

**NÁZVOSLOVÍ ANORGANICKÝCH SLOUČENIN  
A  
VÝPOČTY V CHEMII**

**pro studenty Gymnázia v Duchcově**

**JIŘÍ ROUBAL**

**Motto:**

**Chemik je člověk, který dokáže přeměnit cokoliv v něco úplně jiného.**

**J.R.**

**Předmluva**

Skripta jsou určena studentům osmiletého i čtyřletého studia gymnázia. Zahrnují výklad názvosloví anorganických sloučenin s výjimkou sloučenin koordinačních a vysvětlení základních výpočtů v chemii. K procvičení názvosloví a výpočtů obsahují velké množství příkladů.

Skripta tvoří první díl celkem šestidílného souboru skript pro studium chemie na Gymnáziu v Duchcově. Dalšími již vydanými díly jsou: Laboratorní cvičení z chemie, Obecná a anorganická chemie (pro čtyřleté studium a vyšší stupeň osmiletého studia), Organická chemie a biochemie (pro čtyřleté studium a vyšší stupeň osmiletého studia), Analytická chemie a Chemie pro nižší stupeň gymnázia. Studenti Gymnázia v Duchcově tak mají kompletní studijní materiál pro přípravu k maturitě i přijímacím zkouškám z chemie na vysokých školách.

**JIŘÍ ROUBAL**

Duchcov, červenec 2000

## 1. Názvy a značky prvků.

Každá věda má svůj vlastní způsob vyjadřování, svůj jazyk (= terminologii). Terminologie je soustava odborných názvů (= termínů) a pojmenování v určité vědě.

Příklady odborných názvů (= termínů) matematiky jsou množina, činitel, podíl, mocnina, exponent, aritmetický průměr, procento.

Příklady odborných názvů (= termínů) biologie jsou organismus, biologický druh, kmen, třída, botanika, buňka.

Příklady odborných názvů (= termínů) fyziky jsou hmotný bod, páka, kladka, vodič, gravitace.

Příklady odborných názvů (= termínů) chemie jsou reaktant, produkt, chemická reakce, katalyzátor, koncentrace, prvek, kyselina, oxidace, činidlo.

Odborné názvy mohou být slova česká nebo cizího původu. Mnoho odborných názvů a jmen je převzato z latiny nebo řečtiny a jsou srozumitelné vědcům celého světa. Jsou to mezinárodní termíny, např. atom, ion, enzym, katalyzátor, radioaktivita, latinská pojmenování biologických druhů. Mezinárodní jednotnost mají také všechny značky fyzikálních veličin a značky jejich jednotek.

V chemii jsou mezinárodně srozumitelné názvy a značky prvků, vzorce molekul a iontů a vyjadřování chemických dějů chemickými rovnicemi.

Do současnosti bylo objeveno nebo uměle připraveno celkem 107 prvků (92 prvky se vyskytují v přírodě, 15 bylo připraveno uměle). Prvky byly objevovány a připravovány postupně. V roce 1700 lidé znali 12 prvků, v roce 1800 32 prvků, v roce 1900 již 83 prvky.

S rostoucím počtem poznanych prvků vyvstala nutnost jejich jednotného pojmenování a značení. Autorem mezinárodních názvů a značek prvků byl roku 1811 švédský chemik J. BERZELIUS. Při pojmenování tehdy známých prvků BERZELIUS vycházel z latiny, která v té době byla dorozumivací řečí mezi vědci celého světa. Názvy některých prvků jsou i řeckého původu.

Mezinárodní názvy některých prvků vyjadřují některou jeho charakteristickou vlastnost, např. chlorum (lat. *chloros* = žlutozelený), aurum (z lat. = lesk, třpyt), bromum (lat. *bromos* = zápach), argon (lat. *argus* = líný).

Některé prvky jsou pojmenované podle vesmírných těles, např. uran, plutonium, neptunium, helium (lat. *helium* = slunce), selenium (lat. *selenium* = měsíc).

Některé prvky jsou pojmenované podle světadílů, např. americium, europium.

Některé prvky byly pojmenované podle zemí, kde byly objevené nebo kde se narodil jejich objevitel, např. polonium, francium, germanium, ruthenium (lat. *Ruthenia* = Rusko).

Některé prvky byly pojmenované podle významných chemiků nebo fyziků, např. nobelium, mendelevium, curium, einsteinium, fermium.

České názvy některých prvků se od mezinárodních názvů zcela odlišují, např. kyslík = oxygenium, dusík = nitrogenium, uhlík = carboneum, sodík = natrium, hliník = aluminium, železo = ferrum atd. Jde o názvy z doby národního obrození, kdy byly zavedeny J. S. PRESLEM a J. JUNGMANEM a plně se vžily. Tyto názvy mají příponu -ík a vyjadřují některou charakteristickou vlastnost prvku, např. kyslík (od slova kyselost), dusík (dusivost), hliník (hlína), křemík (křemen). Převážná většina českých názvů vytvořených v době obro-

zení se však nevžila a upadla v zapomnění, např. barvík (= chrom), d'asík (= kobalt), ladík (= kadmium), nebesník (= uran), pochvistík (= nikl), těžík (= wolfram), woník (=osmium).

**České názvy většiny prvků se od mezinárodních názvů liší jen nepatrně nebo se neliší vůbec**, např. platina = platinum, mangan = manganum, bismut = bismuthum, zinek = zincum, brom = bromum, lithium = lithium, neon = neon, cesium = cesium atd.

**Každý prvek má** (má kromě mezinárodního názvu) **mezinárodní chemickou značku**. Chemické značky prvků jsou tvořené jedním nebo dvěma písmeny a jsou odvozené od počátečních a popř. některých i dalších písmen mezinárodních názvů.

**Chemická značka prvku má tři významy** (poskytuje tři informace):

- 1. Chemická značka udává název prvku** (H = hydrogenium, vodík; Na = natrium, sodík; Cl = chlorum, chlor).
- 2. Chemická značka představuje jeden atom tohoto prvku** (Fe = jeden atom železa, 3 H = tři atomy vodíku, 12 S = dvanáct atomů síry).
- 3. Chemická značka představuje 1 mol tohoto prvku** (P = jeden mol fosforu, 7 C = sedm molů uhlíku).

**Ze značek prvků se sestavují vzorce vyjadřující složení molekul nebo iontů.**

Zápisy  $H_2$ ,  $S_8$  jsou vzorce molekul prvků.

Zápisy  $H_2O$ ,  $NH_3$  jsou vzorce molekul sloučenin.

Zápisy  $Na^{1+}$ ,  $O^{2-}$  jsou vzorce jednoatomových iontů.

Zápisy  $SO_4^{2-}$  a  $H_3O^{1+}$  jsou vzorce víceatomových (= složených) iontů. **Kladné nebo záporné znaménko elektrického náboje iontu se píše za číselným indexem!**

**Chemické vzorce mají stejné tři významy jako chemické značky:**

- 1. Chemický vzorec udává název molekuly nebo iontu.**
- 2. Chemický vzorec představuje jednu strukturní jednotku dané látky** (jednu molekulu nebo jeden ion).
- 3. Chemický vzorec představuje jeden mol dané látky.**

Tvorbou chemických vzorců a názvů se zabývá chemické názvosloví.

**Chemické názvosloví je soubor pravidel, podle kterých se tvoří názvy a vzorce molekul nebo iontů.**

## **2. Názvosloví anorganických sloučenin.**

Všechny dosud poznané sloučeniny všech prvků (asi 16 milionů) lze rozdělit do dvou nestatejně velkých skupin – sloučeniny **anorganické a sloučeniny organické**. Autorem tohoto rozdělení byl v roce 1807 švédský chemik **Jakob BERZELIUS**. Do roku 1807 rozdělovali chemici sloučeniny podle jejich přirozeného původu a zdroje na minerální, živočišné a rostlinné. BERZELIUS shrnul sloučeniny živočišného a rostlinného původu do jediné skupiny nazvané organické sloučeniny, protože vznikají v organismech a jsou produkty rostlinných a živočišných orgánů. Sloučeniny neživého (= minerálního) původu nazval anorganické (= neorganické).

BERZELIUS je také autorem rozdělení chemie na obory **anorganická chemie** (studuje prvky a anorganické sloučeniny) a **organická chemie** (studuje organické sloučeniny).

Tak jako každý prvek má své jméno (= název) a značku, tak i **každá anorganická sloučenina má svůj název a vzorec**. Vzorce vyjadřují buď pouze složení molekul nebo iontů (**molekulové vzorce a racionální vzorce**, např. NaCl, Ca(OH)<sub>2</sub>) nebo znázorňují i vazby mezi atomy (**strukturní vzorce**, Na-Cl, H-O-H). **Názvy jsou systematické nebo triviální (= jednoduché)**.

Triviálními názvy jsou anorganické sloučeniny pojmenovány jen výjimečně. Triviální názvy jsou např. voda, amoniak. **Z triviálních názvů nelze poznat složení sloučeniny ani určit žádný její vzorec**.

**Systematické názvy obsahují informace umožňující poznat prvkové složení a odvodit** (podle pravidel chemického názvosloví) **molekulové vzorce sloučenin** (a naopak z molekulových vzorců podle pravidel chemického názvosloví odvodit molekulové vzorce). Proto **systematické názvy jsou v anorganické chemii (ale i organické chemii) nejpoužívanější**.

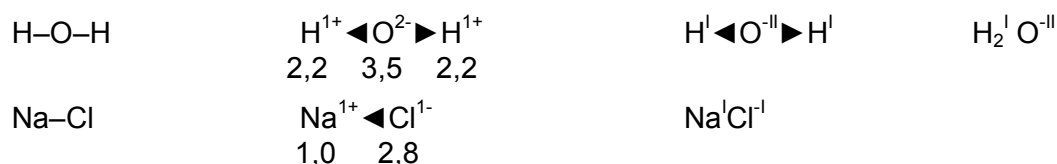
Tvorba systematických názvů i vzorců anorganických sloučenin se řídí pravidly systematického názvosloví.

**Systematické názvy a molekulové vzorce anorganických sloučenin lze sestavit přesným postupem zvaným algoritmus tvorby názvu nebo vzorce**. Výjimku tvoří sloučeniny, které nemají systematické názvy, např. voda, amoniak.

**České systematické názvosloví anorganických sloučenin je založené na pojmu oxidační číslo**.

## 2.1. Oxidační číslo a způsoby jeho určení.

Oxidační číslo prvku velikostí i znaménkem odpovídá elektrickému náboji, který by na atomu prvku byl, kdybychom vazebné elektronové páry kovalentních chemických vazeb, myšlenkově přidělili elektronegativnějšímu atomu. Oxidační číslo se zapisuje ke značce prvku římskými číslicemi vpravo nahoru. Záporné znaménko oxidačního čísla se píše **před** číselným indexem! Kladné znaménko oxidačního čísla se **nepíše!** (Srovnej se způsobem zápisu znaménka elektrického náboje!) Jsou-li ve sloučenině vázány prvky se stejnou hodnotou elektronegativity, rozhodují o znaménku oxidačního čísla toho kterého prvku chemické vlastnosti dané sloučeniny.



**K určení oxidačních čísel podle definice je nutné znát strukturní vzorec** (včetně rozlišení kovalentních a koordinačních vazeb) **a hodnoty elektronegativity**. Protože požadované údaje nejsou vždy k dispozici a navíc je určování oxidačních čísel podle definice zdoluhavé, **oxidační čísla se nejčastěji určují použitím pěti pravidel**:

**1. Atomy prvků nebo atomy v molekulách prvků mají oxidační číslo nula** ( $\text{He}^0$ ,  $\text{H}_2^0$ ,  $\text{P}_4^0$ ,  $\text{S}_8^0$ ). Toto pravidlo se týká atomů nebo molekul prvků.

**2. Atomy některých prvků mají ve všech nebo v naprosté většině svých sloučenin vždy jen jedno oxidační číslo**. To se týká i některých skupin atomů, které se pro svou „nedělitelnost“ považují jakoby za jednoatomové:

I: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag (H ve sloučeninách s nekovy)

II: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd

III: Al, Au, B, In

-I: F (Cl, Br, I, H ve sloučeninách s kovy),  $(O^{-II}H)^{-I}$

-II: O (s výjimkou sloučeniny s fluorem), (S, Se, Te, Po ve sloučeninách s kovy).

-III: N (ve sloučenině s vodíkem a sloučeninách s kovy).

-IV: C (ve sloučeninách s kovy)

3. Součet oxidačních čísel všech atomů v molekule sloučeniny je roven nule ( $H_2^{+I}O^{-II}$ ,  $N^{-III}H_3^{+I}$ ,  $H_2^{+I}S^{+VI}O_4^{-II}$ ,  $Na^{+I}Cl^{-I}Ca^{+II}(O^{-II}H)^{-I}_2$ ). Toto pravidlo se týká molekul sloučenin.

4. Oxidační číslo prvku v jednoatomovém iontu se rovná elektrickému náboji tohoto iontu ( $F^{-I} = F^{-I}$ ,  $Al^{+III} = Al^{+III}$ ). Toto pravidlo se týká jednoatomových iontů.

5. Součet oxidačních čísel všech atomů ve složeném (= víceatomovém) iontu se rovná elektrickému náboji tohoto iontu. ( $[N^{-III}H_4]^{+I}$ ,  $[H_3^{+I}O^{-II}]^{+I}$ ,  $[H^{+I}S^{+VI}O_4^{-II}]^{+I}$ ,  $[N^{+V}O_3^{-II}]^{+I}$ ). Toto pravidlo se týká složených iontů.

Při určování oxidačních čísel podle uvedených pravidel je nutné správně rozhodnout, v jaké strukturní jednotce se oxidační čísla prvků určují.

Kladné oxidační číslo prvků ve sloučeninách nabývá hodnot I – VIII. Velikost kladného oxidačního čísla české názvosloví vyjadřuje příponou přídavného jména nebo příponou podstatného jména názvu sloučeniny.

