

Příklady  
z obecné a anorganické  
chemie

B. HÁJEK, L. JENŠOVSKÝ, V. KLIMEŠOVÁ

SNTL/ALFA

---

# **Příklady z obecné a anorganické chemie**

**Prof. Ing. BOHUMIL HÁJEK, CSc.  
Doc. RNDr. LUBOR JENŠOVSKÝ, CSc.  
Ing. VĚRA KLIMEŠOVÁ**

---

**Třetí, přepracované vydání**

**Praha 1981**

**SNTL – Nakladatelství technické literatury  
ALFA, vydavatelstvo technickej a ekonomickej literatury,  
Bratislava**

Soubor příkladů z obecné a anorganické chemie. V jednotlivých kapitolách po stručném teoretickém úvodu následují podrobně řešené příklady. K dalšímu ověření a pro snazší pochopení prostudované látky jsou uváděny příklady s výsledky shrnutými na konci knihy. Probírány jsou jednoduché i složitější stechiometrické výpočty, sestavování chemických rovnic a stanovení stechiometrických koeficientů oxidačně-redukčních rovnic, výpočty z oblasti roztoků a zákonů pro ideální plyn, použití standardních redukčních potenciálů při posuzování průběhu oxidačně-redukčních reakcí, příklady výpočtů elektrolytických pochodů, z termochemie, chemické rovnováhy, elektrolytické disociace a produktu rozpustnosti. Do sbírky jsou zařazeny také některé příklady z moderní teorie chemické vazby. Příklady byly uspořádány v jednotlivých kapitolách podle rostoucí obtížnosti a jsou řešitelné bez nároků na znalost vyšší matematiky.

Určeno posluchačům vysokých škol chemickotechnologických jako příručka, dále jako pomůcka pro posluchače středních chemických i nechemických škol, pro absolventy středních škol, připravující se ke studiu na vysokých školách chemického zaměření, a všem, kdo se zajímají o obecnou a anorganickou chemii.

---

Lektorovali Ing. Jiří Chlebný, CSc., a doc. RNDr. Jiří Vacík, CSc.

Redakce chemické literatury — hlavní redaktorka Ing. Eva Hugová,  
odpovědná redaktorka Ing. Marie Gallová

# OBSAH

Předmluva k třetímu, přepracovanému vydání . . . . .	7
Poznámka k použité Mezinárodní soustavě jednotek SI . . . . .	9
<b>ČÁST 1 . . . . .</b>	<b>13</b>
1.1 Hmotnost atomů a molekul . . . . .	13
1.2 Látkové množství . . . . .	24
1.3 Složení soustavy . . . . .	36
1.4 Chemické vzorce . . . . .	54
1.4.1 Určování empirického vzorce . . . . .	55
1.4.2 Výpočty podle chemického vzorce . . . . .	61
1.5 Chemické reakce a chemické rovnice . . . . .	76
1.5.1 Sestavování chemických rovnic . . . . .	76
1.5.2 Oxidačně-redukční rovnice . . . . .	77
1.6 Jednoduché stechiometrické výpočty . . . . .	87
1.7 Roztoky . . . . .	102
1.7.1 Vyjadřování složení roztoků . . . . .	102
1.7.2 Úprava složení a směšování roztoků . . . . .	112
1.7.3 Rozpustnost tuhých látek a nasycené kapalně roztoky . . . . .	115
1.8 Výpočty za použití zákonů pro ideální plyn . . . . .	132
1.8.1 Zákon Boyleův–Mariottův . . . . .	135
1.8.2 Zákon Gay-Lussacův a zákon Charlesův . . . . .	136
1.8.3 Stavová rovnice ideálního plynu . . . . .	138
1.8.4 Zákon Daltonův a zákon Amagatův . . . . .	145
1.8.5 Výpočty za použití Avogadrova zákona . . . . .	149
1.9 Příklady některých složitějších výpočtů v anorganické syntéze . . . . .	166
1.10 Elektrolýza . . . . .	173
1.11 Oxidačně-redukční reakce . . . . .	183
1.11.1 Standardní napětí článkové reakce . . . . .	183
1.11.2 Galvanické články . . . . .	186
1.11.3 Elektrochemická řada napětí kovů . . . . .	189
1.11.4 Oxidačně-redukční potenciály . . . . .	193
1.11.5 Rovnovážné konstanty oxidačně-redukčních reakcí . . . . .	199
1.12 Termochemie . . . . .	212
1.13 Chemická rovnováha . . . . .	219
1.13.1 Rovnovážná konstanta $K_c$ a $K_p$ . . . . .	221
1.13.2 Rovnovážný stupeň konverze . . . . .	226
1.13.3 Vliv koncentrace na chemickou rovnováhu . . . . .	230
1.14 Elektrolytická disociace . . . . .	234
1.14.1 Disociace slabé kyseliny . . . . .	235
1.14.2 Disociace slabé zásady . . . . .	236
1.14.3 Disociace vody . . . . .	238
1.14.4 Brønstedova teorie kyselin a zásad . . . . .	242

1.14.5 Účinek společného iontu . . . . .	245
1.14.6 Hydrolýza solí . . . . .	247
1.15 Produkt rozpustnosti . . . . .	249
1.15.1 Účinek společného iontu a produkt rozpustnosti . . . . .	252
<b>ČÁST 2</b> . . . . .	<b>263</b>
2.1 Elektronová soustava atomu . . . . .	263
2.2 Elektronegativita . . . . .	266
2.3 Mezijaderné vzdálenosti . . . . .	272
2.4 Sílová konstanta . . . . .	275
2.5 Vazebný řád . . . . .	277
2.6 Sekundární hybridizace . . . . .	281
Tabulky . . . . .	283
Výsledky příkladů . . . . .	288
Přílohy . . . . .	313

# PŘEDMLUVA K TŘETÍMU, PŘEPRACOVANÉMU VYDÁNÍ

První chemický předmět, s nímž se student při vstupu na technickou vysokou školu chemického směru setkává, je obecná a anorganická chemie; tento předmět je tedy zároveň i úvodem do studia chemie a chemické technologie. Součástí studia obecné a anorganické chemie je i řešení početních příkladů. Tato cvičení se konají jednak v rámci povinné výuky pod vedením učitelů, jednak tvoří část samostatného studia posluchačů a jejich přípravy ke zkoušce. Nejen osnovy přednášek, ale i náplň těchto početních cvičení prošly a stále procházejí značným vývojem.

K novým hlediskům se přihlíželo i při sestavování této sbírky příkladů. Obsahuje celkem 950 příkladů, z nichž jedna pětina je podrobně řešena, u ostatních jsou uvedeny výsledky. Příklady jsou rozděleny do jednotlivých kapitol, na jejichž začátku jsou vždy vysvětleny a zopakovány některé důležité pojmy a rovnice potřebné k jejich řešení.

Nejvíce pozornosti je věnováno výpočtům, které budou studenti nejvíce používat v praxi, jako je určování stechiometrického vzorce sloučenin a výpočty podle něho, sestavování chemických, zvláště oxidačně-redukčních rovnic, výpočty podle chemických rovnic, příprava roztoků a vyjadřování jejich koncentrace, výpočty za použití zákonů pro ideální plyn.

Druhou skupinu tvoří příklady z některých částí obecné a fyzikální chemie; týkají se hlavně elektrochemie, chemické rovnováhy, elektrolytické disociace, produktu rozpustnosti. Protože se tyto kapitoly podrobně probírají v přednáškách fyzikální chemie a chemie analytické ve vyšších semestrech a procvičují se v příslušných cvičeních, uvádíme zde hlavně příklady ukázkové a podrobně řešené. Posluchač se má na nich naučit základům výpočtu a jsou doplňkem přednášek. Proto také počet příkladů zadaných k samostatnému řešení není zde velký; avšak i tak bude posluchač moci některých výpočtů využít již v prvním ročníku při práci v chemické laboratoři a především získá určitý základ pro počítání příkladů z předmětu dalších semestrů.

Třetí skupina příkladů, zařazených jako 2. část této sbírky, je zaměřena na popis chemické vazby a využívá některých zjednodušených semiempirických a empirických pravidel, založených na představách kvantové chemie. Je určena především pro studenty s hlubším zájmem o studium chemie.

Vzhledem k usnesení vlády ČSSR ze dne 17. ledna 1974 (O zavádění mezinárodní soustavy jednotek v československém národním hospodářství) a vydání nové normy ČSN 01 1300 bylo nutné nejen zcela přepracovat celý fond příkladů, nýbrž i změnit koncepci některých částí naší příručky.

Je naší milou povinností poděkovat všem, kteří přispěli jak k uskutečnění předchozích vydání, tak i k přípravě tohoto vydání naší příručky. Především děkujeme doc. Ing. Jiřímu Nebovidskému z katedry anorganické chemie Vysoké školy chemickotechnologické v Praze, který se značně podílel na vzniku prvního vydání této sbírky příkladů, prof. Dr. Ing. Jiřímu Klikorkovi, laureátu státní ceny KG, vedoucímu katedry anorganické chemie VŠCHT v Pardubicích, z jehož podnětu naše příručka vznikla, a všem, kdo přispěli cennými připomínkami v předchozích vydáních i při přípravě tohoto nového vydání, zvláště prof. Ing. Jánů Gažovi, DrSc., členu-korespondentu ČSAV a SAV, laureátu státní ceny KG, vedoucímu katedry anorganické chemie SVŠT v Bratislavě, Ing. Jiřímu Chlebnému, CSc., z VŠCHT v Pardubicích, doc. RNDr. Jiřímu Vacíkovi, DrSc., z katedry fyzikální chemie přírodovědecké fakulty KU v Praze a Ing. Vratislavu Flemrovi, CSc., z katedry anorganické chemie Vysoké školy chemickotechnologické v Praze.

V Praze v září 1979

*Autoři*

## POZNÁMKA K POUŽITÍ MEZINÁRODNÍ SOUSTAVĚ JEDNOTEK SI

Ve všech technicky vyspělých státech je zaváděna Mezinárodní soustava jednotek SI. Zvláště v zemích RVHP je tato akce konkretizována nejen obsahově, ale i termínově. Časový interval určený k zavádění jednotek SI byl stanoven od 1. 1. 1975 do 31. 12. 1979. Od 1. 1. 1980 má být proto používáno pouze jednotek SI soustavy při trvalém ponechání některých jednotek vedlejších.

Nejdříve objasnění základních pojmů veličina a jednotka. *Veličinou* rozumíme pojem, kterým lze kvantitativně a kvalitativně popsat jevy, stavy a vlastnosti různých materiálních objektů. *Jednotka* je zvolená a definičně stanovená veličina určitého druhu, sloužící k porovnávání veličin stejného druhu.

Roku 1960 bylo přijato 6 základních jednotek SI soustavy, sedmá (mol) byla doplněna roku 1971. V současné době máme tedy sedm *základních jednotek* pro sedm základních veličin. V přehledu jsou uvedeny v tabulce:

Veličina — název	Základní jednotka	
	název	značka
délka	metr	m
hmotnost	kilogram	kg
čas	sekunda	s
elektrický proud	ampér	A
termodynamická teplota	kelvin	K
látkové množství	mol	mol
svítivost	kandela	cd

Základními jednotkami jsou nazývány proto, že jsou základem jisté soustavy jednotek a nejsou definovány pomocí jednotek jiných. Všechny ostatní jednotky, definované pomocí jednotek základních, jsou jednotky hlavní a slouží k vyjadřování odpovídajících veličin. Hlavní jednotkou např. délky, hmotnosti a teploty je metr, kilogram a kelvin, které jsou současně v SI soustavě jednotkami základními. Pro vlastní veličinu (např. délku, hmotnost) je základní jednotka (metr, kilogram) jednotkou hlavní. Hlavní jednotkou např. tlaku, energie je pascal, joule, které jsou v soustavě SI jednotkami odvozenými.

Vedle základních jednotek máme ještě *jednotky doplňkové*, a to pro rovinný úhel hlavní jednotku radián (značka rad) a pro prostorový úhel hlavní jednotku steridián



(značka sr). Doplnková jednotka je hlavní jednotka veličiny, která nebyla v soustavě SI zařazena ani mezi základní jednotky, ani mezi jednotky odvozené.

V SI soustavě jsou zahrnuty dále *jednotky odvozené*. Jejich počet není omezen a jsou to všechny hlavní jednotky odvozených veličin. Jako příklad uvedeme hustotu v  $\text{kg m}^{-3}$ , objem v  $\text{m}^3$ , molární hmotnost v  $\text{kg mol}^{-1}$ , tlak v Pa ( $\text{Nm}^{-2}$ ) a další. Všechny tyto jednotky tvoří soustavu SI.

Od hlavních jednotek jsou odvozeny *jednotky násobné a dílčí* a vyjadřujeme je pomocí předpon uvedených v tabulce.

#### Tvoření násobků a dílů jednotek pomocí předpon

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

Kilogram však není násobnou jednotkou, i když má ve svém názvu i ve své značce předponu kilo (k). Je to hlavní jednotka pro hmotnost a v soustavě SI jednotka základní. Není však jednotkou výchozí, protože výchozí jednotkou pro odvozování dalších násobných a dílčích jednotek hmotnosti je gram, který je však současně jednotkou dílčí.

*Jednoduchá jednotka* je tvořena jedinou základní (resp. doplňkovou, resp. odvozenou jednotkou se samostatným názvem) jednotkou v libovolné mocnině.

*Složená jednotka* je tvořena dvěma nebo více základními (resp. doplňkovými, resp. odvozenými se samostatným názvem) jednotkami.

Kromě soustavy SI byly ponechány v trvalém užívání jednotky do SI nepatřící, které jsou označovány jako *jednotky vedlejší*. Jsou to jednotky

pro stanovení času: minuta (min), hodina (h) a den (d),

pro rovinný úhel: úhlový stupeň ( $^\circ$ ), úhlová minuta ( $'$ ), úhlová vteřina ( $''$ ),

pro objem: litr (l), 1 litr je roven přesně  $1 \text{ dm}^3$ ,

pro hmotnost: tuna (t),

pro teplotu i rozdíl teplot: Celsiův stupeň ( $^\circ\text{C}$ ).

Používání všech ostatních jednotek je po 1. 1. 1980 zakázané. Uvedme některé z nich: angström, hektar, ar, pond, kilopond, torr, bar, milimetr vodního i rtuťového sloupce, atmosféra technická (at) i fyzikální (atm), kalorie, cent, karát, erg, dyn, mikron a další.

V této sbírce příkladů bylo použito hlavních jednotek při výkladu úvodních částí jednotlivých kapitol. V chemické praxi se však pracuje velmi často s odlišným

množstvím látky, a proto byla snaha procvičit používání dílů i násobků jednotek SI.

Výjimku tvoří molární koncentrace, kde hlavní jednotka v  $\text{mol m}^{-3}$  by byla v běžném užívání zcela nevhodná. Bylo proto použito obvyklé dílčí jednotky  $\text{mol dm}^{-3}$ .

Je samozřejmým požadavkem, že při použití rovnic, kde při výpočtu je použito konstanty vypočítané dosazením hodnot vyjádřených v základních jednotkách SI (např. plynová konstanta ve stavové rovnici pro ideální plyn), se pochopitelně všechny veličiny musí dosazovat také v těchto základních jednotkách.

V řadě kapitol se ukázalo nezbytné vyjádřit některé veličiny jako hodnoty relativní. *Relativní veličiny* udávají, kolikrát je daná veličina větší než veličina určená jako standardní. Dostáváme tak veličiny bezrozměrné a odpadá mnoho starostí a komplikací. Relativní molekulové či atomové hmotnosti se používalo již odedávna a neznamená nic jiného než hmotnost určité entity vztažené na dvanáctinu hmotnosti atomu uhlíku  $^{12}\text{C}$  jako standardu. Za relativní veličinu můžeme považovat i veličinu  $\nu$ , která udává počet elementárních nábojů nesených částicí. Zde  $\nu = Q/Q_e$ , kde  $Q$  je náboj částice a  $Q_e$  je náboj elektronu. Rovněž při výpočtu rovnovážných konstant bylo nezbytné použít relativních koncentrací nebo relativních parciálních tlaků. Za standardní koncentraci byla zvolena  $c^\circ = 1 \text{ mol dm}^{-3}$  a za standardní tlak  $p^\circ = 101\,325 \text{ Pa}$ .



# ČÁST 1

## 1.1 HMOTNOST ATOMŮ A MOLEKUL

Výzkumy novodobé experimentální fyziky bylo zjištěno, že struktura atomových jader je mnohem složitější, než vystihoval dosavadní výklad pomocí elementárních částic hmoty, elektronů, protonů, neutronů atd. Pro názornost a snadné pochopení některých základních jevů je ovšem tento model stále nejúčelnější, nejpřístupnější a velmi dobře použitelný.

*Atomové* (protonové) *číslo* (symbol  $Z$ ) je dáno počtem protonů v jádře atomů daného prvku. Je to číslo, které udává, kolika elementárním nábojům se rovná celkový kladný náboj daného jádra. Elektrický náboj jader je celistvým násobkem *elementárního náboje*  $e$ :

$$e = (1,602\ 1892 \pm 0,000\ 0046) \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Atomové číslo  $Z$  je definováno takto:

$$Z = \frac{Q}{e} \quad (1.1)$$

kde  $Q$  je náboj jádra,

$e$  — elementární náboj.

Atomovým číslem je určen počet kladných elementárních nábojů v jádře  $a$  u atomu ve stavu elektroneutrálním i celkový počet elektronů. Elektrony (symbol  $e^-$ ) jsou částice nesoucí záporný elementární náboj. Kompenzují kladné náboje v jádře a atom se navenek jeví jako elektroneutrální. Atomovým číslem je dáno pořadové číslo prvku, jeho postavení v Mendělejevově periodické soustavě, a prvek je tím také jednoznačně určen. Potřebujeme-li je zaznamenat, zapisujeme atomové číslo vlevo dole u symbolu prvku (např.  ${}_6\text{C}$ ).

Atomová jádra prvků obsahují také neutrony, tj. elektricky neutrální částice, které mají prakticky stejnou hmotnost jako protony. Počet neutronů bývá označován jako *neutronové číslo*.

Protony a neutrony se nazývají nukleony a jejich součet vyjadřuje *hmotnostní* (nukleonové) *číslo* (symbol  $A$ ) daného prvku. Zapisuje se do indexu vlevo nahoře (např.  ${}^{12}_6\text{C}$ ).

Látka tvořená souborem atomů zcela totožných, se stejným atomovým i hmotnostním číslem, se označuje názvem *nuklid*. Nuklidem je tedy např. soubor atomů  ${}^{12}_6\text{C}$  nebo  ${}^{18}_8\text{O}$  aj.

Látka složená z atomů se stejným atomovým číslem se nazývá *prvek*. V hmotnostním čísle se atomy prvku mohou, ale nemusí lišit. V druhém případě jde

o látku monoizotopickou, tj. tvořenou jen jedním nuklidem. Jako příklad monoizotopických prvků lze uvést beryllium, fluor, sodík, hliník, skandium, zlato aj. Prvek může být složen i z více druhů nuklidů, které nazýváme *izotopy*. Kyslík jako prvek je tvořen třemi izotopy,  $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{17}_8\text{O}$  a  $^{18}_8\text{O}$ , v různém molárním zastoupení jednotlivých izotopů. Přírodní uhlík se skládá ze dvou izotopů,  $^{12}_6\text{C}$  a  $^{13}_6\text{C}$ . *Izobary* mají stejná hmotnostní čísla, ale různá čísla atomová, jde tedy o různé prvky, např.  $^{40}_{19}\text{K}$  a  $^{40}_{20}\text{Ca}$ .

*Hmotnost atomu* určitého chemického prvku (resp. jeho některého izotopu) je hodnota jeho klidové hmotnosti. Označuje se jako  $^1m(\frac{A}{Z}\text{X})$  a vyjadřuje se v souladu s požadavky SI soustavy v kilogramech. Indexem 1 vlevo nahoře u symbolu  $m$  je zdůrazněno, že jde o hmotnost jednoho atomu. Nejmenší hmotnost má atom vodíku, resp. izotop  $^1\text{H}$ , a to

$$\begin{aligned} ^1m(^1_1\text{H}) &= 1,673\,55 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ ^1m(^{12}_6\text{C}) &= 1,992\,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \\ ^1m(^{197}_{79}\text{Au}) &= 3,270\,76 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \end{aligned}$$

S tak malými číselnými hodnotami by se špatně pracovalo a navíc jsou nepřehledné. Byly proto hmotnosti atomů vztaheny k určitému základu a tím je *atomová hmotnostní jednotka*, označovaná symbolem  $u$ . Je to vedlejší hmotnostní jednotka soustavy SI a je definována jako 1/12 hmotnosti atomu nuklidu  $^{12}_6\text{C}$ .

$$m_u = \frac{1}{12} ^1m(^{12}_6\text{C}) \quad [m_u] = \text{kg} \quad (1.2)$$

kde  $m_u$  je hmotnost uhlíkového standardu (atomové hmotnostní jednotky) v kilogramech a

$^1m(^{12}_6\text{C})$  — hmotnost jednoho atomu izotopu  $^{12}_6\text{C}$  v kilogramech.

Hodnota atomové hmotnostní jednotky není neměnná, její číselná hodnota je stále upřesňována. V závislosti na tom se mění i hodnota Avogadrovy konstanty. Podle nejnovějších měření je uváděna pro atomovou hmotnostní jednotku u tato hodnota v kilogramech:

$$1u = (1,660\,5655 \pm 0,000\,0086) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

a pro Avogadrovu konstantu

$$N_A = (6,022\,045 \pm 0,000\,031) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Avogadrovou konstantou je číselně vyjádřen počet atomů  $^{12}_6\text{C}$  v 0,012 kg izotopu  $^{12}_6\text{C}$ . Tuto skutečnost zapíšeme rovnicí pomocí atomové hmotnostní jednotky.

$$N_A = \frac{0,012}{^1m(^{12}_6\text{C})} = \frac{1}{m_u} \cdot 10^{-3} \quad [N_A] = \frac{\text{kg mol}^{-1}}{\text{kg}} = \text{mol}^{-1} \quad (1.3)$$

Vyjádríme-li z tohoto vztahu hmotnost uhlíkového standardu, pak

$$m_u = \frac{1}{N_A} \cdot 10^{-3} \quad [m_u] = \frac{\text{kg mol}^{-1}}{\text{mol}^{-1}} = \text{kg} \quad (1.4)$$

Porovnáním s uhlíkovým standardem vyjadřujeme hmotnosti jednotlivých nuklidů v atomových hmotnostních jednotkách, např.

$$\begin{aligned} {}^1m({}_1^1\text{H}) &= 1,007\ 82\ \text{u} \\ {}^1m({}_1^2\text{H}) &= 2,014\ 10\ \text{u} \\ {}^1m({}_2^4\text{He}) &= 4,002\ 60\ \text{u} \end{aligned}$$

Z předchozích příkladů je zřejmé, že atomová hmotnost může být vyjádřena buď v kilogramech, nebo v atomových hmotnostních jednotkách. Existuje však ještě třetí možnost, a to relativního vyjádření. Vystihujeme tak hmotnost atomu nepojmenovaným číslem, které udává, kolikrát je hmotnost daného atomu větší než  $1/12$  atomu  ${}^{12}\text{C}$ , tj. než atomová hmotnostní jednotka. Toto číslo se nazývá *relativní hmotností atomu* a je označeno symbolem  $M_r({}_Z^AX)$ .

$$M_r({}_Z^AX) = \frac{{}^1m({}_Z^AX)}{m_u} \quad [M_r({}_Z^AX)] = \frac{\text{kg}}{\text{kg}} \quad (1.5)$$

Hmotnosti nuklidů vodíku a uhlíku, vyjádřené tímto způsobem, budou nabývat hodnot číselně shodných s vyjádřením pomocí atomových hmotnostních jednotek.

$$\begin{aligned} M_r({}_1^1\text{H}) &= 1,007\ 82 \\ M_r({}_1^2\text{H}) &= 2,014\ 10 \\ M_r({}_6^{12}\text{C}) &= 12,000\ 00 \end{aligned}$$

Většina chemických prvků se skládá ze dvou nebo více izotopů, a to v poměru, který bývá vždy stejný, jak ve volném prvku, tak i ve sloučeninách, bez ohledu na přírodní zdroj. Pro přírodní směs izotopů jednoho prvku užíváme fiktivní hodnoty, střední relativní atomové hmotnosti  $\bar{M}_r({}_Z\text{X})$ , která je určena jako aritmetický průměr relativních hmotností jednotlivých izotopů v jejich poměrném zastoupení v přírodní směsi.

$$\bar{M}_r({}_Z\text{X}) = \sum_i M_r({}_Z^i\text{X}) x({}_Z^i\text{X}) \quad (1.6)$$

kde  $M_r({}_Z^i\text{X})$  je relativní hmotnost  $i$ -tého nuklidu daného prvku  ${}_Z\text{X}$ ,  
 $x({}_Z^i\text{X})$  — molární zlomek určitého nuklidu v přírodní směsi prvku  ${}_Z\text{X}$ .

$$\bar{M}_r({}_Z\text{X}) = \frac{{}^1\bar{m}({}_Z\text{X})}{m_u} \quad (1.7)$$

kde  ${}^1\bar{m}({}_Z\text{X})$  je střední hmotnost atomu přírodní směsi prvků, vyjádřená v kilogramech.

Relativní hmotnosti izotopů vodíku v přírodní směsi jsou  $M_r({}_1^1\text{H}) = 1,007\ 82$  a  $M_r({}_1^2\text{H}) = 2,014\ 10$ . Zastoupení nuklidů  ${}^1\text{H}$  a  ${}^2\text{H}$  v procentovém vyjádření

molárních zlomků je 99,9855 % a 0,0145 %. Z toho vyplývá střední relativní hmotnost atomu vodíku  $\bar{M}_r({}_1\text{H}) = 1,007\,97$ .

Molární zlomek  $x({}_Z^i\text{X})$  je zde definován takto:

$$x({}_Z^i\text{X}) = \frac{N_{\text{B}}}{\sum_i N_i} \quad (1.8)$$

kde  $\sum_i N_i$  značí celkový počet atomů všech izotopů tvořících prvek,

$N_{\text{B}}$  — počet atomů zkoumaného izotopu.

Molární zlomek látky B udává, jakou část z celkového počtu atomů v soustavě představují atomy druhu B.

Molární zlomky určují relativní zastoupení jednotlivých druhů entit \*) a velmi často se vyjadřují v procentech. Procentem nazýváme jednu setinu celku a označujeme ji symbolem %,  $0,01 = 1\%$ . Procento má povahu zvláštní jednotky bezrozměrné veličiny zvané podíl a představuje setinu nejpřirozenější jednotky vůbec, nepojmenované jedničky.

Skutečná hmotnost atomu přírodní směsi uhlíku, který je složen z izotopů  ${}_{6}^{12}\text{C}$  a  ${}_{6}^{13}\text{C}$ , je

$${}^1\bar{m}({}_6\text{C}) = 19,945\,30 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 12,011\,15 \text{ u}$$

a střední relativní hmotnost atomu uhlíku

$$\bar{M}_r({}_6\text{C}) = 12,011\,15$$

Je to hodnota hmotnosti atomu přírodního uhlíku, který obsahuje izotopy  ${}^{12}\text{C}$  a  ${}^{13}\text{C}$  v poměru molárních zlomků jednotlivých nuklidů 98,892 %  ${}^{12}\text{C}$  a 1,108 %  ${}^{13}\text{C}$ .

