# CHEMICKÉ VÝPOČTY A NÁZVOSLOVÍ ANORGANICKÝCH LÁTEK

Vladimír Sirotek, Jiří Karlíček

Západočeská univerzita v Plzni
Fakulta pedagogická
Plzeň 2005

## PŘEDMLUVA

Tato skripta obsahují soubor výpočtových úloh a příkladů z obecné chemie a jsou určena pro posluchače prvního ročníku pedagogické fakulty bakalářského studijního programu přírodovědná studia a dále studijního oboru chemie pro vzdělávání. Základem tohoto studia chemie v prvním semestru jsou předměty obecná chemie a chemické výpočty, na které se navazuje v dalším průběhu studia. Výpočtové úlohy jsou rozděleny do jednotlivých kapitol, na jejichž začátku jsou vždy zopakovány důležité pojmy a vztahy, které jsou dále vysvětleny na řešených příkladech. K procvičování daného tématu slouží další příklady, u kterých jsou uvedeny v závěru výsledky.

Přes značnou rozmanitost chemických úloh má jejich řešení společné dva základní kroky, kterými jsou:

- volba vhodného postupu řešení (výsledkem je vztah mezi hledanou proměnnou a zadanými proměnnými)
- správné provedení výpočtu (výsledkem je správná hodnota hledané proměnné)

Pro volbu vhodného postupu řešení je nezbytná dobrá orientace v zadané fyzikálně-chemické situaci. Ta předpokládá schopnost rozpoznat podstatu dějů popsaných v zadání úlohy a specifikovat zadané údaje a ty, které je třeba vypočítat. Nejobtížnějším krokem řešení je převedení slovního zadání na matematickou formu. Vedle jednoznačné specifikace fyzikálních a chemických veličin charakterizujících daný problém se jedná zejména o volbu vhodných vztahů mezi těmito veličinami.

V případě správné volby postupu řešení by měl být výpočet již snadnou záležitostí. Přesto však i v této části chemických výpočtů se často vyskytují systematické i zcela zbytečné formální chyby. Vedle elementárních matematických chyb mohou hrubé chyby pramenit z nevhodného použití jednotek a formální chyby z nesprávné manipulace s přibližnými čísly. Výsledek nelze nikdy uvádět s větší přesností než mají hodnoty vstupující do výpočtu.

Úvodní kapitola je věnována základním a odvozeným jednotkám Mezinárodní soustavy SI, používaným dále v textu. Druhá kapitola se zabývá názvoslovím anorganických látek. V dalších kapitolách se objevují základní výpočty, výpočty pro roztoky a ideální plyny a výpočty z chemických rovnic. Nejvíce pozornosti je věnováno výpočtům, se kterými se studenti budou nejčastěji setkávat během dalšího studia a poté v praxi.

Děkujeme doc. RNDr. Jiřímu Banýrovi, CSc., vedoucímu katedry chemie Pedagogické fakulty UK v Praze, za pečlivé přečtení rukopisu a za kritické připomínky ke koncepci a obsahu textu.

# OBSAH


str.

**1 Jednotky soustavy SI** 5

**2 Názvosloví anorganických látek** 7

**3 Základní chemické pojmy a výpočty** 27
3.1 Hmotnost atomů a molekul 28
3.2 Látkové množství 32
3.3 Složení soustavy 36
3.4 Stanovení empirického vzorce 43

**4 Roztoky** 49
4.1 Vyjadřování složení roztoků 49
4.2 Směšování a ředění roztoků 55
4.3 Rozpustnost látek a krystalizace 60

**5 Zákony pro ideální plyn** 66

**6 Chemické reakce a rovnice** 76

**7 Výpočty z chemických rovnic** 80

**8 Elektrolyty** 92
8.1 Elektrolýza 92
8.2 Elektrolytická disociace 96
8.3 Elektrodové potenciály 103

**Výsledky příkladů** 108

**Příloha** 116

**Literatura** 119




# 1 JEDNOTKY SOUSTAVY SI

***Veličina*** je pojem, kterým lze kvantitativně a kvalitativně popsat jevy, stavy a vlastnosti různých materiálních objektů.

***Jednotka*** je zvolená a definičně stanovená hodnota této veličiny sloužící k porovnávání veličin stejného druhu.

V minulosti byly používány v různých zemích různé soustavy jednotek, které se lišily jak počtem, tak i volbou základních jednotek. To způsobovalo značnou nejednotnost při výkladu různých jevů. ***Metrická konvence*** je mezinárodní dohoda mezi řadou států, které se zavázaly, že zavedou nové metrické jednotky do svých národních hospodářství. Touto dohodou vznikl také Mezinárodní úřad pro váhy a míry se sídlem v Sévres u Paříže. Nejvyšším orgánem takto vzniklé mezinárodní organizace byla Generální konference pro váhy a míry, která v roce 1960 přijala šest základních jednotek, sedmá byla doplněna roku 1971. Byla přijata mezinárodní zkratka **SI** (Systéme International d´unités). Základním technickým předpisem v ČR je norma ČSN 01 1300 „Zákonné měrové jednotky“, kterou byla přijata od 1.1. 1980 mezinárodní měrová soustava SI jako jediná zákonná soustava jednotek u nás.

**Mezinárodní soustava veličin a jednotek SI** obsahuje:

- **základní jednotky -** jsou definovány nezávisle na ostatních jednotkách a jsou základem definic všech dalších jednotek
- **odvozené jednotky** - jsou odvozeny od základních jednotek a slouží k vyjadřování dalších veličin (např. hustota, objem, tlak, molární hmotnost)
- **doplňkové jednotky** - jsou jednotky veličin, které nebyly v soustavě SI zařazeny ani mezi základní, ani odvozené (radián, steradián)

Tabulka 1 Základní veličiny a jednotky SI

| Veličina | | Jednotka | |
|---|---|---|---|
| Název | Značka | Název | Značka |
| Délka | l | metr | m |
| Hmotnost | m | kilogram | kg |
| Čas | t | sekunda | s |
| Elektrický proud | I | ampér | A |
| Teplota | T | kelvin | K |
| Svítivost | I | kandela | cd |
| Látkové množství | n | mol | mol |

Při chemických výpočtech velice často používáme **násobné** a **dílčí** jednotky, které vyjadřujeme pomocí předpon a značek uvedených v tabulce 2. Dílčí a násobné jednotky je třeba volit tak, aby číselná hodnota ležela v intervalu od 0,1 do 1000. Pokud výsledná hodnota neodpovídá tomuto intervalu, je vhodné použít zápis výsledku v mocninném tvaru **a.10$^{n}$**, kde **a** nabývá hodnot od 1 do 10.

Tabulka 2 Násobné a dílčí jednotky

| Násobek | Předpona | Značka | Násobek | Předpona | Značka |
|---|---|---|---|---|---|
| $10^{1}$ | deka | da | $10^{-1}$ | deci | d |
| $10^{2}$ | hekto | h | $10^{-2}$ | centi | c |
| $10^{3}$ | kilo | k | $10^{-3}$ | mili | m |
| $10^{6}$ | mega | M | $10^{-6}$ | mikro | μ |
| $10^{9}$ | giga | G | $10^{-9}$ | nano | n |
| $10^{12}$ | tera | T | $10^{-12}$ | piko | p |
| $10^{15}$ | peta | P | $10^{-15}$ | femto | f |
| $10^{18}$ | exa | E | $10^{-18}$ | atto | a |

Kromě jednotek soustavy SI byly ponechány k trvalému užívání i **vedlejší jednotky**, které do soustavy SI nepatří. Např. pro stanovení času - minuta, hodina, den, pro objem litr, pro hmotnost tuna, pro teplotu Celsiův stupeň.

Používání ostatních jednotek je po 1.1. 1980 zakázané. Např.: angström, pond, torr, bar, atmosféra, kalorie, cent aj.

Často jsou rovněž používané **veličiny relativní**, které udávají kolikrát je daná veličina větší než veličina určená jako standardní. U těchto veličin neuvádíme žádné jednotky, jsou to veličiny **bezrozměrné**.

V základních chemických výpočtech se setkáme především s následujícími veličinami a jejich jednotkami.

**Hmotnost [m]** je základní veličinou SI. Její hlavní jednotkou je **kilogram [kg]**. Doporučenými dílčími a násobnými jednotkami jsou :

1 gram = 1 g = $10^{-3}$ kg
1 miligram = 1 mg = $10^{-6}$ kg
1 mikrogram = 1 μg = $10^{-9}$ kg
1 megagram = 1 Mg = $10^{3}$ kg
Vedlejší jednotkou je tuna [t], 1 tuna = 1 t = $10^{3}$ kg.

**Teplota [T]** je základní veličinou SI. Její hlavní jednotkou je **kelvin [K]**. Vedlejší jednotkou teploty je Celsiův stupeň [°C] a tuto teplotu označujeme symbolem **t**. Mezi oběma stupnicemi platí vztah : **T = t + 273,15**

**Látkové množství [n]** je základní veličinou SI. Jeho hlavní jednotkou je **mol [mol]**. Doporučené násobné a dílčí jednotky jsou:
1 kilomol = 1 kmol = $10^{3}$ mol 1 milimol = 1 mmol = $10^{-3}$ mol

**Objem [V]** je odvozenou veličinou SI. Jeho hlavní jednotkou je **krychlový metr [m$^{3}$]**. Používané dílčí jednotky jsou :



1 krychlový decimetr = 1dm$^{3}$ = $10^{-3}$ m$^{3}$
1 krychlový centimetr = 1 cm$^{3}$ = $10^{-6}$ m$^{3}$
Vedlejší jednotkou používanou v technické praxi je **litr [l]**, 1 l = 1 dm$^{3}$ = $10^{-3}$ m$^{3}$ a její násobné a dílčí jednotky jsou : 1 hektolitr = 1 hl = $10^{-1}$ m$^{3}$
1 mililitr = 1 ml = $10^{-6}$ m$^{3}$

**Tlak [p]** je odvozenou veličinou SI. Jeho hlavní jednotkou je **pascal [Pa]**.
1 Pa = 1 kg.m$^{-1}$.s$^{-2}$
Běžně jsou používané násobné jednotky : 1 megapascal = 1 MPa = $10^{6}$ Pa
1 kilopascal = 1 kPa = $10^{3}$ Pa

**Hustota [ρ]** je odvozenou veličinou SI. Její hlavní jednotkou je **kg.m$^{-3}$**. Běžně jsou používané i dílčí jednotky: 1 kg.dm$^{-3}$ = $10^{3}$ kg.m$^{-3}$
1 g.cm$^{-3}$ = $10^{3}$ kg.m$^{-3}$

Další odvozené veličiny, jejich definice a jednotky jsou uvedeny v příslušných kapitolách.

# 2 NÁZVOSLOVÍ ANORGANICKÝCH LÁTEK

Základním předpokladem komunikace ve všech chemických disciplínách je dokonalé zvládnutí chemického názvosloví. Chemické názvosloví formuluje pravidla, podle kterých se tvoří názvy chemických prvků a sloučenin a zapisují jejich značky a vzorce. Názvy chemických látek a jejich symboly před dobou Lavoisierovou vznikaly nesystematicky, nejednotně, bez pevných zásad a s racionálním názvoslovím se tak setkáváme až v období vědecké chemie. Chemické názvosloví se vyvíjelo, postupně se racionalizovalo, prodělávalo a nadále prodělává řadu změn. Racionální názvy sloučenin musí odpovídat všem názvoslovným pravidlům a musí být jednoznačné. Míra racionalizace v podstatě odpovídá míře postupného hromadění vědeckých informací, nemůže však probíhat bez ohledu na řadu dalších okolností. Výběr optimálního názvu pak může být kompromisem ovlivněným řadou faktorů a tak i v současném názvosloví nacházíme řadu názvů triviálních. Současné české chemické názvosloví se v podstatě řídí nomenklaturními pravidly české názvoslovné komise z roku 1972, která vycházejí za využití prostředků a specifik českého jazyka z obecných pravidel, daných mezinárodním názvoslovím IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry).

## 2.1 ZÁSADY TVORBY ČESKÉHO NÁZVOSLOVÍ

Pro tvorbu názvů anorganických sloučenin je charakteristické, že využívá především adičního principu. Substitučního principu, charakteristického pro organické sloučeniny, se používá v míře podstatně menší. Přitom názvoslovná pravidla pro jednoduché anorganické sloučeniny lze využívat i pro sloučeniny koordinační, naopak pravidla pro tvorbu názvů koordinačních sloučenin je možné používat pro jednoduché sloučeniny. Podstatné je, aby při tvorbě názvu byla zvolena pravidla podle rozsahu potřebné informace, aby název byl jednoznačný

a srozumitelný a aby se nevytvářily názvy zbytečně složité a komplikované. Tvorba českého anorganického názvosloví je založena na následujících zásadách:

a) **Názvy většiny anorganických sloučenin jsou složeny ze dvou slov.** Jednoslovné názvy mají některé běžně používané triviální názvy (např. voda, soda, amoniak), ale i některé názvy racionální (např. sulfan, arsan, disilan). Dvouslovné názvy jsou většinou tvořeny buď podstatným jménem a přídavným jménem nebo dvěma podstatnými jmény. **Elektronegativní** část sloučeniny se vyjadřuje vždy podstatným jménem, které udává její druh (oxid, hydroxid, kyselina, sulfid, fluorid). Obsahuje-li **elektropozitivní** část sloučeniny prvek s kladným oxidačním číslem, vyjadřuje se přídavným jménem s názvoslovným zakončením tohoto oxidačního čísla (např. oxid **sodný**). V ostatních případech se elektropozitivní část sloučeniny vyjadřuje podstatným jménem v genitivu (např. jodid **fosfonia**).

b) **Názvosloví anorganických sloučenin je vybudováno na pojmu oxidační číslo.** Pro názvoslovné účely za oxidační číslo považujeme náboj, který by byl přítomen na atomu prvku, kdyby všechny elektrony, kterými se prvek účastnil vazby, příslušely elektronegativnějšímu atomu. Toto oxidační číslo je pojmem čistě formálním a nemusí odpovídat skutečnému uspořádání elektronů v molekule. Oxidační čísla se značí římskými číslicemi, záporná se znaménkem minus. Kladná oxidační čísla nabývají hodnot od I do VIII, záporná od –I do –IV. Oxidační číslo může mít hodnotu nula a může být i zlomkem (např. kyslík v hyperoxidech a ozonidech). Nulovou hodnotu oxidačního čísla mají volné atomy a atomy v molekulách prvků (Ar, O, $O_2$, $O_3$, $P_4$, $S_8$). Vodík ve spojení s nekovy je konvenčně považován za složku elektropozitivní. Součet oxidačních čísel všech prvků ve valenčních sloučeninách je roven nule. V iontech součet oxidačních čísel odpovídá náboji iontů. Hodnoty oxidačních čísel jednotlivých prvků ve sloučeninách lze označovat následujícím způsobem:

$KMnO_4$: K = I Mn = VII O = –II

$NH_4Cl$: N = –III H = I Cl = –I

K označení kladných oxidačních čísel ve sloučeninách se v českém anorganickém názvosloví používají názvoslovná zakončení, uvedená v tabulce 3.

Tabulka 3 Názvoslovná zakončení kladných oxidačních čísel

| oxidační číslo | zakončení u kationtu | zakončení u aniontu | zakončení u kyselin |
|---|---|---|---|
| I | -ný | -nan | -ná |
| II | -natý | -natan | -natá |
| III | -itý | -itan | -itá |
| IV | -ičitý | -ičitan | -ičitá |
| V | -ečný, -ičný | -ečnan, -ičnan | -ečná, -ičná |
| VI | -ový | -an | -ová |
| VII | -istý | -istan | -istá |
| VIII | -ičelý | -ičelan | -ičelá |



Záporná oxidační čísla prvků v anorganických sloučeninách mají zakončení **-id**, a to bez ohledu na jejich výši.

Je-li účelné rozlišit ve vzorci hodnoty oxidačních čísel prvků, používá se **oxidačního čísla Stockova**, které se zapisuje římskými číslicemi jako index vpravo nahoře od značky prvku. Např. u sloučenin $Fe^{II}_3[Fe^{III}(CN)_6]_2$, $Pb^{II}_2Pb^{IV}O_4$, $K_4[Ni^0(CN_4)]$. V názvech sloučenin se Stockovo oxidační číslo zapisuje do kulatých závorek, např. $Na_2[Fe(CO)_4]$ tetrakarbonylferrid(–II) disodný a $K_4[Ni(CN)_4]$ tetrakyanonikl(0) tetradraselný.

Je-li třeba vyznačit náboj v názvu složitějšího iontu, použije se **čísla Ewensova-Bassettova,** které se značí arabskými číslicemi a znaménkem náboje v kulaté závorce za názvem iontu: $UO_2SO_4$ síran uranylu(2+),

$(UO_2)_2SO_4$ síran uranylu(1+).

c) **K tvorbě názvů se používá kodifikovaných názvoslovných zakončení a názvoslovných předpon.** Názvoslovná zakončení jsou zavedena definitoricky a mimo českých názvoslovných zakončení pro kladná oxidační čísla jsou shodná s mezinárodními (např. -id, -an, -yl, -onium, -o). Názvoslovné předpony jsou číslovkové a strukturní. **Číslovkové předpony** jsou řecké, popř. latinské názvy číslovek, a dělíme je na číslovky **jednoduché** a číslovky **násobné**. Používají se jen tehdy, není-li bez jejich užití název sloučeniny jednoznačný. Je-li počet atomů nebo skupin větší než dvanáct, nahrazují se v názvech sloučenin číslovkové předpony arabskými číslicem (např. $Na_2Mo_6O_{19}$ 19-oxomolybdenan sodný nebo hexamolybdenan disodný).

**Jednoduchými číslovkovými předponami** se označují stechiometrické poměry prvků ve sloučeninách ($Na_2O$ oxid sodný), rozsah substituce ($B_2H_4Cl_2$ dichlordiboran), počet ligandů téhož druhu v koordinačních sloučeninách ($[Co(NH_3)_3Cl_3]$ komplex triammin-trichlorokobaltitý) nebo počet atomů v molekule prvku ($P_4$ tetrafosfor). V názvech sloučenin či prvků se píší dohromady se základem názvu bez mezery (dikyslík, uhličitan disodný).

**Násobné číslovkové předpony** používáme, je-li třeba vyjádřit násobek větší atomové skupiny a zejména tehdy, kde by užití jednoduché číslovky vedlo k nejednoznačnosti. Název složky, k níž náleží násobná číslovková předpona, se dává do kulatých závorek, např. bis(hydrogenuhličitan) vápenatý $Ca(HCO_3)_2$. V následujícím přehledu jsou uvedeny jednoduché číslovky od jedné do dvanácti a násobné od jedné do sedmi. Číslovky vyšších hodnot lze nalézt v literatuře [1]:

| číslovky | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| jednoduché | mono | di | tri | tetra | penta | hexa | hepta |
| násobné | | bis | tris | tetrakis | pentakis | hexakis | heptakis |

| číslovky | 8 | 9 (lat.) | 9 (řec.) | 10 | 11 | 12 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| jednoduché | okta | nona | ennea | deka | undeka | dodeka |

Číslovka mono se běžně nepoužívá, používá se pouze v případě, pokud je důvod ji zdůraznit. U některých solvátů se jako číslovková předpona pro zlomek $\frac{1}{2}$ používá označení hemi, pro zlomek $\frac{3}{2}$ označení seskvi.

**Strukturní předpony** se používají především k vyjádření stereochemického uspořádání molekuly, a to se jen tehdy, je-li zpřesňování struktury v názvu sloučeniny účelné. Píší se malými písmeny kurzivou a od následující části názvu se oddělují krátkou pomlčkou (např. $S_8$ *cyklo*-oktasíra). Nejdůležitější jsou:

| | |
|---|---|
| antiprismo | osm atomů v pravoúhlém antiprismatu (protihranolu) |
| asym | asymetrický |
| cis | dvě skupiny obsazující sousední polohy |
| cyklo | kruhová struktura |
| dodekaedro | osm atomů ve vrcholech dodekaedru s trojúhelníkovými stěnami |
| fac | tři ligandy obsazující vrcholy téže stěny oktaedru |
| hexaedro | osm atomů ve vrcholech hexaedru (např. krychle) |
| hexaprismo | dvanáct atomů ve vrcholech hexagonálního prismatu (šestibokého hranolu) |
| ikosaedro | dvanáct atomů ve vrcholech triangulárního ikosaedru (dvanáctistěnu) |
| katena | řetězová struktura |
| kloso | klecová či uzavřená struktura |
| kvadro | čtyři atomy vázané ve vrcholech čtyřúhelníku (např. čtverce) |
| mer | meridionální (rovníkový) |
| nido | hnízdová struktura |
| oktaedro | šest atomů ve vrcholech oktaedru (pravidelného osmistěnu) |
| pentaprismo | deset atomů ve vrcholech pentagonálního prismatu (pětibokého hranolu) |
| sym | symetrický |
| tetraedro | čtyři atomy ve vrcholech tetraedru (čtyřstěnu) |
| trans | dvě skupiny navzájem proti sobě |
| triangulo | tři atomy ve vrcholech trojúhelníka |
| triprismo | šest atomů ve vrcholech triangulárního prismatu (trojbokého hranolu) |
| η | dva či více ligandů jako celek vázáno k centrálnímu atomu |
| μ | ligand tvoří můstek mezi dvěma centrálními atomy |
| σ | jediný atom ligandu je vázán k centrálnímu atomu |

d) **Abecedního pořadí složek.** Kritériem pro určování abecedního pořadí složek je následnost písmen v české abecedě. Výjimkou je spřežka **ch**, složka s tímto písmenem se řadí pod písmeno **c** jako je tomu v anglické či německé abecedě. Jestliže mají složky stejné začáteční písmeno, rozhodují o pořadí písmena následující. Při určování pořadí se uvažuje pouze název složky bez



názvoslovné předpony. (Např. ligand s názvem „di**a**mmin“ je řazen podle písmene **a**, ale ligand „**d**imethylamin“ je zařazen podle písmene **d.**)

## 2.2 NÁZVOSLOVÍ PRVKŮ

Každý prvek má český název, latinský název a symbol (značku prvku). Tyto názvy a značky jsou uvedeny v příloze 1 a prvky jsou zde seřazeny podle protonových čísel.

Názvy českých prvků mají různý původ: část jsou staré české názvy používané už ve středověku (např. měď, zlato, stříbro, síra, železo), část jsou umělé vytvořené názvy našich obrozenců, které se posléze v češtině ujaly (např. vodík, kyslík, dusík, sodík, hliník), další část jsou názvy, které vznikly počeštěním latinských názvů (např. fosfor, mangan, nikl, uran, chrom). Poslední skupinou jsou latinské názvy, které se v českém jazyce používají bez jakékoliv jazykové úpravy (např. radium, helium, germanium gallium, palladium, kalifornium, einsteinium, mendelevium) a které již mají racionální koncovku prvků **-ium**. Symboly (značky) prvků jsou odvozeny jako zkratky od mezinárodních (latinských) názvů a mají mezinárodní platnost. Názvy některých sloučenin antimonu, síry, rtuti a dusíku nejsou vždy odvozeny od kodifikovaných latinských názvů těchto prvků (t.j. antimonium, hydrargyrum, nitrogenium a sulphur), ale od jiných latinských názvů (stibium pro antimon a mercurius pro rtuť), od řeckého názvu pro síru (theion) a od francouzského názvu pro dusík (azot).

Názvy prvků s protonovým číslem vyšším než 100 mají být podle doporučení IUPAC plně racionální a jejich názvy a symboly vyplývají z následujícího přehledu:

| protonové číslo | plný název | zkrácený název | symbol |
|---|---|---|---|
| 101 | Un-nil-unium | (Unium) | Unu |
| 102 | Un-nil-bium | (Bium) | Unb |
| 103 | Un-nil-trium | (Trium) | Unt |
| 104 | Un-nil-quadium | (Quadium) | Unq |
| 105 | Un-nil-pentium | (Pentium) | Unp |
| 106 | Un-nil-hexium | (Hexium) | Unh |
| 107 | Un-nil-septium | (Septium) | Uns |
| 108 | Un-nil-oktium | (Oktium) | Uno |
| 109 | Un-nil-ennium | (Ennium) | Une |
| 110 | Un-un-nilium | (Unnilium) | Uun |
| 111 | Un-un-unium | (Ununium) | Uuu |
| 122 | Un-bi-bium | (Bibium) | Ubb |
| 140 | Un-quad-nilium | (Guadnilium) | Uqn |

Pomlčky u plných názvů nejsou součástí názvu, ale jsou zde uvedeny proto, aby napomohly srozumitelnosti a výslovnosti názvů. Pro prvky s protonovými čísly

100 až 103 je vedle názvů racionálních možno i nadále používat názvů dosavadních.

Pro prvky se běžně používají následující skupinové názvy:

| | |
|---|---|
| Alkalické kovy | Li, Na , K, Rb, Cs, Fr |
| Kovy alkalických zemin | Ca, Sr, Ba, Ra |
| Triely | B, Al, Ga, In, Tl |
| Tetrely | C, Si, Ge, Sn, Pb |
| Pentely | N, P, As, Sb, Bi |
| Chalkogeny | O, S, Se, Te, Po |
| Halogeny | F, Cl, Br, I, At |
| Vzácné plyny | He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn |
| Lanthanoidy | prvky s protonovými čísly 58 až 71 |
| Aktinoidy | prvky s protonovými čísly 90 až 103 |
| Prvky vzácných zemin | Sc, Y a prvky s protonovými čísly 57 až 71 |
| Transurany | prvky s vyššími protonovými čísly než 92 |
| Lehké platinové kovy | Ru, Rh, Pd |
| Těžké platinové kovy | Os, Ir, Pt |
| Uranoidy | prvky s protonovými čísly 93 a 94 |
| Curoidy | prvky s protonovými čísly 97 až 103 |
| Přechodné kovy | prvky, jejichž atomy nemají zcela zaplněné d-orbitaly, nebo jež mohou vytvářet ionty s d-orbitaly neúplně obsazenými |

S výjimkou vodíku nemají izotopy prvků samostatné názvy a pro jejich označení se používá názvu nebo symbolu prvku s označením nukleonového, popř. i protonového čísla:

kyslík-18, symbol $^{18}O$
síra-32, symbol $^{32}S$
vodík-1, symbol $^{1}H$ nebo protium, symbol $^{1}H$
vodík-2, symbol $^{2}H$ nebo deuterium, symbol D
vodík-3, symbol $^{3}H$ nebo tritium, symbol T.

Složení molekuly prvku či její struktury lze upřesnit názvoslovnými předponami. Např.: $O_2$ dikyslík

$O_3$ trikysík
$P_4$ tetrafosfor, popř. *tetraedro*-tetrafosfor
$S_8$ oktasíra, popř. *cyklo*-oktasíra
$S_n$ polysíra, popř. *katena*-polysíra

## 2.3 NÁZVOSLOVÍ SLOUČENIN

Racionálním názvům dáváme přednost před názvy triviálními, protože racionální názvy vystihují stechiometrické složení sloučeniny, popř. i její strukturu. Vzorce jednoduše a názorně charakterizují sloučeniny, zejména v chemických



rovnicích a v preparačních návodech. V psaném textu se používání vzorců sice nedoporučuje, ale v určitých případech může být přehledný vzorec v textu výhodnější než užití nejasného názvu. Vzorec může přitom vyjádřit řadu dalších informací, a to podle toho, jaký jsme zvolili. Nejčastěji se používají následující vzorce:

**Stechiometrické** (sumární, empirické) **vzorce** vyjadřují stechiometrické složení sloučeniny. Počet atomů se ve stechiometrickém vzorci vyznačuje indexovou číslicí vpravo dole za značkou prvku, přičemž číslice 1 se neuvádí. Určitý známý počet atomů nebo atomových skupin se vyjadřuje indexem n (= např. pro 2, 3, 4 atd.), neznámý počet atomů se značí indexem x. Příklady jsou $H_2S_n$ a $(SO_3)_x$. Chceme-li zdůraznit, že jde o stechiometrický vzorec sloučeniny, uvádíme ho ve složených závorkách, např. $\{AlCl_3\}$ a $\{SiO_2\}$.

**Molekulový vzorec** vyjadřuje nejen stechiometrické složení látky, ale i její relativní molekulovou hmotnost. Užívá se u molekul složených z konečného počtu atomů, kdy vzorec složení molekuly skutečně vystihuje. To ovšem nelze např. u polymerních struktur (např. NaCl, $KNO_3$, $SiO_2$), které lze vyjádřit jen vzorci stechiometrickými.

| Stechiometrický vzorec | Molekulový vzorec |
|---|---|
| $\{H_2O\}$ | $H_2O$ |
| $\{HO\}$ | $H_2O_2$ |
| $\{NH_2\}$ | $N_2H_4$ |
| $\{SCl\}$ | $S_2Cl_2$ |
| $\{P_2O_5\}$ | $P_4O_{10}$ |
| $\{AsS\}$ | $As_4S_4$ |
| $\{HSO_4\}$ | $H_2S_2O_8$ |
| $\{H_2PO_3\}$ | $H_4P_2O_6$ |

Molekulovým vzorcem lze rozlišit polymerní formu látky od monomerní. Např:

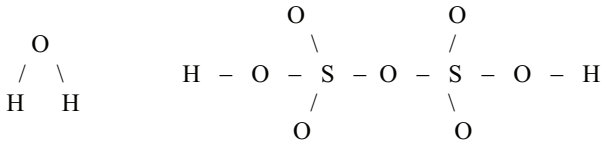
NO (monomer) $N_2O_4$ (dimer).

**Funkční** (racionální) **vzorce** se liší od stechiometrických tím, že vyjadřují charakteristické funkční skupiny a představují vlastně zjednodušené strukturní vzorce. Funkční skupiny lze ve vzorcích pro přehlednost uvádět v kulatých závorkách, a je-li jich více než jedna, vyjádří se jejich počet indexovou číslicí vpravo dole za závorkou.

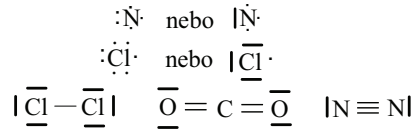
| Stechiometrický vzorec | Funkční vzorec | Funkční skupiny |
|---|---|---|
| $\{NaO\}$ | $Na_2O_2$ | kation $Na^+$, anion $O_2^{2-}$ |
| $\{H_2NO\}$ | $NH_4NO_2$ | kation $NH_4^+$, anion $NO_2^-$ |
| $\{NH\}$ | $NH_4N_3$ | kation $NH_4^+$, anion $N_3^-$ |
| $\{H_4N_2O_3\}$ | $NH_4NO_3$ | kation $NH_4^+$, anion $NO_3^-$ |
| $\{CaH_2O_2\}$ | $Ca(OH)_2$ | kation $Ca^{2+}$, anion $OH^-$ |
| $\{BiHN_2O_7\}$ | $Bi(OH)(NO_3)_2$ | kation $Bi^{3+}$, anion $OH^-$, anion $NO_3^-$ |

Ve složitějších vzorcích se funkční skupiny pro přehlednost oddělují tečkou, vazební čárkou nebo se uvádějí v kulatých závorkách. Jestliže se tyto skupiny uvádějí v závorkách, tečky a čárky se již nepíší.
Chceme -li zdůraznit, že funkční skupiny nebo molekuly jsou komplexy, uvádíme je v hranatých (Wernerových) závorkách. Ve vzorcích krystalosolvátů se vzorec solvatující molekuly odděluje od vzorce základní sloučeniny tečkou. V názvu se tato tečka čte *plus.* Počet solvatujících molekul se vyjadřuje číslicí před vzorcem bez mezery: $FeSO_4.7H_2O$, $3CdSO.8H_2O$, $SiO_2.xH_2O$, $NaBO_2.H_2O_2.3H_2O$, $CaCl_2.2NH_3$. Tečkou se oddělují i jednotlivé vzorce sloučenin, od nichž je odvozen celkový vzorec podvojné sloučeniny: $(NH_4)_2SO_4.FeSO_4.6H_2O$, $KCl.MgCl_2.6H_2O$.

**Strukturní** (konstituční) **vzorce** udávají pořadí navzájem sloučených atomů, zpravidla však nezobrazují jejich prostorové uspořádání:



**Strukturní elektronové vzorce** vyjadřují graficky pokud možno nejvhodnější elektronovou konfiguraci v atomu, iontu nebo molekule. Jednotlivé elektrony ve valenční sféře atomu se označují tečkami a elektronové páry čárkami u symbolu prvku. Kovalentní vazbu symbolizuje čárka mezi sloučenými atomy. Např.:



**Parciální náboje** na atomech vázaných kovalentní vazbou značíme znaménky (+) a (–), popř. symboly δ+ a δ– nad značkou prvku:

$$\overset{(+)\ (-)}{H{-}Cl} \text{ nebo } \overset{\delta+\ \ \delta-}{H{-}Cl}$$

**Formální náboj** ve sloučenině vyjadřujeme znaménky ⊕ a ⊖ :

Ve vzorcích se vždy na prvním místě uvádí elektropozitivní součást sloučeniny (NaCl, $KNO_3$), i když v českém názvu je pořadí opačné (chlorid sodný, dusičnan draselný). Je-li ve sloučenině více kationtů, řadí se s výjimkou vodíku



v pořadí rostoucích oxidačních čísel. Při stejném oxidačním čísle se řadí podle abecedy. Víceatomové kationty se uvádějí jako poslední ve své skupině kationtů stejného náboje, aquakationty se však považují za jednoduché ionty. V českých názvech je pořadí kationtů stejné jako ve vzorcích a názvy kationtů se oddělují pomlčkou, např. $NaTl(NO_3)_2$ dusičnan sodno-thalný. Ve vzorcích i v názvech se anionty řadí podle abecedy a v názvech lze rovněž jednotlivé anionty oddělovat pomlčkou, např.: $Ca_5F(PO_4)_3$ fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý a $Cu_3(CO_3)_2F_2$ bis(uhličitan)-difluorid triměďnatý. V binárních a odpovídajících ternárních, kvarternárních atd. sloučeninách nekovů se v souhlase s ustálenou praxí nekovy uvádějí v pořadí: Rn, Xe, Kr, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F. Např.: $XeF_2$, $NH_3$, $S_2Cl_2$, $Cl_2O$, $OF_2$. Jestliže se jedná o vyjádření charakteru a struktury sloučeniny, je od tohoto pravidla možná odchylka. U sloučenin obsahujících tři či více prvků má pořadí jejich symbolů souhlasit s tím, jak jsou atomy prvků v molekule nebo iontu skutečně vázány. Např.: HOCN (kyselina kyanatá), HNCO (kyselina isokyanatá), HONC kyselina fulminová. Je-li ve sloučenině vázáno několik atomů nebo atomových skupin společně na tentýž atom, uvádí se nejprve symbol tohoto centrálního atomu a pak symboly ostatních atomů v abecedním pořadí, resp. podle výše uvedeného pořadí nekovových prvků v binárních sloučeninách. Např.: $PBrCl_2$, $SbCl_2F$, $PCl_3O$, $P(NO)_3O$, $PO(OCN)_3$. Vzorce kyselin s výše uvedeným pravidly nesouhlasí, vodík se v nich vždy řadí na první místo. Součásti intermetalických sloučenin se ve vzorcích zpravidla řadí v abecedním pořadí jejich symbolů. Ve sloučeninách kovů a nekovů, které jsou obdobou sloučenin intermetalických (např. mřížkové sloučeniny), se na první místo řadí kovy v abecedním pořadí a pak nekovy ve stejném pořadí, jako v binárních sloučeninách.

### 2.3.1 Názvosloví binárních sloučenin kyslíku

Nejběžnější binární sloučeniny kyslíku jsou **oxidy**. Jsou to binární sloučeniny kyslíku, ve kterých má kyslík oxidační číslo –II. Jsou to sloučeniny kyslíku s ostatními prvky s kladnými oxidačními čísly, takže prvek má názvoslovné zakončení příslušného oxidačního čísla. Např.:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $Li_2O$ | oxid lithný | $P_2O_5$ | oxid fosforečný |
| ZnO | oxid zinečnatý | $SO_3$ | oxid sírový |
| $Fe_2O_3$ | oxid železitý | $Mn_2O_7$ | oxid manganistý |
| $TiO_2$ | oxid titaničitý | $RuO_4$ | oxid rutheničelý |

Binární sloučeniny kyslíku, ve kterých má kyslík oxidační číslo –I, přesněji vyjádřeno aniontem $O_2^{-II}$, jsou **peroxidy**. Např.: $Na_2O_2$ peroxid sodný, $BaO_2$ peroxid barnatý. V **hyperoxidech** má kyslík oxidační číslo minus jedna polovina, přesněji vyjádřeno aniontem $O_2^-$, např. hyperoxid sodný $NaO_2$. V **ozonidech** (trioxidech) s aniontem $O_3^-$ má kyslík oxidační číslo minus jedna třetina (např. ozonid draselný $KO_3$).

## 2.3.2 Názvosloví binárních sloučenin vodíku

Názvy binárních sloučenin vodíku s **halogeny** jsou jednoslovné. V názvu se na prvním místě uvádí název halogenu se zakončením -o a připojí se slovo vodík. Např.: chlorovodík HCl, jodovodík HI.

Názvy **pseudobinárních** sloučenin s vodíkem se tvoří obdobně. Např.: kyanovodík HCN, azidovodík $HN_3$ , rhodanovodík HSCN.

Názvy nasycených binárních sloučenin vodíku s triely, tetrely, pentely a s chalkogeny jsou rovněž jednoslovné a mají racionální zakončení **-an**. Výjimku tvoří pouze voda $H_2O$, amoniak $NH_3$ a hydrazin $N_2H_4$.
Homologickým řadám takovýchto binárních sloučenin s vodíkem odpovídají skupinové názvy alany, borany, silany, polysilany, polyfosfany, sulfany, polysulfany atd. Lze od nich např. odvozovat i následující racionální názvy:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $S_2Cl_2$ | dichlordisulfan | $P_2I_4$ | tetrajoddifosfan |
| $SiHCl_3$ | trichlorsilan | $As(CH_3)_3$ | trimethylarsan |

Binární sloučeniny vodíku s alkalickými kovy, kovy alkalických zemin a přechodnými kovy se označují jako **hydridy**. Např. hydrid vápenatý $CaH_2$, hydrid lithný LiH, hydrid kobaltnatý $CoH_2$. (V chemické literatuře přežívá skupinové označení „hydridy“ pro všechny binární sloučeniny vodíku, i když v nich vodík záporné oxidační číslo evidentně nemá.)

