

**Univerzita Pardubice**  
**Fakulta chemicko-technologická**  
**Katedra obecné a anorganické chemie**

# **Přípravný kurs pro studium obecné a anorganické chemie**

**doc. Ing. Milan Nádvorník, CSc.**



**Pardubice 2008**

# 1. Základní pojmy

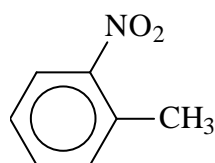
## Prvek a sloučenina

Chemický **prvek** je látka, jejíž všechny atomy mají shodné atomové číslo, udávající počet protonů v jádrech atomů. **Sloučenina** je látka vystavěná z atomů alespoň dvou odlišných prvků pospojovaných do molekul (nebo formálních vzorcových jednotek) jediného typu.

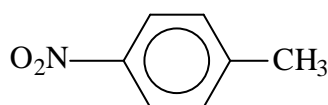
**Molekuly** jsou tedy částice, vystavěné z atomů spojených chemickými vazbami a vystupující i reagující jako celek. Molekuly tvoří řada sloučenin i prvků, např.  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $S_8$ ,  $P_4$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $C_4H_{10}$ ,  $C_6H_6$ ,  $HNO_3$ ,  $S_2Cl_2$ . V řadě dalších případů je složení základního uspořádání stavebních kamenů v látkách vystiženo **vzorcovou jednotkou**: u iontových sloučenin nebo u kovalentních vysokomolekulárních sloučenin není na místě pojem molekula zavádět. Např. chlorid draselný,  $KCl$ , je vystavěn z iontů  $K^+$  a  $Cl^-$ . Hexakynoželeznan draselný,  $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$ , obsahuje ionty  $K^+$ ,  $[Fe(CN)_6]^{4-}$  a molekuly hydrátové vody,  $H_2O$ . V grafitu jsou atomy uhlíku spojeny chemickými vazbami do plošné šestiúhelníkové mřížky (příklad rovinného polymeru), v karbidu křemičitém,  $SiC$ , je každý atom spojen čtyřmi kovalentními vazbami se čtyřmi sousedními atomy druhého prvku v prostorovou síť (příklad prostorového polymeru). U lineárních makromolekul je složení vystiženo popisem jednoho z článků polymeru, např. polyvinylchlorid  $-[CHCl-CH_2]_x-$  nebo polystyren  $-[CH(C_6H_5)-CH_2]_x-$ .

## Čistá látka a směs

Pod pojmem **čistá látka** rozumíme určitou strukturní modifikaci prvku nebo sloučeniny, v níž se na výstavbě její struktury podílejí jedny a tytéž druhy částic v jednom a též prostorovém uspořádání. Jsou-li částice, např. molekuly, tvořící čistou látku, shodné co do počtu a druhu atomů, z nichž jsou vystavěny, ale liší se jejich prostorovým uspořádáním, hovoříme o isomerech. Např. o-nitrotoluen a p-nitrotoluen jsou tvořeny molekulami o stejném celkovém složení,  $C_7H_7O_2N$ , ale rozdílném prostorovém uspořádání:



ortho-isomer



para-isomer

Každý z isomerů představuje sám o sobě čistou látku.

Je-li prvek tvořen více strukturními modifikacemi, nazýváme tento jev **alotropií**. Známé jsou příklady alotropických modifikací u kyslíku ( $O_2$  a  $O_3$  – ozon), uhlíku (grafit a diamant) a fosforu (bílý fosfor tvořený tetraedrickými molekulami  $P_4$  a červený fosfor tvořený směsí lineárních polymerů). U sloučenin označujeme existenci více strukturních modifikací jako **polymorfii**; jednotlivé modifikace se opět liší prostorovým uspořádáním základních stavebních kamenů (např. atomů nebo iontů) v látce. Tak např. v tmavě zeleně zbarvené  $\alpha$ -modifikaci  $MnS$  nacházíme okolo každého iontu  $Mn^{2+}$  šest nejbližších iontů  $S^{2-}$  umístěných ve vrcholech oktaedru a stejně okolo každého iontu  $S^{2-}$  je nejbližších šest iontů  $Mn^{2+}$  opět orientováno ve vrcholech oktaedru. Naproti tomu v oranžově zbarvené  $\beta$ -modifikaci  $MnS$  je okolo každého iontu tetraedrické uspořádání iontů partnerských.

Strukturní modifikace se od sebe liší fyzikálními i chemickými vlastnostmi (barvou, rozpustností, reaktivitou apod.).

Úkol: Rozeberte, jakými vlastnostmi se liší alotropické modifikace kyslíku, uhlíku a fosforu.

Z praktických důvodů pokládáme za čistou látku takovou, která vykazuje **konečné specifické vlastnosti** (např. bod tání, bod varu, index lomu, spec. elektrickou vodivost apod.) **dalším čištěním se již nemění.**

V přírodě se látky nacházejí obvykle se směsích. Tyto **směsi**, podobně jako reakční směsi po syntézách uskutečňovaných v chemických laboratořích nebo provozech, dělíme řadou metod s cílem získat čisté látky. Mezi nejběžnější metody dělení směsí látek patří: plavení, sedimentace, filtrace, extrakce, krystalizace, destilace, sublimace.

Úkol: Popište fyzikální eventuálně fyzikálně-chemické principy citovaných metod sloužících k dělení směsí látek.

## 2. Složení atomů. Atomové jádro

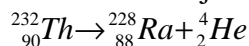
Atomy jsou složeny z kladně nabitých atomových jader a z elektronového obalu. Atomové jádro je tvořeno nukleony: kladně nabitými protony  ${}^1_1p$  a nenabitými neutrony  ${}^1_0n$ . Atomové neboli protonové číslo  $Z$  udává počet protonů v jádře atomu a počet elektronů v jeho obalu. Nukleonové číslo  $A$  udává součet počtu protonů a neutronů. Nuklidy jsou látky složené z atomů s týmž  $Z$  a  $A$ . Izotopy téhož prvku mají shodné  $Z$ , liší se však v  $A$ : např.  ${}^{32}_{16}S$ ,  ${}^{33}_{16}S$ ,  ${}^{34}_{16}S$ .