*Střední relativní atomová hmotnost prvku*  $\bar{M}_r(\text{X})$  je číslo nepojmenované, které určuje, kolikrát je střední hmotnost atomů, přítomných v přirozené izotopické směsi daného prvku, větší než  $1/12$  hmotnosti atomu  ${}^{12}\text{C}$ . Střední relativní atomová hmotnost a atomové číslo jsou dvě důležité kvantitativní charakteristiky prvků. Střední relativní atomové hmotnosti, na rozdíl od atomových čísel, však podléhají změnám v důsledku zpřesňování hodnot závislých na přesnosti měřicích metod.

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

$$\bar{M}_r(\text{M}) = \frac{{}^1\bar{m}(\text{M})}{m_{\text{u}}} = \sum \bar{M}_r(\text{X}) \quad (1.9)$$

\*) Entita je zde užita v obecnějším pojetí, tj. ve významu jedince s určitými a přesně definovanými vlastnostmi. Podrobněji viz kapitola 1.2.

U sloučenin, které nejsou složeny z molekul, např. u chloridu sodného, pokládáme za střední relativní molekulovou hmotnost součet středních relativních hmotností všech atomů v jedné vzorcové jednotce, v našem příkladě NaCl.

Hlavní jednotkou pro stanovení hmotnosti molekul je kilogram, který je základní jednotkou v soustavě SI. K vyjádření hmotnosti je možno použít také jednotky gram (výchozí jednotky), která je z hlediska posloupnosti jednotek veličin téhož druhu jednotkou dílčí. Méně obvyklé v chemii je používání atomové hmotnostní jednotky, zato velmi časté je vyjadřování hmotnosti atomů či molekul pomocí hodnot relativních.

V dalším textu nebude většinou při používání relativních atomových i molekulových hmotností  $M_r(X)$  a  $M_r(M)$  zdůrazňováno, že jde o jejich střední hodnoty a pokud nebude uvedeno jinak, pak se předpokládá, že u polyizotopických prvků jde o prvky vyskytující se v přírodě, tedy o konstantní směsi jejich izotopů.

Příklad výpočtu relativní molekulové hmotnosti uhličitanu vápenatého  $M_r(\text{CaCO}_3)$ :

$$M_r(\text{CaCO}_3) = M_r(\text{Ca}) + M_r(\text{C}) + 3M_r(\text{O}) = 40,08 + 12,01 + 3 \cdot 16,00 = \\ = 100,09$$

Podobně můžeme při výpočtu relativní molekulové hmotnosti postupovat i u sloučenin, jejichž molekula má odlišný vzorec molekulový a empirický, např. u oxidu fosforečného  $\text{P}_2\text{O}_5$ , jehož molekula má skutečné složení  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .

U většiny molekul může být poměr atomů vyjádřen celými, většinou malými čísly. Ale není tomu tak v případě *sloučenin nestechiometrických*, např. u oxidu  $\text{W}_{10}\text{O}_{29}$  (s oblastí homogenity  $\text{WO}_{2,92}$  do  $\text{WO}_{2,98}$ ).

### Příklad 1\*)

Relativní atomová hmotnost skandia  $M_r(\text{Sc}) = 44,956$ . Vypočítejte hmotnost jednoho atomu přírodního skandia (je monoizotopické).

*Řešení:* Relativní atomovou hmotnost skandia vyjádříme rovnicí (1.5):

$$M_r(\text{Sc}) = \frac{{}^1m(\text{Sc})}{m_u}$$

Hmotnost jednoho atomu skandia  ${}^1m(\text{Sc})$  je rovna součinu relativní atomové hmotnosti prvku a atomové hmotnostní jednotky.

$${}^1m(\text{Sc}) = M_r(\text{Sc})m_u = 44,956 \cdot 1,660\,56 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$${}^1m(\text{Sc}) = 7,4652 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Hmotnost jednoho atomu skandia je  $7,4652 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$ .

\*) V následujících příkladech, není-li uvedeno jinak, jsou míněny prvky vyskytující se v přírodě tedy u polyizotopických prvků jde o konstantní směsi jejich izotopů.



## Příklad 2

Klidová hmotnost atomu jistého prvku je  $9,2737 \cdot 10^{-26}$  kg. Určete jeho relativní atomovou hmotnost a zjistěte z tabelovaných hodnot, o který prvek jde.

*Řešení:* Relativní atomovou hmotnost prvku vypočítáme ze vztahu (1.5)

$$M_r(\text{X}) = \frac{{}^1m(\text{X})}{m_u}$$

Do rovnice dosadíme

$$M_r(\text{X}) = \frac{9,2737 \cdot 10^{-26}}{1,66056 \cdot 10^{-27}} = 55,847$$

Relativní atomová hmotnost neznámého prvku je 55,847. Z tabelovaných hodnot relativních atomových hmotností zjistíme, že neznámý prvek je železo.

## Příklad 3

Uhlík vyskytující se v přírodě je tvořen dvěma stabilními izotopy,  ${}^{12}\text{C}$  a  ${}^{13}\text{C}$ . Složení přírodní směsi, vyjádřené molárními zlomky, je 98,892 % nuklidu  ${}^{12}\text{C}$  a 1,108 % nuklidu  ${}^{13}\text{C}$ . Střední relativní atomová hmotnost prvku uhlíku  $\bar{M}_r({}_6\text{C}) = 12,01115$ ; vypočítejte relativní atomovou hmotnost izotopu  ${}^{13}\text{C}$ .

*Řešení:* Relativní atomovou hmotnost izotopu  ${}^{12}\text{C}$  známe; byla vzata za základ pro výpočet atomové hmotnostní jednotky, její hodnota je přesně 12,00000. K řešení použijeme vztah (1.6)

$$\bar{M}_r({}_Z\text{X}) = \sum M_r({}_Z^i\text{X}) x({}_Z^i\text{X})$$

Sestavíme rovnici pro přírodní uhlík.

$$\bar{M}_r({}_6\text{C}) = M_r({}_6^{12}\text{C}) x({}_6^{12}\text{C}) + M_r({}_6^{13}\text{C}) x({}_6^{13}\text{C})$$

Do vztahu dosadíme relativní atomové hmotnosti a zastoupení jednotlivých zotopů v molárních zlomcích.

$$12,01115 = 12,00000 \cdot 0,98892 + M_r({}_6^{13}\text{C}) \cdot 0,01108$$

Vyjádríme relativní atomovou hmotnost nuklidu  ${}^{13}\text{C}$ .

$$M_r({}_6^{13}\text{C}) = \frac{12,01115 - 11,86704}{0,01108} = \frac{0,14411}{0,01108}$$

$$M_r({}_6^{13}\text{C}) = 13,00632$$

Relativní atomová hmotnost izotopu  ${}^{13}\text{C}$  je 13,00632.

## Příklad 4

Přírodní dusík je směs dvou izotopů,  ${}^{14}\text{N}$  a  ${}^{15}\text{N}$ , o atomových hmotnostech  ${}^1m({}_7^{14}\text{N}) = 14,00307$  u a  ${}^1m({}_7^{15}\text{N}) = 15,00011$  u. Vyjádřete zastoupení jednotlivých izotopů v přírodním dusíku molárními zlomky, víte-li, že střední atomová hmotnost dusíku  ${}^1\bar{m}({}_7\text{N}) = 14,0067$  u.

**Řešení:** Použijeme vztah pro výpočet průměrné relativní hmotnosti prvku z předchozího příkladu a sestavíme rovnici:

$$\bar{M}_r({}_7\text{N}) = M_r({}^{14}_7\text{N})x({}^{14}_7\text{N}) + M_r({}^{15}_7\text{N})x({}^{15}_7\text{N})$$

Dosadíme do rovnice a molární zlomky izotopů dusíku vyjádříme pomocí neznámých  $x$ ,  $y$ . Dále řešíme rovnicemi o dvou neznámých.

$$\begin{aligned} 14,0067 &= 14,003\ 07x + 15,000\ 11y \\ \frac{1}{14,0067} &= \frac{x}{14,003\ 07} + \frac{y}{15,000\ 11} \\ 14,0067 &= 14,003\ 07 \cdot (1 - y) + 15,000\ 11y \\ y &= \frac{0,003\ 63}{0,997\ 04} = 0,003\ 64 = 0,364\ \% \text{ } {}^{15}_7\text{N} \\ x &= 100 - 0,364 = 99,636\ \% \text{ } {}^{14}_7\text{N} \end{aligned}$$

Složení přírodního dusíku v molárních zlomcích je 99,636 %  ${}^{14}_7\text{N}$  a 0,364 %  ${}^{15}_7\text{N}$ .

### Příklad 5

Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost manganistanu draselného.

**Řešení:** Sečtením relativních atomových hmotností všech prvků, z nichž je molekula složena, vypočítáme relativní molekulovou hmotnost:  $M_r(\text{K}) = 39,098$ ,  $M_r(\text{Mn}) = 54,938$ ,  $M_r(\text{O}) = 15,999$ .

$$\begin{aligned} M_r(\text{KMnO}_4) &= \sum M_r(\text{X}) \\ M_r(\text{KMnO}_4) &= M_r(\text{K}) + M_r(\text{Mn}) + 4M_r(\text{O}) \\ M_r(\text{KMnO}_4) &= 39,098 + 54,938 + 4 \cdot 15,999 = 158,032 \end{aligned}$$

Relativní molekulová hmotnost manganistanu draselného je 158,032.

### Příklad 6

Vypočítejte hmotnost atomu beryllia součtem hmotností elementárních částic, z nichž je vytvořen. Porovnejte tuto hodnotu s experimentálně zjištěnou hmotností atomu beryllia  ${}^1m(\text{Be}) = 9,012\ 18\ \text{u}$ . Beryllium je monoizotopické.

**Řešení:** Hmotnost jednoho atomu beryllia v kilogramech je

$${}^1m_4\text{Be} = 9,012\ 18 \cdot 1,660\ 56 \cdot 10^{-27} = 1,496\ 53 \cdot 10^{-26}\ \text{kg}$$

Experimentálně zjištěné klidové hmotnosti elementárních částic hmoty jsou podle nejnovějších údajů

$$\begin{aligned} m_e &= (9,109\ 534 \pm 0,000\ 047) \cdot 10^{-31}\ \text{kg} = (5,485\ 8026 \pm 0,000\ 0021) \cdot 10^{-4}\ \text{u} \\ m_p &= (1,672\ 6485 \pm 0,000\ 0086) \cdot 10^{-27}\ \text{kg} = (1,007\ 276\ 470 \pm 0,000\ 000\ 011)\ \text{u} \\ m_n &= (1,674\ 9543 \pm 0,000\ 0085) \cdot 10^{-27}\ \text{kg} = (1,008\ 665\ 012 \pm 0,000\ 000\ 037)\ \text{u} \end{aligned}$$

Atom beryllia obsahuje 4 protony, 5 neutronů, 4 elektrony a součtem jejich hmotností vypočítáme předpokládanou hmotnost nuklidu  ${}^9_4\text{Be}$ .

$${}^1m'(\text{Be}) = 4 \cdot 1,672\,65 \cdot 10^{-27} + 5 \cdot 1,674\,95 \cdot 10^{-27} + \\ + 4 \cdot 9,109\,5 \cdot 10^{-31} = 1,506\,899 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Hmotnost atomu vypočítaná součtem klidových hmotností elementárních částic je větší než hmotnost experimentálně nalezená. Tento rozdíl je označen jako hmotnostní schodek  $\Delta m$ .

$$\Delta m = {}^1m'(\text{Be}) - {}^1m(\text{Be}) = (1,506\,90 - 1,496\,53) \cdot 10^{-26} \text{ kg} \\ \Delta m = 1,037 \cdot 10^{-28} \text{ kg}$$

Hmotnostní schodek  $\Delta m = 1,037 \cdot 10^{-28} \text{ kg}$  se vysvětluje transformací části hmotnosti protonů a neutronů na energii vzájemné vazby těchto částic v jádře. Nejde o zánik hmoty, ale o změnu formy hmoty. V procesu vzniku atomového jádra z elementárních částic se uvolňuje energie, která přechází do okolí. Úbytek hmotnosti  $\Delta m$  a množství uvolňované energie  $\Delta E$  jsou si úměrné podle Einsteinova vztahu pro ekvivalenci hmotnosti a energie.

$$\Delta E = \Delta mc^2 \quad (1.10)$$

### Příklad 7

Vypočítejte, kolik energie se uvolní při vzniku jednoho atomu beryllia a jednoho gramu beryllia.

*Řešení:* Hmotnostní schodek  $\Delta m$  při vzniku jednoho atomu beryllia, vypočítaný v předchozím příkladě, dosadíme do Einsteinova vztahu

$$\Delta E = \Delta mc^2$$

Za  $c$  dosadíme rychlost světla ve vakuu:

$$c = (2,997\,924\,58 \pm 0,000\,000\,01) \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

Energii uvolněnou při vzniku jednoho atomu beryllia  $\Delta^1 E$  vypočítáme v joulech:

$$\Delta^1 E = 1,037 \cdot 10^{-28} \cdot (2,997\,92 \cdot 10^8)^2 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \\ \Delta^1 E = 9,320\,06 \cdot 10^{-12} \text{ J}$$

Při vzniku jednoho atomu beryllia se uvolní  $9,320\,06 \cdot 10^{-12} \text{ J}$ . Počet atomů v jednom gramu beryllia zjistíme z úměry

$$\begin{array}{r} \text{V } 9,012\,18 \text{ g Be ... } 6,0220 \cdot 10^{23} \text{ atomů Be} \\ 1 \quad \quad \quad \text{g Be ... } x \\ \hline x = 6,6821 \cdot 10^{22} \text{ atomů Be} \end{array}$$

Vynásobením posledního údaje hodnotou  $9,320\ 06 \cdot 10^{-12}$  J zjistíme energii, uvolněnou při tvorbě jednoho gramu beryllia  $\Delta E_1$ .

$$\Delta E_1 = 9,320\ 06 \cdot 10^{-12} \cdot 6,6821 \cdot 10^{22} = 6,2278 \cdot 10^{11} \text{ J}$$

$$\Delta E_1 = 6,2278 \cdot 10^{11} \text{ J}$$

Vznikem jednoho gramu beryllia z elementárních částic hmoty se uvolní  $6,2278 \cdot 10^{11}$  J. Je to množství energie potřebné např. k ohřátí 1,5 Gg (1500 tun) vody z  $0^\circ\text{C}$  na  $100^\circ\text{C}$ .

### Příklad 8

Relativní atomová hmotnost zlata je  $M_r(\text{Au}) = 196,9665$ . Vypočítejte hmotnost jednoho atomu zlata (je monoizotopické) v kilogramech.

### Příklad 9

Střední relativní atomová hmotnost cínu  $\bar{M}_r(\text{Sn}) = 118,69$ . Cín je tvořen deseti izotopy. Vypočítejte průměrnou hmotnost připadající na 1 atom cínu.

### Příklad 10

Jistý prvek má klidovou hmotnost atomu  ${}^1m(\text{X}) = 2,206\ 98 \cdot 10^{-25}$  kg. Vypočítejte relativní atomovou hmotnost prvku a určete neznámý prvek.

### Příklad 11

Klidová hmotnost atomu jistého prvku je  $3,158 \cdot 10^{-25}$  kg. Zjistěte jeho relativní atomovou hmotnost a určete, který je to prvek.

### Příklad 12

Měď je směsí izotopů  ${}_{29}^{63}\text{Cu}$  a  ${}_{29}^{65}\text{Cu}$ . Hmotnosti atomů těchto izotopů vyjádřené v atomových hmotnostních jednotkách jsou  ${}^1m({}_{29}^{63}\text{Cu}) = 62,928$  u a  ${}^1m({}_{29}^{65}\text{Cu}) = 64,928$  u. Vyjádřete molárními zlomky obsah obou izotopů, je-li střední relativní atomová hmotnost mědi  $M_r(\text{Cu}) = 63,54$ .

### Příklad 13

Přírodní bor je směs izotopů  ${}^1_5\text{B}$  a  ${}^{11}_5\text{B}$  v molárním poměru 19,9 : 80,1. Hmotnosti atomů jednotlivých izotopů jsou  ${}^1m({}^1_5\text{B}) = 1,828\ 16 \cdot 10^{-27}$  kg a  ${}^1m({}^{10}_5\text{B}) = 1,662\ 72 \cdot 10^{-27}$  kg. Vypočítejte střední relativní atomovou hmotnost přírodního boru  $\bar{M}_r(\text{B})$ .

#### Příklad 14

Přírodní gallium je směs izotopů  ${}^{69}_{31}\text{Ga}$  a  ${}^{71}_{31}\text{Ga}$  o atomových hmotnostech 68,9257 u a 70,9248 u. Jednotlivé izotopy jsou zastoupeny v molárních zlomcích takto: nuklidu  ${}^{69}_{31}\text{Ga}$  je 60,5 % a nuklidu  ${}^{71}_{31}\text{Ga}$  je 39,5 %. Vypočítejte střední relativní atomovou hmotnost přírodního gallia.

#### Příklad 15

Přírodní lithium je směs dvou izotopů,  ${}^6_3\text{Li}$  a  ${}^7_3\text{Li}$ , se zastoupením jednotlivých nuklidů vyjádřeným molárními zlomky:  $x({}^6_3\text{Li}) = 0,0798$  a  $x({}^7_3\text{Li}) = 0,9202$ . Vypočítejte hmotnost atomu izotopu  ${}^1m({}^7_3\text{Li})$ , znáte-li hmotnost atomu druhého izotopu  ${}^1m({}^6_3\text{Li}) = 6,023$  u a střední atomovou hmotnost lithia  ${}^1\bar{m}(\text{Li}) = 6,941$  u

#### Příklad 16

Kolik atomů  ${}^{13}_6\text{C}$  připadá v přírodním uhlíku na jeden atom  ${}^{12}_6\text{C}$ , jestliže procentové vyjádření molárních zlomků izotopu  ${}^{12}_6\text{C}$  je 98,892 % a izotopu  ${}^{13}_6\text{C}$  je 1,108 %?

#### Příklad 17

Přírodní stříbro je směs izotopů  ${}^{107}_{47}\text{Ag}$  a  ${}^{109}_{47}\text{Ag}$  s nuklidovými hmotnostmi  ${}^1m({}^{107}_{47}\text{Ag}) = 1,775\,22 \cdot 10^{-25}$  kg a  ${}^1m({}^{109}_{47}\text{Ag}) = 1,808\,43 \cdot 10^{-25}$  kg. Zastoupení jednotlivých izotopů v molárních zlomcích je  $x({}^{107}_{47}\text{Ag}) = 51,35$  % a  $x({}^{109}_{47}\text{Ag}) = 48,65$  %. Jaký je hmotnostní poměr izotopů v přírodním stříbru?

#### Příklad 18

Chlor je směs izotopů  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  a  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ . Vyjádřete složení přírodního chloru v molárních zlomcích, jestliže víte, že na jeden atom nuklidu  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  připadá 3,0650 atomů nuklidu  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ .

#### Příklad 19

Přírodní křemík je směs tří izotopů. Složení směsi vyjádřené molárními zlomky je  $x({}^{28}_{14}\text{Si}) = 92,28$  %,  $x({}^{29}_{14}\text{Si}) = 4,67$  % a  $x({}^{30}_{14}\text{Si}) = 3,05$  %. Kolik atomů izotopu  ${}^{30}_{14}\text{Si}$  je v jednom gramu přírodního křemíku?

#### Příklad 20

Vypočítejte součtem relativních atomových hmotností relativní molekulovou hmotnost

- a) trihydrátu chloristanu barnatého,
- b) dodekahydrátu bis(síranu) draselno-chromitého,
- c) trihydrátu hexakvanoželeznatanu tetradraselného,
- d) trihydrátu difosforečnanu tetradraselného.

### Příklad 21

Určete relativní molekulovou hmotnost a)  $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}\cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , b)  $(\text{NH}_4)_6\text{W}_7\text{O}_{24}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

### Příklad 22

Vypočítejte izotopické složení přírodní směsi vodíku, jestliže znáte střední relativní atomovou hmotnost vodíku  $\bar{M}_r(\text{H}) = 1,007\,97$  a relativní atomové hmotnosti obou izotopů,  $M_r({}_1^1\text{H}) = 1,007\,82$  a  $M_r({}_1^2\text{H}) = 2,014\,10$ .

### Příklad 23

Vypočítejte hmotnostní schodek  $\Delta m$  v kilogramech u nuklidu helia, jestliže znáte jeho relativní atomovou hmotnost  $M_r({}_2^4\text{He}) = 4,002\,60$ .

### Příklad 24

Vypočítejte energii v joulech, která se uvolní při vzniku a) 1 atomu izotopu helia  ${}_2^4\text{He}$ , b) 1 g téhož nuklidu z elementárních částic hmoty.

### Příklad 25

Jak velký bude hmotnostní schodek při vzniku jednoho atomu fluoru z elementárních částic hmoty? Fluor je prvek monoizotopický. Relativní atomová hmotnost fluoru je  $M_r({}_9^{19}\text{F}) = 18,998\,40$ . Jaké množství energie se uvolní při vzniku jednoho gramu fluoru?

### Příklad 26

Částečnou oxidací zinku se zvýšila jeho hmotnost z 10 g na 10,489 g. Vypočítejte, kolik atomů volného zinku připadá na jednu molekulu oxidu zinečnatého?

### Příklad 27

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 gramů.

### Příklad 28

Atomový poloměr cesia je 28,8 nm. Vypočítejte, jak dlouhý by byl řetězec vzájemně se dotýkajících atomů cesia obsažených v jednom mikrogramu čistého kovu ( $1 \mu\text{g} = 1 \cdot 10^{-6} \text{ g}$ ).

### Příklad 29

V arsenidu inditém jsou arsen a indium zastoupeny v atomovém poměru 1 : 1. Vydeme-li z hmotnosti jednoho gramu u každého z prvků a připravíme-li z nich produkt s maximálním výtěžkem, který prvek bude v přebytku? Jaký počet jeho atomů zůstane nesloučen a jaké hmotnosti v gramech bude toto množství odpovídat?

### Příklad 30

Termickým rozkladem uhličitanu vápenatého poklesla jeho hmotnost přesně o pětinu. Jaký počet ze sta molekul uhličitanu vápenatého byl rozložen na oxid vápenatý a oxid uhličitý? Obsah oxidu vápenatého ve výsledném vzorku vyjádřete molárním zlomkem.

## 1.2 LÁTKOVÉ MNOŽSTVÍ

Látky z hlediska kvantitativního vyjádření můžeme vzájemně porovnávat na základě jejich hmotnosti, objemu nebo podle počtu elementárních entit, z nichž jsou složeny. Veličinou definovanou počtem entit je *látkové množství*. Roku 1971 byla do Mezinárodní soustavy jednotek (SI) zařazena sedmá jednotka – mol, jednotka látkového množství, veličiny umožňující jednoduše porovnávat různé látky z hlediska jejich chemické ekvivalence.

*Mol* (symbol mol) je látkové množství v systému, který obsahuje právě tolik elementárních jedinců (entit), kolik je atomů v 0,012 kg uhlíku  $^{12}\text{C}$ . Tento počet je vyjádřen číselně Avogadrovou konstantou  $N_A$ .

*Avogadrovu konstantu* (symbol  $N_A$ ) lze definovat jako číslo, které vyjadřuje, kolik atomů  $^{12}\text{C}$  je přítomno v přesně 0,012 kg izotopu  $^{12}\text{C}$

$$N_A = \frac{0,012}{1\text{m}(^{12}\text{C})} \quad [N_A] = \frac{\text{kg mol}^{-1}}{\text{kg}} = \text{mol}^{-1} \quad (2.1)$$

Podle posledních měření je hodnota Avogadrový konstanty

$$N_A = (6,022\ 045 \pm 0,000\ 031) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

V jednom molu libovolné látky je tedy vždy přítomno  $6,0220 \cdot 10^{23}$  elementárních, přesně definovaných entit, z nichž je látka složena. Definice molu sama o sobě

nic neříká o charakteru těchto základních jedinců, a proto musí být vždy a přesně specifikovány. Mohou jimi být atomy, molekuly, ionty, chemické ekvivalenty, elektrony, jiné částice nebo i přesně určená seskupení těchto částic.

Pro názornost je uvedeno několik příkladů:

1 mol N <sub>2</sub> má hmotnost	28,0134 g
1 mol N	14,0067 g
1 mol KMnO <sub>4</sub>	158,034 g
1 mol $\frac{1}{5}$ KMnO <sub>4</sub>	31,6067 g
1 mol Fe <sup>2+</sup>	55,847 g
1 mol CuZn	128,93 g
1 mol Fe <sub>0,91</sub> S	82,88 g
1 mol e <sup>-</sup>	5,485 80 · 10 <sup>-4</sup> g

1 mol vzduchu, směsi, jejíž složení vyjádřeno molárními zlomky je 78,09 % N<sub>2</sub>, 20,95 % O<sub>2</sub>, 0,93 % Ar a 0,03 % CO<sub>2</sub>, má hmotnost 28,964 g.

Z uvedených příkladů je zřejmé, že látkové množství a hmotnost jsou dvě různé veličiny, které se nesmějí zaměňovat. Rozdílnost obou se ujasní i z připojené tabulky:

Základní fyzikální veličina	Symbol veličiny	Jednotka SI	Symbol jednotky
Hmotnost	<i>m</i>	kilogram	kg
Látkové množství	<i>n</i>	mol	mol

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

*Molární hmotnost* (symbol *M*) je určena podílem hmotnosti *m* a látkového množství *n*.

$$M = \frac{m}{n} \quad [M] = \text{kg mol}^{-1} \quad (2.2)$$

Molární hmotnost vyjadřuje hmotnost látkového množství jednoho molu základních entit. Je to tedy úhrnná hmotnost elementárních jedinců v počtu číselně určeném Avogadrovou konstantou. I zde je zcela nezbytné přesně specifikovat elementární entitu, jejíž molární hmotnost je uvažována, a píšeme ji do závorek za symbol *M*.

„Molární hmotnost kyslíku“ je označení nepřesné, pokud nespecifikujeme, o jako entitu jde. Můžeme uvažovat molární hmotnost atomů kyslíku  $M(\text{O}) = 15,9994 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 15,9994 \text{ g mol}^{-1}$  nebo molární hmotnost kyslíku v molekulovém stavu  $M(\text{O}_2) = 31,9988 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 31,9988 \text{ g mol}^{-1}$ .

Molární hmotnost manganistanu draselného je

$$M(\text{KMnO}_4) = 158,034 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 158,034 \text{ g mol}^{-1}$$



Molární hmotnost  $\text{KMnO}_4/5$  (tj. chemického ekvivalentu pro oxidaci manganistanem draselným v kyselém prostředí) je

$$M\left(\frac{\text{KMnO}_4}{5}\right) = 31,6067 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 31,6067 \text{ g mol}^{-1}$$

V jednom molu  $\text{KMnO}_4$  i  $\text{KMnO}_4/5$  z předchozího příkladu je obsaženo vždy  $6,0220 \cdot 10^{23}$  elementárních entit. V prvním případě jsou to molekuly manganistanu draselného, ve druhém případě formální zlomky molekuly, zlomky označované jako *chemické ekvivalenty*\*) a platné jen pro určitou chemickou reakci.