Tvoří-li prvek s kladným oxidačním číslem v dané sloučenině, s výjimkou kyselin, kation (byť i jen myšlenkově), jsou hodnoty oxidačního čísla tohoto prvku vyjádřeny příponami přídavného jména názvu sloučeniny (viz tab. 1).

Tvoří-li prvek s kladným oxidačním číslem kyslíkatou kyselinu, jsou hodnoty oxidačního čísla tohoto prvku rovněž vyjádřeny příponami přídavného jména názvu kyseliny (viz tab. 1).

Je-li prvek s kladným oxidačním číslem součástí složeného aniontu, s výjimkou aniontů kyslíkatých kyselin, jsou hodnoty oxidačního čísla tohoto prvku vyjádřeny příponami podstatného jména názvu sloučeniny (viz tab. 1).

K označení záporných oxidačních čísel české názvosloví užívá příponu -id podstatného jména názvu sloučeniny bez ohledu na velikost záporného oxidačního čísla. Základ slova je odvozen od mezinárodního jména prvku nebo skupiny prvků, např.:

$F^{-I}$ fluorid	$O^{-II}$ oxid	$N^{-III}$ nitrid	$C^{-IV}$ karbid
$Cl^{-I}$ chlorid	$S^{-II}$ sulfid	$(O^{-II}H)^{-I}$ hydroxid	
$Br^{-I}$ bromid	$Se^{-II}$ selenid	$(C^{+II}N^{-III})^{-I}$ kyanid	
$I^{-I}$ jodid	$Te^{-II}$ telurid		
$H^{-I}$ hydrid	$Po^{-II}$ polonid		

České systematické názvosloví anorganických sloučenin je dvouslovné. Systematický název anorganické sloučeniny je tvořen podstatným a přídavným jménem. Podstatné jméno udává druh sloučeniny (např. kyselina, chlorid, hydroxid, dusičnan). Podstatné jméno je odvozené od prvku nebo skupiny prvků se záporným oxidačním číslem. Přídavné jméno je odvozené od prvku nebo skupiny prvků s kladným oxidačním číslem.

Hodnota oxidačního čísla prvku	Přípona přídavného jména názvů kationtů, dvouprvkových sloučenin a solí	Přípona přídavného jména názvů kyslíkatých kyselin a jejich aniontů	Přípona podstatného jména názvů solí kyslíkatých kyselin
I	-ný	-ná, -nanový	-nan
II	-natý	-natá, -natanový	-natan
III	-itý	-itá, -itanový	-itan
IV	-ičitý	-čitá, -ičitanový	-ičitan
V	-ečný (-ičný)	-ečná (-ičná), -ečnanový (-ičnanový)	-ečnan (-ičnan)
VI	-ový	-ová, -anový	-an
VII	-istý	-istá, -istanový	-istan
VIII	-ičelý	-ičelá, -ičelanový	-ičelan

Tabulka 1

## 2.2. Názvosloví jednoatomových iontů.

Název jednoatomových iontů (výjimečně i víceatomových) je složen z podstatného jména anion nebo kation a přídavného jména vyjadřujícího název prvku, znaménko elektrického náboje a v případě názvu kationtů i velikost elektrického náboje. Záporné znaménko elektrického náboje bez ohledu na jeho velikost udává přípona **-idový** přídavného jména. Kladné znaménko elektrického náboje a jeho konkrétní hodnotu vyjadřují přípony přídavných jmen uvedených v tabulce 1. Základ přídavného jména udává název prvku tvořícího daný ion (v případě aniontu název mezinárodní!):

F<sup>1-</sup> anion fluoridový  
Cl<sup>1-</sup> anion chloridový  
Br<sup>1-</sup> anion bromidový  
I<sup>1-</sup> anion jodidový  
H<sup>1-</sup> anion hydridový  
N<sup>3-</sup> anion nitridový  
P<sup>3-</sup> anion fosfidový  
As<sup>3-</sup> anion arsenidový  
Sb<sup>3-</sup> anion antimonidový  
B<sup>3-</sup> anion boridový

O<sup>2-</sup> anion oxidový  
S<sup>2-</sup> anion sulfidový  
Se<sup>2-</sup> anion selenidový  
Te<sup>2-</sup> anion telluridový  
Po<sup>2-</sup> anion polonidový  
Si<sup>4-</sup> anion silicidový  
OH<sup>1-</sup> anion hydroxidový  
CN<sup>1-</sup> anion kyanidový  
O<sub>2</sub><sup>2-</sup> anion peroxidový

Li<sup>1+</sup> kation lithný  
Na<sup>1+</sup> kation sodný  
K<sup>1+</sup> kation draselný  
Rb<sup>1+</sup> kation rubidný  
Cs<sup>1+</sup> kation cesný  
Al<sup>3+</sup> kation hlinitý  
La<sup>3+</sup> kation lanthanitý

Be<sup>2+</sup> kation beryllnatý  
Mg<sup>2+</sup> kation hořečnatý  
Ca<sup>2+</sup> kation vápenatý  
Sr<sup>2+</sup> kation strontnatý  
Ba<sup>2+</sup> kation barnatý  
Ce<sup>4+</sup> kation ceričitý  
NH<sub>4</sub><sup>1+</sup> kation amonný

## 2.3. Názvosloví dvouprvkových sloučenin.

Dvouprvkové (= binární) sloučeniny mají své molekuly vystavěné z atomů dvou prvků. Z názvoslovného hlediska se za dvouprvkové sloučeniny považují i hydroxidy, kyanidy a amonné sloučeniny, protože skupiny atomů (OH), (CN) a (NH<sub>4</sub>) jsou pro názvoslovné účely považovány za jeden nedělitelný celek.

Podstatné jméno názvu dvouprvkové sloučeniny je odvozené od prvku (nebo skupiny prvků) se záporným oxidačním číslem. Podstatné jméno je zakončené příponou -id (s výjimkou názvů bezkyslíkatých kyselin a sloučenin vodíku s nekovy, např. kyselina chlorovodíková, sirovodík atd.).

Přídavné jméno charakterizuje prvek s kladným oxidačním číslem. Přípona přídavného jména vyjadřuje hodnotu kladného oxidačního čísla.

### 2.3.1. Tvorba názvu dvouprvkové sloučeniny ke vzorci.

Příklad: Na<sub>2</sub>S

1. Určit a napsat oxidační čísla. Oxidační čísla určete podle pravidel 1 – 5 kap. 2.1.



2. Podle mezinárodního jména prvku (nebo skupiny prvků) se záporným oxidačním číslem utvořit podstatné jméno názvu s příponou -id:

S<sup>-II</sup> sulfid

3. Podle českého jména prvku (nebo skupiny prvků) s kladným oxidačním číslem utvořit přídavné jméno se správnou příponou (přípona musí vyjadřovat hodnotu kladného oxidačního čísla):

Na<sup>I</sup> sodný



### 2.3.2. Tvorba vzorce dvouprvkové sloučeniny k názvu.

Příklad: oxid cíničitý (oxid = O<sup>-II</sup> cíničitý = Sn<sup>IV</sup>)

1. Napsat vedle sebe značky prvků (nejprve značku prvku s kladným oxidačním číslem [v názvu je vyjádřen přídavným jménem], potom značku prvku se záporným oxidačním číslem [v názvu je vyjádřen podstatným jménem]):



2. Určit a napsat oxidační čísla. Oxidační čísla určete podle přípon přídavného jména (tab. 1) a pravidel 1 – 5 kap. 2.1:



3. Upravit počty atomů obou prvků (nebo skupin prvků) tak, aby součet jejich oxidačních čísel byl roven nule:





## 2.4. Názvosloví kyselin.

Kyseliny jsou látky, které ve svých strukturních jednotkách obsahují vodík. **Ve vzorcích kyseliny se značka vodíku píše na prvním místě.** Podle složení se **kyseliny rozdělují na bezkyslíkaté a kyslíkaté.**

### 2.4.1. Názvosloví bezkyslíkatých kyselin.

Bezkyslíkaté kyseliny vznikají rozpouštěním některých plynných dvouprvkových sloučenin vodíku s nekovy ve vodě. Bezkylikaté kyseliny (různě silné) tvoří dvouprvkové sloučeniny vodíku s halogeny a chalkogeny (s výjimkou kyslíku). **Obecné vzorce těchto dvouprvkových sloučenin jsou HX nebo H<sub>2</sub>X. Názvy těchto sloučenin jsou jednoslovné** (fluorovodík HF, chlorovodík HCl, bromovodík HBr, jodovodík HI, sirovodík (= sulfan) H<sub>2</sub>S, selenovodík H<sub>2</sub>Se, tellurovodík H<sub>2</sub>Te, polonovodík H<sub>2</sub>Po).

**Názvy bezkyslíkatých kyselin se tvoří přidáním koncovky -ová k názvu původní dvouprvkové sloučeniny a předřazení podstatného jména kyselina k vytvořenému přídatnému jménu** (kyselina fluorovodíková, chlorovodíková, bromovodíková, jodovodíková, sirovodíková, selenovodíková, tellurovodíková, polonovodíková. **Vzorce bezkyslíkatých kyselin jsou totožné se vzorci původních dvouprvkových sloučenin.** (HF = fluorovodík i kyselina fluorovodíková, H<sub>2</sub>S = sirovodík i kyselina sirovodíková. Ale: HF(g) = fluorovodík, HF(aq) = kyselina fluorovodíková, H<sub>2</sub>S(g) = sirovodík, H<sub>2</sub>S(aq) = kyselina sirovodíková.)

### 2.4.2. Názvosloví kyslíkatých kyselin (= oxokyselin).

Kyslíkaté kyseliny obsahují vždy tři prvky. **Ve vzorcích kyselin se značky prvků zapisují v pořadí H<sup>I</sup>X<sup>I-VIII</sup>O<sup>-II</sup>.** Kyslíkaté kyseliny, jejichž molekuly obsahují dva či více atomů prvku X se nazývají polykyseliny.

#### 2.4.2.1. Tvorba názvu kyslíkaté kyseliny ke vzorci.

Příklad: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

1. **Určit a napsat oxidační čísla** všech atomů v molekule kyseliny. Oxidační čísla určete podle pravidel 1 – 5 kap. 2.1.



2. **Podle českého názvu prvku X a hodnoty jeho oxidačního čísla utvořit přídatné jméno se správnou příponou:**



2a. **Je-li v molekule kyseliny počet vodíkových atomů větší než dva, je nutné tento počet vyjádřit číslovkovou předponou přídatného jména:**

mono-	1	hepta-	7
di-	2	okta-	8
tri-	3	nona-	9
tetra-	4	deka-	10

penta-	5	undeka-	11
hexa-	6	dodeka-	12

a názvoslovnou předponou přidavného jména hydrogen- :



3. Před přidavné jméno předřadit podstatné jméno kyselina:



#### 2.4.2.2. Tvorba vzorce kyslíkaté kyseliny k názvu.

Příklad: kyselina uhličitá

1. Napsat vedle sebe značky prvků v pořadí H X O:



2. Určit a napsat oxidační čísla. Oxidační čísla určete podle přípon přidavného jména (tab. 1) a pravidel 1 – 5 kap. 2.1.



3. Určit a napsat počet vodíkových atomů v molekule kyseliny podle pravidla: má-li prvek X sudé oxidační číslo, je v molekule kyseliny sudý počet vodíkových atomů (má-li prvek X liché oxidační číslo, je v molekule kyseliny lichý počet vodíkových atomů). Není-li v názvu kyseliny počet vodíkových atomů jednoznačně uveden číslovkovou a názvoslovnou předponou, jsou v molekule kyseliny jeden nebo dva vodíkové atomy:

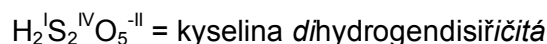


4. Vypočítat počet atomů kyslíku tak, aby součet oxidačních čísel všech atomů v molekule byl roven nule:



#### 2.4.2.3. Názvosloví polykyselin.

V názvech polykyselin se číslovkovou přeponou vyjadřuje počet atomů prvku X v molekule kyseliny a zpravidla i počet vodíkových atomů, např.:



#### 2.5. Názvosloví solí kyslíkatých kyselin.

Soli vznikají (myšlenou) náhradou atomu (nebo atomů) vodíku v molekule kyslíkaté kyseliny (zpravidla) kovem. Molekula soli je tedy složená ze dvou částí: **kov + zbytek kyseliny**. Podstatná jména názvů solí mají charakteristické přípony vyjadřující hodnotu oxidačního čísla prvku X ve zbytku kyseliny (tab. 1). V některých solích vícesytných kyselin nejsou všechny vodíkové atomy nahrazené atomy kovu. Tyto soli se nazývají **hydrogensoli**. Vodík hydrogensolí je součástí zbytku kyseliny. Některé soli obsahují v molekulách atomy dvou (výjimečně i více) různých kovů. Tyto soli se nazývají **podvojně soli**.

### 2.5.1. Tvorba názvu soli kyslíkaté kyseliny ke vzorci.

Příklad:  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

1. Určit a napsat oxidační čísla. Oxidační čísla určete podle pravidel 1 – 5 kap. 2.1:



2. Podle českého názvu prvku X ve zbytku kyseliny a hodnoty jeho oxidačního čísla vytvořit podstatné jméno se správnou příponou:



3. Podle českého názvu kovu a hodnoty jeho oxidačního čísla vytvořit přídavné jméno se správnou příponou:



### 2.5.2. Tvorba vzorce soli kyslíkaté kyseliny k názvu.

Příklad: síran železitý

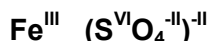
1. Určit a napsat vzorec kyseliny, od které je sůl odvozena. Cílem tohoto kroku je určit složení zbytku kyseliny:



2. Napsat značky prvků v pořadí: kov + zbytek kyseliny:



3. Určit a napsat oxidační číslo kovu a zbytku kyseliny. Oxidační čísla určete podle přípon podstatného a přídavného jména a podle pravidel 1 – 5 kap. 2.1.:



4. Upravit počty atomů kovu a zbytků kyseliny tak, aby součet oxidačních čísel byl roven nule:



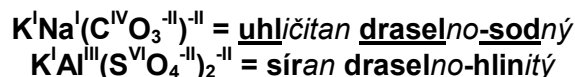
### 2.5.3. Názvosloví hydrogensolí.