Prakticky veškerá hmotnost atomu je soustředěna v jádře, neutron  ${}^1_0n$  je jen nepatrně těžší než proton  ${}^1_1p$ , zatímco hmotnost elektronu  $e^-$  je zhruba 1836x menší než protonu.

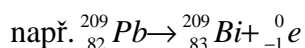
### Radioaktivita

Jádra těžkých atomů ( $Z > 83$ ) a jádra atomů s nevhodným poměrem protonů a neutronů podléhají radioaktivnímu rozpadu různých typů:

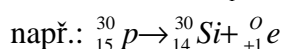
**Přeměna  $\alpha$ :** je vyzařováno héliové jádro, např.



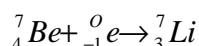
**Přeměna  $\beta$ :** je vyzařován elektron uvolněný přeměnou jednoho z neutronů v jádře na proton podle rovnice:  ${}^1_0n \rightarrow {}^1_1p + {}^0_{-1}e$



**Přeměna  $\beta^+$ :** je vyzařován pozitron (částice o hmotnosti elektronu, ale s kladným nábojem), uvolněný přeměnou  ${}^1_1p$  na  ${}^1_0n$  podle rovnice:  ${}^1_1p \rightarrow {}^1_0n + {}^0_{+1}e$



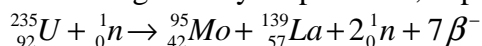
**Záchyt elektronu:** elektron z hladiny ležící nejbližší k jádru je jádrem zachycen a  ${}^1_1p$  se přemění na  ${}^1_0n$ , např.:



Stabilizace jader a atomů po radioaktivní přeměně bývá často doprovázena vyzářením kvant elektromagnetického záření o velmi krátké vlnové délce, kterou označujeme jako **záření  $\gamma$** .

### Atomová energie

Jádro vybraných izotopů uranu a plutonia se po vniknutí neutronu štěpí na menší fragmenty za uvolnění 2-3 neutronů a velkého množství energie, kterou lze v jaderném reaktoru získat regulovaným způsobem, např. podle rovnice



Úkol: Napište rovnici jaderného štěpení  ${}_{92}^{235}\text{U}$  po vniknutí neutronu za vzniku Ba a Kr nebo Sr a Xe.

## 3. Základní formy chemického vyjadřování

### Symboly prvků, vzorce, názvosloví anorganických sloučenin

Protože symboly a názvy prvků se využívají i ve vyjadřování vzorců a názvů sloučenin, je nezbytné je bezpečně zvládnout. Z dosud známých 105 prvků má zhruba 1/5 **latinské názvy výrazněji odlišné od názvů českých**. Jsou to:

vodík	křemík	měď
uhlík	fosfor	stříbro
dusík	síra	cín
kyslík	draslík	antimon
sodík	vápník	zlato
hořčík	železo	rtuť
hliník	nikl	olovo

Úkol: Ke každému z uvedených prvků napište symbol a latinský název prvku.

Při procvičování ostatních symbolů prvků je třeba mít na paměti, že k nejčastějším omylům a záměnám dochází u prvků začínajících stejným písmenem:

C Ca Cd Ce Cf Cl Cm Co Cr Cs Cu Y Yb F Fe Fm Fr  
Mg Mo Mn Md B Be Bi Bk Br Eu Er Es P Pa Pb Pd Pm Pu Pt  
Ra Rb Re Rh Rn Ru Ta Tb Tc Te Th Tl Tm S Sb Sc Se Sm Sn Sr

Úkol: K uvedeným symbolům prvků si doplňte názvy prvků a výsledek si zkontrolujte podle údajů v tabulkách.

### Hlavní zásady názvosloví a názvoslovné pomůcky:

- české názvy sloučenin jsou převážně složeny ze dvou slov:  
podstatné jméno udává název aniontu nebo elektronegativnější součásti sloučeniny, přídavné jméno udává název kationtu nebo elektropozitivnější součásti, např. oxid rubidný, bromid strontnatý, hydroxid thallitý, síran železnatý, chloristan kademnatý apod.
- ve vzorcích je naopak uváděn nejprve kation, pak anion:  
 $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{SrBr}_2$ ,  $\text{Tl}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Cd}(\text{ClO}_4)_2$
- k vystižení **kladných** oxidačních čísel prvků jsou názvoslovně využívány **valenční přípony** (viz tabulka)

- **záporná** oxidační čísla jsou vyjádřena příponou -id, která oxidační číslo kvantitativně nepostihuje:  $O^{2-}$  oxid,  $S^{2-}$  sulfid,  $Cl^-$  chlorid apod.
- k přesnějšmu a jednoznačnému určení složení sloučenin jsou využívány **řecké číslovkové předpony**, a to buď **jednoduché** (mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, okta-, nona-, undeka-, dodeka-) k vyjádření počtu jednoduchých atomů, nebo **násobné** (bis-2x, tris-3x, tetrakis-4x atd.) k vyjádření počtu větších atomových skupin, např. aniontů.

Příklady:	$K_3PO_4$	fosforečnan tridraselný
	$Ca_3(PO_4)_2$	fosforečnan trivápenatý
	$ZrSiO_4$	křemičitan zirkoničitý
	$Zr(SiO_3)_2$	bis(křemičitan) zirkoničitý
	$K_2Cr_2O_7$	dichroman didraselný
	$Mg_2P_2O_7$	difosforečnan dihořečnatý
	$FeBO_3$	boritan železitý
	$Fe(BO_2)_3$	tris(boritan) železitý

### Určování oxidačního čísla:

**Oxidační číslo** je elektrický náboj, který by byl přítomen na atomu prvku, pokud by elektrony v každé vazbě vycházející z tohoto atomu byly úplně předány elektronegativnějšmu atomu:

- volné prvky (ať atomy nebo molekuly) mají oxidační číslo 0,
- vodík má oxidační číslo +I (výjimka: vodík ve sloučeninách s vysoce elektropozitivními prvky – alkalickými kovy a kovy alkalických zemin – v hydridech  $-H^-$ ),
- kyslík má oxidační číslo -II (výjimky: peroxidy  $O_2^{2-}$  (-I) a sloučeniny kyslíku s fluorem ( $F^{-1}$ )),
- součet oxidačních čísel ve sloučeninách je roven nule, v iontu je roven náboji iontu,
- kontrola vypočteného oxidačního čísla podle postavení prvku v periodickém systému.

