

## VÝPOČTOVÁ CVIČENÍ Z CHEMIE

Ing. Jaroslava Koudelková, Ph.D.

Ostrava



Financováno  
Evropskou unií  
NextGenerationEU



NÁRODNÍ  
PLÁN OBNOVY

MS  
MT  
MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,  
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY

# 1 OBSAH

1	Obsah .....	1
2	Anotace .....	4
3	Anorganické chemické názvosloví .....	5
3.1	Obecná pravidla .....	5
3.2	Periodický systém prvků .....	6
3.2.1	Struktura periodické tabulky.....	6
3.2.2	Kategorie prvků .....	7
3.2.3	Významné skupiny .....	7
3.3	Oxidační číslo .....	9
3.3.1	Pravidla pro určování oxidačních čísel .....	10
3.3.2	Praktické příklady určování oxidačních čísel .....	11
3.3.3	Vyjádření oxidačních čísel .....	11
3.4	Názvy iontů.....	12
	Kationty .....	12
	Anionty .....	13
3.5	Názvosloví binárních a pseudobinárních sloučenin.....	14
3.6	Názvosloví oxidů.....	15
3.7	Binární sloučeniny s vodíkem, bezkyslíkaté kyseliny .....	18
	Binární sloučeniny vodíku s nekovy .....	19
	Binární sloučeniny vodíku s prvky 3., 4., 5. a 6. hlavní podskupiny periodického systému: .....	19
	Sloučeniny považované za deriváty binárních sloučenin vodíku:.....	20


Podvojn�e sloučeniny vodíku s elektro pozitivnějšími prvky (I. a II. hlavní podskupiny):.....	20
3.8 Soli bezkyslíkatých kyselin.....	21
Odvozování vzorců solí.....	21
Názvosloví halogenidů .....	22
Názvosloví sulfidů.....	22
Další soli bezkyslíkatých kyselin .....	23
Obecný postup odvozování názvu soli.....	23
Zvláštní typy solí .....	23
3.9 Oxokyseliny.....	24
Obecné pravidlo pojmenování oxokyselin.....	24
Odvození vzorce oxokyseliny.....	24
Příklady názvosloví oxokyselin.....	24
Složitější oxokyseliny .....	25
Odvozování názvu oxokyseliny z jejího vzorce .....	25
Odvozování vzorce z názvu oxokyseliny.....	26
3.10 Soli oxokyselin.....	26
Obecné pravidlo tvorby solí oxokyselin.....	26
Příklady tvorby názvů solí .....	27
Vícesytné kyseliny a jejich soli.....	27
Odvozování názvu soli z jejího vzorce .....	27
Zvláštní typy solí .....	28
4 Látkové Množství , Avogadrova Konstanta a Molární vli�iny .....	30
4.1 Látkové množství a Avogadrova konstanta.....	30

4.2	Molární veličiny .....	31
5	Složení víceložkových soustav .....	35
6	Výpočty podle chemického vzorce .....	41
7	Chemická rovnice a její vyčíslování .....	45
	Postup vyčíslování chemické rovnice .....	45
	Pravidla vyčíslování .....	45
8	Výpočty podle chemických rovnic za normálních podmínek .....	48
9	Oxidačně redukční rovnice a jejich vyčíslování .....	53
	Pravidla pro vyčíslování oxidačně-redukčních rovnic .....	54
10	Disociace elektrolytů ve vodě .....	57
10.1	Disociační konstanty .....	57
11	Výpočet pH vodných roztoků .....	59
	Postup výpočtu pH .....	60
	Příklad: Výpočet pH a koncentrací iontů v roztoku kyseliny dusičné .....	61
	Příklad: Výpočet pH roztoku hydroxidu sodného .....	61
	Zdroje .....	64

## 2 ANOTACE

Výpočtová cvičení z chemie jsou klíčovou součástí chemického vzdělávání, protože poskytují praktické nástroje pro porozumění základním chemickým principům a zákonitostem. Umění řešit chemické příklady umožňuje nejen ověřit teoretické znalosti, ale také pochopit a kvantifikovat chemické jevy, které hrají zásadní roli v každodenním životě.

Tyto příklady slouží jako most mezi teorií a praxí, ukazují, jak chemie vysvětluje procesy kolem nás, jako je například kvalita vody, účinnost léků, chemie potravin nebo dopady chemických reakcí na životní prostředí. Mají zásadní význam jak pro pochopení základních chemických principů, tak pro jejich aplikaci v praxi těžebního, environmentálního a geologického inženýrství. Cílem této části studia je nejen zvládnout výpočty, ale i rozvinout kritické myšlení a analytické schopnosti.

Toto dílo je licencováno pod [CC BY 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/) 

## 3 ANORGANICKÉ CHEMICKÉ NÁZVOSLOVÍ

### 3.1 Obecná pravidla

České chemické názvosloví je systematický způsob pojmenovávání chemických látek, který umožňuje jednoznačně a přehledně označit jejich složení a strukturu. Díky srozumitelným pravidlům je možné přejít od chemického vzorce k názvu a naopak, což usnadňuje práci studentům, vědcům i odborníkům v praxi.

České chemické názvosloví má dvě části, většina anorganických sloučenin je složena z podstatného o a přídavného jména. Podstatné jméno určuje druh sloučeniny a je odvozeno od elektronegativnější části (aniont) dané sloučeniny. Přídavné jméno má zakončení, které vyjadřuje její oxidační číslo a charakterizuje elektropozitivní část (kationt). Aniont je postaven vždy před kationt při názvu (např. oxid sírový; síran železitý ...). Při vytváření vzorce je to naopak, kationt je zapsán první a aniont následuje ( $\text{SO}_3$ ;  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ).

Pokud je aniont tvořený atomy jediného prvku, tvoří se se název připojením koncovky – *id* (oxid, bromid...). Název elektronegativní části se pak vytvoří ze základu názvu centrálního atomu a zakončení podle příslušného oxidačního čísla (např. chlornan, dusičnan...).

Pro upřesnění počtu atomů, atomových skupin, iontů nebo ligandů se v názvech používají řecké číslovkové předpony. U složitějších iontů nebo ligandů, kde by mohlo dojít k nejasnostem, upřednostňujeme násobné číslovkové předpony.

Tabulka 1 Číslovkové předpony

Číslovka	Předpona
1	mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	hexa-
7	hepta-

8	okta-
9	nona-
10	deka-
11	undeka-
12	dodeka-

Tabulka 2 Násobné číslovkové předpony

Číslovka	Předpona
dvakrát	bis-
třikrát	tris-
čtyřikrát	tetrakis-
pětkrát	pentakis-
šestkrát	hexakis-

Zde je zápis pro chemickou symboliku atomů, molekul, a jejich množství na příkladu dusíku:

**Jeden atom dusíku:** Zapisuje se chemickou značkou prvku: **N**.

**Dva atomy dusíku (ne spojené v molekulu):** Zapisuje se jako jednotlivé atomy oddělené plusem nebo s uvedením počtu atomů: **N + N** nebo **2N**.

**Molekula dusíku (N<sub>2</sub>):** Dva atomy dusíku spojené chemickou vazbou: **N<sub>2</sub>**.

**Dvě molekuly dusíku:** Počet molekul se píše před chemický vzorec: **2N<sub>2</sub>**.

### 3.2 Periodický systém prvků

Periodická tabulka prvků je uspořádaný přehled všech známých chemických prvků, seřazených podle jejich atomového čísla, elektronové konfigurace a opakujících se chemických vlastností. Tato tabulka je základním nástrojem v chemii, který umožňuje předpovídat vlastnosti prvků a jejich sloučenin.

#### 3.2.1 Struktura periodické tabulky

*Periody:* Vodorovné řady v tabulce. Každá perioda odpovídá hlavní energetické hladině, kterou obsazují elektrony.

*Skupiny:* Svislé sloupce v tabulce. Prvky ve stejné skupině mají podobné chemické vlastnosti díky obdobné valenční elektronové konfiguraci.

### **3.2.2 Kategorie prvků**

*Kovy:* Nacházejí se převážně vlevo a uprostřed tabulky. Mají vysokou elektrickou a tepelnou vodivost, jsou kujné a tažné.

*Nekovy:* Umístěny vpravo nahoře tabulky. Mají různé vlastnosti, často jsou izolanty nebo polovodiči.

*Polokovy (metaloidy):* Leží na rozhraní mezi kovy a nekovy. Mají vlastnosti obou těchto skupin.

### **3.2.3 Významné skupiny**

*Alkalické kovy:* Skupina 1 (např. lithium, sodík). Jsou velmi reaktivní, zejména s vodou.

*Kovy alkalických zemin:* Skupina 2 (např. hořčík, vápník). Reaktivní, ale méně než alkalické kovy.

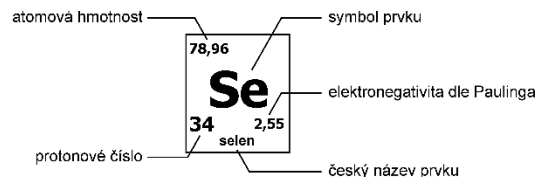
*Halogeny:* Skupina 17 (např. fluor, chlor). Vysoce reaktivní nekovy.

*Vzácné plyny:* Skupina 18 (např. helium, neon). Jsou velmi nereaktivní díky své stabilní elektronové konfiguraci.

Tabulka 3 Periodická tabulka prvků [1]

# Periodický systém prvků

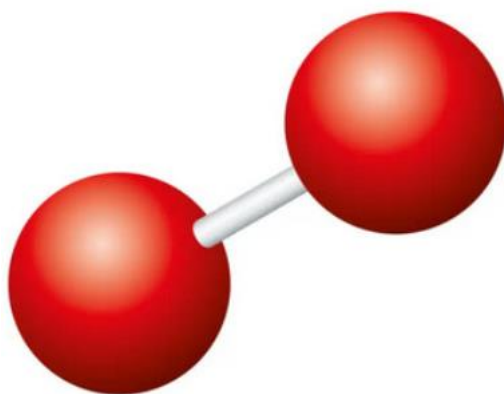
1	<b>H</b> 1 2,20 vodík															<b>He</b> 2 helium						
2	<b>Li</b> 3 0,98 lithium	<b>Be</b> 4 1,57 beryllium															<b>B</b> 5 2,04 bor	<b>C</b> 6 2,55 uhlík	<b>N</b> 7 3,04 dusík	<b>O</b> 8 3,44 kyslík	<b>F</b> 9 3,98 fluor	<b>Ne</b> 10 neon
3	<b>Na</b> 11 0,93 sodík	<b>Mg</b> 12 1,31 hořčík															<b>Al</b> 13 1,61 hliník	<b>Si</b> 14 1,90 křemík	<b>P</b> 15 2,19 fosfor	<b>S</b> 16 2,58 síra	<b>Cl</b> 17 3,16 chlor	<b>Ar</b> 18 argon
4	<b>K</b> 19 0,82 draslík	<b>Ca</b> 20 1,00 vápník	<b>Sc</b> 21 1,36 skandium	<b>Ti</b> 22 1,54 titan	<b>V</b> 23 1,63 vanad	<b>Cr</b> 24 1,66 chrom	<b>Mn</b> 25 1,55 mangan	<b>Fe</b> 26 1,83 železo	<b>Co</b> 27 1,88 kobalt	<b>Ni</b> 28 1,91 nikl	<b>Cu</b> 29 1,90 měď	<b>Zn</b> 30 1,65 zinek	<b>Ga</b> 31 1,81 galium	<b>Ge</b> 32 2,01 germanium	<b>As</b> 33 2,18 arsen	<b>Se</b> 34 2,55 selen	<b>Br</b> 35 2,96 brom	<b>Kr</b> 36 3,00 krypton				
5	<b>Rb</b> 37 0,82 rubidium	<b>Sr</b> 38 0,95 stroncium	<b>Y</b> 39 1,22 yttrium	<b>Zr</b> 40 1,33 zirkonium	<b>Nb</b> 41 1,60 niob	<b>Mo</b> 42 2,16 molybden	<b>Tc</b> 43 1,90 technecium	<b>Ru</b> 44 2,20 ruthenium	<b>Rh</b> 45 2,28 rhodium	<b>Pd</b> 46 2,20 paladium	<b>Ag</b> 47 1,93 stříbro	<b>Cd</b> 48 1,69 kadmium	<b>In</b> 49 1,78 indium	<b>Sn</b> 50 1,96 cin	<b>Sb</b> 51 2,05 antimon	<b>Te</b> 52 2,10 tellur	<b>I</b> 53 2,66 jod	<b>Xe</b> 54 2,60 xenon				
6	<b>Cs</b> 55 0,79 cesium	<b>Ba</b> 56 0,89 baryum	<b>La</b> 57 1,10 lanthan	<b>Hf</b> 72 1,30 hafnium	<b>Ta</b> 73 1,50 tantal	<b>W</b> 74 2,36 wolfram	<b>Re</b> 75 1,90 rhenium	<b>Os</b> 76 2,20 osmium	<b>Ir</b> 77 2,20 iridium	<b>Pt</b> 78 2,28 platina	<b>Au</b> 79 2,54 zlato	<b>Hg</b> 80 2,00 rtuť	<b>Tl</b> 81 1,62 thallium	<b>Pb</b> 82 2,33 olovo	<b>Bi</b> 83 2,02 bismut	<b>Po</b> 84 2,00 polonium	<b>At</b> 85 2,20 astat	<b>Rn</b> 86 radon				
7	<b>Fr</b> 87 0,70 francium	<b>Ra</b> 88 0,90 radium	<b>Ac</b> 89 1,10 aktinium	<b>Rf</b> 104 rutherfordium	<b>Db</b> 105 dubnium	<b>Sg</b> 106 seaborgium	<b>Bh</b> 107 bohrium	<b>Hs</b> 108 hassium	<b>Mt</b> 109 meitnerium	<b>Ds</b> 110 darmstadtium	<b>Rg</b> 111 roentgenium	<b>Cn</b> 112 roentgenium	<b>Fl</b> 114 flerovium	<b>Lv</b> 116 livermorium								



