

CHEMIE I – příklady

Silvie Vallová
Lenka Kulhánková

Ostrava 2007

Předmluva

Interaktivní učební text „CHEMIE I – příklady“ je určen převážně posluchačům prvního ročníku kombinovaného studia. Jedná se ve většině případů o absolventy různých typů středních škol s nestejnou úrovní chemického vzdělání, u kterých je potřeba zopakovat a upevnit základní znalosti chemie a chemických výpočtů.

Studenti při řešení chemických výpočtů uplatní znalosti nejen z chemie, ale i osvojené poznatky z matematiky a fyziky. Řešení příkladů vede k rozvíjení logického myšlení a učí samostatně používat matematicko-fyzikální vztahy. Tím se řadí chemické výpočty mezi obtížné a na základě zkušeností autorů mnohdy nedobře zvládnuté učivo.

Při řešení výpočtových úloh se často vyskytují mnohé chyby a nedostatky jako například nepochopení textu, používání nesprávných veličin, jednotek a případně vztahů. Autoři se snaží upozornit na různá úskalí a problémové příklady tím, že text je protkán celou řadou poznámek, které by měly vést k lepšímu pochopení a minimalizaci chyb při výpočtech.

Publikace je členěna do 8 kapitol. V každé kapitole jsou shrnuty základní poznatky a potřebné vztahy k dané problematice. Na ně navazují typové řešené příklady, které jsou velmi podrobně zpracovány do jednotlivých kroků. U některých typů příkladů autoři nabízejí více možností řešení a záleží jen na studentech, pro který způsob se rozhodnou při vlastním řešení úloh. Do řešených příkladů byly zařazeny i problémové úlohy, s nimiž se studenti v jiných studijních materiálech nesečkají.

Za řešenými příklady následují příklady k řešení, na kterých si mohou studenti vyzkoušet míru pochopení vybraných částí chemie a způsobilost samostatného řešení problémů. U každého příkladu je výsledek, který se skrývá pod ikonkou “klíče”.

Cílem autorů bylo poskytnout studentům dostatek návodů a úloh pro samostatné studium, které je nedílnou součástí vzdělávacího procesu.

Autoři uvítají v rámci zpětné vazby návrhy na zlepšení a doplnění textu, jakož i upozornění na nedostatky a chyby.

Autoři

1. Názvosloví anorganických sloučenin

V této kapitole se budeme zabývat výhradně názvoslovím anorganických látek s vynecháním názvosloví koordinačních látek.

Základní veličinou, na které je založeno české názvosloví anorganických látek, je **oxidační číslo** prvku. **Oxidační číslo** prvku lze chápat jako elektrický náboj, který by měly jednotlivé atomy ve sloučenině, jestliže by vazebné elektrony patřily prvku s větší elektronegativitou. Oxidační čísla mohou být kladná, záporná i nulová a nemusí to být vždy celá čísla. Označujeme je obvykle římskými číslicemi, záporné hodnoty musí být navíc označeny znaménkem mínus.

Pozn. V učebním textu autoři pro zjednodušení používají pojmu *oxidační číslo* i pro víceprvkovou skupinu, ač se v tomto případě jedná o součet oxidačních čísel jednotlivých prvků.

K vyjádření nábojů iontů se nejčastěji používá arabských číslic (Al^{3+} , CO_3^{2-}) viz. kapitola 7.

PERIODICKÁ SOUSTAVA PRVKŮ

[illegible]

- vodík
- alkalické kovy
- kovy alkalických zemin
- kovy
- polokovy
- nekovy
- vzácne plyny

58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr

Pozn. V současnosti je možné se setkat s dvojím označením skupin: *arabskou čistící I-18* (podle IUPAC) nebo *římskými číslicemi I-VIII* a písmenem A-hlavní skupina nebo B-vedlejší skupina (podle CAS). Při výkladu oxidačních čísel prvků se autoři přiklánějí k značení dle CAS, protože nese vyšší informační hodnotu.

Oxidační čísla prvků ve sloučenině lze určit podle „desatera“ pravidel:

- 1) oxidační číslo **vodíku** je **I**, s výjimkou iontových hydridů, kde má **-I**
- 2) oxidační číslo **kyslíku** je **-II**, výjimkou jsou např. peroxidy **-I**
- 3) **fluor** má ve všech sloučeninách oxidační číslo **-I**
- 4) **alkalické kovy** mají oxidační číslo **I**
- 5) **zinek, berylium, hořčík a kovy alkalických zemin** mají oxidační číslo **II**
- 6) **bor, hliník, lanthanoidy** mají oxidační číslo **III**
- 7) **záporné** oxidační číslo u prvků **IV. - VII. hlavní (14.-17.) skupiny** periodického systému získáme odečtením čísla 8 od čísla hlavní skupiny, ve které se daný prvek nachází
- 8) nejvyšší **kladné** oxidační číslo prvku **hlavní skupiny** odpovídá číslu dané skupiny, tedy maximální hodnota kladného oxidačního čísla je **VIII**
- 9) prvek v základním stavu má oxidační číslo 0
- 10) součet oxidačních čísel prvků ve sloučenině je roven 0

Pravidlo uvedené v bodu 10 lze vyjádřit rovnicí:

$$v_1 \cdot \omega_1 + v_2 \cdot \omega_2 + \dots + v_n \cdot \omega_n = 0$$

(1-1)

kde v.....počet atomů prvku (stechiometrický koeficient)

ωoxidační číslo prvku

Příklad: Určete oxidační číslo chloru v těchto sloučeninách:

- a) Cl_2O_5
- b) HClO_4
- c) NaClO

Řešení:

ad a) Cl_2O_5 -II

Kyslík má dle bodu 2 v „desateru“ pravidel v oxidech vždy oxidační číslo

–II. K určení oxidačního čísla chloru využijeme pravidla, že součet oxidačních čísel atomů v molekule musí být roven nule. Dosazením do rovnice:

$v_1 \cdot \omega_1 + v_2 \cdot \omega_2 = 0$ tedy $2 \cdot \omega_1 + 5 \cdot (-\text{II}) = 0$ získáme oxidační číslo chloru pět $\omega_1 = \text{V}$.

ad b) H^1ClO_4 -II

Kyslík má opět oxidační číslo –II. Oxidační číslo vodíku je I (viz. bod 1 v „desateru“ pravidel). K určení oxidačního čísla chloru využijeme rovnici:

$v_1 \cdot \omega_1 + v_2 \cdot \omega_2 + v_3 \cdot \omega_3 = 0$ tedy $1 \cdot (\text{I}) + 1 \cdot \omega_2 + 4 \cdot (-\text{II}) = 0$ získáme oxidační číslo chloru sedm $\omega_2 = \text{VII}$.

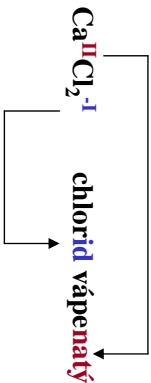
ad c) Na^1ClO -II

Kyslík má opět oxidační číslo –II. Oxidační číslo sodíku je I (viz. bod 3 v „desateru“ pravidel). K určení oxidačního čísla chloru využijeme rovnici:

$v_1 \cdot \omega_1 + v_2 \cdot \omega_2 + v_3 \cdot \omega_3 = 0$ tedy $1 \cdot (\text{I}) + 1 \cdot \omega_2 + 1 \cdot (-\text{II}) = 0$ získáme oxidační číslo chloru jedna $\omega_2 = \text{I}$.

Při sestavování vzorce obvykle píšeme prvek se záporným oxidačním číslem jako poslední.

Název jednoduchých sloučenin je obvykle tvořen **podstatným jménem** (odvozeným od prvku se záporným oxidačním číslem a připojením koncovky **-id** ke kmeni mezinárodního názvu prvku) a **přídavným jménem** (tvořeno prvkem s kladným oxidačním číslem). Pro vyjádření kladného oxidačního čísla v názvu sloučeniny používáme osm různých adjektivních koncovek (viz. tab. 1.1.).



Tabulka 1.1. Koncovky kladných oxidačních čísel

Oxidační číslo prvku	Koncovka
I	- ný
II	- natý
III	- itý
IV	- ičitý
V	- ičný, - ečný
VI	- ový
VII	- istý
VIII	- ičelý

Tyto koncovky lze použít výhradně k vyjádření kladných oxidačních čísel prvků.

1.1. Binární a pseudobinární sloučeniny

Sloučením dvou prvků vzniknou sloučeniny, kterým říkáme **binární**. Jejich názvy se tvoří způsobem již popsaným v této kapitole. Nejdůležitějšími binárními sloučeninami jsou oxidy (viz. tab.1.2.), což jsou sloučeniny prvků s kyslíkem. V těchto sloučeninách má kyslík vždy oxidační číslo –II.

Tabulka 1.2. Příkladý názvů oxidů

Oxidační číslo prvku	Koncovka oxidu	Obecný vzorec oxidu	Příklady	
			Vzorec	Název
I	- ný	R ₂ O	Na ₂ O	oxid sodný
II	- natý	RO	CaO	oxid vápenatý
III	- itý	R ₂ O ₃	Al ₂ O ₃	oxid hlinitý
IV	- ičitý	RO ₂	SiO ₂	oxid křemičitý
V	- ičný	R ₂ O ₅	N ₂ O ₅	oxid dusičný
	- ečný		P ₂ O ₅	oxid fosforečný
VI	- ový	RO ₃	SO ₃	oxid sírový
VII	- istý	R ₂ O ₇	Mn ₂ O ₇	oxid manganistý
VIII	- ičelý	RO ₄	XeO ₄	oxid xenoničelý

Stejným způsobem jako názvy **binárních** sloučenin tvoříme i názvy tzv. **pseudobinárních** sloučenin. V těchto látkách prvek se záporným oxidačním číslem je tvořen víceatomovou skupinou. Mezi nejznámější patří hydroxidy. Příkladý binárních a pseudobinárních sloučenin uvádí tabulka 1.3..

Tabulka 1.3. Nejdůležitější binární a pseudobinární sloučeniny

Anion	Oxidační číslo aniontu	Název		Vodkatá sloučenina
		sloučeniny	aniontu	
H ⁻	-I	hydrid	hydridový	-
F ⁻	-I	fluorid	fluoridový	HF
Cl ⁻	-I	chlorid	chloridový	HCl
Br ⁻	-I	bromid	bromidový	HBr
I ⁻	-I	jodid	jodidový	HI
O ²⁻	-II	oxid	oxidový	H ₂ O
(OH) ⁻	-I	hydroxid	hydroxidový	H ₂ O
(O ₂) ²⁻	-II	peroxid	peroxidový	H ₂ O ₂
S ²⁻	-II	sulfid	sulfidový	H ₂ S

Pokračování tabulky 1.3. Nejdůležitější binární a pseudobinární sloučeniny

Anion	Oxidační číslo	Název		Vodkatá sloučenina
		sloučeniny	aniontu	
(HS) ⁻	-I	hydrogensulfid	hydrogensulfidový	H ₂ S
(S) ₂ ²⁻	-II	disulfid	disulfidový	H ₂ S ₂
Se ²⁻	-II	selenid	selenidový	H ₂ Se
N ³⁻	-III	nitrid	nitridový	NH ₃
(N ₃) ⁻	-I	azid	azidový	HN ₃
P ³⁻	-III	fosfid	fosfidový	PH ₃
As ³⁻	-III	arsenid	arsenidový	AsH ₃
C ⁴⁻	-IV	karbid	karbidový	CH ₄
(C) ₂ ²⁻	-II	dikarbid (acetylid)	dikarbidový	C ₂ H ₂
(CN) ⁻	-I	kyanid	kyanidový	HCN
Si ⁴⁺	-IV	silicid	silicidový	SiH ₄
B ³⁻	-III	borid	boridový	BH ₃

Řešené příklady na odvození vzorce binárních a pseudobinárních sloučenin:

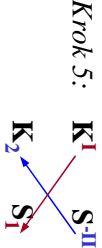
Příklad 1: Odvoďte vzorec - **sulfid draselný**

Krok 1: Z koncovky **-ný** určíme kladné oxidační číslo draslíku **I**. Koncovka **-id** odpovídá zápornému oxidačnímu číslu síry a jeho hodnotu určíme z „desatera“ pravidel (viz bod 7).

Krok 2: Napíšeme značky prvků tak, že prvek s kladným oxidačním číslem stojí vlevo a prvek či skupina prvků se záporným oxidačním číslem stojí vpravo.

Krok 3: **K^I S^{-II}**

Krok 4: Na základě křížového pravidla upravíme poměr atomů v molekule.



Krok 6: Výsledný vzorec sloučeniny je **K₂S**.

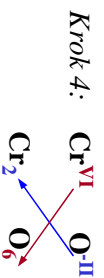
Pozn. Číslovka 1 se ve vzorci neuvádí.

Příklad 2: Odvoďte vzorec - **oxid chromový**

Krok 1: Napíšeme značky a oxidační čísla prvků v pořadí zmíněném v příkladu jedna.



Krok 3: Na základě křížového pravidla upravíme poměr atomů v molekule.



Pozn. Pokud je to možné, poměr atomů ve vzorci krátíme. V tomto případě z 2:6 na 1:3. Tato poznámka se však nevztahuje na peroxidy, disulfidy, dikarbidy apod.

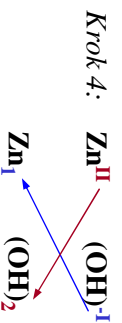
Krok 5: Výsledný vzorec sloučeniny je CrO_3 (nikoliv Cr_2O_6).

Příklad 3: Odvoďte vzorec - **hydroxid zinečnatý**

Krok 1: V případě hydroxidů má záporné oxidační číslo celá skupina atomů $(\text{OH})^-$, kterou ve vzorci píšeme jako poslední.



Krok 3: Na základě křížového pravidla upravíme poměr atomů (resp. skupin) v molekule.



Pozn. V případech sloučenin, kdy prvek se záporným oxidačním číslem je tvořen víceatomovou skupinou, musí být celá skupina ve vzorci označena závorkou, pokud se vyskytuje více než jedenkrát.

Krok 5: Výsledný vzorec sloučeniny je $\text{Zn}(\text{OH})_2$ (!!! nikdy ne ZnOH_2).

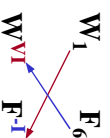
Řešené příklady na odvození názvu binárních a pseudobinárních sloučenin:

Příklad 4: Odvoďte název WF_6

Krok 1: Určíme oxidační čísla prvků. Oxidační číslo fluoru je ve všech sloučeninách $-I$ (viz. bod 3 v „desateru“ pravidel). Oxidační číslo wolframu lze získat dvojným způsobem, buď dosazením do rovnice $(1-1)$ nebo použitím křížového pravidla.

Krok 2: $1 \cdot \omega_1 + 6 \cdot (-I) = 0$

nebo



$\omega_1 = VI$

Krok 3: V názvu sloučeniny má wolfram s kladným oxidačním číslem **VI** koncovku **-ový** a fluor se záporným oxidačním číslem koncovku **-id**.

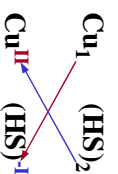
Krok 4: Název sloučeniny je **fluorid wolframový**.

Příklad 5: Odvoďte název $\text{Cu}(\text{HS})_2$

Krok 1: Určíme oxidační čísla prvků. Oxidační číslo víceatomové skupiny (HS) je $-I$ (viz. tab 1.3.). Oxidační číslo mědi lze získat dvojným způsobem, buď dosazením do rovnice $(1-1)$ nebo použitím křížového pravidla.

Krok 2: $1 \cdot \omega_1 + 2 \cdot (-I) = 0$

nebo



$\omega_1 = II$

Krok 3: V názvu sloučeniny má měď s kladným oxidačním číslem **II** koncovku **-natý** a hydrogensulfidová skupina se záporným oxidačním číslem koncovku **-id**.

Krok 4: Název sloučeniny je **hydrogensulfid měďnatý**.

1.2. Nevalenční sloučeniny

Pravidla tvorby názvů a vzorců zmíněná v úvodu této kapitoly neplatí pro tzv. **nevalenční sloučeniny**, u nichž stechiometrické složení neodpovídá známým oxidačním číslům, případně oxidační čísla nelze dosti dobře určit. Mezi nevalenční sloučeniny často řadíme četné hydridy, karbidy, fosfidy, nitridy, silicidy, boridy a jiné (viz. tab. 1.6.). V názvech takovýchto sloučenin se k vyjádření kladného oxidačního čísla nepoužívají koncovky uvedené v tab. 1.1., ale genitiv názvu příslušného prvku. Slučovací poměry je nutno vyjádřit číselkovými předponami uvedenými v tabulce 1.4..

Tabulka 1.6. Příklady názvů nevalenčních sloučenin

Vzorec	Název	Vzorec	Název
NbH	hydrid niobu	TaP ₂	difosfid tantalu
Ni ₄ B ₃	triborid tetraniklu	FeP	fosfid železa
V ₃ N	nitrid trivanadu	NiAs ₂	diarsenid niklu
Cl ₇ C ₃	trikarbid heptachloru	Cr ₃ C ₂	dikarbid trichromu
W ₃ Si ₂	disilicid triwolframu	LaH ₂	dihydrid lanthanu

1.3. Sloučeniny vodíku s prvky III. - VII. hlavní (13.-17.) skupiny

Názvy sloučenin vodíku s prvky III. až VI. hlavní (13.-16.) skupiny jsou jednoslovné a tvoří se z názvu prvku pomocí koncovky **-an**. Výjimku tvoří názvy: methan, amoniak a voda. V případě prvků VII. hlavní (17.) skupiny je název tvořen zakončením **-ovodík**. Ve všech těchto sloučeninách má vodík oxidační číslo **I**. Tyto sloučeniny uvádí tabulka 1.7..

Tabulka 1.7. Sloučeniny vodíku s prvky III. - VII. hlavní (13.-17.) skupiny

Hlavní skupina				
III.	IV.	V.	VI.	VII.
BH ₃ boran	CH ₄ methan	NH ₃ amoniak	H ₂ O voda	HF fluorovodík
AlH ₃ alan	SiH ₄ silan	PH ₃ fosfan	H ₂ S sulfan	HCl chlorovodík
	GeH ₄ german	AsH ₃ arsan	H ₂ Se selan	HBr bromovodík
	SnH ₄ stannan	SbH ₃ stiban	H ₂ Te tellan	HI jodovodík
	PbH ₄ plumban	BiH ₃ bismutan	H ₂ Po polan	HAt astatovodík

1.4. Kyseliny

Základním prvkem všech kyselin je vodík, který ve vodném roztoku kyseliny odštěpují ve formě protonu H^+ . Přitom vznikají anionty příslušných kyselin (SO_4^{2-} , Cl^-). Počet iontů H^+ , které může kyselina odštěpit, se nazývá **sytnost** kyseliny. Podle toho se rozlišují kyseliny jednosytné, dvojsytné, trojsytné atd.

1.4.1. Bezokyslíkaté kyseliny

Bezokyslíkaté kyseliny jsou vodné roztoky některých binárních resp. pseudobinárních vodíkatých sloučenin. Název bezokyslíkaté kyseliny je vždy složen z **podstatného jména kyselina** a **přídavného jména**, které se tvoří přidáním koncovky **-ová** k názvu příslušné sloučeniny vodíku s nekovy. Nejdůležitější bezokyslíkaté kyseliny jsou uvedeny v tabulce 1.8. společně s názvy solí.

Tabulka 1.8. Příklad vzorců bezokyslíkatých kyselin

Vzorec	Název vodného roztoku	Název soli
HF	kyselina fluorovodíková	fluorid
HCl	kyselina chlorovodíková	chlorid
HBr	kyselina bromovodíková	bromid
HI	kyselina jodovodíková	jodid
H ₂ S	kyselina sirovodíková	sulfid
HCN	kyselina kyanovodíková	kyanid

1.4.2. Kyslíkaté kyseliny (oxokyseliny)

Tyto kyseliny vznikají reakcí kyselinyotvorných oxidů s vodou (viz. tab. 1.9.).

Tabulka 1.9. Příklad vzorců kyslíkatých kyselin

Odvození	Název
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	kyselina sírová
$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$	kyselina uhličitá
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HNO}_3$	kyselina dusičná
$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HMnO}_4$	kyselina manganistá

Název kyslíkaté kyseliny je tvořen **podstatným jménem kyselina** a **přídavným jménem** odvozeným z názvu kyselinyotvorného prvku s příslušnou koncovkou odpovídající jeho kladnému oxidačnímu číslu. Přehled vzorců a názvů oxokyselin je uveden v tabulce 1.10..

Tabulka 1.10. Přehled vzorců a názvů kyslíkatých kyselin a jejich solí

Oxidační číslo kyselinyotvorného prvku	Koncovka přídavného jména	Obecný vzorec kyseliny	Příklad		Vzorec aniontu	Název soli
I	-ná	HXO	HClO	k. chlorná	ClO^-	chlornan
II	-natá	H_2XO_2	H_2SnO_2	k. cínatá	SnO_2^{2-}	cínan
III	-itá	HXO_2	HBrO_2	k. bromitá	BrO_2^-	bromitan
IV	-ičitá	H_2XO_3	H_2CO_3	k. uhličitá	CO_3^{2-}	uhličitan
V	-ičná -ečná	HXO_3	HNO_3 HClO_3	k. dusičná k. chlorečná	NO_3^- ClO_3^-	dusičnan chlorečnan
VI	-ová	H_2XO_4	H_2SO_4	k. sírová	SO_4^{2-}	síran
VII	-istá	HXO_4	HMnO_4	k. manganistá	MnO_4^-	manganistan
VIII	-ičelá	H_4XO_6	H_4XeO_6	k. xenonícelá	XeO_6^{4-}	xenonícelan

Pozn. Symbolen X je označen kyselinyotvorný prvek

Některé kyselinotvorné oxidy se mohou s vodou slučovat v různých poměrech. Potom tvoří kyselinotvorný prvek v témže oxidačním čísle několik různých kyselin, které se liší symtostí. V názvu těchto kyselin udáváme počet vodíků předponou **hydrogen-** a příslušnou řeckou číslovkou. Předpona mono (jedna) se obvykle nepoužívá. Příklady těchto kyselin uvádí tabulka 1.11..

Tabulka 1.11. Příklad vzorců kyslíkatých kyselin

Odvození	Název
$B_2O_3 + H_2O = 2 \text{ HBO}_2$	kyselina hydrogen boritá
$B_2O_3 + 3 H_2O = 2 \text{ H}_3\text{BO}_3$	kyselina tri hydrogenboritá
$SiO_2 + H_2O = \text{H}_2SiO_3$	kyselina dihydrogen křemičitá
$SiO_2 + 2 H_2O = \text{H}_4SiO_4$	kyselina tetrahydrogen křemičitá
$P_2O_5 + H_2O = 2 \text{ HPO}_3$	kyselina hydrogen fosforečná
$P_2O_5 + 3 H_2O = 2 \text{ H}_3PO_4$	kyselina tri hydrogenfosforečná
$TeO_3 + H_2O = \text{H}_2TeO_4$	kyselina dihydrogen tellurová
$TeO_3 + 3 H_2O = \text{H}_6TeO_6$	kyselina hexa hydrogen tel lurová

Kyseliny se mohou od sebe lišit také počtem atomů kyselinotvorného prvku. Kyseliny obsahující více atomů kyselinotvorného prvku ve stejném oxidačním čísle se nazývají **izopolykyseliny**. V jejich názvu se počet atomů kyselinotvorného prvku vyjadřuje řeckou číslovkovou předponou. Tabulka 1.12. uvádí příklady některých izopolykyselin.

Tabulka 1.12. Příklady názvů izopolykyselin

Vzorec	Název
$H_2\text{B}_4O_7$	kyselina (dihydrogen) tetra boritá
$H_4P_2O_5$	kyselina (tetrahydrogen) di fosforitá
$H_2Si_2O_5$	kyselina dihydrogen di křemičitá
$H_4P_2O_7$	kyselina (tetrahydrogen) di fosforečná
$H_2S_2O_7$	kyselina (dihydrogen) di sírová

Pozn. Při tvorení názvů kyslíkatých kyselin se snažíme o maximální zjednodušení. Počet atomů vodíků nevyjadřujeme, netvoří-li kyselinotvorný prvek ve stejném oxidačním čísle více typů kyselin.

Řešené příklady na odvození názvu kyslíkatých kyselin:

Příklad 1: Odvoďte název sloučeniny H_2CrO_4

Krok 1: Určíme oxidační čísla prvků. Oxidační číslo vodíku je ve všech sloučeninách I s výjimkou iontových hydridů (viz. bod 1 v „desateru“ pravidel). Oxidační číslo kyslíku je –II. Oxidační číslo chromu vypočteme dosazením do rovnice $V_1 \cdot \omega_1 + V_2 \cdot \omega_2 + V_3 \cdot \omega_3 = 0$.

$$\text{Krok 2: } 2 \cdot (\text{I}) + 1 \cdot \omega_2 + 4 \cdot (-\text{II}) = 0$$

$$\omega_2 = \text{VI}$$

Krok 3: V názvu sloučeniny má chrom kladné oxidační číslo **VI** a tedy koncovku **–ový**. Protože se jedná o kyselinu, tak koncovku **–ová**.