Úkol: Stanovte oxidační číslo prvků v následujících sloučeninách nebo v iontech:



### Tabulka valenčních přípon:

Kationty nebo elektropozitivní součásti		
Ox. č.	Koncovka	Příklady
I	-ný	$Au_2O$ oxid zlatný, $K^+$ kation draselný <sup>†)</sup>
II	-natý	$CdO$ oxid kademnatý, $Mg^{2+}$ kation hořečnatý <sup>†)</sup>
III	-itý	$Fe_2O_3$ oxid železnatý, $La^{3+}$ kation lanthanitý <sup>†)</sup>
IV	-ičitý	$PbO_2$ oxid olovičitý, $Ce^{4+}$ kation ceričitý <sup>†)</sup>
V	-ečný	$PCl_5$ chlorid fosforečný
	-ičný	$V_2O_5$ oxid vanadičný
VI	-ový	$MoO_3$ oxid molybdenový, $SF_6$ fluorid sírový
VII	-istý	$Mn_2O_7$ oxid manganistý, $IF_7$ fluorid jodistý
VIII	-ičelý	$RuO_4$ oxid rutheničelý, $OsO_4$ oxid osmičelý

<sup>†)</sup> při slovním zadání chemických rovnic se často používá pojmenování sůl draselná, sůl hořečnatá, sůl lanthanitá, sůl ceričitá apod.

Anionty, zejména odvozené od kyslíkaných kyselin		
Ox. č.	Koncovka	Příklady
I	-nan	NaClO chlornan sodný, IO <sup>-</sup> jodnan
II	-natan	K <sub>2</sub> BeO <sub>2</sub> beryllnatan draselný, CaZnO <sub>2</sub> zinečnatan vápenatý
III	-itan	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> dusitan, BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> boritan(3-)
IV	-ičitan	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> uhličitan, SeO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> seleničitan
V	-ečnan	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> fosforečnan (3-), AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> arseničnan(3-)
	-ičnan	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> dusičnan, VO <sub>3</sub> <sup>-</sup> vanadičnan
VI	-an	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> síran, TeO <sub>6</sub> <sup>6-</sup> telluran(6-)
		CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> chroman, MoO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> molybdenan
VII	-istan	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> chloristan, IO <sub>4</sub> <sup>-</sup> jodistan
		IO <sub>6</sub> <sup>5-</sup> jodistan(5-), MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> manganistan
VIII	-ičelan	OsO <sub>3</sub> N <sup>-</sup> nitrido-trioxoosmičelan(-)

## Názvy a vzorce základních typů anorganických sloučenin

### a. Binární a pseudobinární sloučeniny

Název vzniká kombinací názvu kationtu s názvem aniontu, který je tvořen koncovkou -id (až na výjimky), která nemá valenční význam. Proto je třeba pamatovat si názvy aniontů včetně jejich náboje, nebo u jednotlivých aniontů odvodit záporný náboj podle postavení prvku v periodické tabulce.

H <sup>-</sup> , D <sup>-</sup>	hydrid, deuterid
F <sup>-</sup> , Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , I <sup>-</sup>	fluorid, chlorid, bromid, jodid
O <sup>2-</sup> , S <sup>2-</sup> , Se <sup>2-</sup> , Te <sup>2-</sup>	oxid, sulfid, selenid, tellurid
N <sup>-III</sup> , P <sup>-III</sup> , As <sup>-III</sup> , Sb <sup>-III</sup>	nitrid, fosfid, arsenid, antimonid
C <sup>-IV</sup> , Si <sup>-VI</sup>	karbid, silicid

OH <sup>-</sup>	hydroxid	NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	amid
O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	peroxid	N <sub>3</sub> <sup>-</sup>	azid (struktura: N=N=N )
O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	hyperoxid	HS <sup>-</sup>	hydrogensulfid
S <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	disulfid	OCN <sup>-</sup>	kyanatan
S <sub>n</sub> <sup>2-</sup>	polysulfid	SCN <sup>-</sup>	thiokyanatan
C <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	acetylid	CN <sup>-</sup>	kyanid

Příklady:

SF <sub>6</sub>	fluorid sírový	Li <sub>3</sub> N	nitrid lithný
CaH <sub>2</sub>	hydrid vápenatý	Pb(N <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	azid olovnatý
Re <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	oxid rhenistý	Sr(CN) <sub>2</sub>	kyanid strontnatý
Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	peroxid sodný	SiC	karbid křemičitý
BaSe	selenid barnatý	Ag <sub>2</sub> C <sub>2</sub>	acetylid stříbrný
CaS <sub>2</sub>	disulfid vápenatý	TlSCN	thiokyanatan thallný

Úkol:

Pojmenujte:  $\text{Au}_2\text{O}$   $\text{ZnS}$   $\text{FeS}_2$   $\text{CdSe}$   $\text{Th}(\text{OH})_4$   $\text{BaO}_2$   $\text{ClF}_3$   $\text{Sb}_2\text{Te}_3$   $\text{BiP}$   
 $\text{Sr}_3\text{As}_2$   $\text{Al}_4\text{C}_3$   $\text{NH}_4\text{OCN}$   $\text{NaNH}_2$   $\text{AgN}_3$   $\text{AlN}$   $\text{Ba}(\text{SCN})_2$   $\text{Hg}(\text{CN})_2$   $\text{Na}_2\text{C}_2$   $\text{IBr}$   
Napište vzorce: oxid rubidný, sulfid chromitý, hydrid barnatý, fluorid jodičný, disulfid manganatý, nitrid hořečnatý, azid sodný, thiokyanatan amonný, polysulfid sodný, hydrogensulfid vápenatý.

b. **Sloučeniny vodíku s nekovy**

U sloučenin nekovů VII. a VI. skupiny se používá název složený z názvu prvku, vkladného –o– a slova vodík:

$\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  fluorovodík, chlorovodík, bromovodík, jodovodík

$\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$  sirovodík, selenovodík, tellurovodík

analogicky i v následujících případech:  $\text{HCN}$  kyanovodík,  $\text{HN}_3$  azidovodík.