6	<b>Lanthanoidy</b>	<b>Ce</b> 58 1,12 cer	<b>Pr</b> 59 1,13 praseodym	<b>Nd</b> 60 1,14 neodym	<b>Pm</b> 61 1,13 promethium	<b>Sm</b> 62 1,17 samarium	<b>Eu</b> 63 1,20 europium	<b>Gd</b> 64 1,20 gadolinium	<b>Tb</b> 65 1,20 terbium	<b>Dy</b> 66 1,22 dysprosium	<b>Ho</b> 67 1,23 holmium	<b>Er</b> 68 1,24 erbio	<b>Tm</b> 69 1,25 thulium	<b>Yb</b> 70 1,10 ytterbium	<b>Lu</b> 71 1,27 lutecium
7	<b>Aktinoidy</b>	<b>Th</b> 90 1,30 thorium	<b>Pa</b> 91 1,50 protaktinium	<b>U</b> 92 1,38 uran	<b>Np</b> 93 1,36 neptunium	<b>Pu</b> 94 1,28 plutonium	<b>Am</b> 95 1,30 americium	<b>Cm</b> 96 1,30 curium	<b>Bk</b> 97 1,30 berkelium	<b>Cf</b> 98 1,30 kalifornium	<b>Es</b> 99 1,30 einsteinium	<b>Fm</b> 100 1,30 fermium	<b>Md</b> 101 1,30 mendelevium	<b>No</b> 102 1,30 nobelium	<b>Lr</b> 103 lawrencium

### 3.3 Oxidační číslo

Oxidační číslo prvku je jedním z klíčových pojmů, na nichž je vybudováno současné názvosloví anorganické chemie. Tento pojem umožňuje přesné vyjádření chemických vlastností prvků a jejich sloučenin, což má zásadní význam nejen pro chemické výpočty, ale také pro porozumění chemickým reakcím na základní i pokročilé úrovni.



Obrázek 1 Kyslík

**Oxidační číslo** prvku v určitém chemickém stavu je formální elektrický náboj, který by byl přítomen na atomu prvku, kdyby elektrony v každé vazbě z tohoto atomu vycházející náležely elektronegativnějšímu partneru. Tato definice zahrnuje koncept elektronegativity, tedy schopnosti atomu přitahovat elektrony, což je zásadní vlastnost pro pochopení chování prvků v chemických vazbách.

Oxidační číslo je základní, ale zároveň formální koncept, který významně usnadňuje práci s chemickými látkami. Přestože jeho přesnost v některých případech (např. u prvků s blízkou elektronegativitou) není absolutní, je jeho využití nepostradatelné jak při určování struktury sloučenin, tak při popisu chemických reakcí. Pochopení pravidel a schopnost správně určovat oxidační čísla je klíčem k efektivní práci s anorganickými látkami a názvoslovím.

### 3.3.1 Pravidla pro určování oxidačních čísel

1. **Základní stav prvků:** Atomy v základním stavu (např. Fe, Cu) nebo ve stejnojaderných molekulách ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{P}_4$ ) mají oxidační číslo rovno **nule**. Tato vlastnost odpovídá situaci, kdy není atom vázán na jiný atom, nebo elektrony sdílí rovnoměrně.
2. **Součet oxidačních čísel v molekulách:** V neutrálních molekulách je součet oxidačních čísel všech prvků vynásobených počtem jejich atomů vždy **roven nule**.
3. Oxidační číslo v iontech: Součet oxidačních čísel atomů v iontu odpovídá jeho náboji. Například ion  $\text{SO}_4^{2-}$  má součet oxidačních čísel roven  $-2$ .
4. **Oxidační číslo vodíku:** Ve většině sloučenin má vodík oxidační **číslo I**, například v molekulách  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$ . Výjimkou jsou hydridy kovů a hydridosloučeniny (např.  $\text{NaH}$ ), kde má vodík *oxidační číslo  $-I$* .
5. **Oxidační číslo kyslíku:** Kyslík má obvykle oxidační **číslo  $-II$** , což platí pro většinu oxosloučenin (např.  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ).

Výjimkou jsou:

- a. Peroxidy (např.  $\text{H}_2\text{O}_2$ ), kde má *oxidační číslo  $-I$* .
  - b. Sloučeniny s fluorem, kde kyslík může mít *oxidační číslo  $+II$*  (např.  $\text{OF}_2$ ).
6. **Oxidační číslo fluoru:** Fluor má vždy **oxidační číslo  $-I$** , což vyplývá z jeho nejvyšší elektronegativity mezi všemi prvky.
  7. **Kovy:** Kovy mají ve sloučeninách obvykle **pouze kladná oxidační čísla**. Například sodík v  $\text{NaCl}$  má oxidační číslo  $+I$ , zatímco zinek v  $\text{ZnCl}_2$  má  $+II$ . Některé kovy mohou vykazovat více oxidačních stavů, například železo může mít oxidační čísla  $+II$  (v  $\text{FeCl}_2$ ) a  $+III$  (v  $\text{FeCl}_3$ ).
  8. **Maximální kladné oxidační číslo:** Maximální hodnota kladného oxidačního čísla prvku nemůže být vyšší než číslo skupiny v periodické soustavě prvků, s výjimkou některých přechodných kovů, jako jsou měď, stříbro nebo zlato.

### 3.3.2 Praktické příklady určování oxidačních čísel

1. Oxidační číslo prvků v molekule H<sub>2</sub>O:

Vodík má oxidační číslo +I, kyslík -II.

Součet:  $2 \cdot (+I) + 1 \cdot (-II) = 0$ .

2. Ion SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>:

Oxidační číslo síry je +VI, kyslík má -II.

Součet:  $+VI + 4 \cdot (-II) = -2$ .

3. Komplexní sloučenina [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>:

Oxidační číslo železa: +III.

Součet:  $+III + 6 \cdot (-I) = -3$ .

### 3.3.3 Vyjádření oxidačních čísel

Pro zápis oxidačních čísel používáme v chemii **římské číslice**. Například:

- Oxidační číslo železa ve FeCl<sub>3</sub> je zapisováno jako železo(III).

- Záporná oxidační čísla se značí znaménkem mínus, například Cl<sup>-1</sup> ve HCl.

V českém názvosloví se kladná oxidační čísla vyjadřují pomocí specifických zakončení:

- +I: koncovka „-ný“ (např. železný).

- +II: koncovka „-natý“.

- +III: koncovka „-itý“.

Specifika některých sloučenin

V některých binárních a pseudobinárních sloučeninách, jako jsou boridy, karbidy nebo silicidy, se používá k označení záporných oxidačních čísel zakončení **-id**.

V těchto případech:

- Elektropozitivní složka je uvedena v genitivu (2. pád, např. karbid železa).

- Počet atomů prvku je vyjádřen číslovkovou předponou (např. disulfid).

Tabulka 4 Zakončení pro kladná oxidační čísla prvků ve sloučeninách

Hodnota oxidačního čísla prvku	Zakončení přídavného jména binární a pseudobinární sloučeniny	Zakončení přídavného jména oxokyseliny a jejího aniontu	Zakončení podstatného jména oxosoli
I	-ný	-ná, -nanový	-nan
II	-natý	-natá, -natanový	-natan
III	-itý	-itá, -itanový	-itan
IV	-ičitý	-ičitá, -ičitanový	-ičitan
V	-ičný	-ičná, -ičnanový	-ičnan
VI	-ečný	-ečná, -ečnanový	-ečnan
VII	-ový	-ová, -anový	-an
VIII	-istý	-istá, -istanový	-istan
IX	-ičelý	-ičelá, -ičelanový	-ičelan

**Arabské číslice** se znaménkem plus nebo minus jinak slouží k vyjádření nábojů iontů, např.:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ .

### 3.4 Názvy iontů

#### Kationty

Jednoatomové kationty mají názvy tvořené od názvu prvku se zakončením používaným u oxidačních čísel, např.:

$\text{K}^+$  → kation draselný

$\text{Ga}^{3+}$  → kation gallitý

$\text{Ca}^{2+}$  → kation vápenatý

$\text{Ce}^{4+}$  → kation ceričitý

Víceatomové kationty, které jsou odvozeny adicí protonů, mají zakončení *-onium* nebo *-ium*, např.:

$\text{PH}_4^+$  → fosfonium

$\text{N}_2\text{H}_5^+$  → hydrazinium

$\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$  oxonium

$\text{NH}_4^+ \rightarrow$  amonium

Pouze amonium a jeho deriváty mají v podvojných názvech sloučenin zakončení *-ný*, ostatní jsou vždy v genitivu:

$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$  chlorid amonný

$(\text{N}_2\text{H}_5)\text{Cl} \rightarrow$  chlorid hydrazinia

$[\text{N}(\text{CH}_3)_4]\text{Br} \rightarrow$  bromid tetramethylamonný

$(\text{H}_3\text{O})\text{ClO}_4 \rightarrow$  chloristan oxonia

Pro víceatomové kationty, které jsou odvozeny z jednoatomových kationtů adicí jiných iontů nebo neutrálních molekul, se používá názvosloví koordinačních sloučenin.

## **Anionty**

Jednoatomové anionty mají zakončení *-id*:

$\text{H}^- \rightarrow$  hydridový

$\text{O}^{2-} \rightarrow$  oxidový

$\text{N}^{3-} \rightarrow$  nitridový

$\text{S}^{2-} \rightarrow$  sulfidový

$\text{Cl}^- \rightarrow$  chloridový

$\text{F}^- \rightarrow$  fluoridový

$\text{I}^- \rightarrow$  jodidový

Zakončení *-id* mají také některé víceatomové anionty:

$\text{OH}^- \rightarrow$  hydroxidový

$\text{O}_2^{2-} \rightarrow$  peroxidový

$\text{NH}_2^- \rightarrow$  amidový

$\text{CN}^- \rightarrow$  kyanidový

$\text{SCN}^- \rightarrow$  thiokyanatanový (rhodanidový)

Víceatomové anionty odvozené od kyslíkatých kyselin mají zakončení podle oxidačního čísla centrálního atomu:

$\text{NO}_2^- \rightarrow$  dusitanový

$\text{PO}_4^{3-} \rightarrow$  fosforečnanový

$\text{SO}_4^{2-} \rightarrow$  síranový

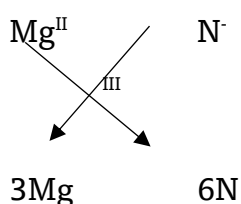
$\text{ClO}_3^- \rightarrow$  chlorečnanový

$\text{CO}_3^{2-} \rightarrow$  uhličitanový

### 3.5 Názvosloví binárních a pseudobinárních sloučenin

Tyto binární prvky jsou tvořeny podstatným jménem, odvozeným od prvku se záporným oxidačním číslem připojením koncovky -id, a přídavným jménem, jehož koncovka vyjadřuje kladné oxidační číslo druhého prvku. Příklady  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .

Příklad 1: Odvoďte vzorec nitridu hořečnatého.



Vzorec je  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .

Stejným způsobem jako názvy dvouprvkových sloučenin tvoříme i názvy tzv. pseudobinárních sloučenin. Jedná se o látky, kde ve funkci prvku se záporným oxidačním číslem vystupuje víceatomová skupina. Patří sem hydroxidy, kyanidy, peroxidy atd., obsahují atomy tří a více prvků.