Přítomnost vodíkových atomů a jejich počet ve zbytku kyseliny se udává v podstatném jménu názvu číslovkovou předponou a předponou hydrogen- :



### 2.5.4. Názvosloví podvojných solí kyslíkatých kyselin.

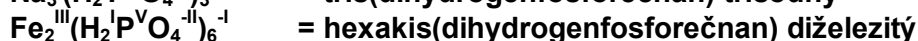
Ve vzorcích i názvech podvojných solí se kovy uvádějí v pořadí podle vzrůstající hodnoty oxidačního čísla. Při stejné hodnotě oxidačního čísla se kovy řadí abecedně podle svých značek. V názvech se jména kovů oddělují pomlčkou:



### 2.5.5. Názvosloví solí kyslíkatých kyselin ve zvláštních případech.

Pokud je to pro přesné a jednoznačné pojmenování soli nutné, **vyjadřuje se číslovkovou předponou i počet atomů kovu a násobnými číslovkovými předponami počet zbytků kyseliny**. Název zbytku kyseliny se zapisuje do závorky. Násobné číslovkové předpony jsou např.:

bis-	2x	hexakis-	6x
tris-	3x	heptakis-	7x
tetrakis-	4x	oktakis-	8x
pentakis-	5x	nonakis-	9x

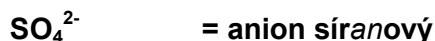


Podstatná jména názvů solí polykyselin obsahují informaci o počtu atomů prvku X ve zbytku kyseliny v podobě číslovkové předpony:



### 2.5.6. Názvosloví aniontů kyslíkatých kyselin.

Název aniontu kyslíkaté kyseliny je složený z podstatného jména anion a přídavného jména. **Přídavné jméno** názvu aniontu **obsahuje informaci o českém názvu prvku X** (základ přídavného jména) **a velikosti jeho oxidačního čísla** (přípona přídavného jména). Slovo je zakončené příponou **-ový**, která mění podstatné jméno na přídavné:



### 2.6. Otázky a úkoly.

1. Vypočítejte oxidační čísla a určete názvy těchto dvouprvkových sloučenin (-idů):

CaO, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, PtO<sub>2</sub>, Mo<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ReO<sub>3</sub>, Ti<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SbO<sub>2</sub>, BrO<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub>, Cs<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O, In<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SiO<sub>2</sub>, Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MnO, Cu<sub>2</sub>O, Mo<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Ru<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, UO, Ag<sub>2</sub>O, Au<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ru(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, LiOH, Cu(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, CsOH, Ra(OH)<sub>2</sub>, As<sub>2</sub>S<sub>5</sub>, B<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, IrS<sub>2</sub>, US<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>S, TiS<sub>2</sub>, WS<sub>2</sub>, In<sub>2</sub>Te<sub>3</sub>, SiTe<sub>2</sub>, Tl<sub>2</sub>Se, SrSe, Bi<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, Li<sub>3</sub>N, SbF<sub>5</sub>, SbCl<sub>3</sub>, BaCl<sub>2</sub>, Ir(OH)<sub>4</sub>, FeCl<sub>2</sub>, KCN, AlN, TlF<sub>3</sub>, BBr<sub>3</sub>, Au(CN)<sub>3</sub>, MnCl<sub>4</sub>, OsF<sub>8</sub>, Bi<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Ga(OH)<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>.

2. Z následujícího přehledu vyberte libovolné podstatné jméno a připojte k němu libovolné přídavné jméno. K takto vytvořeným názvům utvořte vzorce. Při tvorbě názvů berte v úvahu reálnost existence sloučenin (např. podle hodnot oxidačních čísel).

Podstatná jména: oxid, hydroxid, fluorid, sulfid, chlorid, nitrid, bromid, selenid, jodid, tellurid, kyanid.

Přídavná jména: antimoničný, antimonitý, dusný, dusnatý, dusičitý, dusičný, sírový, siřičitý, tellurový, iriditý, vápenatý, železnatý, železitý, niobičný, titaničitý, wolframový, arsenitý, arseničný, mědný, měďnatý, platnatý, draselný, mangannatý, manganitý, manganičitý, stříbrný, boritý, bromičný, bromový, bromistý, bromitý, bromný, chlorný, chloritý, chlorečný, chloristý, jodičný, osmičelý, bismutičný, bismutitý, manganistý, sodný, rubidný, beryllnatý, hořečnatý, strontnatý, barnatý, radnatý, hafničitý, vanadičný, hlinitý, chromnatý, chromitý, chromový, fosforitý, fosforečný, kobaltnatý, kobaltitý, kademnatý, zlatitý, zinečnatý, rtuťný, rtuťnatý, olovnatý, olovičitý.

3. Vypočítejte oxidační čísla a určete názvy těchto kyselin:

$H_3PO_3$ ,  $H_2MnO_4$ ,  $HBrO_3$ ,  $HClO_4$ ,  $H_2SeO_4$ ,  $H_5IO_6$ ,  $HVO_3$ ,  $HAuO_2$ ,  $HMnO_4$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO_3$ ,  $HI$ ,  $H_2S$ ,  $HF$ ,  $H_2Te$ ,  $HCl$ ,  $H_2Se$ ,  $HBr$ ,  $H_2Po$ ,  $HClO$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $H_4SiO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2S_2O_5$ ,  $HPO_3$ ,  $H_3AsO_4$ ,  $H_3AsO_3$ ,  $HAsO_2$ ,  $HAsO_3$ ,  $H_2Si_2O_5$ ,  $HBO_2$ ,  $H_3BO_3$ ,  $HNO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2CrO_4$ ,  $H_2Cr_2O_7$

4. Z následujícího přehledu vyberte libovolné přídavné jméno a připojte jej k podstatnému jménu "kyselina". K takto vytvořeným názvům kyselin utvořte vzorce:

Přídavná jména: fosforná, boritá, chromová, chlorná, bromitá, jedná, wolframová, osmičelá, dusitá, uhličítá, dusičná, siřičitá, chloritá, sírová, chloristá, fosforitá, bromičná, chlorečná, manganová, manganistá, hexahydrogentellurová, trihydrogenboritá, tetrahydrogenkřemičitá, trihydrogenfosforečná, telluričitá, trihydrogenfosforečná, pentahydrogenjodičná, trihydrogenarsenitá, dihydrogendichromová, dihydrogendisiřičitá, trihydrogenarseničná, pentahydrogenfosforečná, hexahydrogendikřemičitá.

5. Vypočítejte oxidační čísla a určete názvy těchto solí:

$Be(NO_3)_2$ ,  $NaClO_2$ ,  $Cs_2CO_3$ ,  $K_2BeO_2$ ,  $CaHPO_4$ ,  $Ge(SO_4)_2$ ,  $Mg_2SnO_4$ ,  $NH_4HCO_3$ ,  $K_3AsO_4$ ,  $Ag_3AsO_3$ ,  $Na_2PbO_3$ ,  $Bi_2(CO_3)_3$ ,  $CaTiO_3$ ,  $BaSO_4$ ,  $Pb(SO_4)_2$ ,  $PbSO_4$ ,  $Na_3BiO_4$ ,  $Cr(NO_3)_3$ ,  $KCrO_2$ ,  $Ba_2CoO_4$ ,  $SrCrO_4$ ,  $Ba(MnO_4)_2$ ,  $BaMnO_4$ ,  $Ba(NO_3)_2$ ,  $KMnO_4$ ,  $K_2MnO_4$ ,  $CaMnO_3$ ,  $Ca(NbO_3)_2$ ,  $BaFeO_4$ ,  $Au_2(SeO_4)_3$ ,  $Zr(NO_3)_3$ ,  $Cu_2SO_4$ ,  $CuSO_4$ ,  $AgHSO_4$ ,  $MgS_2O_7$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $K_2H_2P_2O_7$ ,  $Ca(H_2PO_4)_2$ .

6. Z následujícího přehledu vyberte libovolné podstatné jméno a připojte k němu libovolné přídavné jméno. K takto vytvořeným názvům solí utvořte vzorce.

Podstatná jména: dusičnan, siřičitan, fosforan, fosforečan, bromičnan, jodičan, chloristan, telluran, selenan, mangannan, manganan, manganistan, síran, hydrogensíran, uhličitan, hydrogenuhličitan, fosforitan, hydrogenfosforečan, chlorečan, dihydrogenfosforečan, boritan, dihydrogenboritan, chroman.

Přídavná jména: draselný, gallitý, kobaltnatý, hořečnatý, barnatý, thalný, beryllnatý, mědný, kademnatý, sodný, olovnatý, ceričitý, železitý, železnatý, zlatitý, vápenatý, cesný, lithný, antimonitý, inditý, rubidný, hlinitý, měďnatý, stříbrný, thalitý, manganitý, rtuťný, amonný, olovičitý, strontnatý, boritý.

7. Utvořte vzorce těchto solí: boritan trisodný, tetraboritan disodný, dichroman didraselný, trifosforečan pentadraselný, diarseničan hořečnatý, difosforečan dihořečnatý, disiřičitan didraselný, heptamolybdenan trivápenatý, trihydrogenjodistan disodný, bis(hydrogenuhličitan) vápenatý, tris(síran) dizlatitý.

### 3. Vyjadřování hmotnosti strukturních jednotek a množství látek.

#### 3.1. Vyjadřování hmotnosti strukturních jednotek.

Hmotnost strukturních jednotek (atomů, molekul a iontů) je velmi malá, např.:  $m(^1\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-27}$  kg,  $m(^{12}\text{C}) = 1,99 \cdot 10^{-26}$  kg,  $m(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26}$  kg,  $m(\text{CuO}) = 1,31 \cdot 10^{-25}$  kg,  $m(\text{H}_2\text{CO}_3) = 1,02 \cdot 10^{-25}$  kg. Počítání s tak malými hodnotami hmotnosti je nepraktické a nepohodlné. Proto chemici definovali zvláštní veličinu, kterou hmotnost strukturních jednotek vyjadřují.

**Veličina:** relativní hmotnost (atomová nebo molekulová).

**Značka veličiny:**  $A_r$  (pro relativní atomovou hmotnost)  $M_r$  (pro relativní molekulovou hmotnost).

**Definice veličiny:** relativní hmotnost vyjadřuje, kolikrát je hmotnost strukturní jednotky (atomu, molekuly nebo iontu) větší než atomová hmotnostní konstanta  $m_u$ .

**Veličinná rovnice:**

$$A_r = \frac{m(X)}{m_u} \quad M_r = \frac{m(XY)}{m_u}$$

**Atomová hmotnostní konstanta ( $m_u$ ):** je hmotnost 1/12 hmotnosti atomu uhlíku  $^{12}\text{C}$ .

**Platí:**

$$m_u = \frac{m(^{12}\text{C})}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

**Relativní hmotnost je bezrozměrová veličina.** Nemá jednotku. Pro výpočet skutečné hmotnosti strukturní jednotky platí veličinná rovnice:

$$m(X) = m_u \cdot A_r(X), \text{ popř.: } m(XY) = m_u \cdot M_r(XY)$$

Relativní atomová hmotnost každého prvku je uvedena v tabulkách PSP. Relativní molekulovou hmotnost lze vypočítat sečtením všech relativních hmotností všech atomů v molekule. Vzhledem k nepatrné hmotnosti elektronů je relativní hmotnost jednoatomových iontů považována za relativní atomovou hmotnost a relativní hmotnost víceatomových iontů za relativní molekulovou hmotnost.

#### 3.2. Vyjadřování množství látek.

Rovněž pro vyjádření a určení množství látky používají chemici zvláštní veličinu, která je zařazena mezi sedm základních fyzikálních veličin.

**Veličina:** látkové množství.

**Značka veličiny:**  $n$

**Jednotka veličiny:** mol

**Značka jednotky veličiny:** mol

**Definice jednotky:** 1 mol je takové množství látky, které obsahuje  $6,022 \cdot 10^{23}$  strukturních jednotek této látky. Tento počet strukturních jednotek v jednom molu kterékoliv látky se nazývá **AVOGADROVA konstanta  $N_A$** .

Platí:  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  **strukturních jednotek/mol.**

Mezi určitým celkovým počtem strukturních jednotek v soustavě **N**, AVOGADROVOU konstantou  $N_A$  a látkovým množstvím **n** platí:

$$N = N_A \cdot n$$

$$N_A = \frac{N}{n} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

Protože je technicky neproveditelné odpočítávat strukturní jednotky a tak přímo odebrat z daného celku určité požadované látkové množství (= určitý požadovaný počet molů látky), je nutné umět látkové množství (= určitý počet strukturních jednotek) získat nepřímo – měřením hmotnosti látky (= vážením). K tomu je nutné znát (= umět zjistit) hmotnost jednoho molu dané látky a znát veličinovou rovnici vyjadřující vztah mezi látkovým množstvím a hmotností látky. **Veličina vyjadřující hmotnost jednoho molu látky se nazývá molární hmotnost.**

**Veličina:** molární hmotnost

**Značka veličiny:** **M**

**Definice veličiny:** molární hmotnost vyjadřuje hmotnost jednoho molu dané látky.

**Veličinná rovnice:**  $M = \frac{m}{n}$

**Jednotka veličiny:** g/mol (g.mol<sup>-1</sup>)

**Platí:** Hodnota molární hmotnosti látky (pokud je vyjádřena jednotkou g/mol !!) se číselně rovná relativní atomové nebo relativní molekulové hmotnosti této látky.