Krok 4: Název sloučeniny je **kyselina chromová**.

Příklad 2: Odvoďte název sloučeniny $\text{H}_4\text{V}_2\text{O}_7$

Krok 1: Určíme oxidační čísla prvků. Oxidační číslo vodíku je ve všech sloučeninách I s výjimkou iontových hydridů (viz. bod 1 v „desateru“ pravidel). Oxidační číslo kyslíku je –II. Oxidační číslo vanadu vypočteme dosazením do rovnice $V_1 \cdot \omega_1 + V_2 \cdot \omega_2 + V_3 \cdot \omega_3 = 0$.

$$\text{Krok 2: } 4 \cdot (\text{I}) + 2 \cdot \omega_2 + 7 \cdot (-\text{II}) = 0$$

$$\omega_2 = \text{V}$$

Krok 3: V názvu sloučeniny má vanad kladné oxidační číslo **V** a tedy koncovku **–ičný** nebo **–ečný** (zvolíme podle jazykového citu). Protože se jedná o kyselinu, tak koncovku **–ičná**. Počet atomů vanadu je nutné vyjádřit předponou **di-**.

Krok 4: Úplný název sloučeniny je **kyselina tetrahydrodivanadičná**.

Postačující název sloučeniny je **kyselina divanadičná**.

Řešené příklady na odvození vzorce kyslíkatých kyselin:

Příklad 3: Odvoďte vzorec - **kyselina chloritá**

Krok 1: Napišeme všechny prvky v dané kyselině v pořadí vodík, kyselinotvorný prvek (chlor), kyslík a vyznačíme oxidační čísla. Oxidační číslo vodíku je ve všech sloučeninách I s výjimkou iontových hydridů (viz. bod 1v „desateru“ pravidel). Oxidační číslo kyslíku je –II. Oxidační číslo chloru je III, což vychází z koncovky **–itá**.

Krok 2: $\text{HCl}^{\text{III}}\text{O}^{-\text{II}}$

Pozn. *Kyseliny, kde kyselinotvorný prvek má liché oxidační číslo, jsou obvykle jednosytné a kyseliny prvků se sudým oxidačním číslem jsou vesměs dvojsytné (s výjimkou oxidačního čísla VIII).*

Krok 3: Počet atomů kyslíku dopočteme z rovnice $V_1 \cdot \omega_1 + V_2 \cdot \omega_2 + V_3 \cdot \omega_3 = 0$.

$$1 \cdot (\text{I}) + 1 \cdot (\text{III}) + V_3 \cdot (-\text{II}) = 0 \quad \Rightarrow \quad V_3 = 2$$

Krok 4: Výsledný vzorec je **HClO₂**.

Příklad 4: Odvoďte vzorec - **kyselina disírová**

Krok 1: Napišeme všechny prvky v dané kyselině v pořadí vodík, kyselinotvorný prvek (síra), kyslík a vyznačíme oxidační čísla. Oxidační číslo vodíku je ve všech sloučeninách I s výjimkou iontových hydridů (viz. bod 1 v „desateru“ pravidel). Oxidační číslo kyslíku je –II. Oxidační číslo síry je VI, což vychází z koncovky **–ová**. Předpona **di-** udává počet atomů síry.

Krok 2: $\text{H}_2\text{S}_2^{\text{VI}}\text{O}^{-\text{II}}$

Krok 3: Počet atomů vodíku je 2 (viz. poznámka z příkladu 3) a počet atomů kyslíku dopočteme z rovnice $V_1 \cdot \omega_1 + V_2 \cdot \omega_2 + V_3 \cdot \omega_3 = 0$.

$$2 \cdot (\text{I}) + 2 \cdot (\text{VI}) + V_3 \cdot (-\text{II}) = 0$$

$$V_3 = 7$$

Krok 4: Výsledný vzorec je **H₂S₂O₇**.

1.5. Soli kyslíkatých kyselin

Soli vznikají náhradou vodíkových iontů H⁺ v dané kyselině kovovým kationtem nebo kationtem amonným NH₄⁺.

Například:



Jejich názvy jsou opět dvousložkové. Podstatné jméno se tvoří z názvu příslušné oxokyseliny a koncovky **-an**. Výjimku tvoří oxidační stupeň VI, kde se připojuje koncovka -an ke kmeni názvu kyselinotvorného prvku. Např. kyselina sírová – **síran** (nikoliv sírovan), kyselina chromová – **chroman** (nikoliv chromovan) apod.. Přídavné jméno v názvu soli je odvozeno od názvu příslušného kovu a jeho koncovka odpovídá oxidačnímu číslu tohoto kovu.

V názvech solí lze vyznačit počet atomů kovu řeckou číslovkovou předponou (di, tri, tetra atd.) a počet aniontů kyseliny řeckou násobnou předponou (bis, tris, tetrakis atd). Tyto předpony se používají pouze v případech nezbytně nutných pro odlišení různých typů solí.

Tabulka 1.13. Příklady názvů solí kyslíkatých kyselin

Vzorec	Název	
	úplný	postačující
Na ₂ SiO ₃	křemičitan disodný	
Na ₄ SiO ₄	křemičitan tetrasodný	
BaSiO ₃	křemičitan barnatý	
Ba ₂ SiO ₄	křemičitan dibarnatý	
Al ₂ (SiO ₃) ₃	tris(křemičitan) dihlinitý	křemičitan dihlinitý
Al ₄ (SiO ₄) ₃	tris(křemičitan) tetrahlinový	křemičitan tetrahlinový
Na ₆ Si ₂ O ₇	dikřemičitan hexasodný	
Na ₂ Si ₂ O ₅	dikřemičitan disodný	
Ca ₃ Si ₂ O ₇	dikřemičitan trivápenatý	
CaSi ₂ O ₅	dikřemičitan vápenatý	
LiPO ₃	fosforečnan lithný	
Li ₃ PO ₄	fosforečnan trilitný	

Pokračování tabulky 1.13. Příklady názvů solí kyslíkatých kyselin

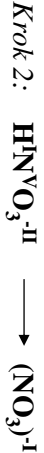
Vzorec	Název	
	úplný	postačující
Ca(PO ₃) ₂	bis(fosforečnan) vápenatý	fosforečnan vápenatý
Ca ₃ (PO ₄) ₂	bis(fosforečnan) trivápenatý	fosforečnan trivápenatý
La(PO ₃) ₃	tris(fosforečnan) lanthanitý	
LaPO ₄	fosforečnan lanthanitý	
Na ₄ P ₂ O ₇	difosforečnan tetrasodný	difosforečnan sodný
Ca ₂ P ₂ O ₇	difosforečnan divápenatý	difosforečnan vápenatý
Al ₄ (P ₂ O ₇) ₃	tris(difosforečnan) tetrahlinitý	difosforečnan hlinitý

Pozn. Při tvoření názvů solí a hydrogensolí kyslíkatých kyselin se snažíme o maximální zjednodušení. Číselkových předpon se obvykle používá pouze v případech nezbytně nutných pro odlišení různých typů solí nebo hydrogensolí (viz. řešený příklad 5 a 6).

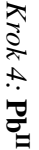
Řešené příklady na odvození vzorce soli:

Příklad 1: Odvoďte vzorec - dusičnan olovnatý

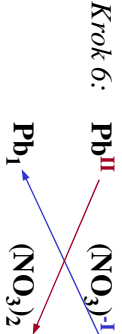
Krok 1: Určíme nejprve vzorec kyseliny, od níž je sůl odvozena a z ní příslušný anion. V tomto případě se jedná o kyselinu dusičnou a anion dusičnanový. Ten vznikne odštěpením H⁺ z kyseliny, a tedy jeho oxidační číslo je -1.



Krok 3: Určíme oxidační číslo kationtu olova z koncovky v názvu soli.



Krok 5: Nyní sestavíme základ vzorce a křížovým pravidlem upravíme výsledný vzorec.



Krok 7: Výsledný vzorec soli je **Pb(NO₃)₂**.

Příklad 2: Odvoďte vzorec - **síran amonný**

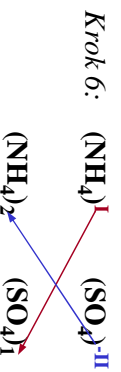
Krok 1: Určíme nejprve vzorec kyseliny, od níž je sůl odvozena a z ní příslušný anion. V tomto případě se jedná o kyselinu sírovou a anion síranový. Ten vznikne odštěpením dvou H^+ z kyseliny, a tedy jeho oxidační číslo je -II.



Krok 3: Amonný kation má vždy oxidační číslo I.



Krok 5: Nyní sestavíme základ vzorce a křížovým pravidlem upravíme výsledný vzorec.

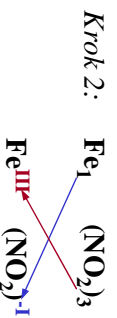


Krok 7: Výsledný vzorec soli je $(NH_4)_2SO_4$.

Řešené příklady na odvození názvu solí:

Příklad 3: Odvoďte název sloučeniny $Fe(NO_2)_3$

Krok 1: Postupujeme opačným způsobem než při tvorbě vzorce. Opět využijeme křížového pravidla. Získáme tak oxidační čísla kationtu a aniontu .



Krok 3: Anion $(NO_2)^{-I}$ vznikl odštěpením **1** H^+ z původní kyseliny HNO_2 .

Krok 4: Odvozením názvu kyseliny získáme rovněž i název aniontu.



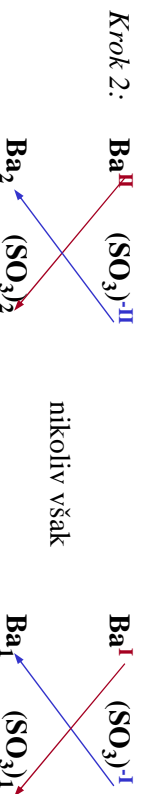
Krok 6: Koncovka v názvu kationtu je dána oxidačním číslem železa Fe^{III} – železitý.

Krok 7: Výsledný název soli je **dusitan železitý**.

Pozn. Křížové pravidlo je možné použít vždy v kombinaci s “desaterem” pravidel o oxidačních číslech. Jedná se hlavně o případy, kdy dochází ke krácení poměru atomů resp. skupin ve vzorci sloučeniny na 1:1 (viz. př. 4).

Příklad 4: Odvoďte název sloučeniny BaSO_3

Krok 1: V případě využití křížového pravidla bychom zjistili oxidační čísla kationtu baria I a aniontu -I. Ovšem z “desatera” pravidel vyplývá, že barium má ve sloučeninách ox. č. II. Jedná se tedy o případ, kdy došlo ke krácení poměru ($\text{Ba} : \text{SO}_3$) ve vzorci z 2:2 na 1:1. Z toho vyplývá oxidační číslo aniontu -II.



Krok 3: Anion $(\text{SO}_3)^{-\text{II}}$ vznikl odštěpením 2H^+ z původní kyseliny H_2SO_3 .

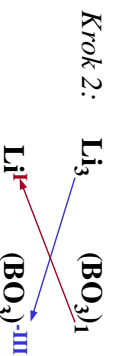
Krok 4: H_2SO_3 – kyselina siřičitá $\longrightarrow (\text{SO}_3)^{-\text{II}}$ – siřičitanový anion

Krok 5: Koncovka v názvu kationtu je dána jeho ox. č. Ba^{II} – barnatý.

Krok 6: Výsledný název soli je siřičitan barnatý.

Příklad 5: Odvoďte název sloučeniny Li_3BO_3

Krok 1: Postupujeme opačným způsobem než při tvorbě vzorce. Opět využijeme křížového pravidla. Získáme tak oxidační čísla kationtu a aniontu.



Krok 3: Anion $(\text{BO}_3)^{-\text{III}}$ vznikl odštěpením 3H^+ z původní kyseliny H_3BO_3 .

Krok 4: Odvozením názvu kyseliny získáme rovněž i název aniontu.

Krok 5: H_3BO_3 – kyselina trihydrogenboritá $\longrightarrow (\text{BO}_3)^{-\text{III}}$ – boritanový anion

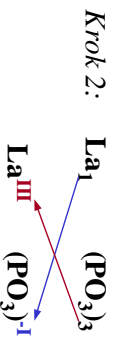
Krok 6: Koncovka v názvu kationtu je dána oxidačním číslem lithia – lithný.
V tomto případě je nutné vyjádřit počet atomů lithia číslovkovou předponou tri-.

Krok 7: Výsledný název soli je boritan trilitný.

Pozn. Vzhledem k tomu, že bor s oxidačním číslem III tvoří dvě kyseliny s rozdílnou symností (HBO_2 a H_3BO_3) je nutné odlišit vzniklé soli LiBO_2 (boritan lithný) a Li_3BO_3 (boritan **tri**lithný).

Příklad 6: Odvoďte název sloučeniny $\text{La}(\text{PO}_3)_3$

Krok 1: Postupujeme opačným způsobem než při tvorbě vzorce. Opět využijeme křížového pravidla. Získáme tak oxidační čísla kationtu a aniontu .



Krok 3: Anion $(\text{PO}_3)^{-1}$ vznikl odštěpením 1 H^+ z původní kyseliny HPO_3 .

Krok 4: HPO_3 – kyselina hydrogenfosforečná $\rightarrow (\text{PO}_3)^{-1}$ – fosforečnanový anion

Krok 5: Koncovka v názvu kationtu je dána oxidačním číslem lanthanu – **lanthanitý**. V tomto případě je nutné vyjádřit počet atomů fosforečnanového aniontu násobnou číslovkovou předponou tris-.

Krok 6: Výsledný název soli je **tris(fosforečnan) lanthanitý**.

Pozn. Vzhledem k tomu, že fosfor s oxidačním číslem V tvoří dvě kyseliny s rozdílnou symostí (HPO_3 a H_3PO_4) je nutné odlišit vzniklé soli $\text{La}(\text{PO}_3)_3$ - **tris**(fosforečnan) lanthanitý a LaPO_4 - fosforečnan lanthanitý.

Případy, kdy je nezbytně nutné uvádět v názvech solí číslovkové předpony kationtů nebo násobné číslovkové předpony aniontů, se týkají především kyselinotvorných prvků, jejichž kyseliny jsou uvedeny v tab. 1.11.. Pak při určování názvu soli je vhodné se přesvědčit o jeho správnosti zpětným vytvořením vzorce soli.

1.6. Hydrogensoli

U vícevalentních kyselin nemusí být všechny ionty H^+ nahrazeny kovem. Pokud jich část v nějaké molekule zůstane, tvoří jeden celek se zbytkem kyseliny. Jedná se o tzv. **hydrogensoli**, ve kterých se počet nenahrazených vodíků vyjadřuje předponou **hydrogen** s příslušnou řeckou číslovkou. Například:



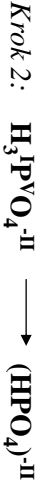
Tabulka 1.14. Příklady názvů hydrogensolí

Vzorec	Název	
	úplný	postačující
NaH_2PO_4	dihydrogenfosforečnan sodný	
Na_2HPO_4	hydrogenfosforečnan disodný	hydrogenfosforečnan sodný
$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	bis(dihydrogenfosforečnan) vápenatý	dihydrogenfosforečnan vápenatý
CaHPO_4	hydrogenfosforečnan vápenatý	
$\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$	tris(dihydrogenfosforečnan) hlinitý	dihydrogenfosforečnan hlinitý
$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$	tris(hydrogenfosforečnan) dihlinitý	hydrogenfosforečnan hlinitý
$\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$	dihydrogendifosforečnan disodný	dihydrogendifosforečnan sodný
$\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$	dihydrogendifosforečnan vápenatý	
$\text{Al}_2(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)_3$	tris(dihydrogendifosforečnan) dihlinitý	dihydrogendifosforečnan hlinitý
$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	bis(hydrogensíran) vápenatý	hydrogensíran vápenatý
$\text{Ca}(\text{HS}_2\text{O}_7)_2$	bis(hydrogendisíran) vápenatý	hydrogendisíran vápenatý

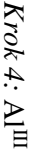
Řešené příklady na odvození vzorce hydrogensolí:

Příklad 1: Odvoďte vzorec - **hydrogenfosforečnan hlinitý**

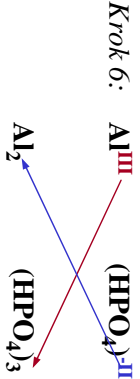
Krok 1: Určíme nejprve vzorec přesyté kyseliny, od níž je hydrogensůl odvozena a z ní příslušný anion. V tomto případě se jedná o přesytou kyselinu trihydrogenfosforečnou a anion hydrogenfosforečnanový. Ten vznikne odštěpením dvou H^+ z kyseliny, a tedy jeho oxidační číslo je -II.



Krok 3: Určíme oxidační číslo kationtu hliníku z koncovky názvu.



Krok 5: Nyní sestavíme základ vzorce a křížovým pravidlem upravíme výsledný vzorec.



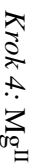
Krok 7: Výsledný vzorec hydrogensoli je $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$.

Příklad 2: Odvoďte vzorec - **hydrogenuhlíčan hořečnatý**

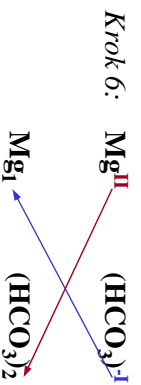
Krok 1: Určíme nejprve vzorec kyseliny, od níž je hydrogensůl odvozena a z ní příslušný anion. V tomto případě se jedná o kyselinu uhličitou a anion hydrogenuhlíčanový. Ten vznikne odštěpením H^+ z kyseliny, a tedy jeho oxidační číslo je -1.



Krok 3: Určíme oxidační číslo kationtu hořčíku z koncovky v názvu hydrogenoli.



Krok 5: Nyní sestavíme základ vzorce a křížovým pravidlem upravíme výsledný vzorec.

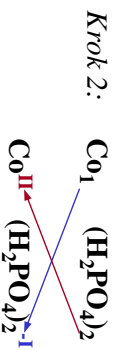


Krok 7: Výsledný vzorec hydrogenoli je $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Řešené příklady na odvození názvu hydrogenoli:

Příklad 3: Odvoďte název sloučeniny $\text{Co}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

Krok 1: Postupujeme opačným způsobem než při tvorbě vzorce. Opět využijeme křížového pravidla. Získáme tak oxidační čísla kationtu a aniontu .



Krok 3: Anion $(\text{H}_2\text{PO}_4)^{-\text{I}}$ vznikl odštěpením **1** H^+ z původní kyseliny H_3PO_4 .

Krok 4: Odvozením názvu kyseliny získáme rovněž i název aniontu.

Krok 5: H_3PO_4 – kyselina trihydrogenfosforečná $\longrightarrow (\text{H}_2\text{PO}_4)^{-\text{I}}$ – dihydrogenfosforečnanový anion

Krok 6: Koncovka v názvu kationtu je dána oxidačním číslem kobaltu Co^{II} – kobaltnatý.

Krok 7: Výsledný název hydrogenoli je **dihydrogenfosforečnan kobaltnatý**.

Příklady k řešení:

1.1. Pojmenujte následující sloučeniny: K_2O_2 , As_2S_5 , Cr_2O_3 , $CuCl_2$, FeS ,

SbF_5 , PbO_2 , NH_4Cl , AlI_3 , MoS_2 .

peroxid draselny, sulfid arseničný, oxid chromitý, chlorid měďnatý, sulfid železnatý, fluorid antimoničný, oxid olovičitý, chlorid amonný, jodid hlinitý, sulfid molybdeničitý

1.2. Napište vzorce těchto sloučenin: oxid dusný, sulfid lithný, chlorid zlatitý, sulfid křemičitý, bromid hlinitý, peroxid sodný, oxid molybdeničitý, sulfid zinečnatý, jodid měďnatý, oxid osmičelý.

N_2O , Li_2S , $AuCl_3$, SiS_2 , $AlBr_3$, Na_2O_2 , MoO_2 , ZnS , CuI_2 , OsO_4

1.3. Pojmenujte následující sloučeniny: $Cr(OH)_3$, $Ni(HS)_2$, KCN , $Cu(OH)_2$, $Fe(CN)_3$, $Al(HS)_3$, $LiOH$, $Ce(OH)_4$, $NaHS$, $Co(CN)_2$.

hydroxid chromitý, hydrogensulfid nikelnatý, kyanid draselny, hydroxid měďnatý, kyanid železitý, hydrogensulfid hlinitý, hydroxid lithný, hydroxid ceričitý, hydrogensulfid sodný, kyanid kobaltnatý

1.4. Napište vzorce těchto sloučenin: hydroxid hlinitý, kyanid sodný, hydrogensulfid stronťnatý, hydroxid vápenatý, kyanid železnatý,

hydrogensulfid amonný, hydroxid lithný, kyanid sodný, hydrogensulfid barnatý, hydroxid olovičitý.

$Al(OH)_3$, $NaCN$, $Sr(HS)_2$, $Ca(OH)_2$, $Fe(CN)_2$, NH_4HS , $LiOH$, $NaCN$, $Ba(HS)_2$, $Pb(OH)_4$

1.5. Pojmenujte následující sloučeniny: H_2SO_3 , HNO_2 , H_3BO_3 , H_2CO_3 , HF , H_4SiO_4 , $H_2S_2O_7$, H_3PO_4 , $HMnO_4$, H_2CrO_4 , $H_4P_2O_7$, HCN .

kyselina siřičitá, kyselina dusitá, kyselina trihydrogenboritá, kyselina uhličitá, kyselina fluorovodíková (fluorovodík), kyselina tetrahydrogenkřemičitá, kyselina disírová, kyselina trihydrogenfosforečná, kyselina manganistá, kyselina chromová, kyselina dihydrogenfosforečná, kyselina kyanovodíková (kyanovodík)

1.6. Napište vzorce těchto sloučenin: kyselina bromovodíková, kyselina tetraboritá, kyselina chlorečná, kyselina trihydrogenarseničná, kyselina difosforitá, kyselina sirovodíková, kyselina manganová, kyselina dihydrogendikřemičitá, kyselina jodistá, kyselina hydrogenufosforečná, kyselina dichromová, kyselina hydrogenboritá.

HBr , $H_2B_4O_7$, $HClO_3$, H_3AsO_4 , $H_4P_2O_5$, H_2S , H_2MnO_4 , $H_2Si_2O_5$, HIO_4 , HPO_3 , $H_2Cr_2O_7$, HBO_2

1.7. Pojmenujte následující sloučeniny: $\text{Ba}(\text{PO}_3)_2$, K_2MnO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, KMnO_4 , LiPO_3 , $\text{Zn}(\text{ClO}_3)_2$, MgSiO_3 , $\text{Mn}_2\text{P}_2\text{O}_7$, NaI_3O_8 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, *fosforečnan barnatý*, *mangan draselný*, *síran železitý*, *manganistan draselný*, *fosforečnan lithný*, *chlorečnan zinečnatý*, *křemičitan hořečnatý*, *difosforečnan manganatý*, *trijodičnan sodný*, *dichroman amonný*

1.8. Napište vzorce těchto sloučenin: chloristan hořečnatý, křemičitan divápenatý, boritan nikelnatý, chroman olovnatý, uhličitán draselný, dusičnan amonný, difosforečnan sodný, dikřemičitan hexalithný, tris(arseničnan) hlinitý, dikřemičitan diželezitý.



1.9. Pojmenujte následující sloučeniny: $\text{Zn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$, NH_4HSO_4 , $\text{Mg}(\text{H}_2\text{BO}_3)_2$, NaH_2AsO_4 , $\text{Mn}(\text{HSO}_3)_2$, $\text{Cd}(\text{HS}_2\text{O}_7)_2$, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$.

dihydrogenfosforečnan zinečnatý, *hydrogenuhlíčitan vápenatý*, *hydrogenfosforečnan hlinitý*, *hydrogensíran amonný*, *dihydrogenboritan hořečnatý*, *dihydrogenarseničnan sodný*, *hydrogenuhlíčitan manganatý*, *hydrogensíran kadennatý*, *dihydrogendifosforečnan sodný*, *hydrogenselenan barnatý*

1.10. Napište vzorce těchto sloučenin: hydrogenwolframan amonný, hydrogensířičitan hořečnatý, dihydrogenarseničnan lanthanitý, hydrogensíran kobaltmatý, hydrogenfosforečnan vápenatý, hydrogensíran železnatý, dihydrogendifosforečnan hlinitý, tetrahydrogentelluran disodný, dihydrogenboritan stříbrný, hydrogenuhlíčitan lithný.



1.11. Pojmenujte následující sloučeniny: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgCO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

tetrahydrát dusičnanu vápenatého, *hexahydrát chloridu kobaltmatého*, *trihydrát uhličitanu hořečnatého*

1.12. Napište vzorce těchto sloučenin: heptahydrát síranu zinečnatého, dihydrát bromidu lithného, tetrahydrát kyanidu nikelnatého.