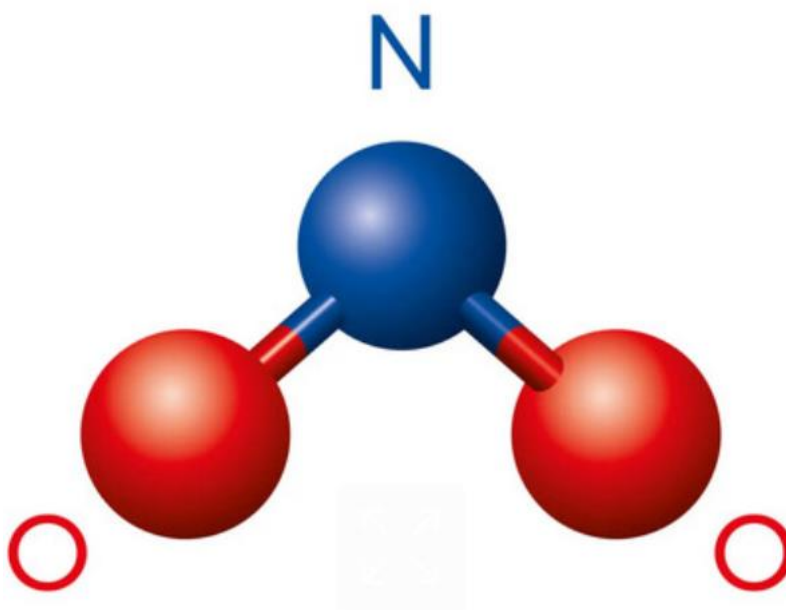
Hydroxidy jsou tříprvkové sloučeniny (aniontová skupina OH<sup>-</sup>). Vzniká odtržením jednoho atomu z molekuly vody. Proto oxidační číslo -I. Maximální oxidační číslo třetího prvku je IV<sup>-I</sup>.

Tabulka 5 Binární a pseudobinární sloučeniny

Prvek (atomová skupina)	Oxidační číslo	Název sloučeniny
O	-II	oxid
(OH)	-I	hydroxid
(O <sub>2</sub> )	-II	peroxid
S	-II	sulfid
(HS)	-I	hydrogensulfid
N	-III	nitrid
P	-III	fosfid
C	-IV	karbid
(C <sub>2</sub> )	-II	dikarbid (acetylid)
(CN)	-I	kyanid
Si	-IV	silicid

### 3.6 Názvosloví oxidů

Sloučení dvou prvků vzniknou sloučeniny, které se nazývají binární (dvouprvkové). Název každého oxidu se skládá podle obecného principu z



Obrázek 2 Oxid dusičitý

podstatného jména oxid a přídavného jména s valenční příponou. Kyslík má v oxidech vždy oxidační číslo -II, oxidační číslo elektropozitivní složky určuje valenční příponu.

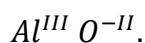
Tabulka 6 Přípony pro oxidy

Oxidační stupeň prvku (M)	Obecný vzorec oxidu	Přípona přídavného jména
I	$M_2O$	-ný
II	$MO$	-natý
III	$M_2O_3$	-itý
IV	$MO_2$	-ičitý
V	$M_2O_5$	-ečný, -ičný
VI	$MO_3$	-ový
VII	$M_2O_7$	-istý
VIII	$MO_4$	-ičelý

Chceme-li odvodit vzorec oxidu, jehož název známe, můžeme se řídit podle valenční přípony oxidu a zařadit daný oxid do obecného vzorce v tabulce výše. Vzorec lze také odvodit například takto:

1) Podle valenční přípony přídavného jména určíme oxidační číslo kationtu např. -itý pro oxidační číslo III).

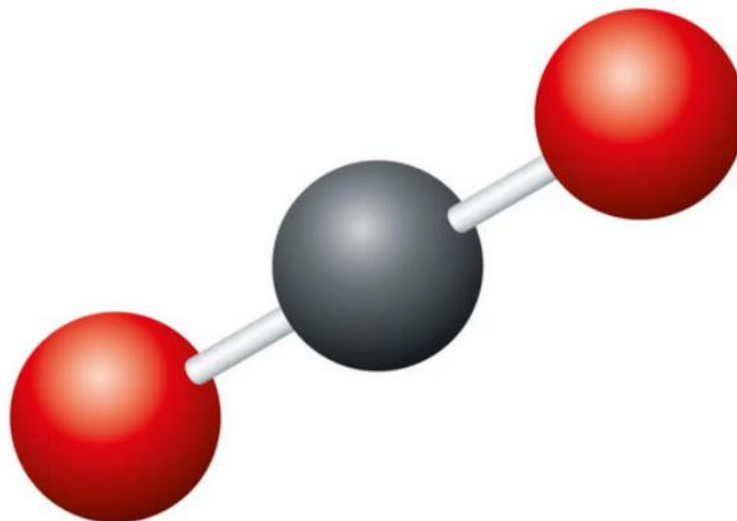
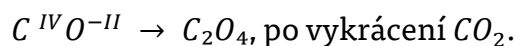
2) Napíšeme vedle sebe symbol prvku a kyslíku a označíme oxidační čísla:



3) Počet atomů ve vzorci odpovídá oxidačnímu stupni druhého prvku a naopak. Vzorec oxidu hlinitého je tedy



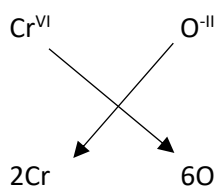
Pro lichá oxidační čísla platí výše uvedený postup, pro sudá oxidační čísla se získané stechiometrické faktory krátí dvěma, např. u oxidu uhličitého,



Obrázek 3 Oxid uhličitý  $CO_2$

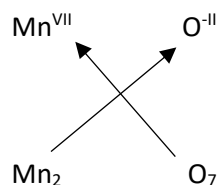
Příklad 1: Odvoďte vzorec oxidu chromového.

Napíšeme chemické značky obou prvků a z názvu určíme jejich oxidační čísla. Poměr atomů v molekule upravíme na základě pravidla, že součet oxidačních čísel prvků, násobených příslušnými stechiometrickým koeficientem, se musí rovnat nule, tzv. křížové pravidlo.



Vzorec sloučeniny je  $CrO_3$ .

Příklad 3: Křížové pravidlo používáme i v opačném postupu, tj. odvození názvu sloučeniny z jejího vzorce (z poměru atomů určíme oxidační čísla)



Název sloučeniny je tedy oxid manganistý.

číslo druhého prvku.

### Úlohy k řešení:

1. Napište vzorce těchto binárních a pseudobinárních sloučenin: fluorid hlinitý, bromid olovnatý, jodid stříbrný, chlorid lithný, hydrogensulfid draselný, sulfid bismutitý, nitrid železitý, nitrid dikarbid (acetylid) vápenatý, oxid selenový, peroxid olovnatý, fosfan.
2. Pojmenujte následující binární a pseudobinární sloučeniny:  $\text{SnH}_4$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NaI}$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{Ca}(\text{HS})_2$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{GeS}_2$ ,  $\text{AlN}$ .

### 3.7 Binární sloučeniny s vodíkem, bezkyslíkaté kyseliny

V anorganické chemii existují některé specifické sloučeniny, pro jejichž pojmenování používáme jednoslovné nebo specifické názvy. Tyto sloučeniny lze rozdělit do několika skupin. V binárních sloučeninách může mít vodík z důvodu svého výjimečného postavení v periodické soustavě oxidační číslo  $-I$  i  $I$ . V názvosloví binárních vodíkatých sloučenin existuje proto celá řada odchylek od uvedených pravidel. Rozlišujeme celkem 4 případy:

- a) Binární sloučeniny prvků I. a II. skupiny periodické soustavy (iontové hydridy) mají pravidelné dvousložkové názvy, např.:  $\text{NaH}$  hydrid sodný,  $\text{CaH}_2$  hydrid vápenatý atd.
- b) Názvy binárních sloučenin vodíku s prvky III. – VI. skupiny jsou jednoslovné. Název se tvoří od mezinárodního názvu příslušného prvku připojením koncovky – an, např.:  $\text{SiH}_4$  silan,  $\text{PH}_3$  fosfan,  $\text{H}_2\text{S}$  sulfan atd.

c) Názvy binárních sloučenin vodíku s prvky VII. skupiny jsou opět jednoslovné. K názvu prvku se připojí zakončení -o, za nímž následuje slovo vodík, např.: HF fluorovodík, HCl chlorovodík atd. Stejným způsobem se tvoří i název pseudobinárních sloučenin HCN kyanovodík.

d) U některých binárních sloučenin vodíku se používají pouze triviální názvy, např. H<sub>2</sub>O voda, NH<sub>3</sub> amoniak, CH<sub>4</sub> methan.

### **Binární sloučeniny vodíku s nekovy**

Binární sloučeniny vodíku a nekovových prvků jsou pojmenovány podle následujícího principu. Na prvním místě se uvádí název elektronegativnějšího prvku nebo atomové skupiny s koncovkou -o a připojuje se slovo **-vodík**.

Příklady:

HF → fluorovodík

H<sub>2</sub>S → sirovodík

HCN → kyanovodík

Chová-li se příslušná látka jako kyselina, je třeba připojit koncovku -ová, např.:

HF → kyselina fluorovodíková

HCN → kyselina kyanovodíková

### **Binární sloučeniny vodíku s prvky 3., 4., 5. a 6. hlavní podskupiny periodického systému:**

Název se tvoří připojením zakončení -an ke kmenu nebo části kmene latinského názvu prvku.

Příklady:

AlH<sub>3</sub> → alan

SiH<sub>4</sub> → silan

PH<sub>3</sub> → fosfan

$\text{H}_2\text{S} \rightarrow$  sulfan

$\text{H}_2\text{Se} \rightarrow$  selan

$\text{H}_2\text{Te} \rightarrow$  tellan

Tabulka 7 Binární sloučeniny vodíku s prvky 3., 4., 5. a 6. hlavní podskupiny periodického systému

Skupina	III.	IV.	V.	VI.	VII.
	$\text{BH}_3$ boran	$\text{CH}_4$ methan	$\text{NH}_3$ amoniak	$\text{H}_2\text{O}$ voda	$\text{HF}$ fluorovodík
	$\text{AlH}_3$ alan	$\text{SiH}_4$ silan	$\text{PH}_3$ fosfan	$\text{H}_2\text{S}$ sulfan	$\text{HCl}$ chlorovodík
	$\text{GaH}_3$ german	$\text{GeH}_4$ german	$\text{AsH}_3$ arsan	$\text{H}_2\text{Se}$ selan	$\text{HBr}$ bromovodík
	$\text{InH}_3$ stannan	$\text{SnH}_4$ stannan	$\text{SbH}_3$ stiban	$\text{H}_2\text{Te}$ tellan	$\text{HI}$ jodovodík
	$\text{TlH}_3$ plumban	$\text{PbH}_4$ plumban	$\text{BiH}_3$ bismutan	$\text{H}_2\text{Po}$ polan	$\text{HAt}$ astatovodík

Pozn.: Ve sloučeninách s nekovy má vodík oxidační číslo I.

### Sloučeniny považované za deriváty binárních sloučenin vodíku:

K upřesnění substituce používáme číslovkové předpony. V některých případech můžeme použít též název podvojný.

Příklady:

$\text{SiH}_2\text{Cl}_2 \rightarrow$  dichlorsilan

$\text{P}_2\text{I}_4 \rightarrow$  tetrajoddifosfan

$\text{S}_2\text{Cl}_2 \rightarrow$  dichlordisulfan

### Podvojně sloučeniny vodíku s elektro pozitivnějšími prvky (I. a II. hlavní podskupiny):

Používáme víceslovné názvy. Tvoří se z podstatného jména hydrid a přídavného jména ukončeného valenční příponou charakterizující příslušný kov.

Příklady:

NaH → hydrid sodný

CaH<sub>2</sub> → hydrid vápenatý

### Úlohy k řešení

1. Určete oxidační čísla prvků v těchto binárních a pseudobinárních sloučeninách: LiH, BaS, Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>, NiF<sub>2</sub>, KCN, Fe(OH)<sub>2</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>.
2. Určete oxidační číslo kyselinotvorného prvku v těchto oxokyselinách: H<sub>2</sub>SeO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HClO<sub>2</sub>.
3. Určete oxidační čísla všech prvků v těchto solích oxokyselin: KClO<sub>3</sub>, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Li<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.
4. Určete oxidační čísla prvků v těchto iontech: [SiF<sub>6</sub>]<sup>2-</sup>, VO<sub>3</sub><sup>-</sup>, HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>.
5. Určete oxidační číslo manganu v těchto sloučeninách: MnS, MnO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>, KMnO<sub>4</sub>.