U nasycených sloučenin prvků III. – VI. hlavní skupiny s vodíkem je název sloučeniny odvozen od kmene latinského názvu prvku příponou –an:

$\text{BH}_3$ ,  $\text{B}_2\text{H}_6$ ,  $\text{AlH}_3$  boran, diboran, alan

$\text{SiH}_4$ ,  $\text{Si}_2\text{H}_6$ ,  $\text{SnH}_4$ ,  $\text{PbH}_4$  silan, disilan, stannan, plumban

$\text{PH}_3$ ,  $\text{P}_2\text{H}_4$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{SbH}_3$  fosfan, difosfan, arsan, stiban

$\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$  sulfan, disulfan, selan, tellan

c. **Kyseliny**

V názvech kyslíkatých kyselin je valenční koncovkou respektováno kladné oxidační číslo centrálního atomu, řeckou číslovkovou předponou spolu s předponou **-hydrogen-** počet nahraditelných vodíkových atomů. V názvech **isopolykyselin**, což jsou látky vznikající formálně kondenzací jednoduchých kyselin (např.  $2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ ) a obsahující více než 1 atom jednoho a téhož prvku, od něhož je kyselina odvozena, je nezbytné uvést řeckou číslovkovou předponou počet atomů centrálního prvku:

$\text{HBrO}$	kyselina bromná
$\text{HClO}_2$	kyselina chloritá
$\text{H}_3\text{BO}_3$	kyselina trihydrogenboritá
$\text{H}_2\text{SeO}_3$	kyselina seleničitá
$\text{H}_4\text{SiO}_4$	kyselina tetrahydrogenkřemičitá
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$	kyselina disiřičitá,
$\text{HBrO}_3$	kyselina bromičná
$\text{H}_3\text{PO}_4$	kyselina trihydrogenfosforečná
$\text{HI}_3\text{O}_8$	kyselina trijodičná
$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	kyselina tetrahydrogendiarseničná
$\text{H}_2\text{SeO}_4$	kyselina selenová
$\text{H}_6\text{TeO}_6$	kyselina hexahydrogentellurová
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	kyselina dichromová
$\text{H}_{10}\text{Te}_2\text{O}_{11}$	kyselina dekahydrogenditellurová
$\text{HMnO}_4$	kyselina manganistá
$\text{H}_3\text{IO}_5$	kyselina trihydrogenjodistá
$\text{H}_5\text{IO}_6$	kyselina pentahydrogenjodistá
$\text{H}_4\text{I}_2\text{O}_9$	kyselina tetrahydrogendijodistá

Úkol:

Pojmenujte:  $\text{HIO}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{GeO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{MoO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{VO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_3\text{ReO}_5$

Uveďte vzorec: kyselina uhličitá, kyselina trihydrogenarsenitá, kyselina chlorná, kyselina trihydrogenarseničná, kyselina tetrahydrogendirheničná, kyselina wolframová.

d. **Soli kyslíkatých kyselin a isopolykyselin**

Názvy jsou tvořeny kombinací názvů aniontů a kationtů (viz tabulka valenčních koncovek), pro jednoznačnost vyznačujeme v případě potřeby počet kationtů užitím řecké jednoduché číslovkové předpony; není-li to v některých případech postačující (pro kombinaci kationtu  $\text{Me}^{3+}$  s anionty kyseliny, která může být jedno- nebo trojsytná, nebo kationtu  $\text{Me}^{+IV}$  s anionty kyseliny, která může být dvoj- nebo čtyřsytná) užívá se násobná číslovková předpona u názvu aniontu (viz příklady u číslovkových předpon na str. 5):

$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$	dusičnan bismutitý
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	síran chromitý
$\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$	síran ceričitý
$\text{MnWO}_4$	wolframan manganatý
$\text{K}_3\text{AsO}_4$	arseničnan tridraselný
$\text{Mg}_2\text{GeO}_4$	germaničitan dihořečnatý
$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$	fosforečnan triměďnatý
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	dichroman diamonný
$\text{Cd}_2\text{As}_2\text{O}_7$	diarseničnan dikademnatý
$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$	disiřičitan didraselný
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$	tetraboritan disodný
$\text{Ca}_4\text{Si}_3\text{O}_{10}$	trikřemičitan tetravápenatý
$(\text{NH}_4)_2\text{U}_2\text{O}_7$	diuranan diamonný
$(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$	heptamolybdenan hexaamonný
$\text{LaV}_5\text{O}_{14}$	pentavanadičnan lanthanitý

Přítomnost dosud nenahrazených „kyselých“ vodíkových atomů u **hydrogen – soli** vystihujeme předponou hydrogen- spolu s odpovídající řeckou číslovkovou předponou:

$\text{BaHPO}_4$	hydrogenfosforečnan barnatý
$\text{LiH}_2\text{PO}_4$	dihydrogenfosforečnan lithný
$\text{CaH}_3\text{IO}_6$	trihydrogenjodistan vápenatý
$\text{K}_2\text{H}_4\text{TeO}_6$	tetrahydrogentelluran didraselný
$\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$	dihydrogendifosforečnan disodný

**O podvojných** nebo **potrojných** solích hovoříme tehdy, obsahují-li dva, eventuálně tři druhy kationtů. Ty se v názvu i ve vzorci uvádějí ve stejném pořadí, a sice v pořadí rostoucích oxidačních čísel kationtů, při stejném oxidačním čísle v abecedním pořadí symbolů prvků:

$\text{KMgCl}_3$	chlorid draselno-hořečnatý
$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	uhličitan vápenato-hořečnatý
$(\text{NH}_4)_2\text{Cu}(\text{SO}_4)_2$	síran amonno-měďnatý
$\text{KFe}(\text{SO}_4)_2$	síran draselno-železitý