2. Základní pojmy a veličiny

Při chemických reakcích reagují obrovské počty částic (atomů, molekul, iontů) prvků. Proto byly zavedeny větší jednotky, které by byly lépe měřitelné a přitom odrazily ekvivalenci látek při chemických reakcích. Zavedenou veličinou je **látkové množství**. Jednou z možností, jak vypočítat tuto veličinu je vztah:

$$n = N / N_A \quad (2-1)$$

kde **N** je počet částic a **N_A** je Avogadrova konstanta (6,023·10²³ mol⁻¹). Jednotkou látkového množství je **mol**.

Pozn. Počet částic (atomů, molekul apod.) odpovídající jednomu molu je roven hodnotě Avogadrovy konstanty.

Veličiny vztahované na 1 mol se nazývají molární veličiny. Jedná se o tzv.

molární hmotnost:

$$M = m / n \quad (2-2)$$

kde **m** je hmotnost a **n** je látkové množství. Molární hmotnost se běžně vyjadřuje v **g·mol⁻¹**.

Molární hmotnost prvků je uvedena v tabulkách (např. v periodické tabulce). Molární hmotnost sloučeniny je dána součtem molárních hmotností prvků, z nichž je sloučenina složena.

Pozn. V případě výpočtu molárních hmotností čistých plynných prvků (kromě vzácných plynů) je nutno uvažovat o dvouatomových molekulách: **H₂**, **N₂**, **O₂**, **F₂**, **Cl₂**. Týká se to rovněž kapalného bromu a pevného jodu: **Br₂**, **I₂**.

Další molární veličinou je **molární objem**:

$$V_m = V / n$$

(2-3)

kde **V** je objem a **n** je látkové množství. Jednotkou je běžně používaný **dm³·mol⁻¹**.

Za tzv. ***normálních podmínek*** (teplota $T_0 = 273,15\text{ K}$; tlak $p_0 = 101,325\text{ kPa}$) má molární objem u **ideálních plynů** konstantní hodnotu $22,4\text{ dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}$.

Pro výpočty **látkového množství** se nejčastěji využívá posledních dvou vztahů ve tvaru:

$$n = m / M$$

pro plyny

$$n = V / V_m$$

V následujících výpočtech jsou použity kromě hlavních jednotek také násobné a dílčí jednotky, které se tvoří z hlavních jednotek pomocí předpon odpovídajících násobkům nebo dílům (viz. tab.2.1.).

Tabulka 2.1. Příklady názvů a značek násobných předpon

násobek	předpona	značka	příklady	
10 ¹²	tera	T	Tm	terametř
10 ⁹	giga	G	GB	gigabyte
10 ⁶	mega	M	MPa	megapascal
10 ³	kilo	k	kJ	kilojoule
10 ²	hekto	h	hPa	hektopascal
10 ¹	deka	da	dag	dekagram
10 ⁻¹	deci	d	dl	decilitr
10 ⁻²	centi	c	cm	centimetř
10 ⁻³	мили	m	ml	mililitr
10 ⁻⁶	mikro	μ	μg	mikrogram
10 ⁻⁹	nano	n	nm	nanometř
10 ⁻¹²	piko	p	pm	pikometř

Řešené příklady:

Příklad 1: Vypočítejte látkové množství fluoridu sírového o hmotnosti 30 kg. Stanovte počet molekul fluoridu sírového v tomto množství.

Krok 1: Nejprve si vypočteme molární hmotnost fluoridu sírového.

Molární hmotnosti prvků síry a fluoru zjistíme z periodické tabulky.

$$\text{Krok 2: } M(\text{SF}_6) = 1 \cdot M(\text{S}) + 6 \cdot M(\text{F}) = 1 \cdot 32,06 + 6 \cdot 19,00 = 146,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Krok 3: Látkové množství si vypočteme na základě vztahu (2-2). Jednotku zadané hmotnosti je nutno pro výpočet upravit.

$$\text{Krok 4: } n(\text{SF}_6) = \frac{m(\text{SF}_6)}{M(\text{SF}_6)} = \frac{30 \cdot 10^3 \text{ g}}{146,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \underline{\underline{205 \text{ mol}}}$$

Krok 5: Počet částic stanovíme ze vztahu (2-1).

Krok 6:

$$n(\text{SF}_6) = \frac{N(\text{SF}_6)}{N_A} \Rightarrow N(\text{SF}_6) = n(\text{SF}_6) \cdot N_A = 205 \text{ mol} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \underline{\underline{1,2 \cdot 10^{26}}}$$

Příklad 2: Vypočítejte hmotnost 7,5 mmol oxidu osmičelého a počet molekul této látky.

Krok 1: Nejprve si vypočteme molární hmotnost oxidu osmičelého.

Molární hmotnosti prvků kyslíku a osmia zjistíme z periodické tabulky.

$$\text{Krok 2: } M(\text{OsO}_4) = 1 \cdot M(\text{Os}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 1 \cdot 190,2 + 4 \cdot 16,00 = 254,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Krok 3: Hmotnost si vypočteme na základě vztahu (2-2). Jednotku zadaného látkového množství je nutno pro výpočet upravit.

Krok 4:

$$\begin{aligned} n(\text{OsO}_4) &= \frac{m(\text{OsO}_4)}{M(\text{OsO}_4)} \Rightarrow m(\text{OsO}_4) = n(\text{OsO}_4) \cdot M(\text{OsO}_4) = \\ &= 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 254,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{1,9 \text{ g}}} \end{aligned}$$

Krok 5: Počet částic stanovíme ze vztahu (2-1).

$$\begin{aligned} \text{Krok 6: } n(\text{OsO}_4) &= \frac{N(\text{OsO}_4)}{N_A} \Rightarrow N(\text{OsO}_4) = n(\text{OsO}_4) \cdot N_A = \\ &= 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = \underline{\underline{4,5 \cdot 10^{21}}} \end{aligned}$$

Příklad 3: V nádobě o objemu 0,20 m³ je přechováván dusík.

Vypočítejte, kolik molekul dusíku bude za n.p. v nádobě. Jaké hmotnosti odpovídá toto množství plynu.

Krok 1: Nejprve si vypočítáme molární hmotnost dusíku. **Pozor!** Jedná se o dvouatomovou molekulu.

$$\text{Krok 2: } M(\text{N}_2) = 2 \cdot M(\text{N}) = 2 \cdot 14,01 = 28,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Krok 3: Dále si vypočítáme látkové množství na základě vztahu (2-3) pro plyny za n.p. Jednotku zadaného objemu je nutno pro výpočet upravit.

$$\text{Krok 4: } n(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_m} = \frac{0,20 \cdot 10^3 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = \underline{\underline{8,93 \text{ mol}}}$$

Krok 5: Hmotnost stanovíme ze vztahu (2-2)

Krok 6:

$$n(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2)}{M(\text{N}_2)} \Rightarrow m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 8,93 \text{ mol} \cdot 28,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{249 \text{ g}}}$$

Příklady k řešení:

Příklad 2.1. Hmotnost 1,00 dm³ vzduchu za n.p. je 1,293 g. Vypočítejte jeho průměrnou molární hmotnost. Kolikrát je molární hmotnost oxidu uhličitého větší než molární hmotnost vzduchu? *$M(\text{vzduch}) = 28,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$,*

1,5 krát

Příklad 2.2. Seřaďte vzestupně podle látkového množství:

- | | |
|----------------------|-----------------------------|
| a) chlor (za n.p.) | V = 0,05 m ³ |
| b) argon | N = 1,81 · 10 ²⁷ |
| c) hydroxid draselný | m = 3,6 kg |
| d) vodík | m = 70 g |
- a < d < c < b*

Příklad 2.3. Vypočítejte objem, který za n.p. zaujímá 3,000 kg těchto plynů:

- | | |
|------------------|--------------------------------------------------------|
| a) oxid uhličitý | <i>$V(\text{CO}_2) = 1527 \text{ dm}^3$</i> |
| b) amoniak | <i>$V(\text{NH}_3) = 3953 \text{ dm}^3$</i> |
| c) kyslík | <i>$V(\text{O}_2) = 2100 \text{ dm}^3$</i> |

Příklad 2.4. Vypočítejte za n.p. objem a hmotnost $1,125 \cdot 10^{30}$ molekul sulfanu. $V(H_2S) = 4,2 \cdot 10^7 \text{ dm}^3$; $m(H_2S) = 6,36 \cdot 10^7 \text{ g}$

Příklad 2.5. Neznámý plyn o hmotnosti 84,0 g zaujímá objem (za n.p.) $67,23 \text{ dm}^3$. Určete o jaký plyn se jedná? (Pozn. Neznámý plyn identifikujte na základě jeho molární hmotnosti s využitím periodické tabulky) *dusík*

Příklad 2.6. Vypočítejte látkové množství $150,3 \text{ g}$ dusičnanu zinečnatého. $n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 0,79 \text{ mol}$

Příklad 2.7. Vypočítejte hmotnost a počet molekul sulfidu uhličitého (sirouhlíku) o látkovém množství 556 mmol . $m(\text{CS}_2) = 42,3 \text{ g}$; $N(\text{CS}_2) = 3,35 \cdot 10^{23}$

Příklad 2.8. Místnost o rozměrech $4,0 \text{ m} \times 3,5 \text{ m}$ a výšce $2,5 \text{ m}$ je naplněna kyslíkem za n.p. Jaká je hmotnost plynu v místnosti. $m(\text{O}_2) = 50 \text{ kg}$

Příklad 2.9. Vypočítejte hmotnost pentahydrátu síranu měďnatého, který obsahuje 150 g bezvodého síranu měďnatého. $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 235 \text{ g}$

Příklad 2.10. Vypočítejte průměrnou hmotnost atomu rtuti. $m(\text{Hg}) = 3,3 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

3. Složení více složkových soustav

Více složkové soustavy nazýváme **směsi** (např. vzduch, osolená voda). V našich příkladech se nejčastěji budeme zabývat soustavou dvousložkovou, se zaměřením převážně na **roztoky**.

Znalost jednotlivých složek (kvalitativní složení) roztoku obvykle nestačí. V běžné laboratorní praxi je potřebné vědět, v jakém množství se složky v daném roztoku nacházejí (kvantitativní složení).

Relativní složení (zastoupení jednotlivých složek) soustavy lze vyjádřit poměrem **hmotnosti** nebo **látkového množství** resp. **objemu** dané složky a hmotnosti (látkového množství, objemu) celé soustavy. Na základě toho definujeme tzv. **hmotnostní, molární (molový) či objemový zlomek**:

hmotnostní zlomek:

$$w(\mathbf{B}) = m(\mathbf{B}) / m_s$$

(3-1)

molární zlomek:

$$x(\mathbf{B}) = n(\mathbf{B}) / n_s$$

(3-2)

objemový zlomek:

$$\varphi(\mathbf{B}) = V(\mathbf{B}) / V_s$$

(3-3)

kde $w(\mathbf{B})$, $x(\mathbf{B})$, $\varphi(\mathbf{B})$ je hmotnostní, molární či objemový zlomek složky

$m(\mathbf{B})$, m_s je hmotnost složky resp. soustavy

$n(\mathbf{B})$, n_s je látkové množství složky resp. soustavy

$V(\mathbf{B})$, V_s je objem složky resp. soustavy

Součet hmotnostních, resp. molárních nebo objemových zlomků všech složek dané soustavy se rovná jedné. Výše uvedené zlomky jsou bezrozměrové veličiny a lze je vyjádřit rovněž v procentech [%], promilách [‰] nebo parts per million [ppm]-viz. kap. 5.2., řešený příklad 4.

Pozn. *Hmotnostních zlomků se nejčastěji používá k vyjádření složení roztoků, objemové zlomky jsou výhodné především v případě plyných směsí.*

V případě velmi zředěných vodných roztoků se k vyjádření složení používá veličina **látková (molární) koncentrace**:

$$c(\mathbf{B}) = n(\mathbf{B}) / V_s$$

(3-4)

kde $n(\mathbf{B})$ je látkové množství složky a V_s je objem soustavy. Běžně užívanou jednotkou látkové (molární) koncentrace je **mol·dm⁻³**.

Řešené příklady:

Příklad 1: Objem roztoku hydroxidu sodného je 0,350 dm³.

Vypočítejte hmotnost pevného hydroxidu sodného potřebného pro přípravu 10,0 hm. % roztoku. Hustota roztoku NaOH je 1,1089 g·cm⁻³.

Krok 1: Pro výpočet hmotnosti čistého hydroxidu sodného je nutno znát hmotnost celého roztoku, která je zadána prostřednictvím objemu a hustoty.

Krok 2:

$$m_s = \rho_s \cdot V_s = 1,1089 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 350 \text{ cm}^3 = 388 \text{ g}$$

Krok 3: Hmotnost NaOH získáme dosazením do vztahu pro výpočet hmotnostního zlomku nebo použitím trojčlenky:

Krok 4:

$$w(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_s} \Rightarrow m(\text{NaOH}) = w(\text{NaOH}) \cdot m_s = 0,100 \cdot 388 \text{ g} = \underline{\underline{38,8 \text{ g}}}$$

$$\begin{array}{l} \text{nebo} \quad \downarrow \quad m_s = 388 \text{ g} \dots\dots\dots 100,0\% \quad \uparrow \quad x = \frac{10,0\%}{100,0\%} \cdot 388 \text{ g} = \underline{\underline{38,8 \text{ g}}} \\ m(\text{NaOH}) = x \text{ g} \dots\dots\dots 10,0\% \end{array}$$

Příklad 2: Určete hmotnost chloridu železitého, který je nutno

rozpusit v 0,25 l vody, aby vznikl 3,0 hm.% roztok chloridu železitého.

Krok 1: Hmotnost čistého chloridu železitého vypočítáme ze vztahu (3-1) s tím, že celková hmotnost roztoku je dána součtem hmotností jeho složek (tedy chloridu železitého a vody).

Pozn. V případě vody uvažujeme hustotu 1,000 g·cm⁻³. Tedy objemu vody v [cm³] odpovídá hmotnost vody v [g] → $V(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ cm}^3 \sim m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ g}$.

$$\text{Krok 2:} \quad w(\text{FeCl}_3) = \frac{m(\text{FeCl}_3)}{m_s} = \frac{m(\text{FeCl}_3)}{m(\text{FeCl}_3) + m(\text{H}_2\text{O})} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow m(\text{FeCl}_3) = \frac{w(\text{FeCl}_3) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}{1 - w(\text{FeCl}_3)} = \frac{0,030 \cdot 250 \text{ g}}{0,970} = \underline{\underline{7,7 \text{ g}}}$$

nebo s použitím trojčlenky:

$$\begin{array}{ccc} \downarrow & m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ g} \dots\dots\dots 97,0\% & \downarrow & x = \frac{3,0\%}{97,0\%} \cdot 250 \text{ g} = \underline{\underline{7,7 \text{ g}}} \\ & m(\text{FeCl}_3) = x \text{ g} \dots\dots\dots 3,0\% & & \end{array}$$

Příklad 3: Vypočítejte hmotnost heptahydrátu síranu hořečnatého, který je zapotřebí k přípravě 15,0 hm. % roztoku síranu hořečnatého. Celková hmotnost roztoku je 500 g.

Krok 1: Hmotnost bezvodého síranu hořečnatého vypočítáme ze vztahu pro hmotnostní zlomek nebo pomocí trojčlenky:

$$w(\text{MgSO}_4) = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{m_s} \Rightarrow m(\text{MgSO}_4) = w(\text{MgSO}_4) \cdot m_s = 0,150 \cdot 500 \text{ g} = \underline{\underline{75,0\text{g}}}$$

$$\begin{array}{ccc} \text{nebo} \downarrow & m_s = 500 \text{ g} \cdots \cdots \cdots 100,0\% & \uparrow x = \frac{15,0\%}{100,0\%} \cdot 500 \text{ g} = \underline{\underline{75,0\text{g}}} \\ | & m(\text{MgSO}_4) = x \text{ g} \cdots \cdots \cdots 15,0\% & | \end{array}$$

Pozn. U tohoto typu příkladu je nutné si uvědomit, že některé soli se mohou vyskytovat jak v bezvodém stavu, tak jako krystalohydráty obsahující vázanou vodu. V takovém případě je potřeba hmotnost bezvodé soli přepočítat na příslušný krystalohydrát, ze kterého se daný roztok připravuje.

Krok 2: Obecně platí že:

$$n(\text{bezvodá sůl}) = n(\text{krystalohydrát}),$$

Krok 3: Tedy

$$n(\text{MgSO}_4) = n(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$$

Krok 4: Po dosazení za látkové množství

$$\frac{m(\text{MgSO}_4)}{M(\text{MgSO}_4)} = \frac{m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})}{M(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})}$$

Krok 5: Následně získáme hmotnost krystalohydrátu:

$$\begin{aligned} m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) &= \frac{m(\text{MgSO}_4)}{M(\text{MgSO}_4)} \cdot M(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = \\ &= \frac{75,0\text{g}}{120,31\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 246,41\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{154\text{g}}} \end{aligned}$$

Příklad 4: Ve vodném roztoku jsou rozpuštěny soli chlorid amonný a uhličitán sodný. Vypočítejte molární zlomky všech tří složek, je-li hmotnostní obsah chloridu amonného 25,0 %, uhličitanu sodného 10,0 % a objem vody je 1 dm³ přesně.

Krok 1: Třetí složkou je voda, jejíž hmotnostní zlomek získáme dopočtem do 100% a následně dosazením do vztahu pro hmotnostní zlomek získáme hmotnost celého roztoku. Hmotnost vody v [g] odpovídá objemu vody v [cm³].

$$w(\text{H}_2\text{O}) = 1 - 0,250 - 0,100 = 0,650 = 65,0\%$$

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m_s} \Rightarrow m_s = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{w(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10^3 \text{ g}}{0,650} = 1539 \text{ g}$$

Krok 2: Ze znalosti celkové hmotnosti a hmotnostních zlomků solí zjistíme hmotnosti zbylých složek:

$$w(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{m_s} \Rightarrow m(\text{NH}_4\text{Cl}) = w(\text{NH}_4\text{Cl}) \cdot m_s = 0,250 \cdot 1539 \text{ g} = 385 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} w(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m_s} \Rightarrow m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = w(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m_s = \\ &= 0,100 \cdot 1539 \text{ g} = 154 \text{ g} \end{aligned}$$

Krok 3: Nyní je možné si vypočítat látková množství jednotlivých složek a zároveň i celkové látkové množství:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10^3 \text{ g}}{18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 55,49 \text{ mol}$$

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{M(\text{NH}_4\text{Cl})} = \frac{384,6 \text{ g}}{53,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 7,18 \text{ mol}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{153,9 \text{ g}}{106 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,45 \text{ mol}$$

$$n_s = n(\text{H}_2\text{O}) + n(\text{NH}_4\text{Cl}) + n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 64,12 \text{ mol}$$

Krok 4: V posledním kroku dosadíme do vztahu pro výpočet molárních zlomků:

$$x(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n_s} = \frac{55,49 \text{ mol}}{64,12 \text{ mol}} = 0,865 = \underline{\underline{86,5\%}}$$

$$x(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{n(\text{NH}_4\text{Cl})}{n_s} = \frac{7,18 \text{ mol}}{64,12 \text{ mol}} = 0,112 = \underline{\underline{11,2\%}}$$

$$x(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{n_s} = \frac{1,45 \text{ mol}}{64,12 \text{ mol}} = 0,023 = \underline{\underline{2,3\%}}$$

Příklad 5: Vypočítejte objemu vzduchu za n.p., z kterého lze teoreticky připravit kyslík o hmotnosti 100,0 kg. Objemové procento kyslíku ve vzduchu je 20,95 %.

Krok 1: Nejprve si vypočteme látkové množství kyslíku na základě vztahu (2-2). Jednotku zadané hmotnosti je nutno pro výpočet upravit. Dále je potřeba si uvědomit, že kyslík je dvouatomová molekula O_2 , což se projeví při určování jeho molární hmotnosti.

Krok 2:

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{100,0 \cdot 10^3 \text{ g}}{2 \cdot 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3125 \text{ mol}$$

Krok 3: V dalším kroku je zapotřebí stanovit objem kyslíku ze vztahu (2-3) pro plyny za n.p..

$$\begin{aligned} n(\text{O}_2) &= \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} \Rightarrow V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 3125 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = \\ &= 70,0 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 = 70,0 \text{ m}^3 \end{aligned}$$

Krok 4: Výsledný objem vzduchu se vypočítá ze vztahu (3-3) pro objemový zlomek.

$$\varphi(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_{\text{vzduch}}} \Rightarrow V_{\text{vzduch}} = \frac{V(\text{O}_2)}{\varphi(\text{O}_2)} = \frac{70 \text{ m}^3}{0,2095} = \underline{\underline{334,1 \text{ m}^3}}$$

Příklad 6: Ze zásobní láhve o objemu 100 cm³ bylo odpipetováno 17 cm³ 1M (odpovídá 1,0 mol·dm⁻³) roztoku jodidu draselného. Určete hmotnost této soli v odpipetovaném objemu.

Krok 1: Nejprve si vypočteme látkové množství jodidu draselného ze vztahu (3-4). Jednotku celkového objemu, který odpovídá odpipetovanému množství, je nutno pro výpočet upravit .

$$c(\text{KI}) = \frac{n(\text{KI})}{V_s} \Rightarrow n(\text{KI}) = c(\text{KI}) \cdot V_s = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,017 \text{ dm}^3 = 0,017 \text{ mol}$$

Krok 2: Hmotnost jodidu draselného získáme ze vztahu (2-2).

$$n(\text{KI}) = \frac{m(\text{KI})}{M(\text{KI})} \Rightarrow m(\text{KI}) = n(\text{KI}) \cdot M(\text{KI}) = 0,017 \text{ mol} \cdot 166 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{2,8 \text{ g}}}$$

Příklady k řešení:

Příklad 3.1. Trhavina byla připravena smícháním 15,0 kg tritolu (TNT) a 12,6 kg dusičnanu amonného. Vyjádřete složení trhaviny v hmotnostních a molárních zlomcích. Molární hmotnost TNT je 227 g·mol⁻¹. $w(\text{TNT})=0,55$; $w(\text{NH}_4\text{NO}_3)=0,45$; $x(\text{TNT})=0,3$; $x(\text{NH}_4\text{NO}_3)=0,7$

Příklad 3.2. Hmotnostní procento síry v černém uhlí je 1,30%. Vypočítejte hmotnost síry ve vzorku tohoto uhlí o hmotnosti 1,50 t. $m_s = 19,5 \text{ kg}$

Příklad 3.3. Mosaz obsahuje 3,175 kg mědi a 1,825 kg zinku. Vypočítejte hmotnostní a molární zlomky obou kovů. $w(\text{Cu}) = 0,635$; $w(\text{Zn}) = 0,365$; $x(\text{Cu}) = 0,64$; $x(\text{Zn}) = 0,36$

Příklad 3.4. Kolik gramů 0,50 hm. % roztoku lze připravit z 5,00 g manganistanu draselného. Jaký objem vody je zapotřebí k přípravě tohoto roztoku. $m_s = 1000 \text{ g}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 995 \text{ cm}^3$

Příklad 3.5. Vypočítejte objem roztoku kyseliny sírové, v němž hmotnostní zlomek kyseliny sírové je 20,0 %. Hmotnost kyseliny sírové v roztoku je 170,0 g, hustota roztoku je $1,139 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. $W(H_2SO_4) = 746 \text{ cm}^3$

Příklad 3.6. Vypočítejte hmotnostní zlomek síranu měďnatého v roztoku, který byl připraven rozpuštěním 16,0 g modré skalice (pentahydrát síranu měďnatého) ve 184 cm^3 vody. $w(CuSO_4) = 5,1 \%$

Příklad 3.7. Při pobytu v lázních pacient vypil třikrát denně 1 dl minerální vody s hmotnostním zlomkem solí 0,90 %. Jaké množství (hmotnost) solí pacient získal během 14 denního pobytu v lázních. Hustotu minerální vody považujte $1,000 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. $m(solí) = 37,8 \text{ g}$

Příklad 3.8. Jaká bude výsledná hmotnost roztoku, jestliže se má připravit roztok o hmotnostním zlomku dusičnanu stříbrného 1,00 % rozpuštěním 50 g dusičnanu stříbrného o čistotě 94,50 % hmotnostních. $m_s = 4725 \text{ g}$

Příklad 3.9. V nádobě je směs plynů, která obsahuje 120,0 g dusíku, 53,0 g oxidu siřičitého, 11,0 g kyslíku a 2,0 g argonu. Vypočítejte molární zlomky jednotlivých plynů v nádobě. $x(N_2) = 0,78$; $x(SO_2) = 0,15$; $x(O_2) = 0,06$; $x(Ar) = 0,01$

Příklad 3.10. Do reakce je potřeba 0,650 mol kyseliny chlorovodíkové. Jaký objem 2M (odpovídá 2 mol·dm⁻³ přesně) roztoku je potřeba odměřit. $V_s = 0,325 \text{ dm}^3$

Příklad 3.11. Smícháním 440 ml čistého ethanolu (C₂H₅OH) o hustotě $0,7893 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ s vodou vznikl roztok o objemu 500 ml a hustotě $0,8360 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Vyjádřete zastoupení obou složek v roztoku pomocí objemových, hmotnostních a molárních zlomků. $w(C_2H_5OH) = 0,83$; $w(H_2O) = 0,17$; $x(C_2H_5OH) = 0,66$; $x(H_2O) = 0,34$; $\varphi(C_2H_5OH) = 0,86$; $\varphi(H_2O) = 0,14$

Příklad 3.12. Objem směsi kyslíku a ozonu je 1 m^3 přesně. Objemový zlomek ozónu v této směsi je 3,50 %. Určete hmotnost ozónu v tomto objemu za n. p. a vyjádřete složení plyné směsi v hmotnostních a molárních zlomcích. $m(O_3) = 75 \text{ g}$; $w(O_3) = 0,05$; $w(O_2) = 0,95$; $x(O_3) = 0,035$; $x(O_2) = 0,965$

Příklad 3.13. Vypočítejte, jaký objem 2M (odpovídá 2 mol·dm⁻³ přesně) roztoku chloridu nikelnatého lze připravit rozpuštěním 22,5 g této látky ve vodě. $V_s = 87 \text{ cm}^3$

Příklad 3.14. Kolik dusičnanu barnatého musíme navážit pro přípravu 5M (odpovídá $5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ přesně) roztoku do zásobní láhve o objemu 250 cm^3 .
 $m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 327 \text{ g}$

Příklad 3.15. Jaká bude molární koncentrace roztoku chromanu manganatého o objemu $50,0 \text{ cm}^3$, jestliže k jeho přípravě použijeme $25,0 \text{ g}$ chromanu manganatého obsahujícího $4,50 \text{ hm. \%}$ vody.

$$c(\text{MnCrO}_4) = 2,8 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

4. Příprava roztoků

Roztoky můžeme připravovat buď z čistých složek (tzv. rozpouštění) nebo vycházíme již z připraveného roztoku, jehož složení je potřeba změnit. Úpravu složení stávajícího roztoku lze provést např. přidáním rozpouštědla (tzv. ředění), přidáním látky (rozpouštění), odpařením rozpouštědla (tzv. zahušťování) nebo přidávkem roztoku o jiné koncentraci (tzv. směšováním).