Molární hmotnost vyjadřujeme v hlavních jednotkách SI soustavy, tj. v  $\text{kg mol}^{-1}$ . Používání těchto jednotek je zcela nezbytné při dosazování do rovnic, kde ostatní veličiny jsou uváděny v základních jednotkách (např. ve stavové rovnici pro ideální plyn). Při běžných výpočtech s molární hmotností, jak je z výše uvedených příkladů patrné, je jednodušší používat dílčí jednotky  $\text{g mol}^{-1}$ .

Závěrem je nezbytné určit vztah mezi molární hmotností přesně specifikované entity a relativní hmotností téže entity.

Molární hmotnost  $M(X)$  vyjadřuje, jak bylo již uvedeno, látkové množství jednoho molu základních entit ( $X$ ). Relativní hmotnost molekuly či jiné definované entity,  $M_r(X)$ , je definována (viz kapitola 1.1) jako číslo, které udává, kolikrát je hmotnost dané entity větší než  $1/12$  atomu  $^{12}_6\text{C}$ , tj. atomová hmotnostní jednotka  $m_u$ . Obě definice vyjádříme v rovnicích:

$$M(X) = {}^1m(X) N_A \quad [M(X)] = \text{kg mol}^{-1} \quad (2.3)$$

$$M_r(X) = \frac{{}^1m(X)}{m_u}, \quad [M_r(X)] = \frac{\text{kg}}{\text{kg}} \quad (2.4)$$

kde  ${}^1m(X)$  je hmotnost jedné (přesně definované) entity v kilogramech,

$N_A$  — Avogadrova konstanta v  $\text{mol}^{-1}$ ,

$m_u$  — atomová hmotnostní jednotka v kilogramech.

Avogadrovou konstantou je číselně vyjádřen počet atomů  $^{12}_6\text{C}$  v 0,012 kg izotopu  $^{12}_6\text{C}$ , tj. počet atomů v látkovém množství jeden mol (2.1).

$$N_A = \frac{0,012}{{}^1m(^{12}_6\text{C})} = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{m_u}, \quad [N_A] = \frac{\text{kg mol}^{-1}}{\text{kg}} = \text{mol}^{-1}$$

\*) *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. Dříve používaných pojmů jako valární hmotnost není již možno používat. Zcela obdobně není možno užívat valy jako jednotky pro látkové množství. Chceme-li však přece vyjádřit entitu  $\text{KMnO}_4/5$  jako chemický ekvivalent pro určitou reakci, pak je možno uvést, že jeden mol chemických ekvivalentů manganistanu draselného pro oxidaci v kyselém prostředí má hmotnost 31,6067 g, nebo molární hmotnost chemických ekvivalentů manganistanu draselného  $M\left(\frac{\text{KMnO}_4}{5}\right) = 31,6067 \text{ g mol}^{-1}$ .

Z rovnice vyjádříme hmotnost uhlíkového standardu

$$m_u = \frac{1}{N_A} \cdot 10^3, \quad [m_u] = \frac{\text{kg mol}^{-1}}{\text{mol}^{-1}} = \text{kg}$$

a dosadíme do rovnice (2.4).

$$\begin{aligned} M_r(\text{X}) &= \frac{{}^1m(\text{X})}{m_u} = {}^1m(\text{X}) N_A \cdot 10^3 & [M_r(\text{X})] &= \frac{\text{kg}}{\text{kg}} \\ M(\text{X}) &= {}^1m(\text{X}) N_A & [M(\text{X})] &= \text{kg mol}^{-1} \end{aligned} \quad (2.3)$$

Z rovnice (2.4) a (2.3) vyplývá, že relativní molekulová hmotnost je číselně  $10^3$ krát větší ve srovnání s molární hmotností uvedenou v základních jednotkách SI soustavy. Číselně je rovna molární hmotnosti vyjádřené v jednotce  $\text{g mol}^{-1}$ . Tuto skutečnost objasníme na následujících dvou příkladech.

Určete výpočtem molární hmotnost atomů vodíku  $M(\text{H})$ , molární hmotnost manganistanu draselného  $M(\text{KMnO}_4)$  a relativní hmotnosti odpovídajících entit  $M_r(\text{H})$  a  $M_r(\text{KMnO}_4)$ .

K výpočtu potřebujeme tyto údaje:

$$\begin{aligned} {}^1m(\text{H}) &= 1,67381 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ {}^1m(\text{KMnO}_4) &= 2,624\,28 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \\ N_A &= 6,0220 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ m_u &= 1,660\,56 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \end{aligned}$$

Molární hmotnosti vypočítáme podle vzorce (2.3).

$$M(\text{H}) = {}^1m(\text{H}) N_A = 1,673\,81 \cdot 10^{-27} \cdot 6,0220 \cdot 10^{23} \text{ kg mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}) = 1,007\,97 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 1,007\,97 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 2,624\,28 \cdot 10^{-25} \cdot 6,0220 \cdot 10^{23} = 0,158 \text{ kg mol}^{-1} = 158 \text{ g mol}^{-1}$$

Relativní molekulové hmotnosti odpovídajících entit vypočítáme dosazením do (2.4).

$$M_r(\text{H}) = \frac{{}^1m(\text{H})}{m_u} = \frac{1,673\,81 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,660\,56 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 1,007\,97$$

$$M_r(\text{H}) = {}^1m(\text{H}) N_A \cdot 10^3 = 1,673\,81 \cdot 10^{-27} \cdot 6,0220 \cdot 10^{23} \cdot 10^3 = 1,007\,97$$

$$M_r(\text{KMnO}_4) = \frac{{}^1m(\text{KMnO}_4)}{m_u} = \frac{2,624\,28 \cdot 10^{-25}}{1,660\,56 \cdot 10^{-27}} = 158,0$$

$$M_r(\text{KMnO}_4) = {}^1m(\text{KMnO}_4) N_A \cdot 10^3 = 2,624\,28 \cdot 10^{-25} \cdot 6,0220 \cdot 10^{23} \cdot 10^3 = 158,0$$

*Molární objem* (symbol  $V_m$ ) je určen podílem objemu  $V$  a látkového množství  $n$ :

$$V_m = \frac{V}{n}, \quad [V_m] = \frac{\text{m}^3}{\text{mol}} \quad (2.5)$$

Molární objem je objem, který zaujímá jeden mol dané látky za stanovených tlakových a teplotních podmínek.

*Standardní molární objem* (symbol  $V_m^\circ$ ) je přírodní konstanta plynoucí z Avogadrova zákona, která vyjadřuje, jaký objem zaujímá jeden mol ideálního plynu za standardních podmínek, tj. standardního tlaku  $p^\circ = 101\,325\text{ Pa}$  (přesně) a teploty  $T_0 = 273,15\text{ K}$ , nebo vyjádřeno ve stupnici Celsiově  $t_0 = 0\text{ }^\circ\text{C}$ .

$$V_m^\circ = (22,4136 \pm 0,0030) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$$

*Kelvin* (symbol K) je jednotkou termodynamické teploty a používá se také k vyjadřování teplotních intervalů nebo rozdílů. Kromě termodynamické teploty vyjadřované v kelvinech (značené  $T$ ) se používá Celsiovy teploty (značené  $t$ ), vyjadřované v Celsiových stupních ( $^\circ\text{C}$ ). Jednotka Celsiův stupeň se rovná jednotce kelvin. Celsiova teplota je definována rovnicí

$$t = T - T_0 \quad (2.6)$$

kde  $T_0$  je  $273,15\text{ K}$ .

*Hustota* nebo *měrná hmotnost* (symbol  $\rho$ ) udává hmotnost jednoho krychlového metru látky měřenou v kilogramech.

$$\rho = \frac{m}{V}, \quad [\rho] = \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \text{kg m}^{-3} \quad (2.7)$$

*Měrný objem* (symbol  $v$ ) udává objem v krychlových metrech jednoho kilogramu uvažované látky.

$$v = \frac{V}{m}, \quad [v] = \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} = \text{m}^3 \text{ kg}^{-1} \quad (2.8)$$

*Relativní (poměrná) hustota* nebo *hutnost* (symbol  $\rho_r$ ) je poměrná veličina vyjadřující hustotu dané látky  $\rho$  v poměru k hustotě srovnávací látky  $\rho_v$  při předepsaných podmínkách.

$$\rho_r = \frac{\rho}{\rho_v}, \quad [\rho_r] = \frac{\text{kg m}^{-3}}{\text{kg m}^{-3}} \quad (2.9)$$

Zcela obdobně vyjádříme relativní hustotu poměrem molární hmotnosti dané látky  $M$  k molární hmotnosti látky srovnávací  $M_v$ .

$$\rho_r = \frac{M}{M_v}, \quad [\rho_r] = \frac{\text{kg mol}^{-1}}{\text{kg mol}^{-1}} \quad (2.10)$$

Pro tuhé látky a kapaliny volíme za srovnávací látku zpravidla vodu se standardní hustotou  $\rho^\circ(\text{voda}) = 999,8\text{ kg m}^{-3}$  a pro plyny se za srovnávací látku užívá nejčastěji vzduch se standardní hustotou  $\rho^\circ(\text{vzduch}) = 1,292\text{ kg m}^{-3}$ . Molární hmotnost vzduchu je  $M(\text{vzduch}) = 28,964\text{ g mol}^{-1}$ .

*Standardní hustotou* (symbol  $\rho^\circ$ ) rozumíme hustotu měřenou za standardních podmínek (za standardního tlaku  $p^\circ = 101\,325\text{ Pa}$  a teploty  $T_0 = 273,15\text{ K}$ ).

*Při praktickém používání SI soustavy* počítáme nejen s jednotkami hlavními, ale používáme podle potřeby násobky i díly těchto jednotek. Volba vhodného násobku

nebo dílu jednotky SI má umožnit vyjádření číselné hodnoty veličiny v praktickém číselném rozsahu. Násobek nebo díl má být zvolen tak, aby číselná hodnota ležela v intervalu od 0,1 do 1000. Násobky (díly) jednotek SI se mohou u složených jednotek vyskytovat jak v čitateli, tak ve jmenovateli. Dáváme přednost takovým složeným jednotkám, kde je násobek (díl) jen na jednom místě. Násobky (díly) jsou přednostně stupňovány podle mocniny  $10^3$  ( $10^{-3}$ ).

V následující tabulce je uveden přehled doporučovaných násobků a dílů v knize zatím použitých základních a složených jednotek.

Veličina	Hlavní jednotka		Doporučované násobky a díly hlavní jednotky
	název	symbol	
Látkové množství	mol	mol	Mmol, kmol, $\mu$ mol
Hmotnost	kilogram	kg	Mg, g, mg, $\mu$ g
Objem	krychlový metr	$m^3$	$dm^3$ , $cm^3$ , $mm^3$
Molární hmotnost	kilogram na mol	$kg\ mol^{-1}$	$g\ mol^{-1}$
Hustota (měrná hmotnost)	kilogram na krychlový metr	$kg\ m^{-3}$	$Mg\ m^{-3}$ , $kg\ dm^{-3}$ , $g\ cm^{-3}$
Molární objem	krychlový metr na mol	$m^3\ mol^{-1}$	$dm^3\ mol^{-1}$

Závěrem je nutno se zmínit, že používání termínů jako „grammolekula“, „gramatom“, „gramion“, „gramekvivalent“ je nepřipustné.

### Příklad 1

Relativní atomová hmotnost arsenu je 74,9216. Vypočítejte hmotnost jednoho atomu přírodního arsenu (je monoizotopický) v kilogramech.

*Řešení:* Jeden mol arsenu má hmotnost 74,9216 g a obsahuje  $6,0220 \cdot 10^{23}$  atomů arsenu.

Hmotnost jednoho atomu

$${}^1m(\text{As}) = \frac{74,9216}{6,0220 \cdot 10^{23}} = 12,4413 \cdot 10^{-23}\ \text{g}$$

$${}^1m(\text{As}) = 1,244\ 13 \cdot 10^{-25}\ \text{kg}$$

Hmotnost jednoho atomu arsenu je  $1,244\ 13 \cdot 10^{-25}\ \text{kg}$ .

### Příklad 2

Vypočítejte, jakému látkovému množství a jaké hmotnosti odpovídá  $1 \cdot 10^{23}$  atomů zlata? Relativní atomová hmotnost zlata je  $M_r(\text{Au}) = 196,9665$ .

*Řešení:* Jeden mol zlata obsahuje  $6,0220 \cdot 10^{23}$  atomů zlata a má hmotnost 196,9665 g. Řešíme úměrou:

$$\begin{array}{r} 6,0220 \cdot 10^{23} \text{ atomů Au} \dots 1 \text{ mol Au} \dots 196,9665 \text{ g Au} \\ 1 \quad \cdot 10^{23} \text{ atomů Au} \dots x \quad \dots y \\ \hline x = \frac{1 \cdot 10^{23}}{6,0220 \cdot 10^{23}} = 0,1661 \text{ mol Au} \\ y = \frac{196,9665 \cdot 10^{23}}{6,0220 \cdot 10^{23}} = 32,708 \text{ g Au} \end{array}$$

$1 \cdot 10^{23}$  atomů zlata odpovídá látkovému množství 0,1661 mol a hmotnosti 32,708 g.

### Příklad 3

Určete hmotnost kyslíku připadající v oxidu uhličitém na 10 g uhlíku. Vypočítejte celkovou hmotnost oxidu uhličitého.

*Řešení:* V oxidu uhličitém připadají na jeden atom uhlíku dva atomy kyslíku, resp. vyjádřeno látkovým množstvím, na jeden mol uhlíku dva moly atomů kyslíku. Molární hmotnost atomů kyslíku je  $M(\text{O}) = 15,9994 \text{ g mol}^{-1}$  a uhlíku  $M(\text{C}) = 12,0112 \text{ g mol}^{-1}$ .

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol C} : 2 \text{ mol O} &= 12,0112 : 2 \cdot 15,9994 = 10 : x \\ x &= \frac{31,9988 \cdot 10}{12,0112} = 26,6408 \text{ g kyslíku} \\ m_{\text{celková}} &= 10 + 26,641 = 36,641 \text{ g CO}_2 \end{aligned}$$

Celkovou hmotnost oxidu uhličitého je možno vypočítat přímo touto úměrou ( $M(\text{CO}_2) = 44,010 \text{ g mol}^{-1}$ ):

$$\begin{array}{r} 12,0112 \text{ g uhlíku je obsaženo v } 44,010 \text{ g CO}_2 \\ 10 \quad \text{g} \quad \dots \quad y \\ \hline y = 36,641 \text{ g CO}_2 \end{array}$$

Oxid uhličitý má celkovou hmotnost 36,641 g a obsahuje 26,641 g kyslíku.

### Příklad 4

Vypočítejte, kolik atomů stříbra obsahuje jeden krychlový centimetr ryzího kovu. Molární hmotnost stříbra je  $M(\text{Ag}) = 107,868 \text{ g mol}^{-1}$  a hustota je  $\rho = 10,5 \text{ Mg m}^{-3}$ .

*Řešení:* Jeden mol stříbra má hmotnost 107,868 g a obsahuje  $6,0220 \cdot 10^{23}$  atomů stříbra. Hmotnost  $1 \text{ cm}^3$  je 10,5 g.

$$\begin{array}{r} 107,868 \text{ g Ag obsahuje } 6,0220 \cdot 10^{22} \text{ atomů} \\ 10,5 \text{ g} \quad \dots \quad x \\ \hline x = \frac{10,5 \cdot 6,0220 \cdot 10^{23}}{107,868} = 5,8619 \cdot 10^{22} \text{ atomů Ag} \end{array}$$

Jeden krychlový centimetr obsahuje  $5,8619 \cdot 10^{22}$  atomů stříbra.

### Příklad 5

Jakému látkovému množství v molech odpovídá oxid boritý o hmotnosti jednoho kilogramu? Kolik molekul  $B_2O_3$  toto množství obsahuje? (Ve skutečnosti je oxid boritý makromolekula a neobsahuje molekuly  $B_2O_3$ .) Vyjádřete látkové množství boru a kyslíku v molech.

**Řešení:** Molární hmotnost oxidu boritého je  $69,62 \text{ g mol}^{-1}$ . Příklad řešíme ze vztahu

$$\begin{array}{r} 69,62 \text{ g B}_2\text{O}_3 \dots 1 \text{ mol B}_2\text{O}_3 \dots 6,0220 \cdot 10^{23} \text{ molekul} \\ 1000 \text{ g} \quad \dots x \quad \dots y \\ \hline x = 14,3637 \text{ mol B}_2\text{O}_3 \\ y = 8,6498 \cdot 10^{24} \text{ molekul B}_2\text{O}_3 \end{array}$$

V kilogramové hmotnosti oxidu boritého bude  $2 \cdot 14,3637 \text{ mol}$  boru a  $3 \cdot 14,3637 \text{ mol}$  atomů kyslíku:

$$n_B = 28,7274 \text{ mol}$$

$$n_O = 43,0911 \text{ mol}$$

Látkové množství oxidu boritého je  $14,3637 \text{ mol}$ , což odpovídá  $8,6498 \cdot 10^{24}$  molekul  $B_2O_3$ . V uvedeném množství je obsaženo  $28,7274 \text{ mol}$  atomů boru a  $43,0911 \text{ mol}$  atomů kyslíku.

### Příklad 6

V nádobě obsahu  $10 \text{ dm}^3$  je přechováván kyslík. Vypočítejte, kolik molekul kyslíku bude za standardních podmínek v uvedené nádobě. Jakému látkovému množství a jaké hmotnosti toto množství odpovídá?\*)

**Řešení:** Látkové množství plynu v uvedeném objemu zjistíme ze vztahu

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

kde  $V_m^\circ$  je standardní molární objem a

$V^\circ$  — objem plynu za standardních podmínek.

$$n = \frac{10}{22,41} = 0,4462 \text{ mol O}_2$$

\*) U všech příkladů předpokládáme při výpočtech ideální chování plynů.

Počet molekul kyslíku určíme vynásobením látkového množství Avogadrovou konstantou.

$$N = nN_A = 0,4462 \cdot 6,0220 \cdot 10^{23} \text{ entit } O_2$$

$$N = 2,6872 \cdot 10^{23} \text{ molekul kyslíku}$$

Hmotnost kyslíku vypočítáme ze součinu látkového množství a molární hmotnosti odpovídajících entit

$$m = nM(O_2) = 0,4462 \cdot 31,9988 = 14,2779 \text{ g kyslíku}$$

Objem 10 dm<sup>3</sup> kyslíku za standardních podmínek odpovídá látkovému množství 0,4462 mol, hmotnosti 14,28 g a obsahuje 2,6872 · 10<sup>23</sup> entit O<sub>2</sub>.

### Příklad 7

Jaký objem zaujímá za standardních podmínek 1 · 10<sup>30</sup> entit vzduchu? Určete jejich hmotnost a látkové množství, je-li molární hmotnost vzduchu  $M(\text{vzduch}) = 28,964 \text{ g mol}^{-1}$ .

*Řešení:* Za standardních podmínek zaujímá jeden kilomol vzduchu objem 22,41 m<sup>3</sup> a obsahuje 6,0220 · 10<sup>26</sup> definovaných entit. Nejdříve určíme látkové množství

$$\frac{6,0220 \cdot 10^{26} \text{ entit} \dots 1 \text{ kmol}}{1 \cdot 10^{30} \dots n}$$

$$n = 1,6606 \cdot 10^3 \text{ kmol} = 1,6606 \text{ Mmol}$$

Objem odpovídajícího množství vzduchu  $V^\circ$  (za standardních podmínek) vypočítáme ze vztahu

$$V^\circ = nV_m^\circ = 1,6606 \cdot 10^3 \text{ kmol} \cdot 22,41 \text{ m}^3 \text{ kmol}^{-1}$$

$$V^\circ = 37,214 \cdot 10^3 \text{ m}^3$$

Hmotnost vzduchu  $m$  je dána součinem látkového množství  $n$  a molární hmotnosti  $M(\text{vzduch})$

$$m = nM(\text{vzduch}) = 1,6606 \cdot 10^3 \text{ kmol} \cdot 28,964 \text{ kg kmol}^{-1}$$

$$m = 48,098 \cdot 10^3 \text{ kg} = 48,098 \text{ Mg} = 48,098 \text{ t}$$

Objem 1 · 10<sup>30</sup> definovaných entit vzduchu je 37,214 · 10<sup>3</sup> m<sup>3</sup> za standardních podmínek, odpovídající látkové množství je 1,6606 Mmol a hmotnost tohoto množství vzduchu je 48,098 Mg.

### Příklad 8

V částečně zoxidovaném zinkovém prachu byl nalezen zinek a oxid zinečnatý v molárním poměru 10 : 1. Na jakou hodnotu se zvýšila hmotnost původně deseti-gramového vzorku čistého zinku?

**Řešení:** Čistý zinek měl počáteční hmotnost 10 g a jeho oxidace proběhla tak, že na 1 mol oxidu zinečnatého připadá 10 molů zinku nezoxidovaného. Na celkové látkové množství 11 mol zinku připadá 1 mol atomů kyslíku. Přírůstek hmotnosti vypočítáme z úměry:

$$\begin{array}{r} 11 \cdot 65,38 \text{ g zinku} \dots 16,00 \text{ g kyslíku} \\ 10 \qquad \qquad \text{g} \qquad \dots \quad x \\ \hline x = 0,2225 \text{ g kyslíku} \end{array}$$

Hmotnost vzorku je určena součtem hmotností zinku a kyslíku:

$$m = m_{\text{Zn}} + m_{\text{O}} = 10 \text{ g} + 0,222 \text{ g} = 10,222 \text{ g}$$

Výsledná hmotnost vzorku je 10,222 g.

### Příklad 9

V jakém látkovém množství je obsaženo  $5 \cdot 10^{28}$  entit?

### Příklad 10

Kolik atomů je obsaženo ve rtuti o hmotnosti 1  $\mu\text{g}$ ? Vypočítejte odpovídající látkové množství rtuti.

### Příklad 11

Vyjádřete v gramech celkovou hmotnost  $4,5165 \cdot 10^{23}$  atomů vápníku a látkového množství vápníku 0,25 mol.

### Příklad 12

Jakého látkového množství křemíku je zapotřebí pro reakci s uhlíkem o hmotnosti 0,6 Mg, má-li vzniknout sloučenina, v níž na 1 atom C připadá 1 atom Si?

### Příklad 13

Porovnejte navzájem hmotnosti a)  $3,011 \cdot 10^{23}$  atomu molybdenu, b) látkového množství 3 mol atomů kyslíku, c) 48 g zinku.

### Příklad 14

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



### **Příklad 15**

Vypočítejte objem za standardních podmínek a hmotnost  $1,125 \cdot 10^{30}$  molekul methanu.

### **Příklad 16**

Jaké látkové množství vody vznikne sloučením vodíku o objemu  $20 \text{ m}^3$  (za standardních podmínek) a kyslíku o hmotnosti  $14,5 \text{ kg}$ . Který z obou plynů zůstane v přebytku? Určete objem, látkové množství a hmotnost nesloučeného plynu.

### **Příklad 17**

Určete látkové množství odpovídající  $243 \text{ g}$  hexachloroplatičitanu draselného;  $1,55 \text{ t}$  bis(fosforečnanu) trivápenatého a  $33,4 \text{ mg}$  bromičnanu draselného.

### **Příklad 18**

Určete látková množství dusíku a vodíku slučujících se za vzniku  $511 \text{ g}$  amoniaku. Vyjádřete hmotnost, objem a látkové množství výsledného plynu.

### **Příklad 19**

Po ozonizaci se objem kyslíku zmenšil o jednu pětadvacetinu původního objemu (měřeno za stejných tlakových i teplotních podmínek). Vypočítejte molární poměr kyslíku a ozonu ve výsledné směsi.

### **Příklad 20**

O jakou hodnotu poklesla hmotnost  $5 \text{ kg}$  uhličitanu vápenatého, který byl neúplným termickým rozkladem zčásti rozložen na oxid vápenatý a oxid uhličitý? Molární poměr oxidu vápenatého a uhličitanu vápenatého ve výsledném produktu je  $1 : 1$ . Jaký bude objem oxidu uhličitého za standardních podmínek?

### **Příklad 21**

Hmotnost uhličitanu vápenatého termickým rozkladem poklesla ze  $100$  na  $89$  hmotn. dílů. V jakém molárním poměru jsou uhličitan vápenatý a oxid vápenatý?

### **Příklad 22**

Jaký bude relativní pokles hmotnosti při termickém rozkladu uhličitanu vápenatého, jestliže ve výsledném produktu je molární poměr uhličitanu a oxidu vápenatého  $1 : 3$ ?

### Příklad 23

Vypočítejte hmotnost a látkové množství hydridu vápenatého potřebného k přípravě vodíku o objemu  $1000 \text{ m}^3$  za standardních podmínek.

### Příklad 24

Spálením methanu vznikl oxid uhličitý o objemu  $1000 \text{ m}^3$  (za standardních podmínek). Vypočítejte hmotnost methanu a látkové množství vody vytvářející se při hoření.

### Příklad 25

Při teplotě  $800 \text{ }^\circ\text{C}$  je relativní hustota par fosforu ve vztahu ke vzduchu  $\rho_r = 4,278$  a při  $1500 \text{ }^\circ\text{C}$  je dvakrát menší,  $\rho_r = 2,139$ . Kolik atomů obsahuje molekula fosforu při teplotě  $800 \text{ }^\circ\text{C}$  a  $1500 \text{ }^\circ\text{C}$ ?

### Příklad 26

Vypočítejte relativní hustotu třaskavého plynu (2 objemy vodíku a 1 objem kyslíku) vzhledem k vodíku, kyslíku a vzduchu.

### Příklad 27

Ve sloučenině kovu s kyslíkem je hmotnostní poměr prvků ve vzorci  $3 : 2$ . Jakého objemu kyslíku za standardních podmínek je třeba k přípravě  $2 \text{ g}$  této sloučeniny?

### Příklad 28

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.

### Příklad 29

V jakém molárním poměru byla připravena směs dusíku, kyslíku a oxidu uhličitého, jestliže v objemu  $1 \text{ dm}^3$  je obsaženo látkové množství celkem  $35,7 \text{ mmol O}_2$ . Relativní hustota této plynné směsi vzhledem ke vzduchu je  $\rho_r = 1,3123$ .

### Příklad 30

Ve směsi oxidu beryllnatého a oxidu hlinitého má kyslík právě polovinu celkové hmotnosti. Vypočítejte molární poměr obou oxidů.

### Příklad 31

Při výrobě tranzistorů je nutno kontrolovat příměsi nečistot. Chceme-li vyrobit germaniový tranzistor s obsahem  $1,0 \cdot 10^{18}$  atomů boru v  $1 \text{ cm}^3$  germania, v jakém hmotnostním poměru musíme smísit germanium a bor? Hustota germania je  $5,35 \text{ Mg m}^{-3}$ .

### Příklad 32

Molární hmotnost oxidu dusičitého je při určité teplotě  $57,5 \text{ g mol}^{-1}$ . Vyjádřete molární složení směsi monomeru a dimeru oxidu.