**Smíšené** soli obsahují alespoň 2 druhy aniontů, které se v názvu i ve vzorci uvádějí v abecedním pořadí symbolů prvků, nebo centrálních atomů.. Protože oxidy  $\text{O}^{-II}$  a hydroxidy  $\text{OH}^-$  lze rovněž pokládat za anionty, tvoří se obdobně názvy i **oxid-** a **hydroxid-** soli:

$\text{CaCl}(\text{ClO})$	chlorid-chlornan vápenatý
$\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$	fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý
$\text{HgCl}(\text{NH}_2)$	chlorid-amid rtuťnatý
$\text{Hg}_2\text{IN}$	jodid-nitrid dirtuťnatý
$\text{MnO}(\text{OH})_2$	oxid-dihydroxid manganičitý



$\text{BiI(O)}$	jodid-oxid bismutitý
$\text{Pb}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$	bis(uhličitan)-dihydroxid triolovnatý
$\text{Th}(\text{ClO}_4)(\text{OH})_3$	chloristan-trihydroxid thoričitý

**V hydrátech solí** vystihujeme počet molekul krystalové vody jednoduchou řeckou číslovkou a název soli dáváme do 2. pádu:

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	heptahydrát síranu železnatého
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	dekahydrát uhličitanu sodného
$\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	dodekahydrát síranu amonno-chromitého
$\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$	hemihydrát síranu vápenatého.

Úkoly: Pojmenujte:  $\text{KIO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ ,  $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{HgCrO}_4$ ,  $\text{LaBO}_3$ ,  $\text{Bi}(\text{ClO}_3)_3$ ,  $\text{CaTeO}_3$ ,  $\text{BaMnO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$ ,  $\text{Na}_3\text{TcO}_5$ ,  $\text{NH}_4\text{ReO}_4$ ,  $\text{CaBeO}_2$ ,  $\text{Ca}_5(\text{IO}_6)_2$ ,  $\text{NaClO}_2$ ,  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{HgHAsO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ,  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{Si}_6\text{O}_{18})$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{AlO}(\text{OH})$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)\text{O}$ ,  $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

Napište vzorce: síran rubidný, dusičnan palladnatý, siřičitan zinečnatý, hydrogensíran rtuťnatý, boritan sodný, boritan železitý, síran thallitý, dihydrogendiarseničnan nikelnatý, tetrafosforečnan dimanganatý, tetraboritan vápenatý, hydrogenuhličitan barnatý, síran amonno-nikelnatý, dodekahydrát síranu lithno-tytritého, hydroxid-síran bismutitý, dichlorid-oxid zirkoničitý.

#### e. Thiosloučeniny

Názvy sloučenin, které jsou odvozeny formální záměnou atomu O za atom S, se tvoří z názvu výchozí sloučeniny předponou thio-:

$\text{Na}_2\text{SO}_4$	síran sodný	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	thiosíran sodný
$\text{KOCN}$	kyanatan draselný	$\text{KSCN}$	thiokyanatan draselný
$\text{BaCO}_3$	uhličitan barnatý	$\text{BaCS}_3$	trithiouhličitan barnatý
$(\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4$	arseničnan triamonný	$(\text{NH}_4)_3\text{AsS}_4$	tetrathioarseničnan amonný

### Chemické vzorce:

Chemické vzorce se sestavují podle určitých pravidel ze symbolů prvků. Pomocí vzorců vyjadřujeme chemické složení látek, ve zjednodušené formě elektronovou strukturu i prostorové uspořádání atomů v molekulách. Podle druhu a množství informací, které nám poskytují, rozlišujeme následující typy chemických vzorců:

#### a. Stechiometrické vzorce

Jako synonymum se používá též označení vzorce sumární nebo empirické, protože jsou odvozeny na základě výsledků chemické analýzy sloučenin. Postup výpočtu bude naznačen v kapitole 4. Jedná se o nejjednodušší typ vzorců, které vystihují pouze molární poměr atomů tvořících sloučeninu.

Příklady:  $\{\text{P}_2\text{O}_5\}$ ,  $\{\text{CH}\}$ ,  $\{\text{CH}_2\}$ ,  $\{\text{CH}_2\text{O}\}$ ,  $\{\text{AsS}\}$ ,  $\{\text{SCl}\}$

#### b. Molekulové vzorce

Určují se jako celistvý násobek vzorce stechiometrického na základě stanovení molární hmotnosti vhodnou fyzikálně-chemickou metodou (s použitím plynových zákonů, osmometrie, kryoskopie, ebullioskopie apod.). Poskytují pak informaci o počtu a kvalitě atomů tvořících základní jednotku sloučeniny, molekulu.

Příklady:  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{H}_3\text{P}_3\text{O}_9$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_4\text{H}_8$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $\text{As}_4\text{S}_4$ ,  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ .

#### c. Racionální strukturální vzorce

Vystihují ve zjednodušené formě základní strukturální uspořádání molekuly zdůrazněním

přítomnosti a seřazení funkčních skupin v látce.

Příklady:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_2(\text{OH})$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ .

#### d. Elektronové strukturní vzorce

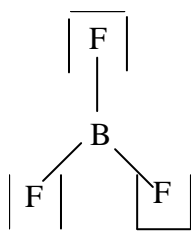
Při omezeních, daných jednak nutností nákresu v rovině papíru, jednak použitou zjednodušující symbolikou popisují rozmístění atomů tvořících molekulu a jejich zjednodušenou elektronovou konfiguraci. Předem pečlivě zvažujeme, které z vazeb v popisované sloučenině jsou **iontové** a které jsou **kovalentní**. Rozmístění atomů v prostoru, tzv. atomovou konfiguraci, je třeba předem znát a napsat (např. „kyselé“ vodíkové atomy v kyslíkatých kyselinách jsou vázány přes atom kyslíku). V dalším postupujeme takto:

- sečteme počet valenčních elektronů všech atomů tvořících molekulu nebo ion a upravíme podle toho, zda se jedná o kation, nebo anion, získaný počet dělíme 2 a obdržíme počet elektronových párů;
- elektronové páry rozdělíme do napsaného skeletu atomu jako páry vazebné (jednoduché a násobné kovalentní vazby) a páry nevazebné, přičemž se snažíme respektovat tzv. Lewisovo oktetové pravidlo;
- nepárový elektron, přítomný v částicích s lichým počtem valenčních elektronů, znázorňujeme tečkou (.);
- rozdíl mezi počtem valenčních elektronů volného atomu a vázaného atomu vystihujeme jako tzv. formální náboj. Součet formálních nábojů je roven náboji iontu nebo nule (u nenabitých molekul). Rozdělení formálních nábojů v napsaném vzorci nesmí být v hrubém protikladu k rozdílům v elektronegativitě poutaných atomů.