V běžné laboratorní praxi obvykle pracujeme s roztoky, které obsahují dvě složky: **rozpuštěnou látku** a **rozpouštědlo**, nejčastěji vodu. Proto se i v následujících příkladech zaměříme převážně na dvousložkové soustavy, které je možné popsat dvěma tzv. **směšovacími rovnicemi**.

Jedná se o:

- rovnici pro celkovou hmotnostní bilanci
- rovnici pro hmotnostní bilanci rozpuštěné látky (resp. rozpouštědla)

Při sestavování rovnic pro hmotnostní bilance je užitečné vycházet ze zjednodušeného grafického znázornění děje. Pro orientaci ve schématech a při sestavování bilančních rovnic bude použita následující symbolika:

- 1** **roztok 1** (původní roztok připravený *rozpouštěním* čisté látky B)
- 2** **roztok 2** (roztok vzniklý *ředěním* roztoku 1 přidávkou vody)
- 3** **roztok 3** (roztok připravený *směšováním* roztoků 1 a 2)
- B** **látko B** (čistá látka použita k přípravě původního roztoku 1)

Při výpočtech a sestavování směšovacích rovnic je třeba si uvědomit

několik následujících pravidel:

- při ředění je koncentrace výsledného roztoku nižší oproti původnímu roztoku
- hmotnost rozpouštěné látky se během ředění nemění
- koncentrace roztoku vzniklého smísením leží vždy v rozmezí koncentrací roztoků, ze kterých byl výsledný roztok připraven
- pro hmotnostní bilanci látky B vycházíme ze vztahu (3-1) pro výpočet hmotnostního zlomku
- hmotnostní zlomek čisté látky v rozpouštědle je roven nule

Zde je přehled několika schémat pro vybrané procesy přípravy roztoků:

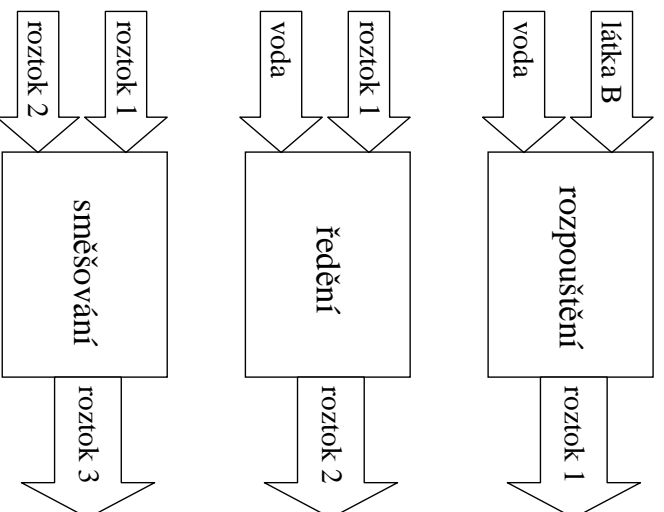
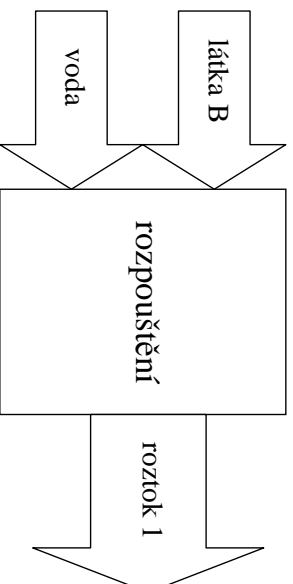


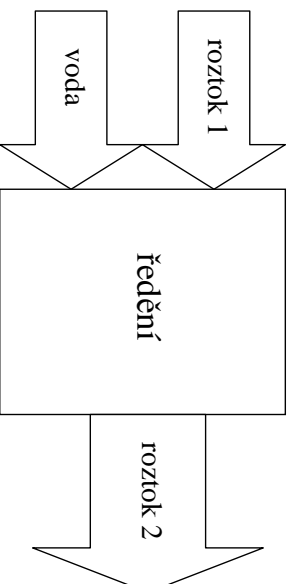
Schéma a bilanční rovnice pro **rozpouštění**:



celková bilance hmotnosti: $m(B) + m(H_2O) = m(\text{roztok } 1)$

bilance hmotnosti látky B: $m(B) = m(\text{roztok } 1) \cdot w_1(B)$

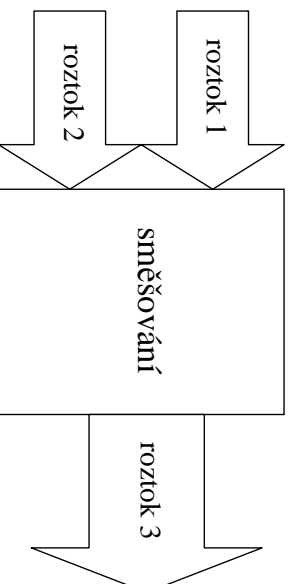
Schéma a bilanční rovnice pro **ředění** roztoků:



celková bilance hmotnosti: $m(\text{roztok } 1) + m(H_2O) = m(\text{roztok } 2)$

bilance hmotnosti látky B: $m(\text{roztok } 1) \cdot w_1(B) = m(\text{roztok } 2) \cdot w_2(B)$

Schéma a bilanční rovnice pro **směšování** roztoků:



celková bilance hmotnosti:

$$m(\text{roztok 1}) + m(\text{roztok 2}) = m(\text{roztok 3})$$

bilance hmotnosti látky B:

$$m(\text{roztok 1}) \cdot w_1(B) + m(\text{roztok 2}) \cdot w_2(B) = m(\text{roztok 3}) \cdot w_3(B)$$

Roztoky v laboratorní praxi většinou odměňujeme a jejich množství udáváme objemem, nikoli hmotností. Ve směšovacích rovnicích potom můžeme hmotnost vyjádřit jako součin objemu a hustoty:

$$m(\text{roztok}) = V(\text{roztok}) \cdot \rho \quad (4-1)$$

nebo jí pomocí tohoto vztahu vypočítáme předem. Protože v běžných laboratorních podmínkách $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ (resp. $1 \text{ kg} \cdot \text{dm}^{-3}$), je objem vody číselně roven její hmotnosti: $1 \text{ cm}^3 \sim 1 \text{ g}$ (resp. $1 \text{ dm}^3 \sim 1 \text{ kg}$).

Při směšování nebo ředění roztoků nemůžeme hodnoty objemů sečíst ani odečíst. V bilanční rovnici ve tvaru

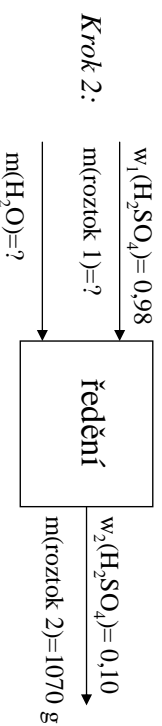
$$V(\text{roztok 1}) \cdot \rho_1 + V(\text{roztok 2}) \cdot \rho_2 = V(\text{roztok 3}) \cdot \rho_3$$

nemůžeme totiž vykrátit hustoty, protože obecně platí, že $\rho_1 \neq \rho_2 \neq \rho_3$.

Řešené příklady:

Příklad 1: Kolik gramů koncentrovaného roztoku kyseliny sírové ($w = 0,98$) je zapotřebí k přípravě 1070 g 10 hm. % roztoku této kyseliny. Jakou hmotnost vody je nutno přidat na ředění.

Krok 1: Před samotným sestavením bilančních rovnic je výhodné si sestavit schéma a doplnit jej konkrétními údaji ze zadání:



Krok 3: Nyní přistoupíme k sestavení směšovacích rovnic:

celková bilance hmotnosti: $m(\text{roztok 1}) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{roztok 2})$

bilance hmotnosti složky: $m(\text{roztok 1}) \cdot w_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{rozt. 2}) \cdot w_2(\text{H}_2\text{SO}_4)$

Krok 4: Z druhé bilanční rovnice vypočítáme hmotnost výchozího roztoku:

$$m(\text{roztok 1}) = \frac{m(\text{roztok 2}) \cdot w_2(\text{H}_2\text{SO}_4)}{w_1(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1070 \text{ g} \cdot 0,10}{0,98} = \underline{\underline{109 \text{ g}}}$$

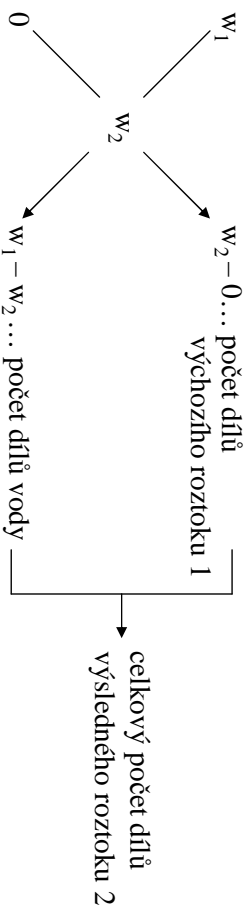
Krok 5: Hmotnost vody získáme z první bilanční rovnice:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{roztok 2}) - m(\text{roztok 1}) = 1070 - 109 = \underline{\underline{961 \text{ g}}}$$

Pozn. Namísto směšovacích bilančních rovnic je možné tyto příklady řešit úvahou pomocí **křížového pravidla**, které je vlastně schematickým vyjádřením bilančních rovnic (viz. dále)

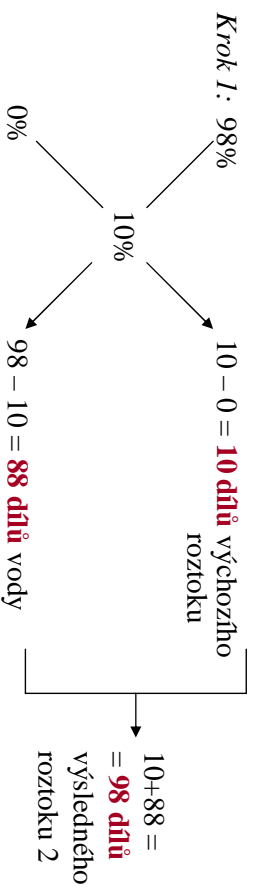
Při sestavování křížového pravidla pro ředění se obvykle do **levého horního** rohu zapisuje hmotnostní zlomek (%) výchozího roztoku, **doprostřed** se napíše hm. zlomek (%) výsledného roztoku a v **levém dolním** rohu pak 0 % pro vodu. **Pravé rohy** odpovídají hmotnostním dílům výchozího roztoku a vody:

Obecně:



Pozn. Bilanci během ředění s použitím bilančních rovnic či pomocí křížového pravidla je nutné provádět vždy přes **hmotnosti a hmotnostní zlomky**. Použitím objemů a objem. zlomků se dopoušíme chyby.

Řešení příkladu 1 pomocí křížového pravidla:



Ředěním **10 dílů** 98 % H_2SO_4 s **88 díly** vody vznikne **98 dílů** 10% H_2SO_4 .

Krok 2: A nyní sestavíme úměru na základě trojčlenky:

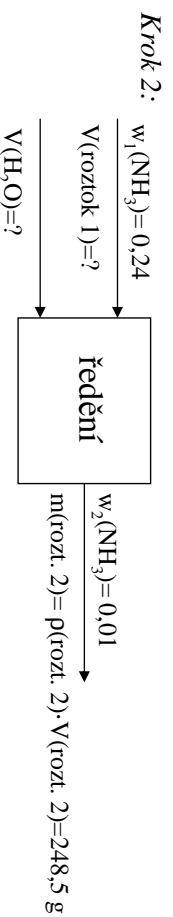
$$\begin{array}{ccc} \downarrow 98 \text{ dílů} \dots\dots\dots m(\text{roztok } 2) = 1070 \text{ g} & \uparrow & 10 \\ 10 \text{ dílů} \dots\dots\dots m(\text{roztok } 1) = x \text{ g} & \downarrow & x = \frac{10}{98} \cdot 1070 \text{ g} = 109 \text{ g} \dots\dots m(\text{roztok } 1) \end{array}$$

Krok 3: Hmotnost vody získáme:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{roztok } 2) - m(\text{roztok } 1) = 1070 - 109 = \underline{\underline{961 \text{ g}}}$$

Příklad 2: Vypočítejte objem 24,0 hm.% roztoku amoniaku o hustotě 0,910 g·cm⁻³, který je nutné odměřit pro přípravu 250,0 cm³ roztoku amoniaku (w=0,010) o hustotě 0,994 g·cm⁻³. Jaký objem vody bude použit k ředění? Hustotu vody uvažujte 1,000 g·cm⁻³.

Krok 1: Postup je analogický s příkladem 1, opět sestavíme schéma a bilanční rovnice s konkrétními údaji ze zadání:



celková bilance hmotnosti: $m(\text{roztok 1}) + m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{roztok 2})$
bilance hmotností složky: $m(\text{roztok 1}) \cdot w_1(\text{NH}_3) = m(\text{roztok 2}) \cdot w_2(\text{NH}_3)$

Krok 3: Z druhé bilanční rovnice vypočítáme hmotnost původního roztoku:

$$m(\text{roztok 1}) = \frac{m(\text{roztok 2}) \cdot w_2(\text{NH}_3)}{w_1(\text{NH}_3)} = \frac{248,5 \text{ g} \cdot 0,010}{0,240} = \underline{\underline{10,4 \text{ g}}}$$

Krok 4: Hmotnost vody získáme z první bilanční rovnice:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{roztok 2}) - m(\text{roztok 1}) = 248,5 - 10,4 = \underline{\underline{238,1 \text{ g}}}$$

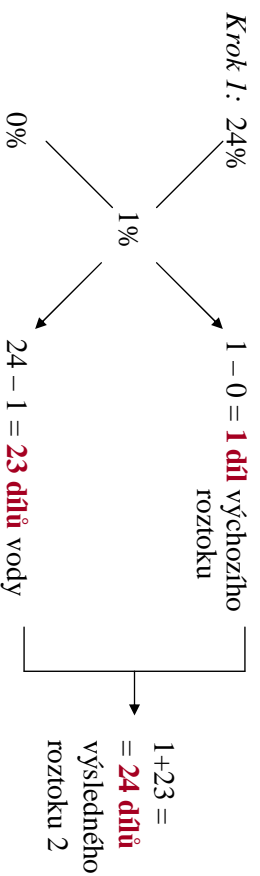
Pozn. U roztoků je daleko praktičtější znát spíše objemy než hmotnosti. Ty se snadno přepočítají pomocí známých hmotností a hustot (viz. vztah 4-1)

Krok 5:

$$V(\text{roztok 1}) = \frac{m(\text{roztok 1})}{\rho(\text{roztok 1})} = \frac{10,4 \text{ g}}{0,910 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}} = \underline{\underline{11,4 \text{ cm}^3}}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) = \underline{\underline{238,1 \text{ cm}^3}}$$

Řešení příkladu 2 pomocí křížového pravidla:



Přídavkem **23 dílů** vody k **1 dílu** 24 % NH_3 vznikne **24 dílů** 1 % NH_3 .

Krok 2: Sestavení úměr na základě trojčlenky:

$$\begin{array}{ccc} \uparrow 24 \text{ dílů} \dots \dots \dots m(\text{roztok } 2) = 248,5 \text{ g} & \uparrow & x = \frac{1}{24} \cdot 248,5 \text{ g} = 10,4 \text{ g} \dots m(\text{roztok } 1) \\ \downarrow 1 \text{ díl} \dots \dots \dots m(\text{roztok } 1) = x \text{ g} & \downarrow & \end{array}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{roztok } 2) - m(\text{roztok } 1) = 248,5 - 10,4 = \underline{\underline{238,1 \text{ g}}}$$

Krok 3: Objemy získáme z hmotností a hustot s použitím vztahu 4-1.

Příklady k řešení:

Příklad 4.1. Vypočítejte hmotnost vody a kyseliny dusičné v roztoku, který byl připraven smícháním 29,5 g roztoku kyseliny ($w_{\text{HNO}_3} = 0,300$) s 200 cm^3 vody. $m(\text{H}_2\text{O}) = 221 \text{ g}$; $m(\text{HNO}_3) = 8,9 \text{ g}$

Příklad 4.2. K plnění akumulátoru potřebujeme 1,500 kg 24,0 hm. % roztok kyseliny sírové. Vypočítejte hmotnost koncentrované kyseliny sírové ($w = 0,960$), kterou je nutno zředit a hmotnost použité vody.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1125 \text{ g}; m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 375 \text{ g}$$

Příklad 4.3. Roztok síranu sodného o hmotnosti 1,000 kg má být přidavkem vody naředěn tak, aby se hmotnostní zlomek této soli zmenšil z původní 25,0 hm. % na 20,0 hm. %. Vypočítejte hmotnost vody potřebné ke zředění daného roztoku. $m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ g}$

Příklad 4.4. Ke koncentrovanému roztoku kyseliny fluorovodíkové o hmotnosti 100 g bylo přidáno 150 cm^3 vody. Hmotnostní zlomek kyseliny fluorovodíkové ve výsledném roztoku dosáhl hodnoty 0,160. Vypočítejte hmotnostní zlomek této kyseliny ve výchozím roztoku. $w_f(\text{HF}) = 0,40$

Příklad 4.5. Zředěním 60,0 cm³ roztoku kyseliny chlorovodíkové (w_{HCl}=0,320) o hustotě 1,159 g·cm⁻³ vodou získáme výsledný roztok o hustotě 1,057 g·cm⁻³ a hmotnostním zlomku kyseliny 0,120. Vypočítejte objem připraveného roztoku a objem použité vody.

$$V(H_2O) = 116 \text{ cm}^3; V(HCl) = 175 \text{ cm}^3$$

Příklad 4.6. Kyselou chuť citrónu způsobuje kyselina citrónová. V citrónové šťávě je asi 6,50 hm.% této kyseliny. Kolik gramů vody musíme přidat k 50,0 g citrónové šťávy, abychom získali 1,00 % roztok kyseliny citrónové.

$$m(H_2O) = 275 \text{ g}$$

5. Zákony ideálních plynů

5.1. Stavová rovnice ideálního plynu

Stav plynu za obecných podmínek je popsán tzv. **stavovou rovnicí ideálního plynu**, která vyjadřuje vztah mezi objemem, tlakem a teplotou:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (5-1)$$

kde ***p*** je tlak, ***V*** je objem, ***n*** je látkové množství, ***T*** je termodynamická teplota a ***R*** je plynová konstanta **8,31 Pa·m³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 kPa·dm³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 MPa·cm³·K⁻¹·mol⁻¹**

Pozn. Do rovnice je nutné vždy dosazovat teplotu v Kelvinez. Pro převod teploty ve [°C] na absolutní stupnici platí: ***T / K = t / °C + 273,15***. Z jednotky plynové konstanty vyplývá, že pokud je dosazován tlak v [kPa], je nutno upravit jednotku objemu na [dm³] event. tlak v [MPa] a objem v [cm³].

Pro dva různé stavy plynu charakterizované veličinami p_1, V_1, n_1, T_1 (stav 1) a p_2, V_2, n_2, T_2 (stav 2) platí, že jeho látkové množství je konstantní. Po dosazení a úpravě ze stavové rovnice (5-1) lze tedy psát:

$$p_1 \cdot V_1 / T_1 = p_2 \cdot V_2 / T_2 \quad (5-2)$$

V případě, že je některá z dalších veličin konstantní, přechází výše zmíněný vztah na jeden z následujících tvarů a hovoříme o tzv:

Izotermický děj	Izobarický děj	Izochorický děj
$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$	$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$	$p_1 / T_1 = p_2 / T_2$
(T = konstantní)	(p = konstantní)	(V = konstantní)

Řešené příklady:

Příklad 1: Oxid uhličitý zaujímá za n.p. objem 27,0 dm³. Vypočítejte, jak se změní jeho objem, zvýší-li se teplota na 120°C a tlak na 0,2 MPa.

Krok 1: Označíme si

počáteční stav: $p_1=101,325 \text{ kPa}$ $V_1=27,0 \text{ dm}^3$ $T_1=273,15 \text{ K}$

konečný stav: $p_2=0,2 \text{ MPa}$ $V_2=?$ $T_2=393,15 \text{ K}$

Krok 2: Před dosazením je nutno upravit jednotky zadanych veličin.

Krok 3: Z rovnice (5-2) si vyjádříme hledanou veličinu V_2 .

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot p_2} = \frac{101,325 \text{ kPa} \cdot 27,0 \text{ dm}^3 \cdot 393,15 \text{ K}}{2 \cdot 10^2 \text{ kPa} \cdot 273,15 \text{ K}} = \underline{\underline{19,7 \text{ dm}^3}}$$

Příklad 2: Vypočítejte hmotnost a hustotu 465 cm³ amoniaku při teplotě 17°C a tlaku 102 kPa.

Krok 1: Před samotným výpočtem je třeba jednak vypočítat molární hmotnost amoniaku $M(\text{NH}_3) = 17,03 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, a také upravit jednotky zadanych veličin.