## 1.3 SLOŽENÍ SOUSTAVY

Složení soustavy můžeme charakterisovat údaji o hmotnostních, objemových či molárních množstvích, resp. počtu molekul nebo jiných přesně specifikovaných entit, z nichž je soustava složena. Obecně lze vyjádřit:

$$\text{zastoupení látky B v soustavě} = \frac{\text{množství látky B v soustavě}}{\text{celkové množství všech látek v soustavě}}$$

Vyjadřujeme-li množství látky hmotností, pak složení je určeno hmotnostním zlomkem.

*Hmotnostní zlomek látky B*,  $w_B$  je definován vztahem

$$w_B = \frac{m_B}{\sum_i m_i} = \frac{m_B}{m_s} \quad (3.1)$$

kde  $m_B$  a obecně  $m_i$  jsou hmotnosti jednotlivých složek soustavy,  $m_s$  je celková hmotnost soustavy.

Součet všech hmotnostních zlomků soustavy je roven jedné.

$$\sum_i w_i = 1$$

Hmotnostní zlomek určité složky soustavy je relativní veličina a vyjádřený v nepojmenovaných jedničkách je menší nebo roven jedné,  $w_i \leq 1$ . V chemii je obvyklé vyjadřovat složení soustavy v procentech. Procento je další z možných vyjádření hmotnostního zlomku\*). Procentem je označena setina nepojmenované jedničky, tj. nejpřirozenější jednotky, jaká vůbec v přírodě může existovat,  $1 \% = 0,01$ . Hmotnostní zlomek je možno rozepsat jako součin číselné hodnoty

\*) Další možná vyjádření hmotnostního, objemového či molárního zlomku jsou počtem promile, kde  $1 \text{ ‰} = 0,001$ , nebo hodnotou tisíckrát menší,  $1 \text{ ppm} = 1 \cdot 10^{-6}$ .

tohoto zlomku vyjádřeného v procentech  $\{w_B\}\%$  a jednotky %, tedy  $w_B = \{w_B\}\% \cdot 0,01$  (např.  $w_B = 0,05 = 5 \cdot 0,01 = 5\%$ ).

Objemový zlomek látky B  $\varphi_B$  je definován vztahem

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_s} \quad (3.2)$$

kde  $V_B$  je objem látky B,

$V_s$  je celkový objem výsledné soustavy.

Všechny objemy musí být měřeny za stejných podmínek. Celkový objem soustavy  $V_s$  není správné nahrazovat součtem objemů jednotlivých látek tuto soustavu tvořících, protože může docházet k *objemové kontrakci*, popř. *objemové dilataci*, tj. ke zmenšení či zvětšení výsledného objemu. Sčítat nebo odčítat objemy je možno pouze u ideálních plynů.

Objemový zlomek je relativní veličina a může být, obdobně jako zlomek hmotnostní, vyjadřován i počtem procent.

Molární zlomek látky B,  $x_B$ , je definován vztahem

$$x_B = \frac{n_B}{\sum_i n_i} = \frac{n_B}{n_s} \quad (3.3)$$

kde  $n_B$  a obecně  $n_i$  značí látková množství jednotlivých látek,  $n_s$  je celkové látkové množství všech složek soustavy.

Součet všech molárních zlomků soustavy je vždy roven jedné.

$$\sum_i x_i = 1$$

Molární zlomky, stejně jako zlomky hmotnostní a objemové, jsou veličiny relativní a jsou vyjadřované v nepojmenovaných jedničkách nebo v dalších jednotkách nepojmenované jedničky, např. v procentech.

### Příklad 1

Z jakého objemu vzduchu lze teoreticky při zkapalňování připravit dusík o hmotnosti 40 kg? Obsah dusíku ve vzduchu, vyjádřený objemovým zlomkem, je  $\varphi_{N_2} = 78,09\%$ .

*Řešení:* Látkové množství dusíku v dané hmotnosti 40 kg zjistíme výpočtem:

$$n = \frac{m}{M(N_2)}$$

$$n = \frac{40 \text{ kg}}{28,01 \cdot 10^3 \text{ kg mol}^{-1}} = 1,4281 \cdot 10^3 \text{ mol} = 1,4281 \text{ kmol}$$

Objem daného množství dusíku za standardních podmínek

$$V_{N_2}^\circ = nV_m^\circ = 1,4281 \text{ kmol} \cdot 22,41 \text{ m}^3 \text{ kmol}^{-1}$$

$$V_{N_2}^\circ = 32,004 \text{ m}^3$$

Objem vzduchu vypočítáme z objemového zlomku pro dusík:

$$\varphi_{N_2} = \frac{V_{N_2}^{\circ}}{V_{\text{vzduch}}^{\circ}}$$

$$V_{\text{vzduch}}^{\circ} = \frac{32,004}{0,7809} = 40,98 \text{ m}^3$$

Dusík o hmotnosti 40 kg je za standardních podmínek obsažen ve 40,98 m<sup>3</sup> vzduchu.

### Příklad 2

Množství sulfidu olovnatého v galenitovém koncentrátu, vyjádřené hmotnostním zlomkem, je 90 % ( $w_{\text{PbS}} = 90\%$ ). Vypočítejte hmotnost obohacené rudy potřebnou k výrobě 0,6 Mg olova, jestliže bylo olovo získáno se 75%ním výtěžkem.

*Řešení:* Skutečný výtěžek je 0,6 Mg Pb a výtěžek teoretický označíme  $m_{\text{Pb}}$ .

$$m_{\text{Pb}} = \frac{0,6}{0,75} = 0,8 \text{ Mg}$$

Hmotnost sulfidu olovnatého  $m_{\text{PbS}}$  příslušející celkovému obsahu olova v rudě, vypočítáme z úměry

$M(\text{Pb})$	.....	$M(\text{PbS})$
207,2 kg Pb	.....	239,2 kg PbS
800 kg Pb	.....	$m_{\text{PbS}}$
$m_{\text{PbS}} = 923,55 \text{ kg} = 0,9236 \text{ Mg}$		

Celková hmotnost obohacené rudy  $m_c$

$$m_c = \frac{0,9236}{0,9} = 1,0262 \text{ Mg}$$

Hmotnost zpracované rudy je 1,0262 Mg.

### Příklad 3

Vypočítejte hmotnostní složení ekvimolární směsi vodíku a dusíku ( $x_{\text{H}_2} = x_{\text{N}_2} = 50\%$ ).

*Řešení:* Hmotnost směsi např. jednoho molu vodíku a jednoho molu dusíku označíme  $m_s$ :

$$m_s = m_{\text{H}_2} + m_{\text{N}_2} = M(\text{H}_2) + M(\text{N}_2) = 2,0158 + 28,0134 = 30,0292 \text{ g}$$

Hmotnostní zlomky jednotlivých složek soustavy vypočítáme:

$$w_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{m_s} = \frac{2,0158}{30,0292} = 0,0671 = 6,71\%$$

$$w_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{m_s} = \frac{28,0134}{30,0292} = 0,9329 = 93,29 \%$$

Hmotnostní složení směsi je 93,29 % dusíku a 6,71 % vodíku.

#### Příklad 4

V mořské vodě je brom v podobě bromidů (hlavně alkalických kovů a kovů alkalických zemin) obsažen v množství vyjádřeném hmotnostním zlomkem  $w_{\text{Br}} = 0,004 = 4 \text{ ‰}$ . V jakém množství mořské vody bude obsažen 1 kg bromu?

*Řešení:* Obsah bromu v mořské vodě vypočítáme z hmotnostního zlomku:

$$w_{\text{Br}} = \frac{m_{\text{Br}}}{m_s}$$

Ze vztahu zjistíme celkovou hmotnost mořské vody,  $m_s$ .

$$m_s = \frac{m_{\text{Br}}}{w_{\text{Br}}} = \frac{1}{0,004} = 250 \text{ kg}$$

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

#### Příklad 5

V oleu je hmotnostní obsah volného oxidu sírového 30 %. Vyjádřete obsah veškerého oxidu sírového hmotnostním zlomkem.

*Řešení:* Oleum uvedeného složení obsahuje 30 % volného oxidu sírového,  $w_{\text{SO}_3} = 30 \%$ ; hmotnostní obsah monohydrátu oxidu sírového  $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{SO}_3$  je 70 %,  $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 70 \%$ . Obsah vázaného  $\text{SO}_3$  vypočítáme:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{SO}_3) = 80,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{V } 98,07 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ je } 80,06 \text{ g } \text{SO}_3$$

$$\text{v } 70 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ je } m_{\text{váz. SO}_3}$$

$$m_{\text{váz. SO}_3} = 57,14 \text{ g}$$

$$w_{\text{váz. SO}_3} = 57,14 \%$$

Hodnotu hmotnostního zlomku vyjadřujícího veškerý  $\text{SO}_3$  vypočítáme:

$$w_{\text{celk. SO}_3} = w_{\text{volný SO}_3} + w_{\text{váz. SO}_3}$$

$$w_{\text{celk. SO}_3} = \frac{30}{100} + \frac{57,14}{100} = 0,8714 = 87,14 \%$$

Oleum obsahuje celkem 87,14 % oxidu sírového.

## Příklad 6

Žiháním sulfidu zinečnatého na vzduchu se část sulfidu zoxidovala na oxid zinečnatý. Hmotnostní poměr celkového obsahu zinku ke kyslíku ve vyžíhaném vzorku je 5 : 1. Vyjádřete hmotnostními zlomky složení vyžíhaného vzorku a určete v procentech, do jakého stupně byla oxidace realizována.

*Řešení:* Příklad řešíme hmotnostní bilancí. Ve vyžíhaném vzorku je hmotnostní poměr zinku a kyslíku 5 : 1 (v dalším nahrazujeme hmotnostní díly gramy). Zjistíme hmotnost zinku  $m'_{\text{Zn}}$ , připadající v oxidu zinečnatém na jeden gram kyslíku.

$$\begin{aligned}M(\text{Zn}) : M(\text{O}) &= m'_{\text{Zn}} : m_{\text{O}} \\65,38 : 16,00 &= m'_{\text{Zn}} : 1 \\m'_{\text{Zn}} &= \frac{65,38 \cdot 1}{16,00} = 4,09 \text{ g}\end{aligned}$$

Hmotnost oxidu zinečnatého  $m_{\text{ZnO}}$  vypočítáme součtem hmotností zinku a kyslíku.

$$m_{\text{ZnO}} = m'_{\text{Zn}} + m_{\text{O}} = 4,09 + 1 = 5,09 \text{ g}$$

Hmotnost zinku  $m''_{\text{Zn}}$  vázaného ve vyžíhaném vzorku v sulfidu zinečnatém určíme z rozdílu:

$$m''_{\text{Zn}} = m_{\text{Zn}} - m'_{\text{Zn}} = 5,00 - 4,09 = 0,91 \text{ g}$$

Hmotnost sulfidu zinečnatého  $m_{\text{ZnS}}$  připadající na 0,91 g Zn:

$$\begin{aligned}M(\text{ZnS}) : M(\text{Zn}) &= m_{\text{ZnS}} : m''_{\text{Zn}} \\97,44 : 65,38 &= m_{\text{ZnS}} : 0,91 \\m_{\text{ZnS}} &= \frac{97,44 \cdot 0,91}{65,38} = 1,36 \text{ g}\end{aligned}$$

Celkovou hmotnost  $m$  vyžíhaného vzorku vypočítáme:

$$m = m_{\text{ZnO}} + m_{\text{ZnS}} = 5,09 + 1,36 = 6,45 \text{ g}$$

Složení vzorku vyjádříme hmotnostními zlomky oxidu a sulfidu zinečnatého.

$$\begin{aligned}w_{\text{ZnO}} &= \frac{m_{\text{ZnO}}}{m_s} = \frac{5,09}{6,45} = 0,7891 = 78,91 \% \\w_{\text{ZnS}} &= \frac{m_{\text{ZnS}}}{m_s} = \frac{1,36}{6,45} = 0,2109 = 21,09 \%\end{aligned}$$

Obdobně je možno vyjádřit složení pro jednotlivé prvky:  $w_{\text{Zn}} = 77,52\%$ ,  $w_{\text{O}} = 15,50\%$ ,  $w_{\text{S}} = 6,98\%$ .

Hmotnost vzorku před žiháním,  $m_{\text{ZnS}}$ , zjistíme z úměry:

$$M(\text{Zn}) : M(\text{ZnS}) = m_{\text{Zn}} : m'_{\text{ZnS}}$$

$$65,38 : 97,44 = 5 : m'_{\text{ZnS}}$$


---


$$m'_{\text{ZnS}} = \frac{5 \cdot 97,44}{65,38} = 7,45 \text{ g}$$

Pokles hmotnosti  $\Delta m$  při žihání vypočítáme z rozdílu:

$$\Delta m = m'_{\text{ZnS}} - m = 7,45 - 6,45 = 1 \text{ g}$$

Vyjádřeno hmotnostním zlomkem  $w'$ :

$$w' = \frac{\Delta m}{m'_{\text{ZnS}}} = \frac{1}{7,45} = 0,1342 = 13,42 \%$$

Stupeň oxidace sulfidu zinečnatého  $w$  vypočítáme z podílu hmotnosti sulfidu zinečnatého převedeného na oxid zinečnatý  $m''_{\text{ZnS}}$  a hmotnosti sulfidu před žiháním  $m'_{\text{ZnS}}$ .

$$w = \frac{m''_{\text{ZnS}}}{m'_{\text{ZnS}}} = \frac{6,09}{7,45} = 0,8174 = 81,74 \%$$

Složení vyžihaného vzorku, vyjádřeno v hmotnostních zlomcích, je 78,91 % ZnO a 21,09 % ZnS, resp. 77,52 % Zn, 15,50 % O a 6,98 % S. Oxidace sulfidu zinečnatého proběhla z 81,74 % a pokles hmotnosti po vyžihání byl 13,42 %.

### Příklad 7

Hmotnost chloridu a bromidu draselného se převedením na halogenidy stříbrné zvýšila o 78,47 %. Vyjádřete obsah bromidu draselného hmotnostním zlomkem.

*Řešení:* Součet hmotností halogenidů draselných položíme roven stu gramů:

$$m_{\text{KCl}} + m_{\text{KBr}} = 100 \text{ g}$$

Hmotnost jednotlivých složek vyjádříme součinem molární hmotnosti a látkového množství halogenidů obsažených ve 100 g směsi. Obdobně sestavíme rovnici i pro halogenidy stříbrné. Látková množství chloridu a bromidu v obou rovnicích jsou stejná, mění se pouze molární hmotnost halogenidů, a tím i celková hmotnost soustavy.

$$M(\text{KCl}) x + M(\text{KBr}) y = 100 \text{ g}$$

$$M(\text{AgCl})x + M(\text{AgBr})y = 178,47 \text{ g}$$


---

Do rovnic dosadíme hodnoty molárních hmotností a řešíme.

$$74,56 x + 119,00 y = 100$$

$$143,32 x + 187,77 y = 178,47$$

Z první rovnice vyčíslíme  $x$  a dosadíme do druhé:

$$x = 1,3414 - 1,5962y$$



$$192,25 - 228,77y + 187,77y = 178,47$$

$$y = \frac{13,78}{41,00} = 0,3361 \text{ mol}$$

$$m_{\text{KBr}} = 119,00 \cdot 0,3361 = 40,00 \text{ g}$$

$$w_{\text{KBr}} = \frac{m_{\text{KBr}}}{m_s} = \frac{40}{100} = 0,4 = 40 \%$$

Hmotnostní obsah bromidu draselného ve směsi je 40 %.

### Příklad 8

Vzduch má objemové složení 78,09 % dusíku, 20,95 % kyslíku, 0,93 % argonu a 0,03 % oxidu uhličitého. Vypočítejte molární hmotnost vzduchu a určete i jeho standardní hustotu.

*Řešení:* Molární hmotnost směsi plynů je určena jako aritmetický průměr molárních hmotností jednotlivých složek v jejich poměrném zastoupení ve směsi.

$$M(\text{vzduch}) = M(\text{N}_2) \varphi_{\text{N}_2} + M(\text{O}_2) \varphi_{\text{O}_2} + M(\text{Ar}) \varphi_{\text{Ar}} + M(\text{CO}_2) \varphi_{\text{CO}_2}$$

$$M(\text{vzduch}) = 28,013 \cdot 0,7809 + 31,9988 \cdot 0,2095 + 39,948 \cdot 0,0093 + 44,010 \cdot 0,0003 = 28,964 \text{ g mol}^{-1} = 28,964 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$$

Hustotu vzduchu spočítáme ze vztahu

$$\rho_{\text{vzduch}}^{\circ} = \frac{m}{V} = \frac{M(\text{vzduch})}{V_m^{\circ}} = \frac{28,964 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}}{22,41 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}}$$

$$\rho_{\text{vzduch}}^{\circ} = 1,2925 \text{ kg m}^{-3}$$

Molární hmotnost vzduchu je  $28,964 \text{ g mol}^{-1}$  a hustota vzduchu za standardních podmínek je  $1,2925 \text{ kg m}^{-3}$ .

### Příklad 9

Ozonizací vzduchu se zvýšila jeho hustota o 5 %. Vyjádřete obsah ozonu ve vzduchu molárním a hmotnostním zlomkem. Jaké bude objemové složení vzduchu?

*Řešení:* Objemové složení vzduchu před ozonizací je uvedeno v předchozím příkladě. Molární hmotnost vzduchu je  $28,964 \text{ g mol}^{-1}$ , standardní hustota vzduchu  $\rho_{\text{vzduch}}^{\circ} = 1,2925 \text{ kg m}^{-3}$ .

Zvýšení hustoty o 5 % odpovídá hodnotě

$$\rho_{(\text{vzduch} + \text{O}_3)}^{\circ} = 1,3571 \text{ kg m}^{-3}$$

Ozonizací vzduchu se zmenšuje objem vzduchu, hmotnost se nemění. Hustota ozonizovaného vzduchu za standardních podmínek je proto

$$\rho_{(\text{vzduch} + \text{O}_3)}^{\circ} = \frac{M(\text{vzduch})}{V_m^{\circ}}$$

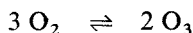
Objemový úbytek příslušející jednomu molu vzduchu vypočítáme ze vztahu

$$V_m^o - V_m^{o'} = \Delta V$$

$$V_m^{o'} = \frac{M(\text{vzduch})}{\rho(\text{vzduch} + \text{O}_3)} = \frac{28,964 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}}{1,3571 \text{ kg m}^3} = 21,34 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta V = 22,41 - 21,34 = 1,07 \text{ dm}^3$$

Ozonizaci kyslíku vyjádříme rovnicí



Ze tří objemů kyslíku vznikají dva objemy ozonu, výsledný objem bude proto (za stejných tlakových i teplotních podmínek) o 1/3 menší než počáteční. V našem případě nastalo zmenšení objemu o 1,07 dm<sup>3</sup>, což znamená, že ze 3,21 dm<sup>3</sup> kyslíku vzniklo 2,14 dm<sup>3</sup> ozonu. V objemu vzduchu 21,34 dm<sup>3</sup> je 2,14 dm<sup>3</sup> ozonu. Obsah ozonu vyjádříme objemovým zlomkem:

$$\varphi'_{\text{O}_3} = \frac{V_{\text{O}_3}^{o'}}{V_m^{o'}} = \frac{2,14 \text{ dm}^3}{21,34 \text{ dm}^3}$$

$$\varphi'_{\text{O}_3} = 0,1003 = 10,03 \%$$

Objem dusíku, argonu a oxidu uhličitého se při ozonizaci nemění.

Kyslíku bylo původně 22,41 · 0,2095 = 4,69 dm<sup>3</sup>. Po ozonizaci zůstalo 4,69 — 3,21 = 1,48 dm<sup>3</sup> kyslíku.

Složení ozonizovaného vzduchu určíme v objemových zlomcích  $\varphi'$ :

Ve 22,41 dm<sup>3</sup> vzduchu bylo před ozonizací obsaženo

$$V_{\text{N}_2}^o = 22,41 \cdot 0,7809 = 17,50 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{O}_2}^o = 22,41 \cdot 0,2095 = 4,69 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{Ar}}^o = 22,41 \cdot 0,0093 = 0,21 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{CO}_2}^o = 22,41 \cdot 0,0003 = 0,01 \text{ dm}^3$$

Po ozonizaci je ve 21,34 dm<sup>3</sup> vzduchu obsaženo

$$V_{\text{N}_2}^{o'} = 17,50 \text{ dm}^3 \dots \varphi'_{\text{N}_2} = 82,01 \%$$

$$V_{\text{Ar}}^{o'} = 0,21 \text{ dm}^3 \dots \varphi'_{\text{Ar}} = 0,98 \%$$

$$V_{\text{CO}_2}^{o'} = 0,01 \text{ dm}^3 \dots \varphi'_{\text{CO}_2} = 0,05 \%$$

$$V_{\text{O}_2}^{o'} = 1,48 \text{ dm}^3 \dots \varphi'_{\text{O}_2} = 6,94 \%$$

$$V_{\text{O}_3}^{o'} = 2,14 \text{ dm}^3 \dots \varphi'_{\text{O}_3} = 10,03 \%$$

Obsah ozonu vyjádřený molárním zlomkem je  $x_{\text{O}_3} = 10,03 \%$ .

Při výpočtu hmotnostního obsahu ozonu se vychází z definice hmotnostního zlomku

$$w_{\text{O}_3} = \frac{m_{\text{O}_3}}{m_{\text{celk}}} = \frac{0,1003 \cdot 47,9988}{28,964} = 0,1662 = 16,62 \%$$

Obsah ozonu vyjádřený molárním zlomkem je  $x_{\text{O}_3} = 10,03 \%$  a hmotnostním je  $w_{\text{O}_3} = 16,62 \%$ . Objemové složení ozonizovaného vzduchu je  $82,01 \%$   $\text{N}_2$ ,  $6,94 \%$   $\text{O}_2$ ,  $10,03 \%$   $\text{O}_3$ ,  $0,98 \%$   $\text{Ar}$  a  $0,05 \%$   $\text{CO}_2$ .

Objemy plynů v této kapitole jsou uváděny vždy za standardních podmínek, tj. teploty  $273 \text{ K}$  a tlaku  $101\,325 \text{ Pa}$ , a proto budou standardní podmínky (s. p.) uváděny v jednotlivých zadáních jen výjimečně.

#### **Příklad 10**

Vypočítejte látková množství chloru a křemíku v chloridu křemičitém o hmotnosti  $425 \text{ g}$ . Určete hmotnost chloru v uvedeném množství sloučeniny a obsah křemíku hmotnostním i molárním zlomkem.

#### **Příklad 11**

Při stanovení čistoty hliníku bylo zjištěno, že hmotnostní zlomek nečistot ve vzorku je  $1 \cdot 10^{-3} \%$ . Za předpokladu, že hliník je znečištěn pouze křemíkem, určete, na kolik atomů hliníku připadá jeden atom křemíku.

#### **Příklad 12**

Vypočítejte objem a látkové množství kyslíku uvolněného katalytickým rozkladem peroxidu vodíku o hmotnosti jednoho kilogramu ( $w_{\text{H}_2\text{O}_2} = 30 \%$ ).

#### **Příklad 13**

V mořské vodě byl zjištěn hmotnostní obsah chloridů  $w_{\text{Cl}^-} = 2 \%$  a bromidů  $w_{\text{Br}^-} = 0,006 \%$ . Vypočítejte hmotnost mořské vody obsahující a) jeden megagram chloru, b)  $1 \text{ kg}$  bromu.

#### **Příklad 14**

Mořské řasy jsou schopny koncentrovat v sobě jod, převážně v organické formě, na hmotnostní obsah  $w_{\text{I}} = 0,03 \%$ . V popelu řas je hmotnostní obsah jodu  $0,75 \%$ . a) Kolik tun mořských řas se musí zpracovat teoreticky k přípravě  $15 \text{ kg}$  jodu. b) Jaké hmotnosti popela řas je třeba k přípravě téhož množství jodu?

#### **Příklad 15**

V solném odparku z mořské vody byl zjištěn hmotnostní obsah chloridu sodného  $85 \%$  a chloridu hořečnatého  $10 \%$ . Kolik tun této suroviny je teoreticky třeba k výrobě jedné tuny chloru? Vyjádřete obsah chloru v ní hmotnostním zlomkem.

### Příklad 16

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

### Příklad 17

Hmotnostní obsah solí v mořské vodě je 3,5 %, z toho alkalických chloridů 2,9 % a chloridu hořečnatého 0,3 %. Vyjádřete hmotnostní obsah alkalických chloridů a chloridu hořečnatého v odparku z mořské vody.

### Příklad 18

Mořská voda má hmotnostní obsah různých solí 3,5 %. Chloridu sodného v ní bylo nalezeno 2,7 % a chloridu hořečnatého 0,3 %. Vyjádřete hmotnostními zlomky obsah těchto chloridů v mořské vodě a jejím odparku ( $w_{Cl^-}$ ).

### Příklad 19

Z deseti tun koncentrované galenitové rudy bylo vyrobeno 5,5 Mg olova; výroba proběhla s 78 %ním výtěžkem. Obsah sulfidu olovnatého v koncentrátu vyjádřete hmotnostním zlomkem.

### Příklad 20

Obohacený galenitový koncentrát obsahuje 90 % sulfidu olovnatého,  $w_{PbS} = 90 \%$ . Kolik tun olova můžeme teoreticky získat z jednoho megagramu této obohacené rudy? S jakým výtěžkem jsme pracovali, získáme-li 500 kg olova?

### Příklad 21

Hmotnostní obsah sulfidu olovnatého v galenitovém koncentrátu je 85 %. Vypočítejte hmotnost olova vyrobeného z 10 Mg koncentrované rudy, jestliže se z celkového obsahu olova podařilo získat 75 %.

### Příklad 22

Ze 6 Mg chalkosinu (sulfid mědný) byly získány 3 Mg mědi. Ztráty na mědi činily během výroby 20 %. Vyjádřete v hmotnostních zlomcích obsah mědi a hlušiny v surovině.

### Příklad 23

Spálením 1 g koksu zbaveného vlhkosti vznikl objem oxidu uhličitého 1,68 dm<sup>3</sup> (za s. p.). Vyjádřete obsah nespálitelných látek hmotnostním zlomkem.

#### Příklad 24

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

#### Příklad 25

Za standardních podmínek se v jednom objemu vody pohlcuje 80 objemů oxidu siřičitého. Vypočítejte hmotnostní zlomky  $\text{SO}_2$  a příslušné kyseliny.

#### Příklad 26

Složení vzduchu v objemových zlomcích je 78,09 %  $\text{N}_2$ , 20,95 %  $\text{O}_2$ , 0,93 % Ar, a 0,03 %  $\text{CO}_2$ . Vypočítejte a) kolik molekul je obsaženo v  $1 \text{ m}^3$  vzduchu a kolik z tohoto počtu připadá na kyslík. Určete b) počet entit vzduchu v jednom kilogramu.

#### Příklad 27

Obsah argonu ve vzduchu, vyjádřený objemovým zlomkem, je 0,93 %. V jakém objemu vzduchu je jeden kilogram argonu?

#### Příklad 28

V jakém objemu vzduchu je za standardních podmínek 1 Mg kyslíku?

#### Příklad 29

Jakým objemem kyslíku musíme obohatit jeden krychlový metr vzduchu, aby se objemový obsah kyslíku zvýšil na 25 %?