## 2.3.3 Názvosloví hydroxidů

Názvy hydroxidů mají stejná názvoslovná zakončení jako oxidy, od nichž jsou odvozeny. Vodný roztok amoniaku se označuje jako hydroxid amonný $NH_4OH$; zakončení v tomto názvu samozřejmě nemá význam názvoslovného zakončení, označujícího oxidační číslo jedna. Např.:

| | | | |
|---|---|---|---|
| hydroxid sodný | NaOH | hydroxid hlinitý | $Al(OH)_3$ |
| hydroxid vápenatý | $Ca(OH)_2$ | hydroxid amonný | $NH_4OH$ |

## 2.3.4 Názvosloví kyselin

Názvy **binárních a pseudobinárních** (bezkyslíkatých) **kyselin** se tvoří z podstatného jména kyselina a přídavného jména odvozeného od odpovídající binární či pseudobinární sloučeniny vodíku přidáním zakončení **-ová**. Např.:

| | |
|---|---|
| HF | kyselina fluorovodíková |
| HI | kyselina jodovodíková |
| $H_2S$ | kyselina sulfanová (sirovodíková) |
| $HN_3$ | kyselina azidovodíková |
| HCN | kyselina kyanovodíková |
| HSCN | kyselina rhodanovodíková |

Názvy **kyslíkatých kyselin (oxokyselin)** se skládají z podstatného jména kyselina a přídavného jména utvořeného ze základu názvu nekovového prvku s názvoslovným zakončením příslušného oxidačního čísla. Např.:



| | | | |
|---|---|---|---|
| HClO | kyselina chlorná | $H_2CO_3$ | kyselina uhličitá |
| $HClO_2$ | kyselina chloritá | $HNO_3$ | kyselina dusičná |
| $HClO_3$ | kyselina chlorečná | $H_2SO_4$ | kyselina sírová |
| $HClO_4$ | kyselina chloristá | $HMnO_4$ | kyselina manganistá |

Vzniká-li od nekovového prvku v témže oxidačním čísle více oxokyselin s různým počtem atomů vodíku, rozlišujeme jednotlivé kyseliny pomocí předpony **hydrogen** spolu s číslovkovou předponou, která počet atomů vodíku v molekule udává. Předpona mono se zpravidla neužívá.

| | | | |
|---|---|---|---|
| kyselina hydrogenjodistá | $HIO_4$ | $H_4SiO_4$ | kyselina tetrahydrogenkřemičitá |
| kyselina trihydrogenjodistá | $H_3IO_5$ | $H_2TeO_4$ | kyselina dihydrogentellurová |
| kyselina pentahydrogenjodistá | $H_5IO_6$ | $H_6TeO_6$ | kyselina hexahydrogentellurová |
| kyselina dihydrogenkřemičitá | $H_2SiO_3$ | $H_3PO_4$ | kyselina trihydrogenfosforečná |

Názvy některých oxokyselin a od nich odvozených solí je i nadále možno označovat předponami **ortho** a **meta**, ale je třeba mít na paměti, že jsou to názvy triviální:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $H_3BO_3$ | kyselina orthoboritá | $H_6TeO_6$ | kyselina orthotellurová |
| $H_4SiO_4$ | kyselina orthokřemičitá | $(HBO_2)_x$ | kyselina metaboritá |
| $H_3PO_4$ | kyselina orthoforečná | $(H_2SiO_3)_x$ | kyselina metakřemičitá |
| $H_5IO_6$ | kyselina orthojodistá | $(HPO_3)_x$ | kyselina metafosforečná |

Některé oxokyseliny dosud racionální názvy nemají, takže se stále používají jejich názvy triviální. Např.:

| | | | |
|---|---|---|---|
| HOCN | kyselina kyanatá | $H_2S_2O_4$ | kyselina dithioničitá |
| HNCO | kyselina isokyanatá | $H_2S_2O_6$ | kyselina dithionová |
| HONC | kyselina fulminová | $H_2S_nO_6$ | kyseliny polythionové (n=3,4,..) |
| $H_2SO_2$ | kyselina sulfoxylová | $H_2NO_2$ | kyselina nitroxylová |

Názvy bez názvoslovných předpon kyselina gallitá, germaničitá, číničitá, křemičitá, antimoničná, bismutičná, vanadičná, niobičná, tantaličná, tellurová, molybdenová, wolframová a uranová se mohou používat pro souhrnná označení sloučenin s nedefinovaným obsahem vody a stupněm polymerace.

K rozlišení kyselin je možno použít také pravidel názvosloví pro koordinační sloučeniny. Pak neuvádíme v názvu počet atomů vodíku v kationtu, nýbrž počet atomů kyslíku v koordinační sféře centrálního atomu. Koordinované atomy kyslíku označíme názvem **oxo** a jejich počet číslovkovou předponou. Např.:

| | |
|---|---|
| $H[ReO_4]$ | kyselina tetraoxorhenistá |
| $H_3[ReO_5]$ | kyselina pentaoxorhenistá |
| $H[ReO_3]$ | kyselina trioxorheničná |
| $H_3[ReO_4]$ | kyselina tetraoxorheničná |
| $H_2[ReO_4]$ | kyselina tetraoxorhenová |
| $H_4[Re_2O_7]$ | kyselina heptaoxodirheničná |

**Isopolykyseliny**, ve kterých všechny atomy nekovu mají stejná oxidační čísla, se odvozují kondenzací monomerních jednotek. Udáme-li počet atomů

vodíku i počet nekovových atomů, není třeba udávat počet kyslíkových atomů. Např.:

| | |
|---|---|
| $H_2B_4O_7$ | kyselina dihydrogentetraboritá |
| $HB_5O_8$ | kyselina hydrogenpentaboritá |
| $H_5P_3O_{10}$ | kyselina pentahydrogentrifosforečná |
| $H_2Cr_4O_{13}$ | kyselina dihydrogentetrachromová |

Nejčastějším případem isopolykyselin jsou **dikyseliny**, které se tvoří od dvou molekul oxokyselin vystoupením jedné molekuly vody. Výchozí oxokyselina musí obsahovat alespoň dva atomy vodíku. Např.:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $H_2S_2O_5$ | kyselina disiřičitá | $H_4P_2O_7$ | kyselina difosforečná |
| $H_2S_2O_7$ | kyselina disírová | $H_2Cr_2O_7$ | kyselina dichromová |

Příkladem **isopolykyselin**, ve kterých atomy **stejného nekovového prvku** mají **různá oxidační čísla**, jsou:

| | |
|---|---|
| $H_2Mo^{V}_2Mo^{VI}_4O_{18}$ | kyselina dihydrogendimolybdenično-tetramolybdenová |
| $H_4P^{III}P^{V}O_6$ | kyselina trihydrogenfosforito-fosforečná |

Předpona **peroxo** v názvu kyseliny vyznačuje, že oxidický kyslík –O– v molekule kyseliny byl nahrazen peroxoskupinou –O–O–. Počet peroxoskupin v molekule se vyznačuje číslovkovou předponou. Počet koordinovaných atomů kyslíku vyjadřujeme pouze v případě, že by mohlo dojít k nejasnostem. Např.:

| | |
|---|---|
| BO(OOH) | kyselina peroxoboritá |
| NO(OOH) | kyselina peroxodusitá |
| $NO_2$ (OOH) | kyselina peroxodusičná |
| $CO(OOH)_2$ | kyselina diperoxouhličitá |
| $H_4P_2O_8$ | kyselina peroxodifosforečná |
| $H_3PO_5$ | kyselina peroxofosforečná |
| $H_2SO_5$ | kyselina peroxosírová |
| $H_2S_2O_8$ | kyselina peroxodisírová |

Kyseliny odvozené od kyslíkatých kyselin záměnou kyslíku sulfidickou sírou se nazývají **thiokyseliny.** Jejich názvy se tvoří připojením předpony **thio** k názvu kyseliny. V případě, že je v molekule nahrazeno sírou více kyslíkových atomů, vyznačíme jejich počet číslovkovou předponou. Počet atomů kyslíku vyznačujeme pouze v případě, že by mohlo dojít k nejasnostem nebo záměně:

| | |
|---|---|
| $H_2S_2O_2$ | kyselina thiosiřičitá |
| $H_2S_2O_3$ | kyselina thiosírová |
| HSCN | kyselina thiokyanatá |
| $H_3PO_2S_2$ | kyselina dithiofosforečná |
| $H_3AsS_3$ | kyselina trithioarsenitá |
| $H_3AsS_4$ | kyselina tetrathioarseničná |
| $H_4SnS_4$ | kyselina tetrathiocíničitá |



V případě izomerie je možné předponou odlišit síru vázanou ve skupině od síry vázané samostatně. Síra ve skupině –SH má označní **thiol**, samostně vázaná síra =S má předponu **thion**:

| | |
|---|---|
| CO(SH)(OH) | kyselina thioluhličitá |
| $CO(SH)_2$ | kyselina dithioluhličitá |
| $CS(OH)_2$ | kyselina thionuhličitá |
| CS(SH)(OH) | kyselina thiol-thionuhličitá |
| $CS(SH)_2$ | kyselina dithiol-thionuhličitá |

U kyseliny dithiol-thionuhličité $CS(SH)_2$ však postačí sloučeninu pojmenovat kyselina trithiouhličitá se vzorcem $H_2CS_3$.

**Halogenokyseliny** a jiné **substituované kyseliny**. Názvy oxokyselin, obsahující v molekule místo hydroxylové skupiny halogenidový anion nebo např. anionty $NH_2^-$, $NH^{2-}$, $N^{3-}$, $NH.NH_2^-$, $NH.NH^{2-}$ nebo $H^-$, mají název oxokyseliny doplněn označením příslušného aniontu se zakončením **-o**. Např.:

| | |
|---|---|
| $HSClO_3$ | kyselina chlorosírová |
| $HPF_2O_2$ | kyselina difluorofosforečná |
| $NH_2.SO_3H$ | kyselina amidosírová |
| $NH(SO_3H)_2$ | kyselina imido-bis(sírová) |
| $N(SO_3H)_3$ | kyselina nitrido-tris(sírová) |
| $NH_2.NH.SO_3H$ | kyselina hydrazidosírová |
| $NH.NH(SO_3H)_2$ | kyselina hydrazido-bis(sírová) |
| $HPH_2O_2$ | kyselina dihydrido-dioxofosforečná |
| $HPFHO_2$ | kyselina fluoro-hydrido-dioxofosforečná |

## 2.3.5 Názvosloví kationtů a aniontů

Názvy **kationtů kovových prvků** mají název prvku doplněn názvoslovným zakončením příslušného oxidačního čísla. V názvech sloučenin se používají jako přídavná jména. Náboj kationtu se u symbolu prvku značí znaménkem + , popř. s arabskou číslovkou jako indexem vpravo nahoře. Např.:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $Li^+$ | kation lithný | LiBr | bromid lithný |
| $Ba^{2+}$ | kation barnatý | $Ba(NO_3)_2$ | dusičnan barnatý |
| $In^{3+}$ | kation inditý | $In(OH)_3$ | hydroxid inditý |
| $Ce^{4+}$ | kation ceričitý | $CeCl_4$ | chlorid ceričitý |

Kationty odvozené od oxokyselin odtržením hydroxylové skupiny mají zakončení **-yl.** Velikost náboje těchto kationtů odpovídá počtu odtržených hydroxylových skupin. Protože od oxokyselin stejných centrálních atomů, ale různých oxidačních čísel, můžeme takto odvodit kationty o stejném názvu, můžeme je odlišit číslem Ewensovým-Bassettovým. V názvech sloučenin se tyto kationty označují podstatnými jmény v genitivu:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $NO^+$ | kation nitrosylu | $NO.HSO_4$ | hydrogensíran nitrosylu |
| $NO_2^+$ | kation nitrylu | $NO_2Cl$ | chlorid nitrylu |

| | | | |
|---|---|---|---|
| $SO^{2+}$ | kation thionylu | $SOCl_2$ | chlorid thionylu |
| $SO_2^{2+}$ | kation sulfurylu | $SO_2Cl_2$ | chlorid sulfurylu |
| $UO_2^{+}$ | kation uranylu(1+) | $(UO_2)_2SO_4$ | síran uranylu(1+) |
| $UO_2^{2+}$ | kation uranylu(2+) | $UO_2SO_4$ | síran uranylu(2+) |
| $CO^{2+}$ | kation karbonylu | $COCl_2$ | chlorid karbonylu |
| $CrO_2^{2+}$ | kation chromylu | $CrO_2\ SO_4$ | síran chromylu |

(Zakončení **-yl** se používá i pro některé neutrální a elektropozitivní atomové skupiny obsahující kyslík nebo jiné chalkogeny nezávisle na jejich náboji. Např.: OH hydroxyl, CO karbonyl, $S_2O_5$ disulfuryl, $CrO_2$ chromyl.)

Pro víceatomové kationty, které jsou odvozeny od binárních sloučenin vodíku s nekovovými prvky adicí protonu, je charakteristické zakončení **-onium.** I tyto kationty se v názvech sloučenin označují podstatným jménem v genitivu. Výjimkou je pouze kation amonný $NH_4^+$, který se v názvech sloučenin označuje přídavným jménem:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $PH_4^+$ | kation fosfonia | $H_3Se^+$ | kation selenonia |
| $AsH_4^+$ | kation arsonia | $H_3Te^+$ | kation telluronia |
| $SbH_4^+$ | kation stibonia | $H_2F^+$ | kation fluoronia |
| $H_3O^+$ | kation oxonia | $H_2I^+$ | kation jodonia |
| $H_3S^+$ | kation sulfonia | $NH_4^+$ | kation amonný |

Ve sloučeninách např.: jodid fosfonia $PH_4I$, chloristan oxonia $H_3O.ClO_4$, síran jodonia $(H_2I)_2SO_4$, ale uhličitan amonný $(NH_4)_2CO_3$.

Názvy kationtů, které jsou odvozovány adicí protonu na dusíkaté zásady, mají zakončení **-ium.** Rovněž se označují podstatnými jmény v genitivu a i zde, je-li třeba, lze užít čísla Ewensova-Bassettova:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $N_2H_5^+$ | kation hydrazinia(1+) | $(N_2H_5)Cl$ | chlorid hydrazinia |
| $N_2H_6^{2+}$ | kation hydrazinia(2+) | $(N_2H_6)Cl_2$ | dichlorid hydrazinia |
| $C_6H_5NH_3^+$ | kation anilinia | $(C_6H_5NH_3)Cl$ | chlorid anilinia |

Názvy substituovaných amonných iontů odvozených od dusíkatých zásad, které mají názvy se zakončením **-amin**, se tvoří se zakončením **-amonium** a vyjadřují se přídavným jménem stejně jako amonné soli. Např:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $ClNH_3^+$ | kation chloramonný | $(ClNH_3)_2SO_4$ | síran chloramonný |
| $OHNH_3^+$ | kation hydroxylamonný | $(OHNH_3)Cl$ | chlorid hydroxylamonný |

Názvy kationtů odvozených adicí protonu na molekuly oxokyselin mají základ názvu od mezinárodního označení solí těchto kyselin, doplněného zakončením **acidium.** Označují se rovněž podstatným jménem v genitivu. Např.:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $CH_3COOH_2^+$ | kation acetatacidia | $(CH_3COOH_2)NO_3$ | dusičnan acetatacidia |
| $H_2NO_2^+$ | kation nitritacidia | $(H_2NO_2)_2SO_4$ | síran nitritacidia |
| $H_2NO_3^+$ | kation nitratacidia | $(H_2NO_3)ClO_4$ | chloristan nitratacidia |

**Názvosloví aniontů oxokyselin.** Názvy aniontů odvozených od kyslíkatých kyselin mají název nekovu oxokyseliny se zakončení oxidačního čísla. Aby název aniontu byl jednoznačný, v přiměřené míře se použije názvoslovných předpon. Např.:



| | | | |
|---|---|---|---|
| $ClO^-$ | anion chlornanový | $HSO_4^-$ | anion hydrogensíranový |
| $NO_2^-$ | anion dusitanový | $S_2O_8^{2-}$ | anion peroxodisíranový |
| $CO_3^{2-}$ | anion uhličitanový | $AsS_3^{3-}$ | anion trithioarsenitanový |
| $NO_3^-$ | anion dusičnanový | $SnS_4^{4-}$ | anion tetrathiocíničitanový |
| $SO_4^{2-}$ | anion síranový | $PO_3^{3-}$ | anion trioxofosforitanový |
| $ClO_4^-$ | anion chloristanový | $PO_4^{3-}$ | anion tetraoxofosforečnanový |
| $S_2O_7^{2-}$ | anion disíranový | $HPO_4^{2-}$ | anion hydrogenfosforečnanový |
| $B_4O_7^{2-}$ | anion tetraboritanový | $P_2O_7^{4-}$ | anion difosforečnanový |

Názvy jednoatomových aniontů mají zakončení **-id.** Např.:

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| $H^-$ | anion hydridový | $S^{2-}$ | anion sulfidový | $As^{3-}$ | anion arsenidový |
| $F^-$ | anion fluoridový | $Se^{2-}$ | anion selenidový | $C^{4-}$ | anion karbidový |
| $I^-$ | anion jodidový | $N^{3-}$ | anion nitridový | $Si^{4-}$ | anion silicidový |
| $O^{2-}$ | anion oxidový | $P^{3-}$ | anion fosfidový | $B^{3-}$ | anion boridový |

Zakončení **-id** mají i víceatomové anionty. Např.:

| | | | |
|---|---|---|---|
| $OH^-$ | anion hydroxidový | $I_n^-$ | anion polyjodidový |
| $O_2^{2-}$ | anion peroxidový | $HF_2^-$ | anion hydrogendifluoridový |
| $HO_2^-$ | anion hydrogenperoxidový | $N_3^-$ | anion azidový |
| $O_3^-$ | anion ozonidový | $NH^{2-}$ | anion imidový |
| $S_2^{2-}$ | anion disulfidový | $NH_2^-$ | anion amidový |
| $HS^-$ | anion hydrogensulfidový | $NHOH^-$ | anion hydroxylamidový |
| $S_n^{2-}$ | anion polysulfidový | $N_2H_3^-$ | anion hydrazidový |
| $I_3^-$ | anion trijodidový | $CN^-$ | anion kyanidový |

## 2.3.6 Názvosloví solí

Názvy aniontů v binárních a pseudobinárních solích jsou odvozeny od binárních či pseudobinárních kyselin, přičemž podstatné jméno odvozené od kyseliny má koncovku -id. Názvy aniontů v solích oxokyselin jsou odvozeny od názvu aniontu příslušné kyseliny s názvoslovným zakončním oxidačního čísla podle tabulky 3 na str. 8. Kationty kovových prvků se v názvech solí označuje přídavným jménem s názvoslovnou koncovkou oxidačního čísla. Ostatní kationty se označují podstatným jménem v genitivu. Nenahrazený „kyselý“ vodík kyseliny značíme předponou hydrogen, je-li jich více než jeden, užijeme číslovkovou předponu. Ostatní názvoslovné předpony volíme podle zásad uvedených výše tak, aby název byl jednoznačný a přitom nebyl příliš komplikovaný. Např.:

| | | | |
|---|---|---|---|
| LiF | fluorid lithný | KCN | kyanid draselný |
| KI | jodid draselný | $Ca_3P_2$ | fosfid vápenatý |
| $NH_4HS$ | hydrogensulfid amonný | $SO_2Cl_2$ | chlorid sulfurylu |
| $NaN_3$ | azid sodný | $NH_3OH.Cl$ | chlorid hydroxylamonný |

| | |
|---|---|
| $LiNO_3$ | dusičnan lithný |
| $Ca(HCO_3)_2$ | hydrogenuhličitan vápenatý |
| $BaH_2P_2O_7$ | dihydrogendifosforečnan barnatý |
| $Fe(PO_3)_3$ | trioxofosforečnan železitý |
| $NH_4ClO_4$ | chloristan amonný |
| $Na_2S_2O_3$ | thiosíran sodný |
| $K_2Cr_2O_7$ | dichroman draselný |
| $K_2S_2O_8$ | peroxodisíran draselný |
| $(CrO_2)SO_4$ | síran chromylu |
| $(NO)HSO_4$ | hydrogensíran nitrosylu |

Ve vzorcích podvojných solí a solí, obsahujících vedle jiných aniontů také anionty hydroxidové nebo oxidové, se kovové kationty uvádějí v pořadí rostoucích oxidačních čísel, při stejném oxidačním čísle v abecedním pořadí symbolů prvků. Víceatomové kationty (např. amonný) se uvádějí jako poslední ve skupině kationtů stejného oxidačního čísla; atom vodíku se uvádí jako poslední před aniontem. Anionty se uvádějí v abecedním pořadí symbolů nekovových prvků. Názvy jednotlivých kationtů a aniontů se oddělují pomlčkami. Pořadí v názvu je určeno pořadím ve vzorci. Např.:

| | |
|---|---|
| $KAl(SO_4)_2$ | síran draselno-hlinitý |
| $NaNH_4HPO_4$ | hydrogenfosforečnan sodno-amonný |
| $Ca_5F(PO_4)_3$ | fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý |
| $Cu_3(CO_3)_2F_2$ | bis(uhličitan)-difluorid triměďnatý |
| $Na_6ClF(SO_4)_2$ | chlorid-fluorid-bis(síran) hexasodný |
| $CdCl(OH)$ | chlorid-hydroxid kademnatý |
| $BiCl(O)$ | chlorid-oxid bismutitý |
| $AlO(OH)$ | oxid-hydroxid hlinitý |

Pokud není u sloučenin jako $NaNbO_3$, $CaTiO_3$, $KSbO_3$, $Na_2Cr_2O_4$ ap. prokázáno, že v mřížce vedle kationtů skutečně oxoanionty nebo hydroxoanionty existují, nemají se označovat jako soli, ale jako podvojné oxidy či podvojné hydroxidy. Za jejich název je možné uvést do závorky kurzivou strukturní typ látky. Je-li název strukturního typu současně mineralogickým názvem, použije se běžného písma. Např.:

| | |
|---|---|
| $MgTiO_3$ | trioxid hořečnato-titaničitý (typ *ilmenit*) |
| $CaTiO_3$ | trioxid vápenato-titaničitý (perowskit) |
| $NaNbO_3$ | trioxid sodno-niobičný (typ *perowskit*) |
| $Na_2Al_2O_4$ | tetraoxid sodno-hlinitý (typ *spinel*) |

### 2.3.7 Adiční sloučeniny

Adiční sloučeniny obsahující např. vodu, peroxid vodíku a amoniak nemají být označovány jako hydráty, peroxohydráty a amoniakáty. Těchto názvů lze použít, pokud nechceme nebo nemůžeme specifikovat v názvu sloučeniny způsob



vazby. Počet adovaných molekul se vyjádří číslovkovou předponou a název základní sloučeniny se uvede v genitivu. Tyto názvy je však třeba považovat za triviální. Např.:

| | |
|---|---|
| $BaCl_2.2H_2O$ | dihydrát chloridu barnatého |
| $NaBO_2.xH_2O_2$ | peroxohydrát dioxoboritanu sodného |
| $AlCl_3.xNH_3$ | amoniakát chloridu hlinitého |
| $CaSO_4.\frac{1}{2}H_2O$ | hemihydrát síranu vápenatého |

Doporučuje se tvořit názvy a vzorce adičních a různých mřížkových sloučenin (klathrátů) přednostně z názvů a vzorců jednotlivých zúčastněných sloučenin. K oddělení složek se v názvu používá pomlček, ve vzorci teček. Počet molekul složek je v názvu adiční sloučeniny vyznačen arabskými čísly navzájem oddělenými dvojtečkami v závorce za názvy složek. Ve vzorci je počet molekul vyznačen arabskými čísly před vzorcem každé složky. Sloučeniny boru a voda jsou uváděny vždy naposled, ostatní v pořadí jejich počtu. Při stejném počtu více druhů složek se složky řadí abecedně podle názvů. Např.:

| | |
|---|---|
| $3CdSO_4.8H_2O$ | síran kademnatý-voda (3 : 8) *(čti tři ku osmi)* |
| $K_2SO_4.Al_2(SO_4)_3.24H_2O$ | síran draselný-síran hlinitý-voda (1 : 1 : 24) |
| $CaCl_2.8NH_3$ | chlorid vápenatý-amoniak (1 : 8) |
| $NH_3.BF_3$ | amoniak-fluorid boritý (1 : 1) |
| $TeCl_4.2PCl_5$ | chlorid telluričitý-chlorid fosforečný (1 : 2) |
| $BF_3.2H_2O$ | fluorid boritý-voda (1 : 2) |
| $8H_2S.46H_2O$ | sulfan-voda (8 : 46) |
| $8Kr.46H_2O$ | krypton-voda (8 : 46) |
| $[Fe(H_2O)_6]SO_4.H_2O$ | síran hexaaquaželeznatý-voda (1 : 1) |

## 2.4 NÁZVOSLOVÍ KOORDINAČNÍCH SLOUČENIN

Koordinačními neboli komplexními sloučeninami jsou sloučeniny, ve kterých vaznost centrálního atomu je vyšší než jeho oxidační číslo. Pravidel tvorby názvosloví komplexních sloučenin lze užívat i pro sloučeniny, které výše uvedené definici neodpovídají. Můžeme tak využít výhod pravidel názvosloví koordinační sloučenin i pro jednoduché anorganické sloučeniny. Nemělo by se jich však používat v případech, kdy k jednoznačnosti postačí jednoduchý racionální název.

Komplexní sloučenina může obsahovat buď komplexní anion nebo komplexní kation, může obsahovat komplexní kation i komplexní anion současně, nebo může být elektroneutrální molekulou. Komplexní ionty a komplexní elektroneutrální molekuly označujeme jako **koordinační částice.** Názvosloví koordinačních sloučenin je podvojné. U sloučeniny, která má komplexni kation a jednoduchý anion, je podstatným jménem název jednoduchého aniontu a přídavným jménem název koordinační částice, např. chlorid hexaamminkobaltitý $[Co(NH_3)_6]Cl_3$. U sloučeniny, která má komplexní anion a jednoduchý kation, je

podstatným jménem název komplexní částice a přídavným jménem název jednoduchého kationtu, např. tetrahydridohlinitan lithný $Li[AlH_4]$, popř. může být kation označen podstatným jménem v genitivu, např. hexachloroplatičitan nitrylu $NO_2[PtCl_6]$. Obsahuje-li koordinační sloučenina komplexní anion i komplexní kation, je podstatné jméno aniontu i přídavné jméno kationtu odvozeno od názvů koordinačních částic, např. tetrachloroplatnatan tetraamminplatnatý $[Pt(NH_3)_4][PtCl_4]$. V názvu elektroneutrální koordinační sloučeniny je přídavným jménem název vlastní koordinační částice a podstatným jménem název „komplex“, např. $[Co(NH_3)_3Cl_3]$ komplex triammin-trichlorokobaltitý, resp. triammin-trichlorokobaltitý komplex.

**Koordinační částice** se skládají z **centrálního** (středového) **atomu** a z koordinujících (donorových) částic čili **ligandů**. V sumárních a funkčních vzorcích koordinačních částic se centrální atom uvádí na prvním místě a za ním následují symboly ligandů. Vzorec koordinační částice se dává do hranaté (Wernerovy) závorky. Náboj koordinační částice se rovná součtu oxidačních čísel centrálních atomů a nábojů ligandů a v názvu sloučeniny může být označen číslem Ewensovým-Bassettovým. Název koordinační částice je jednoslovný a skládá se z názvu ligandů a z názvu centrálního atomu. Počet ligandů, který se váže na centrální atom, se vyjadřuje jednoduchými číslovkovými předponami. K vyznačení počtu složitějších ligandů, a v případech, kde by mohlo dojít při užití jednoduchých číslovkových předpon k nejasnostem, se používá číslovkových předpon násobných. Název ligandu, jemuž předchází násobná číslovková předpona, se dává do závorky. Je-li třeba ve vzorci použít závorek různého druhu, používají se v komplexní částici zpravidla v pořadí $[\{( )\}]$. Strukturních předpon se užívá obvyklým způsobem.

**Centrální atom** je charakterizován koordinačním číslem a oxidačním číslem. Koordinační číslo odpovídá počtu kovalentních vazeb, kterými se centrální atom váže s ligandy v koordinační sféře. Kladné oxidační číslo centrálního atomu se vyjadřuje názvoslovným zakončením příslušného oxidačního čísla. Nulové oxidační číslo žádné zakončení nemá a používá se buď v nominativu nebo v genitivu. Má-li centrální atom záporné oxidační číslo, má jeho název zakončení **-id**.

| | |
|---|---|
| $K_4[Fe(CN)_6]$ | hexakyanoželeznatan draselný |
| $K_3[Fe(CN)_6]$ | hexakyanoželezitan draselný |
| $K_4[Ni(CN)_4]$ | tetrakyanonikl(4–) tetradraselný nebo tetradraselná sůl tetrakyanoniklu(4–) |
| $[Co_2(CO)_8]$ | oktakarbonyldikobalt nebo oktakarbonyl dikobaltu |
| $Na_2[Fe(CO)_4]$ | tertakarbonylferrid(2–) sodný |
| $Na[Co(CO)_4]$ | tetrakarbonylkobaltid(1–) sodný |

**Ligandy** vytvářejí koordinační sféru komplexní částice. Ligand je charakterizován vazností, která udává, kolika kovalentními vazbami se váže na centrální atom. Ligand s jedním donorovým atomem se označuje jako



**monodonorový**. Obsahuje-li ligand více donorových atomů, označuje se jako ligand **polydonorový**. **Chelátový ligand** je ligand, který se k témuž centrálnímu atomu váže více donorovými atomy; koordinační sloučenina s takovýmto chelátovým atomem se nazývá **chelát**. **Můstkový ligand** se váže k více než k jednomu centrálnímu atomu. Koordinační sloučeniny s větším počtem centrálních atomů, které jsou spojeny můstkovými ligandy, jsou **komplexy vícejaderné** (polycentrické). Ligandy mohou být **aniontové** (s obecným označním „aniono“), **neutrální** a **kationtové**. Ve vzorcích i v názvech koordinačních částic se ligandy uvádějí v abecedním pořadí, aniž se bere zřetel na jejich počet; číslovkové předpony v názvech ligandů se však berou v úvahu pouze tehdy, jsou-li součástí názvu ligandu a nemají pouze číselný význam. Např. ligand s názvem „di**a**mmin“ je řazen podle **a**, ale ligand s názvem „**d**imethylamin“ je řazen podle **d**. Obsahuje-li koordinační částice několik různých ligandů, oddělují se jejich názvy pomlčkou. Poslední ligand se od názvu centrálního atomu již pomlčkou neodděluje. Vyskytují-li se v názvu písemné symboly prvků, řecká písmena či strukturní předpony, oddělují se rovněž pomlčkou. Např.:

| | |
|---|---|
| $[Co(NH_3)_5(H_2O)]Cl_3$ | chlorid pentaammin-aquakobaltitý |
| *trans*-$[Co(NH_3)_3(H_2O)Cl_2]Cl$ | chlorid *trans*-triammin-aqua-dichlorokobaltitý |
| $K[Au(CN)_4]$ | tetrakyanozlatitan(1–) draselný |
| $[Co(NH_3)_4)Cl_2]Cl$ | chlorid *cis*-tetraammin-dichlorokobaltitý |
| $[Pt(NH_3)Cl_2(C_2H_4)]$ | ammin-dichloro-(ethylen)platnatý komplex |

Názvy **aniontových ligandů** odvozených od aniontů oxokyselin se tvoří od mezinárodního označení solí připojením zakončení **-o**. Např.:

| symbol | ion | ligand |
|---|---|---|
| $SO_4^{2-}$ | síran | sulfato |
| $SO_3^{2-}$ | siřičitan | sulfito |
| $S_2O_3^{2-}$ | thiosíran | thiosulfato |
| $CO_3^{2-}$ | uhličitan | karbonato |
| $NO_3^-$ | dusičnan | nitrato |
| $H_2PO_4^-$ | dihydrogenfosoforečnan | dihydrogenfosfato |

Názvy organických aniontových ligandů se tvoří obdobně. Např.:

| symbol | ion | ligand |
|---|---|---|
| $CH_3COO^-$ | octan | acetato |
| $(CH_3)_2N^-$ | dimethylamid | dimethylamido |
| $CH_3CONH^-$ | acetamid | acetamido |

Řada názvů aniontových ligandů jsou většinou zkrácenými názvy odpovídajících aniontů solí se zakončením **-o**. Např.:

| symbol | ion | ligand | symbol | ion | ligand |
|---|---|---|---|---|---|
| $F^-$ | flurid | fluoro | $HO_2^-$ | hydrogenperoxid | hydrogenperoxo |
| $Cl^-$ | chlorid | chloro | $S^{2-}$ | sulfid | thio |
| $Br^-$ | bromid | bromo | $S_2^{2-}$ | disulfid | disulfido |

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| $I^-$ | jodid | jodo | $HS^-$ | hydrogensulfid | merkapto |
| $O^{2-}$ | oxid | oxo | $CN^-$ | kyanid | kyano |
| $OH^-$ | hydroxid | hydroxo | $SCN^-$ | thiokyanatan | thiokyanato |
| $O_2^{2-}$ | peroxid | peroxo | $CH_3O^-$ | methoxid | methoxo |
| $H^-$ | hydrid | hydrido | $CH_3S^-$ | methanthiolat | methanthiolato |

V některých případech se odlišný způsob vazby ligandu vyznačuje jeho odlišným názvem, např. thiokyanato (–SCN) a isokyanato (–NCS), nitro (–$NO_2$) a nitrito (–ONO). Není-li informace o struktuře k dispozici, užívá se názvů thiokyanato a nitrito.

Příklady koordinačních sloučenin s aniontovými ligandy:

| | |
|---|---|
| $K_2[Zn(OH)_4]$ | tetrahydroxozinečnatan draselný |
| $[Na[B(NO_3)_4]$ | tetranitratoboritan sodný |
| $[Co(NH_3)_5(N_3)]SO_4$ | síran pentaammin-azidokobaltitý |
| $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ | bis(thiosulfato)stříbrnan sodný |
| $Li[Sb(OH)_6]$ | hexahydroxoantimoničnan lithný |
| $Na_3[AsS_4]$ | tetrathioarseničnan sodný |
| $Cs[ICl_4]$ | tetrachlorojoditan cesný |
| $K[Au(OH)_4]$ | tetrahydoxozlatitan draselný |
| $Na[Au(S_2)S]$ | disulfido-thiozlatitan sodný |

Názvy **neutrálních a kationtových ligandů** se používají bez názvoslovných zakončení. Neutrální ligandy s výjimkou ligandů aqua $H_2O$, ammin $NH_3$, nitrosyl NO a karbonyl CO se v názvech dávají do závorek.

| | |
|---|---|
| $K[PtCl_3(C_2H_4)]$ | trichloro-(ethylen)platnatan(1−) draselný |
| $[Ru(NH_3)_5(N)_2)]Cl_2$ | chlorid pentaammin-(dinitrogen)ruthenatý(2+) |
| $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ | chlorid hexaaquachromitý |
| $[Co(NH_3)_6]Cl(SO_4)$ | chlorid-síran hexaamminkobaltitý |
| $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ | chlorid pentaammin-chlorokobaltitý |
| $Na_2[Fe(CN)_5(NO)]$ | pentakyano-nitrosylželezitan(2−) sodný |
| $Na[Co(CO)_4]$ | tetrakarbonylkobaltid(1−) sodný |

Obsahují-li koordinační částice jako ligandy uhlovodíkové skupiny, které se v interakci s kovem chovají jako anionty, uvede se jejich název bez zakončení **-o**; při výpočtu náboje koordinační částice se považují za anionty. Např. tetrafenylboritan(1-) draselný $K[B(C_6H_5)_4]$.

Pro některé ligandy se někdy v názvech i ve vzorcích používá **názvoslovných zkratek.** Aby se zabránilo nejasnostem, je třeba při jejich používání dodržovat některá pravidla: V každém textu musí být všechny použité zkratky vysvětleny, zkratka nesmí být tvořena více než čtyřmi písmeny, nesmí obsahovat pomlčky a jiná rozdělovací znaménka a píší se malými počátečními písmeny. Malými písmeny se píší proto, aby nedošlo k záměně se zkrácenými symboly pro organické skupiny, jako např. Me-methyl, Et-ethyl, Ph-fenyl ap.



Velkým písmenem L se píše pouze zkratka pro obecné označení „ligand“ a M pro obecné označení „centrální atom“. Příkladem užití názvoslovných zkratek pro ethylendiamin a pro pyridin jsou např. sloučeniny:

| | |
|---|---|
| $[Cr(en)_2]Cl_3$ | chlorid tris(ethylendiamin)-chromitý |
| $[Pt(py)_4][PtCl_4]$ | tetrachloroplatnatan tetrakis(pyridin)platnatý |

# 3 ZÁKLADNÍ CHEMICKÉ POJMY A VÝPOČTY

**Protonové (atomové) číslo Z**

- udává počet protonů v jádře atomů daného prvku
- udává, kolika elementárním nábojům se rovná celkový kladný náboj daného jádra
- udává počet elektronů v elektroneutrálním stavu atomu
- udává pořadové číslo a postavení prvku v Mendělejevově periodické soustavě prvků

Protonové číslo zapisujeme vlevo dole u značky prvku $_Z\mathbf{X}$, např.: $_6\mathbf{C}$

**Neutronové číslo N**

- udává počet neutronů v jádře atomu

**Nukleonové (hmotnostní) číslo A**

- udává počet protonů a neutronů (nukleonů) v jádře atomu

Nukleonové číslo zapisujeme vlevo nahoře u značky prvku $^A\mathbf{X}$, např. $^{12}\mathbf{C}$

Pro výpočet nukleonového čísla platí : $\mathbf{A = Z + N}$

**Nuklid**

- látka složená ze zcela totožných atomů se shodným protonovým i nukleonovým číslem

**Izotopy**

- nuklidy, které mají shodná protonová čísla, ale rozdílná nukleonová čísla
- mají stejné chemické vlastnosti, ale odlišné fyzikální vlastnosti

**Prvek**

- látka složená z atomů se shodným protonovým číslem

**Monoizotopické prvky**

- prvky tvořeny pouze jedním druhem nuklidu, např. beryllium, fluor, sodík, hliník

**Polyizotopické prvky**

- prvky složeny z více druhů nuklidů, např. kyslík tvoří tři izotopy $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$

## 3.1 HMOTNOST ATOMŮ A MOLEKUL

Hmotnost atomu je hodnota jeho klidové hmotnosti. Můžeme jí vyjádřit v kilogramech, v atomových hmotnostních jednotkách nebo jako relativní atomovou hmotnost.

Hmotnosti atomů vyjádřené v kilogramech jsou číselně velice malé hodnoty a práce s nimi je nepřehledná. Např. hmotnost jednoho atomu izotopu vodíku $m(^{1}_{1}H) = 1{,}67355.10^{-27}$ kg. Proto byla zavedena **atomová hmotnostní jednotka u**, která je definována jako 1/12 hmotnosti atomu nuklidu $^{12}_{6}C$

$$m_u = \frac{1}{12}\, m(^{12}_{6}C) \qquad m_u = [kg]$$

kde $m_u$ je hmotnost atomové hmotnostní jednotky v kg

$m(^{12}_{6}C)$ hmotnost nuklidu $^{12}_{6}C$ v kg

Číselná hodnota atomové hmotnostní jednotky **$m_u = 1{,}66056.10^{-27}$ kg.**

Porovnáním hmotností jednotlivých atomů s hmotností atomové hmotnostní jednotky lze vyjádřit hmotnost atomů jako **relativní atomové hmotnosti $A_r(X)$**. Relativní atomová hmotnost udává kolikrát je hmotnost daného atomu větší než 1/12 hmotnosti atomu $^{12}_{6}C$ (atomová hmotnostní jednotka).

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

kde $A_r(X)$ je relativní atomová hmotnost prvku X
m(X) je hmotnost atomu prvku X
$m_u$ je hmotnost atomové hmotnostní jednotky

Většina prvků se skládá ze dvou či více izotopů. Poměr izotopů bývá vždy stejný, jak ve volném prvku, tak i ve sloučeninách. Pro přírodní směs izotopů jednoho prvku užíváme **střední relativní atomovou hmotnost** $\overline{A}_r(X)$. Ta je určena jako aritmetický průměr relativních hmotností jednotlivých izotopů v jejich poměrném zastoupení v přírodní směsi.



$$\overline{A}_r(X) = \sum_i A_r(^{i}_{Z}X).x(^{i}_{Z}X)$$

kde $A_r(^{i}_{Z}X)$ je relativní hmotnost i-tého nuklidu daného prvku X

$x(^{i}_{Z}X)$ je molární zlomek i-tého nuklidu v přírodní směsi prvku X

Střední relativní atomová hmotnost prvku je bezrozměrné číslo, které udává, kolikrát je střední hmotnost atomů, přítomných v přirozené izotopické směsi daného prvku větší než 1/12 hmotnosti atomu $^{12}_{6}C$. Střední relativní atomová hmotnost a protonové číslo jsou dvě důležité kvantitativní charakteristiky prvků, které můžeme nalézt v periodické soustavě prvků.

**Střední relativní molekulová hmotnost prvku nebo sloučeniny** $\overline{M}_r(M)$ je bezrozměrné číslo, které určuje, kolikrát je hmotnost molekul daného prvku nebo sloučeniny větší než 1/12 hmotnosti atomu $^{12}_{6}C$ a určuje se součtem středních relativních hmotností atomů, z nichž je složena.

$$\overline{M}_r(M) = \frac{\overline{m}(M)}{m_u} = \sum \overline{A}_r(X)$$

U sloučenin, které nejsou složeny z molekul považujeme za střední relativní molekulovou hmotnost součet středních relativních hmotností všech atomů v jedné vzorcové jednotce (např. NaCl). Pokud to nebude výslovně uvedeno, nebude v dalším textu při používání **relativních atomových i molekulových hmotností $A_r(X)$** a **$M_r(M)$** zdůrazňováno, že se jedná o jejich střední hodnoty. U polyizotopických prvků vyskytujících se v přírodě jde o konstantní směsi izotopů.

$$M_r(M) = \sum A_r(X)$$

Relativní atomové hmotnosti prvků jsou bezrozměrné veličiny, které nalezneme ve všech chemických tabulkách.