Krok 2: Hmotnost amoniaku vypočítáme ze stavové rovnice (5-1) dosazením upraveného vztahu (2-2) $n = m/M$:

$$\begin{aligned} \text{Krok 3:} \quad p \cdot V &= \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} \cdot R \cdot T \Rightarrow m(\text{NH}_3) = \frac{p \cdot V \cdot M(\text{NH}_3)}{R \cdot T} = \\ &= \frac{102 \text{ kPa} \cdot 0,465 \text{ dm}^3 \cdot 17,03 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 290,15 \text{ K}} = \underline{\underline{0,33 \text{ g}}} \end{aligned}$$

Krok 4: Hustotu amoniaku vypočítáme dosazením do vztahu (4-1) $\rho = m/V$.

$$\begin{aligned} \text{Krok 5:} \quad \rho &= \frac{m}{V} = \frac{0,33 \text{ g}}{0,465 \text{ dm}^3} = \underline{\underline{0,7 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}}} \end{aligned}$$

Příklady k řešení:

Příklad 5.1.1. Třilitrová láhev, u které při překročení vnitřního tlaku o 120 kPa hrozí prasknutí, byla naplněna při teplotě 20°C dusíkem na tlak 0,3 MPa. Na jakou teplotu lze láhev zahřát, aby ještě nepraskla? $t = 140^\circ\text{C}$

Příklad 5.1.2. O kolik procent se zvětší objem 230 cm³ kyslíku, zvýší-li se jeho teplota z 20°C na 45°C za stálého tlaku. $8,52 \%$

Příklad 5.1.3. Pneumatiky osobního vozu jsou při teplotě -10°C nahuštěny plynem na tlak 180 kPa. Jak se změní tlak plynu po dosažení teploty 5°C za předpokladu konstantního objemu. $p = 190 \text{ kPa}$

Příklad 5.1.4. Vypočítejte hmotnost vzduchu v pokoji o rozměrech 4,2×3,6×2,6 m při teplotě 21°C a tlaku 99,8 kPa. Při výpočtu použijte průměrnou molární hmotnost vzduchu 28,95 g·mol⁻¹. $m = 46,5 \text{ kg}$

Příklad 5.1.5. Zásobník o objemu 70,0 m³ je naplněn 183,4 kg žlutozeleného plynu při teplotě 46°C a tlaku 98 kPa. Určete neznámý plyn (plynný prvek). Identifikujte ho na základě výpočtu molární hmotnosti. *chlor*

Příklad 5.1.6. Určete tlak v nádobě o objemu 5,00 m³, v níž se nachází se při teplotě 10°C nachází 0,500 kmol oxidu siřičitého. $p = 235 \text{ kPa}$

Příklad 5.1.7. Rozhodněte, který z plynů vodík, xenon, sulfan, oxid dusný zaujímá za stejných podmínek (hmotnosti 35 g, teplotě 7°C a tlaku 103 kPa) nejmenší objem. *xenon*

Příklad 5.1.8. Vypočítejte hustotu oxidu uhelnatého při teplotě 15°C a tlaku 1,020·10⁵ Pa. $\rho = 1,193 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$

5.2. Směsi ideálních plynů

Pro směs navzájem nereagujících plynů platí tzv. **Daltonův** zákon, kdy celkový tlak směsi je roven součtu jednotlivých tlaků (tzv. parciálních) všech složek tvořících danou směs:

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots \quad (5-3)$$

Pro parciální tlak složky směsi platí opět stavová rovnice

$$p_1 = n_1 \cdot R \cdot T / V_s \quad (5-4)$$

Vztah mezi parciálním tlakem a celkovým tlakem směsi je vyjádřen rovnicí:

$$p_1 = x_1 \cdot p \quad (5-5)$$

resp.

$$p_1 = \phi_1 \cdot p \quad (5-6)$$

pro ideální plyn,
kdy platí $x_1 = \phi_1$

Řešené příklady:

Příklad 1: V třílitrové nádobě je směs 4,00 g dusíku a 2,00 g kyslíku.

Vypočítejte parciální tlaky obou plynů a celkový tlak v nádobě při teplotě 15°C. Jak se změní dané tlaky, zvýší-li se teplota na dvojnásobek.

Krok 1: Parciální tlaky dusíku a kyslíku vypočítáme ze stavové rovnice ideálního plynu (5-4):

$$\text{Krok 2: } p(\text{N}_2) = \frac{n(\text{N}_2) \cdot R \cdot T}{V_s} \quad p(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{V_s}$$

Krok 3: Látkové množství si vyjádříme ze vztahu (2-2) $n = m/M$. Molární hmotnost dusíku a kyslíku zjistíme v periodické tabulce.

Krok 4:

$$p(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2) \cdot R \cdot T}{M(\text{N}_2) \cdot V_s} = \frac{4,00\text{g} \cdot 8,31\text{kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 288,15\text{K}}{28,02\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3,00\text{dm}^3} = \underline{\underline{114\text{kPa}}}$$

$$p(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{M(\text{O}_2) \cdot V_s} = \frac{2,00\text{g} \cdot 8,31\text{kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 288,15\text{K}}{32,00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3,00\text{dm}^3} = \underline{\underline{50\text{kPa}}}$$

Krok 5: Celkový tlak směsi plynů vypočítáme podle Daltonova zákona (5-3).

$$\text{Krok 6: } p = p(\text{N}_2) + p(\text{O}_2) = 114\text{kPa} + 50\text{kPa} = \underline{\underline{164\text{kPa}}}$$

Krok 7: Bude-li teplota plyné směsi **dvojnásobná (30°C)** změní se tlak dusíku a kyslíku. Tedy také celkový tlak plyné směsi.

Krok 8:

$$p(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2) \cdot R \cdot T}{M(\text{N}_2) \cdot V_s} = \frac{4,00\text{g} \cdot 8,31\text{kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303,15\text{K}}{28,02\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3,00\text{dm}^3} = \underline{\underline{120\text{kPa}}}$$

$$p(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{M(\text{O}_2) \cdot V_s} = \frac{2,00\text{g} \cdot 8,31\text{kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303,15\text{K}}{32,00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3,00\text{dm}^3} = \underline{\underline{52\text{kPa}}}$$

Krok 9:

$$p = p(\text{N}_2) + p(\text{O}_2) = 120\text{kPa} + 52\text{kPa} = \underline{\underline{172\text{kPa}}}$$

Příklad 2: V litrové nádobě se nachází směs plynů oxidu uhelnatého a oxidu uhličitého při teplotě 23°C. Jejich parciální tlaky jsou 98 kPa a 46 kPa. Určete hmotností obou plynů a složení plyné směsi v objemových procentech.

Krok 1: Pro výpočet hmotností CO a CO₂ v plyné směsi využijeme stavovou rovnici (5-4), kterou upravíme pomocí vztahu (2-2) $n = m/M$.

Krok 2: Molární hmotnost CO a CO₂ zjistíme z periodické tabulky.

Krok 3:

$$p(\text{CO}) \cdot V_s = \frac{m(\text{CO})}{M(\text{CO})} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$m(\text{CO}) = \frac{p(\text{CO}) \cdot V_s \cdot M(\text{CO})}{R \cdot T} = \frac{98 \text{ kPa} \cdot 1,0 \text{ dm}^3 \cdot 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 296,15 \text{ K}} = \underline{\underline{1,1 \text{ g}}}$$

$$p(\text{CO}_2) \cdot V_s = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$m(\text{CO}_2) = \frac{p(\text{CO}_2) \cdot V_s \cdot M(\text{CO}_2)}{R \cdot T} = \frac{46 \text{ kPa} \cdot 1,0 \text{ dm}^3 \cdot 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 296,15 \text{ K}} = \underline{\underline{0,8 \text{ g}}}$$

Krok 4: Celkový tlak plyné směsi vypočítáme z Daltonova zákona (5-3):

Krok 5:

$$p = p(\text{CO}) + p(\text{CO}_2) = 98 \text{ kPa} + 46 \text{ kPa} = 144 \text{ kPa}$$

Krok 6: Objemové složení plyné směsi vypočítáme ze vztahu (5-5):

Krok 7:

$$p(\text{CO}) = \varphi(\text{CO}) \cdot p \Rightarrow \varphi(\text{CO}) = \frac{p(\text{CO})}{p} = \frac{98 \text{ kPa}}{144 \text{ kPa}} = 0,68 = \underline{\underline{68\%}}$$

$$p(\text{CO}_2) = \varphi(\text{CO}_2) \cdot p \Rightarrow \varphi(\text{CO}_2) = \frac{p(\text{CO}_2)}{p} = \frac{46 \text{ kPa}}{144 \text{ kPa}} = 0,32 = \underline{\underline{32\%}}$$

Příklad 3: Objemový zlomek dusíku ve vzduchu je 0,780. Kolik kilogramů tohoto plynu obsahuje vzduch v místnosti o podlahové ploše 55 m² a výšce 2,6 m. Tlak v místnosti je 101,5 kPa a teplota 22°C.

Krok 1: Pro výpočet hmotnosti dusíku ve vzduchu využijeme stavovou rovnici (5-4), kterou upravíme použitím vztahu (2-2) $n = m/M$.

$$\text{Krok 2: } p(\text{N}_2) = \frac{m(\text{N}_2) \cdot R \cdot T}{M(\text{N}_2) \cdot V_s}$$

Krok 3: Molární hmotnost dusíku zjistíme z periodické tabulky.

Krok 4: Pro výpočet potřebujeme znát parciální tlak dusíku, který si vypočteme z rovnice (5-6).

$$\text{Krok 5: } p(\text{N}_2) = \phi(\text{N}_2) \cdot p = 0,780 \cdot 101,5 \text{ kPa} = 79,2 \text{ kPa}$$

Krok 6: Nyní vypočteme hmotnost dusíku ze stavové rovnice (5-4).

$$\begin{aligned} m(\text{N}_2) &= \frac{p(\text{N}_2) \cdot V_s \cdot M(\text{N}_2)}{R \cdot T} = \frac{79,2 \text{ kPa} \cdot 143 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 \cdot 28,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{8,31 \text{ kPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 295,15 \text{ K}} = \\ &= 129 \cdot 10^3 \text{ g} = \underline{\underline{129 \text{ kg}}} \end{aligned}$$

Příklad 4: Maximální přípustná koncentrace oxidu siřičitého ve vzduchu je 150 µg·m⁻³. Vypočítejte objemový zlomek oxidu siřičitého ve vzduchu při tlaku 103,4 kPa a teplotě - 2°C. Jaký je jeho parciální tlak?

Krok 1: Maximální přípustná koncentrace oxidu siřičitého ve vzduchu nám udává, že v 1,0 m³ vzduchu může být maximálně 150 µg oxidu siřičitého. Tedy objem směsi (vzduchu) $V_s = 1,0 \text{ m}^3$ a hmotnost složky $m(\text{SO}_2) = 150 \text{ µg}$.

Krok 2: Pro výpočet parciálního tlaku oxidu siřičitého využijeme vztah (5-4), který upravíme pomocí vztahu (2-2) $n = m/M$. Molární hmotnost SO_2 vypočteme z periodické tabulky.

Krok 3:

$$\begin{aligned} p(\text{SO}_2) &= \frac{n(\text{SO}_2) \cdot R \cdot T}{V_s} \Rightarrow p(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2) \cdot R \cdot T}{M(\text{SO}_2) \cdot V_s} = \\ &= \frac{150 \cdot 10^{-6} \text{ g} \cdot 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 271,15 \text{ K}}{64,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1,0 \text{ m}^3} = \underline{\underline{5,3 \cdot 10^{-3} \text{ Pa}}} \end{aligned}$$

Krok 4: Objemový zlomek oxidu siřičitého vypočítáme ze vztahu (5-6).

Krok 5:

$$p(\text{SO}_2) = \varphi(\text{SO}_2) \cdot p \Rightarrow \varphi(\text{SO}_2) = \frac{p(\text{SO}_2)}{p} = \frac{5,3 \cdot 10^{-3} \text{ Pa}}{103,4 \cdot 10^3 \text{ Pa}} = \underline{\underline{5,1 \cdot 10^{-8}}}$$

Pozn. Výslednou hodnotu objemového zlomku oxidu siřičitého lze vyjádřit též v procentech, promílích nebo parts per million:

$$\varphi(\text{SO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-8} \Rightarrow 5,1 \cdot 10^{-6} \%$$

$$\varphi(\text{SO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-8} \Rightarrow 5,1 \cdot 10^{-5} \text{‰}$$

$$\varphi(\text{SO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-8} \Rightarrow 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ ppm}$$

Příklady k řešení:

Příklad 5.2.1. Směs plynů obsahuje 8,0 g vodíku, 84,0 g oxidu uhelnatého a 120,0 g amoniaku. Jaké jsou parciální tlaky jednotlivých složek, je-li celkový tlak směsi 350 kPa. *$p(\text{H}_2) = 102 \text{ kPa}$; $p(\text{CO}) = 73,5 \text{ kPa}$; $p(\text{NH}_3) = 175 \text{ kPa}$*

Příklad 5.2.2. Parciální tlak argonu ve vzduchu při teplotě 32,5°C a tlaku 102,8 kPa je 956 Pa. Určete objem argonu o hmotnosti 406 g obsaženého ve vzduchu. *$V(\text{Ar}) = 250 \text{ dm}^3$*

Příklad 5.2.3. Máme plyny kyslík, dusík a methan o stejné hmotnosti a za stejných podmínek. Jaký bude poměr objemů těchto plynů v daném pořadí.
kyslík : dusík : methan = 7 : 8 : 14

6. Stechiometrické výpočty

6.1. Výpočty podle chemického vzorce

U tohoto druhu výpočtů je základem sestavení *vzorce* příslušné sloučeniny, bez kterého výpočet nelze provést. Dále využijeme předchozích znalostí o *moleární hmotnosti* (viz. základní pojmy) a *hmotnostním zlomku* (viz. složení více složkových soustav).

Na chemickou sloučeninu lze pohlížet jako na více složkovou soustavu (směs) tvořenou jednotlivými prvky (složky soustavy). Zastoupení jednotlivých prvků lze vyjádřit pomocí již známého *hmotnostního zlomku*. Pro obecnou sloučeninu $A_a B_b C_c$ (kde A, B, C jsou symboly označující prvky; a, b, c jsou stechiometrické koeficienty odpovídající počtu atomů daného prvku ve sloučenině) platí, že *hmotnostní zlomek* prvku A ve sloučenině se vyjádří:

$$w(A) = m(A) / m(A_a B_b C_c) = a \cdot M(A) / M(A_a B_b C_c) \quad (6-1)$$

kde *a* je stechiometrický koeficient prvku A (počet atomů prvku A) ve sloučenině $A_a B_b C_c$.

Podobným způsobem je možné získat hmotnostní zlomky ostatních prvků. Opět platí, že součet hmotnostních zlomků jednotlivých prvků tvořících příslušnou sloučeninu je roven jedné.

Obdobně lze postupovat při určování obsahu krystalické vody u hydrátů solí na základě výpočtu hmotnostního zlomku:

$$w(H_2O) = y \cdot M(H_2O) / M(A_a B_b C_c \cdot y H_2O) \quad (6-2)$$

kde *y* je počet molekul vody určený ze vzorce krystalohydrátu.

Analogicky lze určit hmotnostní zlomek oxidů v minerálech či skle apod..

V praxi se též setkáváme s opačným postupem, a sice s odvozením empirického vzorce sloučeniny. Výpočet vychází ze známého složení látky, které je uváděno obvykle hmotnostními zlomky prvků tvořících příslušnou sloučeninu.

K tomu je zapotřebí stanovit poměr stechiometrických koeficientů **a**, **b**, **c** prvků ve sloučenině **A_aB_bC_c**:

$$\mathbf{a : b : c = w(A) / M(A) : w(B) / M(B) : w(C) / M(C)} \quad (6-3)$$

Vyjádříme-li tento poměr nejmenšími celými čísly, získáme hledané stechiometrické koeficienty, ze kterých lze sestavit hledaný empirický vzorec sloučeniny.

Řešené příklady:

Příklad 1: Určete hmotnostní a molární zlomek chloru v chloristanu barnatém.

Krok 1: K výpočtu hmotnostního zlomku chloru je zapotřebí určit počet atomů chloru ze vzorce sloučeniny chloristanu barnatého.



Krok 2: Určíme molární hmotnosti chloru a chloristanu barnatého s využitím periodické tabulky a dosadíme do vztahu (6-1), kde **a = 2**:

Krok 3:

$$w(\text{Cl}) = \frac{a \cdot M(\text{Cl})}{M(\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2)} = \frac{2 \cdot 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{336,24 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,21 = \underline{\underline{21\%}}$$

Krok 4: Pro výpočet molárního zlomku chloru v chloristanu barnatém využijeme vztahu (3-2).

$$x(\text{Cl}) = \frac{n(\text{Cl})}{n(\text{Ba}) + n(\text{Cl}) + n(\text{O})}$$

Krok 5: Za látková množství chloru a chloristanu barnatého dosadíme ze vztahu (2-1).

$$x(\text{Cl}) = \frac{n(\text{Cl})}{n(\text{Ba}) + n(\text{Cl}) + n(\text{O})} = \frac{\frac{N(\text{Cl})}{N_A}}{\frac{N(\text{Ba})}{N_A} + \frac{N(\text{Cl})}{N_A} + \frac{N(\text{O})}{N_A}} = \frac{N(\text{Cl})}{N(\text{Ba}) + N(\text{Cl}) + N(\text{O})}$$

Krok 6: Pak molární zlomek vypočteme na základě znalostí počtu atomů chloru a všech atomů v chloristanu barnatém.

$$x(\text{Cl}) = \frac{N(\text{Cl})}{N(\text{Ba}) + N(\text{Cl}) + N(\text{O})} = \frac{2 \text{ atomy Cl}}{1 \text{ atom Ba} + 2 \text{ atomy Cl} + 8 \text{ atomů kyslíku}} = \frac{2}{11} = 0,18 = \underline{\underline{18\%}}$$

Příklad 2: Kolik kilogramů fosforu získáme z 50 kg hnojiva dihydrogenfosforečnanu vápenatého.

Krok 1: Nejprve určíme hmotnostní zlomek fosforu v hnojivu dihydrogenfosforečnanu vápenatém, podobně jako v předchozím příkladu:

Krok 2:

$$w(\text{P}) = \frac{a \cdot M(\text{P})}{M(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)} = \frac{2 \cdot 30,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{234,05 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,265 = 26,5\%$$

Krok 3: Hmotnost fosforu v 50 kg dihydrogenfosforečnanu vápenatého získáme dosazením do vztahu (6-1) nebo použitím trojčlenky:

$$w(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)} \Rightarrow m(\text{P}) = w(\text{P}) \cdot m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 0,265 \cdot 50 \text{ kg} = \underline{\underline{13,25 \text{ kg}}}$$

$$\begin{array}{ccc} \text{nebo} \downarrow & m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 50 \text{ kg} \dots\dots\dots 100\% & \uparrow x = \frac{26,5\%}{100\%} \cdot 50 \text{ kg} = \underline{\underline{13,25 \text{ kg}}} \\ & m(\text{P}) = x \text{ kg} \dots\dots\dots 26,5\% & \end{array}$$

Příklad 3: Běžné sklo má složení $\text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot 6\text{SiO}_2$. Vypočítejte hmotnostní zlomek oxidu křemičitého v tomto skle.

Krok 1: K výpočtu hmotnostního zlomku oxidu křemičitého je zapotřebí určit stechiometrický koeficient oxidu křemičitého ze složení skla.

Krok 2:



Krok 3: Určíme molární hmotnosti oxidu křemičitého a skla. Hmotnostní zlomek oxidu křemičitého získáme ze vztahu (3-1), kde $y = \textcolor{red}{6}$.

$$w(\text{SiO}_2) = \frac{y \cdot M(\text{SiO}_2)}{M(\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2)} = \frac{6 \cdot 60,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{478,54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,753 = \underline{\underline{75,3\%}}$$

Příklad 4: Nikotin obsahuje 74,04 hm.% uhlíku; 8,70 hm.% vodíku a zbytek připadá na dusík. Určete stechiometrický vzorec nikotinu.

Krok 1: Hmotnostní procento dusíku v nikotinu získáme dopočtením do 100 %.

$$\textit{Krok 2:} \quad 100 \% - 74,04 \% (\text{uhlík}) - 8,70 \% (\text{vodík}) = 17,26 \% (\text{dusík})$$

Krok 3: Dosazením do vztahu (6-3) určíme stechiometrické koeficienty uhlíku, vodíku a dusíku potřebné k sestavení vzorce nikotinu:

Krok 4:

$$\text{C}_a\text{H}_b\text{N}_c \Rightarrow a:b:c \stackrel{w(\text{C})}{=} \frac{w(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{w(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{w(\text{N})}{M(\text{N})} = \frac{0,7404}{12} : \frac{0,087}{1} : \frac{0,1726}{14} = 0,0617:0,087:0,0123 = 5:7:1 \Rightarrow \quad \textcolor{blue}{\text{C}_5\text{H}_7\text{N}}$$

Pozn. Výsledný poměr stechiometrických koeficientů 5:7:1 získáme vydělením neupraveného poměru 0,0617:0,087:0,0123 nejmenším číslem 0,0123.

Příklady k řešení:

Příklad 6.1.1. Stanovte, která sloučenina obsahuje více síry: sulfan, síran hlinitý, oxid siřičitý nebo fluorid sírový. Rozhodněte na základě hmotnostního zlomku síry v jednotlivých sloučeninách. $w(H_2S) = 94,1\%$; $w(Al_2(SO_4)_3) = 28,1\%$; $w(SO_2) = 50,0\%$; $w(SF_6) = 22,0\%$

Příklad 6.1.2. Určete hmotnostní zlomek jodu v trijodičnanu hořečnatém. $w(Mg(I_3O_8)_2) = 73,1\%$;

Příklad 6.1.3. Vypočítejte hmotnost hnojiva obsahujícího 9 hm.% dolomitu a 91 hm.% dusičnanu amonného je zapotřebí k získání 186 kg dusíku. $m(\text{hnojiva}) = 584 \text{ kg}$

Příklad 6.1.4. Určete, s kolika molekulami vody krystaluje chlorid cínatý. Úplným vysušením 7 g tohoto hydrátu byl získán hmotnostní úbytek vody 1,12 g. 2 molekuly

Příklad 6.1.5. Minerál malachit $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ obsahuje 15,0 hm. % nečistot. Kolik kg mědi lze získat z 28,0 kg této měděné rudy. $m(Cu) = 13,7 \text{ kg}$

Příklad 6.1.6. Látka obsahuje 26,58 hm.% draslíku; 35,35 hm.% chromu a zbytek připadá na kyslík. Určete empirický vzorec této látky. $K_2Cr_2O_7$

Příklad 6.1.7. Bezvodý chlorid hlinitý se využívá jako vysoušedlo, přičemž se přeměňuje na hexahydrát chloridu hlinitého. Jaké množství (hmotnost) vody může vázat 20,0 gramů bezvodého chloridu hlinitého. $m(H_2O) = 16,2 \text{ g}$

Příklad 6.1.8. Určete vzorce dvou oxidů manganu. V prvním oxidu je hmotnostní zlomek kyslíku 36,82 % a druhý oxid obsahuje 50,50 hm. % kyslíku. MnO_2 a Mn_2O_7

6.2. Výpočty podle chemické rovnice

U těchto typů příkladů je součástí a nezbytnou podmínkou **sestavení a vyčíslení chemické rovnice**, bez které výpočet nelze provést. Chemická rovnice popisuje chemickou reakci, jejíž podstatou je přeměna výchozích látek (reaktantů)-*levá strana rovnice* a vznik látek nových (produktů)-*pravá strana rovnice*.

Při vyčíslování chemické rovnice je nutno vycházet ze zákona zachování hmoty, jinými slovy musí platit, že počet a druh atomů se během reakce nemění. V praxi to znamená, že se provádí bilance každého prvku zvlášť (samostatně), což se děje na základě porovnání počtu atomů stejného prvku na levé i pravé straně rovnice (tj. před a po reakci).

Pozn. *Patříčný počet atomů téhož prvku “dorovnáme” (zapišeme) před vzorec dané sloučeniny. Těmto číslům před vzorcem sloučeniny se říká **stechiometrické koeficienty** vyjadřující poměr, ve kterém dané látky spolu reagují.*

Sestavování a vyčíslování chemických rovnic si ukážeme na následujících dvou příkladech:

Příklad: Vodik se uvolňuje při rozpouštění zinku v kyselině chlorovodíkové. Jako další produkt vzniká sůl chlorid zinečnatý.

Pozn. *Při zápisu chemické rovnice pro zjednodušení budeme považovat čisté prvky za jednoatomové (C, S, P, vzácné plyny) s výjimkou plyných prvků a halogenů, které tvoří dvoatomové molekuly (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2).*

1. Sestavíme rovnici (reaktanty vlevo a produkty vpravo):



2. Provedeme bilanci počtu atomů jednotlivých prvků:

	počet atomů před reakcí		počet atomů po reakci	
Zn	1		1	
<i>před úpravou:</i>				
H	1		2	
Cl	1		2	

	počet atomů před reakcí	počet atomů po reakci
Zn	1	1
H	1 · 2	2
Cl	1 · 2	2

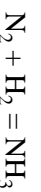
po úpravě:

3. Konečné vyčíslení provedeme tak, že počet atomů vodíku a chloru před reakcí vynásobíme dvěma, což zapíšeme jako koeficient 2 před sloučeninu HCl:



Příklad: Amoniak vzniká přímou syntézou dusíku a vodíku.

1. Sestavíme rovnici:

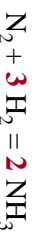


2. Provedeme bilanci počtu atomů jednotlivých prvků:

	počet atomů před reakcí	počet atomů po reakci
N	2	1
H	2	3

před úpravou:

3. Konečné vyčíslení provedeme postupně tak, že zapíšeme koeficient 2 před sloučeninu NH₃ a koeficient 3 před vodík:



Pozn. Chemická rovnice obsahuje informace nejen o tom, jaké látky se účastní reakce (kvalitativní vyjádření), ale i údaj, v jakém poměru dané látky spolu reagují (kvantitativní). Levá a pravá strana rovnic v příkladech (viz. kap.7.2., 8.) je oddělena symbolem “→” (nevyčíslená rovnice) nebo “=” (vyčíslená rovnice).