#### Příklad 30

Relativní hustota směsi vodíku s kyslíkem v poměru k vodíku je  $\rho_r = 6,950$ . Vypočítejte objemové složení této směsi.

#### Příklad 31

Vypočítejte objem plyné směsi, jestliže při ozonizaci  $2 \text{ dm}^3$  kyslíku se tento plyn z 15 % přemění na ozon. Po určité době se 25 % vzniklého ozonu opět rozložilo na kyslík. Jaký objem zaujímal směs po rozkladu? Teplota a tlak jsou během celého děje konstantní.

### Příklad 32

Vypočítejte hmotnost jednoho litru kyslíku s objemovým obsahem ozonu  $\varphi = 5\%$ . Určete hmotnost ozonu v tomto objemu (za s. p.) a vyjádřete složení plynné směsi hmotnostním zlomkem ozonu.

### Příklad 33

Při ozonizaci byl kyslík ze 6 % přeměněn na ozon. Vypočítejte hmotnost jednoho litru ozonizovaného kyslíku a určete počet molekul  $O_3$  v jednom mililitru plynu (za s. p.). Obsah ozonu vyjádřete hmotnostním a objemovým zlomkem.

### Příklad 34

Po ozonizaci kyslíku byl zjištěn hmotnostní obsah ozonu 6 %. Vypočítejte molární poměr kyslíku a ozonu. Určete, o jakou hodnotu se zvětší objem směsi plynů (za s. p.) při zpětném rozkladu ozonu na kyslík.

### Příklad 35

Při ozonizaci kyslíku se zmenšil jeho objem o  $1/20$  původního objemu. Vypočítejte hmotnostní zlomek ozonu ve výsledné směsi.

### Příklad 36

Z ozonizovaného kyslíku objemu 500 ml vznikne po úplném rozkladu ozonu objem 520 ml. Vyjádřete hmotnostní i objemový obsah ozonu v počáteční směsi.

### Příklad 37

Ozonizací kyslíku se zvýšila jeho hustota o 3 %. Obsah ozonu vyjádřete hmotnostním i molárním zlomkem. Jaké bude objemové složení vzduchu po ozonizaci?

### Příklad 38

Při přípravě sulfidu železnatého zahříváním ekvivalentní směsi práškového železa a síry se vyhořením části síry snížila hmotnost vzorku o 10 %. Vyjádřete hmotnostní obsah celkového a nesloučeného železa.

### Příklad 39

Zahříváním ekvivalentní směsi práškového železa a síry poklesla celková hmotnost o 5 % (část síry shořela na oxid siřičitý). O jakou hodnotu se tím zvýšil hmotnostní zlomek železa?

#### **Příklad 40**

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

#### **Příklad 41**

Při redukčním žihání oxidu měďnatého s hmotnostním obsahem 90 % CuO (zbytek je měď) poklesla jeho hmotnost o 15 %. Vypočítejte a) hmotnostní obsah mědi a oxidu měďnatého ve vyžíhaném vzorku, b) hmotnostní ztrátu při úplné redukci.

#### **Příklad 42**

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

#### **Příklad 43**

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.

#### **Příklad 44**

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

#### **Příklad 45**

Oxidačním žiháním sulfidu olovnatého poklesla jeho hmotnost o 3,34 %. Vypočítejte stupeň oxidace vzorku.

#### **Příklad 46**

Sulfid olovnatý o hmotnosti 20 g byl převeden žiháním na oxid olovnatý; hmotnost vzorku tím poklesla o 0,99 g. Ve vyžíhaném vzorku určete hmotnostní obsah oxidu i sulfidu olovnatého a vyjádřete stupeň oxidace PbS.

#### **Příklad 47**

Sulfid zinečnatý, převedený oxidačním žiháním částečně na oxid zinečnatý, obsahuje zinek a síru v atomárním poměru 5 : 4. Vypočítejte hmotnostní obsah celkového zinku a sulfidu zinečnatého.

#### **Příklad 48**

Oxidačním žiháním byl převeden sulfid zinečnatý z 90 % na oxid. Vypočítejte celkový hmotnostní obsah zinku; složení vzorku vyjádřete hmotnostními zlomky oxidu a sulfidu zinečnatého.

#### **Příklad 49**

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.

#### **Příklad 50**

Sulfid zinečnatý, převedený částečně na oxid, obsahuje 21,13 % síry. Vypočítejte, jaká část původního sulfidu byla zoxidována.

#### **Příklad 51**

Vyžiháním sulfidu zinečnatého poklesla hmotnost vzorku o 10 %. Vyjádřete stupeň oxidace sulfidu zinečnatého v procentech.

#### **Příklad 52**

Sulfid zinečnatý byl žiháním převeden částečně na oxid. U výsledného vzorku byl zjištěn hmotnostní obsah celkového zinku 70,6 %. Určete hmotnostní zlomek oxidu zinečnatého.

#### **Příklad 53**

Směs zinku, oxidu zinečnatého a sulfidu zinečnatého obsahovala celkem 97,04 % zinku a kyslík se sírou v atomárním poměru  $O : S = 1 : 1$ . Zjistěte výsledné složení vzorku.

#### **Příklad 54**

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

#### **Příklad 55**

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



### Příklad 56

Určete hmotnostní ztrátu vzniklou převedením oxidu železitého na oxid železnato-železitý.

### Příklad 57

Vyžiháním oxidu železitého vznikla hmotnostní ztráta 2,6 %. Vyjádřete hmotnostní obsah oxidu železnato-železitého hmotnostním zlomkem.

### Příklad 58

Oxid železitý byl žiháním převeden částečně na oxid železnato-železitý. U vyžihaného vzorku byl zjištěn hmotnostní obsah železa 70,43 %. Převedení  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  na  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  vyjádřete v procentech. Určete hmotnostní ztrátu vzniklou při žihání.

### Příklad 59

Složení pyritu, obsahujícího 16 % nečistot, vyjádřete hmotnostními zlomky železa a síry. Vypočítejte hmotnost obou prvků v 500 g vzorku.

### Příklad 60

Vypočítejte objem amoniaku (za s. p.) vznikajícího při koksování 1 tuny černého uhlí s hmotnostním obsahem dusíku  $w_{\text{N}_2} = 1\%$ , jestliže víte, že dusík se pouze z 20 % mění na amoniak.

### Příklad 61

Objemové složení plyné směsi je 50 % dusíku, 30 % oxidu dusnatého a 20 % amoniaku. Vypočítejte hmotnost dusíku obsaženého za standardních podmínek v jednom litru této směsi.

### Příklad 62

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.

### Příklad 63

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

#### Příklad 64

Směs methanu a ethanu obsahuje za standardních podmínek v jednom litru právě 1 g uhlíku. Vypočítejte objemové složení směsi uhlovodíků a hmotnostní obsah celkového uhlíku.

#### Příklad 65

V nádobě je ekvimolární směs dusíku, vodíku a oxidu uhelnatého. Vypočítejte relativní hustotu této směsi plynů v porovnání se vzduchem.

#### Příklad 66

Vypočítejte objem vzduchu teoreticky potřebný k převedení jedné tuny koksu na generátorový plyn. Koks má obsah uhlíku vyjádřený hmotnostním zlomkem  $w_c = 94 \%$  (zbytek jsou nespalitelné nečistoty). Předpokládejte toto objemové složení vzduchu: 21 % kyslíku, 78 % dusíku a 1 % argonu. Za předpokladu úplného využití kyslíku a uhlíku k tvorbě oxidu uhelnatého (nevzniká žádný oxid uhličitý) vypočítejte objem a objemové složení vznikající plyné směsi (objemy za s. p.).

#### Příklad 67

Generátorový plyn obsahuje obvykle i oxid uhličitý,  $\varphi_{\text{CO}_2} = 3 \%$ . S použitím údajů z příkladu 66 vypočítejte objem vzduchu potřebný ke vzniku generátorového plynu, dále objem a objemové složení vznikající směsi plynů. Porovnejte navzájem hodnoty v obou příkladech a zhodnoťte ztrátu na uhlíku a oxidu uhelnatém způsobenou vznikajícím oxidem uhličitým.

#### Příklad 68

Vypočítejte objemové složení smíšeného plynu získaného smíšením stejných objemů generátorového a vodního plynu ideálního složení. Pro generátorový plyn použijte složení vypočítané v příkladu 66.

#### Příklad 69

Vypočítejte objemové složení smíšeného plynu připraveného v generátoru, do něhož přichází směs vzduchu a vodní páry 1 : 1. Předpokládejte ideální průběh reakčních schémat pro vznik smíšeného plynu a předpokládejte, že veškerý kyslík se spotřebuje pouze na vznik oxidu uhelnatého.

#### Příklad 70

Vodní plyn má objemové složení 40 % CO, 50 % H<sub>2</sub>, 5 % CO<sub>2</sub>, 5 % N<sub>2</sub> a 1 % CH<sub>4</sub>. Vypočítejte objem vzduchu potřebný ke spálení 1 m<sup>3</sup> uvedeného plynu, ob-

jem a objemové složení spalin. Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je 20,95 %. (Za standardních podmínek nastane kondenzace vodní páry.)

#### **Příklad 71**

Vypočítejte objem vzduchu (za s. p.) potřebný ke spálení 1 m<sup>3</sup> smíšeného plynu objemového složení 30 % CO, 15 % H<sub>2</sub>, 5 % CO<sub>2</sub> a 50 % N<sub>2</sub>. Složení vznikajícího plynu vyjádřete v objemových zlomcích.

#### **Příklad 72**

Hmotnostní zlomek chloru ve směsi chloridu fosforečného a chloridu hlinitého má hodnotu 83,08 %. V jakém molárním poměru jsou ve směsi oba chloridy?

#### **Příklad 73**

Ze směsi chloridu sodného a chloridu draselného o hmotnosti 1 g vzniklo po vysrážení dusičnanem stříbrným 2,30 g chloridu stříbrného. Vypočítejte hmotnostní obsah chloridu sodného v původní směsi.

#### **Příklad 74**

Vysrážením halogenidů ve směsi chloridu a bromidu draselného roztokem dusičnanu stříbrného vznikne směs halogenidů stříbrných. Hmotnost halogenidů draselných je k hmotnosti halogenidů stříbrných v poměru 4 : 7. Vypočítejte hmotnostní obsah draslíku v původní směsi.

#### **Příklad 75**

Ve směsi chlorečnanů sodného a draselného o hmotnosti 300 g je hmotnostní obsah chloru 29,73 %. Vypočítejte látkové množství a hmotnostní obsah draslíku.

#### **Příklad 76**

Poměr hmotnosti směsi bromidu draselného a chloridu hořečnatého k hmotnosti srážením vytvořených halogenidů stříbrných je 1 : 2. Určete složení původní směsi halogenidů v hmotnostních zlomcích jednotlivých prvků.

#### **Příklad 77**

Směs uhličitanů vápenatého a hořečnatého o hmotnosti 200 g poskytne objem oxidu uhličitého 48,97 dm<sup>3</sup> (za s. p.). Určete hmotnostní složení směsi uhličitanů a látkové množství uhličitanu vápenatého za předpokladu, že neobsahovala žádné další příměsi.

### Příklad 78

Směs uhličitanů vápenatého a hořečnatého byla rozložena žíháním. Vážením se zjistilo, že z jednoho gramu směsi uhličitanů vzniká 0,5109 g oxidů kovů. Vyjádřete složení obou směsí v hmotnostních zlomcích za předpokladu, že termický rozklad byl úplný a původní směs neobsahovala žádné příměsi.

### Příklad 79

Rozpuštěním směsi práškového železa a zinku o hmotnosti 1 g v neoxidující kyselině se vyvinulo 395,4 ml vodíku (za s. p.). Vypočítejte hmotnostní složení směsi kovů.

### Příklad 80

Po neúplně provedeném redukčním tavení dusičnanu draselného s olovem byla izolována směs dusitanu a nežádoucího dusičnanu draselného, která obsahuje 45 % draslíku. Určete hmotnostní obsah dusitanu draselného ve směsi.

### Příklad 81

Obsah dusíku ve směsi dusičnanu sodného a síranu amonného, vyjádřený hmotnostním zlomkem, je 17,5 %. Jaký je hmotnostní obsah síry?

### Příklad 82

V jakém hmotnostním poměru je třeba smísit dusičnan amonný a síran amonný k přípravě produktu s hmotnostním obsahem dusíku 30 %?

### Příklad 83

Vyjádřete hmotnostní obsah uhličitanu vápenatého ve směsi připravené z 500 kg mletého vápence o čistotě 92 % a 300 kg mleté hlínky.

### Příklad 84

K přípravě amoniaku byla připravena ekvivalentní směs dusíku a vodíku. Po reakci byl ve směsi plynů zjištěn amoniak o hmotnostním obsahu 25 %. Vypočítejte objemové složení reakční směsi.

### Příklad 85

Vzorek flotací obohaceného pyritu má hmotnostní složení 75,4 %  $\text{FeS}_2$ , 10,5 %  $\text{FeAsS}$  a 4,0 % vlhkosti, zbytek je  $\text{SiO}_2$ . Vypočítejte hmotnostní zlomek železa a) ve vzorku uvedeného složení, b) ve vzorku zcela zbaveném vlhkosti.

### Příklad 86

V oleu jsou oxid sírový a voda obsaženy v molárním poměru 2 : 1. Určete hmotnostní obsah volného oxidu sírového.

### Příklad 87

Hmotnostní obsah volného oxidu sírového v oleu je 25 %. Celkový obsah síry vyjádřete hmotnostním zlomkem.

### Příklad 88

Hmotnostní obsah veškerého oxidu sírového v oleu je 89,0 %; volný a vázaný oxid sírový vyjádřete hmotnostními zlomky.

### Příklad 89

V oleu byl zjištěn hmotnostní obsah síry  $w_S = 34,82\%$ . Určete molární poměr volného a vázaného oxidu sírového a hmotnostní obsah volného  $\text{SO}_3$ .

### Příklad 90

Hmotnostní obsah síry v oleu je 36,37 %. Vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah volného oxidu sírového.

## 1.4 CHEMICKÉ VZORCE

Chemické vzorce dělíme na několik druhů podle toho, zda popisují pouze složení chemických sloučenin, nebo i jejich strukturu.

*Vzorec empirický (sumární)* vyjadřuje stechiometrické složení sloučeniny tak, jak bylo zjištěno chemickou analýzou. Tento vzorec vůbec nepřihlíží ke struktuře sloučenin a je stejný pro molekuly, polymery a sloučeniny iontové. V případě stechiometrických sloučenin nazýváme empirický vzorec též vzorcem stechiometrickým.

Příklady empirických vzorců:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaBr}_2$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ .

Empirický vzorec sloučenin určíme na základě jejich chemické analýzy, pro ostatní vzorce však potřebujeme další podklady a údaje. Pro molekulový vzorec je nutno stanovit relativní molekulovou hmotnost dané sloučeniny.

*Vzorců molekulových* se používá pro látky tvořené molekulami a lze z nich vyčíst, kolik atomů je chemicky vázáno v jedné molekule (např.  $\text{B}_2\text{H}_6$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$ ,  $\text{H}_6\text{B}_3\text{N}_3$ ).

V této kapitole se budeme zabývat jednak odvozováním empirického vzorce z procentového složení dané sloučeniny, získaného chemickou analýzou, jednak výpočty podle známého empirického vzorce.

### 1.4.1 Určování empirického vzorce

Sloučenina tvořená z prvků A, B, C má empirický vzorec vyjádřený obecně



kde  $x, y, z$  jsou stechiometrické bezrozměrné koeficienty určující počet jednotlivých prvků ve sloučenině.

Ze známého složení látky (získaného analytickou cestou) můžeme vypočítat zastoupení jednotlivých prvků ve vzorci a poměr počtu atomů prvků A, B, C. Složení je vyjadřováno nejčastěji hmotnostními zlomky nebo hmotnostními poměry jednotlivých prvků; může však být udáno i pomocí molárních zlomků.

*Složení sloučeniny je určeno hmotnostními zlomky jednotlivých složek  $w_A, w_B, w_C$ .* Koeficienty  $x, y, z$  vyjádříme podíly hmotnostních zlomků a relativních atomových hmotností jednotlivých prvků.

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

Pravou stranu upravíme do poměru nejmenších celých čísel, kterými jsou udány hodnoty koeficientů  $x, y, z$ .

*Složení sloučeniny je určeno hmotnostním poměrem jednotlivých složek,  $m_A : m_B : m_C$ .* Hmotnosti jednotlivých složek buď převedeme na hmotnostní zlomky  $w_A : w_B : w_C$ , nebo vyjádříme jejich látková množství  $n_A : n_B : n_C$  a z jejich poměru určíme hodnoty koeficientů  $x, y, z$ .

Převedení na hmotnostní zlomky bude uskutečněno vztahy

$$w_A = \frac{m_A}{m_s}, \quad w_B = \frac{m_B}{m_s}, \quad w_C = \frac{m_C}{m_s}$$

kde  $m_A, m_B, m_C$  jsou hmotnosti jednotlivých složek,  
 $m_s$  — hmotnost celé soustavy.

Látková množství jednotlivých složek stanovíme

$$n_A = \frac{m_A}{M(A)}, \quad n_B = \frac{m_B}{M(B)}, \quad n_C = \frac{m_C}{M(C)}$$

Poměr prvků  $x : y : z$  je pak vyjádřen poměrem látkových množství jednotlivých prvků ve sloučenině.

$$x : y : z = n_A : n_B : n_C$$

Chceme-li mít poměr  $x : y : z$  určen bezrozměrnými koeficienty (jak tomu ve skutečnosti také je), vyjádříme ho poměrem molárních zlomků:

$$x : y : z = x_A : x_B : x_C$$

Jestliže hmotnostní složení látky je udáno pro skupiny atomů (nikoli pro samostatné atomy), určují stechiometrické koeficienty zastoupení těchto skupin ve vzorci a při výpočtu dělíme hmotnostní obsah relativními hmotnostmi uvedených skupin.

### Příklad 1

Analýzou sloučeniny bylo nalezeno její složení a vyjádřeno hmotnostními zlomky: 13,93 % sodíku, 0,61 % vodíku, 18,77 % fosforu, 33,94 % kyslíku a 32,75 % vody. Odvoďte empirický vzorec sloučeniny.

**Řešení:** Obecný tvar vzorce sloučeniny je  $\text{Na}_x\text{H}_y\text{P}_z\text{O}_q(\text{H}_2\text{O})_r$ .

$$x : y : z : q : r = \frac{w_{\text{Na}}}{M_r(\text{Na})} : \frac{w_{\text{H}}}{M_r(\text{H})} : \frac{w_{\text{P}}}{M_r(\text{P})} : \frac{w_{\text{O}}}{M_r(\text{O})} : \frac{w_{\text{H}_2\text{O}}}{M_r(\text{H}_2\text{O})}$$

$$x : y : z : q : r = \frac{13,93}{22,9898} : \frac{0,61}{1,0079} : \frac{18,77}{30,9738} : \frac{33,94}{15,9994} : \frac{32,75}{18,0152}$$

Pravou stranu upravíme na poměr nejmenších celých čísel:

$$x : y : z : q : r = 0,6059 : 0,6052 : 0,6060 : 2,1213 : 1,8179$$

$$x : y : z : q : r = 1 : 1 : 1 : 3,5 : 3,0$$

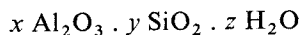
$$x : y : z : q : r = 2 : 2 : 2 : 7 : 6$$

Empirický vzorec sloučeniny je  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  (hexahydrát dihydrogen-difosforečnanu disodného).

### Příklad 2

Hmotnostní složení kaolínu, hydratovaného křemičitanu hlinitého, je 20,90 % hliníku a 13,96 % vody. Určete jeho vzorec a vyjádřete ho formou oxidů.

**Řešení:** Vzorce minerálů jsou uváděny velmi často formou oxidů a kaolín můžeme zapsat v obecné formě



Z hmotnostního obsahu hliníku vypočítáme obsah oxidu hlinitého úměrou:

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) : 2M_r(\text{Al}) = w_{\text{Al}_2\text{O}_3} : w_{\text{Al}}$$

kde  $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3)$  a  $M_r(\text{Al})$  jsou relativní hmotnosti,

$w_{\text{Al}_2\text{O}_3}$  a  $w_{\text{Al}}$  — hmotnostní zlomky oxidu hlinitého a hliníku.

$$101,96 : 2 \cdot 26,98 = w_{\text{Al}_2\text{O}_3} : 20,90$$

$$w_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 39,49 \%$$

Hmotnostní zlomek oxidu křemičitého vypočítáme odečtením hodnot hmotnostních zlomků oxidu hlinitého a vody od 1:

$$w_{\text{SiO}_2} = 1 - w_{\text{Al}_2\text{O}_3} - w_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$w_{\text{SiO}_2} = 1 - 0,3949 - 0,1396 = 0,4655$$

Koeficienty  $x$ ,  $y$ ,  $z$  vypočítáme ze vztahu

$$x : y : z = \frac{w_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_r(\text{Al}_2\text{O}_3)} : \frac{w_{\text{SiO}_2}}{M_r(\text{SiO}_2)} : \frac{w_{\text{H}_2\text{O}}}{M_r(\text{H}_2\text{O})}$$

$$x : y : z = \frac{39,49}{101,96} : \frac{46,55}{60,08} : \frac{13,96}{18,02}$$

$$x : y : z = 0,3873 : 0,7748 : 0,7747$$

$$x : y : z = 1 : 2 : 2$$

Vzorec přisuzovaný kaolínu je  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{SiO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

### Příklad 3

Úplným spálením 0,33 g\*) organické sloučeniny obsahující pouze uhlík, vodík a kyslík bylo získáno 336 cm<sup>3</sup> oxidu uhličitého (objem je uveden za standardních podmínek) a 0,27 g vody. Relativní hustota organické látky v porovnání se vzduchem  $\rho_r = 3,041$ . Vypočítejte molekulový vzorec sloučeniny.

*Řešení:* Hmotnost oxidu uhličitého,  $m_{\text{CO}_2}$  (v gramech), vypočítáme ze vztahu

$$V_m^\circ : M(\text{CO}_2) = V_{\text{CO}_2}^\circ : m_{\text{CO}_2}$$

kde  $V_m^\circ$  je standardní molární objem v dm<sup>3</sup> mol<sup>-1</sup>,

$M(\text{CO}_2)$  — molární hmotnost oxidu uhličitého v g mol<sup>-1</sup>,

$V_{\text{CO}_2}^\circ$  — objem oxidu uhličitého za standardních podmínek v dm<sup>3</sup>,

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{M(\text{CO}_2) V_{\text{CO}_2}^\circ}{V_m^\circ} = \frac{44,01 \cdot 0,336}{22,41} = 0,660 \text{ g}$$

Hmotnost uhlíku  $m_{\text{C}}$  a vodíku  $m_{\text{H}}$  vypočítáme z hmotnosti oxidu uhličitého  $m_{\text{CO}_2}$  a vody  $m_{\text{H}_2\text{O}}$ :

$$M(\text{CO}_2) : M(\text{C}) = m_{\text{CO}_2} : m_{\text{C}}$$

$$m_{\text{C}} = \frac{M(\text{C}) m_{\text{CO}_2}}{M(\text{CO}_2)} = \frac{12,01 \cdot 0,660}{44,01} = 0,180 \text{ g}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) : M(\text{H}_2) = m_{\text{H}_2\text{O}} : m_{\text{H}}$$

kde  $M(\text{H}_2\text{O})$  a  $M(\text{H}_2)$  jsou molární hmotnosti vody a vodíku v g mol<sup>-1</sup>,

$$m_{\text{H}} = \frac{M(\text{H}_2) m_{\text{H}_2\text{O}}}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2,02 \cdot 0,27}{18,02} = 0,03 \text{ g}$$

\*) V kvantitativní organické analýze se dnes užívá téměř výhradně mikrometod, které vyžadují jen miligramové navážky látek. K usnadnění výpočtů (hlavně řádových) byly zde i v dalších příkladech hodnoty navážek zvětšeny na hodnoty v desetínách gramů, výjimečně na hodnoty vyšší.



Hmotnost uhlíku můžeme vypočítat také přímo z objemu oxidu uhličitého  $V_{\text{CO}_2}^\circ$ , protože ve standardním molárním objemu oxidu uhličitého je obsaženo množství uhlíku vyjádřené jeho molární hmotností.

$$V_m^\circ : M(\text{C}) = V_{\text{CO}_2}^\circ : m_{\text{C}}$$

$$m_{\text{C}} = \frac{M(\text{C}) V_{\text{CO}_2}^\circ}{V_m^\circ} = \frac{12,01 \cdot 0,336}{22,41} = 0,180 \text{ g}$$

Hmotnost kyslíku  $m_{\text{O}}$  zjistíme z rozdílu celkové hmotnosti vzorku  $m$  a hmotnosti uhlíku  $m_{\text{C}}$  a vodíku  $m_{\text{H}}$ .

$$m_{\text{O}} = m - m_{\text{C}} - m_{\text{H}} = 0,33 - 0,18 - 0,03 = 0,12 \text{ g}$$

Indexy v obecném vzorci  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$  nalezneme řešením vztahu

$$x : y : z = \frac{m_{\text{C}}}{M(\text{C})} : \frac{m_{\text{H}}}{M(\text{H})} : \frac{m_{\text{O}}}{M(\text{O})}$$

$$x : y : z = \frac{0,18}{12,01} : \frac{0,03}{1,01} : \frac{0,12}{16,00}$$

$$x : y : z = 0,015 : 0,03 : 0,0075$$

$$x : y : z = 2 : 4 : 1$$

Empirický vzorec sloučeniny je  $(\text{C}_2\text{H}_4\text{O})_n$ .

K určení molární hmotnosti zkoumané organické látky slouží údaj o relativní hustotě. Relativní hustota plynné látky vyjadřuje poměr hustoty jisté látky k hustotě srovnávací látky, v našem případě vzduchu. Hustoty obou látek musí být stanoveny za stejných tlakových i tepelných podmínek. Většinou jsou uváděny za standardní teploty a standardního tlaku ( $T_0 = 273 \text{ K}$ ,  $p^\circ = 101\,325 \text{ Pa}$ ). Relativní hustotou je vyjádřen i poměr molárních hmotností obou látek (viz (2.9) a (2.10)):

$$\rho_r^\circ = \frac{\rho^\circ}{\rho_{\text{vzduch}}^\circ} = \frac{M}{M_{\text{vzduch}}}$$

$$\rho_{\text{vzduch}}^\circ = 1,292 \text{ kg m}^{-3}$$

$$\rho_{\text{a}}^\circ = \rho_r \rho_{\text{vzduch}}^\circ = 3,041 \cdot 1,292 = 3,929 \text{ kg m}^{-3}$$

Hustota určuje hmotnost jednoho krychlového metru určité látky. Molární hmotnost zjistíme ze součinu standardní hustoty hledané látky a standardního molárního objemu.

$$M = \rho^\circ V_m^\circ$$

$$M = 3,929 \text{ kg m}^{-3} \cdot 22,41 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} =$$

$$= 88,05 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 88,05 \text{ g mol}^{-1}$$

Molární hmotnost zkoumané látky můžeme vypočítat přímo ze součinu molární hmotnosti vzduchu a relativní hustoty.

$$M_{\text{vzduch}} = 28,964 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$$

$$M = M_{\text{vzduch}Q_r} = 28,964 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} \cdot 3,929 = \\ = 88,08 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 88,08 \text{ g mol}^{-1}$$

Relativní vzorcová hmotnost  $M_r(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = 44$ . V molární hmotnosti je obsažena dvakrát.