### 3.8 Soli bezkyslíkatých kyselin

Soli bezkyslíkatých kyselin jsou anorganické sloučeniny odvozené od kyselin, které neobsahují kyslík. Typickými příklady jsou halogenidy (soli halogenovodíkových kyselin) a sulfidy (soli kyseliny sirovodíkové). Při tvorbě názvů a vzorců těchto sloučenin postupujeme podle následujících pravidel:

#### Odvozování vzorců solí

Vzorce solí lze odvodit náhradou kationtu vodíku v molekule kyseliny odpovídajícím kationtem (jednoatomovým nebo víceatomovým). Oxidační číslo kationtu i aniontu musí být vzájemně vyrovnané, aby výsledná molekula byla elektroneutrální.

#### Obecný postup:

1. Zapište vzorec kyseliny.
2. Nahraďte atom vodíku vhodným kationtem podle pravidel valence.

3. Ujistěte se, že celkový náboj molekuly je neutrální, případně upravte počet jednotlivých částic.

**Příklad:**

**Kyselina chlorovodíková (HCl):** Náhrada vodíku kationtem sodíku ( $\text{Na}^+$ ) dává **NaCl** (chlorid sodný).

**Kyselina sirovodíková (H<sub>2</sub>S):** Náhrada obou atomů vodíku kationty draslíku ( $\text{K}^+$ ) dává **K<sub>2</sub>S** (sulfid draselný).

**Názvosloví halogenidů**

Halogenidy jsou soli halogenovodíkových kyselin (HF, HCl, HBr, HI). Název halogenidu se skládá z podstatného jména, které vyjadřuje halogenidový anion, a přídavného jména, které odpovídá kationtu.

**Příklady:**

**NH<sub>4</sub>Cl** → chlorid amonný

**BaF<sub>2</sub>** → fluorid barnatý

**PBr<sub>3</sub>** → bromid fosforitý

**CCl<sub>4</sub>** → chlorid uhličitý

**Názvosloví sulfidů**

Sulfidy jsou soli kyseliny sirovodíkové (H<sub>2</sub>S). Oxidační číslo síry v sulfidech je vždy - II. Názvosloví je podobné halogenidům, kde název aniontu vyjadřuje síru a přídavné jméno charakterizuje kation.

**Příklady:**

**K<sub>2</sub>S** → sulfid draselný

**BaS** → sulfid barnatý

**As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>** → sulfid arsenitý

**WS<sub>3</sub>** → sulfid wolframový

### **Další soli bezkyslíkatých kyselin**

Kromě halogenidů a sulfidů lze pojmenovávat i další typy solí, například kyanidy (soli kyseliny kyanovodíkové), thiokyanidy (soli kyseliny thiokyanovodíkové) nebo fosfidy (soli kyseliny fosfidové).

#### **Příklady:**

**KCN** → kyanid draselný

**Fe(SCN)<sub>3</sub>** → thiokyanatan železitý

**Ca<sub>3</sub>P<sub>2</sub>** → fosfid vápenatý

#### **Obecný postup odvozování názvu soli**

1. Určete anion kyseliny, od které je sůl odvozena (např. chlorid, sulfid, kyanid).
2. Identifikujte kation soli a jeho oxidační číslo.
3. Sestavte název kombinací podstatného a přídavného jména:
  - Podstatné jméno → vyjadřuje anion.
  - Přídavné jméno → charakterizuje kation podle jeho oxidačního čísla.

#### **Příklad:**

Ca(HS)<sub>2</sub>:

Anion: hydrogen-sulfid

Kation: vápenatý (oxidační číslo II)

Název: hydrogen-sulfid vápenatý

#### **Zvláštní typy solí**

Některé soli obsahují specifické anionty, které si zaslouží zvláštní pozornost:

**Peroxidy (O<sub>2</sub><sup>2-</sup>):** Peroxid vodíku dává soli jako **BaO<sub>2</sub>** (peroxid barnatý).

**Hyperoxidy ( $O_2^-$ ):**  $KO_2$  (hyperoxid draselný).

**Polysulfidy ( $S_x^{2-}$ ):**  $Na_2S_4$  (tetrasulfid sodný).

### 3.9 Oxokyseliny

#### Obecné pravidlo pojmenování oxokyselin

Názvy oxokyselin se skládají z podstatného jména kyselinaa přídavného jména, jehož koncovka vyjadřuje oxidační číslo centrálního atomu.

#### Odvození vzorce oxokyseliny

Vzorec oxokyseliny lze odvodit formální adicí molekuly vody k oxidu odpovídajícího prvku. Příklad:- Oxid:  $CO_2$  Přičteme molekulu vody:  $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$  Výsledek: kyselina uhličitá.- Oxid:  $P_2O_5$  Přičteme molekulu vody:  $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 HPO_3$  Výsledek: kyselina fosforečná.

Tabulka 8 Tabulka běžných oxokyselin

Oxidační číslo centrálního atomu	Koncovka přídavného jména	Obecný vzorec oxokyseliny
I	-ná	$HMO$
II	-natá	$H_2MO_2$
III	-itá	$HMO_2$
IV	-ičitá	$H_2MO_3$
V	-ičná, -ečná	$HMO_3$
VI	-ová	$H_2MO_4$
VII	-istá	$HMO_4$
VIII	-ičelá	$H_2MO_5$

#### Příklady názvosloví oxokyselin

##### Oxidační číslo V:

$HNO_3 \rightarrow$  kyselina dusičná

$H_2SO_4 \rightarrow$  kyselina sírová

$H_3PO_4 \rightarrow$  kyselina fosforečná

##### Oxidační číslo IV:

$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$  kyselina uhličitá

$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$  kyselina křemičitá

### **Oxidační číslo VI:**

$\text{H}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$  kyselina chromová

$\text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow$  kyselina selenová

### **Více typů kyselin od téhož prvku**

Některé prvky tvoří více oxokyselin v závislosti na stupni hydratace. Moderní názvosloví využívá předpony hydrogen – s řeckými číslovkovými předponami, které vyjadřují počet odštěpitelných atomů vodíku.

#### **Příklad:**

$\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HBO}_2$  kyselina hydrogenboritá.

$\text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{BO}_3$  kyselina trihydrogenboritá.

#### **Složitější oxokyseliny**

Molekuly s více atomy centrálního prvku jsou označovány jako izopolykyseliny. Počet atomů centrálního prvku a odštěpitelných atomů vodíku je v názvu označen řeckými předponami.

#### **Příklady:**

$\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5 \rightarrow$  kyselina dikřemičitá

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \rightarrow$  kyselina difosforečná

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 \rightarrow$  kyselina disírová

#### **Odvozování názvu oxokyseliny z jejího vzorce**

Pro odvození názvu oxokyseliny postupujeme takto:

1. Určíme oxidační číslo centrálního atomu.
2. Spočítáme počet atomů kyslíku a vodíku ve vzorci.

3. Podle oxidačního čísla přiřadíme správnou koncovku.

Příklad:

Vzorec:  $H_4I_2O_9$

Rovnice:  $4 \times (+1) + 2 \times m + 9 \times (-2) = 0$

Výpočet:  $m = 7$

Název: kyselina diiodistá.

### **Odvozování vzorce z názvu oxokyseliny**

Pro opačný postup (odvození vzorce z názvu): 1. Určíme centrální prvek a jeho oxidační číslo z názvu. 2. Přidáme počet atomů kyslíku odpovídající příslušnému oxidačnímu číslu. 3. Počet atomů vodíku určíme podle sytnosti kyseliny.

Příklad:

Název: kyselina tetrahydrogendifosforečná

Analýza: 4 atomy vodíku, 2 atomy fosforu v oxidačním čísle V.

Výpočet:  $P_2O_5 + 2 H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$

Výsledek:  $H_4P_2O_7$ .

## **3.10 Soli oxokyselin**

### **Obecné pravidlo tvorby solí oxokyselin**

Soli oxokyselin se odvozují náhradou odštěpitelných atomů vodíku v molekule kyseliny příslušným kationtem (jednoatomovým nebo víceatomovým). Název soli se skládá z: - Podstatného jména vyjadřujícího anion kyseliny s koncovkou *-an-*. - Přídavného jména charakterizujícího kation soli.

V názvech oxosolí je možno vyznačit počet atomů kovů řeckou předponou (di-, tri-, tetra-...) a počet zbytků kyseliny násobnou číslovkou předponou bis-, tris-. Tyto předpony se používají pouze v nezbytně nutných případech, když je nutné odlišit různé typy solí.

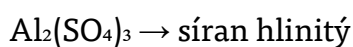
Tabulka 9 Tabulka příkladů názvů solí oxokyselin

Kyselina	Sůl
Kyselina chlorná	chlornan
Kyselina sírová	síran
Kyselina fosforečná	fosforečnan
Kyselina uhličitá	uhličitan
Kyselina dusitá	dusitan

### Příklady tvorby názvů solí

Název soli se odvozuje z názvu kyseliny, od které je sůl odvozena, a přídavného jména charakterizujícího kation.

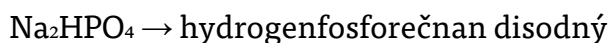
Příklady:



### Vícesytné kyseliny a jejich soli

Vícesytné kyseliny postupnou náhradou odštěpitelných atomů vodíku tvoří řadu solí, které mohou obsahovat nesubstituované atomy vodíku. V názvech těchto solí označujeme nesubstituované atomy vodíku předponou hydrogen- s odpovídající číslovkovou předponou.

Příklady:



### Odvozování názvu soli z jejího vzorce

Při určování názvu soli z jejího vzorce:

1. Určíme anion kyseliny, od které je sůl odvozena.
2. Identifikujeme kation soli a jeho oxidační číslo.
3. Sestavíme název kombinací podstatného jména (anion) a přídavného jména (kation).

Příklad:  $Ba(ClO_4)_2$

Anion: chloristan

Kation: barnatý (oxidační číslo II)

Název: chloristan barnatý.

### Zvláštní typy solí

Některé soli obsahují specifické anionty nebo více typů iontů. Tyto soli mohou být označeny následujícími názvy:

Peroxidy (např.  $BaO_2 \rightarrow$  peroxid barnatý)

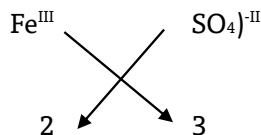
Hyperoxidy (např.  $KO_2 \rightarrow$  hyperoxid draselný)

Polysulfidy (např.  $Na_2S_4 \rightarrow$  tetrasulfid sodný).

### Příklady na odvozování vzorce oxosoli z jejího názvu a naopak

Příklad 1: Odvodte vzorec síranu železitého.

Výchozí kyselinou je kyselina sírová  $H_2SO_4$ . Zbytek kyseliny je  $(SO_4)^{2-}$ , oxidační číslo železa je III (železitý). Obě části napíšeme vedle sebe a použijeme křížové pravidlo:



Výsledek pro síran železitý:

Výsledný vzorec je tedy  $Fe_2(SO_4)_3$ .

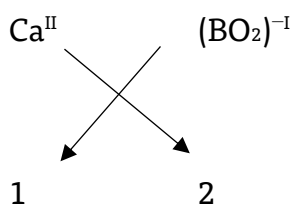
Příklad 2: Odvoďte vzorec boritanu trivápenatého.

Možné výchozí kyseliny jsou dvě:

- hydrogenboritá  $\text{HBO}_2$ , zbytek kyseliny je  $(\text{BO}_2)^{-1}$
- trihydrogenboritá  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , zbytek kyseliny je  $(\text{BO}_3)^{-3}$

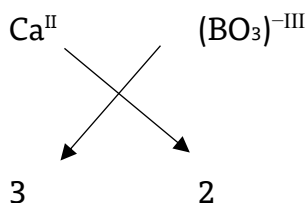
Oxidační číslo vápníku je II (vápenatý).

V prvním případě dostaneme vzorec boritanu vápenatého:



Po aplikaci křížového pravidla:  $\text{Ca}^{\text{II}}(\text{BO}_2)^{-1}$  boritan vápenatý  $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$

V druhém případě dostaneme vzorec:



Po aplikaci křížového pravidla:  **$\text{Ca}_3(\text{BO}_3)_2$**

## 4 LÁTKOVÉ MNOŽSTVÍ, AVOGADROVA KONSTANTA A MOLÁRNÍ VLIČINY

### 4.1 Látkové množství a Avogadrova konstanta

**Látkové množství ( $n$ )** je základní veličina v chemii, která udává počet molů částic (atomů, molekul, iontů, elektronů apod.) v látce. Základní jednotka je **mol**.