Při stechiometrických výpočtech se pak obvykle vychází z pravidla, že poměr látkových množství dvou látek v reakci odpovídá poměru jejich stechiometrických koeficientů v rovnici, což lze obecně zapsat:

$$n_1 / n_2 = \nu_1 / \nu_2$$

(6-4)

n_1, n_2 látkové množství látky 1, látky 2
 v_1, v_2 stechiometrické koeficienty látky 1, látky 2

Za látkové množství lze dosadit některý z dříve uvedených vztahů obvykle pro:

pevné látky

$$n = m / M$$

plyny

$$n = V / V_m$$

resp.

$$n = p \cdot V / R \cdot T$$

látky
v roztocích

$$n = w \cdot m_s / M$$

resp.

$$n = c \cdot V_s$$

Stechiometrické koeficienty se určují přímo z vyčíslené chemické rovnice.

Řešené příklady:

Příklad 1: Oxidací fosforu (reakcí s kyslíkem) vzniká oxid fosforečný.

Kolik fosforu je zapotřebí k získání 350,0 kg oxidu fosforečného.

Krok 1: Nedílnou součástí těchto výpočtů je vždy dobře sestavená a vyčíslená chemická rovnice. Všecké látky účastníci se reakce (výchozí i produkty) jsou uvedeny ve všech zadáních příkladů.



Krok 3: Ze zadání nás obvykle zajímají dvě látky (označme si je barevně).



Krok 4: Množství jedné látky je dáno, množství druhé látky máme počítat (v tomto případě se jedná o fosfor a oxid fosforečný). Pro tyto dvě látky platí: poměr látkových množství fosforu a oxidu fosforečného se rovná poměru jejich stechiometrických koeficientů určených z vyčíslené chemické rovnice viz. vztah (6-4):

$$\frac{n(P)}{n(P_2O_5)} = \frac{v(P)}{v(P_2O_5)} = \frac{4}{2} = 2$$

Krok 5: A nyní matematickou rovnici postupně upravujeme tak, že si za látková množství dosadíme podle vztahu (2-2) a vyjádříme hledanou neznámou poměrně jednoduchou matematickou úpravou rovnice:

Krok 6:

$$n(P) = 2 \cdot n(P_2O_5)$$

$$\frac{m(P)}{M(P)} = 2 \cdot \frac{m(P_2O_5)}{M(P_2O_5)}$$

$$m(P) = 2 \cdot \frac{m(P_2O_5)}{M(P_2O_5)} \cdot M(P) = 2 \cdot \frac{350,0 \text{ kg}}{141,94 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 30,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{152,7 \text{ kg}}}$$

Krok 7: Jinou možností výpočtu je použití trojčlenky. Z rovnice reakce vyplývá, že:

ze **4** molů **P** vzniknou **2** moly **P₂O₅** (můžeme krátit dvěma)

tedy

ze **2** molů **P** vznikne **1** mol **P₂O₅**

Krok 8: Po dosazení do upraveného vztahu (2-2) $m = n \cdot M$ dále platí:

z **m**(P) vznikne **m**(P₂O₅)

z **2**·**M**(P) vznikne **1**·**M**(P₂O₅)

Krok 9: Dosazením konkrétních hodnot získáme:

z **x** kg (P) vznikne 350,0 kg (P₂O₅)

↓ z **2**·30,97 g·mol⁻¹ (P) vznikne **1**·141,94 g·mol⁻¹ (P₂O₅) ↓

$$x = \frac{350,0 \text{ kg}}{141,94 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 30,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{152,7 \text{ kg}}}$$

Příklad 2: Rozkladem 0,500 g čistého uhlíkatu vápenatého kyselinou chlorovodíkovou za n.p. vzniká chlorid vápenatý, oxid uhlíčitý a voda.

Určete objem uvolněného oxidu uhlíčího.

Krok 1: Dříve než se pustíme do výpočtů, je nezbytné si opět sestavit a vyčíslit chemickou rovnici na základě zadání. Barevně jsou vyznačeny látky, které nás zajímají pro výpočet:



Krok 3: Toto je typ příkladu, kdy jedna látka je v pevném skupenství a druhá je plyn za n.p. Opět platí podle vztahu (6-4), že poměr látkových množství oxidu uhlíčího a uhlíkatu vápenatého se rovná poměru jejich stechiometrických koeficientů určených z vyčíslené chemické rovnice:

$$\frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{CaCO}_3)} = \frac{v(\text{CO}_2)}{v(\text{CaCO}_3)} = \frac{1}{1}$$

Krok 4: Postup je obdobný příkladu s tím rozdílem, že jedna z látek je plyn. Pro výpočet látkového množství plynu za n.p. využijeme vztah (2-3):

Krok 5: $n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3)$

$$\frac{V(\text{CO}_2)}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)}$$

$$\begin{aligned} V(\text{CO}_2) &= \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = \\ &= \frac{0,500 \text{ g}}{100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{0,112 \text{ dm}^3}} \end{aligned}$$

Krok 6: Při výpočtu s použitím trojčlenky a rovnice reakce vyplývá, že:

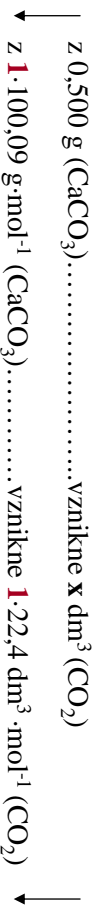
z **1** molu **CaCO₃**.....vznikne **1** mol **CO₂**

Krok 7: Po dosazení $m = n \cdot M$ (2-2) resp. $V = n \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ (2-3) dále platí:

z m(CaCO₃).....vznikne V(CO₂)

z **1**·M(CaCO₃).....vznikne **1**·22,4 dm³·mol⁻¹ (CO₂)

Krok 8: Dosazením konkrétních hodnot získáme:



$$x = \frac{0,500 \text{ g}}{100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{0,112 \text{ dm}^3}}$$

Příklad 3: Kolik gramů oxidu chromitého vznikne tepelným rozkladem 36,0 g dichromanu amonného, který obsahuje 5,0 hm.% nečistot. Vzniká též dusík a vodní pára.

Krok 1: Stejně jako v předchozích příkladech nejprve sestavíme a vyčíslíme chemickou rovnici, ze které se bude odvíjet další postup a barevně označíme látky důležité pro výpočet:



Krok 3: Toto je typ příkladu, kdy se obě látky nacházejí v pevném skupenství, ovšem v jednom případě se nejedná o čistou látku (obsahuje 5,0 hm.% nečistot a 95,0 hm.% čisté látky).

Před samotným výpočtem je výhodné přepočítat pomocí hmotnostního zlomku (3-1) či trojčlenky zadané množství (celkovou hmotnost) na čistou látku a získanou hmotnost čisté látky použít do dalšího výpočtu.

Krok 4:

$$w((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{m_s} \Rightarrow \\ \Rightarrow m((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = w((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot m_s = 0,950 \cdot 36,0 \text{ g} = 34,2 \text{ g}$$

nebo: $\downarrow \quad m_s = 36,0 \text{ gramů} \cdot \dots\dots\dots 100,0\% \quad \downarrow$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = x \text{ gramů} \cdot \dots\dots\dots 95,0\%$$

$$x = \frac{95,0\%}{100,0\%} \cdot 36,0 \text{ g} = 34,2 \text{ g}$$

Krok 5: Opět platí vztah (6-4), že poměr látkových množství dvou látek (tady oxidu chromitého a dichromanu amonného) se rovná poměru jejich stechiometrických koeficientů určených z vyčíslené chemické rovnice:

$$\textit{Krok 6:} \quad \frac{n(\text{Cr}_2\text{O}_3)}{n((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{v(\text{Cr}_2\text{O}_3)}{v((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = n((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

$$\frac{m(\text{Cr}_2\text{O}_3)}{M(\text{Cr}_2\text{O}_3)} = \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{M((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}$$

$$m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{M((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} \cdot M(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{34,2\text{g}}{252\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 152\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{20,6\text{g}}}$$

Krok 7: Jinou možností výpočtu je použití trojčlenky:

$$\text{z } \mathbf{1} \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \dots\dots\dots \text{vznikne } \mathbf{1} \text{ mol } \text{Cr}_2\text{O}_3$$

Krok 8: Tedy dosazením za m = n·M (2-2):

$$\text{z } \underline{\underline{m}}((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \dots\dots\dots \text{vznikne } \underline{\underline{m}}(\text{Cr}_2\text{O}_3)$$

$$\text{z } \mathbf{1} \cdot \underline{\underline{M}}((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \dots\dots\dots \text{vznikne } \mathbf{1} \cdot \underline{\underline{M}}(\text{Cr}_2\text{O}_3)$$

Krok 9: Dosazením konkrétních hodnot získáme:

$$\begin{array}{l} \text{z } 34,2 \text{ g } ((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \dots\dots\dots \text{vznikne } \mathbf{x} \text{ g } (\text{Cr}_2\text{O}_3) \\ \downarrow \\ \text{z } \mathbf{1} \cdot 252 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} ((\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \dots\dots\dots \text{vznikne } \mathbf{1} \cdot 152 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} (\text{Cr}_2\text{O}_3) \downarrow \end{array}$$

$$x = \frac{34,2\text{g}}{252\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 152\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{20,6\text{g}}}$$

Příklad 4: Jaké množství zinku je zapotřebí k reakci s 25,0 ml roztoku kyseliny chlorovodíkové ($w_{\text{HCl}} = 0,150$) o hustotě $1,072 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Vzniká chlorid zinečnatý a rovněž vodík.

Krok 1: Stejně jako v předchozích příkladech je nezbytné si nejprve sestavit a vyčíslit chemickou rovnici na základě zadání. Barevně jsou vyznačeny látky, které nás zajímají pro výpočet:

Krok 2:



Krok 3: Toto je typ příkladu, kdy jedna látka je v pevném skupenství a druhá je v roztoku. Opět platí vztah (6-4), že poměr látkových množství zinku a kyseliny chlorovodíkové se rovná poměru jejich stechiometrických koeficientů určených z vyčíslené chemické rovnice:

$$\frac{n(\text{Zn})}{n(\text{HCl})} = \frac{v(\text{Zn})}{v(\text{HCl})} = \frac{1}{2}$$

Krok 4: Postup je obdobný příkladu 3 s tím rozdílem, že jedna z látek je rozpuštěna ve vodě. Před samotným výpočtem je výhodné přepočítat pomocí hmotnostního zlomku (3-1) či trojčlenky zadané množství roztoku na čistou látku a získanou hmotnost čisté látky použít do dalšího výpočtu.

Krok 5:

$$w(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m_s} = \frac{m(\text{HCl})}{\rho \cdot V_s} \Rightarrow m(\text{HCl}) = w(\text{HCl}) \cdot \rho \cdot V_s = 0,150 \cdot 1,072 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 25,0 \text{ cm}^3 = 4,02 \text{ g}$$

nebo

$$\begin{array}{ccc} \uparrow & m_s = \rho \cdot V_s = 26,8 \text{ gramů} \dots\dots\dots 100,0\% & \uparrow \\ | & m(\text{HCl}) = x \text{ gramů} \dots\dots\dots 15,0\% & | \end{array}$$

$$x = \frac{15,0\%}{100,0\%} \cdot 26,8 \text{ g} = 4,02 \text{ g}$$

Krok 6: A nyní je již postup obdobný příkladu jedna eventuelně dva.
Rozvineme a upravíme krok č. 3:

Krok 7:

$$n(\text{Zn}) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{HCl})$$

$$\frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})}$$

$$m(\text{Zn}) = \frac{1}{2} \cdot \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} \cdot M(\text{Zn}) = \frac{1}{2} \cdot \frac{4,02\text{g}}{36,45\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 65,38\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{3,6\text{g}}}$$

Krok 8: Při výpočtu s použitím trojčlenky z rovnice reakce vyplývá, že:

1 mol **Zn**.....reaguje se **2** moly **HCl**

Krok 9: Tedy dosazením za $m = n \cdot M$ (2-2):

m(Zn).....reaguje s **m**(HCl)

1·**M**(Zn).....reaguje s **2**·**M**(HCl)

Krok 10: Dosazením konkrétních hodnot získáme:

x g (Zn).....reaguje s 4,02 g (HCl) ↓
↓ **1**·65,38 g·mol⁻¹ (Zn).....reaguje s **2**·36,45 g·mol⁻¹ (HCl) ↓

$$x = \frac{4,02\text{g}}{2 \cdot 36,45\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 65,38\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{3,6\text{g}}}$$

Příklad 5: Sulfan reaguje s oxidem siřičitým za vzniku elementární síry a vody. Vypočítejte objem sulfanu při teplotě 23°C a tlaku 102 kPa potřebného k získání 250 kg síry.

Krok 1: Stejně jako v předchozích příkladech je nezbytné sestavit a vyčíslit chemickou rovnici k získání stechiometrických koeficientů potřebných pro výpočet:



Krok 3: Toto je typ příkladu obdobný příkladu 2 s tím rozdílem, že pro plynnou látku neplatí n.p., ale konkrétní teplota a tlak. Látkové množství sulfanu vyjádříme ze stavové rovnice (5-1). Opět platí, že poměr látkových množství sulfanu a síry se rovná poměru jejich stechiometrických koeficientů určených z vyčíslené chemické rovnice:

$$\frac{n(\text{H}_2\text{S})}{n(\text{S})} = \frac{v(\text{H}_2\text{S})}{v(\text{S})} = \frac{2}{3}$$

$$\text{Krok 4:} \quad n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{2}{3} \cdot n(\text{S})$$

$$\frac{p \cdot V(\text{H}_2\text{S})}{R \cdot T} = \frac{2}{3} \cdot \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})}$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = \frac{2}{3} \cdot \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} \cdot \frac{R \cdot T}{p} = \frac{2}{3} \cdot \frac{250 \cdot 10^3 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{8,314 \cdot 296,15 \text{ K}}{102 \text{ kPa}} = 126 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 = \underline{\underline{126 \text{ m}^3}}$$

Příklad 6: Do roztoku obsahujícího 9,00 g chloridu měďnatého byly přidány 4,00 g železných pilin. Kolik gramů mědi lze teoreticky (tzv. teoretický výtěžek) připravit touto reakcí. Vzniká též chlorid železnatý.

Krok 1: Stejně jako v předchozích příkladech je nezbytné sestavit a vyčíslit chemickou rovnici k získání stechiometrických koeficientů potřebných pro výpočet:



Krok 3: Teoretický výtěžek produktu (zde mědi) se stanovuje z výchozí látky, která není v přebytku (má menší hodnotu látkového množství, což platí pouze pro případ stejných stechiometrických koeficientů výchozích látek). V praxi to pak znamená, že se nejdříve porovnávají látková množství výchozích látek (zde Fe a CuCl₂).

Krok 4: Ze vztahu (2-2) si vypočteme látková množství železa a chloridu měďnatého.

Krok 5:

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{4,00 \text{ g}}{55,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,072 \text{ mol}$$

$$n(\text{CuCl}_2) = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M(\text{CuCl}_2)} = \frac{9,00 \text{ g}}{134,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,067 \text{ mol}$$

Krok 6: Na základě výpočtu látkových množství výchozích látek vyplývá, že železo je v přebytku (má vyšší hodnotu látkového množství), tudíž teoretický výtěžek mědi se stanoví z chloridu měďnatého (menší hodnota látkového množství). Nyní je již postup shodný s předchozími příklady.

Krok 7: Nyní označíme barevně látky důležité pro výpočet:



Krok 9: Poměr látkových množství mědi a chloridu měďnatého je v poměru jejich stechiometrických koeficientů:

Krok 10:

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(\text{CuCl}_2)} = \frac{v(\text{Cu})}{v(\text{CuCl}_2)} = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{Cu}) = n(\text{CuCl}_2)$$

$$\frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M(\text{CuCl}_2)}$$

$$m(\text{Cu}) = \frac{m(\text{CuCl}_2)}{M(\text{CuCl}_2)} \cdot M(\text{Cu}) = \frac{9,00 \text{ g}}{134,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{4,25 \text{ g}}}$$

Krok 11: Při postupu výpočtu s použitím trojčlenky z rovnice reakce vyplývá, že:

z **1** molu **CuCl₂**.....vznikne **1** mol **Cu**

Krok 12: Tedy dosazením za m = n·M (2-2):

z m(CuCl₂).....vznikne m(Cu)

z **1**.M(CuCl₂).....vznikne **1**.M(Cu)

Krok 13: Dosazením konkrétních hodnot získáme:

↓ z 9,00 g (CuCl₂).....vznikne **x** g (Cu) ↓
z **1**.134,45 g·mol⁻¹ (CuCl₂).....vznikne **1**.63,54 g·mol⁻¹ (Cu) ↓

$$x = \frac{9,00 \text{ g}}{134,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 63,54 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{\underline{4,25 \text{ g}}}$$

Příklady k řešení:

Příklad 6.2.1. Chrom se vyrábí aluminotermicky redukcí hliníkem z oxidu chromitého. Kolik chromu lze vyrobit ze 750 kg oxidu chromitého.

Reakcí vzniká také oxid hlinitý. **2Al + Cr₂O₃ = 2Cr + Al₂O₃; m(Cr) = 513 kg**

Příklad 6.2.2. Kterého z kovů Na, Mg, Al bude nejmenší spotřeba pro přípravu 10,0 g vodíku z kyseliny chlorovodíkové. Kromě vodíku vznikají chloridy příslušných kovů (chlorid sodný, chlorid hořečnatý, chlorid hlinitý).

2Na + 2HCl = 2 NaCl + H₂; m(Na) = 230 g

Mg + 2HCl = MgCl₂ + H₂; m(Mg) = 122 g

2Al + 6HCl = 2 AlCl₃ + 3H₂; m(Al) = 90 g

Příklad 6.2.3. Vypočítejte objem kyslíku za n.p., který lze připravit rozložením 1,65 dm³ vody elektrickým proudem. Hustotu vody uvažujte 1,000 g·cm⁻³. **2H₂O = 2H₂ + O₂; V(O₂) = 1026 dm³**

Příklad 6.2.4. Při zavádění plynného sulfanu do roztoku jodu vzniká vedle vyloučené síry kyselina jodovodíková. Kolik gramů kyseliny jodovodíkové se připraví při použití 390 cm³ sulfanu za n.p.



Příklad 6.2.5. Kolik tun železné rudy (obsahující 93 hm. % oxidu

železiťého) bylo zredukováno uhlím, jestliže bylo vyrobeno 720 tun železa. Při této reakci předpokládejte vznik oxidu uhelnatého. $Fe_2O_3 + 3C = 2Fe + 3CO$; $m(rudy) = 1107 \text{ t}$

Příklad 6.2.6. Bezvodý bromid hlinitý lze připravit přímou syntézou z prvků. Vypočítejte, kolik gramů hliníku o čistotě 98,5 hm. % se sloučí s 150 g bromu. $2Al + 3Br_2 = 2AlBr_3$; $m(Al) = 17,1 \text{ g}$

Příklad 6.2.7. Pro přípravu 25,0 g čistého kobaltu bylo použito 36,5 g oxidu kobaltitěho obsahující nečistoty. Jaká byla čistota použitého oxidu (vyjádřete pomocí hmotnostního zlomku). K redukci kobaltu z oxidu kobaltitěho byl použit vodík, vzniká rovněž voda. $Co_2O_3 + 3H_2 = 2Co + 3H_2O$; $w(Co_2O_3) = 96,4 \%$

Příklad 6.2.8. Vypočítejte hmotnost pevného manganistanu draselného, kterěho je třeba k přípravě 170 g mangananu draselného vzniklého tepelným rozkladem manganistanu draselného při předpokládaném 90% výtěžku.

Reakcí vzniká též oxid manganitý a kyslík. $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$; $m(KMnO_4) = 303 \text{ g}$

Příklad 6.2.9. Vypočítejte objem oxidu siřičitého, který byl připraven reakcí 80 g siřičitanu sodného s kyselinou chlorovodíkovou při teplotě 23°C a tlaku 103,2 kPa. Produktem reakce je také chlorid sodný a voda.



Příklad 6.2.10. Průmyslově se oxid dusnatý vyrábí oxidací amoniaku. Vypočítejte objem kyslíku potřebného na výrobu 120 m³ oxidu dusnatěho při teplotě 800°C a tlaku 0,55 MPa. Při reakci vzniká rovněž vodní pára (voda). $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$; $V(O_2) = 150 \text{ m}^3$

Příklad 6.2.11. Kolik kilogramů amoniaku vznikne přímou syntézou 26 m³ vodíku s dusíkem při teplotě 650°C a tlaku 32 MPa. $3H_2 + N_2 = 2NH_3$; $m(NH_3) = 1229 \text{ kg}$

Příklad 6.2.12. Neutralizací roztoku kyseliny sírové s 20,0 g roztoku hydroxidu draselného ($w_{\text{KOH}}=0,05$) vzniká sůl síran draselný a voda. Kolik gramů soli vznikne touto reakcí. $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$; $m(K_2SO_4) = 1,6 \text{ g}$

Příklad 6.2.13. Reakcí roztoku jodidu draselného ($w_{\text{KI}}=0,01$) s roztokem dusičnanu olovnatého vzniká sraženina jodidu olovnatého a dusičnan draselný. Jaká hmotnost roztoku jodidu draselného je zapotřebí k přípravě 3,2 g sraženiny jodidu olovnatého. $2KI + Pb(NO_3)_2 = PbI_2 + 2KNO_3$; $m_s = 230 \text{ g}$

Příklad 6.2.14. Vypočítejte hmotnost roztoku hydroxidu barnatého ($w_{\text{Ba(OH)}_2}=0,100$) potřebného k neutralizaci 80,0 cm³ roztoku kyseliny dusičné ($w_{\text{HNO}_3}=0,100$) o hustotě 1,054 g·cm⁻³. Při této reakci vzniká sůl dusičnan barnatý a voda. $Ba(OH)_2 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$; $m_s = 115 \text{ g}$

Příklad 6.2.15. Určete objem plynného amoniaku při teplotě 25°C a tlaku 102,6 kPa a dále hmotnost 96 hm.% roztoku kyseliny sírové potřebných k výrobě 250 kg síranu amonného. $H_2SO_4 + 2NH_3 = (NH_4)_2SO_4$; $V(NH_3) = 91,5 \text{ m}^3$; $m(96 \text{ hm.}\% \text{ roztoku } H_2SO_4) = 193 \text{ kg}$

Příklad 6.2.16. Vypočítejte hmotnost burele obsahujícího 92,0 hm.% oxidu manganičitého a objem roztoku kyseliny chlorovodíkové ($w_{\text{HCl}}=0,360$) o hustotě 1,18 g·cm⁻³, které se spotřebují při přípravě 30,0 dm³ chloru (za n.p.). Dále vzniká chlorid manganatý a voda. $MnO_2 + 4HCl = Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$; $m(\text{burel}) = 127 \text{ g}$; $V_s = 459 \text{ cm}^3$

Příklad 6.2.17. Určete objem 0,300M (znamená 0,300 mol·dm⁻³) roztoku hydroxidu sodného, který je třeba přidat k 20,0 cm³ 0,750M (znamená 0,750 mol·dm⁻³) roztoku kyseliny sírové, aby byl výsledný roztok neutrální. Reakcí vzniká sůl síran sodný a voda. $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$; $V_s = 100 \text{ cm}^3$

7. Roztoky elektrolytů

7.1. Elektrolytická disociace

Elektrolyty jsou látky, které jsou schopny se štěpit na ionty (kationty a anionty), což jsou elektricky nabité částice. Ději, při kterém dochází k rozkladu elektrolytu na ionty říkáme **elektrolytická disociace**. K disociaci dochází buď vlivem **rozpouštědla** (např. vody) nebo zvyšováním **teploty** za vzniku **roztoků** či **tavenin** příslušných elektrolytů. Mezi elektrolyty patří **kyseliny, zásady a soli**. V případě, že téměř všechny molekuly elektrolytu jsou disociovány na ionty, jedná se o silný elektrolyt.

Elektrolytická disociace se často popisuje zjednodušenými rovnicemi, které nezahrnují rozpouštědlo. Na levou stranu se píše molekula elektrolytu v nedisociovaném tvaru a na pravou stranu příslušný počet odpovídajících iontů.

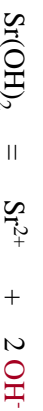
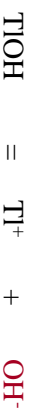
Disociace kyselin

Kyseliny disociují tak, že odštěpují H^+ (kation) a aniontem je zbytek kyseliny:



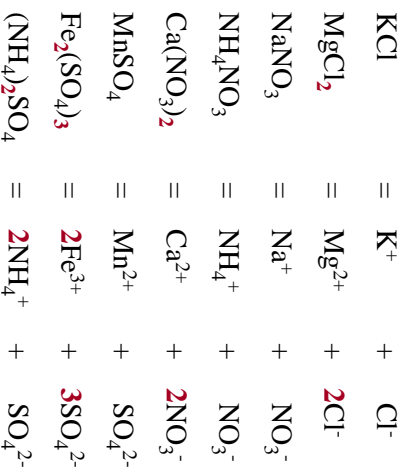
Disociace hydroxidů

Hydroxidy odštěpují OH^- (anion) a kation je tvořen obvykle prvkem patřícím mezi kovy:



Disociace solí

Sůl se rozkládá na anion, který pochází ze zbytku kyseliny a kation, který tvoří prvek resp. skupina prvků, které nahradily H^+ v kyselině, ze které příslušná sůl vznikla:



Pozn. Chloridový anion je vždy Cl^- (!!! nikdy ne Cl_2^- nebo Cl_3^-). Patřičný počet je nutno zapsat jako stechiometrický koeficient př. $2Cl^-$ nebo $3Cl^-$. Podobně např. proton vodíku je vždy H^+ (!!! nikdy ne H_2^+ , ale $2H^+$). Stejně postupujeme v případě složených kationtů a aniontů.