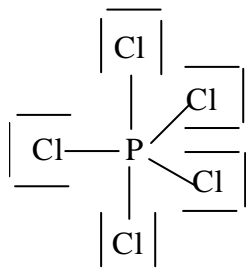
Nenaplnění „oktetového pravidla“ pozorujeme u sloučenin, v nichž centrální atom má buď nízký počet valenčních elektronů (ze II. a III. skupiny), nebo naopak vysoký počet valenčních elektronů (z V. – VIII. skupiny).

Ze symetrických vlastností atomových orbitalů podílejících se na vzniku kovalentních vazeb (viz kapitola 6) vyplývá, že v jednoduchých částicích nemůže z centrálního atomu vycházet více násobných vazeb, než jedna trojná nebo dvě dvojně vazby.

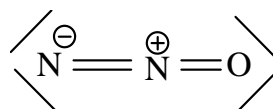
Příklady:  $\text{BF}_3$ , 24 valenčních elektronů, 12 párů, na atomu B nedodrženo oktetové pravidlo:



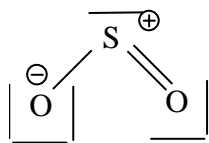
$\text{PCl}_5$  40 valenčních elektronů, 20 párů, na atomu P nedodrženo oktetové pravidlo



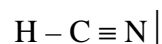
$\text{N}_2\text{O}$  16 valenčních elektronů, 8 párů



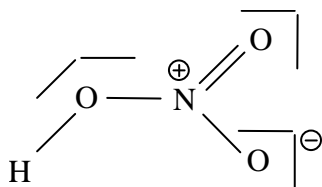
SO<sub>2</sub> 18 valenčních elektronů, 9 párů



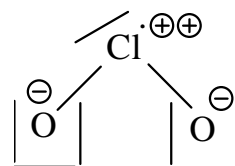
HCN 10 valenčních elektronů, 5 párů



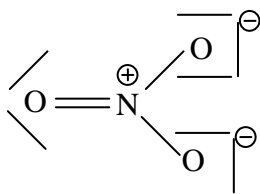
HNO<sub>3</sub> 24 valenčních elektronů, 12 párů



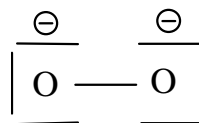
ClO<sub>2</sub> 19 valenčních elektronů, 9 párů  
a 1 lichý elektron



KNO<sub>3</sub>, iontová sloučenina: K<sup>+</sup>NO<sub>3</sub><sup>-</sup>,  
samotný NO<sub>3</sub><sup>-</sup> 12 elektronových párů:



BaO<sub>2</sub>, iontová sloučenina: Ba<sup>2+</sup> O<sub>2</sub><sup>2-</sup>  
7 elektronových párů



### e. geometrické vzorce

Představují v podstatě náčrtek kuličkového modelu částice (molekuly nebo iontu) a poskytují tak nejnázornější představu o geometrickém a prostorovém uspořádání atomů, tvořících částice. Pro větší upřesnění mohou být doplněny popisem s udáním délky vazeb v pm a úhlů svíraných vazbami na skutečné částici.

Úkol: Napište elektronové strukturální vzorce následujících molekul nebo iontů:

H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, O<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, H<sub>2</sub>S, CCl<sub>4</sub>, PCl<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO, SOCl<sub>2</sub>, ClF<sub>3</sub>.

## Sestavování a řešení chemických rovnic

Chemické rovnice slouží k popisu chemických reakcí a základním předpokladem jejich správného sestavení je znalost, jaké zplodiny při reakci daných výchozích látek vznikají. K tomu je nezbytné jednak zvládnout v odpovídajícím rozsahu obecné partie o chemických reakcích (klasifikace, reakce acidobazické, reakce oxidačně-redukční apod.), jednak konkrétní systematickou chemii výchozích látek.

Po správném sestavení chemické rovnice docílíme řešením toho, že

- v obecném případě počty atomů všech prvků jsou na obou stranách shodné,
- u iontových rovnic navíc součet nábojů iontů na obou stranách je shodný,
- u oxidačně–redukčních rovnic navíc počet elektronů přijatých redukovánými látkami musí být roven počtu elektronů odevzdaných redukujícími látkami (jinými slovy: počet elektronů přijatých oxidujícími látkami musí být roven počtu elektronů odevzdaných oxidovanými látkami).

Podle náročnosti a metodiky se řešení rovnic rozpadá na řešení rovnic, u nichž nedochází ke změnám oxidačních čísel prvků (neredox), a řešení rovnic oxidačně–redukčních.

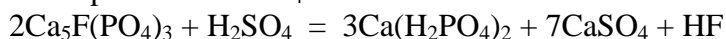
Řešení neredox–rovnice se provádí postupnou bilancí zastoupených prvků. Jeden ze stechiometrických koeficientů se zvolí a ostatní se bilancí dopočítají. Ukáže-li se v průběhu řešení volba koeficientu jako nevhodná, postačí obvykle rozšíření násobením. Není nezbytné sestavovat soustavu rovnic o mnoha neznámých, jak je uváděno v jiných příručkách, neboť při obecném řešení takových soustav se ukazuje, že mají nekonečně mnoho řešení a že je stejně nutné jeden ze stechiometrických koeficientů volit jako parametr a ostatní pak dopočítat. Na ukázkou uvádíme následující příklad:



Volíme P jako výchozí prvek, který budeme bilancovat, protože poskytne přímo poměr nejsložitějších vzorcových jednotek:



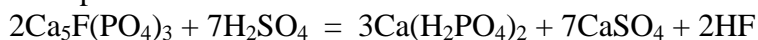
Bilancí Ca dopočítáme  $\text{CaSO}_4$ :



Bilancí  $\text{SO}_4^{2-}$  dopočítáme  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Bilancí F dopočítáme HF. Počty atomů vodíku a kyslíku na obou stranách rovnice poslouží ke kontrole správnosti řešení:



Příklad:



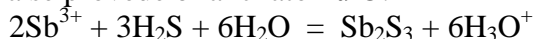
Bilance Sb:



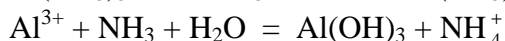
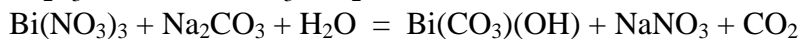
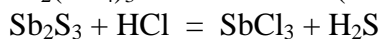
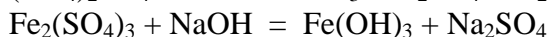
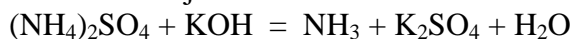
Bilance S:



Bilance nábojů iontů, potom atomů H a dopočítání stechiometrického koeficientu pro vodu, kontrola se provede bilancí atomů O:



Úkoly: řešte následující chemické rovnice:

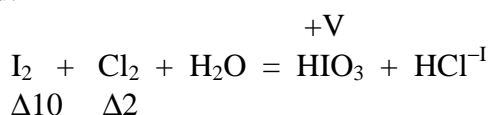


Při řešení oxidačně-redukčních rovnic se po sestavení levé a pravé strany rovnice postupuje obvykle takto:

- určíme oxidační čísla a jejich **úhrnné změny** připadající na **vzorcovou jednotku** oxidované a redukované látky,
- poměr vzorcových jednotek oxidované a redukované látky se upraví podle nejmenšího společného násobku změn oxidačních čísel tak, aby se srovnal počet vyměněných elektronů při oxidačně-redukčním ději,
- po určení stechiometrických koeficientů u oxidované a redukované látky se doplní na pravé straně rovnice vše, co z nich vzniká,
- další výchozí látky (obvykle nejvýše složka třetí) se dopočítají:
  - bilancí úhrnného počtu nábojů iontů (u iontových rovnic),
  - bilancí kationtů hydroxidů (např.  $K^+$ , probíhá-li reakce v prostředí KOH) nebo aniontů kyselin (např.  $SO_4^{2-}$ , probíhá-li reakce v prostředí  $H_2SO_4$ ),
- stechiometrický koeficient pro  $H_2O$  se dopočítá bilancí atomů H,
- provede se kontrola shody obou stran, obvykle bilancí atomů O.

Podle typu a počtu výchozích látek se celý postup může zjednodušovat.

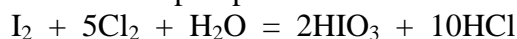
Příklad:



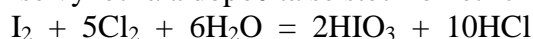
Každý atom jodu se oxiduje o  $5 e^-$ , celá molekula o  $10 e^-$ ; každý atom chloru se redukuje o  $1 e^-$ , celá molekula o  $2 e^-$ . Nejmenší společný násobek je 10. Počet předaných elektronů se srovná takto:



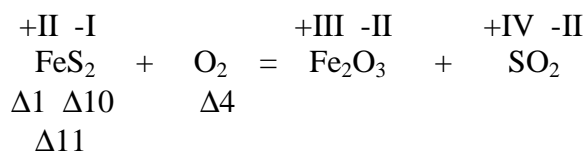
Podle bodu **c** se doplní pravá strana:



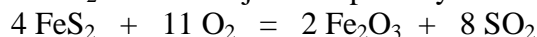
Bod **d** se vynechá a dopočítá se stechiometrický koeficient pro  $H_2O$ :



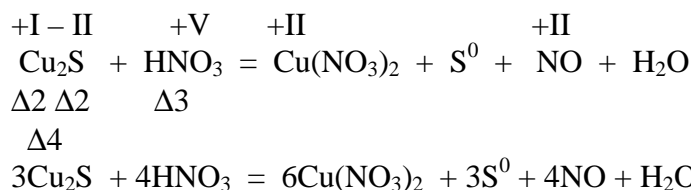
Příklad:



**Každý** atom S v  $S_2^{2-}$  se oxiduje o  $5 e^-$ , atom  $Fe^{II}$  na  $Fe^{III}$  o  $1 e^-$ , celkově na vzorcovou jednotku  $FeS_2$  o  $11 e^-$ . Nejmenší společný násobek je 44, řešení rovnice je následující:

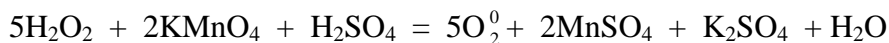
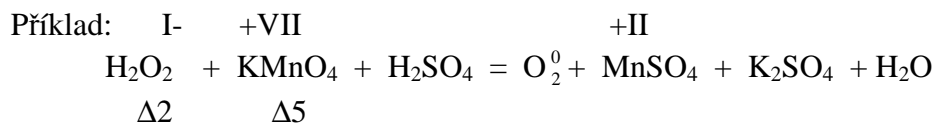


Příklad:

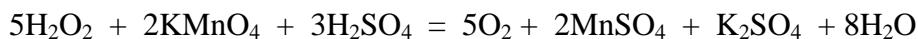


Po úpravě podle bodu **c** vidíme, že  $HNO_3$  se spotřebuje nejen na oxidaci  $Cu_2S$ , ale i na tvorbu  $Cu(NO_3)_2$ , po bilanci dusíku připočteme dalších 12 molekul  $HNO_3$ . Celkově získáme:



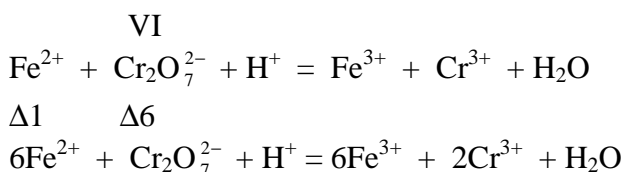


Stechiometrický koeficient u  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se dopočítá podle počtu  $\text{SO}_4^{2-}$  na upravené pravé straně rovnice:



Příklad:

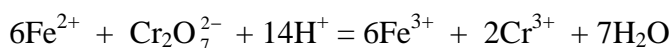
Železnatá sůl reaguje s dichromanem (2-) v kyselém prostředí, vzniká sůl železitá, chromitá a voda:



Počet vodíkových iontů se dopočítá bilancí nábojů:

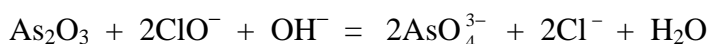
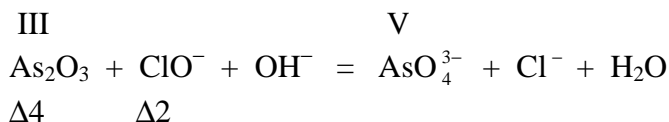
$$6 \cdot 2 - 2 + x = 6 \cdot 3 + 2 \cdot 3$$

$$x = +14$$



Příklad:

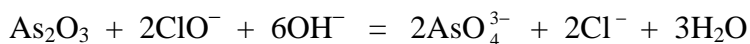
Oxid arsenitý reaguje v alkalickém prostředí s chlomanem, vzniká arseničnan(3-), chlorid a voda.



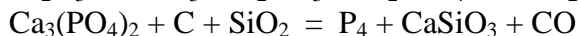
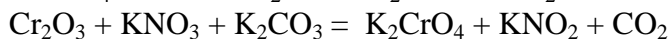
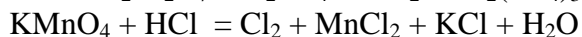
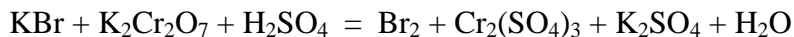
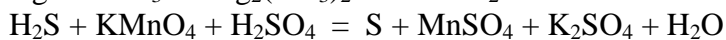
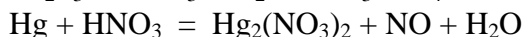
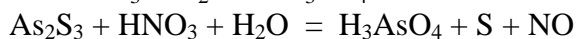
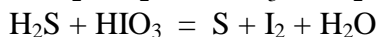
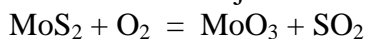
Počet hydroxidových iontů se dopočítá bilancí nábojů:

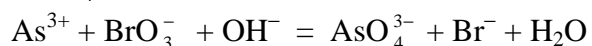
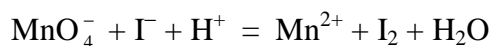
$$-2 + x = 2 \cdot (-3) + 2 \cdot (-1)$$

$$x = -6$$



Úkoly: A. Řešte následující rovnice:





B. Sestavte a řešte následující rovnice:

1. Jod reaguje se zředěnou kyselinou dusičnou, vzniká kyselina jodičná a oxid dusnatý.
2. Sulfid arsenitý reaguje se zředěnou kyselinou dusičnou, vzniká síra, kyselina trihydrogenarseničná a oxid dusnatý.
3. Kyselina bromovodíková reaguje s konc. kyselinou sírovou, vzniká brom a oxid siřičitý.
4. Sulfid měďný reaguje s kyselinou dusičnou, vzniká síra, dusičnan měďnatý a oxid dusnatý.
5. Disulfid železnatý reaguje s kyselinou dusičnou, vzniká síran železitý, kyselina sírová a oxid dusnatý.
6. Arsenitan triměďný reaguje s kyselinou dusičnou, vzniká dusičnan měďnatý, kyselina trihydrogenarseničná a oxid dusnatý.
7. Dichroman didraselný reaguje s konc. kyselinou chlorovodíkovou, vzniká chlor, chlorid chromitý a chlorid draselný.
8. Jodid draselný reaguje s dichromanem didraselným v prostředí kyseliny chlorovodíkové, vzniká jod, chlorid chromitý a chlorid draselný.
9. Síran chromitý reaguje s peroxidem vodíku v prostředí hydroxidu draselného, vzniká chroman draselný a síran draselný.
10. Oxid manganičitý se taví s dusičnanem draselným a uhličitanem draselným, vzniká manganan draselný, dusitan draselný a oxid uhličitý.
11. Oxid olovičitý reaguje se sulfidem molybdeničitým a kyselinou dusičnou, vzniká kyselina molybdenová, síran olovnatý a dusičnan olovnatý.
12. Manganistan reaguje se solí železnatou v kyselém prostředí, vzniká sůl manganatá a železitá.
13. Olovnatá sůl reaguje s chlornanem v alkalickém prostředí, vzniká oxid olovičitý a chlorid.
14. Chromitá sůl reaguje s chlornanem v alkalickém prostředí, vzniká chroman a chlorid.
15. Jodičnan reaguje s jodidem v kyselém prostředí, vzniká jod.
16. Sirovodík reaguje s oxidem siřičitým, vzniká elementární síra a voda.
17. Chlornan vápenatý reaguje s kyselinou chlorovodíkovou, vzniká chlor a chlorid vápenatý.
18. Brom s hydroxidem draselným za horka poskytuje bromid draselný a bromičnan draselný.
19. Chlorečnan draselný s kyselinou sírovou poskytuje kyselinu chloristou, oxid chloričitý a hydrogensíran draselný.
20. Disulfid železnatý reaguje s peroxidem sodným, vzniká oxid železitý, síran sodný a oxid sodný.
21. Sulfid rtuťnatý reaguje s kyselinou dusičnou a chlorovodíkovou (tzv. lučavka královská), vzniká chlorid rtuťnatý, kyselina sírová a oxid dusnatý.
22. Dusitan draselný reaguje se zinkem v prostředí hydroxidu draselného, vzniká amoniak a tetrahydroxozinečnan draselný,  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ .
23. Tellur reaguje s kyselinou chlorečnou, vzniká kyselina hexahydrogentellurová a chlor.
24. Fluorid bromitý reaguje s vodou, vzniká brom, kyselina bromičná a kyselina fluorovodíková.