molekulu, sloučeninu, iont. Stechiometrický koeficient s číslem 1 se nezapisuje.
- Nad šipku v chemické rovnici se uvádějí **podmínky**, při kterých reakce probíhá (katalyzátor, tlak, teplota aj.).
- V termochemických reakcích je nutné zapisovat i **skupenství** jednotlivých složek chemické reakce. Toto skupenství se vyznačuje symbolem v závorce a náleží vždy před značky a vzorce reaktantů a produktů dané reakční soustavy.
  - Pro **plynné** skupenství: *gas* (g)
  - Pro **kapalné** skupenství: *liquidus* (l)
  - Pro **pevné** skupenství: *solidus* (s)
  - Pro **vodný** roztok: *aquaeus* (aq)

Následující podkapitoly byly vytvořeny za účelem porozumění tvorbě chemických rovnic a objasnění principu reakcí mezi reaktanty za vzniku určitých produktů. Často se totiž stává, že není zcela zřejmé, jakou přeměnou projdou výchozí látky a jaké produkty budou v rámci chemických reakcí vznikat. Proto se v následujících podkapitolách, pojednávajících o různých typech chemických reakcí, zaměříme na principy základních chemických reakcí a přeměn dle Fikra (2007).

### 4.1 Chemické reakce kovu a nekovu

Při chemických reakcích vznikají z výchozích látek (reaktantů), látky nové (produkty). Jak je nám již známo, hlavní hybnou silou chemických reakcí je elektronegativita neboli schopnost atomu prvku přitahovat vazebné elektrony. Mezi prvky s vysokou elektronegativitou se řadí nekovy, které mají tendenci více přitahovat valenční elektron za vzniku aniontu a za vidinou vytvoření své stabilnější elektronové konfigurace. Naopak atomy prvků s nižší elektronegativitou mají tendenci valenční elektrony odevzdávat za vzniku kationtu a opět za účelem vzniku stabilnější elektronové konfigurace. V rámci prvků s nižší elektronegativitou nacházíme kovy, náležící levé části PSP (Barrett, 2002).

Tato myšlenka je velmi důležitá při reakci kovu (nebo jeho sloučeniny) s nekovem (nebo jeho sloučeninou). Musíme si totiž uvědomit, jaký prvek (nebo jeho sloučenina) bude elektrony odevzdávat a jaký přijímat. Na tomto základě poté můžeme zjistit jaký produkt bude v rámci chemické reakce vznikat.



Tab. 5: Chemické reakce kovů, nekovů a jejich sloučenin (zpracováno dle Fikr, 2007)

<b>kov + nekov</b> (nebo jejich sloučeniny)		<b>Produkt (y)</b>
<b>Typ reakce</b>	<b>Vzorová reakce</b>	
<b>kov + nekov</b>	<b>Mg + F<sub>2</sub></b>	<b>MgF<sub>2</sub></b>
<b>kov + kyslíkatá anorganická kyselina</b>	<b>Zn + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	<b>ZnSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub></b>
<b>kov v řadě napětí za vodíkem + kyslíkatá anorganická kyselina (konc.)</b>	<b>Cu + 2 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (konc.)</b>	<b>CuSO<sub>4</sub> + SO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O</b>
<b>kov + s bezkyslíkatá anorganická kyselina</b>	<b>Mg + 2 HCl</b>	<b>MgCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub></b>
<b>oxid kovu + kyslíkatá anorganická kyselina</b>	<b>CuO + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	<b>CuSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O</b>
<b>oxid kovu + bezkyslíkatá anorganická kyselina</b>	<b>MgO + 2 HCl</b>	<b>MgCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O</b>
<b>oxid kovu + oxid nekovu</b>	<b>Na<sub>2</sub>O + SO<sub>2</sub></b>	<b>Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>
<b>hydroxid kovu + kyslíkatá anorganická kyselina</b>	<b>NaOH + HNO<sub>3</sub></b>	<b>NaNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O</b>
<b>hydroxid kovu + bezkyslíkatá anorganická kyselina</b>	<b>Zn(OH)<sub>2</sub> + 2 HCl</b>	<b>ZnCl<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O</b>
<b>hydroxid kovu + oxid nekovu</b>	<b>Ca(OH)<sub>2</sub> + SO<sub>2</sub></b>	<b>CaSO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O</b>

## 4.2 Chemické reakce oxidů

Tab. 6: Chemické reakce a příprava oxidů (zpracováno dle Fikr, 2007)

Příprava oxidů		Produkt (y)
Typ reakce	Vzorová reakce	
<b>kov + nekov (kyslík)</b>	<b><math>2 \text{Fe} + \text{O}_2</math></b>	<b><math>2 \text{FeO}</math></b> vzniká oxid kovu
<b>reaktivní kov + kyslík</b>	<b><math>4 \text{K} + \text{O}_2</math></b>	<b><math>2 \text{K}_2\text{O}</math></b> Vznikají tak oxidy, peroxidy a superoxidy
<b>oxid prvku + kyslík</b>	<b><math>\text{CO} + \text{O}_2</math></b>	<b><math>\text{CO}_2</math></b> Vzniká oxid prvku s vyšším oxidačním číslem
<b>sulfid kovu + kyslík</b>	<b><math>\text{ZnS} + 3 \text{O}_2</math></b>	<b><math>\text{ZnO} + 2 \text{SO}_2</math></b> Vzniká oxid prvku + oxid siřičitý
<b>oxid prvku + reaktivnější prvek</b>	<b><math>2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C}</math></b>	<b><math>4 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2</math></b> Vzniká prvek + oxid reaktivnějšího prvku
<b>tepelný rozklad slabé kyseliny nekovu</b>	<b><math>\text{H}_2\text{CO}_3</math></b>	<b><math>\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math></b> Vzniká oxid nekovu + voda
<b>tepelný rozklad slabého hydroxidu kovu</b>	<b><math>\text{Cu}(\text{OH})_2</math></b>	<b><math>\text{CuO} + \text{H}_2\text{O}</math></b> Vzniká oxid kovu + voda
<b>tepelný rozklad kyslíkatých solí</b>	<b><math>\text{CaCO}_3</math></b>	<b><math>\text{CaO} + \text{CO}_2</math></b> Vznikají oxidy obou prvků + .....

Tab. 7: Chemické reakce a vlastnosti oxidů (zpracováno dle Fikr, 2007)

Vlastnosti oxidů		Produkt (y)
Typ reakce	Vzorová reakce	
<b>oxid alkalického kovu nebo kovu alkalických zemin (= reaktivního kovu) + voda</b>	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	<b>2 NaOH</b> Vzniká hydroxid kovu
<b>oxid nekovu + voda</b>	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b> Vzniká kyselina
<b>oxid kovu + kyselina nekovu</b>	$\text{MgO} + 2 \text{HCl}$	<b>MgCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl a voda
	$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4$	<b>ZnSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl a voda
<b>peroxid kovu + kyselina nekovu</b>	$\text{K}_2\text{O}_2 + \text{HCl}$	<b>2 KCl + H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b> Vzniká sůl a peroxid vodíku
<b>hydroxid kovu + oxid nekovu</b>	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2$	<b>CaCO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl a voda
<p><i>„Některé oxidy (oxid uhelnatý CO, oxid dusnatý NO) s vodou nereagují a nelze od nich odvodit ani kyselinu, ani hydroxid, ani sůl. Některé oxidy sice s vodou nereagují (např. SiO<sub>2</sub>), ale existují od nich odvozené kyseliny a soli“ (Fikr, 2007).</i></p>		

## 4.3 Chemické reakce hydroxidů

Tab. 8: Chemické reakce a příprava hydroxidů (zpracováno dle Fikr, 2007)

Příprava hydroxidů		Produkt (y)
Typ reakce	Vzorová reakce	
reaktivní kov + voda	$2 \text{ K} + \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{ KOH} + \text{H}_2$ Vzniká hydroxidy + vodík
oxid kovu + voda	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca(OH)}_2$ Vzniká hydroxid

Tab. 9: Chemické reakce a vlastnosti hydroxidů (zpracováno dle Fikr, 2007)

Vlastnosti hydroxidů		Produkt (y)
Typ reakce	Vzorová reakce	
hydroxid + kyselina	$2 \text{ NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$ Vzniká sůl a voda
	$\text{Bi(OH)}_3 + 3 \text{ HCl}$	$\text{BiCl}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
	$\text{Bi(OH)}_3 + 2 \text{ HCl}$	$\text{BiCl}_2(\text{OH}) + 2 \text{ H}_2\text{O}$
	$\text{Bi(OH)}_3 + 1 \text{ HCl}$	$\text{BiCl(OH)}_2 + \text{H}_2\text{O}$
silný hydroxid + sůl slabého hydroxidu	$3 \text{ NaOH} + \text{CuSO}_4$	$\text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ Vzniká slabý hydroxid + sůl silného hydroxidu
silný hydroxid + amonná sůl	$\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$	$\text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ Vzniká amoniak, sůl a voda
tepelný rozklad hydroxidu	$\text{Ca(OH)}_2$	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ Vzniká oxid kovua voda

## 4.4 Chemické reakce kyselin

Tab. 10: Chemické reakce a příprava kyselin (zpracováno dle Fikr, 2007)

Příprava kyselin		Produkt (y)
Typ reakce	Vzorová reakce	
vodík + nekov	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2$	<b>2 HCl</b> Vzniká bezkyslíkatá kyselina
oxid nekovu + voda	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> Vzniká kyslíkatá kyselina
silná kyselina + sůl (slabé) těkavé kyseliny	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl}$	<b>2 HCl + Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> Vzniká těkavá (slabá) kyselina a sůl silné kyseliny
	$2 \text{HCl} + \text{CaCO}_3$	<b>(CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O) + CaCl<sub>2</sub></b>

Tab. 11: Chemické reakce a vlastnosti kyselin (zpracováno dle Fikr, 2007)

Vlastnosti kyselin		Produkt (y)
Typ reakce	Vzorová reakce	
kyselina + hydroxid kovu	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH}$	<b>Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2 H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl a voda
kyselina + oxid kovu	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO}$	<b>CuSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl a voda
kyselina + kov v řadě napětí před vodíkem	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}$	<b>ZnSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub></b> Vzniká sůl a vodík
koncentrovaná kyselina + kov v řadě napětí za vodíkem	$2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}$	<b>CuSO<sub>4</sub> + SO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl kovu, oxid nekovu a voda
silná kyselina + sůl slabé kyseliny	$2 \text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3$	<b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + 2 NaCl</b> Vzniká slabá kyselina a sůl silné kyseliny

## 4.5 Chemické reakce solí

Tab. 12: Chemické reakce, příprava a vlastnosti solí (zpracováno dle Fikr, 2007)

kov + nekov (nebo jejich sloučeniny)		Produkt (y)
Typ reakce	Vzorová reakce	
kov + nekov	$\text{Fe} + \text{S}$	<b>FeS</b> Vzniká bezkyslíkatá sůl
oxid kovu + oxid nekovu	$\text{CaO} + \text{CO}_2$	<b>CaCO<sub>3</sub></b> Vzniká kyslíkatá sůl
hydroxid kovu + oxid nekovu	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2$	<b>CaCO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl a voda
oxid kovu + kyselina nekovu	$\text{MgO} + 2 \text{HCl}$	<b>MgCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl a voda
hydroxid kovu + kyselina	$\text{NaOH} + \text{HCl}$	<b>NaCl + H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl a voda
kov v řadě napětí před vodíkem + kyselina	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$	<b>ZnSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub></b> Vzniká sůl a vodík
kov v řadě napětí za vodíkem + koncentrovaná kyselina (s oxidačními účinky)	$\text{Cu} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4$	<b>CuSO<sub>4</sub> + SO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O</b> Vzniká sůl kovu, oxid nekovu a voda
reaktivnější kov + sůl méně reaktivního kovu	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4$	<b>Cu + FeSO<sub>4</sub></b> Vzniká méně reaktivní kov a sůl reaktivnějšího kovu
silná kyselina + sůl slabé kyseliny	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl}$	<b>2 HCl + Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> Vzniká slabá kyselina a sůl silné kyseliny
silný hydroxid + sůl slabého hydroxidu	$2 \text{NaOH} + \text{CuSO}_4$	<b>Cu(OH)<sub>2</sub> + Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> Vzniká slabý hydroxid a sůl silného hydroxidu

## ROVNICE V ANORGANICKÉ CHEMII

<b>amoniak + kyselina</b>	<b><math>\text{NH}_3 + \text{HCl}</math></b>	<b><math>\text{NH}_4\text{Cl}</math></b> Vzniká amonná sůl
<b>amonná sůl + silný hydroxid nebo oxid kovu</b>	<b><math>\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}</math></b>	<b><math>\text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}</math></b> Vzniká amoniak, sůl a voda

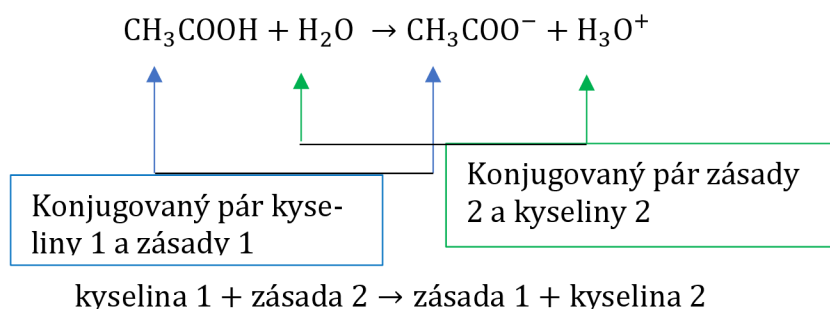
## 4.6 Acidobazické reakce

Reakce mezi kyselinou a zásadou označujeme jako reakce **acidobazické**. Reakce, při nichž si zásada a kyselina vyměňují proton ( $\text{H}^+$ ), za vzniku konjugovaných párů, se nazývají reakce **protolytické** (Fikr, 2007).

### Příklad protolytické reakce

Na ukázkovém příkladu můžeme vidět protolytickou reakci, kdy podle Brønsted–Lowryho teorie kyselin a zásad, vytvářejí jednotlivé kyseliny a zásady tzv. konjugované páry, které si navzájem vyměňují vodíkový kationt neboli proton  $\text{H}^+$ .

Jestliže kyselina 1 ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) odevzdá  $\text{H}^+$  zásadě 2 ( $\text{H}_2\text{O}$ ), stane se z kyseliny 1 její konjugovaná zásada 1 ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), která by v opačné reakci opět přijímala vodíkový kationt a stala by se opět kyselinou. Ze zásady 2 se po přijetí vodíkového kationtu stává kyselina 2 ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), která je k této zásadě konjugovanou kyselinou (Fikr, 2007).



Ze schématu, a tedy Brønstedova–Lowryho teorie kyselin a zásad vyplývá že:

- **Kyselina:** je látka, která je schopna **odštěpit** vodíkový kationt  $\text{H}^+$  a zároveň se tak stává **dárcem** (donorem) **protonů**
- **Zásada:** je naopak látka, která **přijímá** vodíkový kationt  $\text{H}^+$  a zároveň je tedy **příjemcem** (akceptorem) **protonů**
- **Amfoterní látka:** je látka schopná vodíkový kationt přijímat i odevzdávat. Amfoterní látkou je například voda, která v kyselém prostředí přijímá vodíkový kationt za vzniku  $\text{H}_3\text{O}^+$  a naopak v zásaditém prostředí kationt vodíku odevzdává za vzniku  $\text{OH}^-$ . Je tedy zřejmé, že se voda může chovat jako kyselina (v zásaditém prostředí) i jako zásada (v kyselém prostředí) (Tandon, 2000).



#### 4.6.1 Pravidla acidobazických vlastností prvků

Jako většina chemických a fyzikálních vlastností prvků, závisí i síla jednotlivých kyselin a zásad na umístění prvku, z něhož jsou tvořeny, v PSP. Podle Fikra (2007) vnikla následující pravidla závislosti síly kyselin a zásad na postavení prvku v PSP, jeho oxidační síle a elektronegativitě za účelem pochopení síly kyselin a zásad:

- V určité **periodě prvek s vyšším oxidačním číslem** vytváří **silnější kyslíkatou kyselinu**.

##### Příklad daného pravidla

V rámci periody si vybereme například prvek C (uhlík) a B (bor). Z PSP můžeme vyčíst, že C může dosáhnout vyššího oxidačního čísla (IV) než B (III). Uhlík má tedy vyšší oxidační číslo než bor a podle pravidla tak vytváří silnější kyslíkatou kyselinu.

**Kyselina uhličitá  $\text{H}_2\text{CO}_3$  je silnější kyselinou než kyselina boritá  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .**

- V určité **skupině prvek s vyšší elektronegativitou** vytváří **silnější kyslíkatou kyselinu**.

##### Příklad daného pravidla

V rámci skupiny si vybereme například prvek C (uhlík) a Si (křemík). Z PSP můžeme vyčíst, že C má elektronegativitu (2,5) a Si (1,9). Uhlík má vyšší elektronegativitu než křemík a podle pravidla tak vytváří silnější kyslíkatou kyselinu.

**Kyselina uhličitá  $\text{H}_2\text{CO}_3$  je silnější kyselinou než kyselina křemičitá  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ .**

- Pokud určitý prvek vytváří více druhů kyslíkatých kyselin, pak platí pravidlo, že **kyslíkatá kyselina s vyšším oxidačním číslem** je kyselinou **silnější**

##### Příklad daného pravidla

**Kyselina sírová  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (síra s oxidačním číslem VI) je silnější kyselinou než kyselina siřičitá  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (síra s oxidačním číslem IV).**

V rámci síly zásad se tato pravidla liší:

- V určité **periodě prvek s nižším oxidačním číslem** vytváří **silnější hydroxid**.

**Příklad daného pravidla**

V rámci periody si vybereme například prvek Na (sodík) a Mg (hořčík). Z tabulky PSP můžeme vyčíst, že Na dosahuje nižšího oxidačního čísla (I) než Mg (II). Sodík má tedy nižší oxidační číslo než hořčík a podle pravidla tak vytváří silnější hydroxid.

**Hydroxid sodný NaOH je silnějším hydroxidem než hydroxid hořečnatý Mg(OH)<sub>2</sub>.**

- V určité **skupině prvek s nižší elektronegativitou** vytváří **silnější hydroxid**.

**Příklad daného pravidla**

V rámci skupiny si vybereme například prvek K (draslík) a Na (sodík). Z tabulky PSP můžeme vyčíst, že K má elektronegativitu (0,8) a Na (0,9). Draslík má tedy nižší elektronegativitu a podle pravidla tak vytváří silnější hydroxid.

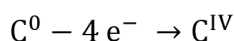
**Hydroxid draselný KOH je silnějším hydroxidem než hydroxid sodný NaOH.**

## 4.7 Redoxní reakce

Redoxní reakce neboli také často nazývány reakce oxidačně – redukční, jsou typem reakcí, při nichž dochází současně k oxidačním a redukčním dějům.

**Oxidací** se rozumí chemická změna, při které dochází k **zvyšování oxidačního čísla** atomu prvku v důsledku **uvolňování** jednoho nebo více valenčních **elektronů** ze své valenční sféry v rámci atomovém obalu (Rosenberg & Epstein, 1996).

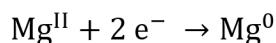
**Příklad oxidace:**



V tomto případě přešel atom uhlíku, díky odevzdání čtyř valenčních elektronů z oxidačního čísla 0 (čistý prvek v rovnici má vždy oxidační číslo 0) na vyšší oxidační číslo IV.

**Redukce** je opak oxidace, jelikož se jedná o děj, kdy dochází ke **snižování oxidačního čísla** v důsledku **přijímání** valenčních **elektronů** atomem daného prvku (Rosenberg & Epstein, 1996).

**Příklad redukce:**



V příkladu redukce lze pozorovat přechod atomu hořčíku z kladného oxidačního čísla II na nižší oxidační číslo, kterým je 0. Tento pokles oxidačního čísla je v důsledku přijetí dvou valenčních elektronů atomem hořčíku.

V rámci těchto reakcí můžeme rozlišit oxidační a redukční činidla, které na sebe navzájem působí a vzájemně se ovlivňují. **Oxidační činidlo** je látka, která se **sama redukuje** (přijímá od jiné látky valenční elektrony a snižuje tak svoje oxidační číslo), přičemž **jinou látku oxiduje** (tím, že od ní odebírá valenční elektrony, dochází ke zvýšení oxidačního čísla oxidované látky, jelikož tato látka oxidačnímu činidlu odevzdává, již zmíněné, valenční elektrony). **Redukční činidlo** je opakem činidla oxidačního. Dochází totiž k reakci, při které se redukční činidlo **samo oxiduje**

(uvolňuje jiné látky svoje valenční elektrony a zvyšuje tak svoje oxidační číslo), přičemž **jinou látku redukuje** (snižuje její oxidační číslo, jelikož jí předává svoje valenční elektrony). Nejsilnější oxidační činidla jsou látky, které mají vysokou elektronegativitu. Redukční činidla jsou naopak látky s nízkou elektronegativitou (Evangelist, 2016).

### Příklad redoxní reakce



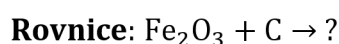
Na příkladu redoxní reakce lze pozorovat změnu jednotlivých oxidačních čísel. Atom **síry** (S) změnil své oxidační číslo z **VI** na **IV**. Je zřejmé, že došlo k poklesu oxidačního čísla v důsledku přijetí valenčních elektronů. Znamená to, že atom síry prošel dějem zvaným **redukce**. Naopak atom **mědi** (Cu) změnil své oxidační číslo z **0** na **II**. Je opět zřejmé, že došlo k zvýšení oxidačního čísla v důsledku odevzdání valenčních elektronů. Atom mědi tak prošel dějem zvaným **oxidace**.

Atom síry se v kyselině sírové nachází v oxidačním čísle **VI**, což je nejvyšší možné kladné oxidační číslo síry. Toto číslo se tedy může, při redoxních reakcích, jen snižovat, což znamená, že se síra v kyselině sírové bude pouze redukovat, nikoliv oxidovat. **Kyselina sírová** je tak **oxidačním činidlem**, jelikož ostatní látky (Cu) oxiduje a sama se redukuje.

### 4.7.1 Principy úpravy redoxních rovnic

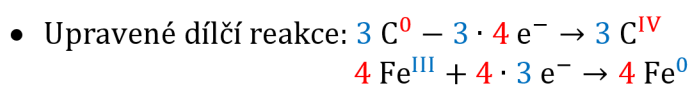
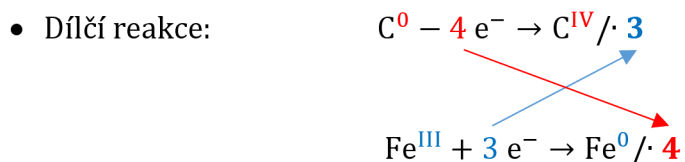
Při tvorbě veškerých chemických rovnic, je potřeba ovládat principy použití stechiometrických koeficientů, které jsou nedílnou součástí všech chemických rovnic. U redoxních reakcí jsou však tyto stechiometrické koeficienty vyvozovány svým zvláštním způsobem v závislosti na přijímání a odevzdávání valenčních elektronů atomy prvků v daném systému. Proto vznikla tato podkapitola, která pojednává o pochopení úpravy redoxních rovnic dle Fikra (2007).