**Příklad 1**

Relativní atomová hmotnost zlata je $A_r(Au) = 196{,}9665$. Vypočítejte hmotnost jednoho atomu zlata v kg.

*Řešení:*

$A_r(Au) = 196{,}9665$ $\qquad A_r(Au) = \frac{m(Au)}{m_u}$

$m(Au) = A_r(Au).m_u$
$m(Au) = 196{,}9665.1{,}66056.10^{-27}$ kg
$m(Au) = \underline{3{,}2707.10^{-25}}$ kg
Hmotnost jednoho atomu zlata je $3{,}2707.10^{-25}$ kg.

**Příklad 2**

Klidová hmotnost jednoho atomu jistého prvku je $7{,}4652.10^{-26}$ kg. Určete neznámý prvek.

*Řešení:*

Nejdříve vypočítáme relativní atomovou hmotnost ze vztahu : $A_r(X) = \frac{m(X)}{m_u}$

$$A_r(X) = \frac{7{,}4652.10^{-26}}{1{,}66056.10^{-27}} = \underline{44{,}9559}$$

Relativní atomová hmotnost neznámého prvku je 44,9559 a z tabulek zjistíme, že jde o ***skandium (Sc)***.

**Příklad 3**

Přírodní gallium je směs izotopů $^{69}_{31}Ga$ a $^{71}_{31}Ga$ o atomových hmotnostech 68,9257u a 70,9248u. Obsah obou izotopů vyjádřený molárními zlomky je u nuklidu $^{69}_{31}Ga$ 60,5 % a u nuklidu $^{71}_{31}Ga$ 39,5 %. Vypočítejte střední relativní atomovou hmotnost přírodního gallia.

*Řešení:*

K řešení použijeme vztah $\overline{A}_r(Ga) = \sum_i A_r(^i_Z Ga).x(^i_Z Ga)$,

do kterého dosadíme a vyřešíme.

$\overline{A}_r(Ga) = A_r(^{69}_{31}Ga).x(^{69}_{31}Ga) + A_r(^{71}_{31}Ga).x(^{71}_{31}Ga)$

$\overline{A}_r(Ga) = 68{,}9257.0{,}605 + 70{,}9248.0{,}395$

$\overline{A}_r(Ga) = \underline{69{,}7153}$

Střední relativní atomová hmotnost přírodního gallia je 69,7153.

**Příklad 4**

Měď je směsí dvou izotopů $^{63}_{29}Cu$ a $^{65}_{29}Cu$ o atomových hmotnostech 62,928u a 64,928u. Vyjádřete zastoupení jednotlivých izotopů molárními zlomky, je-li střední atomová hmotnost mědi $\overline{A}_r(Cu) = 63{,}54$.

*Řešení:*

Použijeme vztah pro výpočet střední relativní atomové hmotnosti z předchozího příkladu a sestavíme rovnici:

$\overline{A}_r(Cu) = A_r(^{63}_{29}Cu).x(^{63}_{29}Cu) + A_r(^{65}_{29}Cu).x(^{65}_{29}Cu)$

Molární zlomky vyjádříme pomocí neznámých $x_1$ a $x_2$, kde $x_1 = x(^{63}_{29}Cu)$ a $x_2 = x(^{65}_{29}Cu)$ a řešíme soustavu dvou rovnic o dvou neznámých.

$63{,}54 = 62{,}928\,x_1 + 64{,}928\,x_2$

$1 = x_1 + x_2$

$x_1 = 1 - x_2$

$63{,}54 = 62{,}928.(1 - x_2) + 64{,}928\,x_2$

$x_2 = \underline{0{,}306}$ tedy : $x_2 = 30{,}6\ \%$

$x_1 = 1 - 0{,}306 = \underline{0{,}694}$ $x_1 = 69{,}4\ \%$



Složení mědi v molárních zlomcích je 69,4 % $^{63}_{29}Cu$ a 30,6 % $^{65}_{29}Cu$.

**Příklad 5**

Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost síranu měďnatého.

*Řešení:*

Relativní molekulovou hmotnost určíme součtem relativních atomových hmotností prvků, z nichž je molekula složena: $M_r(M) = \sum A_r(X)$

$M_r(CuSO_4) = A_r(Cu) + A_r(S) + 4.A_r(O)$

$M_r(CuSO_4) = 63{,}546 + 32{,}06 + 4.15{,}999$

$M_r(CuSO_4) = \underline{159{,}602}$

Relativní molekulová hmotnost síranu měďnatého je 159,602.

## Příklady k procvičování

**3.1.1**

Vypočítejte hmotnost jednoho atomu stříbra v kg, je-li jeho relativní atomová hmotnost 107,8.

**3.1.2**

Relativní atomová hmotnost cesia je 132,906. Vypočítejte hmotnost jednoho atomu cesia v kg.

**3.1.3**

Klidová hmotnost jednoho atomu jistého prvku je $1{,}49653.10^{-26}$ kg. Určete, který je to prvek.

**3.1.4**

Jistý prvek má klidovou hmotnost atomu $3{,}158.10^{-25}$ kg. Určete neznámý prvek.

**3.1.5**

Přírodní bor je směs izotopů $^{10}_5B$ a $^{11}_5B$ v molárním poměru 19,9 : 80,1. Hmotnosti jednotlivých izotopů jsou $m(^{10}_5B) = 1{,}66272.10^{-26}$ kg a $m(^{11}_5B) = 1{,}82816.10^{-26}$ kg. Vypočítejte střední relativní atomovou hmotnost přírodního boru.

**3.1.6**

Přírodní lithium je směs izotopů $^6_3Li$ a $^7_3Li$. Složení směsi vyjádřené molárními zlomky je 7,98 % nuklidu $^6_3Li$ a 92,02 % nuklidu $^7_3Li$. Vypočtěte hmotnost atomu izotopu $^7_3Li$ v kg, je-li hmotnost atomu druhého izotopu $m(^6_3Li) = 6{,}023u$ a střední atomová hmotnost lithia 6,941.

**3.1.7**

Vypočítejte izotopické složení přírodní směsi vodíku v molárních zlomcích, jestliže střední relativní atomová hmotnost vodíku je 1,00797, relativní atomová hmotnost izotopu $^1_1H$ je 1,00782 a izotopu $^2_1H$ je 2,0141.

**3.1.8**

Jaké je izotopické složení přírodní směsi uhlíku v molárních zlomcích. Střední relativní atomová hmotnost uhlíku je 12,01115 a relativní atomové hmotnosti obou izotopů $^{12}_{6}C$ a $^{13}_{6}C$ jsou 12,0000 a 13,00632.

**3.1.9**

Přírodní dusík je směs dvou izotopů $^{14}_{7}N$ a $^{15}_{7}N$. Složení přírodní směsi v molárních zlomcích je 99,64 % nuklidu $^{14}_{7}N$ a 0,36 % nuklidu $^{15}_{7}N$. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost izotopu $^{15}_{7}N$, znáte-li hmotnost atomu druhého izotopu $m(^{14}_{7}N)$ = 14,00307u a střední relativní atomovou hmotnost dusíku 14,0067.

**3.1.10**

Stříbro je směs izotopů $^{107}_{47}Ag$ a $^{109}_{47}Ag$. Vyjádřete složení přírodního stříbra v molárních zlomcích, víte-li že na jeden atom nuklidu $^{109}_{47}Ag$ připadá 1,0555 atomů nuklidu $^{107}_{47}Ag$.

**3.1.11**

Chlor je směs izotopů $^{35}_{17}Cl$ a $^{37}_{17}Cl$. Kolik atomů nuklidu $^{35}_{17}Cl$ připadá na jeden atom nuklidu $^{37}_{17}Cl$, jestliže procentové vyjádření molárního zlomku izotopu $^{35}_{17}Cl$ je 75,4 % ?

**3.1.12**

Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost :

a) manganistanu draselného
b) dihydrátu chloridu barnatého
c) hexafluoroantimoničnanu draselného
d) dekahydrátu tetraboritanu disodného
e) dodekahydrátu síranu draselno-chromitého

## 3.2 LÁTKOVÉ MNOŽSTVÍ

Množství dvou či více látek lze porovnávat na základě veličiny **látkové množství [n]**. Látkové množství je základní veličina soustavy SI se základní jednotkou **mol**.

Mol je látkové množství v systému, který obsahuje právě tolik elementárních jedinců (entit), kolik je atomů v 0,012 kg uhlíku $^{12}_{6}C$. Tento počet je číselně vyjádřen **Avogadrovou konstantou [$N_A$]**. Avogadrova konstanta je dána počtem atomů obsažených v 0,012 kg izotopu $^{12}_{6}C$.

$$N_A = \frac{0{,}012}{m(^{12}_{6}C)} = \frac{1.10^{-3}}{m_u} = 6{,}022.10^{23}\ mol^{-1}$$



V jednom molu jakékoliv látky je tedy vždy obsaženo $6{,}022.10^{23}$ elementárních jedinců (přesně definovaných entit) z nichž je látka složena. Těmito základními jedinci mohou být atomy, molekuly, ionty, chemické ekvivalenty, elektrony, popř. i jiné částice či přesně určená seskupení těchto částic.

Chemický ekvivalent je formální zlomek molekuly, atomu či iontu, který při dané reakci je ekvivalentní jednomu atomu vodíku nebo jednomu elektronu, popř. jednomu elementárnímu náboji nesenému iontem.

Veličiny vztažené na jednotkové látkové množství se označují jako **molární** a veličiny vztažené na jednotkové množství hmotnosti označujeme jako **měrné**.

**Molární hmotnost [M]** vyjadřuje hmotnost látkového množství jednoho molu základních entit. Jednotkou je **kg.mol$^{-1}$**.

$$M = \frac{m}{n} \qquad [M] = kg.mol^{-1}$$

Pro správný výpočet je nutné přesně specifikovat o jakou elementární entitu se jedná a zapsat ji do závorky M(X). Molární hmotnost kyslíku je označení nepřesné. Je třeba označit molární hmotnost atomu kyslíku $M(O) = 16.10^{-3}$ kg.mol$^{-1}$ nebo molární hmotnost molekuly kyslíku $M(O_2) = 32.10^{-3}$ kg.mol$^{-1}$. Molární hmotnost vyjadřujeme v hlavních jednotkách soustavy SI (kg.mol$^{-1}$), zejména dosazujeme-li do vztahů, kde jsou ostatní veličiny rovněž uváděny v základních jednotkách soustavy SI. Při běžných výpočtech je možné používat dílčí jednotky **g.mol$^{-1}$**.

Z definice relativní hmotnosti přesně specifikované entity $M_r$ (X) a molární hmotnosti téže entity M(X) vyplývá, že relativní molekulová hmotnost je číselně $10^3$krát větší ve srovnání s molární hmotností uvedenou v základních jednotkách soustavy SI. Číselně je rovna molární hmotnosti vyjádřené v g.mol$^{-1}$.

**Molární objem [$V_m$]** vyjadřuje objem, který zaujímá jeden mol dané látky za stanovených teplotních a tlakových podmínek.

$$V_m = \frac{V}{n} \qquad [V_m] = m^3.mol^{-1}$$

**Standardní molární objem [$V^o_m$]** je objem jednoho molu ideálního plynu za standardních podmínek, tj. tlaku $p_o$ = 101 325 Pa a teploty $T_o$ = 273,15 K. Číselná hodnota tohoto objemu je $V^o_m = 22{,}41.10^{-3}$ m$^3$.mol$^{-1}$. $V^o_m$ je konstanta plynoucí z Avogadrova zákona, podle něhož platí, že stejné objemy plynů za stejných stavových podmínek obsahují stejný počet molekul.

**Avogadrova konstanta [$N_A$]** je dána podílem počtu částic látky N a látkového množství n.

$$N_A = \frac{N}{n} \qquad [N_A] = mol^{-1}$$

**Hustota [ρ]** udává jaká je hmotnost jednoho m$^3$ látky v kg. Hlavní jednotkou je **kg.m$^{-3}$**.

$$\rho = \frac{m}{V} \qquad [\rho] = kg.m^{-3},\ g.cm^{-3}$$

**Relativní hustota [$\rho_r$]** je bezrozměrná veličina, která vyjadřuje hustotu dané látky $\rho$ v poměru k hustotě srovnávací látky $\rho_v$ při stanovených podmínkách. Obdobně lze vyjádřit i poměrem molární hmotnosti dané látky M k molární hmotnosti látky srovnávací $M_v$.

$$\rho_r = \frac{\rho}{\rho_V} = \frac{M}{M_v}$$

**Standardní hustota [$\rho_o$]** je hustota dané látky za standardních podmínek tlaku $p_o$ a teplotě $T_o$. Standardní hustoty nejběžnějších srovnávacích látek - pro kapaliny $\rho_o$(voda) = 1000 kg.m$^{-3}$ a pro plyny $\rho_o$(vzduch) = 1,292 kg.m$^{-3}$. Molární hmotnost vzduchu za standardních podmínek je 28,964.10$^{-3}$ kg.mol$^{-1}$.

Objemy plynů v příkladech pokud není uvedeno jinak jsou uváděny vždy za standardních podmínek (s.p.), tj. tlaku 101 325 Pa a teploty 273,15 K.

**Příklad 1**

Určete látkové množství a hmotnost $1.10^{23}$ atomů zlata. Relativní atomová hmotnost zlata je $A_r$(Au) = 196,9665.

*Řešení:*

a) úvahou

Jeden mol zlata obsahuje $6,022.10^{23}$ atomů zlata a má hmotnost 196,9665 g.

1 mol Au ..... $6,022.10^{23}$ atomů Au ..... 196,9665 g

x molů Au ..... $1.10^{23}$ atomů Au ..... y g

$$x = \frac{1.10^{23}}{6,022.10^{23}} = \underline{0,166} \text{ mol Au} \qquad y = \frac{196,9665.10^{23}}{6,022.10^{23}} = \underline{32,708} \text{ g Au}$$

b) z definice

$$n = \frac{N}{N_A} \qquad m = n.M$$

$$n(Au) = \frac{1.10^{23}}{6,022.10^{23}} \qquad m(Au) = \frac{1.10^{23}}{6,022.10^{23}}.196,9665$$

$$n(Au) = \underline{0,166} \text{ mol} \qquad m(Au) = \underline{32,708} \text{ g}$$

$1.10^{23}$ atomů zlata odpovídá látkovému množství 0,166 mol a hmotnosti 32,708 g.

**Příklad 2**

Kolik atomů mědi je obsaženo ve 127 g mědi? Relativní atomová hmotnost mědi je 63,546.

*Řešení:*

Ze vztahu $N_A = \frac{N}{n}$ vyplývá $N = N_A.n$, po dosazení za $n = \frac{m}{M}$ dostaneme

$$N = N_A.\frac{m}{M}$$



$$N(Cu) = 6,022.10^{23}.\frac{127}{63,546}$$

$$N(Cu) = \underline{1,204.10^{24}} \text{ atomů}$$

Ve 127 g mědi je obsaženo $1,204.10^{24}$ atomů.

**Příklad 3**

Vypočítejte, kolik molekul kyslíku bude za standardních podmínek v nádobě o objemu 10 dm$^3$. Jakému látkovému množství a jaké hmotnosti tento objem odpovídá?

*Řešení*:

Látkové množství kyslíku zjistíme ze vztahu $n = \frac{V}{V_m}$

$$n(O_2) = \frac{10}{22,41} = \underline{0,4462} \text{ mol}$$

Počet molekul kyslíku zjistíme pomocí Avogadrovy konstanty a hmotnost pomocí molární hmotnosti.

$N = n.N_A$ $\qquad$ $m = n.M$

$N(O_2) = 0,4462.6,022.10^{23}$ $\qquad$ $m(O_2) = 0,4462.31,9988$

$N(O_2) = \underline{2,687.10^{23}}$ molekul $\qquad$ $m(O_2) = \underline{14,2779}$ g

Objem 10 dm$^3$ kyslíku obsahuje $2,687.10^{23}$ molekul, odpovídá hmotnosti 14,28 g a látkovému množství 0,4462 mol $O_2$.

## Příklady k procvičování

**3.2.1**

Jaký objem zaujímá za s.p. $1.10^{27}$ entit vzduchu? Určete jejich hmotnost a látkové množství, je-li molární hmotnost vzduchu 28,964 g.mol$^{-1}$.

**3.2.2**

Vypočítejte látkové množství a počet atomů rtuti, jejíž hmotnost je 1 mg.

**3.2.3**

Vypočítejte látkové množství, objem za s.p., počet molekul a počet atomů v 56 g plynného dusíku.

**3.2.4**

Vyjádřete v gramech celkovou hmotnost $4,5165.10^{23}$ atomů vápníku a látkového množství vápníku 0,25 mol.

**3.2.5**

Jaké celkové látkové množství oxidu siřičitého za s.p. představuje 0,25 mol $SO_2$, 48 g $SO_2$ a 44,8 dm$^3$ $SO_2$?

**3.2.6**

Porovnejte navzájem hmotnosti $3{,}011.10^{23}$ atomu molybdenu, 3 mol atomů kyslíku a 48 g Zn.

**3.2.7**

Porovnejte navzájem hmotnosti $3{,}011.10^{25}$ atomů Ca, 1 kg peří, 50 mol kyslíku $O_2$ a 1,2 $m^3$ oxidu uhličitého za s.p..

**3.2.8**

Kolik g zinku je třeba přidat k $1.10^{23}$ atomům zinku, aby výsledné látkové množství bylo stejné jako představuje 11,2 $dm^3$ plynného dusíku za s.p.?

**3.2.9**

Vyjádřete látkové množství jedné tuny uhličitanu vápenatého. Jaký objem oxidu uhličitého se může za s.p. z tohoto množství uvolnit?

**3.2.10**

Vypočítejte hmotnost a objem za s.p. $1{,}125.10^{27}$ molekul methanu.

**3.2.11**

Jakého látkového množství křemíku je zapotřebí pro reakci s uhlíkem o hmotnosti 6 kg, má-li vzniknout sloučenina, v níž na 1 atom uhlíku připadá 1 atom křemíku?

**3.2.12**

Určete látkové množství odpovídající 243 g hexachloroplatičitanu draselného a 1,55 t fosforečnanu trivápenatého.

**3.2.13**

Určete látková množství dusíku a vodíku slučujících se za vzniku 511g amoniaku. Vyjádřete objem za s.p. a látkové množství výsledného plynu.

**3.2.14**

Jaké látkové množství vody vznikne sloučením vodíku o objemu 20 $m^3$ za s.p. a kyslíku o hmotnosti 14,5 kg? Který z obou plynů zůstane v přebytku a jaké bude látkové množství, objem a hmotnost nesloučeného plynu?

**3.2.15**

Přírodní křemík je směs tří izotopů. Izotopu $^{30}$Si je 3,05 % . Kolik atomů izotopu $^{30}$Si je v 1 g přírodního křemíku?

**3.2.16**

Kovové palladium je schopno pohlcovat vodík v takovém množství, že na jeden atom palladia připadá v průměru 0,6 atomu vodíku. Vypočítejte přírůstek hmotnosti vzorku o původní hmotnosti 10 g.

**3.2.17**

Hustota hliníku je 2,7 $g.cm^{-3}$. Kolik atomů Al obsahuje krychlička z hliníku o hraně 1 mm?

**3.2.18**

Při teplotě 800 $^oC$ je relativní hustota par fosforu ve vztahu ke vzduchu $\rho_r = 4{,}278$ a při 1500 $^oC$ je dvakrát menší. Kolik atomů obsahuje molekula fosforu při teplotě 800 $^oC$ a 1500 $^oC$?



## 3.3 SLOŽENÍ SOUSTAVY

Obecně lze vyjádřit zastoupení látky v soustavě jako podíl množství dané látky a celkového množství všech látek v soustavě. Složení soustavy můžeme vyjádřit v hmotnostních, objemových, molárních množstvích, či v jejich kombinacích.

**Hmotnostní zlomek [$w_A$]**

Hmotnostní zlomek látky A v soustavě je definován vztahem:

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{m_A}{\sum_i m_i}$$

kde $m_A$ je hmotnost látky A v soustavě
$m_S$ je celková hmotnost soustavy
$m_i$ je hmotnost i-té složky soustavy

Součet všech hmotnostních zlomků soustavy je roven jedné. $\sum_i w_i = 1$

Hmotnostní zlomek určité složky soustavy je relativní veličina a nabývá hodnot od nuly do jedné ($0 \le w_i \le 1$). Má-li hmotnostní zlomek hodnotu 0, znamená to, že látka není v soustavě přítomna. Hodnoty 1 pak dosahuje zlomek tehdy, je-li složka v soustavě přítomna sama.

Často se používá vyjádření o hmotnostním složení soustavy v procentech jako **hmotnostní procento** nebo procentový obsah látky v soustavě. V podstatě se jedná jen o hmotnostní zlomek. Protože však procento je jedna setina, tj.1% = 0,01, lze pak hmotnostní zlomek zapsat např. $w_A = 0{,}15$, nebo-li $w_A = 15$ %. Další možná vyjádření hmotnostního zlomku pro malé obsahy látek v soustavě jsou **promile**, tj. jedna tisícina 1 ‰ = 0,001, nebo jednotky **ppm** (parts per milion), které znamenají jednu miliontinu, tedy 1 ppm = $10^{-6}$. Obsah složky v ppm znamená např. hmotnost látky v μg na 1 g soustavy.

**Objemový zlomek [φ]**

Objemový zlomek látky A v soustavě je definován vztahem:

$$\varphi_A = \frac{V_A}{V_S}$$

kde $V_A$ je objem látky A v soustavě
$V_S$ je celkový objem soustavy

Objemový zlomek slouží k vyjadřování složení zejména soustav kapalin a plynů, neboť odměřování objemu kapalin a plynů je snadnější než jejich odvažování. Objemový zlomek je opět relativní veličina, která může nabývat hodnot od 0 do 1. Lze jej rovněž vyjadřovat v **objemových procentech,** popř. jednotkách **promile** či **ppm**.

Všechny objemy musí být měřeny za stejných podmínek. Celkový objem soustavy nelze nahrazovat součtem objemů jednotlivých složek, protože může docházet k objemové kontrakci, popř. objemové dilataci (zmenšení či zvětšení výsledného objemu).

**Molární zlomek [$x_A$]**

Molární zlomek látky A je definován vztahem:

$$x_A = \frac{n_A}{n_S} = \frac{n_A}{\sum_i n_i}$$

kde $n_A$ je látkové množství látky A v soustavě
$n_S$ je celkové látkové množství soustavy
$n_i$ je látkové množství i-té složky soustavy

Součet všech molárních zlomků soustavy je roven jedné. $\sum_i x_i = 1$

Molární zlomky, stejně jako zlomky hmotnostní a objemové, jsou veličiny relativní a mohou nabývat hodnot od 0 do 1. Lze je rovněž vyjadřovat v **molárních procentech** (zápis mol %), **promile** a **ppm**.

Vzhledem k platnosti Avogadrova zákona (stejná látková množství plynů za stejných podmínek zaujímají stejný objem) je obsah složky v soustavě plynů vyjádřený molárním zlomkem rovný objemovému zlomku. Tedy $\varphi_A = x_A$.

**Příklad 1**

V jakém objemu vzduchu je za standardních podmínek obsažen dusík o hmotnosti 20 kg? Objemový zlomek dusíku ve vzduchu je 78,09 %.

*Řešení:*

Nejprve zjistíme látkové množství dusíku o hmotnosti 20 kg podle vztahu: $n = \frac{m}{M}$

$$n(N_2) = \frac{20}{28{,}01.10^{-3}}$$

$$n(N_2) = \underline{714}\ \text{mol}$$

Dále vypočteme objem daného množství dusíku za s.p. podle vztahu : $V = n.V_m^o$

$$V(N_2) = 714.22{,}41.10^{-3}$$

$$V(N_2) = \underline{16}\ m^3$$

A na závěr vypočteme objem vzduchu z objemového zlomku pro dusík : $\varphi_A = \frac{V_A}{V_S}$

$$V_S = \frac{16}{0{,}7809}$$

$$V_S = \underline{20{,}49}\ m^3$$

Dusík o hmotnosti 20 kg je za s.p. obsažen ve 20,49 $m^3$ vzduchu.

**Příklad 2**



V mořské vodě byl zjištěn obsah bromu v podobě bromidů (alkalických kovů a kovů alkalických zemin) hmotnostním zlomkem $w_{Br^-} = 0{,}004$. V jakém množství mořské vody bude obsažen 1 kg bromu ?

*Řešení:*

Obsah bromu v mořské vodě vypočítáme z hmotnostního zlomku : $w_{Br^-} = \frac{m_{Br^-}}{m_S}$

Po úpravě tohoto vztahu vypočteme hmotnost mořské vody : $m_S = \frac{m_{Br^-}}{w_{Br^-}}$

$$m_S = \frac{1}{0{,}004} = \underline{250}\ \text{kg}$$

Jeden kg bromu v podobě bromidů je obsažen ve 250 kg mořské vody.

**Příklad 3**

Hmotnostní obsah sulfidu olovnatého v galenitovém koncentrátu je 90 %. Vypočítejte hmotnost olova vyrobeného z 10 tun koncentrované rudy, jestliže se podařilo získat z celkového obsahu olova 75 %.

*Řešení:*

Hmotnost koncentrované rudy je 10 tun, z hmotnostního obsahu PbS v rudě určíme hmotnost čistého PbS : $m_{PbS} = w_{PbS}.m_S$

$$m_{PbS} = 0{,}9.10$$

$$m_{PbS} = 9\ \text{tun}$$

Hmotnost olova odpovídající příslušné hmotnosti sulfidu olovnatého určíme buď z úměry nebo porovnáním látkového množství :

a) úměra

1 mol Pb odpovídá 1 molu PbS

M(Pb) ..... M(PbS)

207,2 kg Pb ..... 239,2 kg PbS

m kg Pb ..... 9 000 kg PbS

$$m(Pb) = \frac{9000.207{,}2}{239{,}2}$$

$$m(Pb) = \underline{7\ 796}\ \text{kg}$$

b) porovnáním látkového množství

$n(Pb) : n(PbS) = 1 : 1$

$\underline{n(Pb) = n(PbS)}$

$$n(Pb) = \frac{m(PbS)}{M(PbS)} = \frac{9.10^6}{239{,}2} = 37\,625{,}4\ \text{mol}$$

$m(Pb) = n.M$

$m(Pb) = 37\,625{,}4.207{,}2 = \underline{7\ 796}\ \text{kg}$

Toto je hmotnost olova při teoretickém výtěžku 100 %. Skutečnou hmotnost Pb vypočteme :

100 % ..... 7 796 kg Pb

75 % ..... x kg Pb

$$x = 0{,}75.7796$$

$$x = \underline{5\ 847}\ \text{kg} = \underline{5{,}85}\ \text{t}$$

Z 10 tun rudy se vyrobí 5,85 tun olova.

**Příklad 4**

Vypočítejte hmotnostní složení ekvimolární směsi vodíku a dusíku (molární zlomky jsou si rovny).

*Řešení:*

Jelikož nemáme zadané množství, zvolíme jednotkové látkové množství vodíku a dusíku. Tedy celková hmotnost směsi bude :

$$m_S = m(H_2) + m(N_2) = M(H_2) + M(N_2)$$
$$m_S = 2{,}02 + 28{,}01 = 30{,}03 \text{ g}$$

Hmotnostní zlomky jednotlivých složek soustavy vypočítáme podle vztahu:

$$w_A = \frac{m_A}{m_S}, \text{ tedy :}$$

$$w_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{m_S} \qquad w_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{m_S}$$

$$w_{H_2} = \frac{2{,}02}{30{,}03} = 0{,}0673 = \underline{6{,}73}\ \% \qquad w_{N_2} = \frac{28{,}01}{30{,}03} = 0{,}9327 = \underline{93{,}27}\ \%$$

Hmotnostní složení směsi je 6,73 % vodíku a 93,27 % dusíku.

**Příklad 5**

Analýzou směsi oxidu zinečnatého a oxidu rtuťnatého byl zjištěn stejný hmotnostní obsah zinku a kyslíku. Určete molární a hmotnostní poměr obou oxidů ve sledované směsi.

*Řešení:*

Uvažujeme směs oxidů ZnO a HgO. Ze zadání víme, že platí m(Zn) = m(O).

Z hmotnostního poměru těchto prvků přejdeme na jejich molární poměr :

$$m(Zn) = m(O)$$
$$n(Zn).M(Zn) = n(O).M(O)$$
$$n(Zn):n(O) = M(O):M(Zn)$$
$$n(Zn):n(O) = 16 : 65{,}38$$
$$n(Zn):n(O) = \underline{1 : 4{,}08625}$$

Z molárního poměru zinku a kyslíku přejdeme na molární poměr oxidů :

$$n(ZnO) : n(HgO) = \underline{1 : 3{,}08625}$$

Na závěr přejdeme od molárního poměru oxidů k hmotnostnímu poměru oxidů :

$$n(ZnO) : n(HgO) = 1 : 3{,}08625$$
$$\frac{m(ZnO)}{M(ZnO)} : \frac{m(HgO)}{M(HgO)} = 1 : 3{,}08625$$
$$m(ZnO) : m(HgO) = M(ZnO) : 3{,}08625\ M(HgO)$$
$$m(ZnO) : m(HgO) = 81{,}38 : 668{,}48$$
$$m(ZnO) : m(HgO) = \underline{1 : 8{,}2143}$$

Molární poměr oxidu zinečnatého a rtuťnatého je přibližně 1 : 3 a hmotnostní poměr 1 : 8.

## Příklady k procvičování



**3.3.1**

Jaké je látkové množství chloru a křemíku v chloridu křemičitém o hmotnosti 425 g ? Určete hmotnost chloru v uvedeném množství sloučeniny a obsah křemíku hmotnostním i molárním zlomkem.

**3.3.2**

Spálením 1g koksu zbaveného vlhkosti vznikl objem oxidu uhličitého 1,68 $dm^3$ za s.p. Vyjádřete obsah nespalitelných látek hmotnostním zlomkem.

**3.3.3**

Vypočítejte látkové množství a objem kyslíku, který vzniká spolu s vodou při katalytickém rozkladu 1 kg peroxidu vodíku o hmotnostním zlomku 30 % za s.p..

**3.3.4**

V jakém objemu vzduchu je za standardních podmínek 10 kg kyslíku za s.p., je-li objemový zlomek kyslíku ve vzduchu 20,95 %?

**3.3.5**

Jaká hmotnost argonu je obsažena v 60 $m^3$ vzduchu za s.p., je-li objemový zlomek argonu ve vzduchu 0,93 %?

**3.3.6**

Složení vzduchu v objemových zlomcích je 78,09 % dusíku, 20,95 % kyslíku, 0,93 % argonu a 0,03 % oxidu uhličitého. Vypočítejte kolik molekul je obsaženo v 1 $m^3$ vzduchu a kolik z tohoto počtu připadá na dusík, kyslík a oxid uhličitý. Určete počet entit vzduchu v 1 kg.

**3.3.7**

Vypočítejte hmotnost jednoho litru kyslíku s objemovým zlomkem ozonu 5 %. Určete hmotnost ozonu v tomto objemu za s.p. a vyjádřete složení plynné směsi hmotnostním zlomkem ozonu.

**3.3.8**

V mořské vodě byl zjištěn hmotnostní obsah chloridů 2 % a bromidů 0,006 %. Vypočítejte hmotnost mořské vody obsahující 100 kg chloru nebo 1 kg bromu.

**3.3.9**

Mořská voda má hmotnostní obsah solí 3,5 %. Chloridu sodného je v nich obsaženo 75 %. V jakém množství mořské vody je 100 kg NaCl?

**3.3.10**

Hmotnostní obsah sulfidu olovnatého v galenitovém koncentrátu je 85 %. Vypočítejte hmotnost obohacené rudy potřebnou k výrobě 550 kg olova, jestliže se z celkového obsahu olova podařilo získat 75 %.

**3.3.11**

Z 5 tun koncentrované galenitové rudy bylo vyrobeno 2,8 tun olova. Výroba proběhla se 78 % výtěžkem. Vyjádřete obsah sulfidu olovnatého v koncentrátu hmotnostním zlomkem.

**3.3.12**

Obohacený galenitový koncentrát obsahuje 90 % sulfidu olovnatého vyjádřeno hmotnostním zlomkem. Kolik tun olova lze teoreticky získat z 10 tun koncentrátu? S jakým výtěžkem jsme pracovali, podařilo-li se nám získat 5 tun olova?

**3.3.13**

Kolik kg zinku je možno získat ze 100 kg rudy (ZnS) obsahující 10 % hlušiny, pracujeme-li se 78 % výtěžkem?

**3.3.14**

Ze 6 tun chalkosinu (sulfid měďný) byly získány 3 tuny mědi. Ztráty na mědi činily během výroby 20 %.Vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah mědi v surovině.

**3.3.15**

Zahříváním ekvivalentní směsi práškového železa a síry poklesla celková hmotnost o 5 %. O jakou hodnotu v % se tím zvýšil hmotnostní zlomek železa?

**3.3.16**

Vypočítejte objemový obsah vodíku ve směsi se vzduchem, jestliže kyslík s vodíkem jsou v molárním poměru 1 : 2.

**3.3.17**

Ve sloučenině kovu s kyslíkem je hmotnostní poměr prvků 3 : 2. Jaká je to sloučenina a jakého objemu kyslíku za s.p. je třeba k přípravě 2 g sloučeniny?

**3.3.18**

Směs plynů se skládá z 66 g oxidu uhličitého a 28 g dusíku. Vypočítejte složení směsi v molární zlomcích.

**3.3.19**

Zjistěte složení směsi plynů v hmotnostních zlomcích, obsahuje-li směs 80 objemových % oxidu uhličitého a 20 objemových % vodíku.

**3.3.20**

Složení směsi plynů v hmotnostních zlomcích je 40 % vodíku, 50 % oxidu uhelnatého a 10 % dusíku. Vypočtěte složení této směsi v molárních zlomcích.

**3.3.21**

Po reakci 86 $cm^3$ směsi vodíku s kyslíkem zbylo 5 $cm^3$ kyslíku.Určete objem plynného produktu reakce, objem kyslíku před reakcí a hmotnostní zlomek vodíku před reakcí.

**3.3.22**

V částečně zoxidovaném zinkovém prášku byl zjištěn zinek a kyslík v hmotnostním poměru 10:1. Určete hmotnostní zlomek oxidu zinečnatého ve směsi.

**3.3.23**

Po vysušení zinkového prachu byl zjištěn ve vzorku zinek a oxid zinečnatý v molárním poměru 20:1. O jakou hodnotu se zvýšila hmotnost zinku oxidací? Určete hmotnostní zlomek oxidu zinečnatého.

**3.3.24**



V zinkovém prachu byl analyticky zjištěn hmotnostní obsah zinku 97,6 %. Za předpokladu, že zinek je znečištěn pouze oxidem zinečnatým, vypočítejte hmotnostní obsah ZnO.

**3.3.25**

Oxid měďnatý s hmotnostním obsahem 94 % CuO (zbytek je měď) byl žíháním ve vodíkové atmosféře převeden na měď. Vypočítejte celkový hmotnostní obsah mědi v oxidu měďnatém před redukcí.

**3.3.26**

Částečně zoxidovaný sulfid zinečnatý obsahuje zinek a síru v hmotnostním poměru 3 : 1. Určete složení vzorku hmotnostním obsahem oxidu a sulfidu zinečnatého i jednotlivých prvků z nichž je složen.

**3.3.27**

Směs zinku, oxidu zinečnatého a sulfidu zinečnatého obsahovala celkem 97,04 % zinku a kyslík se sírou v molárním poměru 1 : 1. Určete výsledné hmotnostní složení vzorku.

**3.3.28**

Ve směsi sulfidu a oxidu zinečnatého jsou si hmotnostní obsahy celkového zinku a sulfidu zinečnatého rovny. Určete jejich hmotnostní zlomky.

**3.3.29**

Ve směsi oxidu zinečnatého a oxidu kademnatého jsou zinek s celkovým kyslíkem v hmotnostním poměru 1 : 1. Vypočítejte hmotnostní obsah oxidu kademnatého.

**3.3.30**

Složení směsi plynů v molárních zlomcích je 50 % methanu, 15 % oxidu uhličitého, 30 % oxidu uhelnatého a 5 % ethenu. Vyjádřete celkový obsah uhlíku ve směsi plynů hmotnostním zlomkem.

**3.3.31**

Jeden litr směsi dusíku a oxidu dusnatého za s.p. obsahuje jeden gram dusíku. Určete objemové a hmotnostní složení směsi plynů.

## 3.4 STANOVENÍ EMPIRICKÉHO VZORCE

Častým problémem řešeným v chemických laboratořích je analýza neznámého vzorku. V prvém kroku se provádí kvalitativní analýza, kterou se zjistí prvky přítomné v neznámé sloučenině. V druhém kroku je na řadě kvantitativní analýza, pomocí níž se určuje relativní zastoupení prvků ve sloučenině, tzv. empirický vzorec.

**Empirický vzorec** udává nejjednodušší celistvý poměr počtu atomů prvků (skupin) zastoupených ve sloučenině. Tento vzorec vůbec nepřihlíží ke struktuře sloučenin. V případě stechiometrických sloučenin nazýváme empirický vzorec též **vzorcem stechiometrickým**.

Je-li známá i molární hmotnost sloučeniny (relativní molekulová hmotnost), lze stanovit i **molekulový vzorec**, který udává skutečný počet atomů v jedné molekule.

Sloučenina tvořená z prvků A, B, C má empirický vzorec vyjádřený obecně $A_xB_yC_z$, kde x, y, z jsou stechiometrické bezrozměrné koeficienty určující počet jednotlivých prvků ve sloučenině.

Protože poměr počtu atomů a poměr počtu molů atomů je shodný, lze vyjádřit poměr koeficientů jako poměr látkového množství (molárních zlomků) jednotlivých prvků ve sloučenině :

$$x : y : z = n_A : n_B : n_C = x_A : x_B : x_C$$

Dosadíme-li za látkové množství poměr hmotnosti a molární hmotnosti, lze psát :

$$x : y : z = \frac{m_A}{M(A)} : \frac{m_B}{M(B)} : \frac{m_C}{M(C)}$$

Složení sloučeniny $A_xB_yC_z$ je často též určeno hmotnostními zlomky jednotlivých složek $w_A$, $w_B$, $w_C$. Z definice hmotnostního zlomku vyplývá, že lze poměr hmotností $m_A:m_B:m_C$ v předešlém vztahu nahradit poměrem hmotnostních zlomků:

$$x : y : z = \frac{w_A}{M(A)} : \frac{w_B}{M(B)} : \frac{w_C}{M(C)}$$

Po formální stránce je lepší molární hmotnosti nahradit relativními atomovými či pro skupiny atomů molekulovými hmotnostmi :

$$x : y : z = \frac{w_A}{A_r(A)} : \frac{w_B}{A_r(B)} : \frac{w_C}{A_r(C)} = \frac{w_A}{M_r(A)} : \frac{w_B}{M_r(B)} : \frac{w_C}{M_r(C)}$$

V chemii často používáme i obrácený postup, kdy ze známého vzorce sloučeniny můžeme vypočítat zastoupení jednotlivých prvků nebo skupin ve sloučenině. Složení většinou vyjadřujeme ve hmotnostních zlomcích (procentech).

Vycházíme-li z definice hmotnostního zlomku a z toho, že 1 mol sloučeniny $A_xB_y$ obsahuje x molů látky A a y molů látky B, platí :

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{x.M(A)}{M(A_xB_y)}$$

kde $m_A$ je hmotnost složky A, která je rovna součinu koeficientu x a molární hmotnosti složky A

$m_S$ je celková hmotnost určená molární hmotností sloučeniny $M(A_xB_y)$

Obdobně pak bude pro obsah složky B platit vztah :

$$w_B = \frac{m_B}{m_S} = \frac{y.M(B)}{M(A_xB_y)}$$

**Příklad 1**

Analýzou sloučeniny bylo zjištěno její hmotnostní složení: 32,86 % sodíku, 12,88% hliníku a 54,26 % fluoru. Odvoďte empirický vzorec sloučeniny.