Vzhledem k tomu, že roztoky elektrolytů obsahují ionty, je nutné rozlišovat celkovou koncentraci elektrolytu (tj. počáteční) a koncentraci jednotlivých iontů. Mezi těmito koncentracemi platí vztah:

$$c(\text{ion}) = \beta \cdot v(\text{ion}) \cdot c(\text{elektrolyt})$$

(7-1)

kde $c(\text{ion})$koncentrace jednotlivých iontů [$\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$]

$c(\text{elektrolyt})$celková koncentrace elektrolytu [$\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$]

$v(\text{ion})$stechiometrický koeficient uvažovaného iontu v rovnici elektrolytické disociace daného elektrolytu

βstupeň konverze (počet disociovaných molekul ku celkovému počtu molekul)

$\beta=1$ platí pro iontové sloučeniny (rozpuslné soli a rozpuslné iontové hydroxidy), protože tyto látky jsou úplně disociovány. Jednotkový stupeň konverze lze uvažovat pro roztoky zředěných silných kyselin, které prakticky úplně disociují. Pak můžeme napsat:

$$c(\text{ion}) = v(\text{ion}) \cdot c(\text{elektrolyt}) \quad (7-2)$$

Pozn. K vyjádření nábojů iontů se používá arabských číslic (Cr^{3+} , SO_3^{2-}). V případě iontů je nutné vždy uvádět velikost náboje. U jednoduchých iontů (tvořených pouze jedním prvkem) odpovídá velikost náboje oxidačnímu číslu prvku ve sloučenině. Pokud se jedná o ion složený z více prvků, velikost náboje je dána součtem oxidačních čísel prvků tvořících tento ion. Například pro složený ion ($\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_4^{2-}$)²⁻ je velikost náboje rovna -2.

Řešené příklady:

Příklad 1: Zjistěte koncentraci iontů v roztoku síranu chromitého, jehož celková koncentrace je $0,025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Krok 1: Síran chromitý ve vodě disociuje podle zjednodušené rovnice:



Krok 2: Z rovnice vyplývá, že $v(\text{Cr}^{3+}) = 2$ a $v(\text{SO}_4^{2-}) = 3$.

Krok 3: Protože se jedná o iontovou sloučeninu (sůl), můžeme k výpočtu koncentrace iontů použít vztah (7-2).

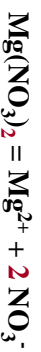
Krok 4:

$$c(\text{Cr}^{3+}) = v(\text{Cr}^{3+}) \cdot c(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 0,025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = \underline{0,050 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = v(\text{SO}_4^{2-}) \cdot c(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 3 \cdot 0,025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = \underline{0,075 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

Příklad 2: Roztok dusičnanu hořečnatého vznikl rozpuštěním 3,50 g této látky ve vodě a doplněním objemu výsledného roztoku na 400 cm³. Vypočítejte koncentraci iontů v roztoku.

Krok 1: Dusičnan hořečnatý ve vodě disociuje podle zjednodušené rovnice:



Krok 2: Z rovnice vyplývá, že $v(\text{Mg}^{2+}) = 1$ a $v(\text{NO}_3^-) = 2$.

Krok 3: Nejprve vypočítáme celkovou koncentraci dusičnanu hořečnatého

Krok 4:

$$c(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = \frac{n(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2)}{V_s}$$

$$\begin{aligned} c(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) &= \frac{m(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2)}{M(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_s} = \\ &= \frac{3,50 \text{ g}}{148,315 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 4 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,059 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \end{aligned}$$

Krok 5: Protože se jedná o iontovou sloučeninu (sůl), můžeme k výpočtu koncentrace iontů použít vztah (7-2).

Krok 6:

$$c(\text{Mg}^{2+}) = v(\text{Mg}^{2+}) \cdot c(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 1 \cdot 0,059 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = \underline{0,059 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$$c(\text{NO}_3^-) = v(\text{NO}_3^-) \cdot c(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 2 \cdot 0,059 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = \underline{0,118 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

Příklady k řešení:

Příklad 7.1.1. V zásobních lahvích o stejném objemu 250 cm³ jsou roztoky a) jodidu draselného b) jodidu kadennatého a c) jodidu hlinitého. Tyto roztoky byly připraveny rozpuštěním 1,50 g dané látky ve vodě. Na základě výpočtu rozhodněte, ve které zásobní láhvi je nejvyšší koncentrace jodidových iontů c(I⁻).

- | | |
|-------------------------------|---------------------------------------------------|
| a) $KI = K^+ + I^-$; | $c(I^-) = 0,036 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| b) $CdI_2 = Cd^{2+} + 2I^-$; | $c(I^-) = 0,032 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| c) $AlI_3 = Al^{3+} + 3I^-$; | $c(I^-) = 0,044 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |

Příklad 7.1.2. Vypočítejte celkovou koncentraci roztoků jednotlivých solí a) dusitan draselný, b) siřičitan draselný a c) fosforečnan tridraselný, je-li koncentrace draselných iontů c(K⁺) ve všech případech 0,198 mol·dm⁻³.

- a) $KNO_2 = K^+ + NO_2^-$; $c(KNO_2) = 0,198 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
b) $K_2SO_3 = 2K^+ + SO_3^{2-}$; $c(K_2SO_3) = 0,099 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
c) $K_3PO_4 = 3K^+ + PO_4^{3-}$; $c(K_3PO_4) = 0,066 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Příklad 7.1.3. Seřadte na základě stoupající koncentrace vodíkových iontů c(H⁺) roztoky příslušných kyselin:

- a) 1,0M (znamená 1,0 mol·dm⁻³) kyselina chlorovodíková
b) 0,80M (znamená 0,80 mol·dm⁻³) kyselina chloristá
c) 0,60M (znamená 0,60 mol·dm⁻³) kyselina chromová
d) 0,45M (znamená 0,45 mol·dm⁻³) kyselina disírová

- | | |
|---------------------------------------|-------------------------------------------------|
| a) $HCl = H^+ + Cl^-$; | $c(H^+) = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| b) $HClO_4 = H^+ + ClO_4^-$; | $c(H^+) = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| c) $H_2CrO_4 = 2H^+ + CrO_4^{2-}$; | $c(H^+) = 1,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| d) $H_2S_2O_7 = 2H^+ + S_2O_7^{2-}$; | $c(H^+) = 0,9 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |

7.2. Iontové rovnice

Reakce probíhající ve vodných roztocích elektrolytů jsou zpravidla reakcemi mezi ionty. K zápisu těchto typů reakcí se používají tzv. **iontové rovnice**, které jsou většinou jednodušší, názornější a daleko lépe vystihují podstatu dané chemické reakce. Obsahují pouze ty látky (ionty, nedisociované molekuly) které se přímo účastní chemické reakce.

Pravidla pro sestavení iontové rovnice:

1. Napišeme a vyčíslíme molekulovou rovnici.
2. Látky, které disociují (štěpí se na ionty) rozepíšeme v iontovém tvaru. Jsou to silné kyseliny, silné zásady a rozpustné soli.
3. Ostatní látky nerozepisujeme a ponecháme je v molekulovém tvaru. Jsou to slabé kyseliny a zásady, sraženiny, plyny, voda a peroxid vodíku.
4. Stejně ionty na levé i pravé straně se odečtou a napíšeme výslednou iontovou reakci.

Tabulka 7.2.1. Rozpusťnost některých sloučenin ve vodě

	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CrO ₄ ²⁻
Na ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NH ₄ ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Ag ⁺	N	N	N	N	R	N	N	N	N	N
Ca ²⁺	MR	R	R	R	R	MR	N	N	N	*
Mg ²⁺	N	R	R	R	R	R	N	N	N	*
Fe ²⁺	N	R	R	R	R	R	N	N	N	R
Pb ²⁺	N	MR	N	N	R	MR	N	N	N	N
Ba ²⁺	R	R	R	R	R	N	N	N	N	N
Cu ²⁺	N	R	R	N	R	R	N	N	N	N
Zn ²⁺	N	R	R	R	R	R	N	N	N	N
Ni ²⁺	N	R	R	R	R	R	N	N	N	*
Si ²⁺	R	R	*	*	R	N	N	N	N	N

Pokračování tabulky 7.2.1. Rozpusťnost některých sloučenin ve vodě

	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CrO ₄ ²⁻
CO ₃ ²⁺	N	R	R	R	R	R	N	N	N	*
Al ³⁺	N	R	R	R	R	R	N	N	N	N
Bi ³⁺	N	N	N	N	N	*	N	-	N	N
Fe ³⁺	N	R	R	R	R	R	R	N	N	N
Cr ³⁺	N	R	R	R	R	R	*	N	N	N

R – rozpustná sloučenina, MR – málo rozpustná sloučenina,

N – nerozpustná sloučenina (sraženina), * - rozpustnost nezjištěna

Pozn.: ad 2) Za silné kyseliny resp. zásady považujte tyto látky:

**HI, HBr, HCl, HClO₄, H₂MnO₄, HNO₃, HClO₃, H₂SO₄,
H₂SeO₄, LiOH, NaOH, KOH...**

*ad 3) Látky nerozpustné ve vodě (sraženiny) budou označeny v
rovnících písmenem s např. **PbI₂ (s)** viz. tab. 7.2.1. Plyny budou
označeny písmenem **g** např. **CO₂ (g), SO₂ (g).***

Řešené příklady:

Příklad 1: Vypočítejte danou molekulovou rovnici a přepište ji v

iontovém tvaru: **HNO₃ + Ba(OH)₂ → Ba(NO₃)₂ + H₂O**

Krok 1: 2 HNO₃ + Ba(OH)₂ = Ba(NO₃)₂ + 2 H₂O

Krok 2: 2 H⁺ + 2 ~~NO₃⁻~~ + ~~Ba²⁺~~ + 2 OH⁻ = ~~Ba²⁺~~ + 2 ~~NO₃⁻~~ + 2 H₂O

Krok 3: 2 H⁺ + 2 OH⁻ = 2 H₂O

Krok 4: H⁺ + OH⁻ = H₂O

Příklad 2: Vypočítejte danou molekulovou rovnici a přepište ji v

iontovém tvaru: **Ag₂SO₄ + NaCl → AgCl(s) + Na₂SO₄**

Krok 1: Ag₂SO₄ + 2 NaCl = 2 AgCl(s) + Na₂SO₄

Krok 2: 2 Ag⁺ + ~~SO₄²⁻~~ + 2 ~~Na⁺~~ + 2 Cl⁻ = 2 AgCl(s) + 2 ~~Na⁺~~ + ~~SO₄²⁻~~

Krok 3: 2 Ag⁺ + 2 Cl⁻ = 2 AgCl(s)

Krok 4: Ag⁺ + Cl⁻ = AgCl(s)

Příklad 3: Vyčíslete danou molekulovou rovnici a přepište ji v iontovém tvaru: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$



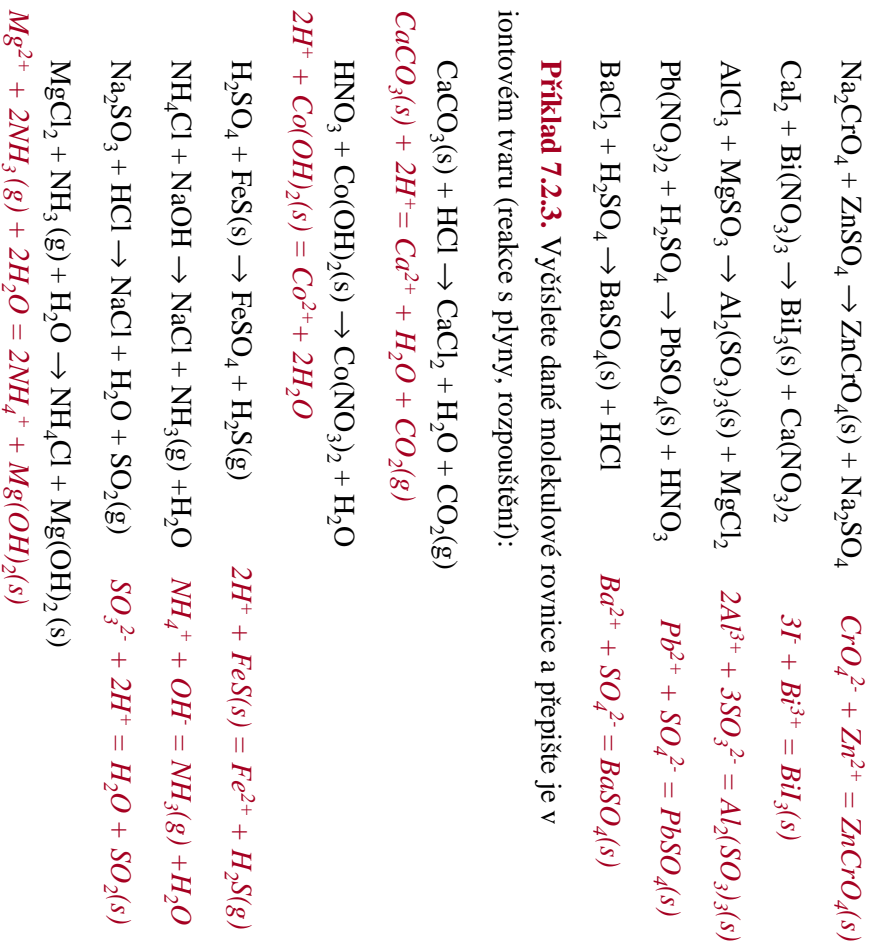
Příklady k řešení:

Příklad 7.2.1. Vyčíslete dané molekulové rovnice a přepište je v iontovém tvaru (neutralizace):



Příklad 7.2.2. Vyčíslete dané molekulové rovnice a přepište je v iontovém tvaru (srážecí reakce):





7.3. Výpočet pH

I v chemicky čisté vodě dochází k nepatrné disociaci molekul vody na ionty (*cca jedna molekula vody z $2,5 \cdot 10^8$ molekul disociuje*). Tento děj nazýváme **autoprotolýza vody**, který zapisujeme podle rovnice:



Disociací molekul vody vzniká **oxoniový kation H_3O^+** (nositel kyselých vlastností) a **hydroxidový anion OH^-** (nositel zásaditých vlastností).

Pozn. *Rovnovážné relativní koncentrace iontů značená [ion] např. $[\text{H}^+]$ resp. relativní celkové koncentrace elektrolytů c získáme vydělením reálných koncentrací tzv. standardní koncentrací $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Relativní koncentrace jsou bezrozměrné veličiny.*

Platí, že součin rovnovážných relativních koncentrací výše zmíněných iontů je konstantní (při dané teplotě) a je nazýván **iontový součin vody K_v** :

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \quad (\text{při } 25^\circ\text{C})$$

Pokud ve vodném roztoku je stejná koncentrace H_3O^+ a OH^- iontů, pak z acidobazického hlediska má roztok **neutrální** charakter $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

Je-li $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, pak má roztok **kyselé** charakter.

Je-li $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$, pak má roztok **zásaditý** charakter.

Vzhledem k tomu, že koncentrace H_3O^+ a OH^- iontů ve vodných roztocích dosahují velmi nízkých hodnot, byla v praxi zavedena logaritmická stupnice, která je vyjádřena pomocí **vodíkového exponentu pH**. Závislost mezi koncentrací H_3O^+ iontů a pH lze matematicky vyjádřit pomocí vztahu:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

(7-3)

Pozn. Ve výpočtech pH bude dosazována místo koncentrace H_3O^+ iontu koncentrace H^+ iontu (rovnice disociace nezahrnují vliv rozpouštědla).

V případě roztoků hydroxidů je nutné nejprve vypočítat tzv. pOH (analogie pH):

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

(7-4)

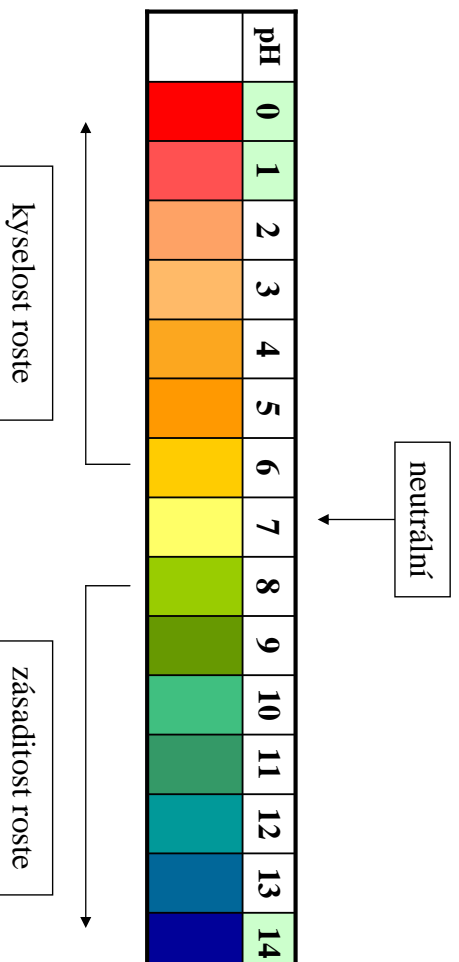
A následně k výpočtu pH roztoků hydroxidů využít logaritmického tvaru iontového součinu vody:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

(7-5)

Stupnice pH nabývá nejčastěji hodnot v rozmezí 0-14. Hodnotou **pH=7** označujeme neutrální roztok. Zásadité roztoky mají **pH > 7**, pro kyselé roztoky platí **pH < 7**.

K orientačnímu stanovení hodnoty pH je možné v laboratorní praxi použít barevného přechodu univerzálního indikátoru (viz. barevná stupnice).



Řešené příklady:

Příklad 1: Vypočítejte pH roztoku silné kyseliny selenové o celkové koncentraci $0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Krok 1: Kyselina selenová ve vodě disociuje podle rovnice:



Krok 2: Pro výpočet rovnovážné koncentrace vodíkových iontů použijeme vztah (7-2) upravený pomocí $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ viz. poznámka v úvodu kapitoly 7.3..

Krok 3:

$$[\text{H}^+] = v(\text{H}^+) \cdot c(\text{H}_2\text{SeO}_4) = 2 \cdot 0,02 = 0,04$$

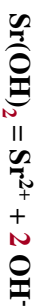
Krok 4: Dosazením do vztahu (7-3) vypočteme pH kyseliny selenové.

Krok 5:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,04 = \underline{1,4}$$

Příklad 2: Vypočítejte pH roztoku hydroxidu strontnatého o celkové koncentraci $0,03 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Krok 1: Hydroxid strontnatý disociuje podle rovnice:



Krok 2: Pro výpočet rovnovážné koncentrace hydroxidových iontů použijeme vztah (7-2) upravený pomocí $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ viz. poznámka v úvodu kapitoly 7.3..

Krok 3:

$$[\text{OH}^-] = v(\text{OH}^-) \cdot {}^t c(\text{Sr(OH)}_2) = 2 \cdot 0,03 = 0,06$$

Krok 4: Dosazením do vztahu (7-4) vypočteme pOH hydroxidu strontnatého a následným dosazením do vztahu (7-5) vypočteme pH.

$$\text{Krok 5:} \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,06 = 1,2$$

$$\text{Krok 6:} \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,2 = \underline{12,8}$$

Příklad 3: Vypočítejte celkovou koncentraci roztoku silné kyseliny chlorečné, jehož pH je 2,1.

Krok 1: Kyselina chlorečná ve vodě disociuje podle rovnice:



Krok 2: Známe-li pH, lze vypočítat rovnovážnou koncentraci vodíkových iontů ze vztahu (7-3).

$$\text{Krok 3:} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2,1} = 0,008$$

Krok 4: Celkovou koncentraci roztoku kyseliny chlorečné vypočítáme podle vztahu (7-2) upraveného pomocí $c^0 = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ viz. poznámka v úvodu kapitoly 7.3..

$$\text{Krok 5:} \quad c(\text{HClO}_3) = \frac{c(\text{H}^+)}{v_{\text{H}^+}} = \frac{0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{1} = \underline{\underline{0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}}$$

Příklady k řešení:

Příklad 7.3.1. Na základě výpočtu pH roztoků kyselin seřadte příslušné roztoky podle rostoucí kyselosti (klesajícího pH):

- | | |
|-----------------------------------------------------------------------------|------------|
| a) kyselina bromovodíková ($c = 0,0085 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) | $pH = 2,1$ |
| b) kyselina chloročná ($c = 0,0005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) | $pH = 3,3$ |
| c) kyselina selenová ($c = 0,016 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) | $pH = 1,5$ |
| d) kyselina sírová ($c = 0,0670 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) | $pH = 0,9$ |

Příklad 7.3.2. Vypočítejte pH roztoků daných hydroxidů a vyberte nejzásaditější (nejvyšší hodnota pH)

- | | |
|-----------------------------------------------------------------------|-------------|
| a) hydroxid lithný ($c = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) | $pH = 11,7$ |
| b) hydroxid cesný ($c = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) | $pH = 12,3$ |
| c) hydroxid barnatý ($c = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) | $pH = 13,6$ |
| d) hydroxid draselný ($c = 0,003 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) | $pH = 11,5$ |

Příklad 7.3.3. Vypočítejte celkovou koncentraci roztoku kyseliny sírové, jehož pH má hodnotu:

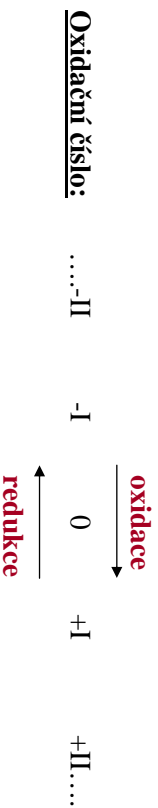
- | | |
|---------------|--------------------------------------------------------|
| a) $pH = 1,4$ | $c(H_2SO_4) = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| b) $pH = 1,7$ | $c(H_2SO_4) = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| c) $pH = 2,9$ | $c(H_2SO_4) = 0,0006 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |

Příklad 7.3.4. Vypočítejte celkovou koncentraci roztoku hydroxidů barnatého, jehož pH má hodnotu:

- | | |
|----------------|---------------------------------------------------------|
| a) $pH = 11,7$ | $c(Ba(OH)_2) = 0,0025 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| b) $pH = 13,2$ | $c(Ba(OH)_2) = 0,079 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |
| c) $pH = 12,5$ | $c(Ba(OH)_2) = 0,016 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ |

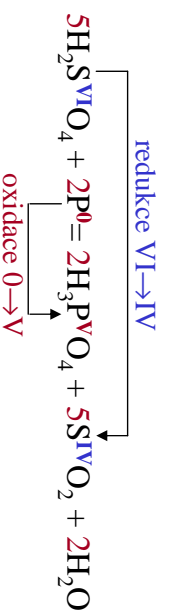
8. Oxidace a redukce

Podstatou oxidačně-redukčních reakcí (zkráceně redox reakce) je přenos elektronů, přičemž dochází ke změně oxidačních čísel některých prvků. Oba děje (oxidace a redukce) probíhají současně.

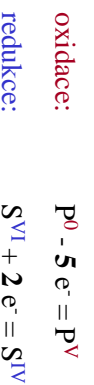


Oxidace je děj, při kterém se zvyšuje oxidační číslo prvku a dochází k uvolňování elektronů. Při **redukci** převék elektrony přijímá, a tím snižuje své oxidační číslo. Látka, v níž se prvek redukuje se označuje jako **oxidační činidlo** (př. F₂, O₃, HClO, KClO₃). **Redukční činidlo** je látka, která způsobuje redukci jiné látky, přičemž se sama oxidauje (př. H₂, Na, Al, C, CO).

Každá oxidačně-redukční reakce se skládá z děje oxidačního a děje redukčního. Tyto dílčí děje vyjadřujeme pomocí tzv. **elektronových rovnic**. Ty obsahují jednak prvky, které mění oxidační číslo během reakce, jednak počty vyměněných elektronů. Například v oxidačně-redukční rovnici



dochází ke změně oxidačních čísel u **síry** (S^{VI} → S^{IV}, redukuje se) a **fosforu** (P⁰ → P^V, oxidauje se), ostatní prvky své oxidační číslo nemění. Elektronové rovnice pro oxidaci a redukci mohou vypadat následovně:



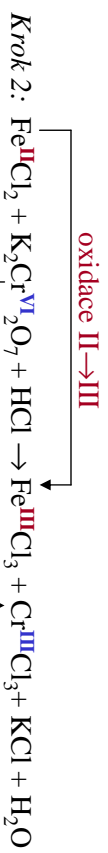
Pozn.: Po úpravě (viz. řešené příklady) odpovídají počty vyměněných elektronů (zde 5 a 2) stechiometrickým koeficientům prvků (zde S a P).