Molekulový vzorec organické látky je  $(\text{C}_2\text{H}_4\text{O})_2$ .

#### Příklad 4

Analýzou jistého směšného krystalu sulfidu bylo nalezeno složení: 33,66 % S, 52,85 % Zn a 13,49 % Fe. V této sloučenině se izomorfně zastupují kationty  $\text{Zn}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$ . Jaký je empirický vzorec této sloučeniny?

*Řešení:* Z daného složení nejdříve stanovíme indexy v obecném vzorci  $(\text{Zn}_x\text{Fe}_y)\text{S}_z$ :

$$x : y : z = \frac{w_{\text{Zn}}}{M_r(\text{Zn})} : \frac{w_{\text{Fe}}}{M_r(\text{Fe})} : \frac{w_{\text{S}}}{M_r(\text{S})}$$

$$x : y : z = \frac{52,85}{65,38} : \frac{13,49}{55,85} : \frac{33,66}{32,06}$$

$$x : y : z = 0,8084 : 0,2415 : 1,050$$

Po sečtení indexů pro vzájemně se zastupující prvky Zn a Fe

$$x + y = 0,8084 + 0,2415 = 1,0499 = R$$

získáme poměr

$$R : S = 1,05 : 1,05 = 1 : 1$$

Obecný vzorec směšného krystalu bude RS. Koefficienty izomorfně se zastupujících prvků porovnáme k jednotkovému počtu atomů.

$$R : 1 = \text{Zn} : x$$

$$x = \frac{0,8084}{1,049} = 0,77$$

$$y = 1 - 0,77 = 0,23$$

Empirický vzorec směšného krystalu je  $(\text{Zn}_{0,77}\text{Fe}_{0,23})\text{S}$ .

#### Příklad 5

Oxidačním žíháním se jeden gram minerálu, který je tvořen železem, mědí a sírou, převede na oxidy. Oxid siřičitý unikl ze vzorku a tuhý zbytek o hmotnosti 0,869 g obsahoval 39,87 % mědi a 35,04 % železa. Určete empirický vzorec minerálu.

**Řešení:** Nejdříve zjistíme hmotnost mědi  $m_{\text{Cu}}$  a železa  $m_{\text{Fe}}$  ve zbytku po žihání:

$$w_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{m_z}$$

$$m_{\text{Cu}} = w_{\text{Cu}} m_z = 0,3987 \cdot 0,869 = 0,3465 \text{ g}$$

$$m_{\text{Fe}} = w_{\text{Fe}} m_z = 0,3504 \cdot 0,869 = 0,3045 \text{ g}$$

kde  $m_z$  je hmotnost tuhého zbytku,

$w_{\text{Cu}}$  a  $w_{\text{Fe}}$  jsou hmotnostní zlomky mědi a železa v tuhém zbytku.

Hmotnost síry  $m_s$  zjistíme odečtením hmotnosti mědi a železa od hmotnosti vzorku minerálu  $m$ .

$$m_s = m - m_{\text{Cu}} - m_{\text{Fe}} = 1 - 0,3465 - 0,3045 = 0,3490 \text{ g}$$

Indexy v obecném empirickém vzorci  $\text{Cu}_x\text{Fe}_y\text{S}_z$  získáme z úměry

$$x : y : z = \frac{m_{\text{Cu}}}{M(\text{Cu})} : \frac{m_{\text{Fe}}}{M(\text{Fe})} : \frac{m_s}{M(\text{S})}$$

$$x : y : z = \frac{0,3465}{63,55} : \frac{0,3045}{55,85} : \frac{0,3490}{32,06}$$

$$x : y : z = 0,00545 : 0,00545 : 0,01089$$

$$x : y : z = 1 : 1 : 2$$

Empirický vzorec minerálu je  $\text{CuFeS}_2$  (chalkopyrit).

### Příklad 6

Zahříváním vzorku jisté sloučeniny při teplotě nad  $100^\circ\text{C}$  do konstantní hmotnosti poklesla jeho hmotnost ztrátou veškeré hydrátové vody z 10 g na 5,134 g. Vyžiháním hmotnost poklesla znovu, a to na 1,530 g, odštěpením plynu s hmotnostním poměrem síry a kyslíku 2 : 3. Tuhý zbytek byl čistý oxid, obsahující 52,92 % trojmocného kovu. Vypočítejte atomovou hmotnost kovu, určete, který je to prvek, a stanovte vzorec sloučeniny před zahříváním.

**Řešení:** Hmotnostní obsah kovu v tuhém zbytku po žihání je 52,92 % a kyslíku  $(100 - 52,92) = 47,08\%$ . Oxidy trojmocného kovu jsou vyjádřeny obecným vzorcem  $\text{M}_2\text{O}_3$ ; úměrou vypočítáme hmotnost kovu připadající na 3/2 atomu kyslíku v oxidu.

$$w_x : w_o = M_r(\text{X}) : 3/2 M_r(\text{O})$$

kde  $w_x$  a  $w_o$  jsou hmotnostní zlomky neznámého kovu a kyslíku v oxidu,

$M_r(\text{X})$  a  $M_r(\text{O})$  jsou relativní atomové hmotnosti kovu a kyslíku.

Do uvedeného vztahu dosadíme:

$$52,92 : 47,08 = M_r(\text{X}) : 24$$

$$M_r(\text{X}) = \frac{24 \cdot 52,92}{47,08} = 26,98$$

Molární hmotnost neznámého prvku je  $26,98 \text{ g mol}^{-1}$ . Z tabulek zjistíme, že neznámý kov je hliník; vyžhaný zbytek je proto oxid hlinitý.

Empirický vzorec těkajícího oxidu síry vypočítáme z hmotnostního poměru síry a kyslíku 2 : 3. V obecně vyjádřeném vzorci  $S_xO_y$ , nalezneme koeficienty  $x$  a  $y$  ze vztahu

$$x : y = \frac{m_S}{M(S)} : \frac{m_O}{M(O)}$$

$$x : y = \frac{2}{32} : \frac{3}{16}$$

$$x : y = 1 : 3$$

Při zahřívání unikl oxid sírový  $SO_3$ .

Hmotnost oxidu sírového  $m_{SO_3}$  a vody  $m_{H_2O}$  zjistíme z rozdílu hmotnosti vzorku před zahříváním a v jednotlivých fázích termického rozkladu.

$$m_{SO_3} = 5,134 - 1,530 = 3,604 \text{ g}$$

$$m_{H_2O} = 10 - 5,134 = 4,866 \text{ g}$$

Vzorec hydrátu sloučeniny zjistíme určením koeficientů v obecném vzorci  $(Al_2O_3)_x \cdot (SO_3)_y \cdot (H_2O)_z$ .

$$x : y : z = \frac{m_{Al_2O_3}}{M(Al_2O_3)} : \frac{m_{SO_3}}{M(SO_3)} : \frac{m_{H_2O}}{M(H_2O)}$$

$$x : y : z = \frac{1,530}{101,96} : \frac{3,604}{80,06} : \frac{4,866}{18,02}$$

$$x : y : z = 0,0150 : 0,0450 : 0,2700$$

$$x : y : z = 1 : 3 : 18$$

Vzorec hydrátu sloučeniny je  $Al_2O_3 \cdot (SO_3)_3 \cdot (H_2O)_{18} = Al_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O$ .

### 1.4.2 Výpočty podle chemického vzorce

Ze známého vzorce sloučeniny můžeme naopak stanovit její složení v hmotnostních, popř. molárních zlomcích jednotlivých prvků nebo skupin, z nichž je tato sloučenina složena. Většinou však vyjadřujeme složení v hmotnostních zlomcích.

Uvažujeme sloučeninu o obecném vzorci  $A_xB_yC_z$ . Obsah prvku A určíme hmotnostním zlomkem  $w_A$ :

$$w_A = \frac{m_A}{m_s} = \frac{xM(A)}{M(A_xB_yC_z)}$$

kde  $m_A$  je hmotnost prvku A, v našem případě vyjádřená jako součin koeficientu  $x$  a molární hmotnosti prvku A,

$m_s$  je celková hmotnost soustavy určená molární hmotností sloučeniny,  $M(A_xB_yC_z)$ .

Zcela obdobně stanovíme hmotnostními zlomky obsah prvku B a C.

### Příklad 7

Vyjádřete hmotnostními zlomky a hmotnostními poměry složení sloučeniny, v níž jsou uhlík, kyslík, dusík a vodík zastoupeny v atomárním poměru 1 : 1 : 2 : 4

*Řešení:* Z uvedeného atomárního poměru je zřejmé, že vzorec sloučeniny je  $\text{CON}_2\text{H}_4$  (močovina).

Složení sloučeniny v hmotnostních zlomcích vypočítáme:

$$w_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{m_{\text{s}}} = \frac{12,011}{60,055} = 0,2000 = 20,00 \%$$

$$w_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{s}}} = \frac{15,999}{60,055} = 0,2664 = 26,64 \%$$

$$w_{\text{N}} = \frac{m_{\text{N}}}{m_{\text{s}}} = \frac{28,013}{60,055} = 0,4664 = 46,64 \%$$

$$w_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{m_{\text{s}}} = \frac{4,032}{60,055} = 0,0671 = 6,71 \%$$

Složení sloučeniny určené hmotnostními poměry bude

$$m_{\text{C}} : m_{\text{O}} : m_{\text{N}} : m_{\text{H}} = 12,0 : 16,0 : 28,0 : 4,0$$

Hmotnostní poměry můžeme zjednodušit dělením čtyřmi.

$$m_{\text{C}} : m_{\text{O}} : m_{\text{N}} : m_{\text{H}} = 3 : 4 : 7 : 1$$

Složení močoviny vyjádřené hmotnostními zlomky je 20,00 % C, 26,64 % O, 46,65 % N a 6,71 % H; složení určené hmotnostními poměry je  $m_{\text{C}} : m_{\text{O}} : m_{\text{N}} : m_{\text{H}} = 3 : 4 : 7 : 1$ .

### Příklad 8

Vypočítejte hmotnostní obsah dusíku v hexahydrátu hexakynoželeznatanu amonného a určete hmotnost krystalické vody a železa obsažených ve vzorku o hmotnosti 120 g.

*Řešení:* Molární hmotnost sledované sloučeniny

$$M((\text{NH}_4)_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = M(\text{s}) = 392,198 \text{ g mol}^{-1}$$

V molekule této látky je obsaženo 10 atomů dusíku; hmotnostní obsah dusíku  $w_{\text{N}}$  vypočítáme:

$$w_{\text{N}} = \frac{10M(\text{N})}{M(\text{s})} = \frac{140,067}{392,198} = 0,3571 = 35,71 \%$$

Hmotnost železa  $m_{\text{Fe}}$  a vody  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  zjistíme ze vztahů

$$m_{\text{Fe}} : m_{\text{s}} = M(\text{Fe}) : M(\text{s})$$

kde  $m_s$  je celková hmotnost.

$$m_{\text{Fe}} = \frac{m_s M(\text{Fe})}{M(\text{s})} = \frac{120 \cdot 55,847}{392,198} = 17,09 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} : m_s = 6 M(\text{H}_2\text{O}) : M(\text{s})$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_s \cdot 6M(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{s})} = \frac{120 \cdot 6 \cdot 18,015}{392,198} = 33,07 \text{ g}$$

Hmotnostní obsah dusíku v hexahydrátu hexakvanoželeznanu amonného je 35,71 %. Ve vzorku téže látky o hmotnosti 120 g je obsaženo 17,09 g železa a 33,07 g krystalové vody.

### Příklad 9

Minerál leucit patřící do skupiny hlinitokřemičitanů má složení vyjádřené vzorcem  $\text{KAlSi}_2\text{O}_6$ . Vypočítejte jeho hmotnostní složení vyjádřené hmotnostními zlomky oxidů jednotlivých prvků.

*Řešení:* Složení leucitu zapíšeme formou oxidů:



Molární hmotnost leucitu vypočítáme jako součet molárních hmotností jednotlivých oxidů:

$$\begin{aligned} 2 M(\text{KAlSi}_2\text{O}_6) &= M(\text{K}_2\text{O}) + M(\text{Al}_2\text{O}_3) + 4 M(\text{SiO}_2) = \\ &= 94,195 + 101,961 + 4 \cdot 60,085 = \\ &= 436,496 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

Hmotnostní obsah jednotlivých oxidů zjistíme:

$$w_{\text{K}_2\text{O}} = \frac{M(\text{K}_2\text{O})}{2M(\text{KAlSi}_2\text{O}_6)} = \frac{94,195}{436,496} = 0,2158 = 21,58 \%$$

$$w_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{M(\text{Al}_2\text{O}_3)}{2M(\text{KAlSi}_2\text{O}_6)} = \frac{101,961}{436,496} = 0,2336 = 23,36 \%$$

$$w_{\text{SiO}_2} = \frac{M(\text{SiO}_2)}{2M(\text{KAlSi}_2\text{O}_6)} = \frac{4 \cdot 60,085}{436,496} = 0,5506 = 55,06 \%$$

Hmotnostní složení leucitu je 21,58 %  $\text{K}_2\text{O}$ , 23,36 %  $\text{Al}_2\text{O}_3$  a 55,06 %  $\text{SiO}_2$ .

### Příklad 10

Při sušení pentahydrátu síranu měďnatého byla zjištěna 20%ní hmotnostní ztráta. Zbytek krystalové vody vyjádřete hmotnostním zlomkem a určete množství odstraněné vody z celkového obsahu vody v  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ .

*Řešení:* Molární hmotnost pentahydrátu síranu měďnatého a bezvodého síranu měďnatého je

$$\begin{aligned}M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) &= 249,68 \text{ g mol}^{-1} \\M(\text{CuSO}_4) &= 159,60 \text{ g mol}^{-1}\end{aligned}$$

Celková hmotnost vody  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  v látkovém množství jednoho molu pentahydrátu je

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 5 \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 5 \cdot 18,015 = 90,08 \text{ g}$$

Molární hmotnost částečně dehydratovaného preparátu vypočítáme:

$$w_{\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}} = \frac{M(\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O})}$$

a z toho  $M(\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}) = 249,68 \cdot 0,8 = 199,74 \text{ g mol}^{-1}$

Hmotnost vody  $m_1$  zbývající po vysušení v jednom molu látky zjistíme:

$$m_1 = M(\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}) - M(\text{CuSO}_4) = 199,74 - 159,60 = 40,14 \text{ g}$$

Obsah zbytkové vody v sušené látce určíme hmotnostním zlomkem:

$$w_1 = \frac{m_1}{m_{\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}}} = \frac{40,14}{199,74} = 0,2010 = 20,10 \% \text{ H}_2\text{O}$$

Hmotnost vody  $m_2$  odstraněná při sušení jednoho molu látky je

$$\begin{aligned}m_2 &= M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) - M(\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}) \\m_2 &= 249,68 - 199,74 = 49,94 \text{ g}\end{aligned}$$

Vyjádřeno hmotnostním zlomkem  $w_2$

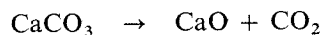
$$w_2 = \frac{m_2}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{49,94}{90,08} = 0,5544 = 55,44 \% \text{ H}_2\text{O}$$

Částečně vysušený vzorek pentahydrátu síranu měďnatého má hmotnostní obsah vody ještě 20,10 %. Původní obsah vody se snížil o 55,44 %.

### Příklad 11

Vápenec s hmotnostním obsahem 8 % nečistot byl vypálen na vápno. Za předpokladu, že nečistoty se žiháním nemění, vyjádřete hmotnostním zlomkem jejich obsah ve vyžíhaném produktu.

*Řešení:* Rozkladným žiháním přechází vápenec, v podstatě uhličitán vápenatý, na pálené vápno, oxid vápenatý. Dochází při tom k uvolnění oxidu uhličitého:



Hmotnostní obsah nečistot ve vápenci je 8 %, uhličitánu vápenatého obsahuje proto  $w_{\text{CaCO}_3}$

$$w_{\text{CaCO}_3} = 100 - 8 = 92 \%$$

Hmotnost oxidu vápenatého  $m_{\text{CaO}}$  zjistíme z rovnice

$$M(\text{CaCO}_3) : M(\text{CaO}) = m_{\text{CaCO}_3} : m_{\text{CaO}}$$

Po vyjádření hmotnosti  $\text{CaCO}_3$  např. v kilogramech a po dosazení molárních hmotností v odpovídajících jednotkách určíme hmotnost oxidu vápenatého

$$100,09 : 56,08 = 92 : m_{\text{CaO}}$$
$$m_{\text{CaO}} = \frac{56,08 \cdot 92}{100,09} = 51,55 \text{ kg}$$

Aby byla splněna podmínka, že nečistoty se žiháním nemění, je třeba připočítat jejich hmotnost ke hmotnosti oxidu vápenatého. Tak určíme celkovou hmotnost vzniklého produktu,  $m_c$ .

$$m_c = m_{\text{CaO}} + m_{\text{nečist.}} = 51,55 + 8 = 59,55 \text{ kg}$$

Hmotnostní obsah nečistot ve výsledném produktu určíme

$$w_{\text{nečist.}} = \frac{m_{\text{nečist.}}}{m_c} = \frac{8}{59,55} = 0,1343 = 13,43 \%$$

Výsledný produkt má hmotnostní obsah nečistot 13,43 %.

Objemy plynů v příkladech z této kapitoly jsou uváděny vždy za standardních podmínek (s. p.), tj. tlaku 101 325 Pa a teploty 273 K.

### **Příklad 12**

Určete molekulový vzorec organické sloučeniny, v jejíž molekule je hmotnostní poměr  $\text{C} : \text{N} : \text{H} = 6 : 7 : 2$ , víte-li, že molární hmotnost této látky je  $60,0995 \text{ g mol}^{-1}$ .

### **Příklad 13**

Analýzou 0,0019 g organické sloučeniny bylo zjištěno, že obsahuje 0,0003 g uhlíku, 0,0008 g síry, 0,0007 g dusíku a 0,0001 g vodíku. Určete její empirický vzorec a poměr hmotností jednotlivých prvků v nejmenších celých číslech. Víte, jak se tato sloučenina jmenuje?

### **Příklad 14**

Spálením 0,0038 g jisté látky vznikne látkové množství oxidu siřičitého 0,0001 mol a oxid uhličitý o objemu 1,12 ml. Vyjádřete hmotnostní poměr prvků ve sloučenině poměrem nejmenších celých čísel a v procentech. Určete její vzorec.



### Příklad 15

Spálením uhlovodíku bylo zjištěno, že molární poměr při spalování vznikajícího oxidu uhličitého a vody je 1 : 1. Určete molekulový vzorec uhlovodíku, jestliže 1 g této sloučeniny zaujímá objem 799 cm<sup>3</sup>.

### Příklad 16

Spálením 0,5 g organické dikarboxylové kyseliny vzniklo 379,5 ml oxidu uhličitého a 0,229 g vody. Určete molekulový vzorec neznámé kyseliny. Znáte její název?

### Příklad 17

Hmotnostní poměr vápníku, uhlíku a kyslíku v určité sloučenině je 5 : 3 : 8. Hydrát této sloučeniny má hmotnostní obsah vody 12,36 %. Jaký má vzorec?

### Příklad 18

V kyselině mléčné je hmotnostní obsah vodíku 6,71 % a zbývající prvky, uhlík a kyslík, jsou v hmotnostním poměru 3 : 4. Relativní molekulová hmotnost kyseliny je 90,08. Určete její molekulový vzorec.

### Příklad 19

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. Jaký má sloučenina název?

### Příklad 20

U dvou sloučenin uhlíku a fluoru je hmotnostní poměr obou prvků vyjádřený poměrem nejmenších celých čísel 8 : 19. První sloučenina je odvozena od butinu a druhá má molární hmotnost třikrát větší. Odvoďte jejich vzorce.

### Příklad 21

„Anhydron“ je velmi účinné sušidlo a lze je připravit dehydratací chloristanu hořečnatého, ztrácejícího tím téměř třetinu své hmotnosti (32,62 %). Určete molekulový vzorec hydrátu chloristanu hořečnatého a vypočítejte hmotnostní ztrátu vznikající při plném vysušení 1300 g hydrátu.

### Příklad 22

Stanovte empirický vzorec organické sloučeniny, která je zajímavá tím, že je složena pouze z uhlíku a kyslíku v hmotnostním poměru 1 : 1. Určete i její

molekulový vzorec, jestliže víte, že relativní molekulová hmotnost této látky je vyšší než 250 a nižší než 300.

### Příklad 23

Určete molekulový vzorec melitové kyseliny, která má v molekule 6 atomů vodíku ( $w_H = 1,77\%$ ) a zbývající prvky uhlík a kyslík jsou v hmotnostním poměru 3 : 4. (Pokusíte se i o sestavení strukturního vzorce?)

### Příklad 24

Oxid uhličitý a voda vznikající při spálení jistého uhlovodíku jsou v hmotnostním poměru 22 : 9. Standardní hustota uhlovodíku  $\rho^\circ = 1,882 \text{ kg m}^{-3}$ . Jaký je jeho molekulový vzorec?

### Příklad 25

Spálením 0,0174 g organické látky vzniklo 13,45 ml oxidu uhličitého (za standardních podmínek) a 0,0003 mol vody. Určete molekulový vzorec sloučeniny, jestliže relativní hustota v porovnání se vzduchem  $\rho_r = 2,002$ .

### Příklad 26

Určete vzorec látky s hmotnostním složením 82,8 % uhlíku a 17,2 % vodíku. Relativní hustota této látky v poměru ke vzduchu jako srovnávacímu plynu  $\rho_r = 3,0058$ . Jak se jmenuje?

### Příklad 27

Působením oxidu uhelnatého na kovový draslík při teplotě 80 °C vzniká sloučenina s hmotnostním obsahem draslíku 39,10 % a s hmotnostním poměrem uhlíku a kyslíku 3 : 4. Určete její empirický vzorec a odvoďte i vzorec molekulový, je-li známo, že vznikající látka je derivátem benzenu.

### Příklad 28

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

### Příklad 29

Významnou surovinou draselných solí je minerál kainit tohoto hmotnostního složení: 15,70 % draslíku, 9,77 % hořčíku, 14,24 % chloru a 12,88 % síry, 25,71 % kyslíku a 21,70 % vody. Odvoďte jeho vzorec.

### Příklad 30

Jaký vzorec má „olověná běloba“ (80,14 % Pb, 3,10 % C, 0,26 % H a zbytek je kyslík) a „olověný cukr“ (54,62 % Pb, 12,67 % C, 1,59 % H, 14,25 % H<sub>2</sub>O a 16,87 % O)? Složení látek je uvedeno v hmotnostních zlomcích. Jaké jsou chemické názvy těchto sloučenin?

### Příklad 31

Zkoumaná sloučenina obsahovala dusík, uhlík a vodík v hmotnostním poměru jednotlivých prvků 14 : 12 : 3. Určete empirický vzorec a název sloučeniny, jestliže znáte její molární hmotnost  $M(X) = 116 \text{ g mol}^{-1}$ .

### Příklad 32

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.

### Příklad 33

Mastek je zásaditý křemičitan hořečnatý s hmotnostním složením 21,06 % hořčíku, 32,44 % křemíku a 0,29 % vodíku, zbytek je kyslík. Určete vzorec tohoto minerálu.

### Příklad 34

Hmotnostní složení minerálu je 29,58 % mědi, 12,99 % železa, 27,61 % cínu a 29,84 % síry. Odvoďte jeho vzorec.

### Příklad 35

Minerál beryl je hlinitokřemičitan s hmotnostním obsahem beryllia 5,02 %. Hmotnostní poměr beryllia a hliníku je 1 : 2. Určete jeho vzorec.

### Příklad 36

Spodumen, skládající se z oxidů lithia, hliníku a křemíku, má obsah lithia, vyjádřený hmotnostním zlomkem, 3,75 %. Hliník s křemíkem jsou v hmotnostním poměru 1 : 2,082. Jaký je vzorec minerálu?

### Příklad 37

Do skupiny hlinitokřemičitanů alkalických kovů patří nefelin s obsahem sodíku 16,18 % a hliníku 18,99 %, dále ortoklas obsahující 14,0 % draslíku a 9,7 % hliníku. Složení obou minerálů je uvedeno v hmotnostních zlomcích. Určete jejich vzorce.

### Příklad 38

Určete vzorec minerálu anorthitu, který je složen z vápníku, hliníku, křemíku a kyslíku. Hmotnostní obsah vápníku je 14,4 % a hliník s křemíkem jsou v atomárním poměru 1 : 1.

### Příklad 39

Pyrop je hlinitokřemičitan hořečnatý s hmotnostním obsahem oxidu hořečnatého 29,99 %. Hliník a křemík jsou ve vzorci v atomárním poměru 2 : 3. Odvoďte vzorec pyropu.

### Příklad 40

Vyzháním minerálu mědi, sloučeniny obsahující měď, železo a síru, poklesla hmotnost vzorku převedením na oxidy o 7 %. Ve výpražku jsou pouze oxid měďnatý a železitý v hmotnostním poměru 3 : 1. Jaký vzorec a název přísluší tomuto minerálu mědi? Stanovte jeho složení v hmotnostních zlomcích.

### Příklad 41

Úplným převedením jistého sulfidického minerálu mědi na oxidy byla zjištěna hmotnostní ztráta 8,68 % a ve vypraženém zbytku byl nalezen oxid měďnatý a oxid železitý v hmotnostním poměru 1 : 1. Vypočítejte vzorec minerálu, určete jeho název a hmotnostní složení.

### Příklad 42

Oxidací sulfidického minerálu mědi nastalo úplné převedení sulfidů na oxidy. Ve výpražku bylo nalezeno 17,54 % železa, zbytek je měď a kyslík. Jaký je vzorec minerálu?

### Příklad 43

„Fosforová sůl“ o hmotnosti jednoho gramu se rozkládá za žáru na vodu (0,431 g), amoniak ( $0,107 \text{ dm}^3$  za s. p.) a tuhý zbytek o hmotnostním složení 22,55 % sodíku, 30,38 % fosforu, 47,07 % kyslíku. Jestliže víte, že „fosforová sůl“ je tetrahydrát, napište její vzorec.

### Příklad 44

Hydrát sloučeniny sodíku, fosforu a kyslíku má hmotnostní obsah fosforu 8,113 %. Po úplné dehydrataci činil hmotnostní obsah fosforu 18,89 % a obsah sodíku na 42,07 %. Jaký vzorec má hydrát?

#### Příklad 45

Zahříváním sloučeniny obsahující 23,39 % draslíku a 28,76 % síry (zbytek je kyslík) poklesl obsah síry na 19,18 %. Složení je udáno v hmotnostních zlomcích. Vypočítejte vzorce obou sloučenin a napište rovnici termického rozkladu za předpokladu, že oxidační stupeň síry se během rozkladu nemění.

#### Příklad 46

Úplnou dehydratací hydrátu dihydrogenfosforečnanu sodného se změnil hmotnostní obsah fosforu o 6,03 %. Následujícím vyžiháním, opět za ztráty vody, vzrostl o dalších 4,5 %. Hmotnostní složení vyžihaného zbytku je 30,38 % fosforu, 22,55 % sodíku a kyslík. Kolik molekul hydrátové vody obsahoval původní vzorek? Jaký vzorec má dehydratací a žiháním vzniklý produkt, jestliže se během žihání nemění oxidační stupeň žádné složky?