1 mol látky obsahuje vždy stejný počet částic, což je vyjádřeno **Avogadrovou konstantou ( $N_A$ )**:

$$N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Látkové množství lze vypočítat z různých veličin:

**Z hmotnosti**  $n = \frac{m}{M}$

kde:

$n$ : látkové množství (mol),

$m$ : hmotnost látky (g),

$M$ : molární hmotnost ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

**Z počtu částic**  $n = \frac{N}{N_A}$

kde:

$N$ : počet částic,

$N_A$ : Avogadrova konstanta ( $6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )

Ze vztahu látkové množství a objem plynu

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

kde:

$V$ : objem plynu ( $\text{dm}^3$ ),

$V_m$ : molární objem ( $\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

## 4.2 Molární veličiny

Molární veličiny vyjadřují vlastnosti látek vztažené na jednu mol látky. Používají se pro zjednodušení chemických a fyzikálních výpočtů a umožňují snadné porovnání různých látek nezávisle na jejich množství.

*Molární hmotnost ( $M$ ):* hmotnost jednoho molu látky, jednotka  $g \cdot mol^{-1}$ .

*Molární objem ( $V_m$ ):* objem jednoho molu látky, jednotka  $m^3 \cdot mol^{-1}$  nebo  $dm^3 \cdot mol^{-1}$

*Molární koncentrace ( $c$ ):* látkové množství na jednotku objemu, jednotka  $\frac{mol}{dm^{-3}}$

### Molární hmotnost

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

kde:

$M$ : molární hmotnost ( $g \cdot mol^{-1}$ )

$m$ : hmotnost látky ( $g$ )

$n$ : látkové množství ( $mol$ )

### Molární objem

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

kde:

$V_m$ : molární objem ( $dm^3 \cdot mol^{-1}$ )

$V$ : objem ( $dm^3$ )

$n$ : látkové množství ( $mol$ )

### Molární koncentrace

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

kde

$c$ : molární koncentrace ( $mol$ )

$n$ : látkové množství ( $mol$ )

$V$ : objem roztoku ( $dm^3$ )

### Normální molární objem

Za normálních podmínek  $p_0 = 101,325 \text{ kPa}$  a  $T_0 = 273 \text{ K}$  má molární objem ideálního plynu hodnotu

$$V_{m,0} = 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

Příklad 1: Výpočet molární hmotnosti

Kolik je molární hmotnost kyseliny sírové ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )?

Molární hmotnost se vypočte součtem relativních atomových hmotností:

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 2 \cdot M(\text{H}) + 1 \cdot M(\text{S}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 1,01 + 32,07 + 4 \cdot 16,00 \\ &= 98,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Příklad 2: Výpočet molární koncentrace

Roztok obsahuje 5 g chloridu sodného ( $\text{NaCl}$ ) v 500 ml vody. Jaká je molární koncentrace?

1. Molární hmotnost  $\text{NaCl}$ :

$$M(\text{NaCl}) = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

2. Látkové množství:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5}{58,44} \approx 0,0856 \text{ mol}.$$

3. Objem roztoku v litrech:

$$V = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l}.$$

4. Molární koncentrace:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,0856}{0,5} = 0,171 \text{ mol/l}.$$

Příklad 3: Výpočet z hmotnosti

Kolik molů je obsaženo v 10 g oxidu uhličitého ?

1. Molární hmotnost  $\text{CO}_2$

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{O}) = 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Látkové množství:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10}{44,01} \approx 0,227 \text{ mol.}$$

Příklad 4: Výpočet z počtu částic

Kolik molů je obsaženo v  $1,2 \cdot 10^{24}$  molekul vody?

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,2 \cdot 10^{24}}{6,022 \cdot 10^{23}} \approx 1,99 \text{ mol}$$

Příklad 5: Výpočet z objemu plynu

Jaké látkové množství zaujímá  $11,2 \text{ dm}^3$  kyslíku při normálních podmínkách?

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{11,2}{22,41} \approx 0,5 \text{ mol.}$$

### Úlohy k řešení

1. Určete molární hmotnosti těchto sloučenin:

$\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KCl}$ .

2. Látkové množství jodidu draselného je 2,800 mol. Jakou hmotnost v kg má toto množství?

3. Jaké látkové množství kyseliny fluorovodíkové odpovídá hmotnosti 105 kg této sloučeniny?

4. Vypočítejte látkové množství, která odpovídají následujícím hmotnostem těchto sloučenin:

a) 380,65 g sulfidu uhlíčitého,

b) 149,52 g chloridu antimonitého,

c) 208,16 g fluoridu křemičitého.

5. Za normálních podmínek zaujímají určité množství plynů tyto objemy:

a)  $V(\text{H}_2) = 5,603 \text{ m}^3$ ,

b)  $V(\text{N}_2) = 448,3 \text{ dm}^3$ ,

c)  $V(\text{WF}_6) = 179,3 \text{ cm}^3$ .

6. Vypočítejte látková množství a hmotnosti uvedených plynů.

7. Vypočítejte objem, který za normálních podmínek zaujímá 1000 g těchto plynů:

- a) vodíku,
- b) kyslíku,
- c) methanu.

## 5 SLOŽENÍ VÍCELOŽKOVÝCH SOUSTAV

Vícesložkové soustavy jsou směsi obsahující dvě nebo více složek, které mohou být ve stejném nebo různém skupenství. Tyto soustavy lze dělit na **homogenní** a **heterogenní**. Homogenní směsi mají stejnoměrné složení v celém objemu, jejich složky jsou rovnoměrně rozptýleny a nelze je rozeznat ani mikroskopem. Typickým příkladem je roztok, například slaná voda nebo vzduch, kde všechny složky tvoří jednu fázi. Heterogenní směsi naopak obsahují složky, které jsou nerovnoměrně rozmístěny a lze je odlišit pouhým okem nebo mikroskopem, jako například písek s vodou nebo olej ve vodě. Tyto směsi jsou tvořeny dvěma či více fázemi s viditelným rozhraním.

V rámci homogenních směsí, zejména u **roztoků**, se rozlišují dvě hlavní složky: **rozpouštědlo** a **rozpuštěná látka**. Rozpouštědlo je složka, která je ve směsi přítomna v největším množství a slouží k rozpuštění ostatních složek. Obvykle je to kapalina, jako voda nebo ethanol. Rozpuštěná látka je naopak složka přítomná v menším množství, která se v rozpouštědle rozptýlí na molekulární nebo iontové úrovni. Množství rozpuštěné látky může být vyjádřeno různými způsoby, například hmotnostním zlomkem, molárním zlomkem nebo koncentrací. Homogenní a heterogenní směsi jsou základem pro pochopení fyzikálně-chemických vlastností látek a jejich využití v praxi.

Relativní složení soustavy lze vyjádřit pomocí několika veličin, které kvantifikují poměrné zastoupení jednotlivých složek. Mezi nejčastěji používané patří **hmotnostní zlomek**, **molární zlomek**, **objemový zlomek**, a **koncentrace**. Tyto veličiny lze zvolit v závislosti na charakteru směsi a na tom, jaké vlastnosti nás zajímají.

Hmotnostní zlomek ( $w_i$ )

Vyjadřuje poměr hmotnosti konkrétní složky k celkové hmotnosti soustavy:

$$w_i = \frac{m_i}{\sum m}$$

kde  $m_i$  je hmotnost složky  $i$ , a  $\sum m$  je celková hmotnost všech složek. Hmotnostní zlomek je bezrozměrná veličina (často vyjádřená v procentech).

Molární zlomek ( $x_i$ )

Vyjadřuje poměr látkového množství složky  $i$  k celkovému látkovému množství všech složek:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n}$$

kde  $n_i$  je látkové množství složky  $i$ , a  $\sum n$  je celkové látkové množství směsi. Součet všech molárních zlomků ve směsi je vždy  $x_1 + x_2 + \dots + x_n = 1$ .

Objemový zlomek ( $\varphi_i$ )

Používá se zejména pro plyny nebo kapalně směsi a vyjadřuje poměr objemu složky  $i$  k celkovému objemu směsi:

$$\varphi_i = \frac{V_i}{\sum V}$$

kde  $V_i$  je objem složky  $i$ , a  $\sum V$  je celkový objem směsi. U ideálních plynů platí, že objemový zlomek je roven molárnímu zlomku.

Hmotnostní koncentrace ( $\gamma_i$ )

Vyjadřuje množství hmotnosti konkrétní složky ve vztahu k objemu soustavy:

$$\gamma_i = \frac{m_i}{\sum V}$$

kde  $m_i$  je hmotnost složky  $i$ , a  $V$  je celkový objem směsi. Jednotkou je například  $g \cdot dm^{-3}$ .

Molární koncentrace ( $c_i$ )

Udává množství látkového množství složky ve vztahu k objemu směsi:

$$c_i = \frac{n_i}{V}$$

kde  $n_i$  je látkové množství složky  $i$ , a  $V$  je objem směsi. Jednotkou je například  $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

Příklad 1: Klempířská pájka vznikla slitím 180 g cínu a 120 g olova. Vyjádřete složení pájky v hmotnostních a molárních zlomcích.

$$w_{Sn} = \frac{m_{Sn}}{m_p} = \frac{180g}{300g} = 0,600 = 60,0\%$$

$$w_{Pb} = \frac{m_{Pb}}{m_p} = \frac{120g}{300g} = 0,400 = 40,0\%$$

$$x_{Sn} = \frac{\frac{m_{Sn}}{M_{Sn}}}{\frac{m_{Sn}}{M_{Sn}} + \frac{m_{Pb}}{M_{Pb}}}$$

$$M_{Sn} = 118,7g \cdot \text{mol}^{-1}, M_{Pb} = 207,2g \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$x_{Sn} = \frac{\frac{180}{118,7}}{\frac{180}{118,7} + \frac{120}{207,2}} \approx 0,7236 = 72,4\%$$

$$x_{Pb} = 1 - x_{Sn} = 0,2764 = 27,6\%$$

Příklad 2: Vypočítejte molární koncentraci roztoku manganistanu draselného, je-li v  $500 \text{ cm}^3$  roztoku obsaženo 7,9 g  $\text{KMnO}_4$ .

Použijeme vztah pro výpočet molární koncentrace

$$n(\text{KMnO}_4) = \frac{m(\text{KMnO}_4)}{M(\text{KMnO}_4)}$$

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{n(\text{KMnO}_4)}{V_s} = \frac{m(\text{KMnO}_4)}{M(\text{KMnO}_4) \cdot V_s} = \frac{7,90 \text{ g}}{158,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,500 \text{ dm}^3} \\ = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Molární koncentrace  $\text{KMnO}_4$  v daném roztoku je  $0,100 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

Příklad 3: Vypočítejte hmotnost chloridu železitého obsaženého ve  $200 \text{ cm}^3$  roztoku, v němž  $w(\text{FeCl}_3) = 40 \%$ . Hustota roztoku je  $1,133 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .

Řešení:

Hmotnost celého roztoku je  $m_s = \rho_s \cdot V_s = 1,133 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 200,0 \text{ cm}^3 = 226,6 \text{ g}$ .

Hmotnost  $\text{FeCl}_3$  se vypočítá

$$m(\text{FeCl}_3) = m_s \cdot w(\text{FeCl}_3) = 226,6 \text{ g} \cdot 0,400 = 90,64 \text{ g} \approx 90,6 \text{ g}$$

Hmotnost chloridu železitého v roztoku je  $90,64 \text{ g}$ .

Příklad 4: Obsah argonu ve vzduchu vyjádřená objemovým zlomkem je  $0,93 \%$ . Vypočítejte, jaký objem vzduchu je nutno zpracovat na přípravu argonu o objemu  $300 \text{ dm}^3$ .

$$\varphi_{\text{Ar}} = \frac{V_{\text{Ar}}}{V_s}$$

$$V_s = \frac{V_{\text{Ar}}}{\varphi_{\text{Ar}}} = \frac{300}{0,0093} \approx 32258,3 \text{ dm}^3$$

Objem vzduchu je  $32,3 \text{ m}^3$ .

### Úlohy k řešení:

#### Hmotnostní zlomek

1. V roztoku o hmotnosti  $500 \text{ g}$  je rozpuštěno  $20 \text{ g}$   $\text{NaCl}$ . Jaký je hmotnostní zlomek  $\text{NaCl}$ ?
2. Roztok obsahuje  $30 \text{ g}$   $\text{KOH}$  v  $270 \text{ g}$  roztoku. Jaký je hmotnostní zlomek  $\text{KOH}$ ?
3. Kolik gramů vody musíme přidat k  $50 \text{ g}$   $\text{HCl}$ , abychom připravili roztok s hmotnostním zlomkem  $\text{HCl}$   $0,1$ ?

4. V 1 kg roztoku kyseliny sírové ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) je 250 g kyseliny. Jaký je hmotnostní zlomek  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
5. Jaká hmotnost dusičnanu sodného ( $\text{NaNO}_3$ ) je obsažena v 500 g roztoku s hmotnostním zlomkem  $\text{NaNO}_3$  0,15?