Podobně nelze napočítat k večeři např. 5.000 zrněk rýže (= požadované množství rýže [= **látkové množství**]). Lze však vypočítat, kolik 5.000 zrněk rýže váží (= **hmotnost**) a navážením vypočítané hmotnosti požadovaný počet zrněk získat. K tomu je třeba znát hmotnost jednoho zrnka (= **molární hmotnost**):

$$m(\text{hmotnost } 5.000 \text{ zrněk}) = n(\text{množství } 5.000 \text{ zrněk}) \cdot M(\text{hmotnost } 1 \text{ zrnka})$$

Pozn. Při řešení příkladů s použitím veličinových rovnic je vhodné dodržovat postup, který lze shrnout do několika kroků:

1. Uvědomit si, **co mám spočítat** (= určit počítanou veličinu).
2. Rozhodnout, **jak to budu počítat** (= určit a napsat veličinovou rovnici, odpovídající dané problematice).
3. **Zapsat údaje** (= hodnoty veličin a jejich jednotky), **které jsou pro výpočet známé a také ty, které je nutné zjistit** (např. z tabulek).
4. **Provést výpočet** (= dosadit do veličinové rovnice zjištěné hodnoty veličin i jejich jednotky a provést předepsané matematické operace s nimi).
5. **Zapsat odpověď**.

### 3.3. Otázky a úkoly.

1. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost hliníku, jestliže hmotnost jednoho atomu hliníku je  $4,48 \cdot 10^{-26}$  kg. (26,98)
2. Vypočítejte hmotnost atomu beryllia, jestliže jeho relativní atomová hmotnost je 9,01. ( $1,49 \cdot 10^{-26}$  kg)
3. Vypočítejte hmotnost 2,5 molu uhličitanu vápenatého. (250 g)
4. Vypočítejte látkové množství hydroxidu sodného o hmotnosti 80 g. (2 mol)
5. Kolik strukturních jednotek je obsaženo v:
  - a) 5 molech uhlíku? ( $30,11 \cdot 10^{23}$ )
  - b) 0,5 molu mědi? ( $3 \cdot 10^{23}$ )
  - c) 10 molech oxidu uhličitého? ( $6,022 \cdot 10^{24}$ )
  - d) 1/25 molu kyseliny sírové? ( $2,4088 \cdot 10^{22}$ )
6. Jaké látkové množství představuje:
  - a)  $10^{23}$  atomů? ( $1,66 \cdot 10^{-1}$  molu)
  - b)  $1,2 \cdot 10^{24}$  atomů? (2 moly)
  - c)  $0,6022 \cdot 10^{23}$  molekul? (0,1 molu)
  - d)  $3 \cdot 10^{22}$  molekul? (0,05 molu)
7. Vypočítejte látkové množství:
  - a) 56 g molekulového dusíku. (2 moly)
  - b) 25,6 g síry. (0,8 molu)
  - c) 0,802 g vápníku. (0,02 molu)
  - d) 40 g hydroxidu sodného. (1 mol)
8. Vypočítejte hmotnost:
  - a) 0,01 molu kyseliny sírové. (0,981 g)
  - b) 0,25 molu molekulového kyslíku. (8 g)
  - c) 2 molů uhličitanu vápenatého. (200 g)
  - d) 1,4 molu stříbra. (151,2 g)
9. Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost:
  - a) oxidu měďnatého. (80)
  - b) manganistanu draselného. (316,1)
  - c) hydroxidu železitého. (106,9)
  - d) molekulového dusíku. (28)
10. Vypočítejte molární hmotnost:
  - a) kyseliny sírové. (98 g/mol)
  - b) dusičnanu stříbrného. (169,9 g/mol)
  - c) hydroxidu vápenatého. (74,78 g/mol)
  - d) pentahydrátu síranu měďnatého. (249,56 g/mol)
11. Počet atomů vápníku je  $1,5 \cdot 10^{23}$ . Vypočítejte:
  - a) látkové množství vápníku. (0,25 molu)
  - b) hmotnost tohoto látkového množství. (10,02 g)
  - c) molární hmotnost vápníku. (40,1 g/mol)
12. Hmotnost vody je 720 g. Vypočítejte:
  - a) molární hmotnost vody. (18 g/mol)
  - b) látkové množství vody. (40 molů)
  - c) počet molekul v tomto látkovém množství. ( $2 \cdot 10^{25}$ )
13. Kolik atomů obsahují 4 g helia? ( $6,022 \cdot 10^{23}$ )
14. Vypočítejte látkové množství 21,6 g hliníku. (0,8 molu)
15. Vypočítejte hmotnost  $2,7 \cdot 10^{22}$  molekul oxidu uhličitého. (2 g)



16. Vypočítejte:

a) hmotnost jedné molekuly oxidu železitého.

b) hmotnost jednoho molu oxidu železitého.

## 4. Chemické vzorce. Výpočty z chemických vzorců.

### 4.1. Druhy chemických vzorců a jejich význam.

**Chemický vzorec je zápis informující o složení molekul nebo iontů. Je sestaven ze značek prvků a číselných indexů.** Vzorce iontů obsahují i matematická znaménka určující kvalitu elektrického náboje. **Podle množství informací, které vzorce o molekule nebo iontu poskytují, se rozlišují 4 základní druhy chemických vzorců: stechiometrické, molekulové, racionální a strukturní.**

**1. Stechiometrický (= empirický) vzorec – udává, které atomy a v jakém poměru jsou ve strukturní jednotce obsažené,** např.: HO, CH<sub>2</sub>O, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, NO<sub>2</sub>. Neposkytuje informaci o skutečném počtu atomů v molekule nebo složeném iontu.

**2. Molekulový (= souhrnný) vzorec – udává druh a skutečný počet atomů ve strukturní jednotce.** Lze z něho vypočítat relativní molekulovou (= molární) hmotnost. V mnoha případech jsou stechiometrické a molekulové vzorce strukturních jednotek shodné, např.:

stechiometrický vzorec	molekulový vzorec
H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
CO	CO
CO <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>

V některých případech však jsou stechiometrické a molekulové vzorce strukturních jednotek odlišné, např.:

stechiometrický vzorec	molekulový vzorec
HO	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
CH <sub>2</sub> O	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>
CH <sub>3</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>

**3. Racionální (= funkční) vzorec – vyznačuje charakteristické (= funkční) skupiny.** V některých případech teprve racionální vzorec umožňuje vytvořit si správnou představu o uspořádání atomů ve strukturní jednotce a pojmenování strukturní jednotky (= látky). V případě organických sloučenin znázorňuje i nejdůležitější chemické vazby vazebnými čárkami, např.:

molekulový vzorec	racionální vzorec
H <sub>2</sub> CaO <sub>2</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>
CH <sub>4</sub> O	CH <sub>3</sub> -OH
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> -COOH
N <sub>2</sub> MgO <sub>6</sub>	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>

**4. Strukturní (= konstituční) vzorec – znázorňuje všechny chemické vazby vazebnými čárkami.** Existuje několik druhů strukturního vzorce:

a) **obyčejný strukturní vzorec**

b) **elektronový strukturní vzorec** – znázorňuje i volné elektronové páry valenčními čárkami

c) **geometrický strukturní vzorec** – ukazuje skutečné rozmístění atomů v prostoru.

## 4.2. Výpočty z chemických vzorců.

Chemické vzorce (zejména molekulový a racionální) mají i kvantitativní význam. **Molekulový** (resp. **racionální**) **vzorec udává 1 mol dané látky. Číselné indexy** (vyjadřující počty atomů nebo skupin atomů v jedné molekule nebo složeném iontu) **udávají počty molů daného prvku** (nebo skupiny prvků) **v jednom molu sloučeniny**, např.:

molekulový vzorec  $\text{H}_2\text{SO}_4$  informuje, že 1 mol kyseliny sírové obsahuje 2 moly vodíku, 1 mol síry a 4 moly kyslíku.

**Z molekulového (popř. racionálního) vzorce lze vypočítat hmotnostní podíl jednotlivých prvků ve sloučenině, popř. hmotnostní podíl určité látky v celkové hmotnosti všech látek v soustavě.**

Ve všech výpočtech tohoto typu zjišťujeme hmotnostní podíl části vůči celku. Přitom část i celek mohou mít různá pojmenování:

část (č)	-	celek (C)
prvek (p)	-	sloučenina (SI)
rozpuštěná látka (r)	-	roztok (R)
složka (s)	-	soustava (S)

**Základní veličinou umožňující tyto výpočty je hmotnostní zlomek  $w$ .**

**Veličina: hmotnostní zlomek**

**Značka veličiny:  $w$**

**Definice veličiny: hmotnostní zlomek vyjadřuje podíl hmotnosti prvku (části, rozpuštěné látky, složky) na hmotnosti sloučeniny (celku, roztoku, soustavy).**

**Veličinná rovnice:** 
$$w(\check{c}) = \frac{m(\check{c})}{m(C)}$$

**Hmotnostní zlomek je bezrozměrová veličina.** Nemá jednotku. Vynásobením hmotnostního zlomku číslem 100 je hmotnostní zlomek vyjádřen % hmotnosti prvku ve sloučenině (% hmotnosti části v celku, % hmotnosti rozpuštěné látky v roztoku). Je-li hmotnost sloučeniny (celku, roztoku) rovna 100 jednotek hmotnosti (např. g, kg), potom % hmotnosti udává hmotnost prvku (části, rozpuštěné látky) ve 100 jednotkách hmotnosti sloučeniny (celku, roztoku).

Veličinnou rovnicí, která je matematickým vyjádřením definice hmotnostního zlomku, je výhodné používat v upraveném tvaru, který umožňuje používat veličiny, jejichž hodnoty jsou snadno dostupné z tabulky PSP a z molekulového (popř. racionálního) vzorce. Protože platí, že:

$$m = n \cdot M$$

Ize napsat:

$$w(\check{c}) = \frac{n(\check{c}) \cdot M(\check{c})}{n(C) \cdot M(C)}$$

Uvedené veličinné rovnice umožňují i **výpočet stechiometrického vzorce sloučeniny  $\text{AxByCz}$** . K výpočtu stechiometrického vzorce je nutné znát:

1. hmotnostní zlomky prvků ve sloučenině:  $x : y : z = \frac{w(A)}{M(A)} : \frac{w(B)}{M(B)} : \frac{w(C)}{M(C)}$

2. hmotnosti prvků ve sloučenině:  $x : y : z = \frac{m(A)}{M(A)} : \frac{m(B)}{M(B)} : \frac{m(C)}{M(C)}$

3. látková množství prvků:  $x : y : z = n(A) : n(B) : n(C)$

Pokud jsou známe poměry hmotností  $m(A) : m(B) : m(C)$ , potom pro výpočet stechiometrického vzorce platí:

4. poměry hmotností prvků:  $x : y : z = \frac{m(A)}{M(A)} : \frac{m(B)}{M(B)} : \frac{m(C)}{M(C)}$

Je-li znám stechiometrický vzorec i relativní molekulová hmotnost (popř. molární hmotnost), lze vypočítat molekulový (= souhrnný) vzorec. Platí, že **relativní molekulová hmotnost je celistvým násobkem relativní hmotnosti stechiometrického vzorce**. Stejně velkým násobkem je potom i molekulový vzorec ve srovnání se vzorcem stechiometrickým.

Pozn.

Při řešení příkladů s použitím veličinových rovnic je vhodné dodržovat postup, který lze shrnout do několika kroků:

1. Uvědomit si, **co mám spočítat** (= určit počítanou veličinu). V chemickém vzorci **označit prvek a sloučeninu (část a celek)**.
2. Rozhodnout, **jak to budu počítat** (= určit a napsat veličinovou rovnici, odpovídající dané problematice).
3. **Zapsat údaje** (= hodnoty veličin a jejich jednotky), které jsou pro výpočet známe a také ty, které je nutné zjistit (např. z tabulek).
4. **Provést výpočet** (= dosadit do veličinové rovnice zjištěné hodnoty veličin i jejich jednotky a provést předepsané matematické operace s nimi).
5. **Zapsat odpověď**.

### 4.3. Otázky a úkoly.

1. Určete hmotnostní zlomek olova v síranu olovnatém a vyjádřete jej v procentech. (0,6833, 68,33 %)
2. Vypočítejte hmotnost bezvodého síranu sodného, získaného vysušením 0,5 kg dekahydrátu síranu sodného. (220,34 g)
3. Vypočítejte hmotnost železa obsaženého ve 4,64 t magnetovce. (3,35 t)
4. Vypočítejte procentový obsah vody v dihydrátu síranu vápenatého. (20,93 %)
5. Vypočítejte procentové složení:
  - a) uhličitanu vápenatého. (40 % Ca, 12 % C, 48 % O)
  - b) síranu měďnatého. (39,8 % Cu, 20,1 % S, 40,1 % O)
  - c) ethinu. (92,3 % C, 7,7 % H)
6. Kolik procent vody obsahuje:
  - a) dekahydrát uhličitanu sodného? (62,93 %)
  - b) hexahydrát chloridu hořečnatého? (53,2 %)
  - c) pentahydrát síranu hořečnatého? (38,08 %)