Řešené příklady:

Příklad 1: Vyčíslete rovnici s použitím elektronových rovnic:



Krok 1: Nejprve zjistíme a označíme pouze ty prvky, které mění svá oxidační čísla během reakce:



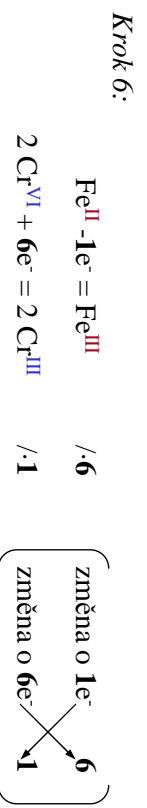
redukce VI → III

Krok 3: Pro tyto prvky sestavíme elektronové rovnice:



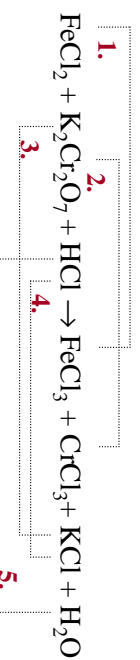
Pozn.: Do dlíčích elektronových rovnic je výhodné z hlediska vyčíslování uvést maximální počet atomů ze vzorce, v případě chromu tedy 2 na obě strany elektronové rovnice.

Krok 5: Počet odevdaných elektronů během reakce se musí shodovat s počtem přijatých elektronů. V praxi to pak znamená, že se pomocí křížového pravidla vynásobí příslušné elektronové rovnice počtem vyměněných elektronů:



Pozn.: Tyto násobky **6** a **1** odpovídající počtům atomů železa (6) a chromu (1) se zapisují jako stechiometrické koeficienty před sloučeninami obsahující tyto prvky s příslušným oxidačním číslem.

Krok 7: Postupnou bilancí atomů prvků nejlépe v následujícím pořadí $\text{Fe} \rightarrow \text{Cr} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{H}$ provedeme vyčíslení dané rovnice:



Krok 8: Jako první se bilancují prvky, u kterých dochází ke změně oxidačních čísel. V tomto případě železo má (**6**·1 atom = 6 atomů) na levé i pravé straně. Chrom má (**1**·2 atomy = 2 atomy) na levé straně. Počet atomů chromu na pravé straně musíme upravit (**2**·1 atom = 2 atomy):

Krok 9:



Krok 10: Nyní pokračujeme bilancí atomů prvku, který je vždy vyčíslen po dosazení koeficientů získaných z elektronových rovnic. Vlevo máme již atomy draslíku vyčíslené (**1**·2 atomy = 2 atomy) , stejně tak i pravá strana musí obsahovat stejný počet atomů draslíku (**2**·1 atom = 2 atomy):

Krok 11:



Krok 12: Následuje porovnání atomů chloru. Vpravo je celkový počet atomů chloru roven 26 (**6**·3 atomy + **2**·3 atomy + **2**·1 atom = 26 atomů) a na levé straně je zatím vyčíslen chlor pouze u FeCl₂ (**6**·2 atomy = 12 atomů), zbývajících 14 atomů chloru připadá na HCl (**1**·14 atom = 14 atomů):

Krok 13:



Krok 14: Jako poslední se bilancuje vodík. Na levé straně je celkem (**1**·1 atom = 14 atomů) vodíku, tedy na pravé straně musí být rovněž (**7**·2 atomy = 14 atomů) vodíku.

Krok 15:



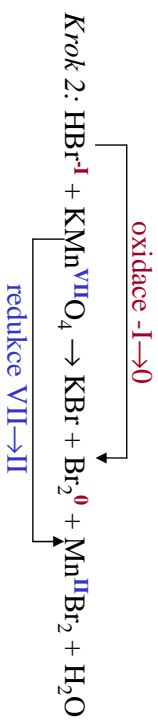
Kontrola správnosti se provádí součtem a porovnáním atomů kyslíku na levé i pravé straně (7 atomů = 7 atomů).

Oxidační činidlo: K₂Cr₂O₇ **Redukční činidlo:** FeCl₂

Příklad 2: Vyčíslete rovnici s použitím elektronových rovnic:



Krok 1: Opět nejprve zjistíme a označíme pouze ty prvky, které mění svá oxidační čísla během reakce:

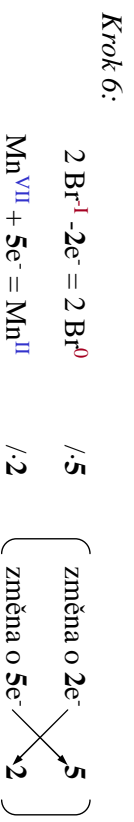


Krok 3: Pro tyto prvky sestavíme elektronové rovnice:



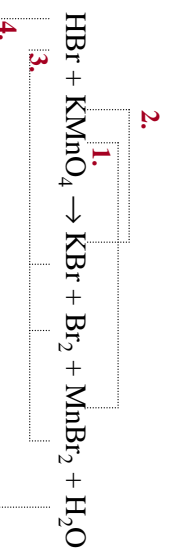
Pozn.: Do dlíčích elektronových rovnic z hlediska vyčíslování je opět výhodné uvést maximální počet atomů ze vzorce, v případě bromu tedy 2 na obě strany elektronové rovnice.

Krok 5: Stejným postupem jako v příkladu 1 upravíme počet vyměňených elektronů během reakce pomocí křížového pravidla:



Pozn.: Pověšměme si, že pouze část atomů bromu v *HBr* se oxiduje na *Br₂*, zbytek atomů bromu oxidační číslo nemění. Tato skutečnost ovlivní pořadí bilance jednotlivých atomů prvků.

Krok 7: Postupnou bilancí atomů prvků nejlépe v následujícím pořadí
Mn → **Br** → **K** → **Br** → **H** provedeme vyčíslení dané rovnice:



Krok 8: Jako první se bilancují prvky, u kterých dochází ke změně oxidačních čísel. V tomto případě má mangan (**2**·1 atom = 2 atomy) na levé i pravé straně. Počet atomů bromu (**5**·2 atomy = 10 atomů) na pravé straně zapíšeme pouze u Br₂. V případě sloučenin MnBr₂ a KBr nedošlo ke změně oxidačního čísla bromu, tudíž jejich stechiometrické koeficienty vyplnou až z postupného vyčíslení. Počet atomů bromu vlevo bude dán až součtem všech bromů vpravo:

Krok 9:



Krok 10: Nyní pokračujeme bilancí atomů draslíku. Vlevo máme již atomy draslíku vyčíslené (**2**·1 atom = 2 atomy), stejně tak i pravá strana musí obsahovat stejný počet atomů draslíku (**2**·1 atom = 2 atomy):

Krok 11:



Krok 12: Nyní se vrátíme k vyčíslení zbylých atomů bromu. Vpravo je celkový počet atomů bromu roven 16 (**2**·2 atomy + **5**·2 atomy + **2**·1 atom = 16 atomů). Na levé straně vyčíslíme brom u HBr (**16**·1 atom = 16 atomů):

Krok 13:



Krok 14: Jako poslední se v tomto případě vyčísluje voda bilancí atomů vodíku. Vlevo je celkem 16 atomů vodíku, stejný počet musí být i vpravo (**8**·2 atomy = 16 atomů).

Krok 15:



Kontrola správnosti se opět provede součtem a porovnáním atomů kyslíku na levé i pravé straně (8 atomů = 8 atomů).

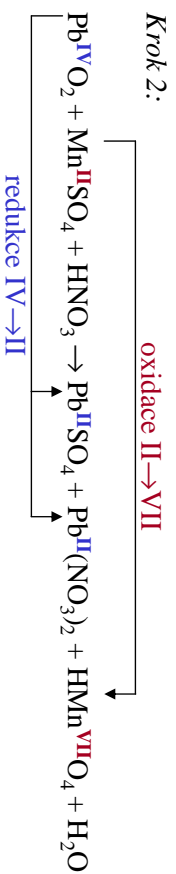
Oxidační činidlo: KMnO₄

Redukční činidlo: HBr

Příklad 3: Vyčíslete rovnici s použitím elektronových rovnic:



Krok 1: Stejně jako v předchozích příkladech nejprve zjistíme a označíme pouze ty prvky, které mění svá oxidační čísla během reakce:



Krok 3: Pro tyto prvky sestavíme elektronové rovnice:

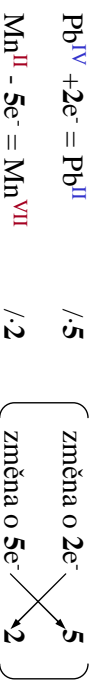
Krok 4: redukce: $\text{Pb}^{\text{IV}} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{\text{II}}$

oxidace: $\text{Mn}^{\text{II}} - 5\text{e}^- = \text{Mn}^{\text{VII}}$

Pozn.: Z rovnice je zřejmé, že redukované atomy olova ve stejném oxidačním stupni jsou obsaženy současně ve dvou sloučeninách PbSO_4 a $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, což je důležité pro vyčíslování.

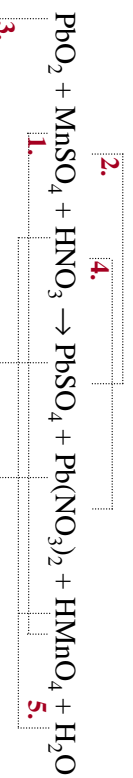
Krok 5: Stejným postupem jako v příkladech 1 a 2 upravíme počet vyměňených elektronů během reakce pomocí křížového pravidla:

Krok 6:



Pozn.: Stechiometrický koeficient **5** u olova (zjištěný z elektronové rovnice) je nutné u sloučenin PbSO_4 a $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ rozdělit v poměru, který vyplyne z postupného vyčíslování. Tato skutečnost ovlivní pořadí bilance atomů jednotlivých prvků.

Krok 7: Postupnou bilanci atomů prvků nejlépe v následujícím pořadí $\text{Mn} \rightarrow \text{Pb} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Pb} \rightarrow \text{N} \rightarrow \text{H}$ provedeme vyčíslení dané rovnice:



Krok 8: Jako první se bilancují prvky, u kterých dochází ke změně oxidačních čísel. V tomto případě má mangan (**2**·1 atom = 2 atomy) na levé i pravé straně. Počet atomů olova (**5**·1 atom = 5 atomů) zapíšeme pouze na levou stranu rovnice. Počet atomů olova vpravo se rozdělí mezi PbSO₄ a Pb(NO₃)₂ v poměru, který vyplývá z dalšího vyčíslení:

Krok 9:



Krok 10: Nyní pokračujeme bilancí atomů síry. Na levé straně do reakce vstupují 2 atomy síry (**2**·1 atom = 2 atomy), stejně tak i na pravé straně musí vystupovat 2 atomy síry (**2**·1 atom = 2 atomy):

Krok 11:



Krok 12: V tomto okamžiku již můžeme upravit celkový počet atomů olova na pravé straně doplněním koeficientu **3** u **Pb(NO₃)₂**. To vychází z bilance atomů olova vlevo (**5**·1 atom = 5 atomů), a tedy počet atomů olova vpravo je (**2**·1 atom + **3**·1 atom = 5 atomů):

Krok 13:



Krok 14: V předposledním kroku vyčíslíme atomy dusíku. Z bilance pravé strany vyplývá počet atomů dusíku (**3**·2 atomy = 6 atomů), tudíž i levá strana musí obsahovat celkem 6 atomů dusíku (**6**·1 atom = 6 atomů):

Krok 15:



Krok 16: Jako poslední určíme stechiometrický koeficient vody na základě bilance vodíku. Celkový počet atomů vodíku na levé straně je (**6**·1 atom = 6 atomů). Pokud na pravé straně odečteme 2 atomy vodíku u již vyčíslené HMnO_4 , zbyvají 4 atomy vodíku na H_2O (**2**·2 atomy = 4 atomy).

Krok 17:



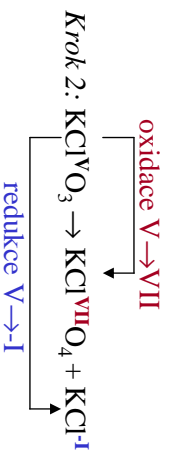
Opět provedeme kontrolu správnosti na základě bilance atomů kyslíku na levé i pravé straně (36 atomů = 36 atomů).

Oxidační činidlo: PbO_2 **Redukční činidlo:** MnSO_4

Zvlašním případem oxidačně-redukčních reakcí jsou tzv. reakce disproporcionace, při nichž se jeden a tentýž prvek současně oxidauje a redukuje. K této reakci dochází tehdy, pokud daný oxidační stav prvku je nestabilní a rozkládá se na sousední oxidační stupně (např. manganany- Mn^{VI} v kyselém prostředí jeví snahu disproporcionovat na manganistany- Mn^{VII} a oxid manganitý- Mn^{IV}).

Příklad 4: Vyčíslete danou disproporcionační rovnici s použitím elektronových rovnic: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$

Krok 1: Podobně jako v předchozích příkladech nejprve zjistíme a označíme pouze ty prvky, které mění svá oxidační čísla během reakce:



Krok 3: Sestavíme elektronové rovnice:



Pozn.: Z rovnice je zřejmé, že pouze jeden prvek chlor v oxidačním stupni V se zároveň oxidauje (VII) i redukuje (I). Při řešení pak bude stechiometrický koeficient výchozího KClO_3 dán součtem koeficientů produktů KClO_4 a KCl .

Krok 5: Stejným postupem jako v předchozích příkladech upravíme počet vyměněných elektronů během reakce pomocí křížového pravidla:



Pozn.: Výsledné násobky **2** a **6** z elektronových rovnic upravíme krácením na 1 a 3, a tím získáme příslušné stechiometrické koeficienty do zadané rovnice.

Krok 7: Nejprve začneme s vyčíslováním pravé strany rovnice, kdy produkty dané reakce můžeme vyčíslit současně:

Krok 8:



Krok 9: Nyní můžeme vyčíslit chlor na levé straně (**4**·1 atom = 4 atomy), což je dáno součtem chloru na pravé straně (**3**·1 atom + **1**·1 atom = 4 atomy). Tím máme zároveň i bilanci atomů draslíku.

Krok 10:

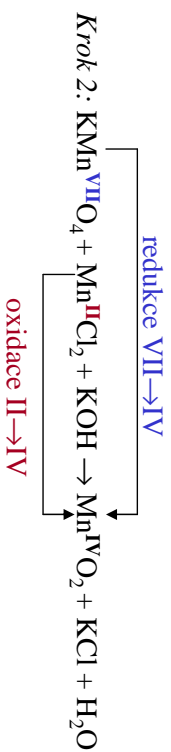


Opět provedeme kontrolu správnosti na základě bilance atomů kyslíku na levé i pravé straně (12 atomů = 12 atomů).

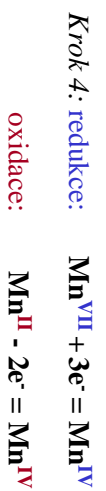
Další zvláštní skupinu oxidačně-redukčních rovnic tvoří tzv. rovnice komproporcionační, kdy dochází k vytvoření relativně stálého oxidačního stavu určitého prvku vzájemnou reakcí (komproporcionací) sousedních oxidačních stavů téhož prvku. Dalo by se říct, že se jedná o opačný případ rovnic disproporcionačních.

Příklad 5: Vycíslete danou komproporcionační rovnici s použitím elektronových rovnici: $\text{KMnO}_4 + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

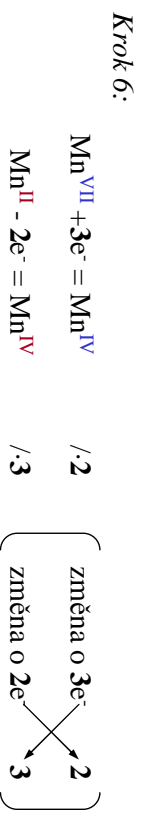
Krok 1: Podobně jako v předchozích příkladech nejprve zjistíme a označíme pouze ty prvky, které mění svá oxidační čísla během reakce:



Krok 3: Sestavíme elektronové rovnice:



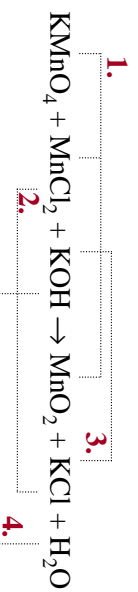
Krok 5: Stejným postupem jako v předchozích příkladech upravíme počet vyměněných elektronů během reakce pomocí křížového pravidla:



Pozn.: Výsledné násobky 2 a 3 z elektronových rovnic odpovídají stechiometrickým koeficientům výchozích sloučenin manganu.

Celkový počet atomů manganu v oxidačním stupni IV u produktu je dán součtem atomů manganu výchozích látek (2 atomy + 3 atomy = 5 atomů).

Krok 7: Postupnou bilancí atomů prvků nejlépe v následujícím pořadí $\text{Mn} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{H}$ provedeme vyčíslení dané rovnice:



Krok 8: Nejprve začneme bilancí prvken, který mění oxidační číslo. V tomto případě je počet atomů manganu na levé straně dán součtem (**2**·1 atom + **3**·1 atom = 5 atomů). Stejný počet atomů manganu musí být zachován i na pravé straně (**5**·1 atom = 5 atomů):

Krok 9:



Krok 10: Nyní pokračujeme bilancí atomů chloru. Do reakce na levé straně vstupuje celkem 6 atomů chloru (**3**·2 atomy = 6 atomů), stejně tak i po reakci vpravo musí být 6 atomů chloru (**6**·1 atom = 6 atomů):

Krok 11:



Krok 12: V tomto kroku již můžeme vyčíslit atomy draslíku. Na pravé straně máme celkem 6 atomů draslíku (**6**·1 atom = 6 atomů), tedy na levé straně po odečtení 2 atomů draslíku u KMnO_4 zbývají 4 atomy draslíku u KOH :

Krok 13:



Krok 14: Jako poslední provedeme bilanci atomů vodíku. Vlevo je celkový počet atomů vodíku 4 (**4**·1 atom = 4 atomy), stejný počet atomů vodíku musí být i vpravo (**2**·2 atomy = 4 atomy).

Krok 15:



Kontrola správnosti se opět provede součtem a porovnáním atomů kyslíku na levé i pravé straně (12 atomů = 12 atomů).

Oxidační činidlo: KMnO_4

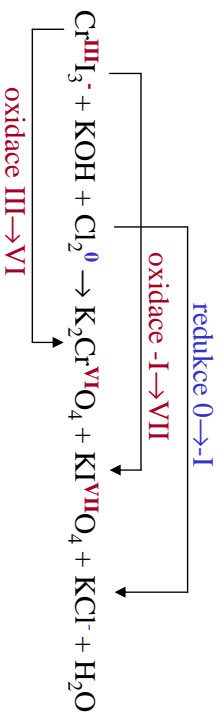
Redukční činidlo: MnCl_2

Příklad 6: Vyčíslete danou rovnici s použitím elektronových rovnic:



Krok 1: Stejně jako v předchozích příkladech nejprve zjistíme a označíme pouze ty prvky, které mění svá oxidační čísla během reakce:

Krok 2:



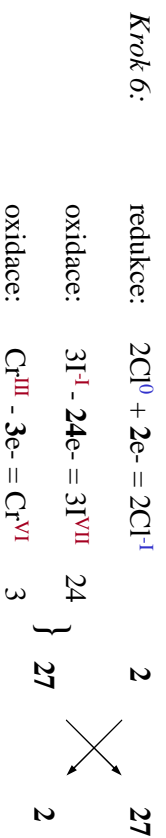
Krok 3: Pro tyto prvky sestavíme elektronové rovnice:

Krok 4: redukce: $2\text{Cl}^0 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^{-\text{I}}$

oxidace: $3\text{I}^{-\text{I}} - 24\text{e}^- = 3\text{I}^{\text{VII}}$

oxidace: $\text{Cr}^{\text{III}} - 3\text{e}^- = \text{Cr}^{\text{VI}}$

Krok 5: Stejným postupem jako v předchozích příkladech upravíme počet vyměňených elektronů během reakce pomocí křížového pravidla:



Pozn.: V tomto případě dochází ke změně oxidačních čísel u tří prvků. **Chlor** se redukuje, zatímco **jod** a **chrom** se oxidují. Rovnice oxidace by se daly spojit do společné rovnice, tudíž výsledný počet odevzdávaných elektronů při oxidaci se sčítá ($24 + 3 = 27$). Výsledné koeficienty jsou tedy **27** (pro atomy chloru) a **2** (pro atomy jodu a stejně tak i pro atomy chromu).

Krok 7: Postupnou bilancí atomů prvků nejlépe v následujícím pořadí



Krok 8: Jako první se obvykle bilancují prvky, u kterých dochází ke změně oxidačních čísel. V jednom kroku můžeme provést bilanci všech tří prvků: chromu ($2 \cdot 1$ atom = 2 atomy vlevo i vpravo), iodu ($2 \cdot 3$ atomy = 6 atomů vlevo, tedy vpravo $6 \cdot 1$ atom = 6 atomů), a chloru ($27 \cdot 2$ atomy = 54 atomů vlevo, tudíž i vpravo $54 \cdot 1$ atom = 54 atomů).

Krok 9:



Krok 10: Dále pokračujeme vyčíslením atomů draslíku. Na pravé straně máme celkem 64 atomů draslíku ($2 \cdot 2$ atomy + $6 \cdot 1$ atom + $54 \cdot 1$ atom = 64 atomů), tedy na levé straně musí být rovněž 64 atomů draslíku ($64 \cdot 1$ atom = 64 atomů):

Krok 11:



Krok 12: Jako poslední provedeme bilanci atomů vodíku. Vlevo je celkový počet atomů vodíku 64 ($64 \cdot 1$ atom = 64 atomů), stejný počet atomů vodíku musí být i vpravo ($32 \cdot 2$ atomy = 64 atomů).

Krok 13:



Kontrola správnosti se opět provede součtem a porovnáním atomů kyslíku na levé i pravé straně (64 atomů = 64 atomů).

Příklady k řešení:

Příklad 8.1. Na základě elektronových rovnic vyčíslete následující redoxní rovnice. Určete oxidační a redukční činidlo v jednotlivých rovnicích:





ox. činidlo: CrO_3 ; red. činidlo: FeSO_4



(Poznámka: oxiduje se kyslík $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$; $\text{O}^{-1} \rightarrow \text{O}^0$)



ox. činidlo: KMnO_4 ; red. činidlo: H_2O_2



(Poznámka: redukuje se kyslík $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$; $\text{O}^{-1} \rightarrow \text{O}^{+II}$)

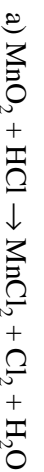


ox. činidlo: H_2O_2 ; red. činidlo: MnSO_4

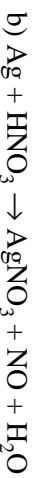


ox. činidlo: KBrO_3 ; red. činidlo: Sb_2O_3

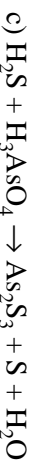
Příklad 8.2. Na základě elektronových rovnic vyčíslete následující redoxní rovnice. Určete oxidační a redukční činidlo v jednotlivých rovnicích:



ox. činidlo: MnO_2 ; red. činidlo: HCl



ox. činidlo: HNO_3 ; red. činidlo: Ag



ox. činidlo: H_3AsO_4 ; red. činidlo: H_2S

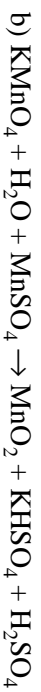
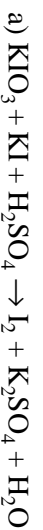
Příklad 8.3. Na základě elektronových rovnic určete stechiometrické

koefficienty v těchto rovnicích disproportionačních reakcí:



Příklad 8.4. Na základě elektronových rovnic určete stechiometrické

koefficienty v těchto rovnicích komproporcionačních reakcí:



Příklad 8.5. Na základě elektronových rovnic určete stechiometrické

koefficienty v těchto rovnicích, kde mění svá oxidační čísla více než dva

prvky:



Seznam symbolů

c - látková (molární) koncentrace
c⁰ - standardní koncentrace
m - hmotnost
M - molární hmotnost
n - látkové množství
N - počet částic
N_A - Avogadrova konstanta
p - tlak
c_r – relativní látková (molární) koncentrace
R - plynová konstanta
t - teplota
T - termodynamická teplota

Seznam symbolů - pokračování

V - objem
V_m - molární objem
w - hmotnostní zlomek
x - molární zlomek
[ion] - relativní rovnovážná koncentrace iontů
β - stupeň konverze
φ - objemový zlomek
v - stechiometrický koeficient
ρ - hustota
ω - oxidační číslo