### **Molární zlomek**

1. Roztok obsahuje 3 moly  $\text{HCl}$  a 12 molů vody. Jaký je molární zlomek  $\text{HCl}$ ?
2. Smícháme 2 moly  $\text{NaOH}$  a 5 molů vody. Jaký je molární zlomek  $\text{NaOH}$ ?
3. V roztoku je rozpuštěno 0,5 mol  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  a 1,5 mol  $\text{H}_2\text{O}$ . Jaký je molární zlomek  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?
4. Kolik molů vody musíme přidat k 1 molu  $\text{NH}_3$ , abychom získali roztok s molárním zlomkem  $\text{NH}_3$  0,1?
5. Roztok obsahuje 0,2 mol  $\text{KCl}$  a 0,8 mol  $\text{H}_2\text{O}$ . Jaký je molární zlomek  $\text{KCl}$ ?

### **Objemový zlomek**

1. Smícháme-li 2 litry  $\text{H}_2$  (vodíku) a 8 litrů  $\text{O}_2$  (kyslíku), jaký je objemový zlomek vodíku ve směsi?
2. Roztok amoniaku obsahuje 3  $\text{dm}^3$   $\text{NH}_3$  a 7  $\text{dm}^3$  vody. Jaký je objemový zlomek  $\text{NH}_3$ ?
3. Smícháme 1  $\text{dm}^3$   $\text{SO}_2$  a 4  $\text{dm}^3$   $\text{N}_2$ . Jaký je objemový zlomek  $\text{SO}_2$ ?
4. Kolik  $\text{dm}^3$  kyslíku ( $\text{O}_2$ ) musíme přidat k 5  $\text{dm}^3$  vodíku ( $\text{H}_2$ ), abychom vytvořili směs s objemovým zlomkem  $\text{H}_2$  0,8?
5. Směs obsahuje 2 litry  $\text{Ar}$  (argonu) a 8 litrů  $\text{He}$  (helium). Jaký je objemový zlomek argonu?

### **Koncentrace**

1. Jaká je hmotnostní koncentrace  $\text{H}_2\text{SO}_4$  v roztoku, který obsahuje 49 g kyseliny sírové v 1 litru roztoku?

2. Roztok obsahuje 0,5 mol  $NaOH$  v  $0,2 \text{ dm}^3$  roztoku. Jaká je molární koncentrace  $NaOH$ ?
3. Roztok chloridu sodného ( $NaCl$ ) obsahuje 58,5 g  $NaCl$  v 2 litrech roztoku. Jaká je molární koncentrace  $NaCl$ ?
4. V  $1 \text{ dm}^3$  roztoku je rozpuštěno 2 moly  $KOH$ . Jaká je molární koncentrace  $KOH$ ?
5. Kolik gramů  $HCl$  je potřeba k přípravě 1 litru roztoku o koncentraci  $0,1 \text{ mol/dm}^3$ ?

## 6 VÝPOČTY PODLE CHEMICKÉHO VZORCE

Při výpočtech vycházejících z chemických vzorců považujeme sloučeninu za složenou z jednotlivých prvků nebo skupin prvků, jejichž zastoupení vyjadřujeme pomocí hmotnostních nebo molárních zlomků. Na rozdíl od stechiometrického poměru prvků je složení sloučeniny v tomto případě stálé.

Pokud je sloučenina tvořena prvky **A**, **B**, **C** a má obecný vzorec  $A_aB_bC_c$ , kde  $a$ ,  $b$ ,  $c$  označují počty atomů jednotlivých prvků v molekule, lze hmotnostní zlomek prvku **A** vypočítat podle vzorce:

$$w_A = \frac{m_A}{m(A_aB_bC_c)},$$

kde  $m_A$  je hmotnost prvku **A** a  $m(A_aB_bC_c)$  je celková hmotnost sloučeniny. Obvykle se však v chemických výpočtech používá alternativní forma tohoto vztahu, která hmotnostní zlomek  $w_A$  určí z molárních hmotností:

$$w_A = \frac{a \cdot M_A}{M(A_aB_bC_c)},$$

kde  $M_A$  představuje molární hmotnost prvku **A** a  $M(A_aB_bC_c)$  celkovou molární hmotnost sloučeniny.

Molární zlomek prvku **A** lze určit podle vztahu:

$$x_A = n_A + n_B + n_C,$$

kde  $n_A$ ,  $n_B$  a  $n_C$  jsou látková množství jednotlivých prvků ve sloučenině. Tato látková množství odpovídají stechiometrickým koeficientům  $a$ ,  $b$  a  $c$  podle vztahu:

$$n_A : n_B : n_C = a : b : c \cdot n$$

Příklad 1: Vypočítejte hmotnostní a molární zlomek stříbra v dusičnanu stříbrném.

Vypočítáme molární hmotnosti

$$M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{AgNO}_3) = 169,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Výpočet hmotnostního zlomku

$$w_{Ag} = \frac{107,9g \cdot mol^{-1}}{169,9g \cdot mol^{-1}} = 0,6350 = 63,50\%$$

Výpočet molárního zlomku

$$n_{Ag} : n_N : n_O = 1 : 1 : 3$$

$$x_{Ag} = \frac{1mol}{5mol} = 0,20 = 20\%$$

Hmotnostní zlomek stříbra v  $AgNO_3$  je 63,5 %, molární zlomek  $Ag$  je 20 %.

Příklad 2: Kolik hmotnostních procent krystalové vody obsahuje soda na praní  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ .

$$M(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) = 286,0g \cdot mol^{-1}$$

$$M(H_2O) = 18,0g \cdot mol^{-1}$$

$$w(H_2O) = \frac{10 \cdot 18,0g \cdot mol^{-1}}{286,0g \cdot mol^{-1}} = 0,629 \approx 63\%$$

Soda na praní obsahuje 63 % krystalové vody.

Příklad 3: Kolik hmotnostních procent železa obsahují tyto železné rudy: krevel, ocelek, magnetovec a pyrit.

$$\text{Krevel} \quad w(Fe) = \frac{2 \cdot 55,8g \cdot mol^{-1}}{159,6g \cdot mol^{-1}} = 0,699 = 69,9\%$$

$$\text{Ocelek} \quad w(Fe) = \frac{55,8g \cdot mol^{-1}}{115,8g \cdot mol^{-1}} = 0,4819 \approx 48,2\%$$

$$\text{Magnetovec} \quad w(Fe) = \frac{3 \cdot 55,8g \cdot mol^{-1}}{231,4g \cdot mol^{-1}} = 0,7234 \approx 72,3\%$$

$$\text{Pyrit} \quad w(Fe) = \frac{55,8g \cdot mol^{-1}}{120,0g \cdot mol^{-1}} = 0,465 = 46,5\%$$

Příklad 4: Vypočítejte hmotnost železa obsaženého v 1 kg pyritu  $FeS_2$ .

$$w(Fe) = 0,465$$

Hmotnost železa vypočítáme

$$m(Fe) = m(FeS_2) \cdot w(Fe) = 1000g \cdot 0,465 = 465g$$

V 1 kg pyritu je obsaženo 465 g železa.

Trojčlenkou:

$$x = 55,8g \cdot \frac{1000}{120,0} = 465g$$

Příklad 5: V jakém množství pyritu je obsaženo 535 g síry, jestliže pyrit obsahuje 10 % nečistot.

Hmotnostní zlomek síry v čistém  $FeS_2$

$$w(S) = \frac{2 \cdot 32,1}{120} = 0,535$$

Hmotnost čistého  $FeS_2$

$$m(FeS_2) = \frac{m(S)}{w(S)} = \frac{535 g}{0,535} = 1000g$$

Přepočítání hmotnosti čistého  $FeS_2$  na hmotnost pyritu s obsahem 10 % nečistot

$$w(pyrit) = \frac{m(FeS_2)}{w(FeS_2)} = \frac{1000g}{0,90} = 1111,11g \approx 1,1kg$$

Hmotnost pyritu s obsahem 10 % nečistot, ve kterém má být 535 g síry, je 1,1 kg.

### Úlohy k řešení

1. Určete hmotnostní a molární zlomky dusíku v obou sloučeninách a rozhodněte:
  - a) močovina,
  - b) dusičnan amonný.
2. Dusičnan amonný a amoniak jsou dusíkatá hnojiva. Vypočítejte hmotnostní obsah dusíku v obou sloučeninách a určete, která z nich obsahuje více dusíku.
3. Modrá skalice má vzorec  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . Vypočítejte:
  - a) hmotnostní zlomek krystalové vody,
  - b) složení bezvodého síranu měďnatého v hmotnostních zlomcích prvků.
4. Určete hmotnost vody, ve které je obsaženo 10,0 kg vodíku.

5. Vypočítejte hmotnost železa, obsaženého v jedné tuně čistého magnetovce  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

## 7 CHEMICKÁ ROVNICE A JEJÍ VYČÍSLOVÁNÍ

Chemická rovnice vyjadřuje chemickou reakci, při které se mění výchozí látky (reaktanty) na výsledné látky (produkty). Rovnice má obecný tvar

Reaktanty → produkty.

Chemická rovnice popisuje chemickou reakci, při které se výchozí látky (reaktanty) přeměňují na výsledné látky (produkty). Rovnice musí být **vyčíslená**, aby odpovídala **zákonu zachování hmotnosti** – počet atomů každého prvku na obou stranách rovnice musí být stejný.

Každý chemický vzorec v rovnici má přiřazen **stechiometrický koeficient**. Ten určuje poměr množství jednotlivých látek (nejčastěji v molech) zapojených do reakce.

### Postup vyčíslování chemické rovnice

1. **Napište chemickou rovnici:** Zapište chemické vzorce reaktantů a produktů.
2. **Zkontrolujte prvky:** Identifikujte všechny prvky přítomné v reaktantech a produktech.
3. **Začněte s prvky, které jsou v jednom sloučeném stavu:** Nejprve vyčíslete ty prvky, které se vyskytují pouze v jedné látce na každé straně rovnice.
4. **Vyrovnejte složité molekuly:** Nechte kyslík a vodík na konec, pokud se nacházejí v několika látkách.
5. **Doplňte koeficienty:** Nastavte čísla před chemické vzorce tak, aby bylo zachováno stejné množství atomů na obou stranách.
6. **Zkontrolujte výsledek:** Přepočítejte všechny atomy na obou stranách rovnice.

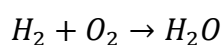
### Pravidla vyčíslování

1. Koeficienty musí být celá čísla (pokud je nutné, vynásobte všechny zlomky společným násobkem).

2. Neměňte chemické vzorce jednotlivých látek (měníte pouze koeficienty!).
3. Zkontrolujte, že jsou zachovány náboje (u redoxních rovnic).

Rovnost mezi levou a pravou stranou rovnice se znázorňuje rovnítkem. Nevyčíslená rovnice představuje **reakční schéma**, v němž je rovnítko nahrazeno šipkou. U reakcí probíhajících současně v obou směrech (zvratné reakce) je možno nahradit šipkami opačného směru.

Příklad 1: Reakce vodíku s kyslíkem

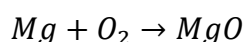


**Postup:**

1. Počet atomů vodíku: vlevo 2, vpravo 2 (za molekulu vody je nutné dát koeficient 2).
2. Počet atomů kyslíku: vlevo 2, vpravo 1 (za molekulu kyslíku dáme koeficient 1).

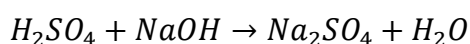
Výsledek:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

Příklad 2: Reakce hořčíku s kyslíkem



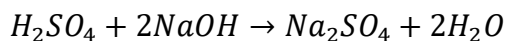
1. Zkontrolujeme prvky: Mg a O.
2. Na levé straně je 1 Mg a 2 O, na pravé 1 Mg a 1 O.
3. Vyrovnáme kyslík:  $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
4. Stechiometrické koeficienty: 2,1, 2.

Příklad 3: Neutralizace kyseliny sírové hydroxidem sodným



1. Na levé straně 2 atomy vodíku z  $H_2SO_4$ , vpravo 1 v  $H_2O$ .
2. Vyrovnáme sodík (Na): Koeficient u  $NaOH$  je 2.

Výsledek:



3. Stechiometrické koeficienty: 1,2,1,2.

### Úlohy k řešení

1) Vyčíslete tyto rovnice:

- a)  $SiO_2 + HF \rightarrow SiF_4 + H_2O$
- b)  $As_2S_3 + HCl \rightarrow AsCl_3 + H_2S$
- c)  $H_3BO_3 + NaOH \rightarrow Na_2B_4O_7 + H_2O$

2) Doplňte stechiometrické koeficienty v následujících rovnicích:

- a)  $CaCO_3 + SO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HSO_3)_2 + CO_2$
- b)  $(NH_4)_2SO_4 + KOH \rightarrow NH_3 + K_2SO_4 + H_2O$
- c)  $Pb(NO_3)_2 + Na_2CrO_4 \rightarrow PbCrO_4 + NaNO_3$

3) Určete stechiometrické koeficienty iontových rovnic:

- d)  $Sb^{3+} + H_2S \rightarrow Sb_2S_3 + H^+$
- e)  $Cr_2O_7^{2-} + OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + H_2O$
- f)  $Fe(OH)_3 + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + H_2O$
- g)  $ZnO + OH^- + H_2O \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}$

4) Vyjádřete chemickou rovnicí vznik málo rozpustného fosforečnanu z chloridu vápenatého a fosforečnanu trisodného. Rovnici vyčíslete.