#### Příklad 47

Jeden gram hydrátu kyslíkaté sloučeniny barya a síry poskytne vysušením při teplotě 120 °C hmotnost bezvodé sloučeniny 0,892 g. Rozkladným žiháním vzorku poklesla jeho hmotnost na 0,700 g vytěkáním oxidu s hmotnostním obsahem síry 50 %. Hmotnostní složení tuhého zbytku je 58,84 % barya, 13,74 % síry a zbytek je kyslík. Během žihání nedošlo k oxidaci vzdušným kyslíkem. Jaký vzorec přísluší rozkládanému hydrátu?

#### Příklad 48

Úplnou dehydratací jistého síranu se snížila hmotnost vzorku o 28,85 %. Rozkladným žiháním poklesla hmotnost bezvodého vzorku o 60,06 % ztrátou plynu s hmotnostním poměrem síry a kyslíku 2 : 3. Tuhý zbytek po žihání byl oxid s hmotnostním obsahem trojmocného kovu 69,94 %. Během celého reakčního procesu nenastala změna oxidačního stupně kterékoli složky sloučeniny. Určete relativní atomovou hmotnost kovu a molekulový vzorec hydrátu.

#### Příklad 49

Zahříváním hydrátu určité hydrogensoli na teplotu 100 °C poklesla hmotnost vzorku o 60,36 %. Vyžiháním vzorku zcela zbaveného hydrátové vody se snížila hmotnost další ztrátou vody o 6,34 % (vztaženo na bezvodou sůl). Sloučenina získaná vyžiháním má hmotnostní obsah 34,58 % sodíku, 23,30 % fosforu a zbytek je kyslík. Během celého pochodu nenastala změna oxidačního stupně žádného z prvků. Určete vzorec hydrátu, bezvodé soli a sloučeniny vzniklé žiháním.

### Příklad 50

Niklové rudy jsou pravidelně doprovázeny kobaltovými. Sulfidickou rudou je linneit, v němž se kobalt s niklem mohou vzájemně nahrazovat. Analýzou určitého vzorku bylo nalezeno složení v hmotnostních zlomcích: 42,08 % síry, 38,28 % kobaltu a 19,64 % niklu. Jaký empirický vzorec je možno právě tomuto vzorku přisoudit?

### Příklad 51

Minerál pentlandit má ve vzorci proměnné množství železa a niklu. Určitý vzorek má složení v hmotnostních zlomcích: 36,35 % síry, 56,99 % železa a 6,66 % niklu. Naznačte empirický vzorec právě tohoto vzorku.

### Příklad 52

Ve wolframitu se izomorfně zastupuje železo s manganem. Určitý vzorek wolframitu má následující složení v hmotnostních zlomcích: 12,88 % železa, 5,43 % manganu, 60,59 % wolframu a kyslík. Určete empirický vzorec pro vzorek wolframitu s uvedeným zastoupením železa a manganu.

### Příklad 53

Analýzou směsného krystalu bylo zjištěno jeho hmotnostní složení: 71,96 % As, 21,15 % Ni, 3,54 % Co a 3,35 % Fe. Určete jeho empirický vzorec.

### Příklad 54

Analýzou směsného krystalu manganistanu draselného a další chemické sloučeniny, schopné izomorfně zastupovat manganistan draselný v krystalové mřížce, bylo zjištěno hmotnostní složení: 25,37 % draslíku, 4,60 % chloru, 28,51 % manganu a kyslík. Určete hmotnostní obsah manganistanu draselného ve směsném krystalu a vzorec druhé izomorfní sloučeniny.

### Příklad 55

Směsný krystal je tvořen monohdrátem dihydrogenfosforečnanu sodného a monohdrátem dihydrogenarseničnanu sodného. Vypočítejte složení směsného krystalu udávající v hmotnostních zlomcích zastoupení obou chemických sloučenin, jestliže víte, že hmotnostní poměr fosforu a arsenu je 1 : 1.

### Příklad 56

Jaké hmotnosti kyseliny sírové ( $\text{H}_2\text{O} \cdot \text{SO}_3$ ) odpovídá 100 g 44,95 % olea? Vyjádřete oleum o uvedeném složení vzorcem.

### Příklad 57

Vyjádřete hmotnostní obsah boru v boraxu o čistotě 98,3 %.

### Příklad 58

Porovnejte hmotnostní obsah dusíku v dusičnanu sodném, draselném, rubidném a amonném. Ve které sloučenině je největší?

### Příklad 59

Určete složení minerálu ortoklasu  $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$  v hmotnostních zlomcích jednotlivých oxidů.

### Příklad 60

Určete hmotnostní obsah dusíku a) v tetrahydrátu tetrathiokyanatokobaltnatanu amonného, b) iridia v trihydrátu hexachloroiriditanu draselného, c) uranu v  $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ .

### Příklad 61

Vypočítejte hmotnostní obsah hliníku v minerálu kaolinitu, je-li jeho vzorec  $\text{Al}_4(\text{OH})_8\text{Si}_4\text{O}_{10}$ , a vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah antimonu ve sloučenině  $\text{K}(\text{C}_4\text{H}_2\text{O}_6\text{Sb}(\text{OH})_2) \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$ .

### Příklad 62

Vyjádřete hmotnostní obsah oxidu fosforečného ve fluoroapatitu, jehož složení je dáno vzorcem  $3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ .

### Příklad 63

Minerál kryolit obsahuje 40,00 %  $\text{AlF}_3$  a 60,00 %  $\text{NaF}$  (složení je vyjádřeno v hmotnostních zlomcích). Vypočítejte hmotnostní obsah fluoru.

### Příklad 64

V přírodním dusičnanu sodném byl zjištěn hmotnostní obsah dusíku 15 %. Vypočítejte hmotnostní obsah nečistot za předpokladu, že neobsahují dusík.

### Příklad 65

Kyanamid vápenatý má hmotnostní obsah dusíku 30 %. Vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah kyanamidu vápenatého a nečistot.

### Příklad 66

Vyjádřete hmotnostní obsah dusíku v produktu získaném smíšením síranu amonného a dusičnanu amonného a) ve stejném hmotnostním poměru, b) v poměru ekvimolárním.

### Příklad 67

Při analýze minerálu dolomitu byl zjištěn hmotnostní obsah vápníku 20,00 % a hmotnostní poměr hořčíku a uhlíku 1 : 1. Vypočítejte hmotnostní obsah nečistot v dolomitu.

### Příklad 68

Vypočítejte teoretickou spotřebu oxidu arsenitého pro přípravu jednoho kilogramu svinibrodské zeleně o vzorci  $3 \text{Cu}(\text{AsO}_2)_2 \cdot \text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ .

### Příklad 69

Složení skla je vyjádřeno vzorcem  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6 \text{SiO}_2$ . Vypočítejte teoretickou spotřebu surovin, sody, vápence a oxidu křemičitého na jednu tunu tohoto skla.

### Příklad 70

Určete čistotu hexahydrátu hexachloroplatičitanu sodného obsahujícího 1/3 z celkové hmotnosti platiny.

### Příklad 71

Sušením pentahydrátu síranu měďnatého se snížila hmotnost vzorku o 28,86 %. Vyjádřete složení vysušeného vzorku vzorcem.

### Příklad 72

Určete hmotnost mědi a bezvodého síranu měďnatého v 550 g jeho pentahydrátu o čistotě 95 %. Vyjádřete hmotnostní obsah mědi i bezvodého síranu měďnatého v procentech.

### Příklad 73

Určete změnu hmotnostního obsahu mědi a hmotnostní ztrátu vznikající úplnou dehydratací (sušením nad 100 °C do konstantní hmotnosti) pentahydrátu síranu měďnatého.



#### **Příklad 74**

Vypočítejte pokles hmotnosti u znečištěného pentahydrátu síranu měďnatého ( $w_{\text{nečistot}} = 12\%$ ) při úplném odstranění hydrátové vody ze vzorku. Nečistoty se během sušení nemění. Obsah nečistot v dehydratovaném vzorku vyjádřete hmotnostním zlomkem.

#### **Příklad 75**

O jakou hodnotu vzroste hmotnostní obsah nečistot a mědi úplnou dehydratací pentahydrátu síranu měďnatého o čistotě, vyjádřené hmotnostním zlomkem, 90 %. Nečistoty se při sušení nemění.

#### **Příklad 76**

Pentahydrát síranu měďnatého byl sušen při 100 °C do konstantní hmotnosti. Hmotnostní obsah mědi ve vysušeném preparátu byl 23,92 %. Určete hmotnostní obsah nečistot ve vzorku před sušením za předpokladu, že se při sušení nemění.

#### **Příklad 77**

Při dehydrataci pentahydrátu síranu měďnatého se zvětšil hmotnostní obsah mědi o 10 %. Vyjádřete pokles hmotnosti sušeného vzorku hmotnostním zlomkem.

#### **Příklad 78**

Sušením pentahydrátu síranu měďnatého vzrostl hmotnostní obsah mědi o 7 %. Vypočítejte a) hmotnostní obsah síranu měďnatého ve vzorku, b) na jakou hodnotu se snížila hmotnost 122,7 g vzorku.

#### **Příklad 79**

Při analýze částečně vysušeného vzorku pentahydrátu síranu měďnatého byl zjištěn hmotnostní obsah mědi 29,86 %. Obsah vody v sušeném vzorku vyjádřete hmotnostním zlomkem.

#### **Příklad 80**

V pentahydrátu síranu měďnatého nastal při sušení rozklad za částečné ztráty krystalové vody. Hmotnostní obsah mědi při sušení vzrostl o 10 %. Vypočítejte obsah zbytkové vody ve vzorku.

#### **Příklad 81**

Při sušení pentahydrátu síranu měďnatého nastal pokles hmotnosti odpovídající právě 1/3 hmotnosti původní. Vyjádřete obsah mědi v produktu po sušení a zjistěte, kolik procent vody bylo již sušením odstraněno.

### **Příklad 82**

Hmotnost znečištěného pentahydrátu síranu měďnatého se sušením snížila o 30 %. Víte-li, že dehydratací bylo odstraněno z celkového obsahu vody 90 %, vypočítejte obsah nečistot v původním vzorku za předpokladu, že nečistoty se sušením nerozkládají.

### **Příklad 83**

Dolomit s hmotnostním obsahem 43 % uhličitanu vápenatého a 40 % uhličitanu hořečnatého byl rozložen žiháním. Vyjádřete ve vyžíhaném produktu hmotnostní obsah příměsí za předpokladu, že tyto příměsí se žiháním nemění.

### **Příklad 84**

Vypočítejte změnu hmotnostního obsahu zinku, která nastala úplnou dehydratací heptahydrátu síranu zinečnatého obsahujícího 5 % nečistot. O jakou hodnotu vzroste obsah nečistot za předpokladu, že se tyto nečistoty sušením nemění.

### **Příklad 85**

Sušením heptahydrátu síranu zinečnatého vzrostl hmotnostní obsah zinku o 4,44 %. O jakou hodnotu poklesl hmotnostní obsah hydrátové vody?

### **Příklad 86**

Určete hmotnost oxidu chromitého v 500 g dodekahydrátu síranu draselno-chromitého a vyjádřete jeho obsah hmotnostním zlomkem.

### **Příklad 87**

Určete hmotnost bezvodého síranu chromitého a oxidu chromitého obsaženého ve 250 g jeho hydrátu o vzorci  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ , jehož čistota, vyjádřená hmotnostním zlomkem, je 95 %.

### **Příklad 88**

Vypočítejte hmotnost oxidu chromitého, který lze teoreticky připravit z 500 g dodekahydrátu síranu draselno-chromitého, který byl neopatrným sušením zbaven 10 % hydrátové vody.

### **Příklad 89**

Dodekahydrát síranu amonno-železitého je znečištěn dodekahydrátem síranu draselno-hlinitého. V jednom gramu tohoto vzorku bylo nalezeno 0,15 g oxidu

železitého. Vypočítejte hmotnostní obsah dodekahydrátu draselno-hlinitého ve směsi.

### Příklad 90

Izomorfní směs dodekahydrátu síranu draselno-hlinitého a draselno-chromitého má hmotnostní obsah draslíku 7,91 %. Vypočítejte hmotnostní obsah dodekahydrátu síranu draselno-chromitého ve směsi. Určete hmotnost oxidu chromitého, kterou je možno připravit ze 100 g směsi. O kolik procent se sníží hmotnost úplnou dehydratací vzorku? Na jakou hodnotu vzroste dehydratací obsah draslíku?

## 1.5 CHEMICKÉ REAKCE A CHEMICKÉ ROVNICE

### 1.5.1 Sestavování chemických rovnic

Chemické děje znázorňujeme chemickými rovnicemi. Některé děje lze znázornit jedinou rovnicí, jiné soustavou rovnic, některé složité procesy zobrazujeme chemickými schématy.

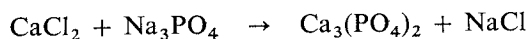
V chemických rovnicích zapisujeme na levou stranu v podobě součtu chemickými značkami a vzorci (zpravidla stechiometrickými) volné prvky a sloučeniny, které do reakce vstupují, na pravou stranu prvky a sloučeniny, které reakcí vznikají. Obě strany rovnice spojujeme šipkou nebo dvěma šipkami opačného směru, jde-li o reakci probíhající současně v obou směrech (zvratnou). Jestliže zdůrazňujeme rovnocennost hmotností obou stran rovnice, používáme spíše rovnítko jako v rovnicích algebraických.

Pravidla a zvyklosti, jimiž se řídíme při sestavování chemických rovnic, si nejlépe objasníme na příkladech.

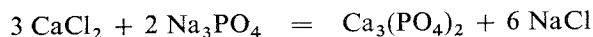
#### Příklad 1

Vyjádřete chemickou rovnicí vznik málo rozpustného fosforečnanu vápenatého z chloridu vápenatého a fosforečnanu sodného.

*Řešení:* Postupujeme tak, že na levou stranu od rovnítko nebo šipky napíšeme vzorce fosforečnanu sodného a chloridu vápenatého a na pravou stranu vzorce fosforečnanu vápenatého a chloridu sodného:



Aby byla splněna podmínka rovnosti, musíme rovnici upravit:

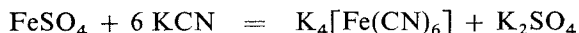


Reakce iontových sloučenin lze též vyjádřit tzv. *iontovými rovnicemi*.

## Příklad 2

Přidáním roztoku kyanidu draselného v přebytku k síranu železnatému (v roztoku) se tvoří hexakynoželeznatan draselný.

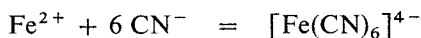
*Řešení:* Chemický děj je možno zapsat rovnicí



nebo iontovou rovnicí



protože v roztocích jsou jednoduché nebo komplexní ionty. V iontových rovnicích však ty ionty, které se vyskytují na obou stranách, zpravidla vynecháváme, a proto běžně budeme uvedenou reakci psát

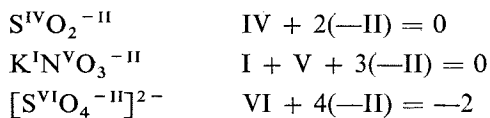


Protože ke stejné rovnici dojdeme, i jde-li o kyanidy jiných kovů nebo jiné železnaté soli, vidíme, že z poslední rovnice můžeme vyčíst, že reakcí kyanidového iontu s železnatým kationtem vzniká komplexní anion  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  (rovnice má obecnější význam).

### 1.5.2 Oxidačně-redukční reakce

Za oxidačně-redukční pokládáme takové reakce, při nichž se mění tzv. *oxidační stupeň* všech nebo některých atomů v reagujících látkách.

Oxidační stupeň (oxidační číslo, mocenství) jednotlivých atomů, z nichž se sloučenina skládá, odvodíme, rozdělíme-li náboje atomů tak, že valenční elektrony vždy dvou nesejných vázaných atomů přičteme elektrogenerativnějšímu z nich. Nepřehlídíme přitom vůbec k charakteru vazby mezi atomy ve sloučenině. Prvky volné mají oxidační stupeň nulový. Oxidační stupně chemicky vázaných prvků mají hodnoty buď kladné, nebo záporné a označují se římskými číslicemi se znaménky (znaménko + se někdy neuvádí). Chemický prvek může mít v různých sloučeninách různý oxidační stupeň. Součet všech oxidačních stupňů všech atomů ve vzorci sloučeniny se musí rovnat nule, ve složeném iontu se musí rovnat náboji iontu:



### Příklad 3

Jaký oxidační stupeň má selen v  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ?

*Řešení:*

$$2(+\text{I}) + x + 4(-\text{II}) = 0 \quad x = \text{VI}$$

*Oxidace* je děj, při němž prvek algebraicky zvyšuje svůj oxidační stupeň; tento proces je spojen se ztrátou elektronů. Při *redukci* se oxidační stupeň prvku snižuje, což je spojeno s přijímáním elektronů. Protože každý oxidační děj musí být provázen dějem redukčním, mluvíme o *reakcích oxidačně-redukčních*. Přitom celkový počet elektronů, který byl jednou nebo více látkami během chemické oxidačně-redukční reakce přijat, se musí rovnat celkovému počtu elektronů, který byl jinou nebo jinými látkami odevzdán. Látky, které při reakci elektrony přijímají – a tedy snižují svůj oxidační stupeň – nazýváme *oxidačními činidly*; látky, které elektrony odevzdávají, a tedy svůj oxidační stupeň zvyšují, nazýváme *činidly redukčními*.

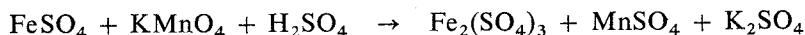
Koeficienty oxidačně-redukčních reakcí můžeme s výhodou určovat ze změny oxidačních stupňů prvků, které jsou obsaženy v oxidačních a redukčních činidlech, nebo z počtu vyměněných elektronů mezi nimi. Je proto vždy důležité u každé chemické reakce nejprve určit, zda jde o oxidačně-redukční děj, či nikoliv, a podle toho sestavit rovnici a určit koeficienty.

#### Příklad 4

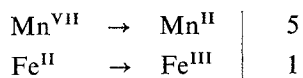
Při reakci síranu železnatého s manganistanem draselným v prostředí kyseliny sírové vzniká síran železitý, síran manganatý a síran draselný. Vyjadřete tento pochod chemickou rovnicí.

*Řešení:*

Reakce je oxidačně-redukční reakcí, protože se mění oxidační stupeň železa a manganu. Manganistan draselný je oxidačním činidlem, v kyselém prostředí se vždy redukuje až na sůl manganatou ( $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ).

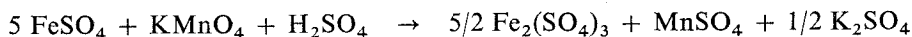
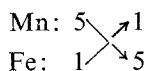


U manganu se oxidační stupeň snížil o pět jednotek, u železa se zvýšil o jednu jednotku:

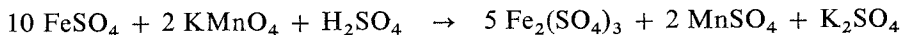


Protože změny oxidačních stupňů jsou projevem výměny elektronů mezi oxidujícími a redukujícími se látkami, vyjadřují poměr, v němž spolu tyto látky reagují.

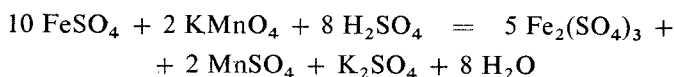
Změnu oxidačního stupně manganu napíšeme jako koeficient k síranu železnatému a změnu oxidačního stupně železa jako koeficient k manganistanu draselnému:



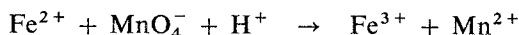
K odstranění zlomků násobíme koeficienty dvěma:



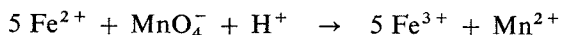
Doplníme koeficient u kyseliny sírové podle pravé strany rovnice a připišeme molekuly vody, aby byl stejný počet atomů vodíkových a kyslíkových na obou stranách rovnice:



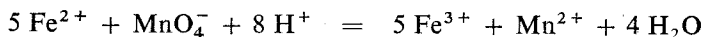
Uvedenou chemickou reakci je možno zaznamenat také rovnicí v iontovém tvaru:



Změny v oxidačních stupních jednotlivých látek se stanoví stejně jako v předchozím postupu a koeficienty doplňujeme u iontů, které se oxidují nebo redukují:

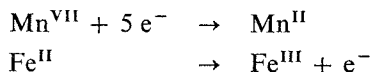


Sečteme náboje u iontů na pravé i levé straně a upravíme rovnici na stejnou hodnotu vodíkovými ionty. Vpravo je 17 kladných nábojů, vlevo je 10 kladných a jeden záporný náboj. Levou stranu rovnice musíme proto doplnit 8 H<sup>+</sup>.

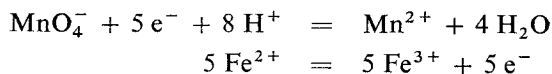


Kontrolu správného vyčíslení rovnice po doplnění vodou provedeme součtem vodíkových a kyslíkových atomů; jejich součet na pravé i levé straně rovnice musí být stejný.

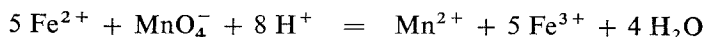
Koeficienty této rovnice můžeme najít pomocí tzv. *parciálních reakcí*. Při tomto postupu nejprve oddělíme oxidační a redukční činidla a potom si představíme ve zvláštních reakcích jejich přechody na stavy po redukci a oxidaci:



Upravíme rovnice tak, aby počet přijatých elektronů v jedné rovnici byl stejný jako počet elektronů předaných v rovnici druhé:



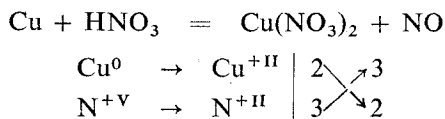
Obě rovnice sečteme a krátíme stejné členy na obou stranách:



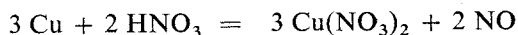
### Příklad 5

Vyjádřete chemickou rovnici rozpouštění mědi ve zředěné kyselině dusičné.

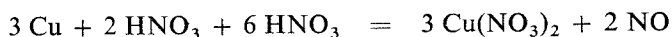
*Řešení:* Kyselina dusičná je oxidační činidlo a redukuje se na oxid dusnatý, měď se rozpouští za vzniku roztoku dusičnanu měďnatého:



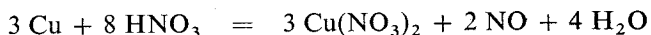
Získali jsme tedy koeficient 3 pro Cu a 2 pro kyselinu dusičnou:



Obě molekuly kyseliny dusičné se zredukuje na oxid dusnatý a musíme dále připsat další molekuly kyseliny dusičné, ve kterých nedochází k redukci, ale které jsou potřebné pro dusičnanové anionty:



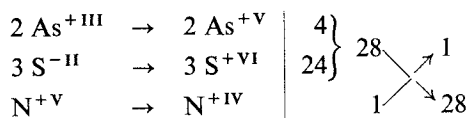
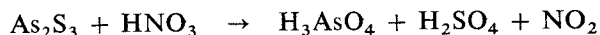
a po konečné úpravě



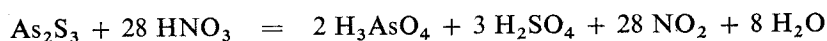
### Příklad 6

Reakcí sulfidu arsenitého s koncentrovanou kyselinou dusičnou vzniká kyselina arseničná, kyselina sírová a oxid dusičitý. Sestavte pro tuto reakci chemickou rovnici.

*Řešení:*



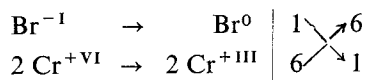
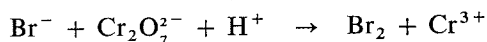
Protože ve vzorci sulfidu arsenitého jsou dva atomy arsenu a tři atomy síry, musíme sečíst změny oxidačních stupňů u všech atomů, abychom získali koeficient pro kyselinu dusičnou:



### Příklad 7

Roztoky bromidů se oxidují dichromany v kyselém prostředí na volný brom za vzniku příslušných solí chromitých. Vyjádřete reakci chemickou rovnicí.

*Řešení:*

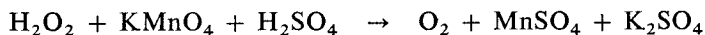


Pro reakce bromidů a dichromanů některých kovů v prostředích různých kyselin zůstane poměr zachován.

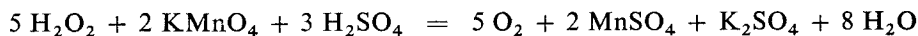
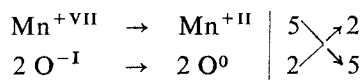
### Příklad 8

Přiléváme-li roztok peroxidu vodíku do roztoku manganistanu draselného okyseleného kyselinou sírovou, vyvíjí se volný kyslík. Vyjádřete to chemickou rovnicí.

*Řešení:*



Manganistan draselný se vždy v kyselém prostředí redukuje až na příslušnou sůl manganatou — vznikají přitom sírany, protože reakce probíhá v prostředí kyseliny sírové. Kyslíku v peroxidu musíme přisoudit oxidační stupeň (—I) a přechází na oxidační stupeň (0) (protože v molekule jsou dva atomy kyslíku, musíme sečíst změnu oxidačních stupňů u obou):

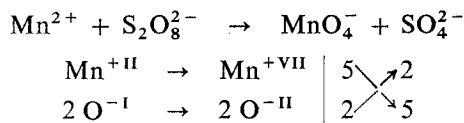


Vidíme, že v této reakci byl peroxid vodíku redukčním činidlem, neboť manganistan je silnější oxidační činidlo.

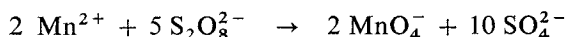
### Příklad 9

Manganatá sůl se peroxidisíranem oxiduje za přítomnosti stříbrných iontů jako katalyzátoru na manganistanové ionty. Sestavte reakční rovnici.

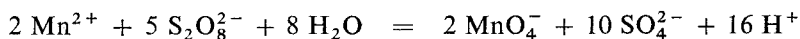
*Řešení:* Napíšeme schéma rovnice



Doplňme koeficienty



Po sečtení nábojů iontů vidíme, že vpravo je 22 záporných a vlevo 6 záporných nábojů. Přidáním vodíkových iontů na levou stranu rovnice nelze jejich počet upravit, protože by se rozdíl jen zvětšoval. Nelze provést úpravu ani přidáním iontů  $\text{OH}^-$ , protože reakce probíhá v kyselém prostředí. Vlevo tedy doplníme jen vodu a vznikajícími ionty  $\text{H}^+$  se kyselost roztoku bude jen zvyšovat.



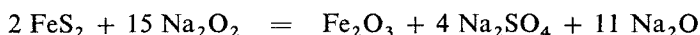
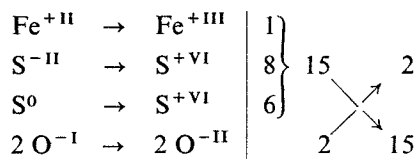
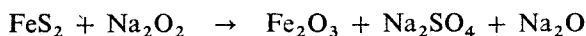
Po doplnění provedeme kontrolu počtu kyslíkových a vodíkových atomů.