*Řešení:*

Obecný vzorec sloučeniny je $Na_xAl_yF_z$ a pro poměr x : y : z využijeme vztah



$$x : y : z = \frac{w_{Na}}{A_r(Na)} : \frac{w_{Al}}{A_r(Al)} : \frac{w_F}{A_r(F)}$$ , do kterého dosadíme

$$x : y : z = \frac{32,86}{22,9898} : \frac{12,88}{26,9815} : \frac{54,26}{18,9984} = 1,4293 : 0,4774 : 2,8560$$

Nyní upravíme poměr vydělením nejmenším členem poměru a upravíme na poměr nejmenších celých čísel.

$$x : y : z = 2,9939 : 1 : 5,9825 = \underline{3 : 1 : 6}$$

Empirický vzorec sloučeniny je $Na_3AlF_6$.

**Příklad 2**

Hmotnostní složení minerálu leucitu je 21,58 % oxidu draselného, 23,36 % oxidu hlinitého a 55,06 % oxidu křemičitého. Určete jeho empirický vzorec a vyjádřete jej pomocí oxidů.

*Řešení:*

Empirický vzorec si označíme $(K_2O)_x(Al_2O_3)_y(SiO_2)_z$ nebo $xK_2O.yAl_2O_3.zSiO_2$ a určíme koeficienty x, y, z:

$$x : y : z = \frac{w_{K_2O}}{M(K_2O)} : \frac{w_{Al_2O_3}}{M(Al_2O_3)} : \frac{w_{SiO_2}}{M(SiO_2)} = \frac{21,58}{94,196} : \frac{23,36}{101,96} : \frac{55,06}{60,084}$$

$$x : y : z = 0,2291 : 0,2291 : 0,9164 = \underline{1 : 1 : 4}$$

Empirický vzorec minerálu je $K_2O.Al_2O_3.4SiO_2$.

**Příklad 3**

Úplným spálením 0,176 g organické látky tvořené pouze uhlíkem, vodíkem a kyslíkem vzniklo za s.p. 179,3 $cm^3$ oxidu uhličitého a 0,144 g vody. Relativní hustota organické látky v porovnání se vzduchem je $\rho_r = 3,041$. Určete molekulový vzorec sloučeniny.

*Řešení:*

Nejprve vypočteme látkové množství $CO_2$, které spalováním vzniklo :

$$n(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_m} = \frac{0,1793}{22,41} = 0,008 \text{ mol}$$

Protože 1 mol $CO_2$ odpovídá 1 molu C, platí pro látkové množství uhlíku v původním vzorku :

$n(C) = n(CO_2) = 0,008$ mol

Z látkového množství uhlíku určíme hmotnost C v původním vzorku :

$m(C) = n(C).M(C) = 0,008.12 = 0,096$ g

Stejným způsobem postupujeme u vody tak, že určíme látkové množství vody vzniklé při spalování a odpovídající látkové množství a hmotnost vodíku v původním vzorku :

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{0,144}{18} = 0,008 \text{ mol}$$

$n(H) : n(H_2O) = 2 : 1$

$n(H) = 2.n(H_2O) = 2.0,008 = 0,016$ mol

$m(H) = n(H).M(H) = 0,016.1 = 0,016$ g

Dále určíme hmotnost kyslíku v původním vzorku a následně látkové množství :

$m(O) = m - m(C) - m(H) = 0,176 - 0,096 - 0,016$

$m(O) = 0,064$ g

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{0,064}{16} = 0,004 \text{ mol}$$

Vzorec hledané sloučeniny je $C_xH_yO_z$ a platí :

$x : y : z = n(C) : n(H) : n(O)$

$x : y : z = 0,008 : 0,016 : 0,004 = 8 : 16 : 4$

$x : y : z = \underline{2 : 4 : 1}$

Empirický vzorec sloučeniny je $C_2H_4O$, molekulový bude $(C_2H_4O)_n$.

K určení molekulového vzorce potřebujeme znát molární hmotnost, kterou vypočítáme pomocí relativní hustoty ze vztahu $M = \rho_r.M_v$, kde $M_v$ je molární hmotnost vzduchu za s.p.

$M(C_xH_yO_z) = 3,041.28,964 = 88,08$ g.mol$^{-1}$

Protože $M(C_2H_4O) = 44$ g.mol$^{-1}$, je třeba koeficienty z empirického vzorce sloučeniny vynásobit dvěma :

$n = 88 : 44 = 2$, tedy $(C_2H_4O)_2$ nebo-li $C_4H_8O_2$.

Molekulový vzorec sloučeniny je $C_4H_8O_2$.

**Příklad 4**

Vyjádřete hmotnostními zlomky a hmotnostními poměry složení sloučeniny, v níž jsou železo a kyslík v atomárním poměru 3 : 4.

*Řešení:*

Z uvedeného atomárního poměru je zřejmé, že vzorec sloučeniny je $Fe_3O_4$.

Určíme molární hmotnost pomocí tabulek : $M(Fe_3O_4) = 231,55$ g.mol$^{-1}$

Složení sloučeniny v hmotnostních zlomcích vypočítáme ze vztahu :

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{x.M(A)}{M(A_xB_y)}$$

po dosazení tedy : $$w_{Fe} = \frac{3.M(Fe)}{M(Fe_3O_4)} = \frac{3.55,85}{231,55} = \frac{167,55}{231,55} = 0,7236 = \underline{72,36} \%$$

$$w_O = \frac{4.M(O)}{M(Fe_3O_4)} = \frac{4.16}{231,55} = \frac{64}{231,55} = 0,2764 = \underline{27,64} \%$$

Hmotnostní poměr převedeme na poměr co nejmenších celých čísel :

$m_{Fe} : m_O = w_{Fe} : w_O = 0,7236 : 0,2764$

$m_{Fe} : m_O = 2,618 : 1 = \underline{21 : 8}$



Složení $Fe_3O_4$ vyjádřené hmotnostními zlomky je 72,36 % železa a 27,64 % kyslíku a hmotnostním poměrem železa a kyslíku 21 : 8.

**Příklad 5**

Vypočítejte hmotnostní obsah dusíku, železa a vody v hexahydrátu hexakyanoželeznatanu amonného.

*Řešení:*

Určíme molární hmotnost dané sloučeniny pomocí tabulek :

$M\{(NH_4)_4[Fe(CN)_6].6\,H_2O\} = M_S = 392,23$ g.mol$^{-1}$

V molekule této látky je obsaženo 10 atomů dusíku, tedy hmotnostní obsah dusíku vypočítáme ze vztahu :

$$w_N = \frac{10.M(N)}{M_S} = \frac{140,1}{392,23} = 0,3572 = \underline{35,72} \%$$

$$w_{Fe} = \frac{M(Fe)}{M_S} = \frac{55,85}{392,23} = 0,1424 = \underline{14,24} \%$$

$$w_{H_2O} = \frac{6.M(H_2O)}{M_S} = \frac{108,06}{392,23} = 0,2755 = \underline{27,55} \%$$

V hexahydrátu hexakyanoželeznatanu amonného je hmotnostní obsah dusíku 35,72 %, železa 14,24 % a vody 27,55 %.

## Příklady k procvičování

**3.4.1**

Analýzou látky bylo zjištěno, že obsahuje následující hmotnostní složení: 26,58 % draslíku, 35,34 % chrómu a 38,08 % kyslíku. Určete její empirický vzorec.

**3.4.2**

Určete empirický vzorec látky, jejíž hmotnostní složení je 32,3 % sodíku, 22,5 % síry a zbytek připadá na kyslík.

**3.4.3**

Určete molekulový vzorec organické sloučeniny, v jejíž molekule je hmotnostní poměr C : N : H = 6 : 7 : 2, víte-li, že molární hmotnost této látky je 60 g.mol$^{-1}$.

**3.4.4**

Hmotnostní poměr vápníku, uhlíku a kyslíku v určité sloučenině je 5 : 3 : 8. Hydrát této sloučeniny má hmotnostní obsah vody 12,33 %. Určete jeho vzorec.

**3.4.5**

Určete vzorec sloučeniny, která má hmotnostní obsah boru 40,28 % a vodík s dusíkem v hmotnostním poměru 1 : 7. Počet atomů vodíku v molekule je 6.

**3.4.6**

Sloučenina je složena pouze z uhlíku a kyslíku v hmotnostním poměru 1 : 1. Určete její molekulový vzorec, víte-li, že relativní molekulová hmotnost této látky je vyšší než 250 a nižší než 300.

**3.4.7**

V organické sloučenině je hmotnostní obsah vodíku 6,71 %, zbývající prvky uhlík a kyslík jsou v hmotnostním poměru 3 : 4. Určete molekulový vzorec sloučeniny, je-li její molární hmotnost 90 $g.mol^{-1}$.

**3.4.8**

Určete molekulový vzorec organické kyseliny,která má v molekule 6 atomů vodíku o hmotnostním obsahu 1,75 %. Zbývající prvky uhlík a kyslík jsou v hmotnostním poměru 3 : 4.

**3.4.9**

Součástí ložisek draselných solí je též minerál karnalit s hmotnostním složením 14,08 % draslíku, 8,75 % hořčíku, 38,29 % chloru a 38,88 % vody. Určete jeho vzorec. Jak se změní hmotnostní složení, uvažujeme-li bezvodou sůl?

**3.4.10**

Určete molekulové vzorce dvou sloučenin křemíku, kyslíku a vodíku. Obě sloučeniny mají v molekulovém vzorci stejný počet vodíků, ale liší se od sebe hmotnostním složením. Prvá obsahuje 71,81 % křemíku a 7,73 % vodíku a druhá 75,72 % křemíku a 2,72 % vodíku.

**3.4.11**

Úplnou dehydratací 2 g hydrátu síranu železitého klesla hmotnost na 1,425 g. Určete vzorec hydrátu.

**3.4.12**

Úplnou dehydratací poklesla hmotnost hydrátu síranu zinečnatého o 43,8 %. Určete vzorec hydrátu.

**3.4.13**

Určete molekulový vzorec hydrátu chloristanu hořečnatého a vypočítejte hmotnostní ztrátu vznikající při plném vysušení 1300 g hydrátu, poklesne-li při tom hmotnost na 67,38 %.

**3.4.14**

Hydrát sloučeniny sodíku, fosforu a kyslíku má hmotnostní obsah fosforu 8,11 %. Po úplné dehydrataci činil hmotnostní obsah fosforu 18,89 % a sodíku 42,07 %. Jaký vzorec má hydrát?

**3.4.15**

Spálením 0,038 g jisté látky vznikne látkové množství oxidu siřičitého 0,001 mol a oxid uhličitý o objemu 11,2 $cm^3$ za s.p. Vyjádřete hmotnostní poměr prvků ve sloučenině a určete její vzorec.

**3.4.16**

Spálením uhlovodíku bylo zjištěno, že molární poměr při spalování vznikajících oxidu uhličitého a vody je 1 : 1. Určete molekulový vzorec uhlovodíku, jestliže 1 g této sloučeniny zaujímá za s.p. objem 799 $cm^3$.

**3.4.17**

Oxid uhličitý a voda vznikající při spalování jistého uhlovodíku jsou v hmotnostním poměru 22 : 9. Standardní hustota uhlovodíku je 1,882 $kg.m^{-3}$. Určete jeho molekulový vzorec.

**3.4.18**



Určete molekulový vzorec látky s hmotnostním složením 82,8 % uhlíku a 17,2 % vodíku. Relativní hustota této látky v poměru ke vzduchu jako srovnávacímu plynu je 2,002.

**3.4.19**

Spálením 0,2 g uhlovodíku bylo získáno za s.p. 320 $cm^3$ oxidu uhličitého a 0,257 g vody. 1 $dm^3$ uhlovodíku má hmotnost 1,25 g. Určete jeho molekulový vzorec.

**3.4.20**

Spálením 0,5 g organické dikarboxylové kyseliny vzniklo 379,5 $cm^3$ oxidu uhličitého za s.p. a 0,229 g vody. Určete molekulový vzorec neznámé kyseliny.

**3.4.21**

Spálením 0,174 g organické látky vzniklo 134,5 $cm^3$ oxidu uhličitého za s.p. a 0,003 mol vody. Určete molekulový vzorec sloučeniny, jejíž relativní hustota v porovnání se vzduchem je 2,002.

**3.4.22**

Spálením 0,6 g organické sloučeniny vzniklo 471,5 $cm^3$ oxidu uhličitého za s.p. a 0,095 g vody. Určete molekulový vzorec sloučeniny, je-li její relativní hustota vzhledem ke vzduchu 11,8.

**3.4.23**

Spálením 0,5 g organické látky vznikl 1 g oxidu uhličitého a 0,409 g vody. Určete molekulový vzorec sloučeniny, jestliže 1 g látky zaujímá objem 509 $cm^3$ za s.p..

**3.4.24**

Spálením 4,56 g sloučeniny obsahující pouze dusík a vodík vzniklo 5,125 g vody. Určete molekulový vzorec sloučeniny, je-li její relativní hustota vzhledem ke vzduchu 1,105.

**3.4.25**

Jistá fosforová sůl o hmotnosti 1 g se rozkládá za žáru na vodu o hmotnosti 0,431 g, amoniak o objemu 0,107 $dm^3$ za s.p. a pevný zbytek o hmotnostním složení 22,55 % sodíku, 30,38 % fosforu a 47,07 % kyslíku. Víte-li, že fosforová sůl je tetrahydrát, určete její vzorec.

**3.4.26**

Jeden gram hydrátu kyslíkaté sloučeniny barya a síry poskytne vysušením při teplotě 120 $^oC$ hmotnost bezvodé sloučeniny 0,892 g. Rozkladným žíháním vzorku poklesne jeho hmotnost na 0,7 g vytěkáním oxidu s hmotnostním obsahem síry 50 %. Hmotnostní složení pevného zbytku je 58,84 % barya, 13,74 % síry a zbytek je kyslík. Jaký vzorec přísluší rozkládanému hydrátu?

# 4 ROZTOKY

Roztoky jsou homogenní soustavy složené ze dvou či více složek. Podle skupenského stavu složek, které roztok tvoří, lze rozlišit roztok pevný (s), kapalný (l) nebo plynný (g). Jako pevné roztoky můžeme označit např. slitiny či směsné

krystaly a za plynné roztoky směsi plynů. Nejčastěji se však v chemické praxi setkáváme s kapalnými roztoky, v nichž hlavní složku tvoří voda nebo jiná kapalina tzv. **rozpouštědlo** a **rozpuštěnou látkou** může být plyn, kapalina nebo pevná látka. Uvedené příklady se budou týkat pouze kapalných vodných roztoků (voda jako rozpouštědlo).

## 4.1 VYJADŘOVÁNÍ SLOŽENÍ ROZTOKŮ

Složení roztoků (t.j. údaje o kvantitativním zastoupení jednotlivých složek) lze vyjadřovat různými způsoby. Volba způsobu se řídí podle účelu, k němuž má údaj o obsahu sloužit. Údaje jsou vztaženy vždy na určité množství roztoku nebo rozpouštědla.

V této kapitole je uveden přehled nejběžnějších a nejpoužívanějších způsobů vyjadřování složení roztoků.

Relativní obsah jednotlivých složek v roztoku lze vyjádřit **hmotnostním, objemovým** a **molárním zlomkem** (viz kap.3.3), neboť roztok v tomto případě považujeme za soustavu. Připomeneme si jejich definice:

**Hmotnostní zlomek $w_A$**

$$w_A = \frac{m_A}{m_S} = \frac{m_A}{\sum_i m_i}$$

kde $m_A$ je hmotnost látky A v roztoku
$m_S$ je celková hmotnost roztoku
$m_i$ je hmotnost i-té složky roztoku

**Objemový zlomek $\varphi_A$**

$$\varphi_A = \frac{V_A}{V_S}$$

kde $V_A$ je objem látky A v roztoku
$V_S$ je celkový objem roztoku

**Molární zlomek $x_A$**

$$x_A = \frac{n_A}{n_S} = \frac{n_A}{\sum_i n_i}$$

kde $n_A$ je látkové množství látky A v roztoku
$n_S$ je celkové látkové množství roztoku
$n_i$ je látkové množství i-té složky roztoku

**Koncentrace látky $c_A$**

Udává látkové množství rozpuštěné látky A obsažené v celkovém objemu roztoku. Lze ji vyjádřit vztahem :

$$c_A = \frac{n_A}{V_S} \qquad [c_A] = \text{mol.m}^{-3}$$



kde $n_A$ je látkové množství složky A
$V_S$ je objem roztoku

V chemii je běžné vyjadřovat koncentraci v jednotkách **mol.dm$^{-3}$** (popř. mol.l$^{-1}$).

**Molalita $\mu_A$**

Vyjadřuje látkové množství složky A rozpuštěné v hmotnosti 1 kg rozpouštědla. Je definovaná vztahem :

$$\mu_A = \frac{n_A}{m_R} \qquad [\mu_A] = \text{mol.kg}^{-1}$$

kde $n_A$ je látkové množství složky A
$m_R$ je hmotnost rozpouštědla

Pozn.: Pozor na záměnu pojmů **molalita** (látkové množství v 1 kg rozpouštědla) a **molaritu** (starší pojem pro látkovou koncentraci = látkové množství v 1 litru roztoku).

Pro vyjádření hustoty se běžně užívá vedle hlavní jednotky **kg.m$^{-3}$** i **g.cm$^{-3}$** (zejména používáme-li hmotnosti látek v gramech a objemy v cm$^3$). Při našich výpočtech v běžných laboratorních podmínkách budeme počítat s hustotou vody $\rho(H_2O) \approx 1$ g.cm$^{-3}$, tedy objem vody v cm$^3$ se číselně rovná její hmotnosti v gramech.

**Příklad 1**

Vyjádřete hmotnostním zlomkem složení roztoku připraveného rozpuštěním 15 g hydroxidu sodného ve 100 g vody.

*Řešení*:

Vyjdeme ze vztahu pro výpočet hmotnostního zlomku : $w_A = \frac{m_A}{m_S}$

Za celkovou hmotnost roztoku $m_S$ dosadíme součet hmotnosti vody a hydroxidu sodného : $m_S = m(H_2O) + m(NaOH)$

$$w_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{m_S}$$

$$w_{NaOH} = \frac{15}{100+15} = \frac{15}{115} = 0{,}13 = \underline{13}\ \%$$

Hmotnostní zlomek roztoku hydroxidu sodného je 13 % .

**Příklad 2**

Vypočítejte hmotnost jodidu draselného a objem vody potřebných k přípravě 500 g roztoku o hmotnostním zlomku 5 %.

*Řešení:*

Z definičního vztahu pro hmotnostní zlomek vypočteme hmotnost rozpuštěné látky:

$m_A = m_S.w_A$

$m_{KI} = m_S.w_{KI}$

$m_{KI} = 500.0{,}05 = \underline{25}$ g

Zbytek hmotnosti roztoku činí voda :

$m(H_2O) = m_S - m_{KI}$

$m(H_2O) = 500 - 25 = 475$ g

$V(H_2O) = \underline{475}$ cm$^3$

K přípravě roztoku je třeba 25 g jodidu draselného a 475 cm$^3$ vody.

**Příklad 3**

Vypočítejte hmotnost hydroxidu draselného v 0,55 dm$^3$ roztoku o hmotnostním složení 4 % KOH. Hustota roztoku je 1,09 g.cm$^{-3}$.

*Řešení:*

Nejdříve vypočítáme celkovou hmotnost roztoku - z údajů o objemu a hustotě :

$m_S = V_S.\rho$

Pozor na dosazování ve stejných jednotkách! Převedeme : 0,55 dm$^3$ = 550 cm$^3$

$m_S = 550.1{,}09 = 599{,}5$ g

Hmotnost hydroxidu draselného zjistíme opět ze vztahu pro výpočet hmotnostního zlomku :

$m_{KOH} = m_S.w_{KOH}$

$m_{KOH} = 599{,}5.0{,}04 = \underline{23{,}98}$ g

Roztok obsahuje 23,98 g hydroxidu draselného.

**Příklad 4**

Vypočítejte hmotnost heptahydrátu síranu železnatého potřebného k přípravě 750 g roztoku o hmotnostním obsahu 8 % síranu železnatého.

*Řešení:*

Ze vztahu pro výpočet hmotnostního zlomku určíme hmotnost síranu železnatého v roztoku :

$m(FeSO_4) = m_S.w(FeSO_4)$

$m(FeSO_4) = 750.\ 0{,}08 = 60$ g

Dále musíme zjistit z tabulek molární hmotnosti bezvodého síranu železnatého a jeho heptahydrátu :

$M(FeSO_4) = 151{,}85$ g.mol$^{-1}$

$M(FeSO_4.7H_2O) = 277{,}85$ g.mol$^{-1}$

Nyní je třeba vypočítat jaká hmotnost heptahydrátu odpovídá 60 g bezvodého síranu železnatého :

$$n(FeSO_4) = n(FeSO_4.7H_2O)$$

$$\frac{m(FeSO_4)}{M(FeSO_4)} = \frac{m(FeSO_4.7H_2O)}{M(FeSO_4.7H_2O)}$$

$$m(FeSO_4.7H_2O) = \frac{m(FeSO_4)}{M(FeSO_4)} . M(FeSO_4.7H_2O)$$



$$m(FeSO_4.7H_2O) = \frac{60}{151{,}85} . 277{,}85 = \underline{109{,}79}$$ g

K přípravě uvedeného roztoku je třeba 109,79 g heptahydrátu síranu železnatého.

**Příklad 5**

Vypočítejte koncentraci 1 dm$^3$ roztoku kyseliny sírové o hmotnostním složení 98 % $H_2SO_4$ a hustotě 1,8361 kg.dm$^{-3}$. Složení roztoku vyjádřete též molárním zlomkem.

*Řešení:*

Nejdříve vypočítáme hmotnost 1 dm$^3$ roztoku :

$m_S = V_S.\rho$

$m_S = 1.1{,}8361 = 1{,}8361$ kg

Dále určíme hmotnost kyseliny sírové obsažené v tomto roztoku :

$m(H_2SO_4) = m_S.w(H_2SO_4)$

$m(H_2SO_4) = 1{,}8361.0{,}98 = \underline{1{,}7994}$ kg

Nyní je třeba pro výpočet koncentrace $H_2SO_4$ určit její látkové množství a z tabulek zjistit molární hmotnost.

$M(H_2SO_4) = 98{,}06$ g.mol$^{-1}$ = 98,06.10$^{-3}$ kg.mol$^{-1}$

$$n(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)}$$

$$n(H_2SO_4) = \frac{1{,}7994}{98{,}06.10^{-3}} = 18{,}35 \text{ mol}$$

$c(H_2SO_4) = \underline{18{,}35}$ mol.dm$^{-3}$

K určení hodnoty molárního zlomku je třeba ještě zjistit látkové množství vody v roztoku, které zjistíme z hmotnosti vody v roztoku :

$m(H_2O) = m_S - m(H_2SO_4)$ $\qquad M(H_2O) = 18$ g.mol$^{-1}$= 18.10$^{-3}$ kg.mol$^{-1}$

$m(H_2O) = 1{,}8361 - 1{,}7994 = 0{,}0367$ kg

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}$$

$$n(H_2O) = \frac{0{,}0367}{18.10^{-3}} = 2{,}0389 \text{ mol}$$

$n_S = n(H_2SO_4) + n(H_2O)$

$n_S = 18{,}35 + 2{,}0389 = 20{,}3889$ mol

$$x(H_2SO_4) = \frac{n(H_2SO_4)}{n_S}$$

$$x(H_2SO_4) = \frac{18{,}35}{20{,}3889} = 0{,}9 = \underline{90}\ \%$$

Koncentrace kyseliny sírové je 18,35 mol.dm$^{-3}$ a molární zlomek 90 %.

**Příklad 6**

Vypočítejte hmotnost hydroxidu sodného potřebného k přípravě 250 cm$^3$ roztoku o koncentraci c(NaOH) = 0,15 mol.dm$^{-3}$.

*Řešení:*
Ze vztahu pro výpočet koncentrace určíme látkové množství a následně hmotnost hydroxidu sodného. Pozor na dosazování ve stejných jednotkách!

$M(NaOH) = 40\ g.mol^{-1}$
$V_S = 250\ cm^3 = 0{,}25\ dm^3$ $c(NaOH) = 0{,}15\ mol.dm^{-3}$
$n_{NaOH} = c.V_S$
$n_{NaOH} = 0{,}15.0{,}25 = 0{,}0375\ mol$
$m_{NaOH} = n.M$
$m_{NaOH} = 0{,}0375.40 = \underline{1{,}5}\ g$

K přípravě uvedeného roztoku je třeba 1,5 g hydroxidu sodného.

## Příklady k procvičování

**4.1.1**
Vypočítejte hmotnost dusičnanu draselného a vody potřebné k přípravě 230 g roztoku o hmotnostním obsahu 2,5 % $KNO_3$.

**4.1.2**
Ve 100 g vody bylo rozpuštěno 14 g chlorečnanu draselného. Určete hmotnostní složení vzniklého roztoku.

**4.1.3**
Určete hmotnost chloridu draselného, který je nutné rozpustit ve 200$cm^3$ vody, aby byl získán roztok o hmotnostním obsahu 8 % KCl.

**4.1.4**
Vypočítejte hmotnost kyseliny sírové obsažené ve 400 $cm^3$ roztoku o hmotnostním složení 60 % $H_2SO_4$. Hustota roztoku kyseliny je 1,4983 $g.cm^{-3}$.

**4.1.5**
Vyjádřete složení roztoku vzniklého rozpuštěním 50 g pentahydrátu síranu měďnatého ve 250 $cm^3$ vody hmotnostním a molárním zlomkem.

**4.1.6**
Určete hmotnost roztoku síranu hořečnatého o hmotnostním složení 6 % $MgSO_4$, který byl připraven rozpuštěním 100 g heptahydrátu síranu hořečnatého ve vodě.

**4.1.7**
Určete hmotnost dekahydrátu síranu sodného, kterou je třeba rozpustit v 500 g vody, aby byl získán roztok o hmotnostním složení 5 % $Na_2SO_4$.

**4.1.8**
Určete hmotnost chlorovodíku obsaženou ve 250 $cm^3$ roztoku kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním složení 7,15 % HCl a hustotě 1,035 $g.cm^{-3}$.

**4.1.9**
Určete objem kyseliny sírové o hmotnostním složení 96 % a hustotě 1,8355 $g.cm^{-3}$, který je potřeba k přípravě 1,5 $dm^3$ roztoku o koncentraci $c(H_2SO_4) = 0{,}1\ mol.dm^{-3}$.

**4.1.10**



Vypočítejte hmotnost pentahydrátu thiosíranu sodného potřebnou k přípravě 2 $dm^3$ roztoku o koncentraci 0,01 $mol.dm^{-3}$. Vyjádřete složení tohoto roztoku hmotnostním zlomkem , je-li hustota roztoku 1,01 $g.cm^{-3}$.

**4.1.11**
Určete hmotnost vody v objemu 750 $cm^3$ kyseliny chlorovodíkové s hmotnostním obsahem 36 % HCl a hustotě 1,1789 $g.cm^{-3}$.

**4.1.12**
V jakém objemu kyseliny chlorovodíkové s hmotnostním složením 34 % HCl a hustotě 1,1691 $g.cm^{-3}$ je obsaženo 100 g chlorovodíku?

**4.1.13**
Kyselina sírová o hmotnosti 2 g a hmotnostním zlomku 98 % $H_2SO_4$ byla zředěna na objem 200 $cm^3$. Jaká je koncentrace vzniklého roztoku?

**4.1.14**
Jaký objem roztoku dusičnanu draselného o koncentraci 0,8 $mol.dm^{-3}$ lze připravit z 50 g dusičnanu draselného?

**4.1.15**
Vypočítejte objem roztoku amoniaku o koncentraci 0,2 $mol.dm^{-3}$, který lze připravit pohlcením 2 $dm^3$ plynného amoniaku za s.p. ve vodě?

**4.1.16**
Jakému objemu plynného amoniaku za s.p. odpovídá 250 $cm^3$ roztoku amoniaku o koncentraci 2 $mol.dm^{-3}$?

**4.1.17**
Objem 900 $cm^3$ plynného amoniaku za s.p. byl pohlcen beze ztrát ve vodě a vzniklo 200 $cm^3$ roztoku. Určete koncentraci tohoto roztoku.

**4.1.18**
Jaký objem amoniaku za s.p. je nutno pohltit v 1 $dm^3$ vody, abychom připravili roztok o hmotnostním složení 10 % $NH_3$?

**4.1.19**
Koncentrace roztoku kyseliny sírové je 2 $mol.dm^{-3}$ a hustota 1,1206 $g.cm^{-3}$. Vyjádřete složení roztoku hmotnostním zlomkem.

**4.1.20**
Určete koncentraci roztoku kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním složení 20 % HCl a hustotě 1,1 $g.cm^{-3}$.

## 4.2 SMĚŠOVÁNÍ A ŘEDĚNÍ ROZTOKŮ

V praxi se často setkáváme s potřebou přípravy roztoku určitého složení, máme-li k dispozici roztoky jiného složení. Složení roztoků lze upravovat přidáním rozpuštěné látky, přidáním či odpařením rozpouštědla nebo smísením roztoků různého složení. Přidáním rozpuštěné látky či odpařením části rozpouštědla se zvyšuje v roztoku obsah rozpuštěné látky. Přidáním rozpouštědla její obsah naopak klesá.

Pro výpočet potřebného množství směšovaných složek nebo výsledného složení roztoku se používá **směšovací rovnice**, která vychází z hmotnostní bilance soustavy. Smísíme-li dva roztoky o známém složení lze určit celkovou hmotnost a složení výsledného roztoku :

I. $m_1 + m_2 = m_3$
II. $m_1w_1 + m_2w_2 = m_3w_3$

kde $m_1$, $m_2$, $m_3$ jsou hmotnosti jednotlivých roztoků
$w_1$, $w_2$, $w_3$ jsou hmotnostní zlomky jednotlivých roztoků

Ředíme-li roztok čistým rozpouštědlem (vodou) je hmotnostní zlomek rozpuštěné látky roven nule. Přidáváme-li čistou rozpuštěnou látku, je hmotnostní zlomek roven jedné.

Roztoky v laboratorní praxi většinou odměřujeme a jejich množství udáváme objemem. Ve směšovacích rovnicích lze tedy hmotnost nahradit součinem objemu a hustoty ($m = V.\rho$).

Pro výpočty při směšování roztoků je možné použít rovněž vztah založený na látkové bilanci :

$n_1 + n_2 = n_3$
$c_1V_1 + c_2V_2 = c_3V_3$

kde $n_1$, $n_2$, $n_3$ jsou látková množství rozpuštěné látky
$c_1$, $c_2$, $c_3$ jsou koncentrace roztoků
$V_1$, $V_2$, $V_3$ jsou objemy roztoků

Nikdy nesmíme vycházet při směšování roztoků pouze z objemové bilance a sčítat jednotlivé objemy, protože dochází k objemové kontrakci (viz kap. 3.3).

**Příklad 1**
Vypočítejte v jakém poměru je nutno smísit dva roztoky hydroxidu draselného o hmotnostním složení 60 % KOH a 10 % KOH pro přípravu 100 g roztoku o hmotnostním obsahu 45 % KOH.
*Řešení:*
Nejprve si ze zadání vypíšeme zadané hodnoty a pak dosadíme do směšovací rovnice :

$m_1 = ?$ $w_1 = 0,6$
$m_2 = ?$ $w_2 = 0,1$
$m_3 = 100$ g $w_3 = 0,45$

$m_1 + m_2 = 100 \Rightarrow m_2 = 100 - m_1$



$m_1w_1 + m_2w_2 = m_3w_3$
$m_1.0,6 + (100 - m_1).0,1 = 100.0,45$ $m_2 = 100 - m_1$
$0,5\ m_1 = 45 - 10$ $m_2 = 100 - 70$
$m_1 = \underline{70}$ g $m_2 = \underline{30}$ g

Pro přípravu uvedeného roztoku je třeba smísit 70 g roztoku o hmotnostním složení 60 % KOH a 30 g roztoku o hmotnostním složení 10 % KOH.

**Příklad 2**
Vypočítejte objem koncentrované kyseliny dusičné o hmotnostním obsahu 67 % $HNO_3$ a hustotě 1,40 $g.cm^{-3}$ a objem vody, které se použijí k přípravě 150 $cm^3$ roztoku o hmotnostním obsahu 25 % $HNO_3$ a hustotě 1,15 $g.cm^{-3}$.
*Řešení:*
Opět vyjdeme ze směšovací rovnice do které dosadíme známé hodnoty :
$m_1 = ?$ $w_1 = 0,67$ $\rho_1 = 1,40\ g.cm^{-3}$
$m_2 = ?$ $w_2 = 0$ $\rho_2 = 1\ g.cm^{-3}$
$m_3 = ?$ $w_3 = 0,25$ $\rho_3 = 1,15\ g.cm^{-3}$ $V_3 = 150\ cm^3$

Nejdříve vypočítáme hmotnost výsledného roztoku $m_3$ :
$m_3 = V_3.\ \rho_3$
$m_3 = 150\ .\ 1,15 = 172,5$ g
Protože $w_2 = 0$ zjednodušíme směšovací rovnici a dosadíme :
$m_1w_1 = m_3w_3$
$m_1.0,67 = 172,5.0,25$
$m_1 = \underline{64,4}$ g
Ze známé hmotnosti určíme objemy jednotlivých složek roztoku :

$V_1 = \frac{m_1}{\rho_1}$ $m_2 = m_3 - m_1$

$V_1 = \frac{64,4}{1,4} = \underline{46}\ cm^3$ $m_2 = 172,5 - 64,4 = \underline{108,1}$ g

$V_2 = \underline{108,1}\ cm^3$

K přípravě uvedeného roztoku je třeba 46 $cm^3$ koncentrované kyseliny dusičné a 108,1 $cm^3$ vody.

**Příklad 3**
Vypočítejte hmotnostní složení a objem roztoku kyseliny sírové, který vznikne zředěním 150 $cm^3$ koncentrované kyseliny o hmotnostním obsahu 96 % $H_2SO_4$ a hustotě 1,8355 $g.cm^{-3}$ stejným objemem vody.

*Řešení:*

Vypíšeme si známé hodnoty ze zadání :

$V_1 = 150\ cm^3$ $w_1 = 0{,}96$ $\rho_1 = 1{,}8355\ g.cm^{-3}$

$V_2 = 150\ cm^3$ $w_2 = 0$ $m_2 = 150\ g$

$V_3 = ?$ $w_3 = ?$

Ze směšovací rovnice opět můžeme vynechat druhý člen, protože $w_2 = 0$, tedy :

$$m_1.w_1 = m_3.w_3 \quad , \text{ kde } m_3 = m_1 + m_2 \quad \text{nebo-li} \quad m_3 = V_1.\rho_1 + m_2$$

$$V_1.\rho_1.w_1 = (V_1.\rho_1 + m_2).w_3$$

$$w_3 = \frac{150.1{,}8355.0{,}96}{150.1{,}8355+150} = \frac{264{,}312}{425{,}325} \qquad m_3 = 150.1{,}8355+150$$

$w_3 = 0{,}6214 = \underline{62{,}14}\ \%$ $m_3 = \underline{425{,}33}\ g$

Abychom mohli vypočítat objem výsledného roztoku, musíme v tabulkách vyhledat hustotu, která odpovídá vypočítanému hmotnostnímu složení 62,14 %. Nalezená hustota má hodnotu $\rho = 1{,}5211\ g.cm^{-3}$.

$$V_3 = \frac{m_3}{\rho_3}$$

$$V_3 = \frac{425{,}33}{1{,}5211} = \underline{279{,}6}\ cm^3$$

Zředěním vodou uvedeného množství kyseliny vznikne 279,6 $cm^3$ roztoku o hmotnostním zlomku $w(H_2SO_4) = 0{,}6214$.

**Příklad 4**

Vypočtěte koncentraci roztoku vzniklého smísením 200 $cm^3$ roztoku kyseliny chlorovodíkové o koncentraci $c(HCl) = 0{,}2\ mol.dm^{-3}$ a 300 $cm^3$ roztoku téže kyseliny o koncentraci 0,1 $mol.dm^{-3}$ a po doplnění na objem 500 $cm^3$ vzniklého roztoku.

*Řešení:*

Nejdříve převedeme zadané hodnoty na stejné jednotky :

$c_1 = 0{,}2\ mol.dm^{-3}$ $V_1 = 200\ cm^3 = 0{,}2\ dm^3$

$c_2 = 0{,}1\ mol.dm^{-3}$ $V_2 = 300\ cm^3 = 0{,}3\ dm^3$

$c_3 = ?$ $V_3 = 500\ cm^3 = 0{,}5\ dm^3$

Vyjdeme se směšovací rovnice ve formě látkové bilance :

$$c_1.V_1 + c_2.V_2 = c_3.V_3$$

$$0{,}2.0{,}2 + 0{,}1.0{,}3 = 0{,}5.c_3$$

$$0{,}5.c_3 = 0{,}07$$

$$c_3 = \underline{0{,}14}\ mol.dm^{-3}$$

Koncentrace takto získaného roztoku kyseliny sírové je 0,14 $mol.dm^{-3}$.

## Příklady k procvičování



**4.2.1**

Jaký objem kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 36 % HCl a hustotě 1,1789 $g.cm^{-3}$ a jaký objem vody je potřeba k přípravě 2 $dm^3$ roztoku o hmotnostním obsahu 5 % HCl a hustotě 1,024 $g.cm^{-3}$?

**4.2.2**

Jaký objem vody je nutno přidat k 1 kg roztoku kyseliny sírové o hmotnostním obsahu 40 % $H_2SO_4$ , abychom získali roztok o hmotnostním složení 15 % $H_2SO_4$ ?

**4.2.3**

Ze 750 g roztoku kyseliny sírové o hmotnostním obsahu 48 % $H_2SO_4$ bylo odpařeno 300 g vody. Jaké je hmotnostní složení výsledného roztoku?

**4.2.4**

Jaký objem kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 36 % HCl a hustotě 1,1789 $g.cm^{-3}$ se musí přidat k 260 g roztoku kyseliny o hmotnostním obsahu 15 % HCl, aby výsledný roztok měl hmotnostní složení 22 % HCl ?

**4.2.5**

Objem 26 $cm^3$ roztoku kyseliny sírové o hmotnostním obsahu 65 % $H_2SO_4$ a hustotě 1,5533 $g.cm^{-3}$ byl zředěn vodou a vznikl roztok kyseliny o hmotnostním obsahu 5 % $H_2SO_4$ a hustotě 1,0317 $g.cm^{-3}$. Vypočítejte objem a hmotnost zředěného roztoku kyseliny sírové a určete celkové množství vody v roztoku.

**4.2.6**

Jaký objem vody je nutno odpařit ze 2 kg roztoku hydroxidu draselného o hmotnostním obsahu 10 % KOH, aby byl získán roztok o hmotnostním složení 35 % ?

**4.2.7**

Vypočítejte hmotnostní složení roztoku připraveného přidáním látkového množství 1 mol hydroxidu sodného ke 198 g roztoku o koncentraci 1 $mol.dm^{-3}$ a hustotě 1,0428 $g.cm^{-3}$.

**4.2.8**

Určete objem vody a roztoku thiosíranu sodného o koncentraci 0,1 $mol.dm^{-3}$, který je nutný k přípravě 500 $cm^3$ roztoku o koncentraci 0,05 $mol.dm^{-3}$.

**4.2.9**

Vypočítejte objem kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 36 % HCl a hustotě 1,1789 $g.cm^{-3}$, který se použije k přípravě 1,5 $dm^3$ roztoku jehož koncentrace $c(HCl) = 0{,}1\ mol.dm^{-3}$.

**4.2.10**

Vypočítejte hmotnost hydroxidu sodného, který se přidá ke 2 $dm^3$ roztoku o hmotnostním obsahu 5 % NaOH a hustotě 1,0538 $g.cm^{-3}$, jestliže má být připraven roztok o hmotnostním složení 10 % NaOH a hustotě 1,1089 $g.cm^{-3}$. Určete objem připraveného roztoku.

**4.2.11**

Jaký objem roztoku kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 20 % HCl a hustotě 1,098 $g.cm^{-3}$ je nutné přidat ke 4 $dm^3$ roztoku o c(HCl) = 0,6 $mol.dm^{-3}$, aby byl získán roztok o c(HCl) = 1 $mol.dm^{-3}$ ?