#### Příklad redoxní reakce č. 1



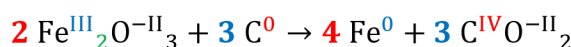
- a) Jako první krok si musíme uvědomit, jaké **produkty** v rámci chemické rovnice vznikají:
- Z Tab. 6: Chemické reakce a příprava oxidů zjistíme, že jakmile reaguje **oxid prvku s reaktivnějším prvkem**, jako produkty vzniká **prvek + oxid reaktivnějšího prvku**
  - Produkt: **Fe + CO<sub>2</sub>**
  - Zjištěním produktů můžeme zapsat celou chemickou rovnici:  
**Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + C → Fe + CO<sub>2</sub>**
- b) Následně doplníme oxidační čísla všech prvků:
- $\text{Fe}^{\text{III}}_2\text{O}^{-\text{II}}_3 + \text{C}^0 \rightarrow \text{Fe}^0 + \text{C}^{\text{IV}}\text{O}^{-\text{II}}_2$
- c) Z chemické rovnice si určíme, který prvek se **redukuje** a který **oxiduje** a napíšeme **jednotlivé dílčí reakce** redoxní rovnice:
- **Oxidace:**  $\text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{\text{IV}}$
  - **Redukce:**  $\text{Fe}^{\text{III}} \rightarrow \text{Fe}^0$
  - Dílčí reakce:
 
$$\begin{aligned} \text{C}^0 - 4 e^- &\rightarrow \text{C}^{\text{IV}} \\ \text{Fe}^{\text{III}} + 3 e^- &\rightarrow \text{Fe}^0 \end{aligned}$$
- d) Obě rovnice **upravíme** tak, aby se **počty elektronů** přijatých a odevzdaných **rovnaly**:
- Atom C odevzdal 4 valenční elektrony a atom Fe přijal 3 valenční elektrony. Jejich společným násobkem je číslo 12, tudíž počet vyměněných valenčních elektronů je 12 e<sup>-</sup>. Nyní musíme křížovým pravidlem jednotlivé počty valenčních elektronů

vynásobit (u Fe je číslo 3, takže celou dílčí reakci u C vynásobíme taky 3. U C je číslo 4, takže celou dílčí reakci Fe vynásobíme 4)

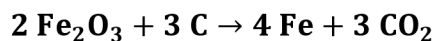


- Budou-li tedy reagovat 4 atomy  $\text{Fe}^{\text{III}}$  se 3 atomy  $\text{C}^{\text{IV}}$ , poté počet přijatých a odevzdaných elektronů, v této reakci, se rovná  $12 \text{e}^-$  ( $4 \cdot 3 \text{e}^- = 3 \cdot 4 \text{e}^-$ )

e) Vypočítané **počty atomů z dílčí reakce doplníme do rovnice**, jako jejich stechiometrické koeficienty.



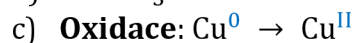
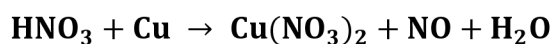
- Aby platil zákon zachování hmotností, musíme před  $\text{Fe}^{\text{III}}_2\text{O}^{\text{-II}}_3$  dosadit pouze číslo **2**. Vypočítali jsme totiž, že se mají vyskytovat 4 atomy Fe, což platí na pravé straně rovnice. Na levé straně jsou již 2 atomy Fe ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) a abychom dostali číslo **4**, musíme číslo **2** vynásobit číslem **2**. Poté nám platí, že na levé i na pravé straně rovnice jsou počty atomů Fe stejné.
- Na závěr ještě spočítáme počty atomů kyslíku (O) na levé a pravé straně rovnice a pokud se nám shodují, dostáváme konečnou rovnici:



## Příklad redoxní reakce č. 2

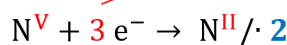


- a) Z Tab. 11: Chemické reakce a vlastnosti kyselin zjistíme, že:
- koncentrovaná **kyselina** + **kov** v řadě napětí za vodíkem, vzniká **sůl** kovu, **oxid nekovu** a **voda**
  - **produkt:**  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
  - celá chemická rovnice:



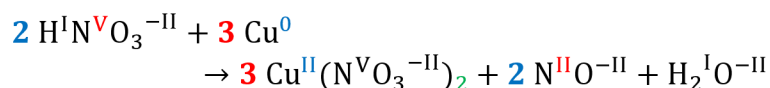
- d) Obě rovnice **upravíme** tak, aby se **počty elektronů** přijatých a odevzdaných **rovnaly**:

- Atom Cu odevzdal 2 valenční elektrony a atom N přijal 3 valenční elektrony. Nyní musíme křížovým pravidlem jednotlivé počty valenčních elektronů vynásobit (u N je číslo 3, takže celou dílčí reakci u Cu vynásobíme taky číslem 3. U Cu je číslo 2, takže celou dílčí reakci N vynásobíme číslem 2)

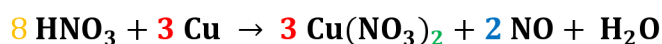


- Budou-li tedy reagovat **3** atomy  $\text{Cu}^0$  se **2** atomy  $\text{N}^{\text{V}}$ , poté počet přijatých a odevzdaných elektronů, v této reakci, se rovná  $6 e^-$  ( $3 \cdot 2 e^- = 2 \cdot 3 e^-$ )

- e) Vypočítané počty atomů z dílčí reakce doplníme do rovnice, jako jejich stechiometrické koeficienty.



- Na levé i pravé straně rovnice máme 3 atomy Cu, avšak počet atomů N se nám nerovná. Na levé straně jsou celkem 2 atomy N a na pravé straně celkem 8 atomů N ( $3 \cdot 2 + 2$ ). To znamená, že nesplňujeme zákon zachování hmotností. Proto tyto počty musíme ještě upravit.
- Vidíme, že na pravé straně máme  $3 \cdot 2 = 6$  atomů N, které se nám v rámci redoxních reakcí neměnily (na levé straně je  $\text{N}^{\text{V}}$  a na pravé straně ve sloučenině  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  je také  $\text{N}^{\text{V}}$ ). Proto těchto 6 atomů musíme přičíst k atomům na levé straně rovnice, kde se oxidační číslo dusíku měnilo. Tedy  $2 + (3 \cdot 2) = 8$



- Nakonec ještě spočítáme počty atomů dusíku, mědi a atomů, které nezměnily své oxidační číslo (kyslíku a vodíku) na pravé a levé straně rovnice, abychom si ověřili dodržení zákona zachování hmotností atomů na obou stranách rovnice.
  - **Pro atomy N platí:** Na levé straně rovnice je celkem  $8 \cdot 1 = 8$  atomů N. Na pravé straně rovnice se nám nachází  $3 \cdot 2 + 2 = 8$  atomů N. Počty atomů N se nám tedy rovnají.
  - **Pro atomy Cu platí:** Na levé straně celkem 3 atomů Cu a na pravé straně také celkem 3 atomů Cu.
  - **Pro atomy O platí:** Atomů kyslíku máme na levé straně celkem  $8 \cdot 3 = 24$ . Na pravé straně máme  $3 \cdot 2 \cdot 3 + 2 + 1 = 21$ . Jednotlivé strany se nerovnají.
  - **Pro atomy H platí:** Na levé straně rovnice celkem 8 atomů H a na pravé straně rovnice 2 atomy H.
  - Abychom získali na pravé straně 24 atomů kyslíku a 8 atomů vodíku, musíme před molekulu vody umístit stechiometrický koeficient 4.
- Výsledná rovnice:
 
$$8 \text{HNO}_3 + 3 \text{Cu} \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$$

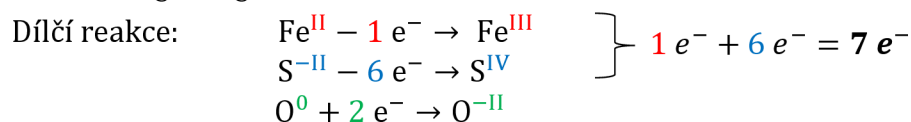
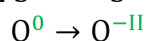
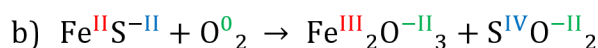
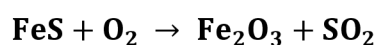


## Příklad redoxní reakce č. 3



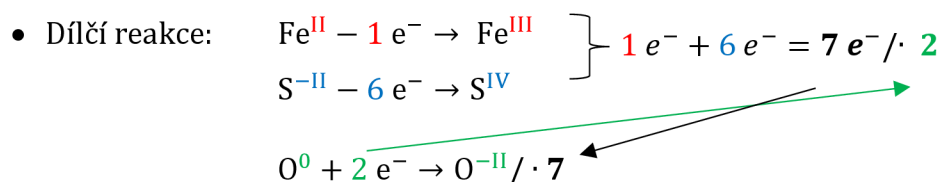
a) Z Tab. 6: Chemické reakce oxidů zjistíme, že:

- **sulfid kovu + kyslík**, vzniká **oxid prvku + oxid siřičitý**
- **produkt:**  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- celá chemická rovnice:



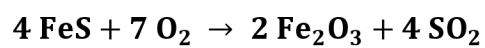
d) Obě rovnice **upravíme** tak, aby se **počty elektronů** přijatých a odevzdaných **rovnaly**

- Atom Fe odevzdal 1 valenční elektron. Atom S, tvořící s atomem Fe sloučeninu FeS, odevzdal 6 valenčních elektronů. Tento odevzdaný počet elektronů v rámci 1 sloučeniny musíme sečíst v poměru zastoupení prvků ve sloučenině, což v tomto případě znamená celkem 7 elektronů. Atom O přijal 2 valenční elektrony. Nyní musíme křížovým pravidlem jednotlivé počty valenčních elektronů vynásobit (u Fe s S je číslo 7, takže celou dílčí reakci u O vynásobíme taky číslem 7. U O je číslo 2, takže celou dílčí reakci Fe s S vynásobíme číslem 2)



- Upravené dílčí reakce:  $2 \cdot \text{Fe}^{\text{II}} - 2 \cdot 1 e^- \rightarrow 2 \cdot \text{Fe}^{\text{III}}$   
 $2 \cdot \text{S}^{-\text{II}} - 2 \cdot 6 e^- \rightarrow 2 \cdot \text{S}^{\text{IV}}$   
 $7 \cdot \text{O}^0 + 7 \cdot 2 e^- \rightarrow 7 \cdot \text{O}^{-\text{II}}$

- e) Vypočítané počty atomů z dílčí reakce doplníme do rovnice, jako jejich stechiometrické koeficienty.
- Počty atomů prvků na pravé a levé straně rovnice byly upraveny, aby byla dodržena jejich shoda. Viz předchozí příklady.
  - Výsledná rovnice:



## 5 Příklady a úlohy

Tato kapitola zahrnuje soubory příkladů a úloh opírající se o různá odvětví a témata anorganické chemie. Úlohy jsem volila podle své znalosti typizace příkladů, které se mohou objevit u písemné části zkoušky z anorganické chemie. První podkapitola (tj. 5.1) se mírně odlišuje od těch následujících, jelikož se zaměřuje na příklady a úlohy spojené s hybridizací a teorií VSEPR a obsahuje příklady a úlohy, které jsou všechny názorně řešeny.

Následující podkapitoly jsou systematicky rozřazeny podle nejdůležitějších skupin a seskupení prvků v rámci periodické soustavy prvků a zahrnují různou typizaci příkladů a úloh, které jsou pro jednotlivé prvky typické a charakteristické. Jednotlivé podkapitoly nesou název dané skupiny (seskupení) prvků a budou rozděleny na dvě sekce. Sekce A pojednává o příkladech a úlohách, které obsahují výsledek i řešení (popř. vysvětlení). Následuje sekce příkladů a úloh označených písmenem B. To jsou úlohy, které si student může vyřešit samostatně a jsou tematicky podobné těm, které se nacházejí v sekci A. Najdete zde pouze správnou odpověď, nikoliv postup či vysvětlení.








Co se týče typizace příkladů a úloh, sekce A i sekce B zahrnují jak otevřené, tak uzavřené úlohy. Uzavřené úlohy mohou obsahovat i více správných odpovědí. Řešení v rámci úloh a příkladů s potřebou grafické typizace, byly vytvářeny graficky pomocí aplikace ChemSketch. Jedná se však pouze o názorná vysvětlení, která se neopírají o přesnosti, jako jsou vazebné úhly u elektronových strukturních vzorců a podobné.

Na pravé straně každého příkladu se nachází hranatá závorka s číslem. Toto číslo odkazuje na zdrojovou literaturu daného příkladu, jejíž celý seznam najdete na konci práce v seznamu literatury

## 5.1 Hybridizace a teorie VSEPR

Sjednocení libovolného počtu atomových orbitalů za vzniku orbitalů hybridních se označuje jako hybridizace. Tyto atomové orbitály jsou energeticky různé (s, p, d), avšak jsou součástí jednoho daného atomu. Pokud by se jednalo o atomové orbitály dvou atomů (klidně i stejných, např. H + H), vznikaly by orbitály molekulové (Tandon, 2000).

Hybridizace však nepopisuje výsledný tvar vzniklých látek, ale díky ní můžeme předpovědět jejich strukturu, jelikož z hybridizace můžeme odvodit uspořádání chemických vazeb v prostoru (Cídlová et al., 2018). Jednotlivé typy hybridizací jsou vysvětleny na Obr. 10.

No. of atomic orbitals involved in hybridization	Type of hybridization	No. of hybrid orbitals	Shape of molecules	Bond angles	Examples	
2	$sp$ (s + p)	2	Linear		180°	BeCl <sub>2</sub> , BeF <sub>2</sub>
3	$sp^2$ (s + p + p)	3	Plane triangular		120°	BF <sub>3</sub> , BCl <sub>3</sub>
4	$sp^3$ (s + p + p + p)	4	Tetrahedral		109° 28'	CH <sub>4</sub> , CCl <sub>4</sub>
4	$dsp^2$ one 'd' ( $d_{x^2-y^2}$ ) + one 's' + two 'p'	4	Square planar		90°	[Ni(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> , [PtCl <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>
5	$dsp^3$ or $sp^3d$ one 's' + three 'p' + one d ( $d_{z^2}$ )	5	Trigonal bipyramid		120° and 90°	PCl <sub>5</sub>
6	$d^2sp^3$ or $sp^3d^2$ one 's' + three 'p' + two 'd' ( $d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$ )	6	Octahedral		90°	SF <sub>6</sub>
7	$d^3sp^3$ or $sp^3d^3$ one 's' + three 'p' + three 'd' ( $d_{xy}, d_{yz}, d_{zx}$ )	7	Pentagonal bipyramid		72° and 90°	IF <sub>7</sub>

Obr. 10: Hybridní orbitály a jejich prostorové uspořádání (Tandon, 2000)

Naopak teorie VSEPR již popisuje výsledné tvary molekul a je založená na teorii odpuzování valenčních elektronových párů v rámci jednotlivých molekul (Mička et al., 2003).



## Příklad 2.

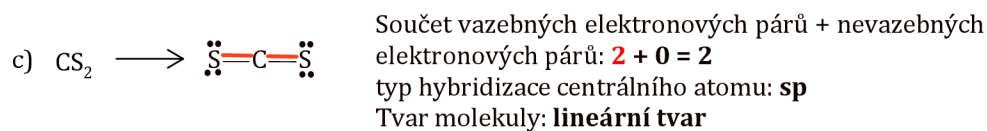
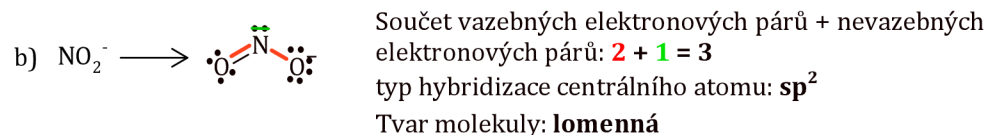
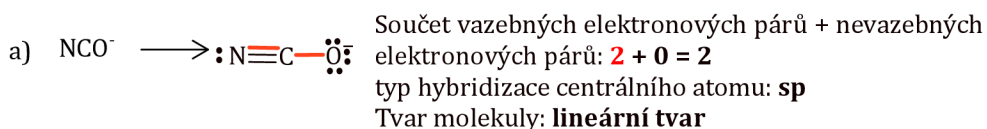
[1]

U následujících molekul, určete, zda se u nich předpokládá lineární struktura a určete typ hybridizace jejich centrálních atomů:

- a)  $\text{NCO}^-$
- b)  $\text{NO}_2^-$
- c)  $\text{CS}_2$

## Řešení

- a) ANO, sp
- b) NE,  $\text{sp}^2$
- c) ANO, sp



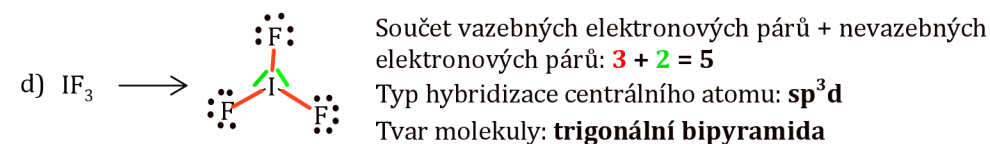
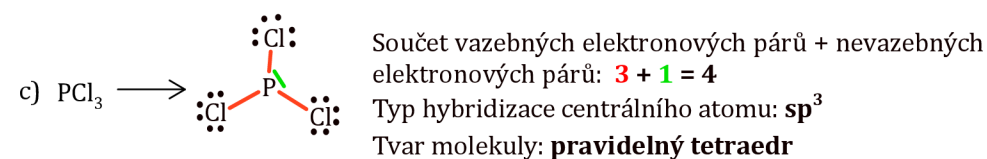
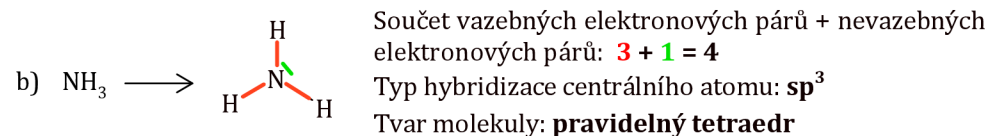
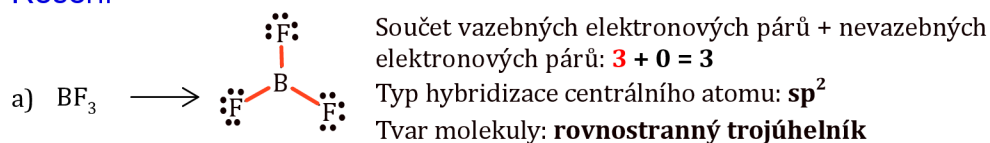
Z grafického řešení je zřejmé, že lineární struktura je typická pro molekuly a) a c), jelikož jejich centrální atom má typ hybridizace sp. Zároveň z Obr. 10 víme, že právě pro hybridizaci typu sp je typická lineární struktura molekuly.

## Příklad 3.

[1]

U následujících molekul nakreslete elektronové strukturní vzorce, určete typ hybridizace centrálního atomu a tvar molekuly:  $\text{BF}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{IF}_3$

## Řešení



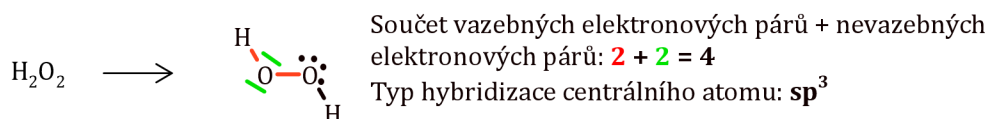
Při tvorbě elektronových strukturních vzorců, musíme mít na paměti, kolik valenčních elektronů atom daného prvku obsahuje. Podle toho pak musíme k centrálnímu atomu sloučeniny doplnit chybějící volné elektrony, které se neúčastní vazby (tvořící nevazebné elektronové páry). Poté spočítáme sigma vazby okolo centrálního atomu (**počet vazebných elektronových párů**) a počet již zmíněných **nevazebných elektronových párů**. Po zjištění hodnoty součtu vazebných a nevazebných elektronových párů, můžeme odvodit typ hybridizace centrálního atomu.

## Příklad 4.

[1]

Jaký typ hybridizace se objevuje u centrálního atomu v molekule peroxidu vodíku?

## Řešení



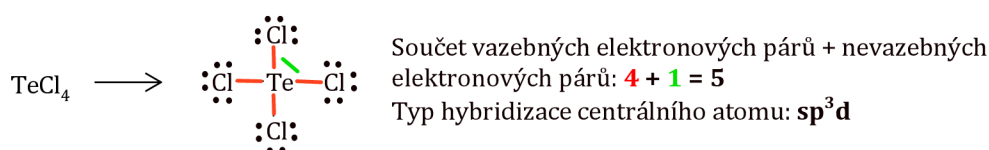
V rámci centrálního atomu (kyslíku), obsaženém v molekule peroxidu vodíku, můžeme znázornit celkem **2 páry vazebných elektronů** (2 sigma vazby) a **2 páry elektronů nevazebných**. Tedy součet vazebných a nevazebných elektronových párů, okolo centrálního atomu kyslíku, je celkem 4, což mu dává typ hybridizace  $\text{sp}^3$ .

## Příklad 5.

[1]

Jaký typ hybridizace se objevuje u centrálního atomu v molekule chloridu telluričitého?

## Řešení



V rámci centrálního atomu (telluru), obsaženém v molekule chloridu telluričitého, můžeme znázornit celkem 4 páry vazebných elektronů (4 sigma vazby) a 1 pár elektronů nevazebných. Tedy celkem 5 elektronových párů okolo centrálního atomu, což dává atomu telluru hybridizaci  $\text{sp}^3\text{d}$ .

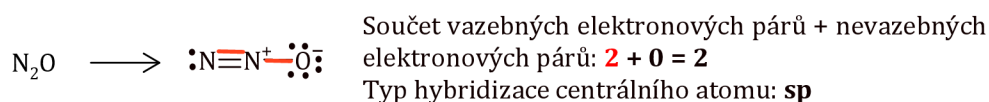


## Příklad 6.

[1]

Nakreslete elektronový strukturní vzorec oxidu dusného. Následně určete typ hybridizace centrálního atomu.

## Řešení



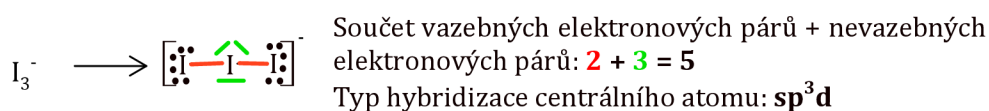
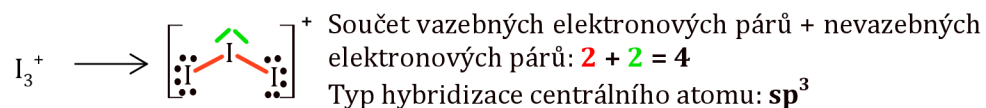
Z centrálního atomu (dusíku) vychází celkem 4 pár vazebných elektronů. To by mělo dát celkem 4 sigma vazby, ale v rámci trojné vazby vystupuje pouze 1 sigma vazba, ostatní 2 jsou vazby pí. Tudíž máme 1 vazbu sigma z trojné vazby a 1 vazbu sigma v rámci jednoduché vazby mezi dusíkem a kyslíkem. Celkem tedy 2 sigma vazby (**2 vazebné elektronové páry**), což dává centrálnímu atomu dusíku hybridizaci  $\text{sp}$ .