5) Hydroxid hlinitý se rozpouští v kyselině sírové za vzniku síranu hlinitého a vody. Zapište rovnici a doplňte stechiometrické koeficienty.

## 8 VÝPOČTY PODLE CHEMICKÝCH ROVNIC ZA NORMÁLNÍCH PODMÍNEK

Chemické rovnice představují základní nástroj pro popis chemických reakcí. Každá chemická rovnice vystihuje nejen kvalitativní stránku reakce, tedy které látky reagují a jaké produkty vznikají, ale také kvantitativní stránku reakce, což zahrnuje hmotnostní, molární a (u plynů) objemové poměry reagujících látek. **Stechiometrické výpočty** umožňují stanovit množství jedné látky na základě známého množství druhé látky, přičemž vycházejí z poměru stechiometrických koeficientů v chemické rovnici.

Pro výpočty označme látku se známým množstvím indexem 1 a látku, jejíž množství hledáme, indexem 2. Pak platí následující vztahy:

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

nebo ekvivalentně

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

Zde  $n$  představuje látkové množství (v mol),  $V$  objem (v litrech) a  $v$  stechiometrické koeficienty příslušných látek z vyčíslené chemické rovnice.

V běžné praxi se často nezaměřujeme přímo na látková množství, ale na hmotnosti nebo objemy látek. V takovém případě lze látkové množství vyjádřit pomocí vztahu:

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

kde  $m$  je hmotnost (v gramech) a  $M$  molární hmotnost (v g/mol), nebo:

$$n = \frac{V}{22,4}$$

kde  $V$  je objem plynu (v litrech) za normálních podmínek (tlak 101,325 kPa, teplota 0 °C). Tyto vztahy umožňují převod mezi měřitelnými veličinami (hmotnost, objem) a látkovým množstvím, což je klíčové pro kvantitativní práci v chemii.

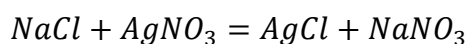
Pokud je látka v roztoku, je třeba při výpočtu zohlednit její koncentraci nebo provést přepočet na čistou látku. Tento přístup je obzvlášť důležitý v analytické chemii, kde přesnost výpočtu často rozhoduje o správnosti celého experimentu.

### Základní pravidla stechiometrických výpočtů

1. **Chemická rovnice:** Nejprve se reakce vyjádří přesně vyčíslenou chemickou rovnicí.
2. **Výběr látek:** V rovnici se označí látky potřebné k výpočtu (reaktanty a produkty).
3. **Molární hmotnosti:** Stanoví se molární hmotnosti zúčastněných látek na základě jejich chemického složení.
4. **Matematické vyjádření:** Uvedené údaje se dosadí do odpovídající rovnice nebo úměry, kterou následně vyřešíme.

Příklad : Kolik gramů  $NaCl$  je potřeba na přípravu 28,6 g  $AgCl$  srážením roztoku chloridu sodného roztokem dusičnanu stříbrného?

Reakce probíhá podle rovnice



Látky potřebné k výpočtu jsou  $NaCl$  a  $AgCl$ .

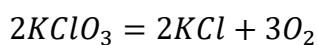
Indexem 1 označíme  $AgCl$ , indexem 2  $NaCl$ . Molární hmotnost látek je  $M(AgCl) = 58,5 \text{ g/mol}$ ,  $M(NaCl) = 143,3 \text{ g/mol}$  – 1.

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

Po dosazení

$$m_2 = \frac{28,6 \text{ g}}{143,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 11,7 \text{ g}$$

Na přípravu 28,6 g  $AgCl$  je potřeba 11,7 g  $NaCl$ .

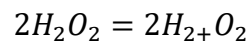


Indexem 1 označíme  $KClO_3$ , indexem 2  $O_2$ .  $M_1 = 122,5g \cdot mol^{-1}$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}, \quad n_2 = \frac{V_{0,2}}{22,4 dm^3 \cdot mol^{-1}}, v_1 = 2, v_2 = 3.$$

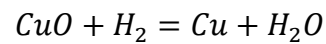
$$V_{0,2} = \frac{3}{2} \cdot \frac{m_1}{M_1} \cdot 22,4 dm^3 \cdot mol^{-1}$$

$$V_{0,2} = \frac{3}{2} \cdot \frac{24,5g \cdot 22,4 dm^3 \cdot mol^{-1}}{122,5g \cdot mol^{-1}} = 6,72 dm^3$$



Str40

$$V_{0,2} = \frac{v_2}{v_1} \cdot \frac{m_1}{M_1} \cdot 22,4 dm^3 \cdot mol^{-1} = \frac{1}{2} \cdot \frac{30,0g}{34,0g \cdot mol^{-1}} \cdot 22,4 dm^3 \cdot mol^{-1} = 9,88 dm^3$$



$$m_2 = \frac{m_1}{M_1} \cdot M_2 = \frac{5,00g}{79,5g \cdot mol^{-1}} \cdot 2,0g \cdot mol^{-1} = 0,13g$$

$$V_{0,2} = \frac{m_1}{M_1} \cdot 22,4 dm^3 \cdot mol^{-1} = \frac{5,00g}{79,5g \cdot mol^{-1}} \cdot 22,4 dm^3 \cdot mol^{-1} = 1,41 dm^3$$

## Úlohy k řešení

1. Lithium se slučuje při vysoké teplotě s dusíkem za tvorby nitridu lithného. Vypočítejte hmotnost lithia potřebnou na přípravu 58 g nitridu.

2. Kolik gramů  $Ba(NO_3)_2$  a  $Na_2SO_4$  je potřeba na přípravu 46,7 g síranu barnatého?

3. Kolik litrů oxidu uhličitého vznikne za normálních podmínek rozkladem 500 g:

a) čistého vápence ( $CaCO_3$ ),

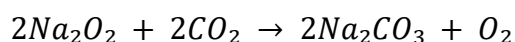
b) vápence obsahujícího 10% nečistot?

4. Sulfan se získává v Kippově přístroji reakcí sulfidu železnatého s kyselinou chlorovodíkovou. Vypočítejte:

a) kolik gramů  $FeCl_2$  vznikne reakcí 250 g  $FeS$ ,

b) jaký bude za normálních podmínek objem vzniklého sulfanu.

5. Zdrojem kyslíku v dýchacím přístroji je peroxid sodný, který reaguje s  $CO_2$  za vzniku:



Kolikrát lze přístroj použít, obsahuje-li 0,5 kg čistého peroxidu sodného a spotřeba při jednom použití je 14,4 litru kyslíku (měřeno za normálních podmínek)?

6. Jaký objem vody je třeba rozložit při elektrolýze, abychom připravili  $400\text{ cm}^3$  kyslíku za normálních podmínek?

7. Vypočítejte objem kyslíku potřebný ke spálení  $33,6\text{ dm}^3$  ethenu ( $C_2H_4$ ) na oxid uhličitý a vodu za normálních podmínek.

8. Lze úplně vyredukovat olovo z 1 molu oxidu olovnatého použitím 5 g uhlí (pokládáte za čistý uhlík, uvažujte vznik  $CO_2$ )?

9. Při redukci oxidu měďnatého vodíkem vzniklo 45,0 g vody. Kolik gramů mědi se vyredukovalo?

10. Kryolit  $Na_3[AlF_6]$  se dá synteticky připravit reakcí:  $12NaF + Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Na_3[AlF_6] + 3Na_2SO_4$ . Vypočítejte hmotnosti fluoridu sodného a síranu hlinitého potřebné k výrobě 10 kg kryolitu.

## 9 OXIDAČNĚ REDUKČNÍ ROVNICE A JEJICH VYČÍSLOVÁNÍ

Oxidačně-redukční reakce se skládají ze dvou poloreakcí – oxidace a redukce – které probíhají současně. Oxidace je proces, při kterém se zvyšuje oxidační číslo atomu prvku, zatímco redukce je proces, při kterém se oxidační číslo snižuje. Tyto změny v oxidačních číslech jsou způsobeny přenosem elektronů mezi reagujícími látkami. Během oxidace prvek elektrony odevzdává, zatímco během redukce prvek elektrony přijímá. Základem oxidačně-redukčních reakcí je tedy přenos elektronů mezi oxidujícím se a redukujícím se prvkem. Aby reakce proběhla, musí se počet elektronů ztracených při oxidaci rovnat počtu elektronů přijatých při redukci. Tato pravidla činí oxidačně-redukční reakce složitějšími.

Pro lepší pochopení oxidačně-redukčních reakcí jsou zavedeny pojmy oxidačního a redukčního činidla:

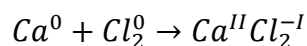
**Oxidační činidlo** je látka, která způsobuje oxidaci jiné látky, přičemž sama prochází redukcí.

**Redukční činidlo** je látka, která způsobuje redukci jiné látky, přičemž sama podléhá oxidaci.

Při určování oxidačního a redukčního činidla vždy zohledňujeme celou sloučeninu, která obsahuje prvek měnící své oxidační číslo.

### Příklad:

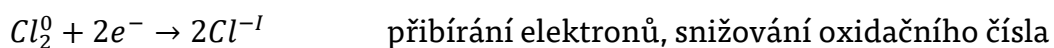
Na příkladu sloučení vápníku s chlorem můžeme názorně ukázat souvislost oxidačně-redukčních dějů:



### Oxidace:



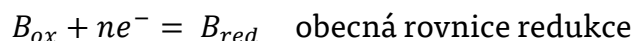
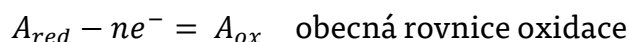
### Redukce:



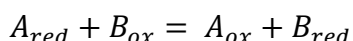
Z uvedených definic vyplývají pro naši reakci tyto závěry:

1. **Vápník ztrácí elektrony a oxiduje se, je proto redukčním činidlem.**
2. **Chlor přijímá elektrony a redukuje se, je proto činidlem oxidačním.**

Průběh oxidačně-redukční reakce lze zobecnit:



Potom obecná rovnice oxidačně-redukční reakce bude mít tvar:



*Poznámka:*

*Index „ox“ znamená oxidovanou formu dané látky (obsahující prvek ve vyšším oxidačním čísle).*

*Index „red“ znamená redukovanou formu dané látky (obsahující stejný prvek v nižším oxidačním čísle).*

### **Pravidla pro vyčíslování oxidačně-redukčních rovnic**

1. Identifikace reaktantů a produktů:

Nejprve sestavíme chemickou rovnici podle zadaných látek, a to bez stechiometrických koeficientů.

2. Stanovení oxidačních čísel:

Určíme oxidační čísla všech prvků na obou stranách rovnice.

Identifikujeme prvky, které mění svá oxidační čísla (tj. probíhá u nich oxidace nebo redukce).

3. Určení oxidace a redukce:

Zjistíme, který prvek zvyšuje své oxidační číslo (oxidace) a který snižuje své oxidační číslo (redukce).

Zapíšeme samostatně elektronové rovnice (poloreakce) pro oxidaci a redukci.

4. Vyrovnání počtu elektronů:

Elektronové rovnice upravíme tak, aby se počet odevzdaných elektronů při oxidaci rovnal počtu přijatých elektronů při redukci (hledáme nejmenší společný násobek).

5. Vyčíslení hlavních složek:

Podle upravených elektronových rovnic doplníme koeficienty pro látky, které mění oxidační čísla.

6. Vyčíslení zbývajících látek:

Vyčíslení látek, které se neúčastní přímé oxidace nebo redukce (např. kyslíku, vodíku, vody nebo iontů), provedeme na základě chemické rovnováhy:

- i. V kyselém prostředí: Použijeme  $H^+$  ionty a vodu ( $H_2O$ ).
- ii. V zásaditém prostředí: Použijeme hydroxidové ionty ( $OH^-$ ) a vodu ( $H_2O$ ).

7. Kontrola vyčíslení:

Ověříme, že:

- i. Počet atomů každého prvku je na obou stranách rovnice stejný.
- ii. Součet nábojů na obou stranách rovnice je stejný (zákon zachování elektrického náboje).

Příklad 1: Pomocí elektronových rovnic vyčíslete následující oxidačně-redukční rovnici.

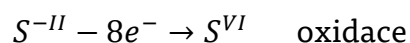


Protože rovnice je sestavena, přistoupíme hned k dalšímu kroku řešení a zjistíme, které prvky mění svá oxidační čísla.