**4.2.12**

Vypočítejte hmotnostní zlomek kyseliny sírové a hmotnost roztoku, který byl připraven smícháním 1 $dm^3$ roztoku kyseliny o hmotnostním obsahu 20 % $H_2SO_4$ a hustotě 1,1394 $g.cm^{-3}$ a 600 $cm^3$ roztoku o hmotnostní obsahu 62 % $H_2SO_4$ a hustotě 1,520 $g.cm^{-3}$.

**4.2.13**

Smícháním roztoku kyseliny dusičné o hmotnostním obsahu 30 % $HNO_3$ a hustotě 1,18 $g.cm^{-3}$ a koncentrované kyseliny o hmotnostním obsahu 67 % $HNO_3$ a hustotě 1,40 $g.cm^{-3}$ má být připraveno 700 $cm^3$ roztoku, který má hmotnostní složení 50 % $HNO_3$ a hustotu 1,31 $g.cm^{-3}$. Určete objemy výchozích roztoků.

**4.2.14**

650 g roztoku hydroxidu draselného o hmotnostním obsahu 32 % KOH bylo smíšeno s 500 $cm^3$ vody a 80 g pevného hydroxidu draselného. Určete hmotnostní složení výsledného roztoku.

**4.2.15**

K objemu 250 $cm^3$ roztoku kyseliny dusičné o hmotnostním obsahu 60 % $HNO_3$ a hustotě 1,3667 $g.cm^{-3}$ bylo přidáno 100 $cm^3$ roztoku o hmotnostním obsahu 10 % $HNO_3$ a hustotě 1,0543 $g.cm^{-3}$. Jaký objem vody musíme přidat, aby ve výsledném roztoku byl hmotnostní obsah 20 % $HNO_3$ a hustota 1,115 $g.cm^{-3}$ ?

**4.2.16**

Smícháním 150 g roztoku o hmotnostním obsahu 5 % $AgNO_3$, 50 g dusičnanu stříbrného a vody má být připraven roztok o hmotnostním složení 25 % $AgNO_3$. Vypočítejte hmotnost výsledného roztoku a objem přidané vody.

**4.2.17**

K objemu 500 $cm^3$ roztoku hydroxidu sodného o hmotnostním obsahu 10 % NaOH a hustotě 1,11 $g.cm^{-3}$ bylo přidáno 100 $cm^3$ roztoku o hmotnostním obsahu 5 % NaOH a hustotě 1,05 $g.cm^{-3}$, 10 g pevného NaOH a 450 $cm^3$ vody. Určete hmotnostní složení výsledného roztoku.

**4.2.18**

Jakým objemem vody musíme zředit směs 300 $cm^3$ roztoku kyseliny dusičné o hmotnostním obsahu 64 % $HNO_3$ a hustotě 1,3866 $g.cm^{-3}$ a 200 $cm^3$ roztoku o hmotnostním obsahu 40 % $HNO_3$ a hustotě 1,2463 $g.cm^{-3}$, aby byl získán roztok o hmotnostním složení 20 % $HNO_3$ a hustotě 1,115 $g.cm^{-3}$ ? Jaký bude objem výsledného roztoku?

**4.2.19**

Z výroby bylo získáno jako odpad 500 $dm^3$ roztoku hydroxidu sodného o hmotnostním obsahu 10 % NaOH a hustotě 1,1089 $g.cm^{-3}$ a 200 $dm^3$ roztoku o hmotnostním obsahu 30 % NaOH a hustotě 1,3279 $g.cm^{-3}$. Jejich smísením a zahuštěním pevným NaOH se má připravit roztok o hmotnostním obsahu 40 %



NaOH a hustotě 1,43 $g.cm^{-3}$. Vypočítejte hmotnost pevného NaOH a objem výsledného roztoku.

**4.2.20**

Vypočítejte hmotnost dusičnanu olovnatého, vody a objem kyseliny dusičné o hmotnostním obsahu 40 % $HNO_3$ ($\rho$ = 1,2466$g.cm^{-3}$) potřebných na přípravu 400 g roztoku dusičnanu olovnatého, který má hmotnostní obsah 12 % $Pb(NO_3)_2$ a 1,5 % $HNO_3$.

## 4.3 ROZPUSTNOST LÁTEK A KRYSTALIZACE

Při rozpouštění pevné látky v rozpouštědle lze dosáhnout stavu, kdy se další množství látky již nerozpustí (při konstantní teplotě). Dojde k ustanovení rovnovážného stavu soustavy mezi danou látkou v pevném stavu a v rozpouštědle. Roztok vzniklý při této rovnováze se nazývá **roztokem nasyceným**. **Nenasycený roztok** obsahuje méně rozpuštěné látky, než je schopno se rozpustit za dané teploty ve zvoleném množství rozpouštědla. Množství rozpuštěné látky v **nasyceném roztoku** označujeme jako její **rozpustnost** při dané teplotě, kdy se vytvořila rovnováha.

**Rozpustnost látek** je tedy maximální množství látky, které se za dané teploty rozpustí ve zvoleném rozpouštědle. Rozpustnost závisí na teplotě a musí být vždy doplněna údajem teploty, pro kterou platí. Závislost rozpustnosti pevných látek na teplotě je různá. U většiny anorganických látek se s rostoucí teplotou zvětšuje, u některých se téměř nemění a u jiných se naopak zmenšuje. Rozpustnost se obvykle udává v gramech rozpuštěné látky na 100 g rozpouštědla nebo na 100 g roztoku. Závislost rozpustnosti na teplotě bývá vyjádřena graficky jako tzv. ***křivky rozpustnosti*** nebo ve formě tabulky.

Ochlazením nasyceného roztoku se z něj vyloučí část rozpuštěné látky v krystalické formě. Tento proces se nazývá **rušená krystalizace**. Za určitých podmínek může při ochlazení vzniknout **roztok přesycený** (termodynamicky nestabilní). Přesycený roztok vzniká z nasyceného také odpařováním rozpouštědla. Děj, při kterém dochází k odpařování rozpouštědla při stejné (laboratorní) teplotě označujeme **volnou krystalizací**. Některé látky se vylučují z roztoků v bezvodém stavu ($w_A$ = 1), řada látek však krystaluje ve formě krystalohydrátů ($w_A \neq 1$, hodnotu $w_A$ musíme určit jako podíl molárních hmotností bezvodé látky a krystalohydrátu).

Příklad zápisu rozpustnosti : s (50 °C) = 26 g $CuSO_4$ / 100 g roztoku (vody).

Následující příklady lze řešit buď pomocí směšovacích rovnic, které vycházejí z hmotnostní či látkové bilance, nebo úvahou pomocí úměr.

**Příklad 1**

Vypočítejte hmotnost pentahydrátu síranu měďnatého a hmotnost vody potřebné k přípravě 500 g roztoku síranu měďnatého nasyceného při teplotě 50 °C. Rozpustnost $CuSO_4$ při 50 °C je 26 g $CuSO_4$ / 100 g roztoku.

*Řešení:*

A) pomocí hmotnostní bilance a směšovací rovnice

Označíme si jednotlivé složky:

| 1 - pentahydrát síranu měďnatého | 2 - voda | 3 - roztok síranu měďnatého |
|---|---|---|
| $m_1 = ?$ | $m_2 = ?$ | $m_3 = 500$ g |
| $w_1 = ?$ | $w_2 = 0$ | $w_3 = ?$ |

Z tabulek pomocí molárních hmotností určíme hmotnostní zlomek pentahydrátu :

$$w_1 = \frac{M(CuSO_4)}{M(CuSO_4.5H_2O)} = \frac{159,61}{249,71} = 0,6392$$

Z údaje o rozpustnosti určíme hmotnostní zlomek roztoku :

$$w_3 = \frac{26}{100} = 0,26$$

Dosadíme do směšovací rovnice, ve které druhý člen vypadne , protože $w_2 = 0$ :

$$m_1.w_1 = m_3.w_3$$

$$m_1.\ 0,6392 = 500.0,26$$

$$m_1 = \frac{130}{0,6392} = \underline{203,4}\ \text{g} \qquad m_2 = 500 - 203,4 = \underline{296,6}\ \text{g}$$

K přípravě uvedeného roztoku je třeba 203,4 g $CuSO_4.5H_2O$ a 296,6 g vody.

B) úvahou pomocí úměr

Určíme z tabulek molární hmotnosti pentahydrátu a bezvodého síranu měďnatého:

$M(CuSO_4) = 159,61\ g.mol^{-1}$

$M(CuSO_4.5H_2O) = 249,71\ g.mol^{-1}$

Využitím údaje o rozpustnosti dále počítáme pomocí úměr :

v 500 g roztoku..... x g $CuSO_4$

v 100 g roztoku.....26 g $CuSO_4$

x = 5.26

x = 130 g

130 g $CuSO_4$..... x g $CuSO_4.5H_2O$

159,61 g $CuSO_4$..... 249,71 g $CuSO_4.5H_2O$

$$x = \frac{130}{159,61}.\ 249,71 \qquad m(H_2O) = 500 - 203,4$$

$$x = 203,4\ \text{g} \qquad m(H_2O) = 296,6\ \text{g}$$

K přípravě uvedeného roztoku je třeba 203,4 g $CuSO_4.5H_2O$ a 296,6 g vody.

**Příklad 2**

Vypočítejte hmotnost síranu draselného, kterou je třeba přidat do 250 g roztoku síranu o hmotnostním obsahu 10 % $K_2SO_4$ , aby vznikl roztok nasycený při teplotě 100°C, je-li rozpustnost s(100°C) = 23,1 g $K_2SO_4$ / 100 g vody.

*Řešení:*

| 1 - roztok síranu draselného | 2 - pevný síran draselný | 3 - nasycený roztok $K_2SO_4$ |
|---|---|---|
| $m_1 = 250$ g | $m_2 = ?$ | $m_3 = ?$ |



| $w_1 = 0,1$ | $w_2 = 1$ | $w_3 = ?$ |
|---|---|---|

Z rozpustnosti určíme hmotnostní zlomek nasyceného roztoku :

$$w_3 = \frac{23,1}{123,1} = 0,1877$$

Za celkovou hmotnost roztoku $m_3 = m_1 + m_2$ dosadíme do směšovací rovnice :

$$m_1w_1 + m_2w_2 = (m_1 + m_2).w_3$$

$$m_2 = \frac{m_1(w_3 - w_1)}{w_2 - w_3}$$

$$m_2 = \frac{250.(0,1877 - 0,1)}{1 - 0,1877} = \underline{27}\ \text{g}$$

K uvedenému roztoku je třeba přidat 27 g síranu draselného.

**Příklad 3**

Vypočítejte hmotnost chloridu lithného, který vykrystalizuje při ochlazení 210 g roztoku nasyceného při teplotě 60°C na teplotu 20°C. Známe-li s(20°C) = 78,5 g LiCl / 100g vody a s(60°C) = 103 g LiCl / 100 g vody. Určete hmotnost ochlazeného roztoku a hmotnost chloridu lithného v něm.

*Řešení:*

| 1 - nasycený roztok při 60°C | 2 - krystaly LiCl | 3 - nasycený roztok při 20°C |
|---|---|---|
| $m_1 = 210$ g | $m_2 = ?$ | $m_3 = ?$ |
| $w_1 = \frac{103}{203} = 0,5074$ | $w_2 = 1$ | $m_3 = \frac{78,5}{178,5} = 0,4398$ |

Vyjdeme opět se směšovací rovnice tentokrát ve tvaru :

$$m_1.w_1 = m_2.w_2 + m_3.w_3$$

Dosadíme za $m_3 = m_1 - m_2$ a vyřešíme :

$$m_1.w_1 = m_2.w_2 + (m_1 - m_2).w_3$$

$$m_2 = \frac{m_1(w_1 - w_3)}{w_2 - w_3}$$

$$m_2 = \frac{210.(0,5074 - 0,4398)}{1 - 0,4398} = \underline{25,34}\ \text{g}$$

$$m_3 = 210 - 25,34 = \underline{184,66}\ \text{g} \qquad m(\text{LiCl-rozp.}) = 184,66.0,4398 = \underline{81,2}\ \text{g}$$

Ochlazením vykrystalizuje 25,34 g LiCl, hmotnost ochlazeného roztoku je 184,66 g a hmotnost LiCl v něm je 81,2 g.

**Příklad 4**

Vypočítejte hmotnost roztoku síranu měďnatého nasyceného při teplotě 50°C, ze kterého se po ochlazení na teplotu 20°C vyloučí 100 g pentahydrátu síranu měďnatého. Rozpustnost s (50°C) = 26 g $CuSO_4$ / 100 g roztoku a s (20°C) = 17 g $CuSO_4$ / 100 g roztoku.

*Řešení:*

1 - nasycený roztok při 50°C  2 - $CuSO_4.5H_2O$  3 - nasycený roztok při 20°C

$m_1 = ?$  $m_2 = 100$ g  $m_3 = ?$

$w_1 = \frac{26}{100} = 0{,}26$  $w_2 = \frac{M(CuSO_4)}{M(CuSO_4.5H_2O)}$  $w_3 = \frac{17}{100} = 0{,}17$

---

Z tabulek určíme molární hmotnosti pentahydrátu a bezvodého síranu měďnatého:

$M(CuSO_4) = 159{,}61$ g.mol$^{-1}$

$M(CuSO_4.5H_2O) = 249{,}71$ g.mol$^{-1}$

$$w_2 = \frac{159{,}61}{249{,}71} = 0{,}6392$$

Do směšovací rovnice dosadíme za $m_3 = m_1 - m_2$

$$m_1.w_1 = m_2.w_2 + (m_1 - m_2).w_3$$

$$m_1 = \frac{m_2(w_2 - w_3)}{w_1 - w_3}$$

$$m_1 = \frac{100.(0{,}6392 - 0{,}17)}{0{,}26 - 0{,}17} = \underline{521{,}3}\ \text{g}$$

Hmotnost nasyceného roztoku síranu měďnatého je 521,3 g.

## Příklady k procvičování

**4.3.1**

Vypočítejte hmotnost dichromanu sodného a objem vody potřebné k přípravě 200 g roztoku nasyceného při teplotě 60°C, je-li rozpustnost dichromanu při této teplotě 43 g /100 g vody.

**4.3.2**

Určete hmotnost roztoku nasyceného při teplotě 100°C, který byl připraven rozpuštěním 50 g dihydrátu chloridu barnatého. Jaké množství vody bylo použito? Rozpustnost s(100°C) = 37 g $BaCl_2$ / 100 g roztoku.

**4.3.3**

Jaké hmotnosti chloridu sodného a vody je třeba použít k přípravě 100 g roztoku nasyceného při teplotě 20°C ? Rozpustnost NaCl při 20°C je 36 g / 100 g vody.

**4.3.4**

Jaká je koncentrace roztoku připraveného zředěním objemu 150 cm$^3$ roztoku chloridu draselného nasyceného při teplotě 20°C o hustotě 1,174 g.cm$^{-3}$ na objem 600 cm$^3$. Rozpustnost KCl při 20°C je 34 g / 100 g vody.

**4.3.5**

Vypočítejte hmotnost roztoku chloridu nikelnatého nasyceného při teplotě 60°C, který lze připravit ze 205 g hexahydrátu chloridu nikelnatého. Rozpustnost $NiCl_2$ při 60°C je 44,6 g / 100 g roztoku.

**4.3.6**



Vypočítejte hmotnost dihydrátu chloridu barnatého a vody potřebných k přípravě 260 g roztoku nasyceného při teplotě 70°C. Rozpustnost s(70°C) = 49,4 g $BaCl_2$ ve 100 g vody.

**4.3.7**

Vypočítejte hmotnost dusičnanu olovnatého, který je třeba rozpustit v 0,5 kg roztoku o hmotnostním složení 5 % $Pb(NO_3)_2$, aby vznikl roztok nasycený při teplotě 100°C. Rozpustnost s(100°C) = 56 g $Pb(NO_3)_2$ / 100 g roztoku.

**4.3.8**

Vypočítejte hmotnostní složení roztoku vzniklého smísením 200 cm$^3$ roztoku chloridu amonného nasyceného při teplotě 20°C ($\rho = 1{,}075$ g.cm$^{-3}$) a 300 g roztoku o hmotnostním obsahu 15 % $NH_4Cl$. Rozpustnost s(20°C) = 37,2 g $NH_4Cl$ / 100 g vody.

**4.3.9**

Nasycený roztok bromidu draselného při teplotě 20°C o objemu 220 cm$^3$ a hustotě $\rho = 1{,}37$ g.cm$^{-3}$ má být zředěn roztokem o hmotnostním obsahu 18 % KBr tak, aby vzniklý roztok měl hmotnostní složení 30 % KBr. Jaká bude hmotnost přidávaného roztoku, je-li rozpustnost s(20°C) = 65,2 g KBr / 100 g vody ?

**4.3.10**

Nasycený roztok síranu amonného při teplotě 20°C o objemu 200 cm$^3$ a hustotě $\rho = 1{,}169$ g.cm$^{-3}$ se upraví přídavkem vody na roztok o hmotnostním obsahu 20 % síranu amonného. Jaké množství vody se musí přidat ? Rozpustnost síranu amonného při 20°C je 75,4 g / 100 g vody.

**4.3.11**

Vypočítejte hmotnost pentahydrátu síranu měďnatého, který je třeba rozpustit ve 250 g roztoku síranu měďnatého nasyceného při teplotě 20°C, aby vznikl roztok nasycený při teplotě 50°C . Rozpustnost s(50°C) = 35,13 g $CuSO_4$ / 100 g vody a s(20°C) = 20,48 g $CuSO_4$ / 100 g vody.

**4.3.12**

Vypočítejte hmotnost vody, kterou je třeba odpařit z 0,5 kg roztoku o hmotnostním obsahu 4 % $K_2SO_4$, abychom získali roztok nasycený při teplotě 50°C. Rozpustnost síranu draselného při 50°C je 14,2 g / 100 g roztoku.

**4.3.13**

Vypočítejte jakou hmotnost vody je třeba odpařit ze 150 g roztoku chloridu amonného nasyceného při teplotě 20°C, abychom získali roztok nasycený při teplotě 50°C. Rozpustnost s(50°C) = 33,5 g $NH_4Cl$ / 100 g roztoku a s(20°C) = 27,1 g $NH_4Cl$ / 100 g roztoku.

**4.3.14**

Z roztoku chloridu barnatého nasyceného při teplotě 20°C časem vykrystalizovalo 15 g dihydrátu chloridu barnatého. Vypočítejte hmotnost odpařené vody. Rozpustnost s(20°C) = 26,3 g $BaCl_2$ / 100 g roztoku.

**4.3.15**

Vypočítejte hmotnost jodidu draselného, který vykrystalizuje z 200 g jeho nasyceného roztoku při teplotě 100°C ochlazením na 20°C. Rozpustnost s(100°C) =67,6 g KI / 100 g roztoku a s(20°C) = 59,1 g KI / 100 g roztoku.

**4.3.16**

Vypočítejte hmotnost roztoku bromičnanu draselného nasyceného při teplotě 100°C, jestliže jeho ochlazením na teplotu 20°C vykrystalizovalo 50 g $KBrO_3$. Rozpustnost s(100°C) = 33,2 g $KBrO_3$ / 100 g roztoku a s(20°C) = 6,4 g $KBrO_3$ ve 100 g roztoku.

**4.3.17**

Vypočítejte hmotnost dihydrátu chloridu barnatého, který vykrystalizuje z 1,5 kg roztoku nasyceného při teplotě 70°C po ochlazení na 20°C. Rozpustnost s(70°C) = 49,4 g $BaCl_2$ / 100 g vody a s(20°C) = 35,7 g $BaCl_2$ / 100 g vody.

**4.3.18**

Z jaké hmotnosti roztoku síranu sodného nasyceného při teplotě 80°C lze po jeho ochlazení na 0°C získat 200 g dekahydrátu síranu sodného ? Rozpustnost s(80°C) = 43,3 g $Na_2SO_4$ / 100 g vody a s(0°C) = 4,5 g $Na_2SO_4$ / 100 g vody.

**4.3.19**

V roztoku dichromanu draselného o hmotnostním obsahu 5 % $K_2Cr_2O_7$ (hustotě $\rho$ = 1,04 g.cm$^{-3}$) a objemu 250 cm$^3$ bylo za varu rozpuštěno dalších 50 g dichromanu draselného. Vypočítejte hmotnost vyloučeného dichromanu při ochlazení na teplotu 20°C, hmotnost zbývajícího roztoku a hmotnostní obsah $K_2Cr_2O_7$ v něm. Rozpustnost s(20°C) = 12 g $K_2Cr_2O_7$ / 100 g vody.

**4.3.20**

Jakou hmotnost dusičnanu draselného a vody musíme použít k přípravě nasyceného roztoku při teplotě 80°C, aby se po ochlazení na 20°C vyloučilo 25 g $KNO_3$. Rozpustnost s(80°C) = 168,8 g $KNO_3$ / 100 g vody a s(20°C) =31,6 g $KNO_3$ / 100 g vody.

**4.3.21**

Vypočítejte hmotnost dusičnanu thallného, který se vyloučí z nasyceného roztoku při 60°C, v němž bylo rozpuštěno 150 g $TlNO_3$, po ochlazení na 20°C. Určete hmotnost vody potřebnou k přípravě nasyceného roztoku. Rozpustnost s(60°C) = 46,2 g $TlNO_3$ / 100 g vody a s(20°C) = 3,9 g $TlNO_3$ / 100 g vody.

**4.3.22**

Ochlazením roztoku chloridu nikelnatého nasyceného při teplotě 60°C na 20°C se vyloučí 50 g hexahydrátu chloridu nikelnatého. Vypočítejte hmotnost hexahydrátu a vody, které je třeba použít na přípravu nasyceného roztoku při 60°C. Rozpustnost s(60°) = 44,6 g $NiCl_2$ / 100 g roztoku a s(20°C) = 35,6 g $NiCl_2$ / 100 g roztoku.

**4.3.23**

K 82 g roztoku síranu měďnatého nasyceného při teplotě 20°C bylo přidáno 150 cm$^3$ vody a 21 g pentahydrátu síranu měďnatého. Vypočítejte hmotnostní složení výsledného roztoku a hmotnost pentahydrátu potřebnou na přípravu nasyceného roztoku. Rozpustnost s(20°C) = 17 g $CuSO_4$ / 100 g roztoku.



# 5 ZÁKONY PRO IDEÁLNÍ PLYN

Všechny látky v plynném skupenství obecně patří k **plynům reálným** a jejich chování lze za určitých okolností popsat pomocí modelu **ideálního plynu**. Reálné plyny se svým chováním blíží ideálnímu plynu za nízkých tlaků a vysokých teplot. Při běžných chemických výpočtech předpokládáme, že plynné látky se chovají jako ideální plyn.

**Ideální plyn** je tvořen volnými molekulami plynu nepůsobících na sebe žádnými silami, bez vlastního objemu nebo s objemem ve srovnání s objemem plynu zanedbatelným. Molekuly plynu rovnoměrně vyplňují uzavřený prostor, v němž se plyn vyskytuje, jsou v neustálém chaotickém přímočarém pohybu.

Chování ideálního plynu lze charakterizovat **stavovými veličinami** - *tlakem (**p**), objemem (**V**)* a *teplotou (**T**)*. Vztahy mezi těmito veličinami udávají zákony pro ideální plyn.

**Tlak plynu** lze vysvětlit jako účinek nárazů molekul na stěny nádoby, v níž je plyn uzavřen. Tlak plynu je tím větší, čím větší je počet molekul v daném objemu a čím častější jsou nárazy na stěnu nádoby.

**Objem plynu** je dán velikostí nádoby nebo soustavy, kterou plyn rovnoměrně vyplňuje.

**Teplota plynu** je mírou tepelného pohybu molekul. Čím vyšší je teplota plynu, tím větší je tepelný pohyb molekul. Teplota se označuje jako absolutní a jednotkou je kelvin K (273,15 K = 0°C). Absolutní nula (T = 0 K) je dolní mez, která odpovídá stavu, kdy by ustal veškerý pohyb molekul.

Za tzv. **standardní podmínky** je pokládán stav plynu při těchto podmínkách:

*standardní tlak* $\boldsymbol{p_o = 101\ 325\ Pa}$

*standardní teplota* $\boldsymbol{T_o = 273{,}15\ K}$

*standardní molární objem* $\boldsymbol{V_m^o = 22{,}41.10^{-3}\ m^3.mol^{-1}}$

## 5.1 BOYLŮV-MARIOTTŮV ZÁKON

Zákon Boylův-Mariottův vyjadřuje závislost tlaku plynu na jeho objemu při konstantní teplotě. Platí, že součin tlaku a objemu pro dané množství a teplotu ideálního plynu je konstantní.

$$p.V = konst \qquad p_1.V_1 = p_2.V_2$$

Z tohoto vztahu vyplývá, že tlak a příslušný objem ideálního plynu jsou za konstantní teploty nepřímo úměrné a lze vypočítat změnu tlaku nebo objemu daného plynu.

Děj, který probíhá za konstantní teploty, se nazývá **izotermický děj** a grafická závislost tlaku na objemu se nazývá **izoterma**.

## 5.2 GAY-LUSSACŮV ZÁKON

Zákon Gay-Lussacův vyjadřuje závislost objemu na teplotě za konstantního tlaku. Při zvyšování teploty zvětšuje ideální plyn svůj objem. Platí, že objem ideálního plynu je při konstantním tlaku přímo úměrný absolutní teplotě.

$$\frac{V}{T} = \text{konst} \qquad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Děj, který probíhá za konstantního tlaku, se nazývá **izobarický děj** a grafická závislost objemu na teplotě se nazývá **izobara**.

## 5.3 CHARLESŮV ZÁKON

Zákon Charlesův vyjadřuje závislost tlaku na teplotě za konstantního objemu. Při zvyšování teploty se zvětšuje tlak ideálního plynu. Platí, že tlak ideálního plynu při konstantním objemu je přímo úměrný absolutní teplotě.

$$\frac{p}{T} = \text{konst} \qquad \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Děj, který probíhá za konstantního objemu, se nazývá **izochorický děj** a grafická závislost tlaku na teplotě **izochora**.

## 5.4 STAVOVOVÁ ROVNICE IDEÁLNÍHO PLYNU

Uvedené tři zákony vystihovaly jen dílčí vztahy mezi proměnnými T, p, V (vždy jedna z nich musela být konstantní). Jejich spojením lze získat vztah, který vystihuje obecnou změnu stavu daného množství ideálního plynu. Tento vztah se nazývá **stavová rovnice** a vyjadřuje funkční závislost stavových veličin. Platí :

$$\frac{p.V}{T} = \text{konst} \qquad \frac{p_1.V_1}{T_1} = \frac{p_2.V_2}{T_2}$$

Uvažujeme-li jeden mol ideálního plynu za standardních podmínek, pak po dosazení příslušných hodnot dostaneme číselnou hodnotu konstanty.

$$\frac{p_o.V_m^o}{T_o} = R \qquad R = 8{,}314\ \text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

Tuto konstantu R označujeme jako **univerzální plynová konstanta** a její hodnota je stejná pro všechny ideální plyny.

Stavovou rovnici pro jeden mol ideálního plynu pak vyjadřujeme vztahem :

$$p.V_m = R.T$$

Pro libovolné látkové množství n lze stavovou rovnici vyjádřit v nejznámějším tvaru :

$$p.V = n.R.T$$



Po dosazení za $n = \frac{m}{M}$ , $n = \frac{N}{N_A}$ , $\rho = \frac{m}{V}$ je možné stavovou rovnici ideálního plynu použít k výpočtu molární hmotnosti, hustoty či počtu molekul plynu. Do stavové rovnice vždy dosazujeme základní jednotky soustavy SI.

## 5.5 SMĚS IDEÁLNÍCH PLYNŮ

Chování směsi vzájemně nereagujících ideálních plynů lze popsat rovněž stavovou rovnicí. Každá složka plynné směsi se v daném prostoru chová tak, jakoby jej vyplňovala sama. Celkové látkové množství molekul ve směsi je dáno součtem látkových množství jednotlivých složek $n_i$ :

$$n = \sum n_i$$

Podle **Daltonova zákona** je celkový tlak směsi roven součtu **parciálních tlaků** jednotlivých složek $p_i$:

$$p = \sum p_i$$

Ze stavové rovnice platí pro tlak jednotlivé složky plynné směsi :

$$p_i = n_i.\frac{R.T}{V}$$

Sečtením parciálních tlaků všech plynů ve směsi dostaneme celkový tlak plynné směsi :

$$p = \sum n_i.\frac{R.T}{V}$$

Ze dvou předcházejících vztahů lze snadno odvodit :

$$\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{\sum n_i} = x_i = \varphi_i$$

kde $x_i$ je molární zlomek i-té složky v plynné směsi

$\varphi_i$ je objemový zlomek i-té složky v plynné směsi

Obdobně jako celkový tlak lze rozdělit i celkový objem směsi plynů na objemy jednotlivých složek. Podle **Amagatova zákona** je celkový objem plynné směsi součtem parciálních objemů $V_i$ jednotlivých vzájemně nereagujících složek:

$$V = \sum V_i$$

Pro parciální objem i-té složky platí vztah :

$$V_i = n_i.\frac{R.T}{p}$$

Celkový objem plynné směsi lze vypočítat :

$$V = \sum n_i.\frac{R.T}{p}$$

Porovnáním posledních dvou vztahů lze odvodit :

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

**Příklad 1**
Dusík o objemu 3 $dm^3$ byl za konstantní teploty rozepnut na objem 20 $dm^3$. Jaký byl původní tlak dusíku, je-li výsledný tlak 9,6 kPa ?
*Řešení:*
Pro výpočet použijeme Boylův-Mariottův zákon, neboť teplota je konstantní.
T = konst $p_1 = ?$ $p_2 = 9{,}6$ kPa
$V_1 = 3$ $dm^3$ $V_2 = 20$ $dm^3$

$$p_1 = \frac{p_2 . V_2}{V_1}$$

$$p_1 = \frac{9{,}6.20}{3} = \underline{64} \text{ kPa}$$

Počáteční tlak plynu byl 64 kPa.

**Příklad 2**
Jaký bude tlak plynu uzavřeného do nádoby při tlaku 101 325 Pa a teplotě 20°C, jestliže vzroste teplota na 312°C ?
*Řešení:*
Využijeme Charlesův zákon, neboť objem je konstnantní.
V = konst $p_1 = 101\,325$ Pa $p_2 = ?$
$T_1 = 293{,}15$ K $T_2 = 585{,}15$ K

$$p_2 = p_1 . \frac{T_2}{T_1}$$

$$p_2 = 101\,325 . \frac{585{,}15}{293{,}15} = \underline{202\,253} \text{ Pa}$$

Tlak plynu vzroste na 202 253 Pa.

**Příklad 3**
Vypočtěte o kolik se zvětší objem 1 $dm^3$ plynu, zvýší-li se za stálého tlaku jeho teplota z 0°C na 100°C.
*Řešení:*
Řešíme použitím Gay-Lussacova zákona.
p = konst $T_1 = 273{,}15$ K $T_2 = 373{,}15$ K
$V_1 = 1$ $dm^3$ $V_2 = ?$

$$V_2 = \frac{V_1 . T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{1.373{,}15}{273{,}15} = \underline{1{,}366} \text{ dm}^3 \qquad \Delta V = V_2 - V_1 = 1{,}366 - 1 = \underline{0{,}366} \text{ dm}^3$$



Objem plynu se zvětší o 0,366 $dm^3$.

**Příklad 4**
Jaký objem bude zaujímat vzorek plynu při teplotě 45°C a tlaku 83,2 kPa, je-li jeho objem při teplotě 21°C a tlaku 98,1 kPa roven 246 $cm^3$ ?
*Řešení:*
Vyjdeme ze stavové rovnice.
$p_1 = 83{,}2$ kPa $p_2 = 98{,}1$ kPa
$V_1 = ?$ $V_2 = 246$ $cm^3$
$T_1 = 318{,}15$ kPa $T_2 = 294{,}15$ K

$$\frac{p_1 . V_1}{T_1} = \frac{p_2 . V_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad V_1 = \frac{p_2 . V_2 . T_1}{T_2 . p_1}$$

$$V_1 = \frac{98{,}1.246.318{,}15}{294{,}15.83{,}2} = \underline{314} \text{ cm}^3$$

Vzorek plynu bude zaujímat objem 314 $cm^3$.

**Příklad 5**
Jakou hmotnost zaujímá dusík o objemu 50 $dm^3$ při teplotě 20°C a tlaku 1,5 MPa ?
*Řešení:*

K výpočtu použijeme stavovou rovnici, kde dosadíme za $n = \frac{m}{M}$ :

$$p.V = \frac{m}{M}.R.T \quad \Rightarrow \quad m = \frac{p.V.M}{R.T}$$

$p = 1{,}5.10^6$ Pa
$V = 0{,}05$ $m^3$
$T = 293{,}15$ K
$R = 8{,}314$ $J.mol^{-1}.K^{-1}$
$M(N_2) = 28.10^{-3}$ $kg.mol^{-1}$

$$m = \frac{1{,}5.10^6 .0{,}05.0{,}028}{8{,}314.293{,}15} = \underline{0{,}862} \text{ kg}$$

Hmotnost dusíku za uvedených podmínek je 0,862 kg.

**Příklad 6**
Vypočítejte molární hmotnost plynné látky skládající se z uhlíku a kyslíku, jestliže 1 $dm^3$ této látky má při teplotě 20°C a tlaku 102,66 kPa hmotnost 1,854 g. Identifikujte ji.
*Řešení:*
K výpočtu molární hmotnosti využijeme stavovou rovnici ve tvaru :

$$p.V = \frac{m}{M}.R.T \quad \Rightarrow \quad M = \frac{m.R.T}{p.V}$$

$p = 1{,}0266.10^5$ Pa
$V = 1.10^{-3}$ m$^3$
$T = 293{,}15$ K
$R = 8{,}314$ J.mol$^{-1}$.K$^{-1}$
$m = 1{,}854 .10^{-3}$ kg

$$M = \frac{1{,}854.10^{-3}.8{,}314.293{,}15}{1{,}0266.10^{5}.10^{-3}} = 0{,}044 \text{ kg.mol}^{-1} = \underline{44} \text{ g.mol}^{-1}$$

Molární hmotnost plynné látky je 44 g.mol$^{-1}$ a odpovídá to oxidu uhličitému $CO_2$.

**Příklad 7**

V nádobě o objemu 1 dm$^3$ je směs 1 g oxidu uhličitého a 1 g oxidu uhelnatého. Určete jejich parciální tlaky a celkový tlak směsi při teplotě 25$^o$C.

*Řešení:*

Parciální tlaky jednotlivých oxidů v uvedeném objemu vypočítáme ze stavové rovnice :

$$p(CO_2) = \frac{m(CO_2).R.T}{M(CO_2).V} \qquad p(CO) = \frac{m(CO).R.T}{M(CO).V}$$

$V = 1.10^{-3}$ m$^3$
$T = 298{,}15$ K
$R = 8{,}314$ J.mol$^{-1}$.K$^{-1}$
$m(CO_2) = m(CO) = 1.10^{-3}$ kg
$M(CO_2) = 44.10^{-3}$ kg.mol$^{-1}$
$M(CO) = 28.10^{-3}$ kg.mol$^{-1}$

$p = p(CO_2) + p(CO)$

$$p(CO_2) = \frac{10^{-3}.8{,}314.298{,}15}{44.10^{-3}.10^{-3}} = \underline{56\ 337} \text{ Pa} \qquad p = 56\ 337 + 88\ 529$$

$$p(CO) = \frac{10^{-3}.8{,}314.298{,}15}{28.10^{-3}.10^{-3}} = \underline{88\ 529} \text{ Pa} \qquad p = \underline{144\ 866} \text{ Pa}$$

Parciální tlak oxidu uhličitého je 56 337 Pa, oxidu uhelnatého 88 529 Pa a celkový tlak směsi je 144 866 Pa.

**Příklad 8**

Spálením 0,43 g organické látky vzniklo 0,27 g vody a 494 cm$^3$ oxidu uhličitého při teplotě 20$^o$C a tlaku 99 kPa. Relativní hustota této látky ve srovnání se vzduchem je 2,97. Jaký je molekulový vzorec látky ?

*Řešení:*

Nejdříve určíme hmotnost vzniklého oxidu uhličitého ze stavové rovnice :

$V = 4{,}94.10^{-4}$ m$^3$
$T = 293{,}15$ K



$p = 9{,}9.10^4$ Pa
$R = 8{,}314$ J.mol$^{-1}$.K$^{-1}$
$M(CO_2) = 44.10^{-3}$ kg.mol$^{-1}$

$$m(CO_2) = \frac{p.V.M(CO_2)}{R.T}$$

$$m(CO_2) = \frac{9{,}9.10^{4}.4{,}94.10^{-4}.44.10^{-3}}{8{,}314.293{,}15} = 8{,}8.10^{-4} \text{ kg} = \underline{0{,}88} \text{ g}$$

Dále zjistíme z látkového množství oxidu uhličitého a vody odpovídající látkové množství uhlíku a vodíku a pomocí jejich hmotností dopočítáme hmotnost kyslíku v organické látce.

$$n(CO_2) = \frac{m(CO_2)}{M(CO_2)} \qquad n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}$$

$$n(CO_2) = \frac{0{,}88}{44} = 0{,}02 \text{ mol} \qquad n(H_2O) = \frac{0{,}27}{18} = 0{,}015 \text{ mol}$$

$n(C) = n(CO_2) = \underline{0.02}$ mol  $n(H) = 2.n(H_2O) = \underline{0.03}$ mol
$m(C) = n.M$  $m(H) = n.M$
$m(C) = 0{,}02.12 = \underline{0{,}24}$ g  $m(H) = 0{,}03.1 = \underline{0{,}03}$ g
$m(O) = m_S - (m_C + m_H)$

$$m(O) = 0{,}43 - (0{,}24 + 0{,}03) = \underline{0{,}16} \text{ g} \qquad n(O) = \frac{0{,}16}{16} = \underline{0{,}01} \text{ mol}$$

Z obecného vzorce analyzované sloučeniny $C_xH_yO_z$ určíme poměr x : y : z

$x : y : z = n(C) : n(H) : n(O)$
$x : y : z = 0{,}02 : 0{,}03 : 0{,}01 = \underline{2 : 3 : 1}$

Empirický vzorec je $C_2H_3O$.

Zbývá pomocí molární hmotnosti určit vzorec molekulový. Molární hmotnost vypočítáme z relativní hustoty vztažené na vzduch.

$$\rho_r = \frac{M_x}{M_v} \Rightarrow M_x = \rho_r.M_v \qquad M_v = 28{,}964 \text{ g.mol}^{-1}$$

$M_x = 2{,}97.28{,}964 = \underline{86}$ g.mol$^{-1}$
$M(C_2H_3O) = 43$ g mol$^{-1}$
$M_x : M(C_2H_3O) = 2 \qquad x = 2(C_2H_3O)$

Molekulový vzorec sloučeniny se rovná dvojnásobku vzorce empirického, tedy $C_4H_6O_2$.

## Příklady k procvičování

**5.1**

Jaký objem plynu o počátečním tlaku 0,1 MPa byl za stálé teploty použit k náplni nádobky spreje o objemu 250 cm$^3$ a tlaku 300 k Pa ?

**5.2**

Plyn o objemu 2 dm$^3$ necháme rozepnout na objem 2 m$^3$. Jak se změní při tom tlak z původní hodnoty 10 MPa , zůstane-li teplota konstantní ?