## Příklad 7.

[1]

Určete typ hybridizace centrálního atomu v molekulách  $\text{I}_3^+$  a  $\text{I}_3^-$ .

## Řešení



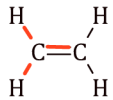
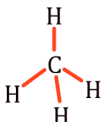
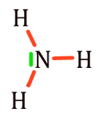
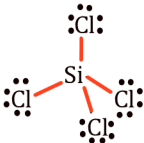
Postup viz předchozí příklady.

## Příklad 8.

[1]

U následujících molekul nakreslete elektronové strukturní vzorce, určete typ hybridizace centrálního atomu a tvar molekuly:  $C_2H_4$ ,  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $SiCl_4$

## Řešení

- a)  $C_2H_4 \longrightarrow$   Součet vazebných elektronových párů + nevazebných elektronových párů: **3 + 0 = 3**  
Typ hybridizace centrálního atomu:  **$sp^2$**   
Tvar molekuly: **rovnostranný trojúhelník**
- b)  $CH_4 \longrightarrow$   Součet vazebných elektronových párů + nevazebných elektronových párů: **4 + 0 = 4**  
Typ hybridizace centrálního atomu:  **$sp^3$**   
Tvar molekuly: **pravidelný tetraedr**
- c)  $NH_3 \longrightarrow$   Součet vazebných elektronových párů + nevazebných elektronových párů: **3 + 1 = 4**  
Typ hybridizace centrálního atomu:  **$sp^3$**   
Tvar molekuly: **pravidelný tetraedr**
- d)  $SiCl_4 \longrightarrow$   Součet vazebných elektronových párů + nevazebných elektronových párů: **4 + 0 = 4**  
Typ hybridizace centrálního atomu:  **$sp^3$**   
Tvar molekuly: **pravidelný tetraedr**

U jednotlivých molekul si opět musíme spočítat součet **vazebných elektronových párů** a **nevazebných elektronových párů**. Po zjištění počtu těchto vazebných a nevazebných elektronových párů, okolo centrálního atomu, můžeme následně odvodit typ hybridizace centrálního atomu a dle Obr. 10 i předpokládaný tvar molekuly.

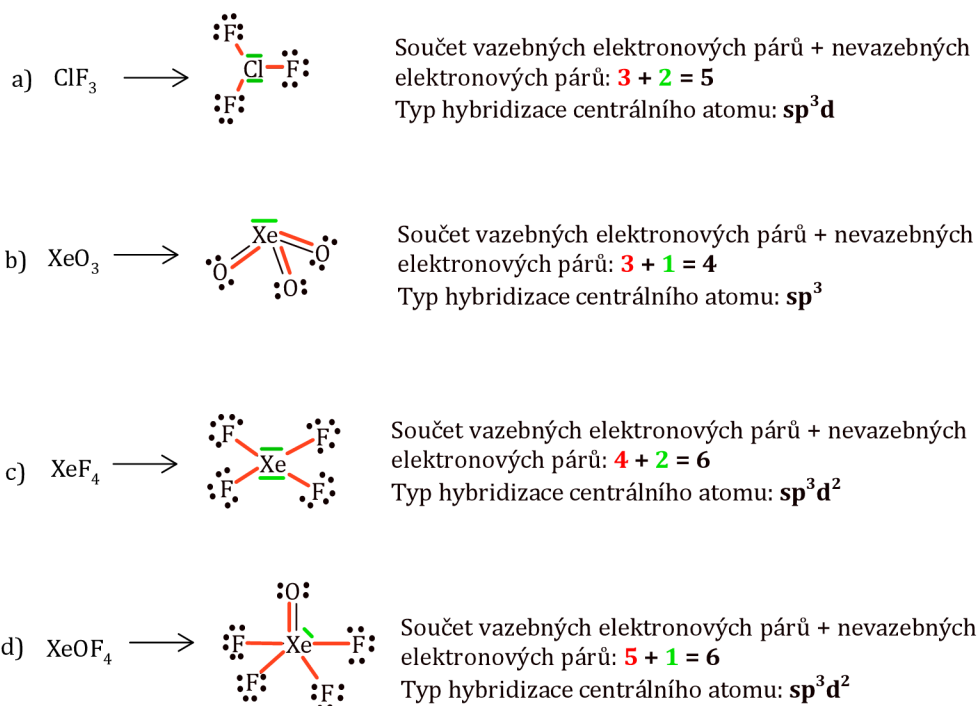
## Příklad 9.

[1]

Která z následujících spárování molekul s hybridizací centrálního atomu jsou správná?

- a)  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{sp}^3\text{d}$   
 b)  $\text{XeO}_3$ ,  $\text{sp}^2$   
 c)  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{sp}^3\text{d}^2$   
 d)  $\text{XeOF}_4$ ,  $\text{sp}^3\text{d}^3$

## Řešení

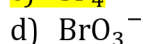
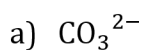


Postup viz předchozí příklady. Z grafického řešení je zřejmé, že správné odpovědi jsou pouze a) a c).

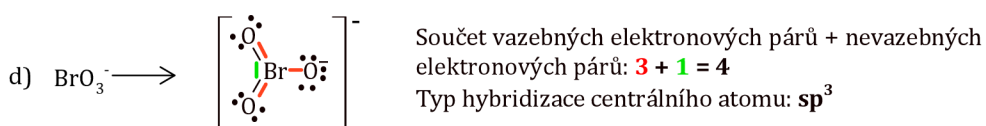
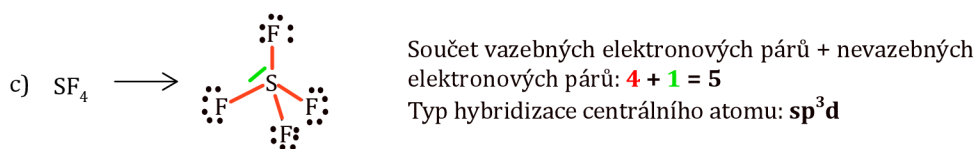
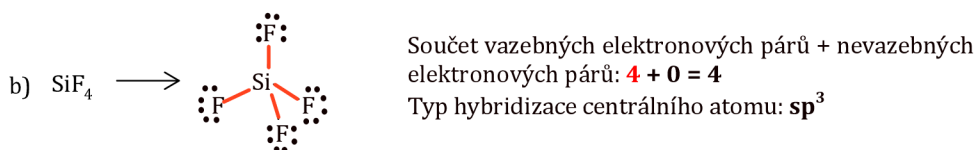
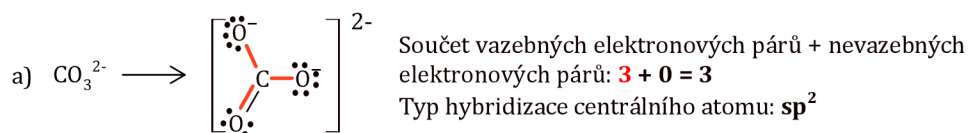
## Příklad 10.

[1]

U následujících molekul určete, zda má centrální atom typ hybridizace  $sp^3d$ .



## Řešení



Postup opět viz předchozí příklady. Z grafického řešení je zřejmé, že pouze u možnosti c) má centrální atom hybridizaci  $sp^3d$ .

## Příklad 11.

[1]

U které z následujících molekul můžeme najít centrální atom s typem hybridizace  $sp^2$ ?

- a)  $CO_2$
- b)  $SO_2$
- c)  $N_2O$
- d)  $CO$

## Řešení

- a)  $CO_2 \longrightarrow \text{:}\ddot{O}=\text{C}=\ddot{O}\text{:}$  Součet vazebných elektronových párů + nevazebných elektronových párů:  $2 + 0 = 2$   
Typ hybridizace centrálního atomu:  $sp$
- b)  $SO_2 \longrightarrow \text{:}\ddot{O}=\text{S}^+-\ddot{O}\text{:}$  Součet vazebných elektronových párů + nevazebných elektronových párů:  $2 + 1 = 3$   
Typ hybridizace centrálního atomu:  $sp^2$
- c)  $N_2O \longrightarrow \text{:}N\equiv N^+-\ddot{O}\text{:}$  Součet vazebných elektronových párů + nevazebných elektronových párů:  $2 + 0 = 2$   
Typ hybridizace centrálního atomu:  $sp$
- d)  $CO \longrightarrow \text{:}C\equiv O\text{:}$  Součet vazebných elektronových párů + nevazebných elektronových párů:  $2 + 0 = 2$   
Typ hybridizace centrálního atomu:  $sp$

Postup opět viz předchozí příklady. Následně zjistíme, že centrální atom s typem hybridizace  $sp^2$  lze najít pouze v rámci molekuly b).

## 5.2 Vodík

### 5.2.1 Sekce A

#### Příklad 1.

[4]

Určete, zda je nebo není možné, aby vznikly následující sloučeniny (ANO – je možné, NE – není možné). Své tvrzení zdůvodněte.

- a) SH<sub>4</sub> NE
- b) HCl<sub>3</sub> NE
- c) PH<sub>5</sub> NE

#### Řešení:

- a) sloučenina SH<sub>4</sub> nevznikne, jelikož atom síry může mít maximální záporné oxidační číslo -II (může přijmout pouze 2 elektrony aby dosáhl konfigurace vzácného plynu, tedy 8 elektronů ve valenční sféře). V této sloučenině by se atom síry nacházel v oxidačním čísle -IV, což nelze.
- b) sloučenina HCl<sub>3</sub> nevznikne, jelikož by se zde předpokládala trojvaznost atomu vodíku. Vodík je však pouze maximálně jednovazný, jelikož jeho atom obsahuje pouze 1 valenční elektron v orbitalu 1s.
- c) sloučenina PH<sub>5</sub> nevznikne, protože atom fosforu dosahuje maximálního záporného oxidačního čísla -III. V této sloučenině by se atom fosforu nacházel v oxidačním čísle -V, což nelze.

#### Příklad 2.

[6]

Jaká látka vzniká po reakci hydridu kovu s vodou? Danou chemickou rovnicí запиšte pomocí chemické rovnice a rovnicí vyčíslete.

**Řešení:** Reakcí hydridu kovu s vodou vzniká **vodík**.

Příklad reakce:  $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{H}_2$

## Příklad 3.

[5]

Plynný vodík můžeme připravit například reakcí hliníku s roztokem HCl. Vypočtěte, jakou hmotnost hliníku musíme přidat k 20% roztoku kyseliny chlorovodíkové abychom připravili 260 ml vodíku?

Řešení:

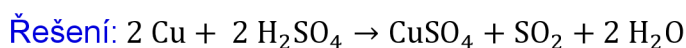
**Zápis:**Vytvoření chemické rovnice:  $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{AlCl}_3$ Vyčíslení chemické rovnice:  $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{H}_2 + 2 \text{AlCl}_3$  $w_{\text{HCl}} = 20 \%$  $V_{\text{H}_2} = 135 \text{ ml} = 135 \cdot 10^{-3} \text{ l} = 135 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$  $M_{\text{Al}} = 26,981 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  $m_{\text{Al}} = ?$ **Výpočty:**

- Nejprve si určíme poměr látkových množství hliníku a molekuly vodíku, které odpovídají poměru jejich stechiometrických koeficientů:  $\frac{n(\text{Al})}{n(\text{H}_2)} = \frac{2}{3}$
- Následně rovnici  $\frac{n(\text{Al})}{n(\text{H}_2)} = \frac{2}{3}$  zjednodušíme a upravíme na:  
 $n(\text{Al}) = \frac{2}{3} \cdot n(\text{H}_2)$
- Jednotlivá látková množství vyjádříme podle zadaných veličin u daných prvků:  $\frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} = \frac{2}{3} \cdot \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m}$
- Celou rovnici podělíme  $M_{\text{Al}}$  a dostaneme:  
 $m_{\text{Al}} = \frac{2}{3} \cdot \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m} \cdot M_{\text{Al}}$
- Následně jen doplníme číselná vyjádření daných veličin a vypočítáme hmotnost potřebného hliníku:  
 $m_{\text{Al}} = \frac{2}{3} \cdot \frac{135 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 26,981 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $m_{\text{Al}} = 0,108 \text{ g}$

## Příklad 4.

[4]

4.1 Zapište pomocí chemické rovnice reakci mědi s koncentrovanou kyselinou sírovou. Rovnici vyčíslete.



4.2 Vysvětlete příčinu vzniku vody a nikoliv vodíku.

**Řešení:** Měď (Cu) leží v řadě napětí kovů napravo za vodíkem, což znamená, že se jedná o tzv. ušlechtilý kov. Kovy ležící v této řadě za vodíkem nemají dostatečné redukční účinky, takže při reakci s koncentrovanou kyselinou sírovou nedokážou z této kyseliny vyredukovat vodík. V kyselině sírové má vodík oxidační číslo I a samostatný, jakožto prvek, by měl 0. Jednalo by se tedy o snížení oxidačního čísla, proto redukce.

## Příklad 5.

[5]

Určete pH roztoku  $\text{HNO}_3$ , když víte, že koncentrace kyseliny je 0,3 M. Jaká je koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  iontů v tomto roztoku? Berte v potaz, že se jedná o silnou, plně disociující kyselinu.

**Řešení:**

**Zápis:**

$$c_{\text{kys}} = 0,3 \text{ M} = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = ? \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\text{pH}_{\text{kys}} = ?$$

**Výpočty:**

- $\text{HNO}_3$  je silná jednosytná kyselina a pro jednosytné kyseliny platí:  $c_{\text{kys}} = c(\text{H}_3\text{O}^+)$ , což v našem případě znamená  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
- Výpočet pH:  
 $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$   
 $\text{pH} = -\log 0,3$   
 $\text{pH} = 0,5229$



## Příklad 6.

[6]

Reakce draslíku s vodou je reakce endotermická nebo exotermická? Své tvrzení zdůvodněte.

**Řešení:** Reakce draslíku s vodou je reakce **exotermická**, při které se uvolňuje velké množství energie ve formě tepla. Reakcí draslíku s vodou vzniká hydroxid draselný a uvolňuje se vodík.

## Příklad 7.

[7]

V následující větě vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení bylo správné.

Led taje při teplotě **nižší**/vyšší, než je jeho obvyklá teplota tání, když se zvýší tlak.

**Řešení:** Led taje při teplotě nižší, než je jeho obvyklá teplota tání, když se zvýší tlak. Led při tání svůj objem zmenšuje, a při zvýšení tlaku dochází k tání ledu již při nižší teplotě. Tento jev je možné si představit například na ledě při bruslení. Jakmile čepel brusle působí tlakem na led, dojde ke snížení teploty tání ledu a pod čepelí brusle se vytvoří tenká vrstva vody, po které nám následně brusle kloužou. Tato vlastnost ledu nám umožňuje bruslení. U většiny látek však teplota tání při zvýšeném tlaku roste.

## Příklad 8.

[14]

Vysvětlete, co znamená pojem vodíková (hydridová) mezera.

**Řešení:** Prvky 7., 8., a 9. skupiny přechodných prvků **netvoří hydridy**, a dokonce ani prvky 6. skupiny (kromě chromu) netvoří hydridy. Tato oblast periodické tabulky od 6. do 9. skupiny přechodných prvků se nazývá hydridová mezera.

## Příklad 9.

[7]

Atomární vodík je reaktivnější než molekulární vodík. Vyznačte pravdivá tvrzení týkající se vysvětlení této vlastnosti vodíku:

- a) atomární vodík obsahuje 1 nepárový elektron, zatímco molekulární vodík obsahuje 2 elektrony, které jsou v páru
- b) atomární vodík se může účastnit reakcí přímo, zatímco molekulární vodík se účastní reakce až po přeměně na jednotlivé atomy
- c) vazba v dvouatomové molekule vodíku je silná a vazebná disociační energie molekulárního vodíku je velmi vysoká
- d) použití katalyzátorů (často přechodných kovů) činí  $H_2$  reaktivnějším. A to buď přímou reakcí s katalyzátorem, nebo oslabením vazby H–H.

**Řešení:** Správné odpovědi jsou a), b), c). Zvýšení reaktivity  $H_2$  v přítomnosti katalyzátoru není vysvětlením a důvodem pro větší reaktivitu atomárního vodíku.

## Příklad 10.

[12]

Napište alespoň dva izotopy vodíku a vysvětlete, čím se od sebe liší.

**Řešení:** Vodík má celkem 3 izotopy – protium, deuterium a tritium. Jednotlivé izotopy se od sebe liší počtem neutronů v jádře atomu.

**5.2.2 Sekce B****Příklad 1. [6]**

Z následujících kovů vyberte ten, který nedokáže uvolnit  $H_2$  z kyseliny. Kovy: Fe, Zn, Mn, Cu.

Správná odpověď je: **Cu**

**Příklad 2. [6]**

Voda, která obsahuje rozpustné soli Ca a Mg, je známá jako:

- d) měkká voda
- e) těžká voda
- f) tvrdá voda

Správná odpověď je: **c)**

**Příklad 3. [7]**

Barvy na vlasy, běžně dostupné na trhu, obecně obsahují dvě lahvičky. Jedna obsahuje barvivo a druhá obsahuje peroxid vodíku. Obsah lahviček se před aplikací barvy na vlasy musí vždy pořádně promíchat, jelikož peroxid vodíku je zde důležitou složkou:

- a) k naředění barviva
- b) k oxidaci barviva, aby se získala požadovaná výsledná barva
- c) pro snížení množství barviva na požadovanou barvu
- d) k okyselení roztoku barviva

Správná odpověď je: **b)**

Příklad 4.

[12]

Určete, kterým způsobem může atom vodíku dosáhnout stability.

- a) tvorbou kovalentní vazby
- b) tvorbou  $H^+$
- c) tvorbou  $H^-$
- d) žádná odpověď není správná

Správná odpověď je: **a), b), c)**

Příklad 5.

[12]

Které/á z následujících možností souhlasí s vlastnostmi  $H_2$ ?

- a)  $H_2$  je nejlehčí známý plyn.
- b)  $H_2$  není za normálních podmínek příliš reaktivní
- c) vazebná energie vazby  $H-H$  je velmi vysoká
- d) žádná odpověď není správná

Správné odpovědi jsou: **a), b), c)**

Příklad 6.

[14]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

\_\_\_\_\_ je izotop vodíku, který obsahuje stejný počet protonů a neutronů.

Správná odpověď je: **Deuterium**

## Příklad 7. [14]

Určete, zda lze destilovanou vodu označit jako deionizovanou.

Správná odpověď je: **ANO**

## Příklad 8. [14]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Vodík má tendenci získat jeden elektron, aby získal konfiguraci helia, v tomto ohledu se podobá \_\_\_\_\_.

Správná odpověď je: **halogenům**

## Příklad 9. [14]

Uveďte alespoň dva příklady, kdy se vodík svými vlastnostmi rozhodně neliší od vlastností halogenů.

Správná odpověď je: **vodík je elektro pozitivní povahy, halogeny tvoří kyselinotvorné oxidy (zatímco vodík s kyslíkem vytváří vodu)**

## Příklad 10. [14]

Ve kterém z následujících hydridů se vodík vyskytuje v negativním oxidačním stavu?

- a) HCl
- b) NaH
- c) CaH<sub>2</sub>
- d) HI

Správná odpověď je: **b), c)**

## 5.3 Alkalické kovy

### 5.3.1 Sekce A

Příklad 1.

[1]

Který z následujících iontů má nejmenší velikost?

- a) Na<sup>+</sup>
- b) F<sup>-</sup>
- c) N<sup>3-</sup>
- d) O<sup>2-</sup>

**Řešení:** Správná odpověď je a). Když se podíváme na počet elektronů v rámci těchto iontů, zjistíme, že každý atom dosahuje stabilní elektronové konfigurace vzácného plynu. Avšak jaderný náboj je maximální u kationtu Na<sup>+</sup> (nevyšší protonové číslo, a tedy nejvyšší efektivní náboj jádra), proto se jedná o nejmenší iont z výše uvedených.

Z jiného hlediska by se dalo také říct, že ostatní atomy elektrony přijaly, přičemž se zvýšil počet elektronů v elektronovém obalu atomu a došlo ke snížení působení efektivního náboje jádra na elektrony v elektronovém obalu. Tudíž tyto ionty budou mít větší velikost. Jediný Na<sup>+</sup> odevzdal elektrony a svoji velikost oproti neutrálnímu atomu zmenšil.

Příklad 2.

[1]

Určete, který z následujících oxidů je nejvíce zásadotvorný.

- a) FeO
- b) CuO
- c) SnO<sub>2</sub>
- d) K<sub>2</sub>O

**Řešení:** Správná odpověď je d). Je známo, že oxidy alkalických kovů jsou nejvíce zásadotvorné. Alkalické kovy s vodou tvoří silné zásady a jedná se o tzv. alkálie.

## Příklad 3.

[1]

Elektronové konfigurace neznámých prvků A, B, C jsou následující:

A: [He]  $2s^1$

B: [He]  $3s^1$

C: [He]  $4s^1$

Která z následujících možností správně vyjadřuje pořadí velikosti první ionizační energie prvků A, B, C?

a)  $A > B > C$

b)  $C > B > A$

c)  $A > C > B$

d)  $B > C > A$

**Řešení:** Správná odpověď je a). Všechny atomy neznámých prvků obsahují 1 valenční elektron. Zjistili jsme tak, že se jedná o skupinu prvků alkalických kovů. Jelikož se u prvků A, B, C mění hlavní kvantové číslo, tedy energetická hladina (číslo periody), zjišťujeme že v rámci skupiny jdeme dolů. Ionizační energie v rámci skupiny prvků klesá shora dolů. Tudíž prvek A bude mít větší první ionizační energii než prvek B, který bude mít větší první ionizační energii než prvek C.

## Příklad 4.

[2]

Vysvětlete, jak je možné, že sodík vykazuje kovový lesk?

**Řešení:** Sodík, jakožto alkalický kov, má pouze 1 valenční elektron. Tento volný elektron kmitá a absorbuje ultrafialové záření, které následně vyzařuje nazpět. To má za následek kovový lesk sodíku.