7. Vyjádřete hmotnostními zlomky složení uhličitanu hořečnatého. (29 % Mg, 14 % C, 57 % O)
8. Kolik procent železa obsahuje  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ? (72,36 %)
9. Kolik procent síranu měďnatého a kolik procent vody obsahuje pentahydrát síranu měďnatého? (63,92 % síranu měďnatého, 36,08 % vody)
10. Vzorec minerálu beryl je  $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ . Vypočítejte procentové složení tohoto minerálu. (5,09 % Be, 10,04 % Al, 31,35 % Si, 53,58 % O)
11. Vypočítejte hmotnostní zlomek síry v pyritu a hmotnosti železa i síry v 500 gramech tohoto minerálu. (0,5345 % S, 232,75 g Fe, 267,25 g S)
12. Vypočítejte hmotnost draslíku, síry a kyslíku v 10 gramech síranu draselném. (4,49 g K, 1,84 g S, 3,87 g O)
13. Vypočítejte hmotnost krystalové vody v 15 gramech modré skalice. (5,41 g)
14. Vypočítejte procentový obsah hliníku v kaolinitu, jehož molekulový vzorec je  $\text{Al}_4(\text{OH})_8(\text{Si}_4\text{O}_{10})$ . (20,90 % Al)
15. Vypočítejte stechiometrický vzorec (a pokud lze, určete i název) sloučeniny, jejíž molekula obsahuje:
- 79,9 % Cu a 20,1 % S. ( $\text{Cu}_2\text{S}$ )
  - 75 % Ag a 25 % Cl. ( $\text{AgCl}$ )
  - 1,5 % H, 56,4 % As a 42,1 % O. ( $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$ )
  - 30,75 % K, 25,21 % S a 44,04 % O.
  - 39,14 % C, 8,70 % H a 52,16 % O.
  - 32,43 % Na, 22,55 % S a 45,02 % O.
  - 19,87 %  $\text{Fe}^{3+}$ , 51,27 %  $\text{SO}_4^{2-}$  a 28,85 % vody. ( $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ )
  - 14,08 % K, 8,75 % Mg, 38,92 % Cl a 38,88 % vody. ( $\text{KMgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ )
  - 20,66 % Fe, 39,39 % Cl a 39,95 % vody. ( $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ )
  - 46,55 % Fe a 53,45 % S.
  - 32,8 % Na, 12,9 % Al a 54,3 % F.
  - 5,8 % H a 94,2 % O. ( $\text{HO} = \text{H}_2\text{O}_2$ )
  - 21,84 % Mg, 27,83 % P a 50,33 % O.
  - 52,57 % Cl a 47,43 % O.
  - 16,7 % Al, 19,0 % Na, 17,5 % Si, 7,2 % Cl a zbytek je kyslík.
  - 40,00 % Ca, 12 % C a 48,0 % O. ( $\text{CaCO}_3$ )
  - 42,9 % C a 57,1 % O. ( $\text{CO}$ )
  - 54,62 % Pb, 12,67 % C, 1,59 % H, 16,87 % O a 14,25 % vody.
  - 80,14 % Pb, 3,1 % C, 0,26 % H a zbytek je kyslík.
  - 60,00 % C, 13,35 % H a zbytek je kyslík
16. Vypočítejte stechiometrický vzorec (a pokud lze, určete i název) sloučeniny, jejíž molekula obsahuje:
- $w(\text{C}) = 0,4$ ,  $w(\text{H}) = 0,065$  a zbytek je kyslík. ( $\text{CH}_2\text{O}$ )
  - $w(\text{Si}) = 0,4675$  a  $w(\text{O}) = 0,5325$ .
  - $w(\text{K}) = 0,4246$ ,  $w(\text{Fe}) = 0,1516$ ,  $w(\text{C}) = 0,2282$  a zbytek je kyslík.
  - $w(\text{Mg}) = 0,2185$ ,  $w(\text{P}) = 0,2783$  a  $w(\text{O}) = 0,5032$ .
17. Vypočítejte:
- procentuální obsah fosforu v bis(fosforečnanu) trivápenatém. (20 %)
  - hmotnost fosforu obsaženého v 50 tunách této látky. (10 t)
  - kolik tun této látky je třeba k výrobě 7,6 tuny fosforu. (38 t)
18. Vypočítejte stechiometrický vzorec (a pokud lze, určete i název sloučeniny), když bylo zjištěno, že zkoumaný vzorek obsahuje:
- 0,014 g C, 0,00233 g H a 0,01867 g O. ( $\text{CH}_2\text{O}$ )
  - 1,22 g K, 1,11 g Cl a 1,5 g O. ( $\text{KClO}_3$ )
  - 5,408 g Pb, 0,731 g N a 2,506 g O. ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ )
  - 1,4 g N, 0,4 g H, 0,6 g C a 2,4 g O. ( $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ )

e) 0,0003 g C, 0,0008 g S, 0,0007 g N a 0,0001 g H.

19. Vypočítejte hmotnostní zlomky draslíku, síry a kyslíku v síranu draselném. (44,87 % K, 18,4 % S a 36,72 % O)
20. Vypočítejte hmotnost síry ve 200 g pyritu, který obsahuje 15 % nečistot.
21. Vypočítejte hmotnost bezvodého síranu měďnatého obsaženého ve 12 gramech jeho pentahydrátu, jehož čistota je 98,2 %.
22. Jaký bude úbytek hmotnosti, jestliže budete 2,614 gramu dihydrátu chloridu barnatého zahřívat do vzniku bezvodé soli?
23. Vypočítejte hmotnost bezvodého síranu měďnatého obsaženého v 50 gramech jeho pentahydrátu.
24. Vypočítejte hmotnost dusičnanu amonného, který obsahuje 45 kg dusíku.
25. Určete stechiometrický vzorec manganu, víte-li, že 1,48 g oxidu obsahuje 1,03 g manganu.
26. O kolik procent se změní obsah mědi úplnou dehydratací modré skalice?
27. Vypočítejte hmotnost vápníku a fosforu v *bis*(fosforečnanu) trivápenatém, jehož hmotnost je 100 kg.
28. Hmotnostní poměry prvků ve sloučenině jsou  $m(\text{C}) : m(\text{H}) : m(\text{O}) = 6 : 1 : 8$ . Relativní molekulová hmotnost je 180. Vypočítejte empirický a molekulový vzorec.
29. Vypočítejte empirický i molekulový vzorec sloučeniny, v jejíž molekule je hmotnostní poměr  $m(\text{C}) : m(\text{N}) : m(\text{H}) = 6 : 7 : 2$  a molární hmotnost této látky je 60,0995 g/mol.
30. Vypočítejte empirický vzorec sloučeniny, v jejíž molekule je hmotnostní poměr prvků:
  - a)  $m(\text{C}) : m(\text{H}) : m(\text{O}) = 18 : 3 : 8$ .
  - b)  $m(\text{C}) : m(\text{O}) : m(\text{Cl}) = 3 : 4 : 18$ .
  - c)  $m(\text{As}) : m(\text{O}) = 25 : 8$ .
  - d)  $m(\text{Mn}) : m(\text{O}) = 1 : 1$ .
  - e)  $m(\text{Mg}) : m(\text{H}) : m(\text{C}) : m(\text{O}) = 1,01 : 0,083 : 1 : 4$
31. Vypočítejte empirický i molekulový vzorec sloučeniny, jejíž složení a relativní molekulová (popř. molární) hmotnost je:
  - a) 2,2 % H, 26,6 % C, 71,2 % O,  $M_r = 90,034$ .
  - b) 62,1 % C, 10,3 % H 27,6 % O,  $M_r = 58,08$  g/mol.
  - c) 85,8 % C, 14,2 % H,  $M_r = 56$ .
  - d) 82,8 % C, 17,2 % H,  $M_r = 58$ .
32. Vypočítejte molární hmotnost:
  - a) uhlíku, je-li jeho hmotnostní zlomek v uhlíčitanu sodném 11,3 %. (12 g/mol)
  - b) chloru, je-li jeho hmotnostní zlomek v chlorovodíku 0,97. (35,4 g/mol)
33. Vypočítejte stechiometrický vzorec oxidu  $\text{Mn}_x\text{O}_y$ , jestliže 2,06 gramu oxidu obsahuje 1,43 g manganu a 0,63 g kyslíku. ( $x = 2$ ,  $y = 3$ )
34. Vypočítejte:
  - a) hmotnostní zlomek kyslíku v síranu draselném. (0,37)
  - b) hmotnostní zlomky fosforu v *bis*(dihydrogenfosforečnanu) vápenatém, hydrogenfosforečnanu vápenatém a *bis*(fosforečnanu) trivápenatém. (26,5 %, 22,8 %, 20 %)
  - c) hmotnostní zlomek niklu v bezvodém síranu nikelnatém. (32%)
  - d) hmotnostní zlomky chromu a stříbra v chromanu stříbrném. (16 % Cr a 65 % Ag)

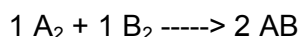
## 5. Chemické rovnice. Výpočty z chemických rovnic.

### 5.1. Druhy chemických rovnic a jejich význam.

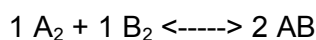
**Chemická rovnice je zápis o chemické reakci pomocí značek atomů a vzorců molekul a iontů. Chemické rovnice se zapisují podle ustálených pravidel:**

1. Značky a vzorce reaktantů se zapisují na levou stranu a značky a vzorce produktů na pravou stranu rovnice.

2. Mezi obě strany se píše symbol  $\text{---->}$ . Tímto symbolem je jednoznačně určen směr chemické přeměny, např.:



3. Probíhají-li v soustavě dvě opačné chemické reakce současně a obě se významně podílejí na složení soustavy (rovnovážné směsi), značí se tato skutečnost  $\text{<---->}$ , např.:



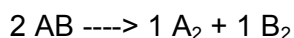
4. Nezbytnou součástí každé chemické rovnice jsou **čísla určující počty molů reaktantů a produktů**. Nazývají se **stechiometrické koeficienty**.

**Chemické rovnice se čtou podle ustálených pravidel:**

1. První znaménko + na levé straně rovnice se čte "reaguje s".

2. Další znaménka + na levé straně a všechna znaménka + na pravé straně rovnice jsou slučovací spojkou "a".

3. Symbol  $\text{---->}$  se čte "za vzniku". Pouze u rozkladných reakcí, např.:



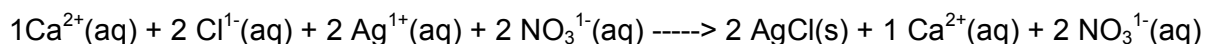
se symbol  $\text{---->}$  čte "se přeměňují na (rozkládají na)".

**Většinu chemických reakcí lze zapsat několika druhy chemických rovnic, které se od sebe liší množstvím informací poskytovaných o chemické reakce.**

**1. Obyčejná chemická rovnice:**  $1 CaCl_2 + 2 AgNO_3 \text{---->} 2 AgCl + 1 Ca(NO_3)_2$

**2. Stavová chemická rovnice:**  $1CaCl_2(aq) + 2 AgNO_3(aq) \text{---->} 2 AgCl(s) + 1 Ca(NO_3)_2(aq)$

**3. Úplná iontová rovnice:**



**4. Zkrácená iontová rovnice:**  $1 Ag^{1+}(aq) + 1 Cl^{1-}(aq) \text{---->} 1 AgCl(s)$

Zkrácená iontová rovnice respektuje skutečnost, že **některé strukturní jednotky přítomné v soustavě se chemicky nemění. Značky a vzorce těchto strukturních jednotek se ve zkrácené iontové rovnici nezapisují.**

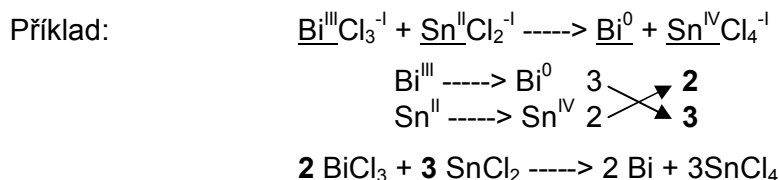
#### 5.1.1. Výpočet stochiometrických koeficientů v zápisech redoxních reakcí.

**Postup při výpočtu stochiometrických koeficientů v zápisech redoxních reakcí:**

1. Určit a napsat oxidační čísla všech atomů v zápise chemické reakce.

2. Podtržením značek prvků označit atomy nebo ionty, které podléhají oxidaci a redukci (= mění svá oxidační čísla).

3. Vyjádřit pomocnými zápisy oxidaci a redukci a určit velikost změn oxidačních čísel.
4. Určit počty atomů (nebo iontů) v pomocných zápisech tak, aby počet odevzdaných a přijatých elektronů byl stejný (= křížové pravidlo). Tím jsou určeny počty atomů nebo iontů podléhající redoxní přeměně na levé straně zápisu.
5. Vypočítat zbývající stechiometrické koeficienty podle podmínky stejného počtu atomů nebo iontů jednotlivých prvků na obou stranách zápisu.



### 5.1.2. Výpočet stechiometrických koeficientů v zápisech neredoxních reakcí.

**Postup při výpočtu stechiometrických koeficientů v zápisech neredoxních reakcí:**

1. Označit neznámé stechiometrické koeficienty v zápise písmeny.
2. Pro každý prvek nebo skupinu prvků zapsat rovnici vyjadřující rovnost počtu atomů nebo skupin atomů na obou stranách zápisu.
3. Jednu (libovolnou) z neznámých definicí stanovit rovnu jedné.
4. Ostatní stechiometrické koeficienty vypočítat ze sestavených rovnic.

Pozn. Tento postup výpočtu stechiometrických koeficientů je univerzální a lze jej použít pro výpočet stechiometrických koeficientů i v zápisech redoxních reakcí.



Bi:  $a = x$   
 Cl:  $3a + 2b = 4y$   
 Sn:  $b = y$

když platí:  $\underline{b = 1} \Rightarrow \underline{y = 1} \Rightarrow 3a + 2 = 4 \quad \underline{a = 2/3} \Rightarrow \underline{x = 2/3}$

Po vynásobení všech vypočítaných koeficientů třemi:

$$a = 2, b = 3, x = 2, y = 3$$

### 5.2. Výpočty z chemických rovnic.

Protože stechiometrické koeficienty v chemické rovnici udávají látková množství (= počty molů) reaktantů a produktů, a protože platí vztah:

$$n = \frac{m}{M}$$

**Ize z obyčejné, popř. stavové, chemické rovnice vypočítat:**

1. látkové množství reaktantů nebo produktů,
2. hmotnosti reaktantů nebo produktů.

**ad1) veličinová rovnice pro výpočet látkového množství reaktantů nebo produktů:**

$$n_1 = \frac{v_1}{v_2} \cdot n_2$$

**ad2) veličinová rovnice pro výpočet hmotnosti reaktantů nebo produktů:**

$$m_1 = \frac{v_1 \cdot M_1}{v_2 \cdot M_2} \cdot m_2$$

Číslem **1** jsou označené veličiny neznámé (počítané) látky. Číslem **2** jsou označené veličiny vztahující se k látce, o níž jsou známy údaje o jejím látkovém množství nebo hmotnosti. Symbol **v** označuje stechiometrický koeficient dané látky v chemické rovnici. Symboly **n**, **m** a **M** jsou symboly veličin **látkové množství**, **hmotnost** a **molární hmotnost**.

Je-li některá látka v soustavě (lhostejno zda reaktant nebo produkt) plynného skupenství, lze vypočítat i objem této látky.