**5.3**
Na jakou teplotu se musí ohřát plyn při konstantním tlaku z 10°C, aby se jeho objem zdvojnásobil ?
**5.4**
Ocelová láhev s vodíkem má nejvyšší přípustný tlak 22,1 MPa. Při teplotě 20°C je tlak vodíku v láhvi 15,2 MPa. Určete, při jaké teplotě dosáhne tlak vodíku nejvyšší přípustné hodnoty.
**5.5**
V tlakové nádobě s kyslíkem je při teplotě 20°C tlak 15 MPa. Vypočítejte jak se sníží tlak, ochladí-li se tlaková láhev na minus 15°C.
**5.6**
Zaujímá-li plyn při teplotě 20°C objem 1 $dm^3$, jaký objem bude za stejného tlaku zaujímat při teplotě 313°C ?
**5.7**
Vodík o objemu 1$dm^3$ odměřený za standardních podmínek byl ochlazen na teplotu minus 100°C. Jaký objem zaujímá při tlaku 64,2 kPa ?
**5.8**
Argon zaujímá při teplotě 29°C a tlaku 96 kPa objem 10 $dm^3$. Při jaké teplotě bude mít totéž množství argonu dvojnásobný objem a tlak 202,33 kPa ?
**5.9**
V tlakové láhvi o objemu 20 $dm^3$ je při teplotě 20°C a tlaku 5 MPa zbytek dusíku. Vypočítejte jeho objem za standardních podmínek a určete jeho hmotnost.
**5.10**
V uzavřené baňce o objemu 1500 $cm^3$ je 5 g argonu o teplotě 20°C.Vypočítejte, jak se změní tlak v baňce, zahřeje-li se argon na teplotu 200°C.
**5.11**
V uzavřené nádobě o objemu 10 $dm^3$ je vzduch o hmotnosti 10 g. Jaký bude tlak v nádobě při teplotě 100°C ?
**5.12**
Určete objem 16 g kyslíku při teplotě 20°C a tlaku 1 MPa.
**5.13**
Určete hmotnost 1 $dm^3$ vodíku při tlaku 100 kPa a teplotě 20°C.
**5.14**
Tlaková láhev o objemu 40 $dm^3$ naplněná kyslíkem váží 78,88 kg. Kyslík v láhvi má při teplotě 20°C tlak 15 MPa. Kolik váží prázdná tlaková láhev ?
**5.15**
Vypočítejte hustotu suchého vzduchu při teplotě 18°C a tlaku 104 kPa.
**5.16**
Jaký objem bude zaujímat $3.10^{23}$ atomů neonu a stejný počet atomů fluoru při tlaku 101 kPa a teplotě 20°C ?
**5.17**
Jaký objem a jakou hmotnost má při teplotě 20°C a tlaku 98,66 kPa $1.10^{20}$ molekul vodíku ?



**5.18**
Kolik molekul kyslíku je v 1 $cm^3$ prostoru evakuovaného na tlak $1.10^{-4}$ Pa při teplotě minus 73°C ?
**5.19**
Vypočítejte jaká je za standardních podmínek hustota neznámého plynu, víte-li, že při teplotě 24°C a tlaku 102,66 kPa má tento plyn hustotu 1,918 $kg.m^{-3}$.
**5.20**
Světle zelený plyn má při teplotě 17°C a tlaku 99,993 kPa hustotu 1,575 $g.dm^{-3}$. Určete jeho molární hmotnost a identifikujte tento plynný prvek.
**5.21**
Vypočítejte molární hmotnost žlutozeleného plynu, který za teploty 45,5°C a tlaku 98,23 kPa má hustotu 2,629 $g.dm^{-3}$. Identifikujte tento plynný prvek.
**5.22**
V uzavřené nádobě je směs 0,1 mol kyslíku a 0,2 mol dusíku. Tlak v nádobě je 130 kPa, teplota plynné směsi je 30°C. Vypočítejte objem nádoby.
**5.23**
Plynná směs má toto hmotnostní složení : 50 % vodíku a 50 % oxidu uhelnatého. Tlak plynné směsi je 0,11 MPa. Vypočítejte parciální tlak vodíku a oxidu uhelnatého. Jaké je objemové složení směsi ?
**5.24**
Nádoba objemu 6 $dm^3$, ve které byl argon o tlaku 145 kPa, byla spojena s další nádobou o objemu 4 $dm^3$, v níž byl rovněž argon o tlaku 60 kPa. Vypočítejte výsledný tlak ve spojených nádobách za konstantní teploty.
**5.25**
V nádobě byla vytvořena směs obsahující 0,338 g vodíku a 5,6 g oxidu uhelnatého. Při teplotě 20°C je celkový tlak směsi 150 kPa. Jaký je objem nádoby, ve které je směs přechovávána ? Určete tlaky obou plynů.
**5.26**
Dvě nádoby o objemu 5 $dm^3$ a 10 $dm^3$ jsou spojeny trubicí s kohoutem. V první nádobě je dusík pod tlakem 90 kPa, ve druhé kyslík. Teplota obou plynů je stejná. Otevřením kohoutu vznikla směs obou plynů a tlak se ustálil na hodnotě 104 kPa. Vypočtěte tlak kyslíku před smíšením obou plynů, zůstala-li teplota konstantní.

**5.27**
Vypočítejte složení zemního plynu v objemových zlomcích, jestliže obsahuje methan o parciálním tlaku 71,5 kPa, vodík o parciálním tlaku 22 kPa, ethen o parciálním tlaku 11 kPa a dusík. Celkový tlak směsi je 110 000 Pa.
**5.28**
V nádobě o objemu 5 $dm^3$ je 1,68 g dusíku a 2,56 g kyslíku. Celkový tlak této směsi je 250 kPa. Jaká je teplota směsi ?
**5.29**

V nádobě o objemu 3 $dm^3$ je směs 4,4 g oxidu uhličitého a 8,4 g oxidu uhelnatého. Zjistěte tlaky obou plynů a celkový tlak směsi při teplotě 0°C.

**5.30**

Spálením jedné šedesátiny molu neznámého uhlovodíku vzniklo látkové množství 0,05 mol vody a 0,693 $dm^3$ oxidu uhličitého za teploty 17°C a tlaku 116 kPa. Určete molekulový vzorec uhlovodíku.

**5.31**

Určete molekulový vzorec neznámé látky, jestliže víte, že spálením jistého množství této látky vzniklo 0,064 g vody a při teplotě 20°C a tlaku 86,993 kPa celkově 100 $cm^3$ oxidu uhličitého a siřičitého v objemovém poměru 1 : 1. Relativní hustota neznámé látky vzhledem k vodíku je 23,94.

**5.32**

Spálením jistého uhlovodíku vzniklo 0,279 g vody a 302,5 $cm^3$ oxidu uhličitého, jehož objem byl měřen při teplotě 20°C a tlaku 100,66 kPa. Hustota uhlovodíku při 20°C a tlaku 99,325 kPa je 2,37 $kg.m^{-3}$. Určete molekulový vzorec uhlovodíku.

**5.33**

0,43 g organické látky má při teplotě 100°C a tlaku 99,325 kPa objem 156 $cm^3$. Spálením tohoto množství látky vznikne 0,02 mol oxidu uhličitého a 0,015 mol vody. Určete molekulový vzorec sloučeniny.

**5.34**

Hustota uhlovodíku při teplotě 21°C a tlaku 98,66 kPa je 2,261 $kg.m^{-3}$. Po spálení uhlovodíku je poměr hmotností vzniklého oxidu uhličitého a vody 2,444 : 1. Určete molekulový vzorec uhlovodíku.

**5.35**

Objem 1,223 g organické sloučeniny je při teplotě 20°C a tlaku 103 kPa 500 $cm^3$. Spálením 0,4833 g této látky získáme při teplotě 23°C a tlaku 101 325 Pa 405 $cm^3$ oxidu uhličitého a 0,15 g vody. Určete molekulový vzorec této látky.

# 6 CHEMICKÉ REAKCE A ROVNICE

## 6.1 VYČÍSLOVÁNÍ CHEMICKÝCH ROVNIC

K popisu průběhu chemických reakcí slouží chemické rovnice. Chemické rovnice především informují, které látky do chemické reakce vstupují a které látky v průběhu reakce vznikají. K tomu, abychom byli schopni chemické rovnice sestavovat, je třeba základní pravidla pro jejich sestavování ovládat a znát chemické vlastnosti reaktantů, abychom dovedli správně odhadnout, jaké reakční produkty vzniknou. Další informací, kterou chemické rovnice poskytují, jsou stechiometrické poměry, v jakých chemické látky reagují a v jakých vznikají. Proto po správném sestavení reakčního schématu musíme přistoupit k jeho úpravě, t.j. vyčíslování, při kterém upravujeme stechiometrické koeficienty tak, aby počty atomů všech prvků byly na obou stranách rovnice stejné. Vyčíslování rovnic je



různě náročné a závisí např. na počtu reaktantů a výchozích látek, na tom, jde-li o reakci oxidačně redukční či nikoli, je-li reakce zapsána jako molekulární či iontová atd.

Vyčíslování rovnic, zejména **pokud nejde o reakce redoxní**, zahájíme postupným bilancováním jednotlivých prvků: Nejprve zvolíme pro některou sloučeninu v rovnici stechiometrický koeficient a koeficienty ostatních sloučenin se pokusíme dopočítat bilancí. Ukáže-li se, že byl zvolen nevhodný koeficient, zvolíme koeficient jiný (např. použijeme násobek původně zvoleného koeficientu, nebo zvolíme výchozí koeficient pro jinou sloučeninu ap.). Na závěr vyčíslování rovnice, která většinou končí bilancováním atomů vodíku a kontrolou atomů kyslíku, upravíme stechiometrické koeficienty na jednoduché poměry celých čísel.

Pro vyčíslování rovnic reakcí, které nejsou redoxními, se někdy doporučuje vypočítávat koeficienty **pomocí soustavy rovnic o více neznámých** podle následujícího schématu. Máme-li např. propočítat rovnici :

$$a\ Ca_5F(PO_4)_3 + b\ H_2SO_4 \rightarrow c\ Ca(H_2PO_4)_2 + d\ CaSO_4 + e\ HF$$

označíme si reaktanty i reakční produkty písemnými symboly a až e. Pak sestavíme soustavu rovnice, ve kterých vyjádříme, kolika atomy jsou prvky, popř. skupiny atomů v jednotlivých sloučeninách zastoupeny:

Ca: $5a = c + d$

F: $a = e$

P: $3a = 2c$

$SO_4$ : $b = d$

H : $2b = 4c + e$.

Při pokusech vyřešit tuto soustavu rovnic o více neznámých snadno zjistíme, že zvolíme-li a = 2, pak e = 2, c = 3, b = 7 a d = 7. Za písemné symboly do rovnice dosadíme vypočtené hodnoty jako stechiometrické koeficienty a rovnice je vyčíslena:

$$2\ Ca_5F(PO_4)_3 + 7\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ Ca(H_2PO_4)_2 + 7\ CaSO_4 + 2\ HF$$

Tento způsob propočítávání pro některé rovnice výhodou není. Jednotlivé rovnice o více neznámých lze samozřejmě od sebe odečítat, násobit a různě upravovat, a přesto můžeme dojít k výsledku, který má příliš mnoho řešení, a to i nesprávných. Pak lze tohoto způsobu použít jen jako pomůcku, po jejímž použití musíme některé koeficienty stejně dopočítávat bilancí. Lze ho někdy použít i u oxidačně redukčních rovnic, ale oproti způsobu, který bude pro oxidačně redukční rovnice popsán v následujícím odstavci, vlastně žádné výhody nemá a je většinou pracnější. Příklady na procvičení tohoto způsobu vyčíslování mohou být reakce:

$$NaF + Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Na_2SO_4 + Na_3[AlF_6]$$

$$Bi(NO_3)_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow Bi(CO_3)(OH) + NaNO_3 + CO_2$$

$$Na_2S_2O_3 + H_2O_2 \rightarrow Na_2S_3O_6 + Na_2SO_4 + H_2O.$$

Při úpravě rovnic **oxidačně redukčních reakcí** využíváme toho, že v rovnici počty přijímaných elektronů u redukovaných látek musí odpovídat počtu předávaných elektronů u látek oxidovaných. Z poměru vyměňovaných elektronů lze pro látky s prvky, které v průběhu reakce redoxní stupeň změnily,

stechiometrické koeficienty odvodit; pro ostatní látky se koeficienty vypočtou bilancováním. Při vyčíslování rovnic redoxních reakcí lze pro většinou případů volit následující postup.

Po zápisu reakčního schématu zjistíme, které prvky se redukují a které se oxidují. Počet předávaných elektronů oxidovaného prvku zapíšeme jako stechiometrický koeficient u látky, která obsahuje redukovaný prvek tak, aby počet atomů redukovaného prvku odpovídal počtu předávaných elektronů u oxidovaného prvku. Zcela analogicky zjistíme stechiometrický faktor pro látku, která obsahuje oxidovaný prvek. Počty vyměňovaných elektronů snadno zjistíme z rozdílu oxidačních čísel prvků. Poměry rozdílů oxidačních čísel redukovaných prvků a oxidovaných prvků lze podle potřeb výpočtu rozšiřovat nebo krátit; dbáme, abychom takto odvozené koeficienty skutečně zapisovali k látkám, které redukovaný či oxidovaný prvek obsahují. Při výpočtu rozdílu redoxních stupňů je třeba dávat pozor na znaménko oxidačního čísla - zde vznikají nejčastější chyby, např. chloridy (–I) na rozdíl od chlornanů (I), arsenitany (III) na rozdíl od arsanu (–III). Máme-li např. vyčíslit rovnici

$$Ca_3(PO_4)_2 + C + SiO_2 \rightarrow P_4 + CaSiO_3 + CO,$$

určíme nejdříve, že fosfor se v průběhu reakce redukoval o 5 redoxních stupňů a uhlík se oxidoval o 2 redoxní stupně. Tento poměr pěti vyměňovaných elektronů u fosforu a dvou vyměňovaných elektronů u uhlíku rozšíříme na poměr 10 : 4 a zapíšeme jako koeficienty do rovnice v obráceném poměru tak, aby na obou stranách rovnice byl fosfor zastoupen čtyřmi atomy a uhlík deseti atomy. Tedy:

$$2\ Ca_3(PO_4)_2 + 10\ C + SiO_2 \rightarrow P_4 + CaSiO_3 + 10\ CO.$$

Nyní bilancí odvodíme koeficienty pro sloučeniny, které obsahují prvky, které se redoxní reakce nezúčastnily. Z počtu šesti atomů vápníku ve dvou molekulách fosforečnanu trivápenatého vyplývá koeficient pro křemičitan vápenatý a z něho pro oxid křemičitý. Na závěr u vyčíslené rovnice ve tvaru

$$2\ Ca_3(PO_4)_2 + 10\ C + 6\ SiO_2 \rightarrow P_4 + 6\ CaSiO_3 + 10\ CO$$

provedeme kontrolu počtu atomů kyslíku.

Dalším příkladem na vyčíslování rovnic redoxních reakcí může být reakce

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO.$$

I zde nejdříve určíme, že měď se v průběhu reakce oxiduje o 2 redoxní stupně a dusík se redukuje o 3 redoxní stupně. Změny redoxních stupňů v obráceném poměru zapíšeme tentokrát důsledně nejprve na pravou stranu reakce, protože kyselina dusičná se v průběhu reakce jednak redukovala na oxid dusnatý, jednak si ve vzniklém dusičnanu měďnatém oxidační číslo zachovala:

$$3\ Cu + HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + H_2O + 2\ NO.$$

Teprve nyní můžeme vyčíslit počty atomů dusíku v kyselině dusičné

$$3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + H_2O + 2\ NO$$

a na závěr před kontrolou atomů kyslíku upravíme počty atomů vodíku na

$$3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 4\ H_2O + 2\ NO.$$



Příklady na procvičování mohou být reakce:

$KBr + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

$Mn(NO_3)_2 + Na_3BiO_4 + HNO_3 \rightarrow HMnO_4 + Bi(NO_3)_3 + NaNO_3 + H_2O$

$P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$

$FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$

$KMnO_4 + SnCl_2 + HCl \rightarrow SnCl_4 + MnCl_2 + KCl + H_2O$

$KClO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + KCl + I_2 + H_2O$

$KIO_3 + SO_2 + H_2O \rightarrow K_2SO_4 + H_2SO_4 + I_2$

$CuS + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O$

$CrCl_3 + KMnO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2CrO_4 + KCl + NaCl + MnO_2 + CO_2$

$HClO_3 + SO_2 + H_2O \rightarrow HCl + H_2SO_4$

$KMnO_4 + PH_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$

Výše uvedený způsob propočítávání rovnic nelze však použít např. v případech, kdy se **současně oxidují či redukují dva prvky**, navíc u našeho příkladu obsažené ve stejné sloučenině:

$$As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$$

V tomto případě rovnici vyčíslíme tak, že vypočteme jednak počet elektronů, kterého je třeba k oxidaci jedné „molekuly“ sulfidu arsenitého, jednak počet elektronů, kterého je třeba k redukci kyseliny dusičné na jednu molekulu oxidu dusnatého:

As: 2 . 2 = 4
S: 3 . 8 = 24
28

Z toho vyplývá, že k oxidaci jedné molekuly $As_2S_3$ je třeba 28 elektronů a k redukci jedné molekuly $HNO_3$ na jednu molekulu NO jsou třeba 3 elektrony. K příslušným vzorcům vypočtené počty elektronů v obráceném poměru zapíšeme jako koeficienty:

$$3\ As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + 28\ NO,$$

poté vyčíslení rovnice dokončíme bilancí jako u předchozího příkladu do tvaru:

$$3\ As_2S_3 + 28\ HNO_3 + 4\ H_2O \rightarrow 6\ H_3AsO_4 + 9\ H_2SO_4 + 28\ NO.$$

Příklady na procvičování mohou být reakce:

$FeS_2 + Na_2O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + Na_2SO_4 + Na_2O$

$Cu_2S + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O$

$HClO_4 + As_2S_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + HCl$

Při vyčíslování **iontových rovnic** je třeba upozornit ještě na jeden krok: po zápisu redoxních poměrů jako koeficientů do rovnice je třeba před dalším bilancováním propočítat náboje iontů, jejichž součet musí být na obou stranách rovnice stejný. Např. u iontové reakce

$$Cr_2O_7^{2-} + I^- + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + I_2 + H_2O$$

zjistíme rozdíly redoxních stupňů a opačný číselný poměr 3 : 1 po rozšíření na 6 : 2 dosadíme:

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\ I^- + H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ I_2 + H_2O$$

načež počty nábojů upravíme násobkem počtu vodíkových kationtů:

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\ I^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ I_2 + H_2O$$

a vyčíslení dokončíme obvyklým způsobem na

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\ I^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 3\ I_2 + 7\ H_2O.$$

Dalším příkladem může být reakce:

$$AsO_4^{3-} + Zn + H^+ \rightarrow Zn^{2+} + AsH_3 + H_2O.$$

Poměr rozdílů redoxních stupňů u arsenu a zinku 8 : 2 zkrátíme na 4 : 1 a v obráceném poměru zapíšeme jako koeficienty:

$$1\ AsO_4^{3-} + 4\ Zn + H^+ \rightarrow 4\ Zn^{2+} + 1\ AsH_3 + H_2O$$

a úpravou počtu vodíkových kationtů vyrovnáme počty nábojů:

$$1\ AsO_4^{3-} + 4\ Zn + 11\ H^+ \rightarrow 4\ Zn^{2+} + 1\ AsH_3 + H_2O.$$

Pak propočteme počty atomů vodíku a po kontrole počtu atomů kyslíku upravíme na

$$AsO_4^{3-} + 4\ Zn + 11\ H^+ \rightarrow 4\ Zn^{2+} + AsH_3 + 4\ H_2O.$$

Příklady na procvičování mohou být reakce:

$PbO_2 + Mn^{2+} + H^+ \rightarrow Pb^{2+} + MnO_4^- + H_2O$

$Cd + NO_3^- + H^+ \rightarrow Cd^{2+} + NH_4^+ + H_2O$

$NO_2^- + MnO_4^- + H^+ \rightarrow NO_3^- + Mn^{2+} + H_2O$

$As_2O_3 + ClO^- + OH^- \rightarrow AsO_4^{3-} + Cl^- + H_2O$

$Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+} + H_2O$

$IO_3^- + OH^- + Cl_2 \rightarrow IO_6^{5-} + 2\ Cl^- + H_2O$

$I^- + MnO_4^- + H^+ \rightarrow I_2 + Mn^{2+} + H_2O$

$Sn^{2+} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow Sn^{4+} + Mn^{2+} + H_2O$

$CrO_4^{2-} + SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow [Cr(OH)_4]^- + SO_4^{2-} + OH^-$

$Al + OH^- + H_2O \rightarrow [Al(OH)_4]^- + H_2$

# 7 VÝPOČTY Z CHEMICKÝCH ROVNIC

Chemické rovnice nejen specifikují reaktanty a produkty, ale podávají zároveň informaci o vztazích mezi látkovým množstvím reagujících látek. Tuto informaci lze získat pouze z úplné **vyčíslené chemické rovnice** (viz kap. 6).

Základem stechiometrických výpočtů (výpočtů z chemických rovnic) je vyčíslená chemická rovnice, neboť vyjadřuje látkovou bilanci chemické reakce. Poměr stechiometrických koeficientů zúčastněných komponent je stejný jako poměr jejich látkového množství. Zapíšeme-li obecně chemickou rovnici :



$$a\ A + b\ B = c\ C + d\ D \text{ , pak platí :}$$
$$a : b : c : d = n(A) : n(B) : n(C) : n(D)$$

Z chemických rovnic můžeme vypočítat množství látek vstupujících do reakce či při reakci vznikajících. Nejčastěji vypočítáváme hmotnost jednotlivých látek, v případě plynného (kapalného) skupenství i jejich objem, případně i další veličiny jako např. koncentraci, hmotnostní (objemový, molární) zlomek, hustotu.

Pokud nejsou u reakce uvedené specifické reakční podmínky, předpokládáme, že probíhá za standardních podmínek, tj. při tlaku $p_o = 101\ 325\ Pa$, teplotě $T_o = 273{,}15\ K$ a molárním objemu $V_m^o = 22{,}41\ dm^3.mol^{-1}$.

Při výpočtech je vhodné dodržovat následující postup řešení :

- Sestavení a vyčíslení chemické rovnice
- Určení vhodné dvojice látek, z nichž první musí být popsána dostatečným množstvím údajů a druhá je ta, u níž veličinu hledáme
- Pro zvolenou dvojici látek určit z chemické rovnice vzájemný molární poměr
- Sestavení vhodných úměr a vztahů pro hledané veličiny
- Vlastní výpočet

**Příklad 1**

Vypočítejte hmotnost uhličitanu vápenatého, který je potřeba rozpustit ve zředěné kyselině chlorovodíkové, aby vzniklo 50 g hexahydrátu chloridu vápenatého.

*Řešení:*

Nejdříve sestavíme a upravíme chemickou rovnici :

$$CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Z vyčíslené rovnice určíme molární poměr uhličitanu a chloridu vápenatého :

$$n(CaCO_3) = n(CaCl_2) = n(CaCl_2.6H_2O)$$

Z tabulek určíme molární hmotnosti a vypočítáme hmotnost ze vztahu $m = n.M$

$M(CaCO_3) = 100{,}08\ g.mol^{-1}$ $\quad$ $m(CaCl_2.6H_2O) = 50\ g$

$M(CaCl_2.6H_2O) = 219{,}1\ g.mol^{-1}$ $\quad$ $m(CaCO_3) = ?$

$$\frac{m(CaCO_3)}{M(CaCO_3)} = \frac{m(CaCl_2.6H_2O)}{M(CaCl_2.6H_2O)}$$

$$m(CaCO_3) = \frac{m(CaCl_2.6H_2O)}{M(CaCl_2.6H_2O)} . M(CaCO_3)$$

$$m(CaCO_3) = \frac{50}{219{,}1} . 100{,}08 = \underline{22{,}84}\ g$$

Na přípravu 50 g hexahydrátu chloridu vápenatého je potřeba použít 22,84 g uhličitanu vápenatého.

**Příklad 2**

Roztok kyseliny sírové o hmotnostním složení 56 % $H_2SO_4$ ($\rho$ = 1,4558 g.cm$^{-3}$) se zneutralizoval 150 g roztoku hydroxidu sodného o hmotnostním složení 10 % NaOH. Vypočítejte hmotnost vzniklého síranu sodného a objem použitého roztoku kyseliny sírové.

*Řešení:*

Sestavíme a upravíme chemickou rovnici :

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

Z vyčíslené rovnice zjistíme poměr látkového množství hydroxidu a síranu sodného

$$n(NaOH) = 2.n(H_2SO_4) = 2.n(Na_2SO_4)$$

Z hmotnosti roztoku hydroxidu sodného určíme odpovídající hmotnost a látkové množství rozpuštěného hydroxidu a síranu sodného :

$m(NaOH) = w\ .\ m_S$ $\qquad$ $M(NaOH) = 40\ g.mol^{-1}$

$m(NaOH) = 150.0{,}1 = \underline{15}\ g$ $\qquad$ $M(Na_2SO_4) = 142{,}04\ g.mol^{-1}$

$$n(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} \qquad n(Na_2SO_4) = \frac{1}{2}\ n(NaOH)$$

$$n(NaOH) = \frac{15}{40} = \underline{0{,}375}\ mol \qquad n(Na_2SO_4) = \underline{0{,}1875}\ mol$$

$m(Na_2SO_4) = n\ .\ M$

$m(Na_2SO_4) = 0{,}1875.142{,}04 = \underline{26{,}63}\ g$

Objem zředěné kyseliny sírové zjistíme opět z látkového množství, hmotnosti a hustoty :

$n(H_2SO_4) = n(Na_2SO_4) = 0{,}1875\ mol$ $\qquad$ $M(H_2SO_4) = 98{,}06\ g.mol^{-1}$

$m(H_2SO_4) = n\ .\ M$ $\qquad$ $w(H_2SO_4) = 0{,}56$

$m(H_2SO_4) = 0{,}1875.98{,}06 = \underline{18{,}39}\ g$ $\qquad$ $\rho(H_2SO_4) = 1{,}4558\ g.cm^{-3}$

$$m_S = \frac{m(H_2SO_4)}{w(H_2SO_4)} \qquad V_S = \frac{m_S}{\rho}$$

$$m_S = \frac{18{,}39}{0{,}56} = 32{,}84\ g \qquad V_S = \frac{32{,}84}{1{,}4558} = \underline{22{,}56}\ cm^3$$

K neutralizaci uvedeného množství hydroxidu sodného je třeba 22,56 cm$^3$ zředěné kyseliny sírové o $w(H_2SO_4) = 0{,}56$ a vznikne při tom 26,63 g síranu sodného.



**Příklad 3**

Kyselina jodičná se redukuje peroxidem vodíku na jod a vzniká při tom kyslík. Jaká hmotnost kyseliny jodičné zreaguje a jaký objem kyslíku za s.p. se uvolní, spotřebuje-li se 30 g roztoku peroxidu vodíku o hmotnostním složení 30 % $H_2O_2$ ?

*Řešení:*

Nejprve sestavíme a upravíme rovnici :

$$2\ HIO_3 + 5\ H_2O_2 \rightarrow I_2 + 5\ O_2 + 6\ H_2O$$

Z hmotnosti roztoku peroxidu vodíku je třeba zjistit hmotnost čistého peroxidu vodíku :

$m(H_2O_2) = m_S\ .\ w$ $\qquad$ $M(H_2O_2) = 34{,}02\ g.mol^{-1}$

$m(H_2O_2) = 30.0{,}3 = \underline{9}\ g$ $\qquad$ $M(HIO_3) = 175{,}91\ g.mol^{-1}$

Z vyčíslené rovnice určíme vzájemné poměry látkového množství reagujících látek a dále hmotnost kyseliny jodičné.

$n(HIO_3) : n(H_2O_2) = 2 : 5$

$$\frac{m(HIO_3)}{M(HIO_3)} = \frac{2}{5} \cdot \frac{m(H_2O_2)}{M(H_2O_2)}$$

$$m(HIO_3) = \frac{2}{5} \cdot \frac{m(H_2O_2)}{M(H_2O_2)}\ .\ M(HIO_3)$$

$$m(HIO_3) = \frac{2}{5} \cdot \frac{9.175{,}91}{34{,}02} = \underline{18{,}61}\ g$$

Objem kyslíku určíme pomocí látkového množství a molárního objemu $V_m^o$ :

$n(H_2O_2) = n(O_2)$

$$\frac{m(H_2O_2)}{M(H_2O_2)} = \frac{V(O_2)}{V_m^o}$$

$$V(O_2) = \frac{m(H_2O_2)}{M(H_2O_2)}\ .\ V_m^o$$

$$V(O_2) = \frac{9}{34{,}02}\ .\ 22{,}41 = \underline{5{,}93}\ dm^3$$

Při reakci se spotřebuje 18,61 g kyseliny jodičné a uvolní se 5,93 dm$^3$ kyslíku.

**Příklad 4**

Jaký objem roztoku kyseliny sírové o hmotnostním složení 19 % $H_2SO_4$ a hustotě $\rho$ = 1,1318 g.cm$^{-3}$ je potřeba k neutralizaci 100 cm$^3$ amoniaku o koncentraci $c(NH_3) = 0{,}1\ mol.dm^{-3}$ ?

*Řešení:*

Sestavíme a upravíme chemickou rovnici :

$$H_2SO_4 + 2\ NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$

Určíme poměr látkového množství reagujících látek :

$n(H_2SO_4) = \frac{1}{2} . n(NH_3)$

$n(NH_3) = c.V$ $\qquad M(H_2SO_4) = 98{,}08\ g.mol^{-1}$

$n(NH_3) = 0{,}1.\ 0{,}1 = \underline{0{,}01}\ mol$ $\qquad n(H_2SO_4) = 0{,}01.0{,}5 = \underline{0{,}005}\ mol$

Z látkového množství určíme hmotnost kyseliny, hmotnost jejího roztoku a nakonec hledaný objem roztoku :

$m(H_2SO_4) = n.M$

$m(H_2SO_4) = 0{,}005.98{,}08 = \underline{0{,}4904}\ g$

$m_S = \frac{m(H_2SO_4)}{w(H_2SO_4)}$ $\qquad V_S = \frac{m_S}{\rho}$

$m_S = \frac{0{,}4904}{0{,}19} = \underline{2{,}58}\ g$ $\qquad V_S = \frac{2{,}58}{1{,}1318} = \underline{2{,}28}\ cm^3$

K neutralizaci uvedeného množství amoniaku je potřeba 2,28 $cm^3$ zředěné kyseliny sírové.

**Příklad 5**

Uhličitan alkalického kovu o hmotnosti 10 g byl rozpuštěn ve vodě. Okyselením vzniklého roztoku zředěnou kyselinou sírovou se uvolnil objem 1,62 $dm^3$ oxidu uhličitého za s.p.. Určete o jaký uhličitan se jedná.

*Řešení:*

Má-li neznámý uhličitan obecný vzorec $Me_2CO_3$, reakci vyjadřuje rovnice :

$$Me_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Me_2SO_4 + CO_2 + H_2O$$

Abychom mohli určit, o který uhličitan se jedná, je třeba zjistit jeho molární hmotnost. Vyjdeme opět z poměru látkového množství :

$n(CO_2) = n(Me_2CO_3)$

$n(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_m^o}$

$n(CO_2) = \frac{1{,}62}{22{,}41} = \underline{0{,}0723}\ mol$ $\qquad n(Me_2CO_3) = \underline{0{,}0723}\ mol$

$M(Me_2CO_3) = \frac{m(Me_2CO_3)}{n(Me_2CO_3)}$

$M(Me_2CO_3) = \frac{10}{0{,}0723} = \underline{138{,}3}\ g.mol^{-1}$

Ze známé molární hmotnosti uhličitanu určíme molární hmotnost alkalického kovu:

$M(Me_2CO_3) = 2\ M(Me) + M(C) + 3\ M(O)$



$M(Me) = \frac{M(Me_2CO_3) - M(C) - 3\ M(O)}{2}$

$M(Me) = \frac{138{,}3 - 60}{2} = \underline{39,\ 15}\ g.mol^{-1}$, což podle tabulek odpovídá ***draslíku***.

Uhličitan neznámého alkalického kovu je uhličitan draselný $K_2CO_3$.

**Příklad 6**

Jodid číničitý se připravuje reakcí cínu s jodem. Na jeho přípravu bylo použito 8,6 g cínu a 30 g jodu. Vypočtěte hmotnost připraveného jodidu číničitého a hmotnost nezreagované látky.

*Řešení:*

Vyjdeme z chemické rovnice :

$$Sn + 2\ I_2 \rightarrow SnI_4$$

Známe-li množství obou reaktantů, je třeba zjistit, které je správné a odpovídá stechiometrii. Výtěžek reakce určuje vždy ta látka, které je stechiometricky nejméně.

$n(I_2) = 2\ n(Sn)$ $\qquad M(I_2) = 253{,}8\ g.mol^{-1}$ $\qquad M(Sn) = 118{,}69\ g.mol^{-1}$

$n(I_2) = \frac{m(I_2)}{M(I_2)}$ $\qquad n(Sn) = \frac{m(Sn)}{M(Sn)}$

$n(I_2) = \frac{30}{253{,}8} = \underline{0{,}1182}\ mol$ $\qquad n(Sn) = \frac{8{,}6}{118{,}69} = \underline{0{,}0725}\ mol$

Protože platí : $n(Sn) = \frac{1}{2} . n(I_2)$, je zreagované látkové množství cínu v reakci :

$n'(Sn) = \frac{0{,}1182}{2} = \underline{0{,}0591}\ mol$

Nezreagované množství cínu určíme z rozdílu látkového množství :

$\Delta\ n(Sn) = 0{,}0725 - 0{,}0591 = \underline{0{,}0134}\ mol$

$\Delta\ m(Sn) = \Delta\ n.M$

$\Delta\ m(Sn) = 0{,}0134\ .\ 118{,}69 = \underline{1{,}59}\ g$

Hmotnost jodidu číničitého určíme z poměru odpovídajícího látkového množství :

$n(SnI_4) = n'(Sn) = 0{,}0591\ mol$ $\qquad M(SnI_4) = 626{,}29\ g.mol^{-1}$

$m(SnI_4) = n.M$

$m(SnI_4) = 0{,}0591.626{,}29 = \underline{37}\ g$

Reakcí cínu s jodem se připravilo 37 g jodidu číničitého a zbylo 1,59 g nezreagovaného cínu.

**Příklad 7**

Sulfan se připravil reakcí sulfidu železnatého s kyselinou chlorovodíkovou. Při teplotě 25°C a tlaku 100,5 kPa se uvolnilo 7,45 $dm^3$ sulfanu. Vypočítejte objem kyseliny chlorovodíkové o w(HCl) = 0,37 a ρ(HCl) = 1,1838 $g.cm^{-3}$ potřebný k reakci a hmotnostní zlomek chloridu železnatého ve výsledném roztoku.
*Řešení:*
Vyjdeme opět z rovnice :

$$FeS + 2\ HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$$

Nejprve určíme látkové množství vzniklého sulfanu ze stavové rovnice :

$$n(H_2S) = \frac{p.V}{R.T}$$

$$n(H_2S) = \frac{100\ 500.0{,}00745}{8{,}314.298{,}15} = \underline{0{,}302}\ mol$$

Z rovnice platí : $n(HCl) = 2.n(H_2S)$ , tedy : $n(HCl) = 2.0{,}302 = \underline{0{,}604}$ mol
Objem kyseliny vypočítáme pomocí látkového množství, hmotnosti a hustoty :

$m(HCl) = n.M$ $\qquad m(HCl) = 36{,}46\ g.mol^{-1}$

$m(HCl) = 0{,}604.\ 36{,}46 = 22{,}02$ g

$$m_S = \frac{m(HCl)}{w(HCl)} = \frac{22{,}02}{0{,}37} = 59{,}5\ g$$

$$V_S = \frac{m_S}{\rho} = \frac{59{,}5}{1{,}1838} = \underline{50{,}3}\ cm^3$$

Hmotnostní zlomek chloridu železnatého určíme z hmotností $FeCl_2$ a jeho roztoku:

$n(FeCl_2) = n(H_2S) = 0{,}302$ mol $\qquad M(FeCl_2) = 126{,}75\ g.mol^{-1}$

$m(FeCl_2) = n.M$

$m(FeCl_2) = 0{,}302.126{,}75 = \underline{38{,}28}$ g

Hmotnost roztoku je rovna součtu hmotnosti $FeCl_2$ a hmotnosti vody, která byla v reakci přítomna. Tu vypočítáme z hmotnosti roztoku HCl.

$m(H_2O) = m_S - m(HCl) = 59{,}5 - 22{,}02 = \underline{37{,}48}$ g

$$w(FeCl_2) = \frac{m(FeCl_2)}{w_S}$$

$$w(FeCl_2) = \frac{38{,}28}{38{,}28 + 37{,}48} = \underline{0{,}505}$$

K reakci bylo potřeba 50,3 $cm^3$ roztoku HCl a hmotnostní zlomek chloridu železnatého ve výsledném roztoku je w = 0,505.

**Příklad 8**
Chlor, který se připravil reakcí 240 $cm^3$ roztoku kyseliny chlorovodíkové o koncentraci c(HCl) = 1 $mol.dm^{-3}$ s oxidem manganičitým při teplotě 20°C a tlaku



102 kPa, se zavedl do teplého roztoku hydroxidu sodného. Vypočtěte objem vzniklého chloru a hmotnost zreagovaného hydroxidu.
*Řešení*:
V tomto případě musíme sestavit dvě následné rovnice :

$$MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow \underline{Cl_2} + MnCl_2 + 2\ H_2O$$

$$3\ \underline{Cl_2} + 6\ NaOH \rightarrow NaClO_3 + 5\ NaCl + 3\ H_2O$$

Z první rovnice určíme poměr látkového množství kyseliny a chloru :

$$n(Cl_2) = \frac{1}{4}\ n(HCl) \qquad n(HCl) = c.V = 1.0{,}240 = \underline{0{,}24}\ mol$$

$n(Cl_2) = \underline{0{,}06}$ mol
Objem chloru vypočteme ze stavové rovnice :

$$V(Cl_2) = \frac{n.R.T}{p} = \frac{0{,}06.8{,}314.293{,}15}{102000} = 1{,}43.10^{-3}\ m^3 = \underline{1{,}43}\ dm^3$$

Hmotnost hydroxidu sodného určíme z poměru látkového množství v druhé rovnici:

$n(NaOH) = 2\ n(Cl_2)$

$n(NaOH) = \underline{0{,}12}$ mol $\qquad M(NaOH) = 40\ g.mol^{-1}$

$m(NaOH) = 0{,}12.40 = \underline{4{,}8}$ g

Objem vzniklého chloru je 1,43 $dm^3$ a hmotnost zreagovaného hydroxidu sodného 4,8 g.

## Příklady k procvičování

**7.1**
Fosfid vápenatý se rozkládá vodou za vývinu plynného fosfanu. Jaký objem plynu za s.p. se uvolní rozkladem 13 g fosfidu vápenatého ? Určete hmotnost a látkové množství hydroxidu vápenatého vznikajícího při reakci.

**7.2**
Určete objem oxidu siřičitého za s.p. zaváděného do roztoku hydroxidu sodného, potřebného k přípravě 51 g heptahydrátu siřičitanu sodného.

**7.3**
Vypočítejte hmotnost a objem sulfanu získaného z 1 kg nonahydrátu sulfidu sodného působením kyseliny chlorovodíkové. Čistota sulfidu vyjádřená hmotnostním zlomkem je 95 %.

**7.4**

Sulfid barnatý vzniká redukcí síranu barnatého uhlíkem. Vypočítejte hmotnost síranu barnatého potřebnou teoreticky k přípravě 26 g sulfidu barnatého. Jaká hmotnost uhlíku bude potřebná, je-li ho třeba použít ve 30 % nadbytku proti stechiometrii ?

**7.5**

Jakého objemu vzduchu s objemovým zlomkem kyslíku $\varphi(O_2)$ = 20,95 % je teoreticky zapotřebí k oxidaci 100 $dm^3$ amoniaku na oxid dusnatý za s.p.? Určete objem vznikajícího oxidu dusnatého.

**7.6**

Vypočítejte hmotnost bezvodého chloridu nikelnatého připraveného termickým rozkladem 144,75 g chloridu hexaamminnikelnatého. Určete objem amoniaku uvolněného při rozkladu za s.p..

**7.7**

Termickým rozkladem dichromanu amonného vzniká oxid chromitý a dusík. Určete hmotnost oxidu chromitého a objem dusíku za s.p. vznikajících rozkladem 70 g dichromanu amonného.

**7.8**

Peroxid sodíku reaguje s oxidem uhličitým za vzniku uhličitanu sodného a kyslíku. Vypočítejte objem kyslíku za s.p. vznikající z 234 g peroxidu sodíku.

**7.9**

Při vzájemném působení 1 g směsi chloridu sodného a chloridu draselného s roztokem kyseliny hexachloroplatičité vzniklo 2,14 g hexachloroplatičitanu draselného. Vypočítejte hmotnostní obsah chloridu draselného ve směsi.