## Příklad 5.

[10]

K triviálním názvům následujících anorganických sloučenin napište jejich chemické vzorce. Pokud je uveden chemický vzorec, napište triviální název této sloučeniny:

krystalická soda,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ , sůl kamenná (halit), potaš, KCl, jedlá soda

Řešení:

krystalická soda –  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  – borax

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  – Glauberova sůl

sůl kamenná (halit) – NaCl

potaš –  $\text{K}_2\text{CO}_3$

KCl – sylvín

jedlá soda –  $\text{NaHCO}_3$

## Příklad 6.

[2]

6.1 Ve vesmíru a v ponorkách se superoxid draselný používá jako součást kyslíkových bomb a dýchacích přístrojů protože:

- a) produkuje ozon
- b) absorbuje  $\text{CO}_2$
- c) absorbuje  $\text{CO}_2$  a zvyšuje obsah  $\text{O}_2$
- d) odstraňuje vlhkost

Řešení: Správná odpověď je c). Superoxid je tzv. chemickým generátorem kyslíku. Čistí totiž vydýchaný vzduch od  $\text{CO}_2$  za vzniku  $\text{K}_2\text{CO}_3$  a čistého kyslíku.

6.2 Napište reakci superoxidu draselného s  $\text{CO}_2$ .

Řešení:  $4 \text{KO}_2 + 2 \text{CO}_2 \rightarrow 2 \text{K}_2\text{CO}_3 + 3 \text{O}_2$

Superoxid má oxidační číslo -I, tedy  $(\text{O}_2)^{-1}$ .



## Příklad 7.

[8]

Určete, zda má více iontovou povahu sloučenina KCl nebo NaCl. Svě tvrzení zdůvodněte.

**Řešení:** Z pohledu rozdílu elektronegativit je draslík elektropozitivnějším prvkem než sodík, proto mezi draslíkem a chlorem bude větší rozdíl elektronegativit, což má za následek větší iontový charakter dané sloučeniny. Proto KCl bude mít více iontovou povahu než NaCl.

## Příklad 8.

[3]

Napište celou elektronovou konfiguraci atomu draslíku v základním stavu bez grafického znázornění.

**Řešení:** Draslík je alkalický kov, ležící v 1.A skupině a 4. periodě. Jeho protonové číslo je 19, tudíž v rámci orbitalů bude přítomno celkem 19 elektronů. Proto je elektronová konfigurace atomu draslíku v základním stavu následující:  ${}_{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Kdybychom řešili elektronovou konfiguraci valenční sféry atomu draslíku, byl by zápis jiný. Atom draslíku má pouze 1 valenční elektron a předcházejícím vzácným plynem je argon. Zápis elektronové konfigurace jeho valenční sféry by tedy vypadal následovně:  ${}_{19}\text{K}: [\text{Ar}] 4s^1$

## Příklad 9.

[5]

Napište produkty a dílčí rovnice reakcí na elektrodách při elektrolýze taveniny kuchyňské soli. Následně zvažte, na které elektrodě probíhá oxidace, a na které redukce.

**Řešení:**  $2 \text{NaCl} \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^-$

Produkty:  $2 \text{Na}^+ + 2 \text{Cl}^-$

Anoda:  $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

Katoda:  $2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na}$

jedná se o oxidaci

jedná se o redukci

Příklad 10.

[8]

Vysvětlete, proč se požár v laboratoři, způsobený vznícením sodíku, nesmí hasit vodou.

**Řešení:** Vzhledem k vysoké elektropozitivní povaze sodíku reaguje prudce s vodou a reakce je vysoce exotermická a uvolňuje se při ní velké množství energie ve formě tepla. Vodík, který se uvolňuje během reakce, se také vznítí, což povede k rozšíření požáru.

### 5.3.2 Sekce B

Příklad 1. [2]

Rozhodněte, zda je  $\text{RbO}_2$  superoxid/peroxid/oxid a zda je diamagnetický/paramagnetický.

Správná odpověď je: **superoxid a paramagnetický**

Příklad 2. [8]

Následující chemické reakce správně seřadte dle postupu výroby uhličitanu sodného Solvayovým procesem:

- a)  $\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$
- b)  $2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- c)  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3$

Správná odpověď je: **1. c), 2. a), 3. b)**

Příklad 3. [3]

Který prvek v rámci 4. periody má podle pravidla periodicity ionizační energie nejnižší první ionizační energii?

Správná odpověď je: **draslík**

Příklad 4. [13]

Napište alespoň dva atomy prvků, které jsou ve svém základním stavu paramagnetické.

Správná odpověď je: **draslík (K), uhlík (C)**

Příklad 5.

[6]

Vzhledem k jejich nízké ionizační energii jsou alkalické kovy:

- a) silná oxidační činidla
- b) slabá oxidační činidla
- c) silná redukční činidla
- d) slabá redukční činidla

Správná odpověď je: **c)**

Příklad 6.

[7]

Lithium je v mnoha vlastnostech podobné hořčíku, jelikož:

- a) oba mají téměř stejnou velikost
- b) se jedná o tzv. diagonální podobnost
- c) oba mají podobnou elektronovou konfiguraci
- d) oba mají téměř stejný poměr N/P

Správná odpověď je: **b)**

Příklad 7.

[7]

Z následujících možností označte nepravdivé tvrzení týkající se alkalických kovů:

- a) elektropozitivní charakter alkalických kovů klesá s rostoucím atomovým číslem
- b) lithium je tvrdý kov a nelze jej řezat nožem
- c) alkalické kovy jsou silná redukční činidla
- d) elektronegativity všech alkalických kovů leží mezi 1,0 a 0,7

Správná odpověď je: **a)**

## Příklad 8.

[14]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

\_\_\_\_\_ je hlavní složkou prášku do pečiva.

Správná odpověď je: **NaHCO<sub>3</sub> (jedlá soda)**

## Příklad 9.

[6]

Vyznačte správné tvrzení, týkající se kovů, které mají elektronovou konfiguraci své valenční sféry ns<sup>1</sup>:

- a) mají první ionizační potenciál vyšší než 10 eV/atom
- b) jsou vysoce elektropozitivní
- c) jsou vysoce elektronegativní
- d) působí jako silná oxidační činidla

Správná odpověď je: **b)**

## Příklad 10.

[14]

V následující větě vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení bylo správné.

Sodík reaguje s vodou bouřlivěji než lithium, jelikož je více elektronegativní/elektropozitivní.

Správná odpověď je: **elektropozitivní**

## 5.4 Kovy alkalických zemin

### 5.4.1 Sekce A

Příklad 1.

[2]

Určete, která z následujících sloučenin způsobuje trvalou tvrdost vody:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

**Řešení:** Trvalá tvrdost je způsobena chloridy, sírany a dusičnany vápníku a hořčíku. Tato tvrdost nelze odstranit varem. Naopak přechodná tvrdost vody je způsobena rozpuštěným hydrogenuhličitanem vápenatým, který lze odstranit varem za vzniku nerozpustného uhličitanu vápenatého. Tedy z výše zmíněných sloučenin je právě  $\text{CaCl}_2$ , která způsobuje trvalou tvrdost vody.

Příklad 2.

[3]

U kterého prvku ze skupiny kovů alkalických zemin můžeme předpokládat, že bude z dané skupiny nejkovovější?

**Řešení:** Nejkovovějším prvkem ze skupiny kovů alkalických zemin je **radium (Ra)**. Je to způsobeno jeho největším atomovým poloměrem ve srovnání s atomovými poloměry ostatních prvků dané skupiny. Kovový charakter prvků je také další periodicitou, která v rámci skupiny shora dolů roste.

Příklad 3.

[8]

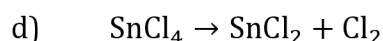
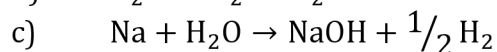
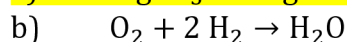
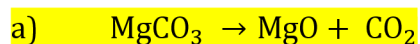
Oxid hořečnatý se používá jako žáruvzdorný materiál. Napište alespoň 3 charakteristické vlastnosti, díky kterým je tato sloučenina takto využívána.

**Řešení:** Například: velmi dobrý tepelný vodič, elektrický izolant, inertnost, vysoký bod tání

## Příklad 4.

[6]

Která z následujících chemických reakcí není reakcí redoxní? Následně vysvětlete svou volbu.



**Řešení:** Správná odpověď je a). Pouze u možnosti a) totiž nedochází ke změnám oxidačních čísel atomů prvků reaktantů a produktů. Nedochází tedy k výměně elektronů v daném systému a nejedná se o redoxní reakci.

## Příklad 5.

[6]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Jelikož kovy alkalických zemin (kromě Be) mají tendenci rychle ztrácet své valenční elektrony, chovají se jako silná \_\_\_\_\_ činidla.

**Řešení:** Jelikož jsou kovy alkalických zemin vysoce elektropozitivní prvky s nízkou ionizační energií, mají tendenci snadno odevzdávat své valenční elektrony za vzniku kladně nabitých iontů. Odevzdáním elektronů zvyšují své oxidační číslo, tedy se samy oxidují a ostatní látky redukují. Proto jsou kovy alkalických zemin silná **redukční** činidla.

## Příklad 6.

[8]

Vysvětlete, jak můžete získat  $\text{CaSO}_4$  z pevné směsi  $\text{CaSO}_4$  a  $\text{MgSO}_4$ .

**Řešení:**  $\text{MgSO}_4$  je rozpustný ve vodě, zatímco  $\text{CaSO}_4$  je nerozpustný. Oddělují se tedy extrakcí pomocí vody.

## Příklad 7.

[7]

Vyberte správnou možnost ve větě týkající se vlastnosti prvků II.A skupiny a svoji volbu zdůvodněte.

Prvky II.A skupiny jsou elektropozitivnější/**elektronegativnější** než prvky I.A skupiny.

**Řešení:** Prvky II.A skupiny mají vyšší hodnotu elektronegativity než prvky I.A skupiny. Je to způsobeno i tím, že mají vyšší ionizační energii než prvky I.A skupiny a neztrácejí tak snadno své valenční elektrony, jelikož je jejich elektronová konfigurace (se 2 spárovanými valenčními elektrony) stabilnější než u prvků I.A skupiny, které mají pouze 1 nepárový valenční elektron.

A jak již víme, podle pravidla periodicity elektronegativity, elektronegativita v rámci period zleva doprava roste.

## Příklad 8.

[10]

K triviálním názvům následujících anorganických sloučenin napište jejich chemické vzorce. Pokud je uveden chemický vzorec, napište triviální název této sloučeniny:

$\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ , hašené vápno,  $\text{CaF}_2$ , vápenec, kalcit,  $\text{CaO}$ , sádra,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ , baryt

**Řešení:**

$\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$  – **dolomit**

hašené vápno -  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

$\text{CaF}_2$  – **kazivec, fluorit**

vápenec, kalcit –  **$\text{CaCO}_3$**

$\text{CaO}$  – **pálené vápno**

Sádra –  **$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$**

$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  – **sádrovec, alabastr**

baryt –  **$\text{BaSO}_4$**



## Příklad 9.

[14]

Kov hořčíku hoří na vzduchu a je spalován za vzniku bílého popela. Když tento popel bude reagovat s vodou, můžeme cítit zápach čpavku. Vysvětlete, jaký je důvod vzniku tohoto zápachu?

**Řešení:** Bílý popel se skládá z malého množství nitridu hořečnatého, který vzniká spolu s MgO při hoření Mg na vzduchu. Nitrid hořečnatý se hydrolyzuje vodou a uvolňuje se  $\text{NH}_3$ , tedy zapáchající čpavek.

## Příklad 10.

[14]

V následující větě vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení bylo správné:

Kovy alkalických zemin mají **vyšší**/nižší bod tání než alkalické kovy.

**Řešení:** Kovy alkalických zemin mají vyšší body tání ve srovnání s body tání alkalických kovů. Je to způsobeno mnohem silnější kovovou vazbou v kovech alkalických zemin, protože ve valenčním obalu jsou přítomny dva spárované elektrony ( $ns^2$ ).

### 5.4.2 Sekce B

Příklad 1. [1]

Vyberte správnou možnost o pořadí týkající se vzrůstající velikosti atomových poloměrů následujících atomů prvků.

- I) Ti
- II) Ca
- III) Sc

- a) III, I, II
- b) I, II, III
- c) I, III, II
- d) II, I, III

Správná odpověď je **c)**

Příklad 2. [2]

Která sloučenina vápníku je hlavní složkou vaječné skořápky?

Správná odpověď je: **uhličitan vápenatý – CaCO<sub>3</sub>**

Příklad 3. [13]

Určete, který z následujících prvků má nejnižší elektronegativitu:

- a) F
- b) I
- c) Ba
- d) Al

Správná odpověď je: **c)**

## Příklad 4.

[7]

Jelikož mají kovy alkalických zemin vyšší protonová čísla než alkalické kovy, jsou elektrony v kovech alkalických zemin pevněji přitahovány k atomovému jádru, a tudíž:

- a) atomy kovů alkalických zemin jsou větší než alkalické kovy
- b) ionizační energie kovů alkalických zemin je větší než alkalických kovů
- c) reaktivita kovů alkalických zemin je větší než reaktivita alkalických kovů
- d) kovy alkalických zemin jsou v přírodě méně hojné

Správná odpověď je: **b)**

## Příklad 5.

[13]

Z následujících prvků, určete ten, který ve většině svých sloučenin existuje jako jednoatomový kationt: S, N, Ca

Správná odpověď je: **Ca**

## Příklad 6.

[13]

Hořčík reaguje s prvkem X za vzniku iontové sloučeniny. Pokud je základní elektronová konfigurace prvku X  $1s^2 2s^2 2p^3$ , jaký je nejjednodušší vzorec pro tuto vzniklou iontovou sloučeninu?

- a)  $MgX_2$
- b)  $Mg_2X_3$
- c)  $Mg_3X_2$
- d)  $MgX$

Správná odpověď je: **c)**

Příklad 7.

[13]

Určete, která z následujících tvrzení nejlépe popisuje  $\text{CaCO}_3$  (s)?

- a) je složený z atomů držených pohromadě delokalizovanými elektrony
- b) je složený z molekul držených pohromadě intermolekulárními dipól-dipólovými interakcemi
- c) je složený z kladných a záporných iontů držených pohromadě elektrostatickými přitažlivostmi
- d) je složený z makromolekul držených pohromadě silnými vazbami

Správná odpověď je: **c)**

Příklad 8.

[14]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

\_\_\_\_\_ je kov alkalických zemin, jehož povaha je radioaktivní.

Správná odpověď je: **Radium (Ra)**

Příklad 9.

[14]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

\_\_\_\_\_ je kov alkalických zemin, který vykazuje podobnost s hliníkem (Al).

Správná odpověď je: **Beryllium (Be)**

## Příklad 10.

[14]

Určete, která z následujících tvrzení nejlépe popisuje Ca (s)?

- a) je složený z atomů držených pohromadě delokalizovanými elektrony
- b) je složený z molekul držených pohromadě intermolekulárními dipól-dipólovými interakcemi
- c) je složený z kladných a záporných iontů držených pohromadě elektrostatickými přitažlivostmi
- d) je složený z makromolekul držených pohromadě silnými vazbami

Správná odpověď je: **a)**

## 5.5 III. A skupina

### 5.5.1 Sekce A

#### Příklad 1.

[2]

$\text{BCl}_3$  neexistuje jako dimer, avšak  $\text{BH}_3$  existuje jako  $\text{B}_2\text{H}_6$ , protože:

- a)  $\text{Cl}_2$  je elektronegativnější než vodík
- b) velká velikost atomu chloru nezapadá mezi malé velikosti atomy boru, zatímco atomy vodíků o malé atomové velikosti zabírají prostor mezi atomy boru
- c) jak (a) tak (b)

**Řešení:** Správná odpověď je b). Když porovnáme velikost atomu vodíku a atomu chloru, zjistíme, že chlor je opravdu větší než atom vodíku, jelikož atomová velikost podél skupin ve směru shora dolů roste.

#### Příklad 2.

[7]

Z periodicity velikosti atomového poloměru vyplývá, že v rámci skupiny shora dolů atomový poloměr roste. Ve srovnání velikosti atomových poloměrů prvků Al a Ga by měl mít atom prvku Ga větší atomový poloměr. Ve skutečnosti však tyto atomy mají téměř stejné atomové poloměry. Vysvětlete proč.

**Řešení:** V rámci skupiny dochází ke stínění elektronů, jelikož elektrony blíže jádra stíní elektrony dále od jádra a na nejbližší elektrony nepůsobí efektivní kladný náboj jádra tak velkou silou, proto v rámci skupiny shora dolů atomový poloměr roste. V tomto případě je však výjimka, jelikož stínící účinek d-elektronů atomů Ga je slabý a elektrony jsou přitahovány jádrem atomu vyšší silou.

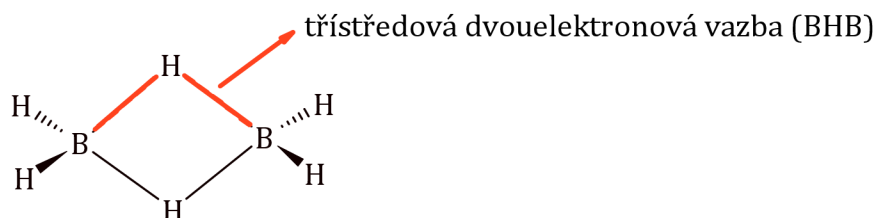
## Příklad 3.

[2]

Vyznačte správné tvrzení týkající se molekuly diboranu

- a) všechny atomy jsou v jedné rovině
- b) struktura je jako struktura molekuly ethanu
- c) jednotlivé atomy boru jsou spolu spojeny pomocí tzv. třístředové dvouelektronové vazby

**Řešení:** Správná odpověď je c). Atom boru se nachází ve III. A skupině, což znamená, že má celkem 3 valenční elektrony a může tedy sdílet pouze 3 valenční elektrony pro tvorbu vazeb. Atom vodíku má pouze 1 valenční elektron, který může sdílet do vazby. Kdybychom se podívali na obrázek molekuly diboranu, pravděpodobně by nám připadalo zvláštní, jak je možné, že se zde bor vyskytuje jako čtyřvazný a vodík jako dvou vazný. V molekule diboranu však vzniká tzv. třístředová dvouelektronová vazba, kdy kvůli elektronovému deficitu sdílí dohromady 2 atomy boru a 1 atom vodíku pouze 1 elektronový pár a do vazby jsou tak zapojeny 3 atomy (BHB).



## Příklad 4.

[6]

Jaká je obecná elektronová konfigurace valenční sféry prvků III. A skupiny?

**Řešení:** Obecná elektronová konfigurace valenční sféry prvků III. A skupiny je  $\text{protonové číslo prvek: [předcházející vzácný plyn]} ns^2 np^1$ . Ve své valenční sféře mají celkem 3 valenční elektrony a  $n$  značí hlavní kvantové číslo, tedy číslo periody, v níž se prvek nachází.

## Příklad 5.

[6]

Hliník je reaktivnější než železo, protože jeho standardní redukční potenciál je vyšší. Přesto hliník hůře koroduje než železo. Vysvětlete proč.

**Řešení:** Hliník stojí v Beketově řadě kovů (v řadě napětí kovů) nalevo před vodíkem a zároveň i před železem. Hliník má tedy vyšší redukční schopnost než železo a s kyslíkem reaguje za tvorby samo-ochranné vrstvy  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Kyslík v elementárním stavu (ox. č. 0) tak redukuje (na ox. č. -II) a sám se oxiduje na daný oxid.

## Příklad 6.

[8]

K opravě ucpaných odtoků se může použít směs NaOH a Al. Vysvětlete princip této reakce a následného uvolnění ucpaných odtoků.

**Řešení:** Al reaguje s NaOH a vodou za vzniku hlinitanu sodného a vodíku. Plynný vodík produkovaný během procesu zvyšuje tlak a tlak vznikajícího plynu tak pomáhá otevřít ucpané odtoky.

## Příklad 7.

[10]

K triviálním názvům následujících anorganických sloučenin napište jejich chemické vzorce. Pokud je uveden chemický vzorec, napište triviální název této sloučeniny:

$\text{Al}_2\text{O}(\text{OH})_4 / \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ , korund, sassolin

**Řešení:**

$\text{Al}_2\text{O}(\text{OH})_4 / \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$  – bauxit

Korund –  $\text{Al}_2\text{O}_3$

Sassolin –  $\text{H}_3\text{BO}_3$



## Příklad 8.

[12]

Z následujících prvků vyberte ten, který bude mít nejvyšší první ionizační energii: Tl, Ga, Al, In

**Řešení:** Z výše zmíněných prvků bude mít nejvyšší první ionizační energii thallium (Tl). Jedná se o jednu z nepravidelností v ionizační energii. Dle pravidla periodicity ionizační energie totiž dochází v rámci skupiny shora dolů k jejímu poklesu. Prvek ležící ve spodních vrstvách skupiny má tak nižší ionizační energii a snadněji odštěpuje elektrony, jelikož na tyto elektrony nepůsobí efektivní náboj jádra tak velkou přitažlivou silou v důsledku stínění těchto elektronů jinými elektrony, nacházejícími se v orbitalech blíže jádra. Pokles z B na Al je obvyklý trend při sestupu skupiny spojené se zvětšenou velikostí atomu, avšak následně ionizační energie nespĺňuje danou periodicitu jejího poklesu ve skupině. V rámci atomu Tl je totiž stínící účinek jeho d-elektronů slabý a elektrony jsou přitahovány jádrem atomu větší silou, přičemž tak thallium těžce odštěpuje elektrony. Proto má vysokou ionizační energii. Hodnoty ionizační energie ve III. A skupině totiž neklesají plynule. Pořadí velikosti první ionizační energie prvků III. A skupiny by byla následující:  $B > Tl > Ga > Al > In$

## Příklad 9.

[12]

Dle principu periodicity elektronegativity dochází v rámci skupiny shora dolů k jejímu poklesu. Jak je možné, že Ga, In, a Tl mají vyšší elektronegativitu než Al, i když leží ve spodní části dané skupiny?

**Řešení:** Prvky méně pravděpodobně ztrácejí elektrony (a jsou tedy méně elektropozitivní), kvůli špatnému stínění d-elektrony popsanému viz výše v příkladu 8.

## Příklad 10.

[14]

V následující větě vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení bylo správné.

První ionizační energie hliníku (Al) je **nižší**/vyšší než u hořčíku (Mg).

**Řešení:** Periodicita ionizační energie v dané periodě roste zleva doprava. Dalo by se tedy konstatovat, proč hliník (Al) nemá vyšší ionizační energii než hořčík (Mg), když v dané periodě stojí napravo od něj (od Mg). V rámci III. A a II. A skupiny se v periodicitě ionizační energie vyskytuje nepravidelnost. V našem případě má hořčík (Mg) elektronovou konfiguraci valenční sféry  $3s^2$ , tedy zcela zaplněn s-orbital, což je stabilnější stav než u hliníku (Al), který má elektronovou konfiguraci  $3s^2 3p^1$ . Je snazší odstranit nepárový elektron z p-orbitalu ( $3p^1$ ) než elektron z s-orbitalu, který je v páru ( $3s^2$ ). Proto je ionizační energie hliníku (Al) je nižší.

**5.5.2 Sekce B****Příklad 1. [6]**

Hliníkové nádoby by se neměly mýt pomocí přípravků obsahující prací sodu, protože

- a) prací soda reaguje s hliníkem za vzniku nerozpustného oxidu hlinitého
- b) prací soda reaguje s hliníkem za vzniku rozpustného hlinitanu
- c) soda na praní je drahá
- d) soda na praní se snadno rozkládá

Správná odpověď je: **b)**

**Příklad 2. [7]**

Které z následujících tvrzení o  $\text{H}_3\text{BO}_3$  není správné?