Platí, že **jeden mol kterékoliv plynné látky zaujímá za normálních podmínek objem 22,414 l** (tzv. **normální molární objem  $V_{m,n}$** ) Normálními podmínkami jsou **teplota 0 °C (273,15 K) a tlak 101,325 kPa**.

Platí:  $V_{m,n} = 22,414 \text{ l/mol}$

Pro objem **V** a molární objem  **$V_m$**  platí:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

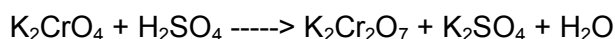
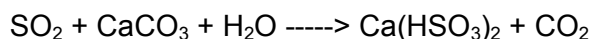
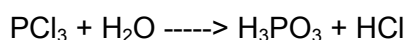
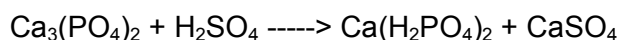
Pozn.

Při řešení příkladů s použitím veličinových rovnic je vhodné dodržovat postup, který lze shrnout do několika kroků:

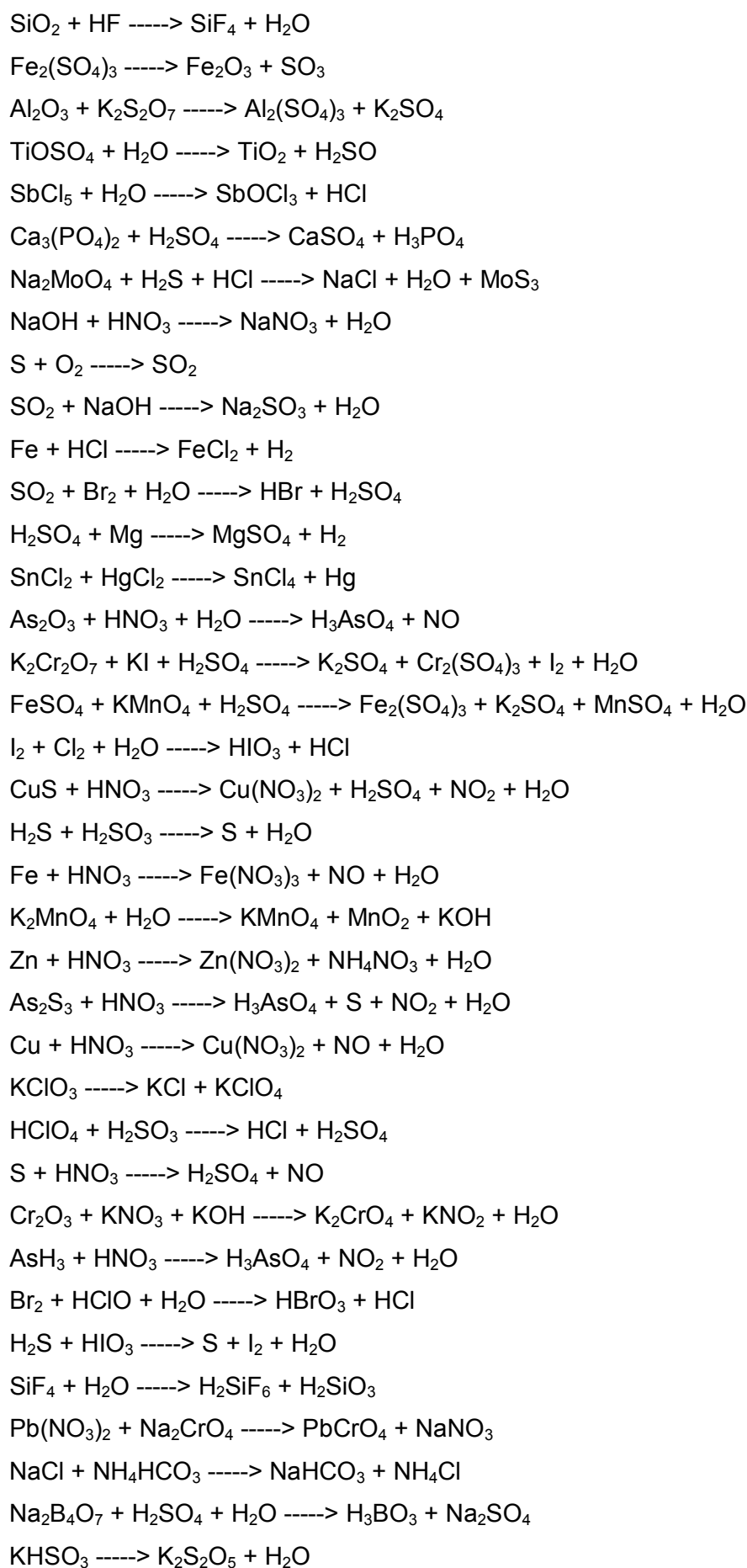
- 0.** Zapsat chemickou rovnici a podtržením značek nebo vzorců v ní označit látky **1** a **2**.
- 1.** Uvědomit si, **co mám spočítat** (= určit počítanou veličinu).
- 2.** Rozhodnout, **jak to budu počítat** (= určit a napsat veličinovou rovnici, odpovídající dané problematice).
- 3.** **Zapsat údaje** (= hodnoty veličin a jejich jednotky), **kteřé jsou pro výpočet známé a také ty, které je nutné zjistit** (např. z tabulek).
- 4.** **Provést výpočet** (= dosadit do veličinové rovnice zjištěné hodnoty veličin i jejich jednotky a provést předepsané matematické operace s nimi).
- 5.** **Zapsat odpověď**.

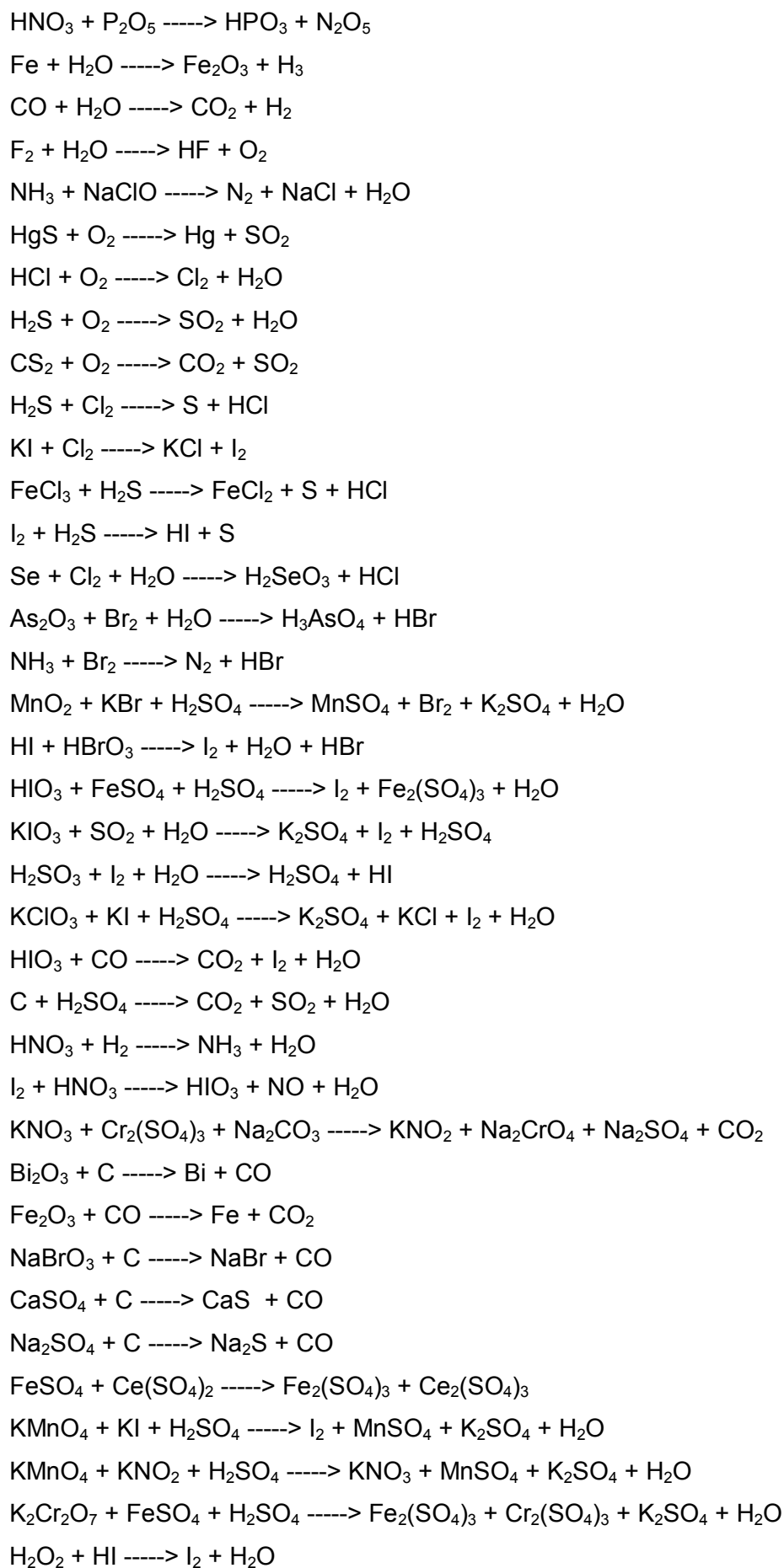
### 5.3. Otázky a úkoly.

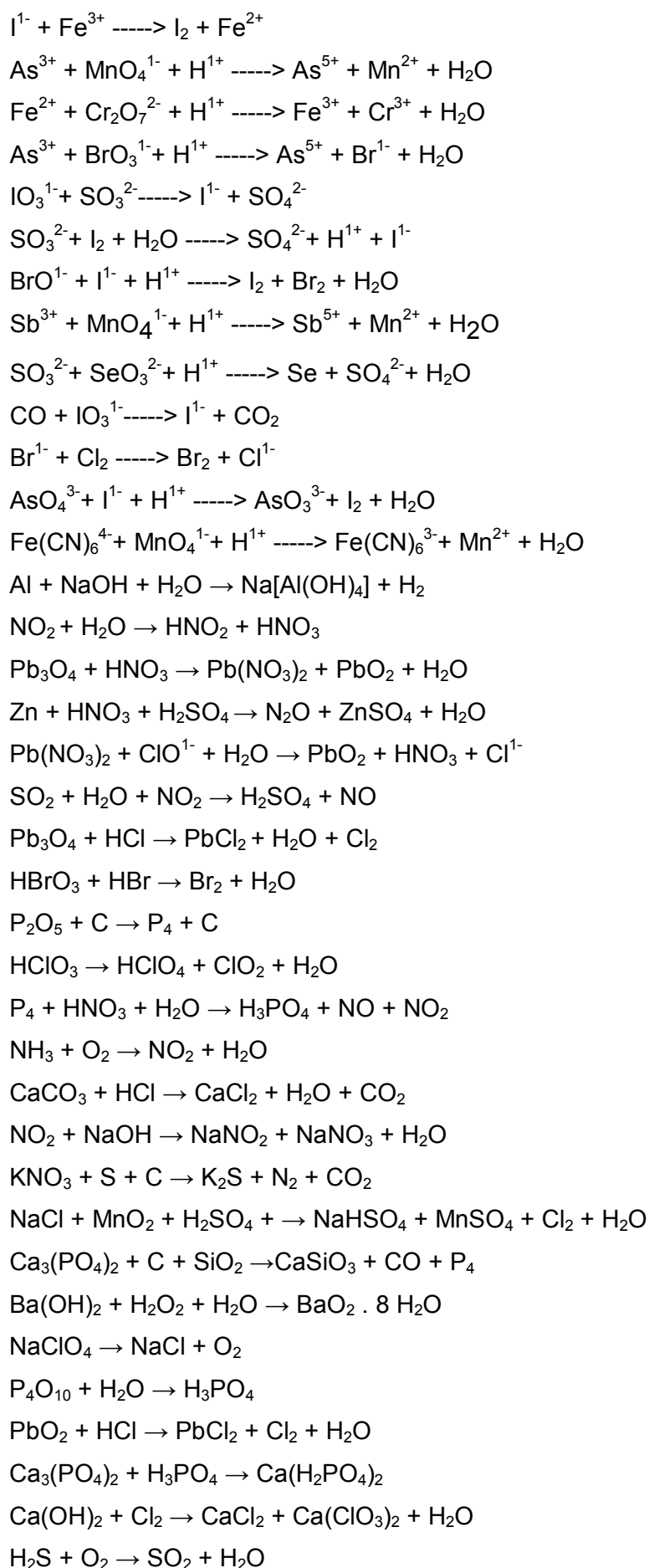
1. Vypočítejte stechiometrické koeficienty:

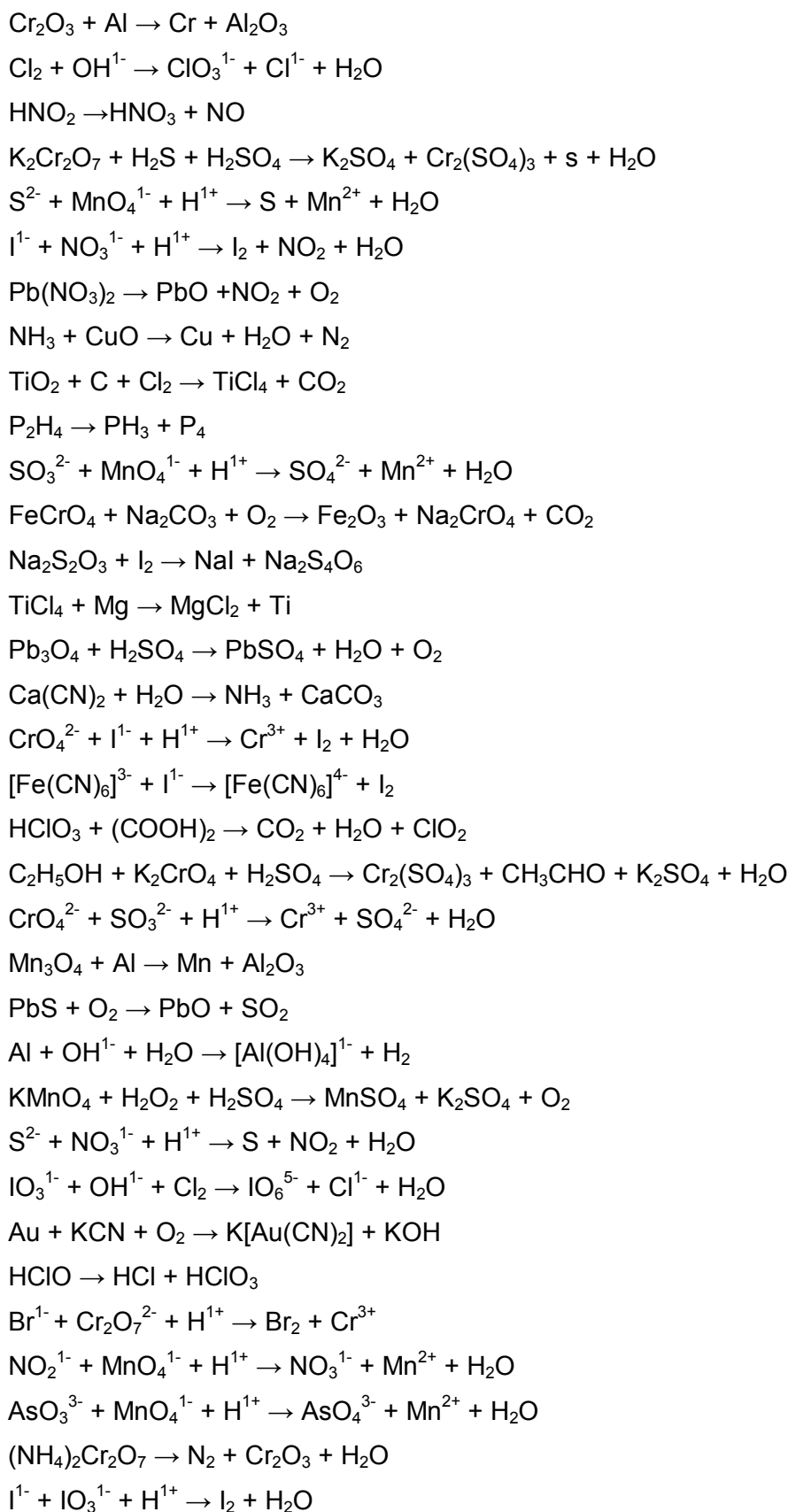












2. Hliník reaguje s kyselinou chlorovodíkovou za vzniku vodíku a chloridu hlinitého. Vypočítejte:
- hmotnost vodíku vzniklého reakcí 1 g hliníku s nadbytkem kyseliny chlorovodíkové. (0,11 g)
  - látkové množství hliníku potřebné k přípravě 1 molu vodíku. (0,67 molu)
  - hmotnost vodíku, který vznikne reaguje-li 0,01 molu hliníku s nadbytkem kyseliny chlorovodíkové.
  - hmotnost hliníku potřebnou k přípravě 5 molů vodíku.
3. Reakcí mědi s kyselinou dusičnou vzniká dusičnan měďnatý, oxid dusnatý a voda. Vypočítejte:
- látkové množství oxidu dusnatého vzniklého reakcí 0,05 molu mědi s nadbytkem kyseliny dusičné. (0,33 molu)
  - látkové množství dusičnanu měďnatého vzniklého reakcí 10 g mědi s nadbytkem kyseliny dusičné. (0,175 molu)
  - hmotnost dusičnanu měďnatého vzniklého reakcí 5 g mědi s nadbytkem kyseliny dusičné. (12,55 g)
4. Vypočítejte hmotnost třaskavého plynu vzniklého rozkladem 2 molů vody.
5. Vypočítejte látkové množství vody vzniklé redukcí 200 g oxidu měďnatého vodíkem. (2,5 molu)
6. Reakcí hořčíku s kyselinou sírovou vzniklo 36 g síranu hořečnatého. Vypočítejte hmotnosti reagujícího hořčíku a kyseliny sírové. (7,27 g Mg a 29,3 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
7. Vypočítejte hmotnosti uhličitanu sodného a chloridu vápenatého potřebné k získání 200 g uhličitanu vápenatého. (211,8 g Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> a 221,8 g CaCl<sub>2</sub>)
8. Lithium se slučuje s dusíkem za vzniku nitridu lithného. Vypočítejte látkové množství lithia potřebné k přípravě 20 g nitridu. (1,73 molu)
9. Vypočítejte hmotnost páleného vápna vzniklého rozkladem 50 tun vápence, jehož čistota je 90 %. (25,2 tuny)
10. Vypočítejte hmotnost oxidu uhličitého vzniklého spálením 500 tun uhlí, které obsahuje 90 % uhlíku.
11. Reakcí síry se železem vzniká sulfid železnatý. Vypočítejte hmotnosti síry i železa potřebné k přípravě 10 g sulfidu.
12. Hořením síry vzniká oxid siřičitý. Vypočítejte hmotnost síry potřebnou k přípravě 112 litrů oxidu siřičitého za normálních podmínek.
13. Vypočítejte hmotnost chlorečnanu draselného potřebnou k přípravě 100 litrů kyslíku tepelným rozkladem (měřeno za normálních podmínek). (364,6 g)
14. Vypočítejte objem ethinu vzniklého za normálních podmínek reakcí 16 g karbidu vápníku s nadbytkem vody. (5,6 l)
15. Vypočítejte hmotnost chromanu barnatého, který vznikne reakcí 0,5 g chloridu barnatého s nadbytkem chromanu draselného. (0,6 g)
16. Vypočítejte objem vodíku za normálního tlaku, který vznikne:
- reakcí 13 g zinku s nadbytkem kyseliny sírové. (4,48 litru)
  - reakcí 4,4 g sodíku s nadbytkem vody. (2,24 litru)
17. Vypočítejte objem chlorovodíku za normálních podmínek, který vznikne reakcí 10 g chloridu sodného s nadbytkem kyseliny sírové. (3,83 litru)
18. Vypočítejte hmotnost chloridu olovnatého, který vznikne reakcí 10 g dusičnanu olovnatého s nadbytkem kyseliny chlorovodíkové. (8,4 g)
19. Vypočítejte hmotnost chromu, který vznikne reakcí 15 g hliníku s nadbytkem oxidu chromitého. (28,9 g)
20. Vypočítejte hmotnost titanu, který lze získat z 15 g chloridu titaničitého reakcí s nadbytkem hořčíku. (3,79 g)

## 6. Roztoky.

**Roztoky jsou stejnorodé směsi bez ohledu na skupenství. Nejčastější a také nejznámější jsou roztoky kapalné. Kapalné roztoky vznikají smísením alespoň dvou látek, z nichž alespoň jedna je kapalného skupenství. Látka kapalného skupenství se nazývá rozpouštědlo. Ostatní látky jsou látky rozpuštěné (mohou být různého skupenství):**

kapalný roztok (l) = rozpouštědlo (l) + rozpuštěné látky (g,l,s)

Je-li jednou z kapalných látek v roztoku voda, označuje se vždy jako rozpouštědlo, bez ohledu na její množství. Je-li v roztoku více kapalných látek a ani jedna z nich není voda, nazývá se rozpouštědlem ta látka, které je v roztoku nejvíce.

**Nejčastější jsou kapalné roztoky tvořené rozpouštědlem a pouze jednou rozpuštěnou látkou. Nazývají se dvousložkové roztoky.**

### 6.1. Složení (= koncentrace roztoků).

U dvousložkových roztoků je důležité znát jejich **složení**, tj. kolik je rozpuštěné látky v určitém množství roztoku (= **jakou měrou se podílí rozpuštěná látka na určitém množství roztoku**). Kvantitativní zastoupení rozpuštěné látky v roztoku se nazývá **koncentrace rozpuštěné látky v roztoku**, krátce koncentrace. Koncentraci rozpuštěné látky v roztoku lze vyjádřit několika veličinami. Všechny však vyjadřují složení roztoku na stejném principu:

$$\text{koncentrace} = \frac{\text{množství rozpuštěné látky}}{\text{množství roztoku}}$$

Konkrétní veličina koncentrace pak závisí na veličinách, kterými vyjádříme množství rozpuštěné látky a množství roztoku. Nejčastěji používané veličiny k vyjádření koncentrace rozpuštěné látky v roztoku jsou: **hmotnostní zlomek** (rozpuštěné látky v roztoku), **objemový zlomek** (rozpuštěné látky v roztoku) a **látková koncentrace**.

**Veličina: hmotnostní zlomek**

**Značka veličiny: w**

**Definice veličiny: hmotnostní zlomek rozpuštěné látky v roztoku udává podíl hmotnosti rozpuštěné látky  $m(r)$  na celkové hmotnosti roztoku  $m(R)$ .**

**Veličínová rovnice:**

$$w = \frac{m_{(r)}}{m_{(R)}}$$

**Hmotnostní zlomek je bezrozměrová veličina.** Nemá jednotku. Vynásobením hmotnostního zlomku číslem 100 je hmotnostní zlomek vyjádřen % hmotnosti prvku ve sloučenině (% hmotnosti části v celku, % hmotnosti rozpuštěné látky v roztoku). Je-li hmotnost sloučeniny (celku, roztoku) rovna 100 jednotek hmotnosti (např. g, kg), potom % hmotnosti udává hmotnost prvku (části, rozpuštěné látky) ve 100 jednotkách hmotnosti sloučeniny (celku, roztoku).

Např.  $w = 24 \%$  znamená, že ve 100 g roztoku je rozpuštěno (= obsaženo) 24 g látky. (Podle přímé úměrnosti je potom v 50 g takového roztoku 12 g rozpuštěné látky, ve 200 g roztoku 48 g rozpuštěné látky, atd.) V případě dvousložkových roztoků, ve kterých je rozpouštědlem i rozpuštěnou látkou kapalina, je vhodnější při jejich přípravě měřit objem roz-

puštěné látky než hmotnost. Potom koncentraci takových roztoků vyjadřujeme veličinou **objemový zlomek**.

**Veličina:** objemový zlomek

**Značka veličiny:**  $\varphi$

**Definice veličiny:** objemový zlomek udává, jakým objemem se rozpuštěná látka podílí na celkovém objemu roztoku.

**Veličinná rovnice:**

$$\varphi = \frac{V(r)}{V(R)}$$

**Objemový zlomek je bezrozměrová veličina.** Nemá jednotku. Vynásobením objemového zlomku číslem 100 je objemový zlomek vyjádřen % objemu rozpuštěné látky v roztoku. Je-li objem roztoku roven 100 jednotkám objemu (např. ml, l), potom % objemu udává objem rozpuštěné látky ve 100 jednotkách objemu roztoku. Aby nedošlo k záměně s % hmotnosti, je nutné ke značce % vždy připojit zkratku obj. nebo vol.: %obj., %vol.

Např.  $w = 24$  %obj. znamená, že ve 100 ml roztoku je rozpuštěno (= obsaženo) 24 ml látky. (Podle přímé úměrnosti je potom v 50 ml takového roztoku 12 ml rozpuštěné látky, ve 200 ml roztoku 48 ml rozpuštěné látky, atd.)

Nejdůležitější veličinou pro vyjádření koncentrace rozpuštěné látky v roztoku je **látková (= molární) koncentrace**.

**Veličina:** látková (= molární) koncentrace

**Značka veličiny:**  $c$

**Definice veličiny:** látková koncentrace udává podíl látkového množství rozpuštěné látky v jednom litru roztoku.

**Veličinná rovnice:**

$$c = \frac{n}{V}$$

**Jednotka veličiny:** mol/l

**Značka jednotky:** M

Vzhledem k definici molu a nutnosti vážení rozpuštěné látky je vhodné látkové množství v čitateli veličinné rovnice nahradit výrazem:

$$n = \frac{m}{M}$$

Po úpravě složeného zlomku má veličinná rovnice látkové koncentrace tvar:

$$c = \frac{m}{M \cdot V}$$

Odvozené veličinné rovnice jsou:  $m = c \cdot V \cdot M$   $V = \frac{m}{c \cdot M}$

V praxi se často porovnávají dva roztoky se stejnou rozpuštěnou látkou, ale s různým hmotnostním nebo objemovým zlomkem nebo různou látkovou koncentrací. Roztok, ve kterém je hmotnostní zlomek (objemový zlomek, látková koncentrace) větší, se nazývá koncentrovanější. Naopak druhý roztok je ve vztahu k prvnímu zředěnější.