**7.10**

Dusitan sodný byl připraven redukčním tavením 18 g dusičnanu sodného se 40 g olova. Vypočítejte hmotnost vznikajícího dusitanu sodného a určete, která z reakčních látek je v nadbytku (v procentech).

**7.11**

Práškové železo o hmotnosti 20 g, obsahující 6 % nerozpustných nečistot, bylo rozpuštěno ve zředěné kyselině sírové. Krystalizací bylo získáno 65 g heptahydrátu síranu železnatého. S jakým výtěžkem byla příprava provedena ?

**7.12**

Oxid měďnatý o hmotnosti 20 g byl zahříván se 100 g roztoku kyseliny sírové o hmotnostním obsahu 21 % $H_2SO_4$. Určete hmotnost vzniklého síranu měďnatého a nezreagované výchozí látky.

**7.13**

Do 250 $cm^3$ roztoku kyseliny chloristé o koncentraci c = 1 $mol.dm^{-3}$, ve kterém bylo rozpuštěno 5,8 g dichromanu draselného, se při teplotě 25°C a tlaku 98,2 kPa zavedlo 2,1 $dm^3$ jodovodíku. Reakcí vznikl chloristan chromitý a draselný, jod



a voda Vypočtěte hmotnost vzniklého jodu a látkové množství nezreagovaných výchozích látek.

**7.14**

Oxid manganičitý připravíme redukcí manganistanu draselného ve vodném roztoku siřičitanem sodným. Vypočítejte hmotnost oxidu manganičitého vznikajícího ze 79 g manganistanu draselného, hmotnost heptahydrátu siřičitanu sodného a výtěžek reakce, bylo-li získáno 40 g oxidu manganičitého.

**7.15**

Chlor se připravuje oxidací kyseliny chlorovodíkové oxidem manganičitým. Vypočtěte hmotnost oxidu manganičitého a objem kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 36 % HCl a hustotě $\rho$ = 1,1789 $g.cm^{-3}$, které se potřebují při přípravě 10 $dm^3$ chloru za s.p..

**7.16**

Vypočítejte hmotnost chlorečnanu draselného s hmotnostním obsahem nečistot 8,86 %, potřebnou k přípravě 25 $dm^3$ kyslíku za s.p..

**7.17**

Tavením oxidu číničitého ve směsi se sírou a uhličitanem sodným vzniká trithiocíničitan sodný, oxid siřičitý a oxid uhličitý. Vypočítejte hmotnost trithiocíničitanu sodného vznikajícího z 37 g oxidu číničitého.

**7.18**

Roztok kyseliny sírové o hmotnostním obsahu 56 % $H_2SO_4$ ($\rho$ = 1,4558 $g.cm^{-3}$) se zneutralizoval 142 $cm^3$ roztoku hydroxidu draselného o hmotnostním obsahu 11 % KOH ($\rho$ = 1,096 $g.cm^{-3}$). Vypočítejte objem zneutralizovaného roztoku kyseliny sírové a koncentraci síranu draselného ve vzniklém roztoku po doplnění vodou na objem 500 $cm^3$.

**7.19**

Srážením 300 g roztoku chloridu barnatého o hustotě $\rho$ = 1,064 $g.cm^{-3}$ roztokem kyseliny sírové o koncentraci c = 0,29 $mol.dm^{-3}$ se získalo 8,75 g síranu barnatého. Vypočítejte hmotnostní a molární zlomek a koncentraci chloridu barnatého v roztoku. Určete objem použitého roztoku kyseliny sírové.

**7.20**

Do 250 $cm^3$ roztoku kyseliny trihydrogenfosforečné o koncentraci c = 3 $mol.dm^{-3}$ ($\rho$ = 1,1528 $g.cm^{-3}$) se přidalo 150 $cm^3$ roztoku hydroxidu sodného o hmotnostním obsahu 7,5 % NaOH ($\rho$ = 1,0814 $g.cm^{-3}$). Vypočtěte koncentraci vzniklého roztoku fosforečnanu sodného ($\rho$ = 1,1 $g.cm^{-3}$) a hmotnostní zlomek nezreagované látky v roztoku.

**7.21**

Určete objem roztoku hydroxidu sodného o hmotnostním obsahu 20 % NaOH a hustotě 1,2191 $g.cm^{-3}$, který je potřeba k neutralizaci 250 $cm^3$ roztoku kyseliny sírové o koncentraci 0,5 $mol.dm^{-3}$.

**7.22**
Amoniak se připravuje v laboratoři působením silnější zásady na amonnou sůl. Vypočtěte objem roztoku hydroxidu draselného o koncentraci 4 $mol.dm^{-3}$, který je potřebný k reakci se 160 $cm^3$ roztoku síranu amonného o hmotnostním obsahu 43 % $(NH_4)_2SO_4$ a hustotě $\rho = 1,25\ g.cm^{-3}$. Určete objem uvolněného amoniaku za s.p..

**7.23**
Na oxidaci 2 g kyseliny šťavelové (dihydrátu) v přítomnosti kyseliny sírové se spotřebovalo 63,5 $cm^3$ roztoku manganistanu draselného. Vypočtěte koncentraci roztoku manganistanu draselného a objem uvolněného oxidu uhličitého za s.p..

**7.24**
K přípravě čistého kobaltu bylo redukováno 56 g oxidu kobaltitého vodíkem při vyšší teplotě. Určete objem vodíku za s.p., jestliže čistota oxidu byla 98,7 % a nečistoty redukci nepodléhají. Vypočtěte hmotnost vzniklého kobaltu.

**7.25**
Při reakci jodidu s jodičnanem v kyselém prostředí se vyloučilo 7,6 g jodu. Jaký objem roztoku kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 20 % HCl a hustotě $\rho = 1,098\ g.cm^{-3}$ se při reakci spotřeboval ?

**7.26**
Acetylen, vzniklý reakcí 12,8 g acetylidu vápenatého s vodou při teplotě 20°C se zachytil do nádoby o objemu 3,7 $dm^3$. Vypočtěte tlak plynu v nádobě a hmotnost vzniklého hydroxidu vápenatého.

**7.27**
Reakcí chloru s hydroxidem olovnatým v zásaditém prostředí se připravilo 28,7 g oxidu olovičitého. Vypočítejte objem zreagovaného chloru při teplotě 23 °C a tlaku 100,5 kPa a hmotnost zreagovaného hydroxidu olovnatého a roztoku hydroxidu sodného o hmotnostním obsahu 10 % NaOH.

**7.28**
Roztok chloridu amonného se připravil reakcí 200 $cm^3$ roztoku amoniaku o hmotnostním obsahu 24 % $NH_3$ ($\rho = 0,9102\ g.cm^{-3}$) s roztokem kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 36 % HCl. Vypočítejte hmotnostní zlomek chloridu amonného ve výsledném roztoku a hmotnost vody, kterou je třeba odpařit, aby se získal roztok nasycený při 50°C. Rozpustnost s(50°C) =35,5 g $NH_4Cl$ / 100 g roztoku.

**7.29**
Na oxidaci 5 g jodidu draselného v prostředí kyseliny chlorovodíkové se spotřebovalo 150,7 $cm^3$ roztoku dusitanu sodného. Určete koncentraci roztoku dusitanu sodného, hmotnost vznikajícího jodu a objem oxidu dusnatého za s.p..

**7.30**
Dusík lze připravit zahříváním směsi roztoku dusitanu sodného a chloridu amonného. Při teplotě 100°C a tlaku 101,1 kPa se uvolnilo 2,65 $dm^3$ dusíku. Vypočtěte hmotnost roztoku dusitanu sodného o hmotnostním obsahu 15 %



$NaNO_2$ a roztoku chloridu amonného o hmotnostním obsahu 20 % $NH_4Cl$ potřebných k reakci.

**7.31**
Oxid železitý se připraví vyžíháním vysušeného hydroxidu železitého, který byl získán srážením železité soli v roztoku alkalickým hydroxidem. Vypočítejte hmotnost hexahydrátu chloridu železitého a objem roztoku hydroxidu amonného o koncentraci $c = 1,5\ mol.dm^{-3}$ potřebných k přípravě 114 g oxidu železitého.

**7.32**
Roztok obsahuje 1,2 g chloridu bizmutitého, který máme vysrážet sulfanem jako sulfid bizmutitý. Jakou hmotnost sulfidu železnatého o čistotě 96 % a jaký objem kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 20 % HCl ($\rho = 1,098\ g.cm^{-3}$) je teoreticky potřeba na přípravu potřebného množství sulfanu ?

**7.33**
Hmotnost 1,58 g čistého vápence byla rozpuštěna ve 300 $cm^3$ kyseliny chlorovodíkové o koncentraci $c = 0,2\ mol.dm^{-3}$. Po rozpuštění byla přebytečná kyselina neutralizována roztokem hydroxidu draselného o koncentraci $c = 0,25\ mol.dm^{-3}$. Jaký objem roztoku hydroxidu se spotřeboval ?

**7.34**
K roztoku dichromanu draselného se po úpravě pH amoniakem přidává roztok chloridu barnatého a vzniká málo rozpustný chroman barnatý a v roztoku chlorid draselný a amonný. Vypočítejte hmotnost dihydrátu chloridu barnatého a objem vody potřebných k přípravě roztoku o hmotnostním obsahu 20 % $BaCl_2$ a praktický výtěžek reakce, bylo-li připraveno 5,5 g chromanu barnatého. Hmotnost použitého roztoku dichromanu draselného o hmotnostním zlomku w = 11 % je 65 g.

**7.35**
Působením koncentrované kyseliny sírové na pevný chlorid sodný se uvolnil chlorovodík, který se zavedl do vodného roztoku dusičnanu stříbrného. Z roztoku se vyloučilo 14,4 g chloridu stříbrného. Vypočítejte objem kyseliny sírové o hmotnostním obsahu 96 % $H_2SO_4$ ($\rho = 1,8355\ g.cm^{-3}$) a hmotnost chloridu sodného potřebných k reakci.

**7.36**
Ze 110 g roztoku dusičnanu olovnatého se přidáním příslušného množství hydroxidu draselného vyloučilo 6,42 g hydroxidu olovnatého. Vypočítejte hmotnostní zlomek dusičnanu olovnatého v roztoku, je-li výtěžek reakce 90 %.

**7.37**
Chlor se laboratorně zneškodňuje alkalickým roztokem thiosíranu sodného, při čemž vzniká roztok chloridu a síranu sodného. Bylo třeba zneškodnit chlor o objemu 120 $dm^3$ při teplotě 20°C a tlaku 97 kPa. Vypočítejte hmotnost thiosíranu sodného a hydroxidu sodného, má-li být thiosíran v 50 % nadbytku a hydroxid ve 100 % nadbytku vzhledem ke stechiometrii.

**7.38**

Při reakci sulfidu arseničného s kyselinou dusičnou se vyloučilo 1,76 g síry. Vypočtěte hmotnost sulfidu arseničného a objem kyseliny dusičné o c = 4 mol.dm$^{-3}$ potřebných k reakci a objem uvolněného oxidu dusičitého při teplotě 30$^{o}$C a tlaku 101,1 kPa.

**7.39**

Reakcí sulfidu železnatého s kyselinou dusičnou při teplotě 24$^{o}$C a tlaku 102 kPa vzniklo 6,54 dm$^3$ oxidu dusičitého. Vypočítejte objem kyseliny dusičné o hmotnostním obsahu 16 % $HNO_3$ ($\rho$ = 1,0903 g.cm$^{-3}$) potřebné k reakci a hmotnostní zlomek dusičnanu železitého a kyseliny sírové v roztoku po reakci.

**7.40**

Při reakci 75,3 g sulfidu kademnatého s kyselinou dusičnou vzniká síra, oxid dusnatý a dusičnan kademnatý. Při teplotě 31$^{o}$C a tlaku 100,1 kPa vzniklo 6,33 dm$^3$ oxidu dusnatého. Vypočítejte objem kyseliny dusičné o hmotnostním obsahu 24 % $HNO_3$ ($\rho$ = 1,1404 g.cm$^{-3}$) potřebný k reakci, nezreagovanou hmotnost sulfidu kademnatého a hmotnostní zlomek dusičnanu kademnatého v roztoku po reakci.

**7.41**

K reakci 12,1 g titanu s kyselinou dusičnou a kyselinou chlorovodíkovou bylo použito 25,5 cm$^3$ kyseliny dusičné o koncentraci c = 6,97 mol.dm$^{-3}$. Vypočítejte objem vznikajícího oxidu dusnatého při teplotě 27$^{o}$C a tlaku 102,1 kPa a hmotnostní zlomek chloridu titaničitého, má-li výsledný roztok po reakci hmotnost 82,3 g.

**7.42**

Dihydrogenfosfornan barnatý se připravuje reakcí fosforu v roztoku hydroxidu barnatého, při čemž jako další produkt vzniká fosfan. Vypočítejte hmotnost roztoku hydroxidu barnatého o hmotnostním obsahu 20 % $Ba(OH)_2$, který byl připraven z 25,2 g oktahydrátu hydroxidu barnatého, hmotnost zreagovaného fosforu a objem uvolněného fosfanu při teplotě 23$^{o}$C a tlaku 102,1 kPa.

# 8 ELEKTROLYTY

Elektrolyty jsou látky, které v roztocích nebo taveninách vykazují elektrickou vodivost podmíněnou přítomností iontů vzniklých z elektrolytu procesem nazývaným elektrolytická disociace.

## 8.1 ELEKTROLÝZA

Elektrolýza se zabývá chemickými změnami, které nastávají při průchodu stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou elektrolytu.

Elektrony jsou do soustavy přiváděny zápornou elektrodou - **katodou** a jsou ze soustavy odebírány kladnou elektrodou - **anodou**. Předávání elektronů je v chemii podstatou redoxních dějů. Na katodě probíhá přijímání elektronů do soustavy - pochody **redukční**, zatímco anoda odebírá elektrony ze soustavy - pochody **oxidační**.



Katodickou redukci lze schematicky zapsat :

$$ox + z\,e^- \rightarrow red$$

Anodickou oxidaci lze schematicky zapsat :

$$red \rightarrow ox + z\,e^-$$

Uvedené oxidační nebo redukční děje nemohou probíhat izolovaně, ale vždy probíhají současně (počet vyměněných elektronů musí být stejný). Proběhne tedy vlastně oxidačně - redukční (redoxní) děj.

$$ox\ 1 + red\ 2 \rightarrow ox\ 2 + red\ 1$$

Např.:

$$Cu^{2+} + Zn \rightarrow Zn^{2+} + Cu$$

Kvantitativní stránku elektrolýzy studoval Faraday a formuloval ji ve dvou zákonech elektrolýzy, které dnes lze shrnout do jediného vztahu.

Podle Faradaye je hmotnost látky *m* přeměněná při elektrolýze na elektrodě přímo úměrná prošlému náboji *Q*.

Na vyloučení jedné částice na elektrodě je potřebný náboj *z.e*,

kde *e* je elementární náboj, tj. náboj elektronu

*z* je počet elementárních nábojů

Jeden mol částic vymění při elektrolýze náboj $Q_n = z.e.N_A$. Náboj jednoho molu elektronů se označuje jako ***Faradayova konstanta F***, $F = e.N_A$. Hodnota Faradayovy konstanty je 96 484,6 C.mol$^{-1}$. Pomocí této konstanty lze určit množství látky, které odpovídá jednomu molu elementárních nábojů (které se přemění při průchodu náboje 96 484,6 C elektrolytem).

Využijeme-li vztahu $Q_n = z.F$, pak pro látkové množství *n* přeměněné na elektrodě průchodem náboje *Q* lze určit : $n = \frac{Q}{z.F}$

Po dosazení za n = m/M dostaneme vztah pro hmotnost přeměněné látky :

$$m = \frac{M.Q}{z.F}$$

Je-li elektrický proud procházející roztokem konstantní, lze náboj nahradit součinem elektrického proudu *I* a času *t* $Q = I.t$ (1C = 1A.s) a dostáváme nejznámější podobu Faradayova zákona :

$$m = \frac{M.I.t}{z.F}$$

**Příklad 1**

Jakého náboje v coulombech je třeba k vyloučení 1 g stříbra z roztoku ?

*Řešení:*

Při vylučování stříbra z roztoku probíhá reakce :

$$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$$

Využijeme vztah $m = \frac{M.Q}{z.F}$, který upravíme na : $Q = \frac{m.z.F}{M}$

m = 1 g

z = 1
M(Ag) = 107,87 g.mol$^{-1}$
F = 96 484,6 C.mol$^{-1}$

$$Q_{Ag} = \frac{m.z.F}{M}$$

$$Q_{Ag} = \frac{1.1.96484,6}{107,87} = \underline{894,5}\ C$$

K vyloučení 1 g stříbra je zapotřebí průchodu elektrického náboje 894,5 C.

**Příklad 2**
Vypočítejte hmotnost mědi vyloučené při elektrolýze proudem 1,5 A za dobu 1,5 hodiny.
*Řešení:*
Vylučování mědi probíhá podle rovnice :

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$$

K výpočtu použijeme vztah : $m = \frac{M.I.t}{z.F}$

z = 2
I = 1,5 A
t = 1,5 hod = 90 min = 5 400 s
M(Cu) = 63,55 g.mol$^{-1}$
F = 96 484,6 C.mol$^{-1}$

$$m = \frac{M.I.t}{z.F} = \frac{63,55.1,5.5400}{2.96484,6} = \underline{2,67}\ g$$

Za uvedených podmínek se při elektrolýze vyloučí 2,67 g mědi.

**Příklad 3**
Za jakou dobu elektrolýzy bude ze 400 cm$^3$ roztoku síranu měďnatého o koncentraci 0,25 mol.dm$^{-3}$ vyloučena proudem 1,2 A veškerá měď ?
*Řešení:*
Měď se vylučuje podle rovnice :

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$$

Pro vlastní výpočet využijeme upraveného vztahu : $t = \frac{n.z.F}{I}$

z = 2
I = 1,2 A
F = 96 484,6 C.mol$^{-1}$
n(Cu) = n($CuSO_4$)
c = 0,25 mol.dm$^{-3}$
V = 400 cm$^3$ = 0,4 dm$^3$
n = c.V
n($CuSO_4$) = 0,25.0,4 = 0,1 mol

$$t = \frac{n.z.F}{I} = \frac{0,1.2.96484,6}{1,2} = 16\ 081\ s = \underline{4\ hod\ 28\ min}$$



Elektrolýzou se za uvedených podmínek vyloučí veškerá měď za 4 hod 28 min.

## Příklady k procvičování

**8.1.1**
Jakého náboje v coulombech je zapotřebí k vyloučení 1 dm$^3$ chloru za s.p. z roztoku obsahujícího chloridy ?

**8.1.2**
Vypočítejte hmotnost mědi, která se vyloučila průchodem 1000 C roztokem obsahujícím síran měďnatý.

**8.1.3**
Vypočítejte hmotnost stříbra vyloučeného na katodě při elektrolýze dusičnanu stříbrného za 50 minut proudem 0,9 A.

**8.1.4**
Vypočítejte náboj v coulombech potřebný na vyloučení 25 g mědi při elektrolýze roztoku obsahujícího měďnaté ionty.

**8.1.5**
Pří elektrolýze síranu zinečnatého vzniklo na anodě 560 cm$^3$ kyslíku za s.p.. Jaká hmotnost zinku se teoreticky vyloučila na katodě ?

**8.1.6**
O jakou hodnotu se zvýší hmotnost měděné elektrody při elektrolýze roztoku síranu měďnatého průchodem proudu 1,5 A po dobu 100 minut ?

**8.1.7**
Za jakou dobu se z 250 g roztoku síranu měďnatého o hmotnostním obsahu 5 % $CuSO_4$ vyloučí proudem 1,5 A veškerá měď ?

**8.1.8**
Určete koncentraci roztoku dusičnanu stříbrného, jestliže k vyloučení veškerého kovu z 250 cm$^3$ tohoto roztoku bylo potřeba přivádět elektrický proud 1 A po dobu 40 min.

**8.1.9**
Z 300 g roztoku síranu měďnatého se vyloučila za dobu 5 hodin veškerá měď. Jakým proudem byla elektrolýza uskutečněna, je-li hmotnostní obsah $CuSO_4$ v roztoku 12,56 % ?

**8.1.10**
Jakým proudem je možné produkovat elektrolyticky objem 10 m$^3$ vodíku za s.p. elektrolýzou vody za 24 hodin ?

**8.1.11**
Kolik ampérhodin je potřeba k výrobě 0,5 m$^3$ vodíku za s.p. elektrolýzou vody ? Jaký při tom vznikne objem kyslíku ?

**8.1.12**
Vypočítejte za jakou dobu se při elektrolýze vody vyloučí kyslík o objemu 20 dm$^3$ při teplotě 22$^o$C a tlaku kyslíku 120 kPa proudem 105 A.

**8.1.13**
Za jakou dobu se vyloučí veškerá měď ze 100 $cm^3$ roztoku síranu měďnatého nasyceného při teplotě 20°C ($\rho$ = 1,18 $g.cm^{-3}$) proudem 10 A ? Rozpustnost s(20°C) = 17 g $CuSO_4$ /100 g roztoku.

**8.1.14**
Vzorek o hmotnosti 5 g obsahující měď byl rozpuštěn ve vodě. K vyloučení veškeré mědi bylo při průchodu elektrického proudu 1,5 A potřeba 35 minut. Vypočítejte hmotnostní obsah mědi ve vzorku.

**8.1.15**
Elektrolýzou roztoku síranu měďnatého bylo vyloučeno za 3 hodiny proudem 2 A celkem 7 g mědi. Určete proudový výtěžek elektrolýzy.

**8.1.16**
Při elektrolýze chloridu sodného proudem 1000 A vznikne za den 30 kg chloru. Vypočítejte využití elektrického proudu.

**8.1.17**
Vypočítejte hmotnost jodidu draselného, který byl zoxidován na jodičnan za 3 hod proudem 15 A. Při výpočtu nepředpokládejte ztráty.

**8.1.18**
Při elektrolýze roztoku chloridu sodného ve vodě bylo při proudu 1000 A získáno za 8 hodin 10 $dm^3$ roztoku s hmotnostním obsahem 10 % NaOH ($\rho$ = 1110 $kgm^{-3}$). Vypočítejte proudový výtěžek.

**8.1.19**
Za jakou dobu proběhne elektrolytická oxidace 100 kg roztoku chlorečnanu sodného na chloristan proudem 1000 A, má-li roztok chlorečnanu hmotnostní obsah 65 % $NaClO_3$ a proudový výtěžek je 95 % ?

**8.1.20**
Elektrolýzou roztoku chloridu draselného proudem 20 A po dobu 10 hodin bylo připraveno 100 g chlorečnanu draselného. Jaký byl proudový výtěžek elektrolýzy?

**8.1.21**
Přes dva sériově zapojené elektrolyzéry naplněné roztoky dusičnanu stříbrného a síranu měďnatého protékal určitou dobu elektrický proud. Vypočítejte hmotnost vyloučené mědi na katodě v druhém elektrolyzéru, jestliže se na katodě prvního elektrolyzéru vyloučilo 1,234 g stříbra. Nepředpokládáme žádné vedlejší reakce.

## 8.2 ELEKTROLYTICKÁ DISOCIACE

Elektrolytická disociace je děj, při kterém se vyskytují v roztoku nebo tavenině elektrolytů ionty. Vznik iontů v roztoku elektrolytu je výsledkem interakce rozpuštěné látky s polárními molekulami rozpouštědla (vody).

Elektrolytickou disociaci lze schematicky zapsat následovně :

$$AB \rightleftharpoons A^- + B^+$$



Míru disociace daného elektrolytu charakterizuje **disociační stupeň** $\alpha$. Je definován jako poměr látkového množství elektrolytu, které podlehlo disociaci, ku celkovému látkovému množství .

$$\alpha = \frac{n_{dis}}{n_{AB}}$$

Podle hodnoty disociačního stupně lze roztoky elektrolytů rozdělit na **silné** a **slabé elektrolyty**. **Silné elektrolyty** mají ve vodných roztocích stupeň disociace blízký jedné ($\alpha \rightarrow 1$) a lze u nich předpokládat úplnou disociaci. K silným elektrolytům patří téměř všechny soli anorganických i organických kyselin a některé anorganické kyseliny a zásady (kyselina sírová, dusičná, chlorovodíková, hydroxid sodný, draselný aj.). Slabé elektrolyty mají hodnotu disociačního stupně velmi nízkou ($\alpha \rightarrow 0$). K slabým elektrolytům patří řada organických kyselin a zásad (kyseliny mravenčí, octová, benzoová a pyridin, anilin aj.) i některé anorganické kyselin a zásady (kyseliny uhličitá, boritá, kyanovodíková a amoniak aj.). V těchto elektrolytech jsou přítomny jak ionty, tak i nedisociované molekuly. Rovnováha mezi disociovanou a nedisociovanou formou v roztoku se může ustanovovat pouze u slabých elektrolytů a vyjadřuje jí rovnovážná konstanta, kterou nazýváme **disociační konstanta**.

Disociační konstantu $K_d$ výše uvedené obecné rovnice lze zapsat :

$$K_d = \frac{a(B^+).a(A^-)}{a(AB)}$$

kde $a_i$ je aktivita dané složky

Vyjádříme-li aktivity pomocí koncentrací $c_i$ ($a_i = c_i.f_i$), pak v případě zředěných roztoků se hodnota aktivitních koeficientů $f_i$ blíží k jedné ($f_i \rightarrow 1$) a lze tedy disociační konstantu zapsat ve tvaru :

$$K_d = \frac{c(B^+).c(A^-)}{c(AB)}$$

nebo pomocí rovnovážných relativních koncentrací, které značíme pomocí hranatých závorek :

$$K_d = \frac{[A^-].[B^+]}{[AB]}$$

Koncentrace jednotlivých složek závisí na celkové výchozí koncentraci elektrolytu *c* a na disociačním stupni $\alpha$. Platí :

$$[A^-] = [B^+] = [AB]_{dis} = c.\alpha$$

$$[AB] = c.(1 - \alpha)$$

Po dosazení lze pak disociační konstantu zapsat ve tvaru :

$$K_d = \frac{c^2.\alpha^2}{c.(1 - \alpha)} = \frac{c.\alpha^2}{1 - \alpha}$$

V případě, že je disociovaná jen velmi malá část molekul slabého elektrolytu, je hodnota disociačního stupně velmi malá ($\alpha \to 0$), lze disociační stupeň ve jmenovateli zanedbat a pro disociační konstantu (resp. disociační stupeň) platí vztah :

$$K_d = c.\alpha^2 \qquad \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}}$$

Rozměr disociační konstanty je **$mol^2.dm^{-6}$**. Při běžných výpočtech není nutné jej udávat, proto ani v této kapitole nebude uváděn.

**Disociace vody**

Měřením bylo zjištěno, že i v čisté vodě probíhá nepatrná disociace. Tento proces vyjadřuje tzv. **autoprotolýza** vody :

$$2\ H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Rovnovážná disociační konstanta této reakce je dána vztahem :

$$K_C = \frac{[H_3O^+].[OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Stupeň disociace vody je velmi malý a počet molů nedisociované vody je prakticky rovný celkovému počtu molů vody. Rovnovážnou koncentraci vody $[H_2O]$ lze považovat za konstantu a platí vztah :

$$K_V = [H_3O^+].[OH^-]$$

Konstanta $K_V$ se nazývá **iontový součin (produkt) vody**. Její hodnota je závislá pouze na teplotě a při teplotě 25°C má hodnotu $1{,}02.10^{-14}$ $mol^2.dm^{-6}$.

Z rovnice platí, že $[H_3O^+] = [OH^-]$, takže pro čistou vodu platí :

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.10^{-7}\ mol.dm^{-3}$$

Koncentrace oxoniových iontů je velmi důležitá veličina a její sledování je nezbytné při většině chemických reakcí prováděných ve vodných roztocích. Koncentrace $[H_3O^+]$ se většinou pro usnadnění výpočtů vyjadřuje ve formě tzv. ***Sörensenův vodíkový exponent pH***, který je odvozen ze vztahu :

$$pH = -\log a(H_3O^+)$$

Ve velmi zředěných roztocích lze aktivitu ztotožnit s koncentrací a lze psát :

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

Analogicky platí :

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

Dosazením za $K_V$ a zlogaritmováním dostaneme vztah :

$$pH + pOH = 14$$

V dokonale čisté vodě a pro roztoky, které označujeme jako **neutrální** platí, že $pH = pOH = 7$. Roztoky s koncentrací iontů $[H_3O^+] > 10^{-7}$ mají $pH < 7$ a označujeme je jako **kyselé**. V roztocích, které označujeme jako **alkalické (zásadité)**, je koncentrace iontů $[OH^-] > 10^{-7}$, tj. $[H_3O^+] < 10^{-7}$ a jejich $pH > 7$.

**Silné kyseliny a zásady** jsou ve zředěných roztocích disociovány úplně, takže koncentrace iontů $H_3O^+$ resp. $OH^-$ v jejich roztocích lze snadno určit z koncentrace elektrolytu a jeho disociační rovnice.



**Disociace slabé jednosytné kyseliny a slabé jednosytné zásady**

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

Pro disociační konstantu slabé kyseliny platí vztah :

$$K_A = \frac{[A^-].[H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c^2.\alpha^2}{c.(1-\alpha)} = \frac{c.\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$pK_A = -\log K_A$$

$$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$$

Pro disociační konstantu slabé zásady platí vztah :

$$K_B = \frac{[OH^-].[B^+]}{[BOH]} = \frac{c^2.\alpha^2}{c.(1-\alpha)} = \frac{c.\alpha^2}{1-\alpha}$$

$$pK_B = -\log K_B$$

Vztah mezi disociační konstantou slabé kyseliny a zásady je následující :

$$K_A = \frac{K_V}{K_B} \quad \text{popř.} \quad pK_A = 14 - pK_B$$

**Příklad 1**

Vypočítejte pH roztoku hydroxidu draselného o koncentraci 0,01 $mol.dm^{-3}$.

*Řešení:*

Zapíšeme rovnici disociace :

$$KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$$

KOH je silný elektrolyt a tedy platí :

$c(KOH) = [OH^-] = 0{,}01\ mol.dm^{-3}$

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

$pOH = -\log 0{,}01 = 2$

$pH = 14 - 2 = \underline{12}$

Roztok hydroxidu draselného má pH = 12.

**Příklad 2**

Jaké pH bude mít roztok kyseliny sírové o koncentraci 0,02 $mol.dm^{-3}$ ?

*Řešení:*

Zapíšeme rovnici disociace :

$$H_2SO_4 + 2\ H_2O \rightleftharpoons 2\ H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

Kyselina sírová je opět silný elektrolyt, takže při úplné disociaci z rovnice vyplývá:

$[H_3O^+] = 2.c(H_2SO_4)$

$[H_3O^+] = 2.0{,}02 = 0{,}04\ mol.dm^{-3}$

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

$pH = -\log 0{,}04 = \underline{1{,}4}$

Roztok kyseliny sírové má pH = 1,4.

**Příklad 3**

Stupeň disociace kyseliny octové o koncentraci 0,1 mol.dm$^{-3}$ je 1,34 %. Vypočtěte disociační konstantu.

*Řešení:*

$$K_A = \frac{[CH_3COO^-].[H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = c.\alpha = 0,1.\ 0,0134 = 0,00134$ mol.dm$^{-3}$

$[CH_3COOH] = c.(1 - \alpha) = 0,1.0,9866 = 0,09866$ mol.dm$^{-3}$

$$K_A = \frac{0,00134^2}{0,09866} = \underline{1,8.10^{-5}} \qquad pK_A = -\log K_A = \underline{4,74}$$

Disociační konstanta kyseliny octové je $1,8.10^{-5}$.

**Příklad 4**

Stanovte celkovou koncentraci kyseliny octové, je-li stupeň disociace $\alpha = 0,02$ a disociační konstanta má hodnotu $1,8.10^{-5}$.

*Řešení:*

Při řešení využijeme vztah pro disociační konstantu slabé jednosytné kyseliny :

$$K_A = \frac{c.\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$c = \frac{K_A.(1 - \alpha)}{\alpha^2} = \frac{1,8.10^{-5}.0,98}{0,0004} = \underline{0,044}\ \text{mol.dm}^{-3}$$

Koncentrace kyseliny octové je 0,044 mol.dm$^{-3}$.

**Příklad 5**

Určete stupeň disociace kyseliny octové o koncentraci 0,001 mol.dm$^{-3}$, je-li disociační konstanta rovna $1,8.10^{-5}$.

*Řešení:*

Do vztahu pro výpočet disociační konstanty dosadíme známé hodnoty :

$$K_A = \frac{c.\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$1,8.10^{-5} = \frac{(0,001.\alpha)^2}{0,001.(1-\alpha)}$$

Úpravou tohoto vztahu dostaneme kvadratickou rovnici o jedné neznámé :

$$\alpha^2 + 1,8.10^{-2}\alpha - 1,8.10^{-2} = 0$$

Řešením této rovnice pak získáme hodnotu disociačního stupně $\alpha$. Ze dvou kořenů vyhovuje pouze ten, při kterém $0 < \alpha < 1$ :

$$\alpha = \frac{-0,018 \pm \sqrt{0,000324 + 0,072}}{2}$$

$$\alpha = \frac{-0,018 \pm 0,269}{2}$$



$$\alpha = \frac{-0,018 + 0,269}{2} = \frac{0,251}{2} = \underline{0,125} = \underline{12,5}\ \%$$

Stupeň disociace kyseliny octové je 0,125.

**Příklad 6**

Roztok slabé jednosytné kyseliny o koncentraci 0,1 mol.dm$^{-3}$ má pH = 3,7. Vypočtěte disociační konstantu a disociační stupeň.

*Řešení:*

Ze známé hodnoty pH nejdříve určíme $[H_3O^+]$ a následně disociační stupeň. Tuto hodnotu pak dosadíme do vztahu pro výpočet disociační konstanty.

$c = 0,1$ mol.dm$^{-3}$ pH = 3,7

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

$[H_3O^+] = 10^{-3,7} = 2.10^{-4}$ mol.dm$^{-3}$

$[H_3O^+] = c.\alpha$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{c} = \frac{0,0002}{0,1} = \underline{0,002}$$

$$K_A = \frac{c.\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$K_A = \frac{0,1.(0,002)^2}{1-0,002} = \underline{4.10^{-7}}$$

V tomto případě lze využít rovněž zjednodušeného vztahu, neboť se jedná o velmi slabou kyselinu :

$K_A = c.\alpha^2$

$K_A = 0,1.(0,002)^2 = \underline{4.10^{-7}}$

Disociační konstanta uvedené kyseliny má hodnotu $4.10^{-7}$, disociační stupeň 0,002.

**Příklad 7**

Vypočítejte pH roztoku kyseliny octové o koncentraci 0,1 mol.dm$^{-3}$, je-li její disociační konstanta rovna $1,8.10^{-5}$.

*Řešení:*

Při řešení opět vyjdeme ze vztahu pro výpočet disociační konstanty :

$$K_A = \frac{c.\alpha^2}{1 - \alpha} \qquad [H_3O^+] = c.\alpha$$

$$K_A = \frac{(c.\alpha)^2}{c(1 - \alpha)}$$

Upravením tohoto vztahu dostaneme kvadratickou rovnici pro výpočet $[H_3O^+]$ :

$$[H_3O^+]^2 + K_A.[H_3O^+] - K_A.c = 0$$

$$[H_3O^+] = \frac{-K_A \pm \sqrt{K_A^2 + 4K_A.c}}{2}$$

$$[H_3O^+] = \frac{-1{,}8.10^{-5} \pm \sqrt{1{,}8^2.10^{-10} + 4.1{,}8.10^{-5}.0{,}1}}{2}$$

$[H_3O^+] = 1{,}3326.10^{-3}$ mol.dm$^{-3}$

pH = - log $[H_3O^+]$

pH = - log $1{,}3326.10^{-3}$ = 2,875

V tomto případě opět můžeme využít zjednodušeného vztahu pro výpočet disociační konstanty slabé jednosytné kyseliny :

$$K_A = c.\alpha^2 = \frac{(c.\alpha)^2}{c} = \frac{\left[H_3O^+\right]^2}{c}$$

$[H_3O^+] = \sqrt{K_A.c}$

$[H_3O^+] = \sqrt{1{,}8.10^{-5}.0{,}1} = 1{,}3416.10^{-3}$ mol.dm$^{-3}$

pH = - log $[H_3O^+]$ = - log $1{,}3416.10^{-3}$ = 2,872

Roztok kyseliny octové o dané koncentraci má pH = 2,87.

## Příklady k procvičování

**8.2.1**
Vypočtěte disociační konstantu kyseliny mravenčí o koncentraci 0,1 mol.dm$^{-3}$, je-li disociována ze 4 %.

**8.2.2**
Vypočtěte disociační konstantu roztoku amoniaku o koncentraci 1 mol.dm$^{-3}$, je-li disociován z 0,4 %.

**8.2.3**
Určete koncentraci roztoku kyseliny kyanovodíkové, je-li její disociační konstanta $7.10^{-10}$ a stupeň disociace $10^{-4}$.

**8.2.4**
Jaká je koncentrace roztoku amoniaku, je-li stupeň disociace 0,005 a disociační konstanta $1{,}8.10^{-5}$ ?

**8.2.5**
Vypočtěte pH a stupeň disociace roztoku kyseliny octové o koncentraci 0,5 mol.dm$^{-3}$, je-li disociační konstanta rovna $1{,}8.10^{-5}$.

**8.2.6**
Vypočtěte pH a stupeň disociace roztoku amoniaku o koncentraci 0,05 mol.dm$^{-3}$, je-li disociační konstanta rovna $1{,}8.10^{-5}$.

**8.2.7**
Vypočtěte pH roztoku kyseliny chlorovodíkové o koncentraci 0,2 mol.dm$^{-3}$, je-li stupeň disociace 0,9.

**8.2.8**



Určete pH roztoku hydroxidu sodného o koncentraci 0,001 mol.dm$^{-3}$, je-li ze 100 % disociován.

**8.2.9**
Určete pH roztoku kyseliny sírové o koncentraci 0,005 mol.dm$^{-3}$, je-li úplně disociována.

**8.2.10**
Jaká je koncentrace roztoku hydroxidu barnatého, jestliže pH tohoto roztoku je 12,3?

**8.2.11**
Vypočtěte pH roztoku kyseliny octové o koncentraci 0,08 mol.dm$^{-3}$, je-li disociována z 1,5 %. Určete disociační konstantu.

**8.2.12**
Určete pH a stupeň disociace roztoku kyseliny octové o koncentraci 0,2 mol.dm$^{-3}$, je-li disociační konstanta $1{,}8.10^{-5}$.

**8.2.13**
Roztok jednosytné slabé kyseliny o koncentraci 0,05 mol.dm$^{-3}$ má pH = 4. Určete stupeň disociace této kyseliny a disociační konstantu.

**8.2.14**
Roztok slabé jednosytné zásady má pH = 10,3. Určete koncentraci roztoku a stupeň disociace, je-li disociační konstanta zásady rovna $4.10^{-7}$.

**8.2.15**
Jaký objem plynného amoniaku za s.p. lze teoreticky připravit z 1 dm$^3$ roztoku amoniaku o pH =11,6, je-li disociační konstanta amoniaku $1{,}8.10^{-5}$ ?

**8.2.16**
Roztok kyseliny benzoové o koncentraci 0,02 mol.dm$^{-3}$ má pH = 2,96. Vypočtěte hodnotu disociační konstanty a disociační stupeň.

**8.2.17**
Vypočítejte pH a disociační stupeň pro roztok slabé jednosytné kyseliny o koncentraci 0,1 mol.dm$^{-3}$, je-li disociační konstanta kyseliny $3{,}5.10^{-6}$.

**8.2.18**
Vypočtěte pH a stupeň disociace roztoku fenolu o koncentraci $2.10^{-4}$ mol.dm$^{-3}$, je-li hodnota $pK_{fen}$ = 9,98.

**8.2.19**
Vypočtěte pH a disociační konstantu roztoku amoniaku o koncentraci 1 mol.dm$^{-3}$, je-li z 0,4 % disociován.

**8.2.20**
Vypočítejte pH a disociační stupeň v roztoku kyseliny chlorné o koncentraci $5.10^{-6}$ mol.dm$^{-3}$, je-li disociační konstanta $2{,}95.10^{-8}$.