- a) je to silná trojsytná kyselina
- b) připravuje se okyselením vodného roztoku boraxu
- c) má vrstvenou strukturu, ve které jsou rovinné jednotky  $\text{BO}_3$  spojeny vodíkovými můstky
- d) nepůsobí jako donor protonů, ale působí jako Lewisova kyselina tím, že přijímá hydroxylové ionty

Správná odpověď je: **a)**

**Příklad 3. [8]**

Dvojice prvků s nejbližší hodnotou atomových poloměrů je

- a) B a Al
- b) Al a Ga
- c) Ga a In
- d) Ga a Tl

Správná odpověď je: **b)**

Příklad 4.

[7]

Které z následujících tvrzení je správné?

- a) hydroxid hliníku je kyslejší než hydroxid boru
- b) hydroxid boru je zásaditý, zatímco hydroxid hliníku je amfoterní
- c) hydroxid boru je kyselý, zatímco hydroxid hliníku je amfoterní
- d) hydroxidy boru i hliníku jsou amfoterní

Správná odpověď je: **c)**

Příklad 5.

[14]

Který z následujících prvků III. A skupiny je nejhojnější v zemské kůře?

- a) B
- b) Al
- c) Ga
- d) In

Správná odpověď je: **b)**

Příklad 6.

[14]

Al a Ga mají téměř stejné kovalentní poloměry kvůli:

- a) většímu stínícímu účinku s-elektronů atomů Ga
- b) špatnému stínícímu účinku s-elektronů atomů Ga
- c) špatnému stínícímu účinku d-elektronů atomů Ga
- d) většímu stínícímu účinku d-elektronů atomů Ga

Správná odpověď je: **c)**

## Příklad 7.

[8]

Kyselina dusičná může být skladována v hliníkové nádobě, protože

- a) hliník je inertní
- b) hliník tvoří ochranný oxidový povlak
- c) hliník je dobré redukční činidlo

Správná odpověď je: **b)**

## Příklad 8.

[14]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

\_\_\_\_\_ je kov III. A skupiny, jenž se běžně používá jako redukční činidlo v metalurgickém průmyslu.

Správná odpověď je: **Hliník**

## Příklad 9.

[14]

Která z následujících látek má kyselou povahu?

- a)  $\text{Be}(\text{OH})_2$
- b)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- c)  $\text{Al}(\text{OH})_3$
- d)  $\text{B}(\text{OH})_3$

Správná odpověď je: **d)**

Příklad 10.

[14]

Vyberte správné tvrzení týkající se vlastností hliníku:

- a) je to špatný vodič elektřiny
- b) je kujný a tažný
- c) nachází se volně v přírodě
- d) slitiny hliníku jsou těžké

Správná odpověď je: **b)**

## 5.6 IV. A skupina

### 5.6.1 Sekce A

Příklad 1. [1]

Má křemík vlastnosti nekovů, polokovů, nebo kovů?

**Řešení:** Křemík patří do skupiny polokovů a spolu s ostatním polokovy odděluje skupinu kovů (levá část tabulky) a nekovů (pravá část tabulky). Má tedy vlastnosti polokovů.

Příklad 2. [1]

Křemík je důležitou složkou:

- a) amalgámů
- b) chlorofylu
- c) hemoglobinu
- d) hornin

**Řešení:** Správná odpověď je d). Horniny jsou převážně složeny ze sloučenin křemíku, tedy z křemičitanů, jako je například vápenec nebo dolomit.

Příklad 3. [10]

K triviálním názvům následujících anorganických sloučenin napište jejich chemické vzorce. Pokud je uveden chemický vzorec, napište triviální název této sloučeniny:

Karborundum,  $K_2CO_3$ , galenit

**Řešení:**

karborundum – SiC

$K_2CO_3$  – potaš

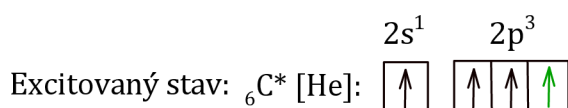
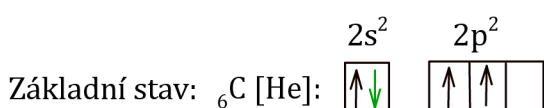
galenit – PbS

## Příklad 4.

[4]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry atomu uhlíku pomocí grafického znázornění. Jaká maximální vaznost a jaké stabilní oxidační stavy z ní vyplývají?

Řešení:



Z výše vyobrazené elektronové konfigurace valenční sféry atomu uhlíku lze odvodit jeho maximální vaznost. Pokud se atom uhlíku nachází v základním stavu, může vytvořit celkem 2 kovalentní vazby. V základním stavu je tedy maximálně dvou vazný. Jakmile však pomocí excitace dojde k přesunu některých valenčních elektronů do energeticky bohatších vrstev, dojde ke zvýšení počtu nepárových elektronů, a tedy i ke zvýšení jeho maximální vaznosti. Jak můžeme vidět, v excitovaném stavu má atom uhlíku 4 volné valenční elektrony, které nejsou spárovány. V excitovaném stavu je tedy **maximálně čtyřvazný**. Z těchto elektronových konfigurací také vyplývají jeho **stabilní oxidační stavy: -IV, II a IV**.

## Příklad 5.

[5]

Briliant je speciálně broušený diamant, používající se v klenotnictví na výrobu šperků aj. Jak byste tento briliant rozlišili od padělku jako je například vybroušený kousek čirého skla?

Řešení: **Diamant nelze leptat HF, nelze rýpat např. korundem a liší se od skla svou hustotou**. Sklo lze leptat HF a lze do něj rýpat například diamantem nebo korundem.



## Příklad 6.

[7]

Určete, které z následující dvojice je silnější redukční činidlo. Následně vysvětlete svůj výběr.  $\text{Sn}^{\text{II}}$ ,  $\text{Pb}^{\text{II}}$

**Řešení:**  $\text{Pb}^{\text{II}}$  je stabilnější než  $\text{Sn}^{\text{II}}$ .  $\text{Sn}^{\text{II}}$  je méně stabilní než  $\text{Sn}^{\text{IV}}$ , ale  $\text{Pb}^{\text{II}}$  je stabilnější než  $\text{Pb}^{\text{IV}}$ , díky inertnímu párovému efektu. Tudíž silnější redukční činidlo je  $\text{Sn}^{\text{II}}$  a bude se samo oxidovat na stabilnější  $\text{Sn}^{\text{IV}}$ .

## Příklad 7.

[8]

Určete, zda se elektropozitivní charakter prvků při sestupu IV. A skupinou shora dolů snižuje nebo zvyšuje.

**Řešení:** V rámci IV. A skupiny nejdříve dochází ke klasickému poklesu elektronegativity z C na Si, ale následně se elektronegativita opět zvyšuje. Nejprve tedy elektropozitivní charakter roste a následně klesá.

Dle pravidla periodicity elektronegativity dochází ve skupině, při sestupu shora dolů, k jejímu poklesu. To znamená, že ve spodních vrstvách skupiny jsou prvky více elektropozitivní. Prvek ležící ve spodních vrstvách skupiny má nižší ionizační energii a snadněji odštěpuje elektrony, jelikož na tyto elektrony nepůsobí efektivní náboj jádra tak velkou přitažlivou silou v důsledku stínění těchto elektronů jinými elektrony, nacházejícími se v orbitalech blíže jádra.

U prvků III. a IV. A skupiny však dochází k nepravidelnosti, jelikož stínící účinek d-elektronů atomů je slabý, což znamená, že na nejvzdálenější elektrony v elektronovém obalu působí přitažlivé síly jádra vyšší silou a prvky ve spodní části skupiny tak těžce odštěpují elektrony. Proto mají vysokou ionizační energii a jsou více elektropozitivní, tedy méně elektropozitivní.

Příklad 8.

[12]

Vysvětlete, proč je oxid uhelnatý tak moc toxický pro lidský organismus.

**Řešení:** Oxid uhelnatý snadno tvoří komplex s hemoglobinem v krvi, který je 300x stabilnější než oxyhemoglobinový komplex (komplex hemoglobinu s kyslíkem). Krev (konkrétně červené krvinky prostřednictvím hemoglobinu) přenáší naším krevním oběhem oxid uhelnatý, nikoliv kyslík a dochází k vnitřnímu udušení. Aby lidské tělo dokázalo fungovat, potřebuje náš mozek kyslík, nikoliv oxid uhelnatý.

Příklad 9.

[5]

Uhlík s kyslíkem tvoří dva základní oxidy – oxid uhličitý ( $\text{CO}_2$ ) a oxid uhelnatý ( $\text{CO}$ ). K jednotlivým plynům napište alespoň 4 vlastnosti.

**Řešení:**  $\text{CO}_2$  – je to plyn, nemá barvu, používá se do hasících přístrojů, v pevné formě ho nazýváme suchým ledem, patří ke skleníkovým plynům

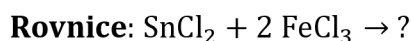
$\text{CO}$  – je to plyn, nemá barvu, je jedovatý, je hlavní součástí svítiplynu

## Příklad 10.

[11]

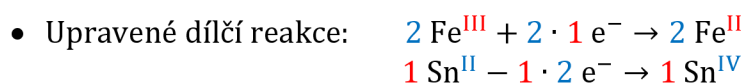
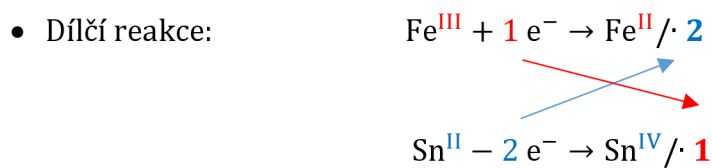
Do následující redoxní rovnice doplňte produkty a následně ji vyčíslete.

Řešení:

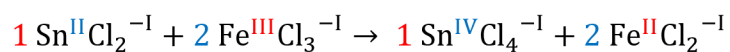


- Jako první krok si musíme uvědomit, jaké **produkty** v rámci chemické rovnice vznikají
  - Produkt:  **$\text{SnCl}_4 + 2 \text{FeCl}_2$**
  - Zjištěním produktů můžeme zapsat celou chemickou rovnici:  **$\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{FeCl}_2$**
- Následně doplníme oxidační čísla všech prvků  

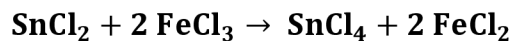
$$\text{Sn}^{\text{II}}\text{Cl}_2^{-1} + \text{Fe}^{\text{III}}\text{Cl}_3^{-1} \rightarrow \text{Sn}^{\text{IV}}\text{Cl}_4^{-1} + \text{Fe}^{\text{II}}\text{Cl}_2^{-1}$$
- Z chemické rovnice si určíme, který prvek se **redukuje** a který **oxiduje** a napíšeme **jednotlivé dílčí reakce** redoxní rovnice
  - **Redukce:**  $\text{Fe}^{\text{III}} \rightarrow \text{Fe}^{\text{II}}$
  - **Oxidace:**  $\text{Sn}^{\text{II}} \rightarrow \text{Sn}^{\text{IV}}$
  - Dílčí reakce:
 
$$\begin{aligned} \text{Fe}^{\text{III}} + 1 \text{e}^- &\rightarrow \text{Fe}^{\text{II}} \\ \text{Sn}^{\text{II}} - 2 \text{e}^- &\rightarrow \text{Sn}^{\text{IV}} \end{aligned}$$
- Obě rovnice **upravíme** tak, aby se **počty elektronů** přijatých a odevzdaných **rovnaly**
  - Při oxidaci cínu z  $\text{Sn}^{\text{II}}$  na  $\text{Sn}^{\text{IV}}$  se uvolní 2 elektrony, které budou redukovat molekulu chloridu železitého, kde tedy dojde k redukci  $\text{Fe}^{\text{III}}$  na  $\text{Fe}^{\text{II}}$  (pouze 1 el.), poměr je tedy 1:2, takže víme, že budeme mít 2 molekuly  $\text{Fe}^{\text{III}}\text{Cl}_3^{-1}$  (2 el. z Sn).
  - Nyní musíme křížovým pravidlem jednotlivé počty valenčních elektronů vynásobit (u Fe je číslo 1, takže celou dílčí reakci u Sn vynásobíme taky 1. U Sn je číslo 2, takže celou dílčí reakci Fe vynásobíme 2)



- Budou-li tedy reagovat **1** atom  $\text{Sn}^{\text{II}}$  se **2** atomy  $\text{Fe}^{\text{III}}$ , poté počet přijatých a odevzdaných elektronů, v této reakci, se rovná  $2 \text{e}^-$  ( $1 \cdot 2 \text{e}^- = 2 \text{e}^-$ )
- e. Vypočítané **počty atomů** z **dílčí reakce doplníme do rovnice**, jako jejich stechiometrické koeficienty.



- Na závěr ještě spočítáme počty atomů chloru (Cl) na levé a pravé straně rovnice a pokud se nám shodují, dostáváme konečnou rovnici:



## 5.6.2 Sekce B

Příklad 1. [1]

Následující prvky správně poskládejte podle rostoucí elektronegativity (tj od nejnižší po nejvyšší): N, Si, C, P

Správné odpověď je: **Si, P, C, N**

Příklad 2. [1]

Určete, jaký typ hybridizace má uhlík v grafitu a jaký v diamantu.

Správné odpověď je: **grafit –  $sp^3$ , diamant –  $sp^2$**

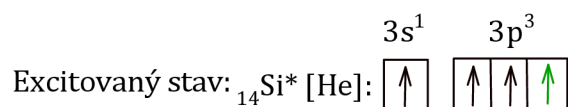
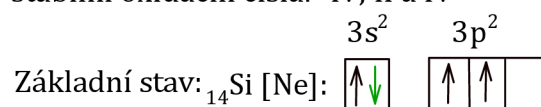
Příklad 3. [4]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry atomu křemíku pomocí grafického znázornění. Jaká maximální vaznost a jaké stabilní oxidační stavy z ní vyplývají?

**Správné odpověď je:**

maximální vaznost: 4

stabilní oxidační čísla: -IV, II a IV



Příklad 4. [5]

Víte, která z rud olova je v přírodě nejrozšířenější? Napište její chemický vzorec.

Správné odpověď je: **Galenit –  $\text{PbS}$**

Příklad 5.

[7]

Silikony jsou:

- a) syntetické polymery obsahující opakované jednotky  $R_2SiO$
- b) silikáty s běžnou jednotkou  $SiO_4$
- c) ketony se skupinou  $SiH_3$  podobnou alkylu  $(SiH_3)_2CO$
- d) zirkon (mezosilikáty)

Správné odpověď je: **a)**

Příklad 6.

[7]

Pevný  $CO_2$  vzniká jako bílý sníh:

- a) ochlazením plynu pod jeho inverzní teplotu
- b) ochlazením plynu pod Boylovu teplotu
- c) expanzí plynu při vysoké teplotě
- d) adiabatickou expanzí stlačeného plynu z válce umožněním jeho úniku skrz trysku

Správné odpověď je: **d)**

Příklad 7.

[8]

Z následujících možností vyberte křemičitan, který je rozpustný ve vodě:

- a)  $Li_2SiO_3$
- b)  $MgSiO_3$
- c)  $ZrSiO_3$

Správné odpověď je: **a)**

## Příklad 8.

[1]

Určete, která z následujících alotropických modifikací uhlíku je chemicky nereaktivní.

- a) uhlí
- b) diamant
- c) živočišné uhlí
- d) dřevěné uhlí

Správná odpověď je: **b)**

## Příklad 9.

[2]

Následující sloučeniny seřadte podle jejich kyselé povahy, a to od nejkyselější po nejméně kyselou:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

Správná odpověď je:  **$\text{CO}_2 > \text{H}_2\text{O}_2 > \text{H}_2\text{O}$**

## Příklad 10.

[5]

Do následujících chemických rovnic doplňte místo otazníků vhodné produkty.

- a)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow ?$
- b)  $\text{CO}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow ?$
- c)  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$

Správná odpověď je:

- a)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$
- b)  $\text{CO}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c)  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

## 5.7 V. A skupina

### 5.7.1 Sekce A

Příklad 1.

[1]

Z následujících prvků (jejichž elektronové konfigurace jsou uvedeny níže) určete ten, který má nejvyšší hodnotu první ionizační energie:

- a) [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>1</sup>
- b) [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>
- c) [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>2</sup>
- d) [Ar] 3d<sup>10</sup> 4s<sup>2</sup> 4p<sup>3</sup>

**Řešení:** Jako první krok si z elektronových konfigurací valenční sféry musíme určit, o jaké se jedná prvky:

- a) Al
- b) P
- c) Si
- d) As

Víme, že ionizační energie v rámci periody zleva doprava roste, tudíž z trojice prvků (Al, Si, P) stojící vedle sebe v rámci periody, má nejvyšší ionizační energii prvek P. Poté si srovnáme ionizační energie dvojic prvků P a As. Jelikož víme, že ionizační energie v rámci skupiny prvků shora dolů klesá, můžeme odvodit, že P má vyšší ionizační energii. Tudíž správná odpověď je **b**).



## Příklad 2.

[1]

Která z následujících sloučenin je nejsilnější zásadou?

- a) AsH<sub>3</sub>
- b) NH<sub>3</sub>
- c) PH<sub>3</sub>
- d) SbH<sub>3</sub>

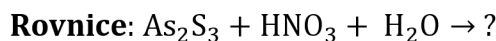
**Řešení:** Správná odpověď je b). Podle Lewisovy teorie kyselin a zásad je zásada látkou, která snadno odevzdává elektrony, je tedy donorem elektronů. Všechny prvky tvořící výše zmíněné sloučeniny, patří do V. A skupiny a v těchto sloučeninách mají volný elektronový pár, který by mohly darovat do vazby. Dusík, který je svou velikostí nejmenší, může nejnáze poskytnout tento volný elektronový pár, proto je NH<sub>3</sub> nejsilnější zásadou. S rostoucí velikostí centrálního atomu totiž klesá elektronová hustota (elektronová hustota se rozptýlí okolo větší plochy většího atomu a tím se sníží) a následně i klesá tendence centrálního atomu poskytovat elektronový pár. Tato schopnost vzdát se elektronového páru, a tedy síla zásady klesá v rámci dané skupiny.

## Příklad 3.

[11]

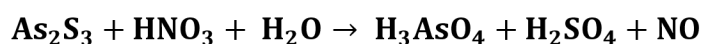
Do následující redoxní rovnice doplňte produkty a následně ji vyčíslete.

**Řešení:**

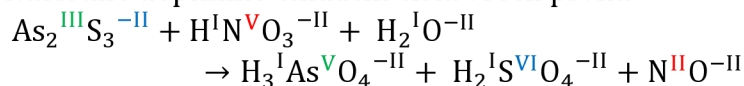


a. Jako první krok si musíme uvědomit, jaké **produkty** v rámci chemické rovnice vznikají:

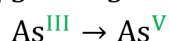
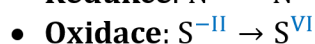
- Produkt: **H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + NO**
- Zjištěním produktů můžeme zapsat celou chemickou rovnici:



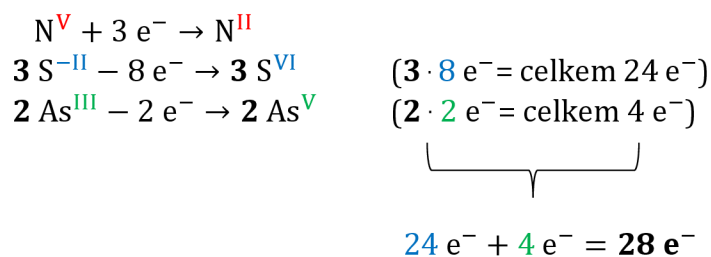
b. Následně doplníme oxidační čísla všech prvků



c. Z chemické rovnice si určíme, který prvek se **redukuje** a který **oxiduje** a napíšeme **jednotlivé dílčí reakce** redoxní rovnice



- Dílčí reakce: Při složitějších rovnicích, kdy probíhá současně oxidace i redukce více složek, je vhodné si do dílčích rovnic zahrnout i **počet atomů každé složky** výchozí sloučeniny a tím získat celkový počet elektronů, které se při oxidaci uvolní:



d. Obě rovnice **upravíme** tak, aby se **počty elektronů** přijatých a odevzdaných **rovnaly**

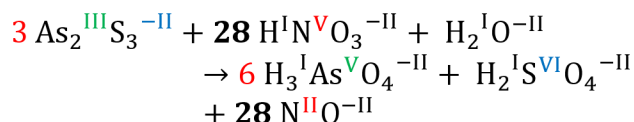
- Molekula sulfidu arsenitého tedy uvolní při oxidaci celkem 28 elektronů a atom dusíku při redukci přijímá pouze 3 elektrony, a proto budou složky reagovat v poměru 3:28
- Nyní musíme křížovým pravidlem jednotlivé počty valenčních elektronů vynásobit (u N je číslo 3, takže celou dílčí reakci u S a As vynásobíme taky 3. U S a As je číslo 28, takže celou dílčí reakci N vynásobíme 28)

- Dílčí reakce:  $\text{N}^{\text{V}} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{N}^{\text{II}} / \cdot 28$

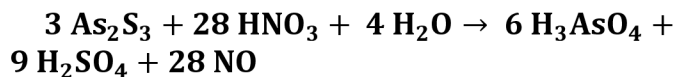


$$\begin{aligned} & 24 \text{e}^- + 4 \text{e}^- \\ & = 28 \text{e}^- / \cdot 3 \end{aligned}$$

- Bude-li tedy reagovat **28** atomů  $\text{N}^{\text{V}}$  se **3** molekulami sulfidu arsenitého, poté počet přijatých a odevzdaných elektronů, v této reakci, se rovná  $84 \text{e}^-$  ( $3 \cdot 28 \text{e}^- = 84 \text{e}^-$ )
- e. Vypočítané **počty atomů z dílčí reakce doplníme do rovnice**, jako jejich stechiometrické koeficienty.



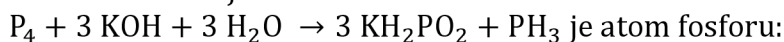
- Před  $\text{H}_3^{\text{I}}\text{As}^{\text{V}}\text{O}_4^{-\text{II}}$  musíme doplnit místo čísla **3** číslo **6**, jelikož na levé straně již máme v molekule sulfidu arsenitého 2 atomy As, které násobíme číslem 3 a aby se nám počty As na levé i pravé straně shodovaly, musíme na pravou stranu k As doplnit číslo 6 ( $3 \times 2 = 6$ ).
- Na závěr ještě spočítáme počty atomů kyslíku a vodíku na levé a pravé straně rovnice a rovnici vyčíslíme, tak aby se nám jejich počty shodovaly, přičemž dostáváme konečnou rovnici:



## Příklad 4.

[1]

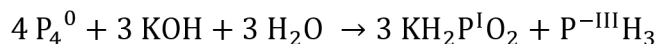
V rámci následující reakce



- a) pouze oxidován
- b) oxidován i redukován
- c) pouze redukován
- d) ani redukován, ani oxidován

**Řešení:** Správná odpověď je b).

Nejprve si musíme v dané rovnici určit všechna oxidační čísla jednotlivých atomů fosforu:



Následně si určíme, u kterých atomů došlo ke zvýšení oxidačního čísla:  $P_4^0 \rightarrow 3 KH_2P^I O_2$  = fosfor zde zvyšuje svoje oxidační číslo z 0 na I, takže došlo k **oxidaci**

Následně si určíme, u kterých atomů došlo ke snížení oxidačního čísla:  $P_4^0 \rightarrow P^{-III} H_3$  = fosfor zde snížil své oxidační číslo z 0 na -III, takže došlo k **redukci**

## Příklad 5.

[5]

Určete, zda existuje sloučenina s názvem chlorid dusičný. Svoji odpověď zdůvodněte.