## 6.2. Změny ve složení (= koncentraci) roztoku.

V praxi je často nutné upravit složení určitého roztoku, který byl již dříve připraven. Této úpravy lze dosáhnout:

1. smísením dvou roztoků téže látky různých koncentrací,
2. přidáním čistého rozpouštědla,
3. přidáním rozpuštěné látky.

ad 1) **Smísení dvou roztoků téže látky různých koncentrací.**

**Veličinnové rovnice:**  $m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w_3$

$$V_1 \cdot c_1 + V_2 \cdot c_2 = (V_1 + V_2) \cdot c_3$$

Rovnice se nazývají **směšovací rovnice**. Indexy **1** a **2** jsou označené veličiny dvou původních roztoků (hmotnost – hmotnostní zlomek, objem – látková koncentrace), indexem **3** jsou označené veličiny výsledného roztoku (hmotnostní zlomek, látková koncentrace). Pro hmotnost výsledného roztoku platí:

$$m_3 = m_1 + m_2$$

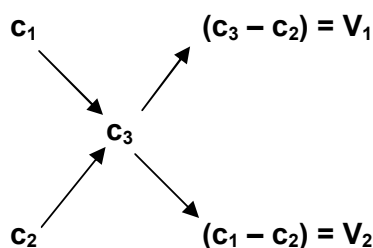
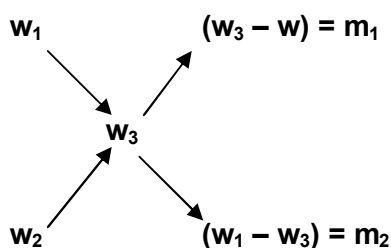
a pro objem výsledného roztoku platí:

$$V_3 = V_1 + V_2$$

Uvedené směšovací rovnice lze různě upravovat, podle konkrétní počítané veličiny. Velmi používaná úprava směšovacích rovnic umožňuje **výpočet hmotnostních nebo objemových poměrů původních roztoků při míšení:**

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{w_3 - w_2}{w_1 - w_3} \quad \text{pro } w_1 > w_2 \qquad \frac{V_1}{V_2} = \frac{c_3 - c_2}{c_1 - c_3} \quad \text{pro } c_1 > c_2$$

Tato forma směšovacích rovnic se v laboratorní praxi nejčastěji používá v grafické podobě pod názvem **křížové pravidlo:**



ad 2) **Přidání čistého rozpouštědla.**

Vzhledem k tomu, že čisté rozpouštědlo má nulovou koncentraci rozpuštěné látky vypadnou ze směšovacích rovnic členy:

$$m_2 \cdot w_2 \text{ a } V_2 \cdot c_2, \text{ protože } w_2 = 0 \text{ a } c_2 = 0.$$

Výsledné rovnice se nazývají **zředňovací rovnice:**

**Veličinnové rovnice:**  $m_1 \cdot w_1 = (m_1 + m_{\text{voda}}) \cdot w_3$

$$V_1 \cdot c_1 = (V_1 + V_{\text{voda}}) \cdot c_3$$



Zředovací rovnice lze použít i ve tvaru:

$$m(\text{voda}) = \frac{m_1 \cdot (w_1 - w_3)}{w_3} \quad \text{resp.} \quad V(\text{voda}) = \frac{V_1 \cdot (c_1 - c_3)}{c_3}$$

### ad 3) Přidání rozpuštěné látky.

Vzhledem k tomu, že hmotnostní zlomek čisté látky je roven jedné, platí, že:

$$m_2 \cdot w_2 = m_2$$

a původní směšovací rovnice se změní na "zhušťovací" rovnici:

$$m_1 \cdot w_1 + m_{\text{látka}} = (m_1 + m_{\text{látka}}) \cdot w_3$$

Zhušťovací rovnici lze použít i ve tvaru:

$$m(\text{rozpuštěné látky}) = \frac{m_1 \cdot (w_3 - w_1)}{1 - w_3}$$

**POZOR!** Všechny uvedené veličinové rovnice pro úpravy složení roztoků zanedbávají objemové změny při míšení.

## 6.3. Otázky a úkoly.

1. Vypočítejte hmotnostní zlomek rozpuštěné látky v roztoku, který byl připraven rozpuštěním:

- a) 15 g látky ve 250 g vody. (5,66 %)
- b) 15 g látky ve 105 g vody. (12,5 %)

2. Vypočítejte hmotnost látky potřebnou k přípravě 150 g 3% roztoku. (4,5 g)

3. Vypočítejte hmotnost síranu sodného potřebnou k přípravě 100 ml 0,2M roztoku. (2,84 g)

4. Vypočítejte látkovou koncentraci roztoku chloridu sodného, který obsahuje 0,15 molu rozpuštěného chloridu sodného ve 250 ml roztoku. (0,6 mol/l)

5. Kolik gramů roztoku chloridu sodného s hmotnostním zlomkem 22 % je nutno přidat ke 160 gramům roztoku chloridu sodného s hmotnostním zlomkem 12 %, aby vznikl roztok s hmotnostním zlomkem 18 %? (240 g)

6. Kolik gramů roztoku kyseliny sírové s hmotnostním zlomkem 96 % a kolik gramů vody je třeba smísit při přípravě 0,5 kg roztoku kyseliny sírové s hmotnostním zlomkem 20 %? (104,16 g kyseliny a 395,84 g vody)

7. Vypočítejte hmotnost látky, kterou je nutné přidat ke 32 g 5% roztoku, aby vznikl roztok s hmotnostním zlomkem 10 %. (1,77 g)

8. Vypočítejte:

- a) hmotnostní zlomek rozpuštěné látky v roztoku, který obsahuje 5 g rozpuštěné látky ve 150 g vody. (3,226 %)
- b) hmotnost roztoku připraveného z 12,5 g látky rozpuštěné na 5% roztok. (250 g)
- c) hmotnostní zlomek rozpuštěné látky v roztoku, jestliže odpařením vody ze 30 g tohoto roztoku zůstalo 0,65 g pevné látky. (2,2 %)

9. Vypočítejte hmotnost látky obsažené ve:

- a) 400 g 3% roztoku. (12 g)
- b) 12,5 g 5% roztoku. (0,625 g)
- c) 137,2 g 27,1% roztoku. (37,2 g)

10. Vypočítejte hmotnostní zlomek kyseliny sírové v roztoku připraveném smísením 100 g 92% roztoku se 300 g 76% roztoku. (80 %)

11. Vypočítejte hmotnost látky, kterou je třeba rozpustit při přípravě:
- 500 ml 0,01M roztoku hydroxidu draselného. (0,28 g)
  - 2,5 l 0,2M roztoku kyseliny chlorovodíkové. (18,25 g)
  - 1 l 0,05M roztoku kyseliny sírové. (4,905 g)
12. Vypočítejte molární koncentraci roztoku obsahujícího:
- 1,06 g uhlíčitanu sodného ve 100 ml roztoku. (0,1 M)
  - 3,4 g dusičnanu stříbrného v 500 ml roztoku. (0,04 M)
  - 40 g hydroxidu sodného v 1 l roztoku. (1 M)
13. Vypočítejte hmotnostní zlomek kyseliny octové v roztoku připraveném smísením 120 g 11% roztoku se 60 g 8% roztoku. (10 %)
14. Vypočítejte hmotnost vody potřebnou ke zředění 126 g 6% roztoku na 4% roztok. (63 g)
15. Vypočítejte hmotnost dihydrátu kyseliny šťavelové potřebnou k přípravě 250 ml 0,5 M roztoku. (11,25 g)
16. Vypočítejte hmotnosti rozpuštěné látky a vody potřebné k přípravě:
- 500 g 20% roztoku. (100 g látky a 400 g vody)
  - 200 g 8% roztoku. (16 g látky a 184 g vody)
  - 500 g 3% roztoku. (15 g látky a 485 g vody)
  - 1265 g 12% roztoku. (151,8 g látky a 1113,2 g vody)
  - 3,7 kg 5,2% roztoku. (0,192 kg látky a 3,508 kg vody)
17. Vypočítejte látkovou koncentraci 400 ml roztoku kyseliny dusičné, který obsahuje 5 g kyseliny dusičné. (0,2 M)
18. Vypočítejte hmotnost hydrogenuhličitanu draselného potřebnou pro přípravu 500 ml 0,1M roztoku. (5 g)
19. Vypočítejte hmotnostní zlomek rozpuštěné látky v roztoku připraveného rozpuštěním:
- 31,6 g látky ve 100 g vody. (24 %)
  - 50 g pentahydrátu síranu měďnatého ve 250 ml vody. (0,011)
  - 1,02 g látky v 10 ml vody. (9,26 %)
  - 9 g uhlíčitanu sodného v 85 g vody. (9,57 %)
  - 200 g dusičnanu stříbrného v 1400 ml vody. (12,5 %)
20. Vypočítejte hmotnost chromanu draselného potřebnou pro přípravu 250 ml 0,1M roztoku. (4,85 g)
21. Vypočítejte hmotnosti jodidu draselného a vody potřebné k přípravě: 230 g roztoku s hmotnostním zlomkem rozpuštěné látky 0,025. (5,75 g jodidu draselného a 224,25 g vody)
22. Vypočítejte hmotnost chloridu draselného a objem vody potřebné k přípravě 245 g 2,5% roztoku. (6,125 g chloridu draselného a 238,88 ml vody)
23. Vypočítejte látkovou koncentraci roztoku, který v objemu:
- 1 l obsahuje 16,987 g rozpuštěného dusičnanu stříbrného. (0,1 M)
  - 300 ml obsahuje 12 g hydroxidu sodného. (1 M)
  - 1000 ml obsahuje 5,8443 g rozpuštěného chloridu sodného. (0,1 M)
  - 70 ml obsahuje 7,077 g rozpuštěného dusičnanu draselného. (1 M)
24. Vypočítejte hmotnost:
- manganistanu draselného rozpuštěného v 15 ml roztoku o látkové koncentraci 0,05 M. (0,118 g)
  - hydroxidu sodného rozpuštěného ve 150 ml roztoku o látkové koncentraci 0,125 M. (0,75 g)
25. Vypočítejte objem roztoku:
- hydroxidu sodného o látkové koncentraci 0,125 M, který obsahuje 10 g rozpuštěného hydroxidu sodného. (2 l)

b) manganistanu draselného o látkové koncentraci 0,1 M, který obsahuje 53,313 g rozpuštěného manganistanu draselného. (3373 ml)

26. V 500 ml roztoku chloridu sodného je rozpuštěno 16 g chloridu sodného. Vypočítejte látkovou koncentraci roztoku. (0,5476 M)
27. Vypočítejte hmotnost 15% roztoku, který je třeba přidat k 600 gramům 30% roztoku, aby výsledný hmotnostní zlomek byl 25 %. (300 g)
28. Vypočítejte objem 1M roztoku, který je třeba přidat k 600 ml 0,2M roztoku, aby výsledná molární koncentrace byla 0,5 M. (360 ml)
29. Vypočítejte výsledný hmotnostní zlomek roztoku, který vznikl smíšením 240 gramů 10% a 200 gramů 6% roztoku. (8 %)
30. Vypočítejte výslednou molární koncentraci roztoku, který vznikl smíšením 200 ml 0,1M roztoku a 200 ml 0,5M roztoku. (0,3 M)
31. V jakém hmotnostním poměru je třeba smístit 8% a 18% roztok, aby výsledný hmotnostní zlomek byl 15 %? (7 dílů 18% a 3 díly 8%)
32. V jakém objemovém poměru je třeba smístit 0,5M a 18M roztok, aby výsledná molární koncentrace byla 0,75 M? (69 : 1)
33. Kolik gramů látky je třeba přidat ke 2 kg 15% roztoku, aby se výsledný hmotnostní zlomek zvýšil na 20 %? (125 g)
34. Kolik litrů vody musíme přidat ke 3 kg 40% roztoku, aby vznikl roztok 30%? (1 l = 1 kg)
35. Kolik litrů vody musíme přidat ke 3 l 0,5M roztoku, aby vznikl roztok 0,25M? (3 l)
36. K 1 litru vody bylo přidáno 5 kg 50% roztoku. Vypočítejte hmotnostní zlomek zředěného roztoku. (41,67 %)
37. K 1 litru vody bylo přidáno 5 l 0,5M roztoku. Vypočítejte molární koncentraci zředěného roztoku. (0,42 M)
38. Kolik kg vody a kolik kg 10% roztoku je třeba smístit, aby vzniklo 10 kg 4% roztoku? (4 kg roztoku a 6 kg vody)
39. Kolik litrů vody a kolik litrů 0,1M roztoku je třeba smístit, aby vzniklo 10 l 0,05M roztoku? (5 l a 5 l)
40. V jakém hmotnostním poměru je nutné zředit 60% roztok vodou, aby vznikl roztok 5%? (1 : 11)
41. V jakém objemovém poměru je nutné zředit 0,6M roztok vodou, aby vznikl roztok 0,05M? (1 : 11)

## OBSAH

Předmluva.....	2
1. Názvy a značky prvků.....	3
2. Názvosloví anorganických sloučenin.....	4
2.1. Oxidační číslo a způsoby jeho určení.....	5
2.2. Názvosloví jednoatomových iontů.....	7
2.3. Názvosloví dvouprvkových sloučenin.....	8
2.3.1. Tvorba názvu dvouprvkové sloučeniny ke vzorci.....	8
2.3.2. Tvorba vzorce dvouprvkové sloučeniny k názvu.....	8
2.4. Názvosloví kyselin.....	9
2.4.1. Názvosloví bezkyslíkatých kyselin.....	9
2.4.2. Názvosloví kyslíkatých kyselin (= oxokyselin).....	9
2.4.2.1. Tvorba názvu kyslíkaté kyseliny ke vzorci.....	9
2.4.2.2. Tvorba vzorce kyslíkaté kyseliny k názvu.....	10
2.4.2.3. Názvosloví polykyselin.....	10
2.5. Názvosloví solí kyslíkatých kyselin.....	10
2.5.1. Tvorba názvu soli kyslíkaté kyseliny ke vzorci.....	11
2.5.2. Tvorba vzorce soli kyslíkaté kyseliny k názvu.....	11
2.5.3. Názvosloví hydrogensolí.....	11
2.5.4. Názvosloví podvojných solí kyslíkatých kyselin.....	11
2.5.5. Názvosloví solí kyslíkatých kyselin ve zvláštních případech.....	12
2.5.6. Názvosloví aniontů kyslíkatých kyselin.....	12
2.6. Otázky a úkoly.....	12
3. Vyjadřování hmotnosti strukturních jednotek a množství látek.....	14
3.1. Vyjadřování hmotnosti strukturních jednotek.....	14
3.2. Vyjadřování množství látek.....	14
3.3. Otázky a úkoly.....	16
4. Chemické vzorce. Výpočty z chemických vzorců.....	17
4.1. Druhy chemických vzorců a jejich význam.....	17
4.2. Výpočty z chemických vzorců.....	18
4.3. Otázky a úkoly.....	19
5. Chemické rovnice. Výpočty z chemických rovnic.....	22
5.1. Druhy chemických rovnic a jejich význam.....	22
5.1.1. Výpočet stechiometrických koeficientů v zápisech redoxních reakcí.....	22
5.1.2. Výpočet stechiometrických koeficientů v zápisech neredoxních reakcí.....	23
5.2. Výpočty z chemických rovnic.....	23
5.3. Otázky a úkoly.....	24
6. Roztoky.....	30
6.1. Složení (= koncentrace roztoků).....	30
6.2. Změny ve složení (= koncentraci) roztoku.....	32
6.3. Otázky a úkoly.....	33