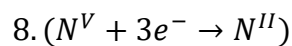
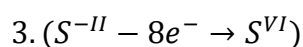
Oxidační čísla mění síra a dusík.

Tyto změny vyjádříme elektronovými rovnicemi.

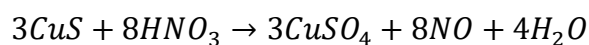


Nyní spojíme elektronové rovnice zpět do hlavní oxidačně-redukční rovnice tak, aby se počet elektronů odevzdaných při oxidaci rovnal počtu elektronů přijatých při redukci.

Elektronová bilance:



Počet elektronů se vyrovná, když vynásobíme jednotlivé členy  $24e^{-}$  (odevzdané i přijaté).



Příklad 2: Je dána oxidačně redukční rovnice reakce

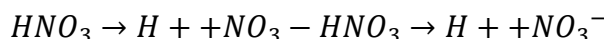
## 10 DISOCIACE ELEKTROLYTŮ VE VODĚ

Disociace elektrolytů ve vodě je proces, při kterém se elektrolyt (látka schopná vést elektrický proud) rozpustí ve vodě a rozpadne se na ionty. Tento proces je klíčový pro pochopení chování elektrolytů v chemii a fyzikální chemii.

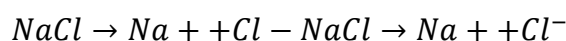
Při rozpouštění anorganických elektrolytů ve vodě:

- Molekuly vody obklopují ionty elektrolytu, což vede k jejich oddělení.
- Tento proces je způsoben polaritou molekul vody ( $\delta^+$  na vodíku,  $\delta^-$  na kyslíku).

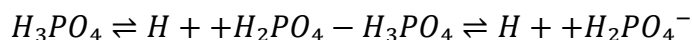
Příklad disociace silné kyseliny



Příklad disociace soli



Příklad slabé kyseliny



### 10.1 Disociační konstanty

Pro slabé kyseliny a zásady lze rovnováhu popsat pomocí disociační konstanty ( $K_a$  nebo  $K_b$ ):

**Pro kyselinu**

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

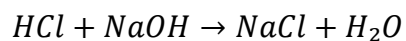
(kde  $HA$  je kyselina,  $H^+$  je proton,  $A^-$  je její anion).

**Pro zásadu**

$$K_b = \frac{[OH^-][B^+]}{[B]}$$

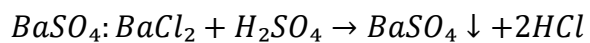
**Reakce v roztocích:**

Neutralizace



**Tvorba sraženin:**

Např. při smíchání  $BaCl_2$  a  $H_2SO_4$  vzniká nerozpustný



**Výpočty pH:**

- Pro silné kyseliny: pH se vypočítá přímo z koncentrace  $[H^+]$ .
- Pro slabé kyseliny je potřeba použít  $K_a$ .

## 11 VÝPOČET PH VODNÝCH ROZTOKŮ

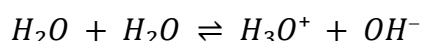
pH vodných roztoků je měřítkem kyselosti nebo zásaditosti roztoku. Vyjadřuje koncentraci vodíkových iontů ( $H^+$ ) v roztoku, respektive jejich aktivitu. pH je definováno jako záporný dekadický logaritmus aktivity  $H^+$  iontů (Ve většině výpočtů a chemických rovnic je možné používat symbol  $[H^+]$ , ačkoliv se fakticky jedná o  $[H_3O^+]$ , což je fyzikálně správnější vyjádření.)

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

Hodnota pH ovlivňuje chemické a biologické procesy. Roztok je kyselý, pokud  $pH < 7$ , neutrální při  $pH = 7$ , a zásaditý, pokud  $pH > 7$ .

pH hraje zásadní roli v různých oblastech, od přírody přes každodenní život až po průmyslové a zdravotnické aplikace. Například kyselá dešť mají pH nižší než 5, zatímco lidská krev udržuje pH kolem 7,4.

Iontový součin vody ( $K_v$ ) je konstanta rovnováhy popisující součin koncentrací vodíkových ( $H^+$ ) a hydroxidových ( $OH^-$ ) iontů ve vodě. Ionizace vody, zahrnující vznik oxoniových iontů ( $H_3O^+$ ), je proces, při kterém molekuly vody reagují mezi sebou za vzniku iontů:



Tento děj se nazývá **autoprotolýza vody**. Při této reakci jedna molekula vody funguje jako kyselina (donor protonu) a druhá jako zásada (akceptor protonu).

Místo samostatných vodíkových iontů ( $H^+$ ) se v roztoku vyskytují hydratované ionty, tedy  $H_3O^+$ . Proto je koncentrace  $[H^+]$  v roztoku často ztotožňována s koncentrací oxoniových iontů:

$$[H^+] = [H_3O^+]$$

Při standardní teplotě 25 °C má **iontový součin vody** hodnotu  $K_v = 1 \times 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . V čisté vodě platí  $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , což odpovídá neutrálnímu  $pH = 7$ .

## Postup výpočtu pH

1. Zjistěte koncentraci vodíkových iontů ( $[H^+]$ ):

Například pro silné kyseliny, které zcela disociují, odpovídá koncentrace  $H^+$  koncentraci kyseliny. Např. pokud je koncentrace kyseliny chlorovodíkové 0,01 mol/l, pak  $[H^+] = 0,01$ .

U slabých kyselin je nutné použít rovnovážnou konstantu kyseliny ( $K_a$ ) k výpočtu  $[H^+]$ .

2. Vypočítejte  $pH$ :

Použijte vztah  $pH = -\log[H^+]$ . Např. pro  $[H^+] = 0,01$ :

$$pH = -\log(0,01) = 2$$

3. Speciální případy:

*Silné zásady*: Například hydroxid sodný ( $NaOH$ ) zcela disociuje na  $OH^-$ . Nejprve vypočtete koncentraci hydroxidových iontů ( $[OH^-]$ ), a poté vypočítejte  $pOH$ :

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Vztah mezi  $pH$  a  $pOH$  je

$$pH + pOH = 14$$

Příklady

Silná kyselina (např.  $HCl$ ):

Koncentrace  $[H^+] = 0,001 \text{ mol/l}$ .  $pH = -\log(0,001) = 3$

Slabá kyselina (např. kyselina octová):

Rovnovážná konstanta kyseliny  $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ , koncentrace  $c = 0,1 \text{ mol. dm}^{-3}$ . Použijeme vztah:

$$[H^+] = \sqrt{K_a \times c} = \sqrt{(1,8 \times 10^{-5} \times 0,1)} \approx 1,34 \times 10^{-3} \text{ mol. dm}^{-3}$$

$$pH = -\log(1,34 \times 10^{-3}) \approx 2,87$$

Zásada (např.  $NaOH$ ):

$$\text{Koncentrace } [OH^-] = 0,01 \text{ mol/l. } pOH = -\log(0,01) = 2$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12$$

**Příklad: Výpočet pH a koncentrací iontů v roztoku kyseliny dusičné**

Určete pH v roztoku kyseliny dusičné o celkové koncentraci  $0,05 \text{ mol. dm}^{-3}$ .

Řešení:

Kyselina dusičná ( $HNO_3$ ) je silná kyselina, která zcela disociuje podle rovnice:



Koncentrace vodíkových iontů  $[H^+]$  je rovna koncentraci kyseliny, tedy  $[H^+] = 0,05 \text{ mol. dm}^{-3}$ .

Hodnota pH se vypočítá jako  $pH = -\log[H^+] = -\log(0,05) = 1,30$ .

Pro roztok kyseliny dusičné o koncentraci  $0,05 \text{ mol. dm}^{-3}$  je hodnota pH přibližně 1,30.

**Příklad: Výpočet pH roztoku hydroxidu sodného**

V roztoku hydroxidu sodného o objemu  $250 \text{ cm}^3$  je rozpuštěno 5 mg hydroxidu sodného. Určete pH roztoku.

Řešení:

Hydroxid sodný ( $NaOH$ ) je silná zásada, která se ve vodě zcela disociuje podle rovnice:



Molární hmotnost  $NaOH$  je  $40 \text{ g. mol}^{-1}$ .

$$c(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH) \cdot V_s} = \frac{0,005 \text{ g}}{40 \text{ g. mol}^{-1} \cdot 0,25 \text{ dm}^3} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol. dm}^{-3}$$

$$[H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol. dm}^{-3}$$

$$pH = -\log(5 \cdot 10^{-4}) = 3,3$$

## Úlohy k řešení

### Silné kyseliny

1. Jaké je  $pH$  roztoku kyseliny chlorovodíkové ( $HCl$ ) o koncentraci  $c=0,01 \text{ mol.dm}^{-3}$ ?
2. Vypočítejte  $pH$  roztoku kyseliny sírové ( $H_2SO_4$ ) o koncentraci  $c=0,02 \text{ mol.dm}^{-3}$  za předpokladu, že se disociují oba protony.
3. Určete koncentraci oxoniových iontů [ $H_3O^+$ ] v roztoku kyseliny dusičné ( $HNO_3$ ) s koncentrací  $c=0,1 \text{ mol.dm}^{-3}$
4. Jaké je  $pH$  směsi, která vznikne smícháním 100 ml  $0,05 \text{ mol.dm}^{-3} HCl$  a 100 ml vody?
5. Určete  $pH$  roztoku kyseliny sírové ( $H_2SO_4$ ) o koncentraci  $c=0,5 \text{ mol.dm}^{-3}$  pokud se druhý proton disociuje pouze částečně (zanedbejte disociaci druhého stupně).

### Silné zásady

1. Jaké je  $pH$  roztoku hydroxidu sodného ( $NaOH$ ) o koncentraci  $c=0,02 \text{ mol.dm}^{-3}$ ?
2. Určete  $pH$  roztoku hydroxidu vápenatého ( $Ca(OH)_2$ ) o koncentraci  $c=0,01 \text{ mol.dm}^{-3}$  pokud uvažujeme, že každý mol  $Ca(OH)_2$  poskytuje dva moly  $OH^-$ .
3. Vypočítejte koncentraci hydroxidových iontů [ $OH^-$ ] v roztoku  $NaOH$  s  $pH = 12$ .
4. Jaké je  $pH$  směsi, která vznikne smícháním 200 ml  $0,01 \text{ mol.dm}^{-3} NaOH$  a 300 ml vody?
5. Jaké je  $pH$  roztoku hydroxidu draselného ( $KOH$ ) o koncentraci  $c=0,1 \text{ mol.dm}^{-3}$ ?

### Slabé kyseliny

1. Určete  $pH$  roztoku kyseliny uhličitě ( $H_2CO_3$ ) o koncentraci  $c=0,01 \text{ mol.dm}^{-3}$ , pokud disociační konstanta prvního stupně  $K_a = 4,3 \cdot 10^{-7}$ .

### Slabé zásady

1. Jaké je pH roztoku amoniaku ( $NH_3$ ) o koncentraci  $c=0,05 \text{ mol.dm}^{-3}$ , pokud disociační konstanta  $K_b$  je  $1,8 \cdot 10^{-5}$ ?

## ZDROJE

- [1] [Periodická tabulka prvků k tisku v PDF - ZDARMA - ProDětiCokoliv.cz](#)
- [2] KLIKORKA, Jiří, 1984. *Názvosloví anorganické chemie*. Vyd. 7., nezměn. Praha: SNTL – Nakladatelství technické literatury. ISBN (Brož.).
- [3] MIČKA, Zdeněk, 2003. *Základní pojmy, příklady a otázky z anorganické chemie*. 2. vyd. Učební texty Univerzity Karlovy v Praze. Praha: Karolinum. ISBN 80-7184-657-0.
- [4] BÁRTA, Ondřej, 2024. *Obecná a anorganická chemie: příklady a úlohy*. Olomouc: Univerzita Palackého v Olomouci. ISBN 978-80-244-6496-1.
- [5] KOSTURA, Bruno a GREGOROVÁ, Miloslava, 2007. *Příklady z chemie pro bakalářské obory*. 2. vyd. Ostrava: Vysoká škola báňská – Technická univerzita Ostrava. ISBN 80-248-0564-1.
- [6] OpenAI. Obrázky modelů sloučenin. Vytvořeno pomocí DALL-E. Dostupné z: <https://openai.com/>



17. LISTOPADU 2172/15  
708 00 OSTRAVA-PORUBA

[univerzita@vsb.cz](mailto:univerzita@vsb.cz)

[www.vsb.cz](http://www.vsb.cz)

Transformace formy a obsahu  
vysokoškolského vzdělávání  
na VŠB-TUO

NPO\_VŠB-TUO\_MSMT-  
16605/2022