**Řešení:** Správná odpověď je, že tato sloučenina **neexistuje**. Sloučenina chloridu dusičného má chemický vzorec  $NCl_5$  a atom dusíku by zde musel být pětivazný. Atom dusíku však nemůže vytvořit 5 jednoduchých vazeb, jelikož nemůže excitovat své valenční elektrony do d-orbitalu, neboť jej nemá.

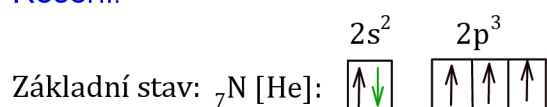
Dusík patří do V.A skupiny, přičemž elektronová konfigurace valenční sféry prvků, patřící do této skupiny je  $ns^2 np^3$ . Dusík tedy sice má pět valenčních elektronů, ale není pětivazný. Dusík tvoří maximálně 4 vazby (3 kovalentní a 1 koordinačně kovalentní). Ostatní prvky V. A skupiny jsou pětivazné, protože narozdíl od dusíku mohou excitovat své valenční elektrony do orbitalu d a vytvořit tak celkem 5 kovalentních vazeb.

## Příklad 6.

[5]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry atomu dusíku pomocí grafického znázornění. Pokud je možno i elektronovou konfiguraci atomu dusíku v excitovaném stavu. Kolik vazeb dokáže atom dusíku vytvořit?

Řešení:



Excitovaný stav:  ${}_7\text{N}^* [\text{He}]$ : **NELZE**

Jak lze vidět, atom dusíku má obsazené všechny své orbitály elektrony. V orbitalu  $2s^2$  vidíme elektronový pár, ze kterého by pomocí excitace mohl 1 elektron přejít do energeticky bohatšího orbitalu ( $3d$ ), přičemž by se vytvořilo 5 nepárových elektronů a dusík by tak mohl být až pětivazný. To však nelze, neboť dusík tento  $3d$  orbital nemá. Proto dusík může vytvořit pouze 3 kovalentní vazby. Pokud však dusík využije elektronový pár orbitalu  $2s$ , může svoji **vaznost zvýšit až na 4**, jelikož poskytne elektronový pár do donor-akceptorové vazby (koordinačně kovalentní).

## Příklad 7.

[6]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Oxidační číslo fosforu v ATP (adenosintrifosfátu) je \_\_\_\_\_.

**Řešení:** Oxidační číslo fosforu v ATP je **+V**. ATP je druh nukleotidu, kdy jednou z hlavních složek je zbytek od kyseliny fosforečné. Tedy je zde fosfor s oxidačním číslem **+V= fosforečná**.

Příklad 8.

[6]

Určete kolik elektronů se podílí na tvorbě dvouatomové molekuly dusíku.

**Řešení:** Na tvorbě molekuly dusíku se podílí celkem 6 elektronů. Molekula dusíku je dvouatomová obsahující trojnou vazbu mezi dvěma atomy N,  $N \equiv N$ . Proto molekula dusíku vzniká sdílením šesti elektronů.

Příklad 9.

[7]

Kosti dokážou na vzduchu svítit ve tmě. Zamyslete se, jak je to vůbec možné a následně se tento jev pokuste vysvětlit.

**Řešení:** Kosti obsahují  $Ca_3(PO_4)_2$ . Fosfor v kostech podléhá pomalé oxidaci ve styku se vzduchem, což způsobuje vyzařování světla a toto vyzařované světlo se nazývá fosforescence.

Příklad 10.

[10]

K triviálním názvům následujících anorganických sloučenin napište jejich chemické vzorce. Pokud je uveden chemický vzorec, napište triviální název této sloučeniny:

Chilský ledek,  $KNO_3$

**Řešení:**

Chilský ledek –  $NaNO_3$   
 $KNO_3$  – draselný ledek

Příklad 11.

[6]

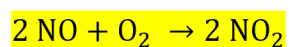
Napište postup přípravy kyseliny dusičné Ostwaldovým procesem.

Řešení:

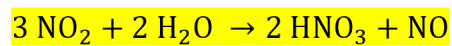
**1. Oxidace amoniaku:**



**2. Oxidace oxidu dusnatého:**



**3. Reakce oxidu dusičitého s vodou:**



## 5.7.2 Sekce B

Příklad 1. [1]

Určete, která alotropická modifikace fosforu je nejvíce stabilní, nejméně reaktivní a je dobrým tepelným i elektrickým vodičem?

Správná odpověď je: **černý fosfor**

Příklad 2. [2]

$\text{PCl}_3$  a  $\text{PCl}_5$  oba existují;  $\text{NCl}_3$  existuje, ale  $\text{NCl}_5$  neexistuje. Je to kvůli:

- nižší elektronegativitě P než N
- nižší tendenci N tvořit kovalentní vazbu
- dostupnosti volného d-orbitálu v P ale ne v N
- tvrzení je samo o sobě nesprávné

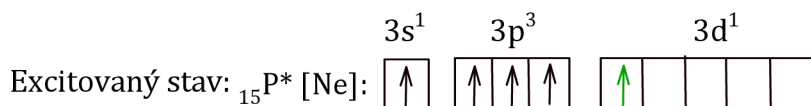
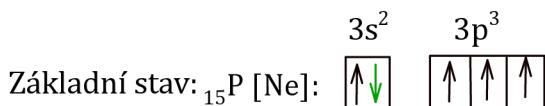
Správná odpověď je: **c)**

Příklad 3. [5]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry atomu fosforu pomocí grafického znázornění. Jaká maximální vaznost z ní vyplývá?

Správné odpověď je:

**maximální vaznost: 5**





## Příklad 4.

[5]

K následujícím sloučeninám přiřaď správné charakteristiky:

Sloučeniny: 1) amoniak, 2) oxid dusný, 3) oxid dusičitý

Charakteristiky: a) je zásaditý, b) je kyselinotvorný, c) používá se jako hnojivo, d) je to plyn, h) je anestetikem, i) je hnědý

Správná odpověď je:

**1) a), c), d)**

**2) d), h)**

**3) b), d), i)**

## Příklad 5.

[6]

Maximální počet jednoduchých kovalentních vazeb tvořených atomy N a P je:

a) 3, 6

b) 4, 6

c) 3, 5

d) 4, 5

Správná odpověď je: **c)**

## Příklad 6.

[6]

Dusík je relativně málo reaktivní prvek, protože

a) disociační energie jeho molekuly je poměrně vysoká

b) jeho elektronegativita je poměrně vysoká

c) má nízký atomový poloměr

d) jeho atom má stabilní elektronovou konfiguraci

Správná odpověď je: **a)**

Příklad 7.

[6]

Která z následujících možností není správná?

- a) oxid dusnatý v pevném stavu vykazuje diamagnetické vlastnosti.
- b)  $\text{NH}_3$  je slabé redukční činidlo ve srovnání s  $\text{PH}_3$
- c) hydrolýza  $\text{NCl}_3$  poskytuje  $\text{NH}_3$  a  $\text{HOCl}$
- d)  $\text{NH}_3$  je méně stabilní než  $\text{PH}_3$

Správná odpověď je: **d)**

Příklad 8.

[6]

Která z následujících sloučenin se používá při průmyslové přípravě kyseliny dusičné Ostwaldovým procesem?

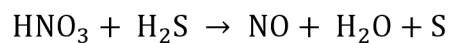
- a)  $\text{NH}_3$
- b)  $\text{N}_2\text{O}_5$
- c)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
- d)  $\text{N}_2$

Správná odpověď je: **a)**

Příklad 9.

[9]

Vyčíslete následující redoxní reakci:



Správná odpověď je:  **$2 \text{HNO}_3 + 3 \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{S}$**

## Příklad 10.

[2]

Z následujících možností určete tu, kde je správně vyobrazené pořadí kyselé povahy oxidů dusíku:

- a)  $\text{N}_2\text{O}_5 < \text{N}_2\text{O}_3 < \text{NO}_2 < \text{NO} < \text{N}_2\text{O}$
- b)  $\text{N}_2\text{O} < \text{NO} < \text{N}_2\text{O}_3 < \text{NO}_2 < \text{N}_2\text{O}_5$
- c)  $\text{N}_2\text{O}_5 < \text{N}_2\text{O} < \text{N}_2\text{O}_3 < \text{NO} < \text{N}_2\text{O}$
- d)  $\text{NO} < \text{N}_2\text{O} < \text{N}_2\text{O}_3 < \text{NO}_2 < \text{N}_2\text{O}_5$

Správná odpověď je: **b)**

## 5.8 VI. A skupina

### 5.8.1 Sekce A

Příklad 1.

[2]

Vysvětlete, proč organický materiál vlivem kyseliny sírové černá.

**Řešení:** Kyselina sírová působí jako **dehydratační činidlo**, tudíž absorbuje vodu a bílkoviny jejím působením uhelnatí.

Příklad 2.

[4]

Napište příklady reakcí, kdy elementární síra působí jako

- a) oxidační činidlo
- b) redukční činidlo

**Řešení:**

**a) oxidační činidlo:  $S + Zn \rightarrow ZnS$**

Síra zde působí jako oxidační činidlo, jelikož se sama redukuje (snižuje své oxidační číslo z 0 na -II) tím, že přijímá od zinku elektrony, přičemž jej oxiduje (zvyšuje jeho oxidační číslo z 0 na II).

**b) redukční činidlo:  $S + O_2 \rightarrow SO_2$**

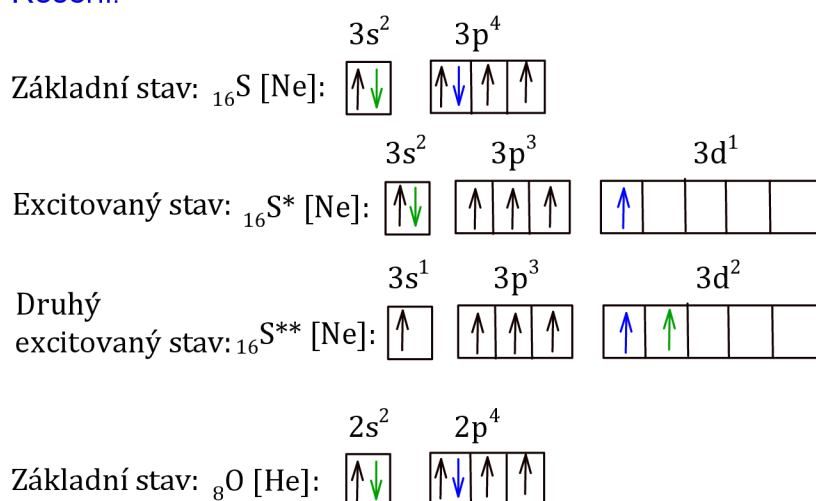
Síra zde působí jako redukční činidlo, jelikož se sama oxiduje (zvyšuje své oxidační číslo z 0 na IV) tím, že odevzdává atomu kyslíku elektrony, přičemž jej redukuje (snižuje jeho oxidační číslo z 0 na -II).

## Příklad 3.

[4]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry atomu síry pomocí grafického znázornění. Jaká maximální vaznost z ní vyplývá? Následně tuto vaznost srovnajte s vazností atomu kyslíku.

Řešení:

Excitovaný stav:  ${}_{8}\text{O}^* [\text{He}]$ : **NELZE**Druhý excitovaný stav:  ${}_{8}\text{O}^{**} [\text{He}]$ : **NELZE**

**Maximální vaznost atomu síry je 6.** Atom síry se nachází v 3. periodě PSP a může tak využít orbital 3d pro excitaci svých valenčních elektronů z orbitalů 3s a 3p za vzniku nepárových elektronů. Pro vytváření kovalentních vazeb jsou tak důležité excitované stavy atomů, které zvětší počet nepárových elektronů oproti stavu základnímu. Nepárové elektrony se následně mohou účastnit kovalentních vazeb. Kyslík může vytvořit pouze 2 kovalentní vazby. Více kovalentních vazeb nemůže vytvořit, jelikož nemá k dispozici d-orbitaly pro excitaci svých valenčních elektronů. Pokud však využije i spárované elektrony orbitalu 2s a 2p, může svoji vaznost zvýšit. Následně tak může vytvořit jak kovalentní, tak i donor-akceptorové vazby (jedna donor-akceptorová vazba je např. v  $\text{H}_3\text{O}^+$ ).

## Příklad 4.

[5]

Určete, jaká bude hmotnost a hustota 1 litru kyslíku za normálních podmínek?

Řešení:

**Zápis:**

$$V_{\text{O}_2} = 1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{O}_2} = ? \text{ g}$$

$$\rho_{\text{O}_2} = ? \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

**Výpočty:**

- Nejprve si musíme uvědomit, že kyslík je plyn a tudíž můžeme použít vzorec:  $n_{\text{O}_2} = \frac{V}{V_m}$
- Následně jen doplníme číselná vyjádření daných veličin a vypočítáme látková množství molekuly kyslíku:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{1 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0,0446 \text{ mol}$$

- Nyní si ze vztahu  $n = \frac{m}{M}$  vypočítáme hmotnost kyslíku:

$$m = n \cdot M$$

$$m_{\text{O}_2} = 0,0446 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{O}_2} = 1,428 \text{ g}$$

- Následně ze známé hmotnosti a objemu kyslíku, vypočítáme jeho hustotu:  $\rho_{\text{O}_2} = \frac{m}{V}$

$$\rho_{\text{O}_2} = \frac{1,428 \text{ g}}{1 \text{ dm}^3}$$

$$\rho_{\text{O}_2} = 1,428 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

## Příklad 5.

[5]

Následující oxidy rozdělte do skupin podle toho, zda jsou kyselinotvorné nebo zásadotvorné:

Oxidy: BaO, CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>O, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CrO<sub>3</sub>, MgO

Řešení:

Kyselinotvorné: CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CrO<sub>3</sub>

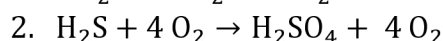
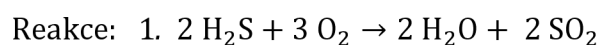
Zásadotvorné: Na<sub>2</sub>O, MgO, BaO

Kyselinotvorné oxidy jsou většinou tvořeny prvky z pravé části tabulky, kdežto zásadotvorné jsou tvořeny prvky z levé části tabulky (zásadotvorné oxidy jsou iontové oxidy a oxidy kovů s atomy o oxidačním čísle menším než IV).

## Příklad 6.

[5]

V následujících reakcích určete, zda se ozón a kyslík chovají jako oxidační nebo redukční činidla. Které z těchto dvou činidel je silnější? Svoji odpověď zdůvodněte.



Řešení: Ozon i kyslík se ve výše zmíněných chemických reakcích chovají jako **oxidační činidla**. Znamená to, že se sami redukují a své oxidační čísla snižují vlivem přijímání elektronů od atomu síry, který tím oxidují. Ozon je však silnějším oxidačním činidlem, jelikož oxiduje atom síry a zvyšuje jeho oxidační číslo z -II na VI, což znamená, že od atomu síry odebírá celkem 8 elektronů. V případě kyslíku dochází k odebrání pouze 6 elektronů, přičemž kyslík oxiduje atom síry a zvyšuje jeho oxidační číslo pouze z -II na IV. Proto je **ozon silnějším oxidačním činidlem**.

Příklad 7.

[5]

V následující větách vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení byla správná.

1. Tvrzení: Oxid sírový je **více**/méně kyselinotvorný než oxid siřičitý.

**Řešení:** Pokud určitý prvek vytváří více druhů kyslíkatých kyselin, pak platí pravidlo, že kyslíkatá kyselina tvořena prvkem o vyšším oxidačním čísle je kyselinou silnější. Když tyto oxidy reagují s vodou, vznikají jejich kyseliny. Z  $\text{SO}_3$  vznikne kyselina sírová, což je silnější kyselina než kyselina siřičitá. Tedy i prvek s vyšším oxidačním číslem, tvořící daný oxid, je více kyselinotvorný.

2. Tvrzení: Oxid sírový je silnějším/**slabším** redukčním činidlem než oxid siřičitý.

**Řešení:** Redukční činidlo je látka, která se sama oxiduje, tudíž zvyšuje své oxidační číslo. To u  $\text{SO}_3$  nelze, neboť je zde síra v nejvyšším kladném oxidačním čísle, a to VI. Tudíž svoje oxidační číslo již nemůže zvyšovat a  $\text{SO}_3$  tedy nemá žádné redukční účinky.

Příklad 8.

[6]

Vysvětlete princip získání kyslíku ze vzduchu pomocí frakční destilace.

**Řešení:** Vzduch se zkapalňuje na principu Joule-Thomsonova jevu (ochlazení expanzí plynu). Vodní pára a  $\text{CO}_2$  se odstraní tuhnutím. Zbývající složky kapalného vzduchu, tj. kapalný kyslík a kapalný dusík, jsou odděleny pomocí frakční destilace, přičemž kyslík z této směsi může být získán na základě vyššího bodu varu, než je bod varu dusíku.



## Příklad 9.

[11]

Do následující redoxní rovnice doplňte produkty a následně ji vyčíslete.

Řešení:

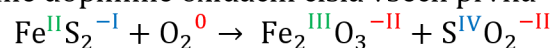


a. Jako první krok si musíme uvědomit, jaké **produkty** v rámci chemické rovnice vznikají

- Produkt:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

Zjištěním produktů můžeme zapsat celou chemickou rovnici:  $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

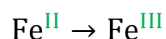
f. Následně doplníme oxidační čísla všech prvků



g. Z chemické rovnice si určíme, který prvek se **redukuje** a který **oxiduje** a napíšeme **jednotlivé dílčí reakce** redoxní rovnice

- **Redukce:**  $\text{O}^0 \rightarrow \text{O}^{-\text{II}}$

- **Oxidace:**  $\text{S}^{-\text{I}} \rightarrow \text{S}^{\text{IV}}$



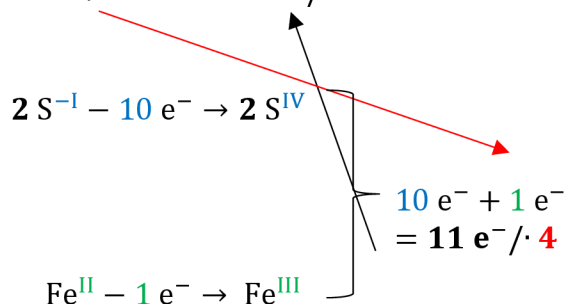
- Dílčí reakce: Při složitějších rovnicích, kdy probíhá současně oxidace i redukce více složek, je vhodné si do dílčích rovnic zahrnout i **počet atomů každé složky** výchozí sloučeniny a tím získat celkový počet elektronů, které se při redoxní reakci vymění:



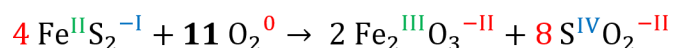
h. Obě rovnice **upravíme** tak, aby se **počty elektronů** přijatých a odevzdaných **rovnaly**

- Molekula pyritu tedy uvolní při oxidaci celkem 11 elektronů a atom kyslíku při redukci přijímá pouze 4 elektrony, a proto budou složky reagovat v poměru 4:11
- Nyní musíme křížovým pravidlem jednotlivé počty valenčních elektronů vynásobit (u O je číslo 4, takže celou dílčí reakci u Fe a S vynásobíme taky 4. U Fe a S je číslo 11, takže celou dílčí reakci O vynásobíme 11)

- Dílčí reakce:  $2 \text{O}^0 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{O}^{-\text{II}} \cdot 11$

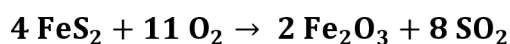


- Bude-li tedy reagovat **11** atomů  $\text{O}^0$  se **4** molekulami pyritu, poté počet přijatých a odevzdaných elektronů, v této reakci, se rovná  $44 \text{e}^-$  ( $4 \cdot 11 \text{e}^- = 44 \text{e}^-$ )
- i. Vypočítané **počty atomů** z **dílčí reakce doplníme do rovnice**, jako jejich stechiometrické koeficienty.



- Před  $\text{S}^{\text{IV}}\text{O}_2^{-\text{II}}$  musíme doplnit místo čísla **4** číslo **8**, jelikož na levé straně již máme v molekule pyritu 2 atomy S, které násobíme číslem 4 a aby se nám počty S na levé i pravé straně shodovaly, musíme na pravou stranu k S doplnit číslo 8 ( $4 \times 2 = 8$ ).

- Před  $\text{Fe}_2^{\text{III}}\text{O}_3^{-\text{II}}$  musíme doplnit místo čísla 4 číslo 2, jelikož již zde máme 2 atomy Fe, a na levé straně rovnice máme celkem 4 atomy Fe a aby se nám počty Fe na levé i pravé straně shodovaly, musíme na pravou stranu k Fe doplnit číslo 2 ( $2 \times 2 = 4$ ).
- Na závěr ještě spočítáme počty atomů kyslíku na levé a pravé straně rovnice, jestli se nám shodují a pokud ano, dostáváme konečnou rovnici:



## Příklad 10.

[2]

Určete, zda je  $\text{H}_2\text{S}$  silnější nebo slabší kyselinou než  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Řešení:** Síla kyselin závisí od jejich stability. Silné kyseliny jsou nestabilní, a proto odštěpují vodíkový kationt (proton) za vzniku stabilnější formy aniontu. Kyselina tedy odštěpuje svůj proton pouze tehdy, kdy dojde k vytvoření její stabilnější konjugované báze (vzniklý aniont). Ve srovnání velikosti iontů kyslíku a síry je iont síry větší. Tudíž na tomto větším iontu se elektronový náboj, který vznikne po odtržení vodíkového protonu, více rozptýlí ve větším objemu a tato forma je tedy stabilnější než v případě malého aniontu kyslíku. Jelikož je iontová forma síry stabilnější, než iontová forma kyslíku je i  **$\text{H}_2\text{S}$  silnější kyselinou.**

Síla kyselin se dá objasnit i v rámci délky vazby mezi jednotlivými atomy (vzdálenostmi mezi jejich jádry). Opět záleží na velikosti jednotlivých atomů.  $\text{H}^+$  představuje velmi malý kationt a v rámci srovnání velikosti aniontů síry a kyslíku, víme, že aniont síry má větší velikost. To znamená, že kovalentní vazba mezi malým kationtem vodíku a velkým aniontem síry je delší než mezi malým kationtem vodíku a malým aniontem kyslíku, proto se bude u  $\text{H}_2\text{S}$  vodík snadněji odštěpovat, a proto tato látka bude kyselejší povahy.