**8.2.21**
Vypočítejte koncentraci a disociační stupeň kyseliny mléčné, má-li její roztok hodnotu pH = 5,4 a disociační konstanta je rovna $1{,}5.10^{-4}$.

**8.2.22**

Vypočítejte disociační konstantu a pH roztoku kyseliny mravenčí o koncentraci $1{,}556.10^{-3}$ mol.dm$^{-3}$ a stupni disociace 0,3.

**8.2.23**

Vypočítejte pH a disociační stupeň roztoku anilinu o koncentraci 0,009 mol.dm$^{-3}$, je-li disociační konstanta $4{,}2.10^{-10}$.

**8.2.24**

Vypočítejte disociační konstantu a stupeň disociace amoniaku ve vodném roztoku o koncentraci $10^{-5}$ mol.dm$^{-3}$, je-li pH roztoku 8,85.

## 8.3 ELEKTRODOVÉ POTENCIÁLY

Při ponoření kovu do roztoku solí téhož kovu nastává jednoduchá chemická reakce. Ionty kovu přecházejí do roztoku. Pokud je koncentrace iontů kovu v roztoku příliš vysoká, nastává opačný pochod, při kterém se ionty kovu vylučují na povrchu kovu a ten získá kladný náboj. Okolní roztok má důsledkem ztráty kladných iontů náboj záporný.

Na rozhraní kov - roztok se vytvoří potenciálový rozdíl, jehož velikost závisí na daném kovu, koncentraci iontů v roztoku, na teplotě a tlaku. Absolutní hodnoty těchto potenciálů nelze přímo stanovit, lze jak však navzájem porovnávat. Za srovnávací elektrodu, k níž jsou vztaženy všechny elektrodové potenciály, byla zvolena **standardní vodíková elektroda**. Potenciál standardní vodíkové elektrody je při všech teplotách roven nula voltů.

**Standardní elektrodový potenciál $E^o$** je definován jako rovnovážné napětí článku sestaveného z i-té elektrody a ze standardní vodíkové elektrody a měřené za stejné teploty v roztocích s jednotkovou koncentrací všech iontů.

Sestavíme-li řadu s rostoucími hodnotami standardních elektrodových potenciálů kovů, dostáváme **řadu napětí kovů**. Řada začíná alkalickými kovy a kovy alkalických zemin, tedy kovy nejméně ušlechtilými, s největší schopností uvolňovat elektrony a přecházet v ionty. Na opačném konci řady jsou kovy ušlechtilé (např. Ag, Au, Pt) s malou snahou přecházet v ionty. Obecně lze z řady napětí říci, že ušlechtilejší kovy mají pozitivnější potenciál než kovy méně ušlechtilé a jsou silná oxidační činidla. Kdežto negativní hodnota potenciálu ukazuje na redukční činidla.

Li K Na Ca Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb **H** Cu Ag Hg Pt Au

K výpočtu **elektrodových potenciálů** za nestandardních podmínek slouží **Nernstova** rovnice ve tvaru :

$$E = E^o + \frac{R.T}{z.F}. \ln a_{K^{z+}}$$

kde $E^o$ je standardní elektrodový potenciál ve voltech

R je plynová univerzální konstanta

T je termodynamická teplota v kelvinech



z je nábojové číslo článkové reakce (počet $e^-$ převedených v dané elektrodové reakci)

F je Faradayova konstanta

$a_{K^{z+}}$ je aktivita iontů kovu

Převedením přirozeného logaritmu na dekadický, dosazením za konstanty F, R a teplotu 25$^o$C a použitím koncentrace místo aktivit lze upravit Nernstovu rovnici na tvar :

$$E = E^o + \frac{0{,}059}{z}. \log c_{K^{z+}}$$

Redoxní elektrodový potenciál lze vyjádřit obdobně :

$$E = E^o + \frac{0{,}059}{z}. \log \frac{c_{ox}}{c_{red}}$$

**Galvanické články** jsou schopné měnit chemickou energii přímo v elektrickou. Galvanický článek je tvořen např. dvěma elektrodami ponořenými do roztoku svých solí a oddělených navzájem pórovitou stěnou nebo spojených solným můstkem.

**Elektromotorické napětí článku** (EMN) je dáno rozdílem potenciálu kladné elektrody $E^+$ a potenciálu záporné elektrody $E^-$. Hodnota EMN je vždy kladná.

$$EMN = E^+ - E^-$$

**Příklad 1**

Vypočítejte elektrodový potenciál zinku v roztoku o koncentraci 0,1 mol.dm$^{-3}$ $Zn^{2+}$ při teplotě 25$^o$C. Na jakou hodnotu poklesne potenciál za téže teploty stonásobným zředěním roztoku ?

*Řešení:*

Elektrodovou reakci lze vyjádřit rovnicí :

$$Zn^{2+} + 2\,e^- \leftrightarrows Zn \qquad E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0{,}76 \text{ V}$$

Dosadíme do Nernstovy rovnice :

$$E = E^o + \frac{0{,}059}{z}. \log c_{Zn^{2+}}$$

$$E = -0{,}76 + \frac{0{,}059}{2}. \log 0{,}1$$

$$E = \underline{-0{,}79} \text{ V}$$

Při stonásobném zředění bude koncentrace $Zn^{2+}$ v roztoku 0,001 mol.dm$^{-3}$. Elektrodový potenciál vypočítáme obdobně opět pomocí Nernstovy rovnice :

$$E = -0{,}76 + \frac{0{,}059}{2}. \log 0{,}001$$

$$E = \underline{-0{,}85} \text{ V}$$

Elektrodový potenciál v roztoku o koncentraci 0,1 mol.dm$^{-3}$ $Zn^{2+}$ je - 0,79 V a stonásobným zředěním poklesne o 0,06 V na hodnotu - 0,85 V.

**Příklad 2**

Vypočítejte elektrodový potenciál mědi v roztoku připraveném rozpuštěním 2,5 g pentahydrátu síranu měďnatého na objem 250 $cm^3$ při teplotě 25°C.

*Řešení:*

Nejdříve je třeba určit koncentraci roztoku síranu měďnatého pomocí látkového množství. Platí, že $n(Cu^{2+}) = n(CuSO_4.5H_2O)$ :

$$n = \frac{m}{M} \qquad c = \frac{n}{V}$$

$$n(Cu^{2+}) = \frac{2,5}{249,68} = 0,01 \text{ mol} \qquad c(Cu^{2+}) = \frac{0,01}{0,250} = \underline{0,04} \text{ mol.dm}^{-3}$$

Elektrodová reakce je vyjádřena rovnicí :

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Cu \qquad E^o_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34 \text{ V}$$

Elektrodový potenciál vypočítáme ze vztahu :

$$E = E^o + \frac{0,059}{z} . \log c_{Cu^{2+}}$$

$$E = 0,34 + \frac{0,059}{2} . \log 0,04$$

$$E = \underline{0,30} \text{ V}$$

Elektrodový potenciál měďnatých iontů v roztoku je 0,30 V.

**Příklad 3**

Vypočítejte EMN měďnato-zinečnatého článku, v němž koncentrace měďnatých iontů je 0,1 $mol.dm^{-3}$ a zinečnatých iontů 0,005 $mol.dm^{-3}$.

*Řešení:*

Pro výpočet EMN článku využijeme vztah :

$$EMN = E^+ - E^-$$

$$EMN = E^o_{Cu^{2+}/Cu} - E^o_{Zn^{2+}/Zn} + \frac{0,059}{2} \log \frac{c_{Cu^{2+}}}{c_{Zn^{2+}}}$$

$$EMN = 0,34 - (-0,76) + \frac{0,059}{2} \log \frac{0,1}{0,005}$$

$$EMN = \underline{1,14} \text{ V}$$

Elektromotorické napětí článku je 1,14 V.

## Příklady k procvičování

**8.3.1**

Vypočítejte elektrodové potenciály kovů ponořených do roztoků svých solí:

a) zinek v síranu zinečnatém o koncentraci 0,3 $mol.dm^{-3}$ $Zn^{2+}$ ( $E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ V)



b) stříbro v dusičnanu stříbrném o koncentraci 0,4 $mol.dm^{-3}$ $Ag^+$ ( $E^o_{Ag^+/Ag} = 0,80$ V)

c) chrom v roztoku o koncentraci 0,015 $mol.dm^{-3}$ $Cr^{3+}$ ( $E^o_{Cr^{3+}/Cr} = -0,74$ V)

**8.3.2**

Vypočítejte elektrodový potenciál vodíkové elektrody v čisté vodě o pH = 7, v roztoku silné kyseliny chloristé o koncentraci 0,01 $mol.dm^{-3}$, v roztoku kyseliny sírové o pH = 1 a v roztoku hydroxidu sodného o koncentraci 0,001 $mol.dm^{-3}$.

**8.3.3**

Vypočítejte pH roztoků, v nichž byl naměřen potenciál vodíkové elektrody:

a) - 0,413 V, b) - 0,590 V, c) - 0,089 V

**8.3.4**

Elektrodový potenciál kademnaté elektrody byl naměřen - 0,444 V. Vypočítejte koncentraci kademnatých iontů v roztoku, je-li $E^o_{Cd^{2+}/Cd} = -0,40$ V.

**8.3.5**

Porovnáním standardních elektrodových potenciálů rozhodněte, zda zinek vylučuje baryum, měď a stříbro z roztoků jejich solí.( $E^o_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ V, $E^o_{Ag^+/Ag} = 0,80$ V, $E^o_{Ba^{2+}/Ba} = -2,90$ V, $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34$ V)

**8.3.6**

Vypočítejte elektromotorické napětí článků vytvořených standardní vodíkovou elektrodou a :

a) měďnatou elektrodou v roztoku o koncentraci 0,05 $mol.dm^{-3}$ $Cu^{2+}$

b) olověnou elektrodou v roztoku o koncentraci 0,001 $mol.dm^{-3}$ $Pb^{2+}$

c) niklovou elektrodou v roztoku o koncentraci 0,025 $mol.dm^{-3}$ $Ni^{2+}$

( $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34$ V, $E^o_{Pb^{2+}/Pb} = -0,13$ V, $E^o_{Ni^{2+}/Ni} = -0,23$ V)

**8.3.7**

Vypočítejte elektromotorické napětí článku nikelnato-stříbrného, jsou-li obě elektrody ponořeny do roztoků svých solí o koncentraci 0,1 $mol.dm^{-3}$.

**8.3.8**

Určete elektromotorické napětí galvanického článku složeného z kademnaté elektrody ponořené do roztoku o koncentraci 0,05 $mol.dm^{-3}$ $Cd^{2+}$ a stříbrné elektrody ponořené do roztoku o koncentraci 0,001 $mol.dm^{-3}$ $Ag^+$.

**8.3.9**

Elektromotorické napětí článku tvořeného zinečnatou elektrodou ponořenou do roztoku o koncentraci 0,1 $mol.dm^{-3}$ $Zn^{2+}$ a olověnou elektrodou je 0,6 V. Vypočítejte koncentraci iontů olovnatých.

**8.3.10**

Vypočítejte elektromotorické napětí koncentračního stříbrného článku, v němž jsou stříbrné elektrody ponořené do dvou roztoků stříbrných iontů o koncentracích 0,1 $mol.dm^{-3}$ a 0,001 $mol.dm^{-3}$.

# VÝSLEDKY PŘÍKLADŮ

**Kapitola 3.1**

3.1.1 m(Ag) = $1{,}79.10^{-25}$ kg
3.1.2 m(Cs) = $2{,}207.10^{-25}$ kg
3.1.3 $A_r$ = 9,0122 - beryllium
3.1.4 $A_r$ = 190,177 - osmium
3.1.5 $A_r$(B) = 10,81
3.1.6 m($^{7}$Li) = $1{,}166.10^{-26}$ kg
3.1.7 x($^{1}$H) = 99,985 %; x($^{2}$H) = 0,015 %
3.1.8 x($^{12}$C) = 98,892 %; x($^{13}$C) = 1,108 %
3.1.9 $A_r$($^{15}$N) = 15,00011
3.1.10 x($^{107}$Ag) = 51,35 %; x($^{109}$Ag) = 48,65 %
3.1.11 3,065 atomů $^{35}$Cl
3.1.12 $M_r(KMnO_4)$ = 158,04; $M_r(BaCl_2.2H_2O)$ = 244,26; $M_r(KSbF_6)$ = 274,85; $M_r(Na_2B_4O_7.10H_2O)$ = 381,32; $M_r[KCr(SO_4)_2.12H_2O]$ = 499,39

**Kapitopla 3.2**

3.2.1 V = 37,214 m$^3$; m = 48,098 kg; n = 1,6606 kmol
3.2.2 n(Hg) = $5.10^{-6}$ mol; N(Hg) = $3.10^{18}$
3.2.3 n($N_2$) = 2 mol; V($N_2$) = 44,82 dm$^3$; N($N_2$) = $1{,}2044.10^{24}$; (N) = $2{,}4088.10^{24}$
3.2.4 m(Ca) = 40,08 g
3.2.5 n($SO_2$) = 3 mol
3.2.6 m(Mo) = m(O) = m(Zn)
3.2.7 m($CO_2$) > m(Ca) > m($O_2$) > m(peří)
3.2.8 m(Zn) = 21,83 g
3.2.9 V($CO_2$) = 224 m$^3$; n($CaCO_3$) = 10 kmol
3.2.10 m($CH_4$) = 30 kg; V($CH_4$) = 41,865 m$^3$
3.2.11 n(Si) = 500 mol
3.2.12 n($K_2[PtCl_6]$) = 0,5 mol; n[$Ca_3(PO_4)_2$] = 5 kmol
3.2.13 n($H_2$) = 45 mol; n($N_2$) = 15 mol; n($NH_3$) = 30 mol; V($NH_3$) = 0,673 m$^3$
3.2.14 n($H_2O$) = 892 mol; v přebytku je kyslík: n = 7 mol; V = 157 dm$^3$; m= 224 g
3.2.15 N($^{30}$Si) = $6{,}54.10^{20}$
3.2.16 m(H) = 0,0564 g
3.2.17 N(Al) = $6.10^{19}$
3.2.18 Při 800 °C - $P_4$ ; při 1500 °C - $P_2$



**Kapitola 3.3**

3.3.1 n(Si) = 2,5 mol; n(Cl) = 10 mol; m(Cl) = 354,74 g; $w_{Si}$ = 0,1653; $x_{Si}$ = 0,2
3.3.2 w = 0,1
3.3.3 n($O_2$) = 4,41 mol; V($O_2$) = 98,8 dm$^3$
3.3.4 V = 33,43 m$^3$
3.3.5 m(Ar) = 0,995 kg
3.3.6 $N_{vzd}$ = $2{,}687.10^{25}$; N($O_2$) = $5{,}63.10^{24}$; N($N_2$) = $2{,}098.10^{25}$; N($CO_2$) = $8.10^{21}$; $N_{vzd}$ = $2{,}08.10^{25}$
3.3.7 $m_S$ = 1,4635 g; m($O_3$) = 0,107 g; w($O_3$) = 0,0731
3.3.8 $m_S$ = 5000 kg; $m_S$ = 16,67 t
3.3.9 $m_S$ = $3{,}81.10^3$ kg
3.3.10 $m_S$ = 996 kg
3.3.11 w(PbS) = 82,9 %
3.3.12 m(Pb) = 7,8 t; 64,1 % výtěžek
3.3.13 m(Zn) = 47,13 kg
3.3.14 w(Cu) = 62,5 %
3.3.15 o 3,34 %
3.3.16 φ($H_2$) = 29,53 %
3.3.17 MgO; V($O_2$) = 0,56 dm$^3$
3.3.18 x($CO_2$) = 60 %; x($N_2$) = 40 %
3.3.19 w($CO_2$) = 98,87 %; w($H_2$) = 1,13 %
3.3.20 x($H_2$) = 90,4 %; x (CO) = 8 %; x($N_2$) = 1,6 %
3.3.21 V($H_2O$) = 54 cm$^3$; V($O_2$) = 32 cm$^3$; w($H_2$) = 9,5 %
3.3.22 w(ZnO) = 45,4 %
3.3.23 o 1,15 %; w(ZnO) = 5,86 %
2.3.24 w(ZnO) = 12,15 %
3.3.25 w(Cu) = 81,1 %
3.3.26 w(ZnO) = 29,46 %; w(ZnS) = 70,54 %; w(Zn) = 71 %; w(S) = 23,21 %; w(O) = 5,79 %
3.3.27 w(Zn) = 89 %; w(ZnO) = 5 %; w(ZnS) = 6 %
3.3.28 w(Zn) = w(ZnS) = 70,54 %
3.3.29 w(CdO) = 82,96 %
3.3.30 w(C) = 51,64 %
3.3.31 φ($N_2$) = 80 %; φ(NO) = 20 %; w($N_2$) = 78,9 %; w(NO) = 21,1 %

**Kapitola 3.4**

3.4.1 $K_2Cr_2O_7$
3.4.2 $Na_2SO_4$
3.4.3 $C_2N_2H_8$
3.4.4 $CaC_2O_4.H_2O$
3.4.5 $B_3N_3H_6$
3.4.6 $C_{12}O_9$

3.4.7 $C_3O_3H_6$
3.4.8 $C_{12}O_{12}H_6$
3.4.9 $KMgCl_3.6H_2O$; $w_K = 23{,}04$ %; $w_{Mg} = 14{,}31$ %; $w_{Cl} = 62{,}65$ %
3.4.10 $Si_2OH_6$ ; $Si_6O_3H_6$
3.4.11 $Fe_2(SO_4)_3.9H_2O$
3.4.12 $ZnSO_4.7H_2O$
3.4.13 $Mg(ClO_4)_2.6H_2O$; m´= 424 g
3.4.14 $Na_3PO_4.12H_2O$
3.4.15 $m_C : m_S = 3 : 16$ ; $CS_2$
3.4.16 $C_2H_4$
3.4.17 $C_3H_6$
3.4.18 $C_4H_{10}$
3.4.19 $C_2H_4$
3.4.20 $C_4H_6O_4$
3.4.21 $C_2H_2O_2$
3.4.22 $C_{12}H_6O_{12}$
3.4.23 $C_2H_4O$
3.4.24 $N_2H_4$
3.4.25 $NH_4NaHPO_4.4H_2O$
3.4.26 $BaS_2O_6.\ 2H_2O$

**Kapitola 4.1**
4.1.1 $m(KNO_3) = 5{,}75$ g; $m(H_2O) = 224{,}25$ g
4.1.2 $w(KClO_3) = 12{,}28$ %
4.1.3 $m(KCl) = 17{,}4$ g
4.1.4 $m(H_2SO_4) = 359{,}6$ g
4.1.5 $w(CuSO_4) = 10{,}65$ %; $x(CuSO_4) = 1{,}42$ %
4.1.6 $m_S = 814{,}3$ g
4.1.7 $m(Na_2SO_4.10H_2O) = 59{,}7$ g
4.1.8 $m(HCl) = 18{,}5$ g
4.1.9 $V(H_2SO_4) = 8{,}35$ cm$^3$
4.1.10 $m(Na_2S_2O_3.5H_2O) = 4{,}96$ g; w = 0,25 %
4.1.11 $m(H_2O) = 564{,}43$ g
4.1.12 $V(HCl) = 251{,}6$ cm$^3$
4.1.13 $c(H_2SO_4) = 0{,}1$ mol.dm$^{-3}$
4.1.14 $V = 618{,}2$ cm$^3$
4.1.15 $V(NH_3) = 446$ cm$^3$
4.1.16 $V(NH_3) = 11{,}205$ dm$^3$
4.1.17 $c(NH_3) = 0{,}2$ mol.dm$^{-3}$
4.1.18 $V(NH_3) = 146{,}5$ dm$^3$
4.1.19 $w(H_2SO_4) = 17{,}5$ %
4.1.20 $c(HCl) = 6$ mol.dm$^{-3}$



**Kapitola 4.2**
4.2.1 $V(HCl) = 241{,}3$ cm$^3$; $V(H_2O) = 1763{,}6$ cm$^3$
4.2.2 $V(H_2O) = 1666{,}7$ cm$^3$
4.2.3 $w_S = 0{,}8$
4.2.4 $V(HCl) = 110{,}3$ cm$^3$
4.2.5 $m_S = 525$ g; $V_S = 509$ cm$^3$; $m(H_2O) = 499$ g
4.2.6 $V(H_2O) = 1428{,}5$ cm$^3$
4.2.7 $w(NaOH) = 0{,}2$
4.2.8 $V_S = 250$ cm$^3$ a doplníme vodou do 500 cm$^3$
4.2.9 $V(HCl) = 12{,}9$ cm$^3$
4.2.10 $m(NaOH) = 117{,}1$ g; $V_S = 2{,}1$ dm$^3$
4.2.11 $V(HCl) = 320$ cm$^3$
4.2.12 $w(H_2SO_4) = 0{,}387$; m = 2,05 kg
4.2.13 $V_1 = 357$ cm$^3$; $V_2 = 354$ cm$^3$
4.2.14 $w(KOH) = 0{,}2341$
4.2.15 $V(H_2O) = 630{,}6$ cm$^3$
4.2.16 $m_S = 230$ g; $V(H_2O) = 30$ cm$^3$
4.2.17 $w_S = 0{,}0627$
4.2.18 $V(H_2O) = 1164{,}4$ cm$^3$; $V_S = 1640{,}95$ cm$^3$
4.2.19 $m(NaOH) = 321{,}5$ kg; $V_S = 798{,}26$ dm$^3$
4.2.20 $m[Pb(NO_3)_2] = 48$ g; $V(HNO_3) = 12$ cm$^3$; $m(H_2O) = 337$ g

**Kapitola 4.3**
4.3.1 $m(K_2Cr_2O_7) = 60{,}14$ g; $V(H_2O) = 139{,}86$ cm$^3$
4.3.2 $m_S = 115{,}19$ g; $V(H_2O) = 65{,}19$ cm$^3$
4.3.3 $m(NaCl) = 26{,}47$ g; $V(H_2O) = 73{,}53$ cm$^3$
4.3.4 $c(KCl) = 1$ mol.dm$^{-3}$
4.3.5 $m_S = 250{,}6$ g
4.3.6 $m(BaCl_2.2H_2O) = 100{,}9$ g; $m(H_2O) = 159{,}1$ g
4.3.7 $m(Pb(NO_3)_2) = 579{,}5$ g
4.3.8 $w(NH_4Cl) = 20$ %
4.3.9 $m_S = 238$ g
4.3.10 $V(H_2O) = 268$ cm$^3$
4.3.11 $m(CuSO_4.5H_2O) = 59{,}34$ g
4.3.12 $m(H_2O) = 359{,}15$ g
4.3.13 $m(H_2O) = 28{,}66$ g
4.3.14 $m(H_2O) = 33{,}62$ g
4.3.15 $m(KI) = 41{,}56$ g
4.3.16 $m(KBrO_3) = 174{,}6$ g
4.3.17 $m(BaCl_2.2H_2O) = 172$ g
4.3.18 $m_S = 307{,}4$ g
4.3.19 $m(K_2Cr_2O_7) = 33{,}36$ g; m = 276,6 g; $w(K_2Cr_2O_7) = 10{,}71$ %
4.3.20 $m(KNO_3) = 30{,}76$ g; $m(H_2O) = 18{,}22$ g

4.3.21 $m(TlNO_3) = 137,3$ g; $m(H_2O) = 324,6$ g
4.3.22 $m(NiCl_2.6H_2O) = 86$ g; $m(H_2O) = 19,2$ g
4.3.23 w = 10,8 %

**Kapitola 5**

5.1. $V = 750\ cm^3$
5.2 p = 10 kPa
5.3 $t = 293^oC$
5.4 $t = 153^oC$
5.5 $\Delta p = 1,8$ MPa
5.6 $V = 2\ dm^3$
5.7 $V(H_2) = 1\ dm^3$
5.8 $t = 1000^oC$
5.9 $V(N_2) = 920\ dm^3$; $m(N_2) = 1,15$ kg
5.10 $\Delta p = 125$ kPa
5.11 p = 107,1 kPa
5.12 $V(O_2) = 1,22\ dm^3$
5.13 $m(H_2) = 0,082$ g
5.14 m = 71 kg
5.15 $\rho = 1,244\ kg.m^{-3}$
5.16 $V(Ne) = 12\ dm^3$; $V(F_2) = 6\ dm^3$
5.17 $V(H_2) = 4,1\ cm^3$; $m(H_2) = 0,335$ mg
5.18 $N(O_2) = 3,6.10^{10}$
5.19 $\rho = 2,0586\ kg.m^{-3}$
5.20 $M = 38\ g.mol^{-1}$; fluor - $F_2$
5.21 $M = 70,9\ g.mol^{-1}$; chlor - $Cl_2$
5.22 $V = 5,81\ dm^3$
5.23 $p(H_2) = 102,66$ kPa; $p(CO) = 7,34$ kPa; $\varphi(H_2) = 93,33$ %; $\varphi(CO) = 6,67$ %
5.24 p = 111 kPa
5.25 $V = 6\ dm^3$; $p(H_2) = 68,7$ kPa; $p(CO) = 81,3$ kPa
5.26 p = 111 kPa
5.27 $\varphi(CH_4) = 65$ %; $\varphi(H_2) = 20$ %; $\varphi(C_2H_4) = 10$ %; $\varphi(N_2) = 5$ %
5.28 $t = 801^oC$
5.29 p = 300 kPa; $p(CO_2) = 75$ kPa; $p(CO) = 225$ kPa
5.30 $C_2H_6$
5.31 $CH_4S$
5.32 $C_4H_{10}$
5.33 $C_4H_6O_2$
5.34 $C_4H_8$
5.35 $C_2H_2O_2$

**Kapitola 7**

7.1 $V(PH_3) = 3,2\ dm^3$; $m(Ca(OH)_2) = 15,86$ g; $n(Ca(OH)_2) = 0,214$ mol



7.2 $V(SO_2) = 4,53\ dm^3$
7.3 $m(H_2S) = 134,6$ g; $V(H_2S) = 88,7\ dm^3$
7.4 $m(BaSO_4) = 35,8$ g; m(C) = 9,58 g
7.5 $V(vzduch) = 596,7\ dm^3$; $V(NO) = 100\ dm^3$
7.6 $m(NiCl_2) = 81$ g; $V(NH_3) = 84\ dm^3$
7.7 $m(Cr_2O_3) = 42,2$ g; $V(N_2) = 6,23\ dm^3$
7.8 $V(O_2) = 33,62\ dm^3$
7.9 w(KCl) = 65,6 %
7.10 $m(NaNO_2) = 13,32$ g; v nadbytku je $NaNO_3$ - 8,9 %
7.11 69,5 %
7.12 $m(CuSO_4) = 34,2$ g; m´(CuO) = 2,95 g
7.13 $m(I_2) = 10,54$ g; $n(K_2Cr_2O_7) = 0,0058$ mol; $n(HClO_4) = 0,139$ mol
7.14 $m(MnO_2) = 43,5$ g; $m(Na_2SO_3.7H_2O) = 189$ g; 91,95 %
7.15 $m(MnO_2) = 38,8$ g; $V(HCl) = 153,4\ cm^3$
7.16 $m(KClO_3) = 99,2$ g
7.17 $m(Na_2SnS_3) = 64$ g
7.18 $V(H_2SO_4) = 18,39\ cm^3$; $c(K_2SO_4) = 0,306\ mol.dm^{-3}$
7.19 $w(BaCl_2) = 2,6$ %; $x(BaCl_2) = 0,23$ %; $c(BaCl_2) = 0,133\ mol.dm^{-3}$; $V(H_2SO_4) = 129\ cm^3$
7.20 $c(Na_3PO_4) = 0,225\ mol.dm^{-3}$; w = 14,12 %
7.21 $V_S = 41\ cm^3$
7.22 $V_S = 325,75\ cm^3$; $V(NH_3) = 29,2\ dm^3$
7.23 $c(KMnO_4) = 0,1\ mol.dm^{-3}$; $V(CO_2) = 712\ cm^3$
7.24 $V(H_2) = 22,41\ dm^3$; m (Co) = 39,3 g
7.25 $V_S = 10\ cm^3$
7.26 $p(C_2H_2) = 132$ kPa; $m(Ca(OH)_2) = 14,8$ g
7.27 $V(Cl_2) = 2,94\ dm^3$; $m(Pb(OH)_2) = 28,9$ g; $m_S = 96$ g
7.28 $w(NH_4Cl) = 31$ %; $m(H_2O) = 56$ g
7.29 $c(NaNO_2) = 0,2\ mol.dm^{-3}$; $m(I_2) = 3,8$ g; $V(NO) = 0,675\ dm^3$
7.30 $m_S = 39,6$ g; $m(NH_4Cl) = 23$ g
7.31 $m(FeCl_3.6H_2O) = 385,85$ g; $V_S = 2,86\ dm^3$
7.32 $m(FeS) = 0,52$ g; $V_S = 1,9\ cm^3$
7.33 $V_S = 114\ cm^3$
7.34 $m(BaCl_2.2H_2O) = 11,9$ g; $V(H_2O) = 38,8\ cm^3$; 45,3 %
7.35 $V_S = 2,78\ cm^3$; m(NaCl) = 5,8 g
7.36 $w(Pb(NO_3)_2) = 8,9$ %
7.37 $m(Na_2S_2O_3) = 283$ g; m(NaOH) = 955 g
7.38 $m(As_2S_5) = 3,41$ g; $V(HNO_3) = 27,5\ cm^3$; $V(NO_2) = 2,75\ dm^3$
7.39 $V(HNO_3) = 130\ cm^3$; $w(H_2SO_4) = 2,23$ %; $w(Fe(NO_3)_3) = 5,5$ %
7.40 $V_S = 230\ cm^3$; m(CdS) = 21,1 g; $w(Cd(NO_3)_2) = 29,8$ %
7.41 $V(NO) = 4,34\ dm^3$; $w(TiCl_4) = 30,73$ %
7.42 $m_S = 68,54$ g; $m(P_4) = 6,6$ g; $V(PH_3) = 1,28\ dm^3$

**Kapitola 8.1**

8.1.1 Q = 8611 C
8.1.2 m(Cu) = 0,33 g
8.1.3 m(Ag) = 3,02 g
8.1.4 Q = 75917 C
8.1.5 m(Zn) = 3,27 g
8.1.6 $\Delta m = 3$ g
8.1.7 t = 2 h 47 min 56 s
8.1.8 $c(AgNO_3) = 0{,}1$ mol.dm$^{-3}$
8.1.9 I = 2,53 A
8.1.10 I = 996,6 A
8.1.11 1196 Ah; $V(O_2) = 0{,}25$ m$^3$
8.1.12 t = 59 min 55 s
8.1.13 t = 40 min 14 s
8.1.14 w(Cu) = 20,75 %
8.1.15 98,41 %
8.1.16 94,5 %
8.1.17 m(KI) = 46,453 g
8.1.18 93 %
8.1.19 t = 34 h 27 min 12 s
8.1.20 65,61 %
8.1.21 m(Cu) = 0,363 g

**Kapitola 8.2**

8.2.1 $K_A = 1{,}67.10^{-4}$
8.2.2 $K_B = 1{,}6.10^{-5}$
8.2.3 c = 0,07 mol.dm$^{-3}$
8.2.4 c = 0,716 mol.dm$^{-3}$
8.2.5 pH = 2,52; $\alpha = 0{,}006$
8.2.6 pH = 10,98; $\alpha = 0{,}019$
8.2.7 pH = 0,74
8.2.8 pH = 11
8.2.9 pH = 2
8.2.10 c = 0,01 mol.dm$^{-3}$
8.2.11 pH = 2,92; $K_A = 1{,}8.10^{-5}$
8.2.12 pH = 2,72; $\alpha = 0{,}0095$
8.2.13 $K_A = 2{,}01.10^{-7}$; $\alpha = 0{,}002$
8.2.14 c = 0,1 mol.dm$^{-3}$; $\alpha = 0{,}002$
8.2.15 $V(NH_3) = 19{,}7$ dm$^3$
8.2.16 $K_A = 6.10^{-5}$; $\alpha = 0{,}0548$
8.2.17 pH = 3,23; $\alpha = 0{,}0059$



8.2.18 pH = 7,16; $\alpha = 7{,}2.10^{-4}$
8.2.19 $K_B = 1{,}6.10^{-5}$; pH = 11,6
8.2.20 pH = 6,43; $\alpha = 0{,}0739$
8.2.21 c = $4{,}1.10^{-6}$ mol.dm$^{-3}$; $\alpha = 0{,}974$
8.2.22 $K_A = 2.10^{-4}$; pH = 3,3
8.2.23 pH = 8,3; $\alpha = 2{,}16.10^{-4}$
8.2.24 $K_B = 1{,}72.10^{-5}$; $\alpha = 0{,}7$

## Kapitola 8.3

8.3.1 a) - 0,775 V; b) 0,777 V; c) - 0,776 V
8.3.2 - 0,413 V; - 0,118 V; - 0,059 V; - 0,649 V
8.3.3 a) pH = 7; b) pH = 10; c) pH = 1,5
8.3.4 $c(Cd^{2+}) = 0{,}032$ mol.dm$^{-3}$
8.3.5 Cu, Ag - ano; Ba - ne
8.3.6 a) EMN = 0,302 V; b) EMN = 0,219 V; c) EMN = 0,277 V
8.3.7 EMN = 1 V
8.3.8 EMN = 1,062 V
8.3.9 $c(Pb^{2+}) = 9{,}6.10^{-3}$ mol.dm$^{-3}$
8.3.10 EMN = 0,118 V

## PŘÍLOHA 1 : Relativní atomové hmotnosti chemických prvků

| Protonové číslo | Český název | Latinský název | Chemická značka | Relativní atomová hmotnost |
|---|---|---|---|---|
| 1 | vodík | hydrogenium | H | 1,0079 |
| 2 | helium | helium | He | 4,0026 |
| 3 | lithium | lithium | Li | 6,941 |
| 4 | beryllium | beryllium | Be | 9,01218 |
| 5 | bor | borum | B | 10,81 |
| 6 | uhlík | carboneum | C | 12,011 |
| 7 | dusík | nitrogenium | N | 14,0067 |
| 8 | kyslík | oxygenium | O | 15,9994 |
| 9 | fluor | fluorum | F | 18,9984 |
| 10 | neon | neon | Ne | 20,179 |
| 11 | sodík | natrium | Na | 22,98977 |
| 12 | hořčík | magnesium | Mg | 24,305 |
| 13 | hliník | aluminium | Al | 26,98154 |
| 14 | křemík | silicium | Si | 28,0855 |
| 15 | fosfor | phosphorus | P | 30,97376 |
| 16 | síra | sulphur | S | 32,06 |
| 17 | chlor | chlorum | Cl | 35,453 |
| 18 | argon | argon | Ar | 39,948 |
| 19 | draslík | kalium | K | 39,098 |
| 20 | vápník | calcium | Ca | 40,08 |
| 21 | skandium | scandium | Sc | 44,9559 |
| 22 | titan | titanium | Ti | 47,90 |
| 23 | vanad | vanadium | V | 50,9414 |
| 24 | chrom | chromium | Cr | 51,996 |
| 25 | mangan | manganum | Mn | 54,938 |
| 26 | železo | ferrum | Fe | 55,847 |
| 27 | kobalt | cobaltum | Co | 58,9332 |
| 28 | nikl | niccolum | Ni | 58,71 |
| 29 | měď | cuprum | Cu | 63,546 |
| 30 | zinek | zincum | Zn | 65,38 |



| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| 31 | gallium | gallium | Ga | 69,72 |
| 32 | germanium | germanium | Ge | 72,59 |
| 33 | arsen | arsenicum | As | 74,9216 |
| 34 | selen | selenium | Se | 78,96 |
| 35 | brom | bromum | Br | 79,904 |
| 36 | krypton | krypton | Kr | 83,80 |
| 37 | rubidium | rubidium | Rb | 85,4678 |
| 38 | stroncium | strontium | Sr | 87,62 |
| 39 | yttrium | yttrium | Y | 88,9059 |
| 40 | zirkonium | zirconium | Zr | 91,22 |
| 41 | niob | niobium | Nb | 92,9064 |
| 42 | molybden | molybdenum | Mo | 95,94 |
| 43 | technecium | technetium | Tc | (97) |
| 44 | ruthenium | ruthenium | Ru | 101,07 |
| 45 | rhodium | rhodium | Rh | 102,9055 |
| 46 | palladium | palladium | Pd | 106,4 |
| 47 | stříbro | argentum | Ag | 107,868 |
| 48 | kadmium | cadmium | Cd | 112,41 |
| 49 | indium | indium | In | 114,82 |
| 50 | cín | stannum | Sn | 118,69 |
| 51 | antimon | stibium | Sb | 121,75 |
| 52 | tellur | tellurium | Te | 127,60 |
| 53 | jod | iodum | I | 126,9045 |
| 54 | xenon | xenon | Xe | 131,30 |
| 55 | cesium | caesium | Cs | 132,9054 |
| 56 | baryum | barium | Ba | 137,33 |
| 57 | lanthan | lanthanum | La | 138,9055 |
| 58 | cer | cerium | Ce | 140,12 |
| 59 | praseodym | praseodymium | Pr | 140,9077 |
| 60 | neodym | neodymium | Nd | 144,24 |
| 61 | promethium | promethium | Pm | (145) |
| 62 | samarium | samarium | Sm | 150,4 |
| 63 | europium | europium | Eu | 151,96 |
| 64 | gadolinium | gadolinium | Gd | 157,25 |
| 65 | terbium | terbium | Tb | 158,9254 |
| 66 | dysprosium | dysprosium | Dy | 162,50 |
| 67 | holmium | holmium | Ho | 164,9304 |
| 68 | erbium | erbium | Er | 167,26 |
| 69 | thulium | thulium | Tm | 168,9342 |
| 70 | ytterbium | ytterbium | Yb | 173,04 |
| 71 | lutecium | lutetium | Lu | 174,97 |
| 72 | hafnium | hafnium | Hf | 178,49 |
| 73 | tantal | tantalum | Ta | 180,9479 |

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| 74 | wolfram | wolframium | W | 183,85 |
| 75 | rhenium | rhenium | Re | 186,2 |
| 76 | osmium | osmium | Os | 190,2 |
| 77 | iridium | iridium | Ir | 192,22 |
| 78 | platina | platinum | Pt | 195,09 |
| 79 | zlato | aurum | Au | 196,9665 |
| 80 | rtuť | hydrargyrum | Hg | 200,59 |
| 81 | thallium | thallium | Tl | 204,37 |
| 82 | olovo | plumbum | Pb | 207,2 |
| 83 | bismut | bismuthum | Bi | 208,9804 |
| 84 | polonium | polonium | Po | (209) |
| 85 | astat | astatium | At | (210) |
| 86 | radon | radon | Ra | (222) |
| 87 | francium | francium | Fr | (223) |
| 88 | radium | radium | Ra | 226,0254 |
| 89 | aktinium | actinium | Ac | 227,0278 |
| 90 | thorium | thorium | Th | 232,0381 |
| 91 | protaktinium | protactinium | Pa | 231,0359 |
| 92 | uran | uranium | U | 238,029 |
| 93 | neptunium | neptunium | Np | 237,0482 |
| 94 | plutonium | plutonium | Pu | (244) |
| 95 | americium | americium | Am | (243) |
| 96 | curium | curium | Cm | (247) |
| 97 | berkelium | berkelium | Bk | (249) |
| 98 | kalifornium | californium | Cf | (251) |
| 99 | einsteinium | einsteinium | Es | (254) |
| 100 | fermium | fermium | Fm | (257) |
| 101 | mendelevium | mendelevium | Md | (258) |
| 102 | nobelium | nobelium | No | (259) |
| 103 | lawrencium | lawrencium | Lr | (260) |
| 104 | rutherfordium | rutherfordium | Rf | (261) |
| 105 | dubnium | dubnium | Db | (262) |



# LITERATURA


1. Klikorka J., Hanzlík J.: Názvosloví anorganické chemie, Academia, Praha 1987.
2. Hájek B., Jenšovský L., Klimešová V.: Příklady z obecné a anorganické chemie, SNTL Praha 1981.
3. Kalousová J. a kol.: Výpočty a cvičení z obecné a anorganické chemie, VŠCHT Pardubice 1988.
4. Flemr V., Holečková E., Uhrová M.: Anorganická chemie - chemické výpočty, VŠCHT Praha 1990.
5. Langfelderová H. a kol.: Anorganická chémia - príklady a úlohy v anorganickej chémii, Alfa Bratislava 1990.