### 5.8.2 Sekce B

Příklad 1. [2]

Z následujících možností vyberte plyn, který je vysoce rozpustný ve vodě

- a)  $\text{PH}_3$
- b)  $\text{O}_2$
- c)  $\text{SO}_2$
- d)  $\text{N}_2$

Správná odpověď je: **c)**

Příklad 2. [2]

Určete kyselinu, jejíž struktura se podobá struktuře kyseliny sírové.

Správná odpověď je: **kyselina selenová**

Příklad 3. [5]

Abychom zneutralizovali kyselinu sírovou musíme použít zásadu. Kolik budeme potřebovat g NaOH na úplnou neutralizaci 62 g kyseliny sírové?

Správná odpověď je: **50,6 g**

Příklad 4. [5]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Oxid siřičitý je jedním z plynů, které způsobují \_\_\_\_\_ deště.

Správná odpověď je: **kyselé**

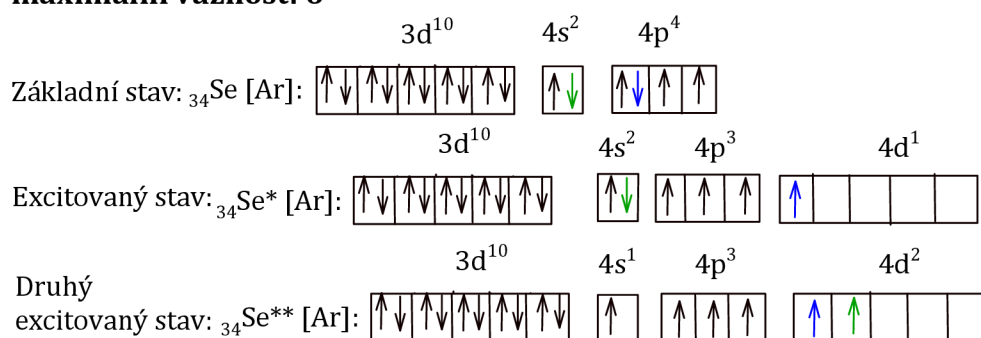
## Příklad 5.

[5]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry atomu selenu pomocí grafického znázornění. Jaká maximální vaznost z ní vyplývá?

Správné odpověď je:

**maximální vaznost: 6**



## Příklad 6.

[5]

Z následujících možností určete, čím se společně síra, selen a telur liší od kyslíku:

- mají jiné skupenství
- vytvářejí vazby i prostřednictvím d- orbitalů
- mají větší elektronegativitu
- jejich kladné oxidační číslo je až +VI
- mají vždy kovové vlastnosti

Správné odpovědi jsou: **a), b), d)**

## Příklad 7.

[2]

Určete, jaký typ hybridizace má každý atom síry v molekule  $\text{S}_8$ .

Správné odpovědi je:  **$\text{sp}^3$**

Příklad 8.

[2]

Které z následujících tvrzení týkající se ozónu je nepravdivé?

- a) ozon je reaktivnější než kyslík
- b) ozon se tvoří v horních vrstvách atmosféry fotochemickou reakcí zahrnující atomární kyslík
- c) ozon chrání obyvatele Země tím, že absorbuje  $\gamma$ -záření
- d) ozon je diamagnetický, zatímco atomární kyslík je paramagnetický

Správná odpověď je: **c)**

Příklad 9.

[6]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

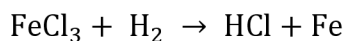
Kyslík se v procesu fotosyntézy uvolňuje do ovzduší při tzv. fotolýze \_\_\_\_\_.

Správná odpověď je: **vody**

Příklad 10.

[5]

Vyčíslete následující redoxní reakci:



Správná odpověď je: **2 FeCl<sub>3</sub> + 3 H<sub>2</sub> → 6 HCl + 2 Fe**

## 5.9 VII. A skupina

### 5.9.1 Sekce A

#### Příklad 1.

[1]

Určete, které z následujících uspořádání prvků skutečně nepředstavuje periodicitu, která je za ním uvedena?

- a)  $F > Cl > Br$ : elektronegativita
- b)  $F > Cl > Br$ : ionizační energie
- c)  $F > Cl > Br$ : velikost atomu
- d)  $F > Cl > Br$ : elektronová afinita

**Řešení:** Elektronegativita klesá v rámci skupiny shora dolů, což znamená, že možnost a) je správná. Ionizační energie také klesá v rámci skupiny shora dolů, takže možnost b) je také správná. U velikosti atomu je to naopak, neboť velikost atomu v rámci skupiny shora dolů roste, což znamená, že odpověď c) je nesprávná. Co se týče možnosti d), je správná, jelikož i elektronová afinita klesá v rámci skupiny shora dolů.

#### Příklad 2.

[1]

Napište název a značku halogenu, který se vyskytuje v mořských řasách.

**Řešení:** V mořských řasách a celkově v mořské vodě je obsaženo velké množství jodu vázaného ve sloučeninách. Pro lidské tělo je jod velmi důležitý pro správnou funkci štítné žlázy. Jídelníček by tak měl být vyvážený a člověk by měl jíst například i mořské plody, ryby a řasy, aby přijímal adekvátní a potřebné množství jodu pro správnou funkci organismu.

## Příklad 3.

[1]

U následujících tvrzení určete, zda jsou pravdivá, či nepravdivá.

- a) mezi halogenidovými ionty je jodid nejsilnějším redukčním činidlem
- b) fluor je jediný halogen, který nevykazuje různé oxidační stavy
- c)  $\text{HClO}$  je silnější kyselina než  $\text{HBrO}$

## Řešení:

- a) Je **pravdivé** tvrzení, jelikož jodidový aniont je nejsilnějším redukčním činidlem. Jodidový aniont se tak sám snadno oxiduje a zvyšuje své oxidační číslo, tím, že odevzdává valenční elektrony. Vše je spojeno s ionizační energií, tedy s energií potřebnou pro odtržení valenčního elektronu z valenční sféry obalu atomu. Jod má nízkou ionizační energii, tudíž lehce odštěpuje valenční elektrony a tím se oxiduje a zvyšuje své oxidační číslo.
- b) Je **pravdivé** tvrzení, jelikož fluor je jediný z halogenů, který má pouze jedno oxidační číslo (-I), jelikož má nejvyšší hodnotu elektronegativity ze všech prvků. Také nemá k dispozici d-orbitaly pro excitaci svých valenčních elektronů a pro následnou tvorbu dalších kovalentních vazeb. Zároveň mu chybí pouze 1 elektron k dosažení konfigurace vzácného plynu, takže velmi snadno tento elektron přijme a za vzniku  $\text{F}^-$  dosáhne elektronové konfigurace vzácného plynu.
- c) Je **pravdivé** tvrzení, jelikož v určité skupině prvek s vyšší elektronegativitou vytváří silnější kyslíkatou kyselinu.

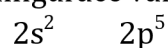


## Příklad 4.

[1]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry prvku VII. A skupiny, jenž má v dané skupině nejvyšší elektronegativitu.

**Řešení:** V rámci VII. A skupiny má nejvyšší elektronegativitu fluor (F). Jeho elektronová konfigurace valenční sféry je:



Excitovaný stav:  ${}_9\text{F}^* [\text{He}]$ : **NELZE**

U atomu fluoru nemůže dojít k excitaci jeho valenčních elektronů do energeticky vyšších hladin (orbitalů d). Fluor se totiž nachází ve 2. periodě a ve své valenční sféře tak nemá přítomné tyto potřebné d – orbitály.

## Příklad 5.

[1]

Při kterých z následujících možností dojde k vytěsnění halogenu z jeho halogenidu určitým halogenem?

- a)  $\text{Cl}_2$  je přidán do roztoku KBr
- b)  $\text{Br}_2$  je přidán do roztoku NaCl
- c)  $\text{Br}_2$  je přidán do roztoku KI
- d)  $\text{Cl}_2$  je přidán do roztoku NaF

**Řešení:** Tato úloha funguje na principu pravidla, které definuje, že halogen s menším atomovým poloměrem dokáže vytěsnit z halogenidu halogen s větším atomovým poloměrem. Atomový poloměr roste v rámci skupiny shora dolů, což znamená, že F dokáže vytěsnit Cl, Br, I. Cl dokáže Br a I. Br dokáže vytěsnit I. Proto je správná odpověď a) a c). Tudíž vždy menší atom vytěsňuje ten větší.

## Příklad 6.

[3]

Určete, který z halogenů je nejméně kovový.

**Řešení:** Nejméně kovový charakter má F (fluor). Kovové vlastnosti prvků totiž v dané skupině rostou s rostoucím protonovým číslem, což znamená, že nejméně kovový halogen musí být halogen s nejmenším protonovým číslem.

## Příklad 7.

[4]

Určete, která halogenvodíková kyselina je nejsilnější. Svoje tvrzení zdůvodněte.

**Řešení:** Nejsilnější halogenvodíkovou kyselinou je kyselina jodovodíková (HI). Síla halogenovodíkových kyselin se určuje na základě rozdílné stability halogenidového aniontu, vzniklého odtržením vodíkového iontu z dané kyseliny. Čím je vzniklý aniont větší, tím je stabilnější, a proto ochotněji vzniká. Nejsilnější je tedy HI, neboť iont jodu má v dané skupině největší velikost a elektronový náboj se tak rozptýlí ve větším objemu, což má za následek větší stabilitu vzniklého aniontu. Síla kyselin se dá objasnit i v rámci délky vazby (vzdálenosti mezi jádry) mezi jednotlivými atomy. Opět záleží na velikosti jednotlivých atomů.  $H^+$  představuje velmi malý kationt a v rámci srovnání aniontů halogenů, víme, že jodový aniont má v dané skupině halogenů největší velikost. To znamená, že kovalentní vazba mezi malým kationtem vodíku a velkým aniontem jodu je delší než mezi malým kationtem vodíku a menšími anionty ostatních halogenů, proto se bude u HI vodík nejsnadněji odštěpovat, a proto tato látka bude nejsilnější kyselinou.

## Příklad 8.

[5]

U následujících kyselin určete, jestli se zde atom chloru vyskytuje v základním, či excitovaném stavu: kyselina solná, kyselina chlorečná, kyselina chloristá.

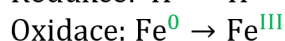
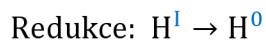
**Řešení:** V základním stavu je chlor maximálně jednovazný. **Kyselina solná** je kyselinou chlorovodíkovou, tedy HCl. Atom chloru se v této kyselině vyskytuje jako jednovazný, což znamená, že je v **základním stavu**. V **kyselině chlorečné**, tedy HClO<sub>3</sub> jsou na chlor, jakožto centrální atom, vázané 4 atomy (1 x H a 3 x O), což znamená, že je zde atom chloru čtyřvazný. Aby mohl být atom chloru čtyřvazný, je potřeba excitace. Chlor se tedy v kyselině chlorečné vyskytuje v **excitovaném stavu**. To samé platí pro **kyselinu chloristou**, tedy HClO<sub>4</sub>, kdy se zde atom chloru vyskytuje jako pětivazný a je tedy v **excitovaném stavu**.

## Příklad 9.

[4]

Zamyslete se, zda se kyselina chlorovodíková může chovat jako oxidační činidlo. Svoje tvrzení zdůvodněte a popřípadě dokažte pomocí chemické rovnice.

**Řešení:** **HCl se může chovat jako oxidační činidlo**. Oxidační činidlo je látka, která jinou látku oxiduje (zvyšuje její oxidační číslo tím, že od ní odebírá její elektrony) a sama se redukuje (přijímáním elektronů snižuje svoje oxidační číslo).



Oxidačním činidlem je zde však vodík, jelikož Cl může mít maximální záporné oxidační číslo -I, což znamená, že se už nemůže redukovat a snižovat tak ještě více svoje oxidační číslo. Vodík přijímá od železa elektrony a snižuje své oxidační číslo z +I na 0, čímž se redukuje.

## Příklad 10.

[5]

Kolik litrů chloru budeme potřebovat pro přípravu kyseliny solné o objemu 112 l, jestliže ji připravíme přímou syntézou?

Řešení:

**Zápis:**

Vytvoření chemické rovnice:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl}$

Vyčíslení chemické rovnice:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$

$$V_{\text{HCl}} = 112 \text{ l} = 112 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{Cl}_2} = ? \text{ l}$$

**Výpočty:**

- Nejprve si určíme poměr látkových množství chloru a kyseliny chlorovodíkové (solné), které odpovídají poměru jejich stechiometrických koeficientů:  $\frac{n(\text{Cl}_2)}{n(\text{HCl})} = \frac{1}{2}$
- Následně rovnici  $\frac{n(\text{Cl}_2)}{n(\text{HCl})} = \frac{1}{2}$  zjednodušíme a upravíme na:  
$$n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{HCl})$$
- Jednotlivá látková množství vyjádříme podle zadaných veličin u daných prvků:  $\frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m} = \frac{1}{2} \cdot \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m}$
- Celou rovnici podělíme  $M_{\text{Al}}$  a dostaneme:  
$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{1}{2} \cdot \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m} \cdot V_m$$
- Následně jen doplníme číselná vyjádření daných veličin a vypočítáme hmotnost potřebného hliníku:

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{1}{2} \cdot \frac{112 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$V_{\text{Cl}_2} = 56 \text{ dm}^3 = 56 \text{ l}$$

**5.9.2 Sekce B****Příklad 1.** [11]

Určete produkty následující chemické reakce a následně celou chemickou rovnici vyčíslete.

Rovnice:  $\text{Cl}_2 + \text{HI} \rightarrow ?$

Správná odpověď je:  $\text{Cl}_2 + 2 \text{HI} \rightarrow 2 \text{HCl} + \text{I}_2$

**Příklad 2.** [1]

Fluor dosahuje pouze jednoho oxidačního čísla (-I) protože:

- a) má vysokou elektronegativitu
- b) má nízkou vazebnou energii
- c) má malý atomový poloměr
- d) nemá k dispozici d-orbital pro tvorbu vazeb

Správná odpověď je: **d)**

**Příklad 3.** [5]

Seřad'te následující kyseliny podle klesající síly, tedy od nejsilnější kyseliny po nejslabší: kyselina chloristá, chlorná, chlorečná a chloritá

Správná odpověď je: **kyselina chloristá, kyselina chlorečná, kyselina chloritá, kyselina chlorná**

**Příklad 4.** [6]

Napište, která z halogenvodíkových kyselin je nejstabilnější.

Správná odpověď je: **HF**

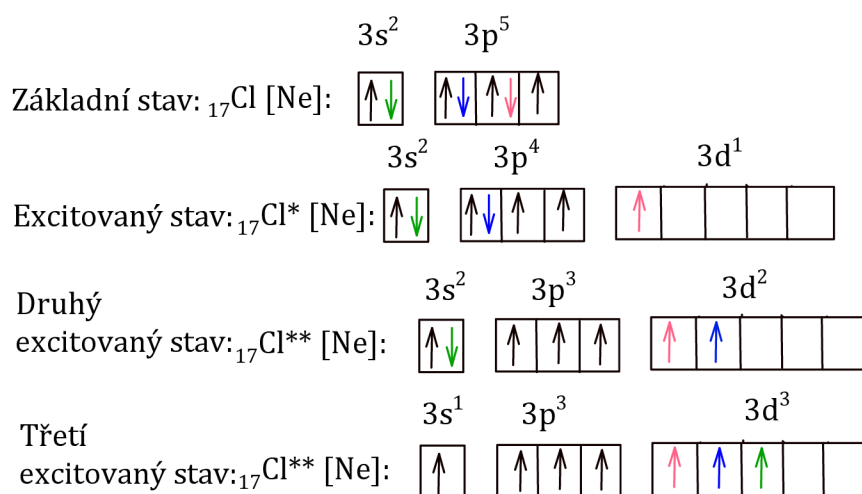
## Příklad 5.

[5]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry atomu chloru pomocí grafického znázornění. Pokud je možno i jeho excitované stavy. Jaká maximální vaznost z nich vyplývá?

Správná odpověď je:

**Maximální vaznost: 7**



## Příklad 6.

[7]

Určete, která možnost představuje správné pořadí síly daných kyselin:

- $\text{HOCl} > \text{HOBr} > \text{HOI}$
- $\text{HOBr} > \text{HOCl} > \text{HOI}$
- $\text{HOI} > \text{HOBr} > \text{HOCl}$
- $\text{HOBr} > \text{HOI} > \text{HOCl}$

Správná odpověď je: **a)**

## Příklad 7.

[8]

Který z halogenidových iontů je většinou součástí zubních past?

Správná odpověď je: **F<sup>-</sup>**

## Příklad 8.

[6]

Která z halogenvodíkových kyselin leptá sklo?

- a) HCl
- b) HBr
- c) HI
- d) HF

Správná odpověď je: **d)**

## Příklad 9.

[8]

Na rozdíl od jiných halogenů, fluor netvoří vyšší kyslíkaté kyseliny, protože

- a) fluor má na rozdíl od ostatních halogenů velmi malou velikost
- b) fluor nemá žádný prázdný orbital d
- c) fluor je vysoce elektronegativní
- d) žádná odpověď není správná

Správná odpověď je: **b)**

## Příklad 10.

[1]

Napište název a značku halogenu, který se nejsnadněji redukuje.

Správná odpověď je: **fluor (F)**

## 5.10 VIII. A skupina

### 5.10.1 Sekce A

#### Příklad 1.

[1]

Následující prvky seřad'te dle velikosti jejich první ionizační energie, a to od nejvyšší po nejnižší: F, He, O, N, Mg

**Řešení:** **He > F > N > O > Mg**

Helium, jakožto vzácný plyn, má nejvyšší ionizační energii, tedy velmi nesnadno odštěpuje své valenční elektrony. Druhou nejvyšší ionizační energii mají halogeny, které snadněji elektrony přijímají, než se jich zbavují. Jak víme, periodicitu ionizační energie v dané periodě roste zleva doprava. Dalo by se tedy konstatovat, proč kyslík (O) nemá vyšší ionizační energii než dusík (N), když v dané periodě stojí napravo od dusíku. V rámci V. A a VI. A skupiny se v periodicitě ionizační energie vyskytuje nepravidelnost. V našem případě dusík (N) má elektronovou konfiguraci valenční sféry  $2s^2 2p^3$ , tedy napůl zaplněny p-orbitaly, což je stabilnější stav než u kyslíku (O), který má elektronovou konfiguraci  $2s^2 2p^4$ . Proto je ionizační energie dusíku (N) vyšší.

#### Příklad 2.

[8]

Vysvětlete, proč je obtížné zkapalňovat vzácné plyny. Který vzácný plyn by se dal nejsnáze zkapalnit?

**Řešení:** Zkapalňování vzácných plynů je poměrně obtížné, protože Van der Waalovy přitažlivé síly, vyskytující se mezi těmito atomy, jsou extrémně slabé. Jak se však atomová hmotnost jednotlivých prvků v rámci skupiny shora dolů zvyšuje, atomový objem se zvyšuje, Van der Waalovy síly se zvyšují, a proto je zkapalňování snazší. To znamená, že ze skupiny vzácných plynů se bude právě **xenon nejsnadněji zkapalňovat**.



## Příklad 3.

[2]

U kterého prvku, ze skupiny vzácných plynů lze očekávat, že bude mít nejvíce nekovových vlastností?

**Řešení:** Nejvíce nekovových vlastností bude mít He (helium). Jedná se totiž o vzácný plyn s nejmenším protonovým číslem, proto je nejvíce nekovový z dané skupiny vzácných plynů. Kovové vlastnosti totiž rostou v dané skupině s rostoucím protonovým číslem daných prvků.

## Příklad 4.

[5]

Radon patří do skupiny vzácných plynů. Jeho důležitou vlastností, která jej odlišuje od ostatních vzácných plynů, je radioaktivita. Radon se získává radioaktivním rozpadem radia. Do následující rovnice doplňte vše, co by mělo náležet, aby byla rovnice rozpadu radia kompletní. O jaký typ radioaktivity se jedná?

Rovnice:  ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^?_{?}\text{Rn} + ?$

**Řešení:**  ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^4_2\text{He}$

Rozpad radia je příkladem  $\alpha$  (alfa) záření. Při tomto rozpadu, těžkého jádra radia a při přeměně na radon, dojde k uvolnění rychle letící částice helia ( ${}^4_2\text{He}$ ). Princip doplnění počtů protonů a nukleonů je následovné – počty nukleonů a protonů musí být na obou stranách rovnice rovny. U radia máme daný počet nukleonů, tedy nukleonové číslo 226. Protonové číslo radia zjistíme z PSP, tedy 88. Radioaktivním rozpadem radia vzniká radon o protonovém čísle 86. Vidíme, že hodnota protonového čísla u radia (88) a u radonu (86) se nerovná. Proto musí jako produkt vznikat další látka, která nám protonová čísla dorovná, tedy látka o protonovém čísle 2. Prvek o protonovém čísle je již zmíněné helium. A víme, že izotop helia je s nukleovým číslem 4 tudíž následně bude nukleonové číslo radonu 222 aby nám součet nukleonových čísel na pravé straně dával  $4 + 222 = 226$  a rovnal se s nukleovým číslem radia na levé straně rovnice.

## Příklad 5.

[6]

Napište správnou elektronovou konfiguraci atomu vzácného plynu, který má ze skupiny vzácných plynů nejmenší velikost a zároveň nejvyšší ionizační energii.

**Řešení:** Nejmenší velikost a nejvyšší ionizační energii ze skupiny vzácných plynů má **helium**. Jeho elektronová konfigurace je:



Základní stav:  ${}_2\text{He} [\text{He}]$ :  $\boxed{\uparrow\downarrow}$

## Příklad 6.

[8]

Přesto, že je zdvihací síla helia nižší než vodíku, je právě helium více využíváno pro plnění meteorologických balónů. Vysvětlete proč.

**Řešení:** Navzdory nižší zdvihací síle je helium preferováno před vodíkem, protože **helium je inertní, nereaktivní a nehořlavé**. Vzhledem k těmto bezpečnostním aspektům je jeho nevýhoda nižší zdvihací síly přehlížena. Vodík je naopak hořlavý a mohlo by dojít k velkým nehodám.

## Příklad 7.

[14]

Vysvětlete, proč jsou vzácné plyny téměř nereaktivní a za normálních podmínek netvoří sloučeniny.

**Řešení:** Prvky VIII. A skupiny **mají úplnou a stabilní elektronovou konfiguraci** svých valenčních sfér, tj.  $ns^2 np^6$  (kromě helia, které má stabilní elektronovou konfiguraci  $1s^2$ , jelikož se vyskytuje ve II. A skupině). Proto nemají tendenci ztrácet ani přijímat elektron/elektrony nebo sdílet elektrony s jinými atomy a vytvářet tak sloučeniny.

## Příklad 8.

[1]

Z následujících tvrzení o vlastnostech helia II vyberte to, které je pravdivé.

- a) má velmi vysokou viskozitu a nulovou tepelnou vodivost
- b) má velmi vysokou viskozitu a velmi vysokou tepelnou vodivost
- c) má nulovou viskozitu a velmi vysokou tepelnou vodivost
- d) má nulovou viskozitu a nízkou tepelnou vodivost

**Řešení:** Správná odpověď je c). Při velmi nízkých teplotách dochází ke zkapalnění plynného helia za vzniku helia II, neboli tzv. supratekuté látky, což je kapalina s nulovou viskozitou (vnitřním třením), která teče velmi rychle. Tekuté helium má také velmi vysokou tepelnou vodivost.

## Příklad 9.

[14]

V následující větě vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení bylo správné:

Xenon je jedním z prvků vzácných plynů. Jako ostatní prvky splňuje úplnou a stabilní elektronovou konfiguraci (tzv. oktet), avšak je známo, že neposkytuje/**poskytuje** sloučeniny s fluorem.

**Řešení:** Atom xenonu má větší rozměry a nižší ionizační energii ve srovnání s He, Ne, Ar a Kr. Jeho valenční sféra obsahuje i d-orbitály, což znamená, že spárované elektrony valenčního obalu mohou být nepárové a elektrony jsou za vhodných podmínek posunuty k d-orbitalům. Nepárové elektrony jsou sdíleny s atomy fluoru a tvoří se kovalentní vazby. Tímto způsobem xenon poskytuje sloučeniny s fluorem.

Příklad 10.

[14]

V následující větě vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení bylo správné:

Helium a neon tvoří/**netvoří** sloučeniny s fluorem.

**Řešení:** He a Ne jsou menší atomy a mají velmi vysokou ionizační energii. Oba nemají přítomné d-orbitaly ve svých valenčních sférách a spárované elektrony valenční sféry se tedy nemohou stát nepárovými. V případě, kdy jednotlivé orbitaly nejsou obsazeny nepárovými elektrony, není možné sdílení těchto elektronů s jinými atomy. Nelze tak vytvořit kovalentní vazby, a proto He a Ne netvoří žádné sloučeniny.

### 5.10.2 Sekce B

#### Příklad 1. [2]

Nekovy jsou umístěny na pravé straně stupňovité čáry v periodické tabulce. Které z následujících skupin prvků jsou klasifikovány jako nekovy?

Skupiny: halogeny, alkalické zeminy, vzácné plyny

Správná odpověď je: **halogeny, vzácné plyny**

#### Příklad 2. [5]

Pojmenujte následující sloučeniny vzácných plynů:

$\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{XeO}_3$ ,  $\text{Na}_4\text{XeO}_6$ ,  $\text{KrF}_4$ ,  $\text{H}_2\text{XeO}_4$

Správná odpověď je: **fluorid xenonový, fluorid xenoničitý, oxid xenonový, xenoničelan sodný, fluorid kryptoničitý, kyselina xenonová.**

#### Příklad 3. [5]

Z následujících možností vyberte pouze správná tvrzení, týkající se vlastností vzácných plynů

- a) prvky VIII. A skupiny mají plně obsazeny valenční orbitály, jsou chemicky nereaktivní a inertní a v žádném případě nereagují s jinými prvky
- b) prvky s vyšším protonovým číslem omezeně reagují s jinými prvky
- c) protože jsou plyny, tvoří pouze dvouatomové molekuly  $\text{Ne}_2$ ,  $\text{Ar}_2$ ,  $\text{Xe}_2$
- d) v přírodě se vyskytují jen v sloučeninách

Správné odpovědi jsou: **b)**

Příklad 4.

[7]

Helium se používá v balónech místo vodíku, protože je

- a) lehčí než vodík
- b) nehořlavé
- c) hojnější než vodík
- d) radioaktivní a snadno detekovatelné

Správná odpověď je: **b)**

Příklad 5.

[7]

Následující vzácné plyny seřadte od nejsnáze zkapalnitelného po nejhůře: He, Ar, Kr, Xe, Ne

Správná odpověď je: **Xe > Kr > Ar > Ne > He**

Příklad 6.

[8]

Z následujících vlastností vyberte tu, která má u vzácných plynů nejvyšší hodnotu

- a) elektronová afinita
- b) ionizační energie
- c) elektronegativita
- d) rozpustnost ve vodě

Správná odpověď je: **b)**

Příklad 7.

[14]

Do následující věty doplňte slovo tak, aby dané tvrzení bylo správné.

Radon je \_\_\_\_\_ vzácný plyn.

Správná odpověď je: **radioaktivní**

## Příklad 8.

[8]

Z následujících možností vyberte to, které je pravdivým tvrzením o vzácných plynech:

- a) nehoří a nepomáhají při hoření
- b) jsou to bezbarvé plyny se štiplavým zápachem
- c) jsou dobrými elektrickými izolátory
- d) ionizační energie u nich nevykazuje správný trend

Správná odpověď je: **a)**

## Příklad 9.

[5]

Doplňte správné názvy prvků VIII. A skupiny do mezer v následujících větách, tak aby jejich význam byl správný.

V atmosféře Země je ze vzácných plynů nejvíce rozšířen \_\_\_\_\_ a ve vesmíru je nejrozšířenější ze vzácných plynů \_\_\_\_\_.

Správná odpověď je: **argon, helium**

## Příklad 10.

[14]

V následující větě vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení bylo správné:

Elektronová afinita prvku vzácného plynu je: nulová/vysoká/nízká

Správná odpověď je: **nulová**

## 5.11 Přejchodné prvky

### 5.11.1 Sekce A

#### Příklad 1.

[2]

Uved'te, k jaké reakci dojde, pokud se do roztoku  $\text{CuSO}_4$  přidá kovový zinek.

**Řešení:** Zinek vyredukuje ze síranu měďnatého měď, za vzniku elementární mědi a síranu zinečnatého. Zinek je kovem neušlechtilým, zatímco měď je kovem ušlechtilým a jakmile reaguje neušlechtilý kov s kovem ušlechtilým, dojde k vytěsnění ušlechtilého kovu ze směsi za procesu jeho redukce. V našem případě dochází k redukci  $\text{Cu}^{2+}$  na  $\text{Cu}^0$ .

#### Příklad 2.

[6]

V následující větě vyberte jedno ze slov tak, aby dané tvrzení bylo správné a svoji volbu zdůvodněte.

Měďný iont je barevný/**bezbarvý**, zatímco měďnatý je **barevný**/bezbarvý.

**Řešení:** Atom mědi má v základním stavu elektronovou konfiguraci  ${}_{29}\text{Cu}$ :  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ . Měďný iont má tedy elektronovou konfiguraci  ${}_{29}\text{Cu}^{1+}$ :  $[\text{Ar}] 3d^{10}$ , jelikož vzniká odtržením jednoho valenčního elektronu z valenční sféry. Jak můžeme vidět, měďný iont má plně obsazené d-orbitaly, kdežto měďnatý iont nikoliv ( ${}_{29}\text{Cu}^{2+}$ :  $[\text{Ar}] 3d^9$ ). Tento nezaplňený d-orbital s nepárovým elektronem dává měďnatému iontu jeho barevnost.



## Příklad 3.

[8]

Vysvětlete, proč se přechodné prvky často používají jako katalyzátory chemických reakcí.

**Řešení:** Protože vykazují proměnný oxidační stav, tvoří nestabilní meziprodukty s nižší aktivační energií, čímž se zvyšuje rychlost chemické reakce.

## Příklad 4.

[6]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Při výrobě železa vzniká nejprve ve vysoké peci surové železo, to se následně upravuje až na ocel. Jednotlivé formy se od sebe liší obsahem \_\_\_\_\_.

**Řešení:** Při výrobě železa vzniká nejprve ve vysoké peci surové železo, to se následně upravuje jeho zkujňováním až na ocel. Surové železo je totiž tvrdé, křehké a není kujné, proto je potřeba jej upravit. Jednotlivé formy se od sebe liší obsahem **uhlíku**. Zkujňováním surového železa totiž dochází ke snižování obsahu uhlíku v daném vzorku.

## Příklad 5.

[8]

Chlorid železa je kontaminován chloridem hliníku. Navrhněte činidlo, které může odstranit hliník ze železa (prostřednictvím chemické reakce).

**Řešení:** Správně zvolené činidlo je **NaOH**. Oba chloridy železa a hliníku reagují s NaOH za vzniku hydroxidu. Ale hydroxid hlinitý je rozpustný v přebytku NaOH, zatímco  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  zůstává nerozpustný. Touto reakcí odstraníme hliník ze železa.

## Příklad 6.

[2]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Jestliže budeme zahřívat modrou skalici nad 573 K dojde k její \_\_\_\_\_ za vzniku \_\_\_\_\_.

**Řešení:** Modrá skalice je hydratovaná forma síranu měďnatého, tedy  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ . Jakmile ji začneme zahřívat, dojde k její **dehydrataci** za vzniku  **$\text{CuSO}_4$** . Skalice modrá je krystalická látka modrého zbarvení, jakmile však dojde k její dehydrataci a vyvázání vody z její molekuly, přemění se na bílou krystalickou látku.

## Příklad 7.

[7]

Vysvětlete následující tvrzení:

Přechodné kovy pocházející ze 5. a 6. periody (4d a 5d prvky) tvoří méně iontové sloučeniny než přechodné kovy nacházející se ve 4. periodě (3d).

**Řešení:** **Kvůli špatnému stínicímu účinku d a f elektronů** je efektivní náboj jádra účinnější a působí vyšší silou na vzdálenější elektrony v elektronovém obalu. Kvůli tomu mají 4d a 5d prvky vyšší hodnoty ionizační energie a elektronegativity a jejich sloučeniny jsou méně iontové než odpovídající sloučeniny tvořené přechodnými kovy 3d.

## Příklad 8.

[8]

Sulfidy kovů jsou obecně černé nebo barevné s výjimkou zinku, které jsou bílé. Vysvětlete proč i jeho sloučeniny nejsou barevné.

**Řešení:** **Zinek má plně obsazeny všechny d-orbitaly** spárovanými elektrony ( $3d^{10}$ ). Kvůli těmto všem zcela zaplněným orbitalům nedochází k absorpci elektromagnetického záření světla ve viditelné oblasti, takže většina solí zinku zůstává bezbarvá.

## Příklad 9.

[8]

Vysvětlete, proč mají přechodné prvky tendenci lehce tvořit slitiny. Napište název alespoň dvou slitin přechodných kovů.

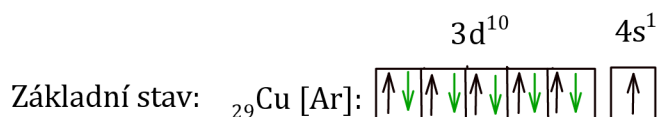
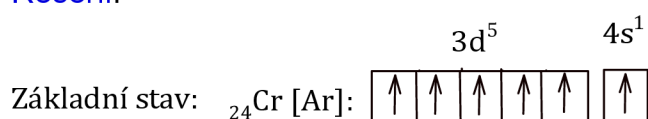
**Řešení:** Přechodné prvky mají poměrně podobné velikosti atomových poloměrů a slitiny se tvoří, když dva nebo více kovů tvoří homogenní pevný roztok v důsledku podobných atomových poloměrů. Jeden prvek se tak může snadno smíchat s druhým za vzniku slitiny (pevného roztoku). Nejznámějšími slitinami jsou mosaz a bronz.

## Příklad 10.

[8]

Napište elektronovou konfiguraci valenční sféry atomů chromu a mědi v základním stavu (pomocí grafického znázornění). Následně určete počty jejich nepárových elektronů.

**Řešení:**



Chrom má šest nepárových elektronů díky konfiguraci  $3d^5 4s^1$ . Tato konfigurace je preferována před  $3d^4 4s^2$ , protože konfigurace napůl obsazených d-orbitalů vede k větší stabilitě. Měď má jeden nepárový elektron díky konfiguraci  $3d^{10} 4s^1$ . Tato konfigurace je preferována před  $3d^9 4s^2$ , neboť d-orbitály jsou plně obsazeny, což opět vede k vyšší stabilitě.

### 5.11.2 Sekce B

Příklad 1.

[2]

Kolik nepárových elektronů je přítomno v kationtu  $\text{Ni}^{2+}$ ?

- a) 8
- b) 4
- c) 2
- d) 0

Správná odpověď je: c)

Příklad 2.

[2]

Vyberte jedno ze slov tak, aby bylo následující tvrzení správné:

Dusičnan stříbrný tvoří na kůži černou skvrnu, jelikož dochází k jeho oxidaci/redukci na kovové stříbro.

Správná odpověď je: **redukci**

Příklad 3.

[2]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Sloučenina s chemickým vzorcem \_\_\_\_\_ se nazývá kalomel.

Správná odpověď je: **Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>**

## Příklad 4. [6]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Železo, které se získá přímo z vysoké pece nazýváme \_\_\_\_\_ železo.

Správná odpověď je: **surové**

## Příklad 5. [6]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Ruda, která obsahuje současně měď i železo se nazývá \_\_\_\_\_.

Správná odpověď je: **chalkopyrit**

## Příklad 6. [6]

Která z následujících sloučenin je známá jako bílá skalice?

- a)  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{CuSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$
- c)  $\text{CaCO}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$

Správná odpověď je: **a)**

## Příklad 7. [6]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Rumělka je ruda kovu zvaného \_\_\_\_\_.

Správná odpověď je: **rtuť**

Příklad 8.

[6]

Doplňte do následující věty vhodné slovo tak, aby byl její význam správný.

Mosaz je slitina dvou hlavních kovů, a to \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_.

Správná odpověď je: **mědi a zinku**

Příklad 9.

[7]

Atomové poloměry přechodných prvků v periodě jsou:

- a) menší než u prvků s-bloku i p-bloku
- b) větší než u prvků s-bloku i p-bloku
- c) menší než u s-bloku, ale větší než u p-bloku
- d) větší než u s-bloku, ale menší než u p-bloku

Správná odpověď je: **c)**

Příklad 10.

[12]

Malachit a azurit se používají jako:

- a) modrý a zelený pigment
- b) červený a zelený pigment
- c) zelený a modrý pigment
- d) zelený a červený pigment

Správná odpověď je: **a)**

## 6 Závěr

Bakalářská práce, nesoucí název Sběrka úloh a příkladů pro seminář z anorganické chemie, se zabývá tvorbou studijního materiálu pro studenty volitelného předmětu Seminář z anorganické chemie. Tato práce tak může posloužit jako zdroj základních informací, úloh a příkladů pro individuální potřeby studentů. Dle mého názoru však práci mohou využívat i studenti, kteří si pouze potřebují ujasnit a procvičit jednotlivé okruhy z oblasti anorganické chemie. Zároveň by mohla být také přínosná pro učitele, jako zdroj inspirace pro tvorbu příkladů a úloh do jejich písemných prací.

Na začátku psaní bakalářské práce jsem si určila hlavní cíl, a to vytvořit smysluplný, přehledný a ucelený studijní materiál, který studentům pomůže jako opora pro individuální přípravu k úspěšnému zvládnutí písemné části zkoušky z předmětu Anorganická chemie. Tato práce pro mě byla na začátku velkou výzvou, ale díky dostatku motivace a pocitu zodpovědnosti se mi, dle mého názoru, podařilo vytyčený cíl úspěšně naplnit.

První část práce se zabývá základními okruhy z oblasti teorie, na které postupně navazuje kapitola nesoucí název Příklady a úlohy. Tato kapitola se následně dělí na celkem 11 podkapitol. Z toho 1. podkapitola se liší od těch ostatních, jelikož se v ní zabývám teorií hybridizace. Následujících 10 podkapitol je označeno dle názvů jednotlivých probíraných skupin a seskupení prvků. Každá podkapitola obsahuje 10 úloh a příkladů se správnou odpovědí, a to včetně řešení či vysvětlení. Tato část je vždy v dané podkapitole označena jako sekce A. Po sekci A následuje sekce B, která obsahuje dalších 10 příkladů a úloh se správnou odpovědí, avšak již bez následného vysvětlení. Každá podkapitola tak zahrnuje celkem 20 různých příkladů a úloh, týkajících se převážně vlastností určitých chemických prvků nacházejících se v periodické soustavě prvků, kde jejich postavení má velký vliv na jejich vlastnosti.

V budoucnu, v mé diplomové práci, bych chtěla navázat na tuto práci a dále zvýšit množství jednotlivých příkladů a úloh a optimalizovat jejich výběr. Dále bych se také chtěla věnovat kvantitativnímu výzkumu, kde bych formou dotazníkového šetření zjistila, zda tato bakalářská práce pomáhá studentům k jejich individuální přípravě na zkoušku, zda jsou jejich výsledky v písemné části zkoušky pozitivní a zda má tato práce praktické a efektivní využití.





## Použité zdroje

- Barrett, J. (2002). *Atomic Structure and Periodicity*. RSC Publishing.
- Benešová, M., Pfeiferová, E., & Satrapová, H. (2014). *Odmaturuj! z chemie* (2., přeprac. vyd). Brno: Didaktis
- Březina, F., Kašpárek, F., Pastorek R., & Šindlář Z. (1997). *Anorganická chemie*. Olomouc: Vydavatelství Univerzity Palackého.
- Cídllová, H., Mokrý, Z., & Valová, B. (2018). *Obecná chemie*. Brno: Pedagogická fakulta Masarykovy univerzity. Dostupné z: [https://is.muni.cz/do/rect/el/estud/pedf/js18/obecna\\_chemie/web/index.html](https://is.muni.cz/do/rect/el/estud/pedf/js18/obecna_chemie/web/index.html)
- Dingle, A. (2014). *AP Chemistry: Crash course* (2nd ed.). Piscataway, NJ: Research & Education Association.
- Evangelist, T. A. (2009). *McGraw-Hill's SAT Subject Test Chemistry* (2nd ed.). McGraw-Hill Education.
- Evangelist, T. A. (2016). *McGraw-Hill Education SAT Subject Test Chemistry* (5th ed.). McGraw-Hill Education.
- Fikr, J. (2007). *Chci se dostat na VŠ!: Jak porozumíme chemickým vzorcům a rovnicím*. Brno: Společnost pro odbornou literaturu – Barrister & Principal.
- Garg, R., & Singh, R. (2015). *Inorganic chemistry*. McGraw-Hill Education.
- Guha, S. (2020). *J.D. Lee: Concise Inorganic Chemistry for JEE (Main & Advanced)* (4th ed.). Wiley
- Henrickson, C. (2005). *CliffsStudySolver™- Chemistry*. Wiley Publishing.

## POUŽITÉ ZDROJE

---

Milěj, T., & Hollan, J. (2014). *Veličiny a jednotky (podklady ke studiu IVZ1)*.

Jančář, L. (2013). *Periodická soustava prvků*. Brno: Masarykova univerzita Pedagogická fakulta.

Mascetta, M. S., & Joseph A. (2012). *Barron's Sat Subject Test Chemistry* (11th ed.). Barrons.

Mička, Z., Havlíček, D., Lukeš, I., Mosinger, J., & Vojtíšek, P. (2003). *Základní pojmy, příklady a otázky z anorganické chemie*. Praha: Univerzita Karlova v Praze, Karolinum.

Mička, Z., & Lukeš, I. (2007). *Teoretické základy anorganické chemie* (3. upr. rozš. vyd.). Praha: Karolinum.

Moore, J. T., & Langley, R. H. (2017). *5 steps to A 5: AP Chemistry* (9th ed.). Mc Graw Hill Education.

Musilová, E., & Peňázová, H. (2000). *Chemické názvosloví anorganických sloučenin*. Brno: Pedagogická fakulta Masarykovy univerzity v Brně.

Rosenberg, J. L., & Epstein, L. M. (1996). *Schaum's Outline of College Chemistry* (8th ed.).

Silver, T. (2014). *Cracking the SAT chemistry subject test* (15th ed.). Penguin Random House Company.

Singhal, A. K., & Singhal, U. K. (2019). *Complete Companion for Jee Main 2020 Chemistry: Vol 1* (5th ed.). Pearson.

Štěpánek, P. (2007). *Periodická tabulka prvků* [Bakalářská práce, Masarykova univerzita]. Archiv závěrečných prací MUNI.  
[https://is.muni.cz/auth/th/k1xdp/Bakalarska\\_prace-Periodicka\\_tabulka.pdf](https://is.muni.cz/auth/th/k1xdp/Bakalarska_prace-Periodicka_tabulka.pdf)

Tandon, O. P. (2000). *A Textbook of Inorganic Chemistry for Competitions*. Delhi: G.R. Bathla Publications.

Vacík, J., Barthová J., Pacák J., Strauch B., Svobodová M., & Zemánek F. (1999). *Přehled středoškolské chemie* (4. vyd.). Praha: SPN – pedagogické nakladatelství

Wynne, S. A. (2007). *ICTS Science – Chemistry 106: Teacher certification test prep study guide* (2nd ed.). Boston: XAMonline.

**Použité zdroje pro tvorbu příkladů a úloh:**

[1] Singhal, A. (2012). *The Pearson Guide to inorganic Chemistry for the IIT JEE 2012*. Pearson.

[2] Singhal, A. (2014). *The Pearson Guide to inorganic Chemistry for the JEE Advanced*. Pearson

[3] Houk, C. C., & Post, R. (1996). *A self-teaching guide: Chemistry concepts & problems* (2th edition). USA: John Wiley & Sons, Inc.

[4] Kalousová, J. (1994). *Anorganická chemie v otázkách*. Univerzita Pardubice Fakulta chemicko-technologická.

[5] Luňák, S., & Šíma, P. (n.d.). *Cvičení z anorganické chemie I -H a prvky 14. až 18. skupiny*. Praha: Gymnázium Botičská.  
Dostupné z: <http://www.gybot.cz/data/f/e/x/sbirka-prikladu-anorganika-i.pdf>

[6] Singhal, A. K. (2017). *A Complete Resource Book for JEE Main 2018: Chemistry* (3rd ed.). Pearson.

[7] Rao, K. R. (2013). *Inorganic Chemistry for the JEE: (Mains and Advanced)*. Pearson.

[8] Trishna Knowledge Systems. (2011). *Super Course in Chemistry: Inorganic chemistry for the IIT-JEE Volume 2*. Pearson.

[9] Rosenberg, J. L., & Epstein, L. M. (1996). *Schaum's Outline of College Chemistry* (8th ed.).

[10] Toužín, J. (2008). *Stručný přehled chemie prvků*. Brno: Tribun EU.

## POUŽITÉ ZDROJE

---

**[11]** Mička, Z., Havlíček, D., Lukeš, I., Mosinger, J., & Vojtíšek, P. (2003). *Základní pojmy, příklady a otázky z anorganické chemie*. Praha: Univerzita Karlova v Praze, Karolinum.

**[12]** Guha, S. (2020). *J.D. Lee: Concise Inorganic Chemistry for JEE (Main & Advanced)* (4th ed.). Wiley

**[13]** Moore, J. T., & Langley, R. H. (2017). *5 steps to A 5: AP Chemistry* (9th ed.). Mc Graw Hill Education.

**[14]** Tandon, O. P. (2000). *A Textbook of Inorganic Chemistry for Competitions*. Delhi: G.R. Bathla Publications.