### Příklad 10

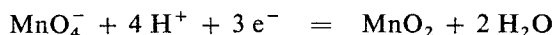
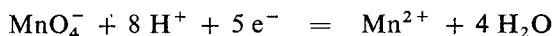
Doplňte koeficienty v následující rovnici, která znázorňuje oxidaci pyritu peroxidem sodným (tavením).

*Řešení:*



Na předchozích příkladech jsme si ukázali postup vyhledávání koeficientů při sestavování chemických rovnic. U každé reakce je důležité si uvědomit, zda dochází k oxidačně-redukčním změnám, či nikoliv. Je nezbytné najít všechny atomy, u nichž se mění oxidační stupeň, neboť v některých případech dochází k oxidaci nebo redukci u několika prvků současně.

Upozornili jsme také na to, že změny oxidačních stupňů nejsou u některých činidel za všech podmínek stejné, např. manganistan se při oxidačním působení v kyselém prostředí redukuje až na příslušnou sůl manganatou, zatímco v prostředí neutrálním nebo slabě kyselém vzniká oxid manganitý:



Peroxid vodíku se zase někdy chová jako oxidační činidlo, jindy — např. při reakci s manganistanem draselným — jako činidlo redukční.

### Příklad 11

Doplňte koeficienty u těchto chemických rovnic:

- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCN} + \text{K}_2\text{Fe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{Sr}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{SrCrO}_4 + \text{CH}_3\text{COOK} + \text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaBH}_4 + \text{BF}_3 \cdot \text{O}(\text{C}_2\text{H}_5)_2 \rightarrow \text{NaBF}_4 + \text{B}_2\text{H}_6 + (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CrO}_2\text{Cl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{WO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_3[\text{P}(\text{W}_3\text{O}_{10})_4] + \text{H}_2\text{O}$

### Příklad 12

- $\text{Na}_3\text{BO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{B}(\text{OCH}_3)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})\text{CO}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{CO}_2$

- c)  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{NH}_4\text{HS} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{AsS}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{K}_2\text{TaF}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ta}_2\text{O}_5 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HF}$   
 e)  $(\text{UO}_2)(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{U}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

### Příklad 13

Doplňte a vyčíslete tyto chemické rovnice:

- a)  $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$   
 b)  $\text{KHF}_2 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HSO}_3\text{F}$   
 c)  $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{HF} + \text{NaF} \rightarrow \text{Na}_3\text{SbF}_6$   
 d)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\cdot\text{CO}_3 + \text{NaOH}$   
 e)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{SOCl}_2 \rightarrow \text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{HCl}$

### Příklad 14

Vyjádřete chemickou rovnicí přípravu fluoridu boritého z oxidu boritého, fluoridu vápenatého a kyseliny sírové.

### Příklad 15

Alkalický roztok tetrajodortuřnatanu draselného (Nesslerova činidla) reaguje s roztokem chloridu amonného za vzniku sraženiny  $\text{Hg}_2\text{ONH}_2\text{I}$ . Sestavte chemickou rovnici.

### Příklad 16

Trithiouhličitan draselný vzniká vedle uhličitanu draselného reakcí sulfidu uhličitého s hydroxidem draselným. Sestavte rovnici.

### Příklad 17

Reakcí síranu zinečnatého s hydrogenfosforečnanem disodným vzniká fosforečnan zinečnatý, síran sodný a hydrogenfosforečnan sodný. Sestavte chemickou rovnici.

### Příklad 18

Hydridoboritan hlinitý lze připravit reakcí hydridoboritanu lithného s bezvodým chloridem hlinitým. Sestavte chemickou rovnici.

### Příklad 19

Doplňte koeficienty u těchto chemických rovnic:

- a)  $\text{Al} + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^- + \text{H}_2$   
 b)  $\text{NaNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

- c)  $\text{As}_4\text{O}_6 + \text{HCl} + \text{Cu} \rightarrow \text{As} + \text{CuCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KOH} + \text{N}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 f)  $\text{As}_4\text{O}_6 + \text{KHCO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{As}_4\text{O}_{10} + \text{KI} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

### Příklad 20

Doplňte a upravte tyto chemické rovnice:

- a)  $\text{IO}_3^- + \text{OH}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{IO}_6^{5-} + \text{Cl}^-$   
 b)  $\text{CrO}_4^{2-} + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH})_4]^- + \text{SO}_4^{2-}$   
 c)  $\text{NO}_2^- + \text{Na}^+ \rightarrow \text{N}_2\text{O}_2^{2-} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$   
 d)  $\text{I}^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2$   
 e)  $\text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow$   
 f)  $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$   
 g)  $\text{Br}^- + \text{PbO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Pb}^{2+}$   
 h)  $\text{HSO}_3^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{HSO}_4^-$   
 ch)  $\text{Sn}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow$   
 i)  $\text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Br}^- + \text{BrO}_3^-$

### Příklad 21

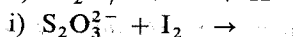
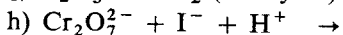
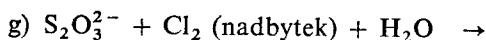
Doplňte a vyčíslete tyto chemické rovnice:

- a)  $\text{Cu} + \text{SeOCl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{SeO}_2 + \text{Se}_2\text{Cl}_2$   
 b)  $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2$   
 c)  $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2$   
 d)  $\text{Au} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$   
 e)  $\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{N}_2$   
 f)  $\text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$   
 g)  $\text{KNO}_3 + \text{S} + \text{C} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{N}_2 + \text{CO}_2$   
 h)  $\text{KSCN} + \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2$   
 ch)  $(\text{N}_2\text{H}_6)\text{SO}_4 + \text{KIO}_3 \rightarrow \text{KI} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$   
 i)  $\text{SnCl}_2 + \text{AuCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{Au}$

### Příklad 22

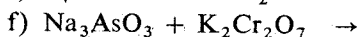
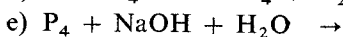
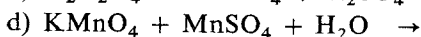
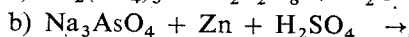
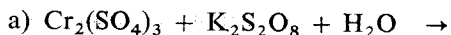
Doplňte pravé strany rovnic a vyčíslete:

- a)  $\text{Cl}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow$   
 b)  $\text{PH}_3 + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow$   
 c)  $\text{MnO}_4^- + \text{Mn}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow$   
 d)  $\text{Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow$   
 e)  $\text{I}^- + \text{IO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow$   
 f)  $\text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow$



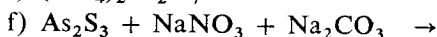
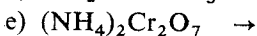
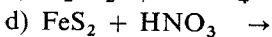
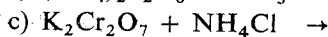
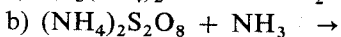
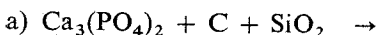
### Příklad 23

Doplňte pravé strany rovnic a vyčíslete:



### Příklad 24

Doplňte tyto rovnice probíhající za žhání a vyčíslete:



### Příklad 25

Vyjádrete chemickou rovnicí přípravu kyseliny hexahydrogentellurové  $\text{H}_6\text{TeO}_6$  oxidací telluru vodným roztokem kyseliny chlorečné.

### Příklad 26

Kyselinu jodičnou můžeme připravit oxidací jodu kyselinou dusičnou nebo oxidací jodu chlorem ve vodném prostředí. Napište příslušné chemické rovnice.

### Příklad 27

Při zahřívání jodičnanu barnatého vzniká jodistan barnatý  $\text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2$ , volný jod a kyslík. Napište chemickou rovnici.

### Příklad 28

Napište chemickou rovnici, která vyjadřuje oxidaci fosforu na kyselinu trihydrogofosforečnou zředěnou kyselinou dusičnou.

### **Příklad 29**

Vyjádřete chemickou rovnicí hydrolyzu fluoridu osmiového, při níž vzniká jednak oxid osmičelý, jednak oxid osmičitý.

### **Příklad 30**

Reakcí sulfidu barnatého s hydrogensířičitanem sodným vzniká thiosíran sodný a sířičitan barnatý. Napište chemickou rovnici.

### **Příklad 31**

Zahříváním hydroxidu draselného se sírou vzniká thiosíran draselný a trisulfid draselný. Napište chemickou rovnici.

### **Příklad 32**

Dihydrogenjodistan trisodný můžeme připravit oxidací jodičnanu sodného peroxodisíranem draselným v alkalickém prostředí. Může také vznikat působením přebytku bromu na alkalický roztok jodidu sodného při teplotě 80 °C. Vyjádřete obě přípravy chemickými rovnicemi.

### **Příklad 33**

Volný chlor reaguje za chladu se zředěnými roztoky hydroxidů za tvorby chloranů a chloridů, zatímco s horkými a koncentrovanými hydroxidy vznikají chlorečnany a chloridy. Vyjádřete oba děje chemickými rovnicemi.

### **Příklad 34**

Znáznorněte chemickou rovnicí přípravu anilinu redukcí nitrobenzenu železem v prostředí kyseliny chlorovodíkové.

### **Příklad 35**

Vyjádřete rovnicí kyanidové rozpouštění zlata. Za jakých podmínek rozpouštění probíhá?

### **Příklad 36**

Rozpouštěním zinku ve zředěné kyselině dusičné probíhá její redukce až na amonnou sůl. Napište chemickou rovnici.

### Příklad 37

Síran manganatý se oxiduje peroxidisíranem amonným za přítomnosti stříbrných iontů jako katalyzátoru až na mangan kladně sedmimocný. Jakým způsobem bude probíhat rovnice bez přítomnosti katalyzátoru? Napište obě rovnice.

### Příklad 38

K převádění látek obtížně rozpustných v kyselinách do roztoku slouží alkalické tavení. Jako oxidační činidlo se používá nejčastěji alkalický dusičnan nebo chlorečnan, jako tavidlo se přidává alkalický hydroxid nebo uhličitan. Uveďte jako příklady alkalického tavení převedení oxidu chromitého na chroman draselný a oxidu manganičitého na manganan draselný. Napište rovnice s použitím všech uvedených činidel.

### Příklad 39

Dichroman draselný je v kyselém prostředí redukován ethylalkoholem na chromitou sůl. Alkohol se oxiduje na aldehyd (nebo kyselinu octovou). Vyjádřete chemickými rovnicemi.

### Příklad 40

Znáznorněte chemickou rovnicí oxidaci síranu železnatého peroxidem vodíku v kyselém prostředí.

### Příklad 41

Při rozpouštění pyritu v kyselině dusičné vzniká dusičnan železitý, kyselina sírová a oxid dusnatý. Sestavte chemickou rovnici.

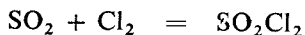
### Příklad 42

Vyjádřete chemickou rovnicí oxidační žihání (pražení) pyritu.

## 1.6 JEDNODUCHÉ STECHIOMETRICKÉ VÝPOČTY

Chemické rovnice nejen udávají, které prvky nebo sloučeniny spolu vstupují do reakce a které produkty při tom vznikají, ale vyjadřují zároveň i vztahy mezi látkovým množstvím reagujících látek.

Tak např. chemická rovnice



nás informuje nejen o tom, že

- oxid siřičitý a chlor se spolu slučují na chlorid sulfurylu, ale též o tom, že
- jedna molekula  $\text{SO}_2$  a jedna molekula  $\text{Cl}_2$  se slučují na jednu molekulu  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  a dále, že
- jeden mol  $\text{SO}_2$  se slučuje s jedním molem  $\text{Cl}_2$  na jeden mol  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ .

Chemická rovnice nás informuje rovněž o hmotnostních poměrech reagujících látek

1 mol $\text{SO}_2$ má hmotnost	64,06 g
1 mol $\text{Cl}_2$ má hmotnost	70,91 g
1 mol $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ má hmotnost	134,97 g

Oxid siřičitý o hmotnosti 64,06 g se slučuje s chlorem o hmotnosti 70,91 g za vzniku chloridu sulfurylu o hmotnosti 134,97 g.

Při zachování vzájemného poměru jednotlivých složek lze všechny uvedené vztahy uvažovat i pro násobky nebo zlomky molů.

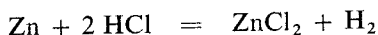
Chemické rovnice nám proto umožňují vypočítat množství látek, která do reakce vcházejí nebo která z určitých množství výchozích látek při reakci vznikají. U látek v plynném stavu můžeme pak vypočítat i jejich objemová množství (za předpokladu, že jde o ideální plyny).

Při výpočtech podle chemické rovnice vždy předpokládáme, že daná reakce probíhá za standardních podmínek ( $p^\circ = 101\,325\text{ Pa}$ ,  $T_0 = 273\text{ K}$ ), i když tomu tak ve skutečnosti není. Účastní-li se reakce plyny, umožňuje nám tento předpoklad využít při výpočtu poznatku, že jeden mol ideálního plynu zaujímá za standardních podmínek objem  $22,41\text{ dm}^3$ .

### Příklad 1

Vypočítejte hmotnost a látkové množství kyseliny chlorovodíkové i zinku potřebných teoreticky k přípravě chloridu zinečnatého o hmotnosti 25 g. Určete látkové množství a objem vodíku vznikajícího při uvedené reakci.

*Řešení:* Rozpuštění zinku v kyselině chlorovodíkové probíhá podle rovnice



Reakční rovnice nám udává zároveň poměry, v jakých jednotlivé látky spolu reagují; jeden mol chloridu zinečnatého s jedním molem vodíku vznikají reakcí jednoho molu zinku se dvěma moly kyseliny chlorovodíkové.

Vypočítáme nejdříve látkové množství chloridu zinečnatého:

$$n_{\text{ZnCl}_2} = \frac{m_{\text{ZnCl}_2}}{M(\text{ZnCl}_2)} = \frac{25\text{ g}}{136,26\text{ g mol}^{-1}} = 0,1835\text{ mol}$$

Látkové množství zinku a vodíku bude stejné, tedy  $n_{\text{Zn}} = n_{\text{H}_2} = 0,1835\text{ mol}$ , a látkové množství kyseliny chlorovodíkové bude dvojnásobné, tedy  $n_{\text{HCl}} = 0,3670\text{ mol}$ .

Hmotnost výchozích látek,  $m_{\text{Zn}}$  a  $m_{\text{HCl}}$ , vypočítáme z násobku jejich látkového množství a jejich molární hmotnosti:

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}}M(\text{Zn}) = 0,1835 \text{ mol} \cdot 65,38 \text{ g mol}^{-1} = 12,00 \text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}}M(\text{HCl}) = 0,3670 \text{ mol} \cdot 36,461 \text{ g mol}^{-1} = 13,381 \text{ g}$$

Objem vznikajícího vodíku  $V_{\text{H}_2}^\circ$  určíme ze součinu látkového množství vodíku  $n_{\text{H}_2}$  a standardního molárního objemu  $V_m^\circ$ .

$$V_{\text{H}_2}^\circ = n_{\text{H}_2}V_m^\circ = 0,1835 \text{ mol} \cdot 22,41 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} = 4,112 \text{ dm}^3$$

K přípravě chloridu zinečnatého o hmotnosti 25 g je třeba 12,00 g zinku (0,1835 mol) a 13,38 g HCl (0,3670 mol). Při reakci vznikne 4,11 dm<sup>3</sup> vodíku (za s. p.), tj. 0,1835 mol.

## Příklad 2

Vypočítejte hmotnost vápence o čistotě  $w_{\text{CaCO}_3} = 92,4 \%$ , který je potřebný k přípravě oxidu uhličitého k udržování inertní atmosféry v aparatuře po dobu 10 hodin. Spotřeba oxidu uhličitého je 30 dm<sup>3</sup> (za s. p.) za hodinu.

*Řešení:* Oxid uhličitý můžeme připravit z uhličitanu vápenatého termickým rozkladem nebo vytěsněním slabší kyseliny uhličitě kyselinou chlorovodíkovou:



Oxid uhličitý je třeba celkem získat  $V_A^\circ = 300 \text{ dm}^3$  (za standardních podmínek), jeho látkové množství  $n_A$  určíme:

$$n_A = \frac{V_A^\circ}{V_m^\circ} = \frac{300 \text{ dm}^3}{22,41 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 13,387 \text{ mol}$$

Látkové množství uhličitanu vápenatého je rovněž 13,387 mol.

Hmotnost uhličitanu vápenatého  $m_B$  nalezneme:

$$m_B = n_B M(\text{CaCO}_3) = 13,387 \text{ mol} \cdot 100,09 \text{ g mol}^{-1} = 1339,90 \text{ g}$$

Hmotnost vápence o čistotě 92,4 %,  $m_C$ , vypočítáme:

$$m_C = \frac{m_B}{w_B} = \frac{1339,9 \text{ g}}{0,924} = 1450 \text{ g} = 1,45 \text{ kg}$$

Spotřeba vápence o čistotě 92,4 % je 1,45 kg.

## Příklad 3

Vypočítejte hmotnost sulfidu železnatého ( $w_{\text{FeS}} = 84 \%$ , zbytek je železo) a kyseliny chlorovodíkové, potřebných k přípravě 100 dm<sup>3</sup> sulfanu za standardních podmínek ( $p^\circ = 101\,325 \text{ Pa}$ ,  $T_0 = 273 \text{ K}$ ).



*Řešení:* Sulfid železnatý reaguje s kyselinou chlorovodíkovou za vytěsnění slabší kyseliny sirovodíkové:



Látkové množství sulfanu  $n_A$ , odpovídající 100 dm<sup>3</sup>, vypočítáme:

$$n_A = \frac{V^\circ}{V_m^\circ} = \frac{100 \text{ dm}^3}{22,41 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 4,462 \text{ mol}$$

Ke vzniku látkového množství sulfanu  $n_A$  mol je třeba téhož množství sulfidu železnatého,  $n_B$ . Hmotnost sulfidu železnatého  $m_B$  určíme ze vztahu

$$m_B = n_B M(\text{FeS}) = 4,462 \text{ mol} \cdot 87,91 \text{ g mol}^{-1} = 392,25 \text{ g}$$

Hmotnost sulfidu železnatého, obsahujícího 84,0 % FeS,  $m_{\text{FeS}}$ , zjistíme:

$$m_{\text{FeS}} = \frac{m_B}{w_{\text{FeS}}} = \frac{392,25}{0,84} = 467,0 \text{ g}$$

Ke vzniku jednoho molu sulfanu je třeba dvou molů kyseliny chlorovodíkové. Hmotnost kyseliny chlorovodíkové  $m_C$  potřebné k přípravě 100 dm<sup>3</sup> sulfanu určíme:

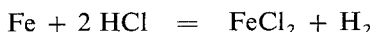
$$m_C = n_C M(\text{HCl}) = 2 \cdot 4,462 \text{ mol} \cdot 36,461 \text{ g mol}^{-1} = 325,4 \text{ g}$$

V použitém sulfidu železnatém o celkové hmotnosti 467,00 g je obsaženo 392,25 g sulfidu železnatého, zbytek je železo.

Hmotnost železa  $m_{\text{Fe}}$  zjistíme:

$$m_{\text{Fe}} = 467,00 - 392,25 = 74,75 \text{ g}$$

V kyselině chlorovodíkové se bude rozpouštět i železo podle rovnice



a spotřeba kyseliny bude proto vyšší. Látkové množství železa  $n_{\text{Fe}}$  je

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M(\text{Fe})} = \frac{74,75 \text{ g}}{55,847 \text{ g mol}^{-1}} = 1,338 \text{ mol}$$

Spotřeba kyseliny chlorovodíkové k rozpouštění železa  $m_D$  bude

$$m_D = n_D M(\text{HCl}) = 2 \cdot 1,338 \text{ mol} \cdot 36,461 \text{ g mol}^{-1} = 97,57 \text{ g}$$

Celková spotřeba kyseliny chlorovodíkové  $m_{\text{HCl}}$

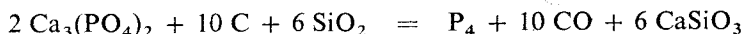
$$m_{\text{HCl}} = m_C + m_D = 325,4 + 97,6 = 423,0 \text{ g}$$

K přípravě 100 dm<sup>3</sup> sulfanu za standardních podmínek je třeba 467,0 g sulfidu železnatého o čistotě 85 % a 423,0 g kyseliny chlorovodíkové.

#### Příklad 4

Vypočítejte spotřebu fosforečnanu vápenatého obsahujícího 41,18 % P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, oxidu křemičitého a koksu potřebných k přípravě jedné tuny fosforu, jestliže výtěžek je 79,5 % výtěžku teoretického.

**Řešení:** Příprava fosforu se uskutečňuje redukcí fosforečnanu vápenatého v elektrické peci koksem. Oxid křemičitý se přidává k vázání vápníku na meta-křemičitan vápenatý  $\text{CaSiO}_3$ . Reakci zapíšeme rovnicí



K přípravě látkového množství 1 mol  $\text{P}_4$  je zapotřebí látkové množství 2 mol fosforečnanu vápenatého (2 mol  $\text{P}_2\text{O}_5$ ), 10 mol uhlíku a 6 mol  $\text{SiO}_2$ .

Látkové množství 1 Mg fosforu vypočítáme ze vztahu

$$n_{\text{P}_4} = \frac{m_{\text{P}_4}}{M(\text{P}_4)} = \frac{1\,000 \text{ kg}}{123,895 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}} = 8071,4 \text{ mol}$$

Hmotnost teoreticky potřebného oxidu fosforečného  $m_A$  vypočítáme ze součinu látkového množství  $n_A$  a molární hmotnosti  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

$$\begin{aligned} m_A &= n_A M(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 8071,4 \text{ mol} \cdot 141,9445 \cdot 10^{-3} \text{ g mol}^{-1} = \\ &= 2291,4 \text{ kg} = 2,291 \text{ Mg } \text{P}_2\text{O}_5 \end{aligned}$$

Hmotnost fosforečnanu vápenatého,  $m_B$ , s hmotnostním obsahem oxidu fosforečného  $w_A = 41,18\%$  zjistíme:

$$m_B = \frac{m_A}{w_A} = \frac{2291,4 \text{ kg}}{0,4118} = 5564,3 \text{ kg} = 5,564 \text{ Mg } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Při praktickém výtěžku fosforu 79,5 % bude spotřeba základních surovin vyšší:

$$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{m_B}{w_B} = \frac{5,564 \text{ Mg}}{0,795} = 6,999 \text{ Mg} = 7,00 \text{ Mg}$$

Hmotnost uhlíku potřebného teoreticky k redukcí 1 Mg fosforu

$$m_C = n_C M(\text{C}) = 80714 \text{ mol} \cdot 12,011 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} = 969,46 \text{ kg}$$

Hmotnost uhlíku při výtěžku reakce 79,5 %

$$m'_C = \frac{969,46}{0,795} = 1219 \text{ kg} = 1,22 \text{ Mg koksu}$$

Hmotnost oxidu křemičitého  $m_D$  potřebného teoreticky při reakci

$$\begin{aligned} m_D &= n_D M(\text{SiO}_2) = 6 \cdot 8071,4 \text{ mol} \cdot 60,085 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} \\ m_D &= 2909,8 \text{ kg} = 2,91 \text{ Mg } \text{SiO}_2 \end{aligned}$$

Hmotnost oxidu křemičitého při výtěžku reakce 79,5 %:

$$m_{\text{SiO}_2} = \frac{2909,8}{0,795} = 3660 \text{ kg} = 3,66 \text{ Mg}$$

K přípravě jedné tuny fosforu je při 79,5% výtěžku třeba 7,00 t fosforečnanu vápenatého uvedené čistoty, 1,22 t koksu a 3,66 t oxidu křemičitého.

Objemy plynů jsou v této kapitole uvažovány za standardních podmínek (za s. p.), tj. teploty 273 K a tlaku 101 325 Pa.

#### **Příklad 5**

Vypočítejte hmotnost a látkové množství dusičnanu amonného, poskytující při termickém rozkladu 5,6 dm<sup>3</sup> azoxidu.

#### **Příklad 6**

Dusitan amonný se zahřevem rozkládá za vzniku dusíku. Reakční směs se připravuje z koncentrovaných roztoků síranu amonného a dusitanu draselného. Napište reakční rovnice a vypočítejte hmotnost obou základních složek, potřebnou k přípravě 10 m<sup>3</sup> dusíku.

#### **Příklad 7**

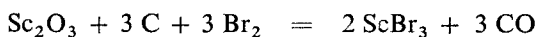
Jakého objemu vzduchu ( $\varphi_{\text{O}_2} = 20,95\%$ ) je teoreticky zapotřebí k oxidaci 100 m<sup>3</sup> amoniaku na oxid dusnatý? Určete objem vznikajícího oxidu dusnatého a jeho obsah v reakční směsi za standardních podmínek vyjádřete objemovým zlomkem (za předpokladu úplného spotřebování kyslíku ze vzduchu).

#### **Příklad 8**

Určete látkové množství a objem oxidu siřičitého, uváděného do roztoku hydroxidu sodného, potřebného k přípravě 51 g heptahydrátu siřičitanu disodného.

#### **Příklad 9**

Bezvodý bromid skanditý lze připravit redukční bromací oxidu skanditého:



Vypočítejte hmotnost oxidu skanditého a uhlíku, potřebnou k přípravě 95 g bezvodého bromidu, použije-li se třetinového nadbytku uhlíku.

#### **Příklad 10**

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.

#### **Příklad 11**

Fosfan vzniká redukcí kyseliny hydrido-trioxofosforečné  $\text{H}_2[\text{HPO}_3]$  zinkem v prostředí kyseliny chlorovodíkové. Jaký objem fosfanu vzniká za standardních podmínek ze 41 g kyseliny? Určete hmotnost zinku teoreticky potřebnou k redukci.

### Příklad 12

Hydrolytickým rozkladem bromidu fosforitého připravíme kyselinu dihydrogenhydrido-trioxofosforečnou  $\text{H}_2[\text{HPO}_3]$ . Rozklad vyjádříme rovnicí



Určete a) hmotnost bromidu fosforitého použitého k přípravě 205 g kyseliny  $\text{H}_2[\text{HPO}_3]$ , b) látkové množství bromovodíkové kyseliny vznikající při rozkladu.

### Příklad 13

Termickým rozkladem dichromanu amonného vzniká oxid chromitý a dusík. Sestavte reakční rovnici a vypočítejte látkové množství dusíku vznikajícího rozkladem 70,0 g dichromanu amonného s hmotnostním obsahem 4 % nečistot, které při rozkladu nemění. Jakou hmotnost a čistotu bude mít vznikající oxid chromitý?

### Příklad 14

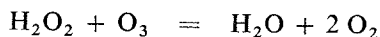
Chroman draselný připravujeme z oxidu chromitého oxidačním tavením s dusičnanem draselným a hydroxidem draselným. Vypočítejte hmotnost oxidu chromitého a dusičnanu draselného potřebnou teoreticky k přípravě 97 g chromanu draselného, je-li výtěžek reakce 75%ní. Vypočítejte ztrátovou hmotnost oxidu chromitého.

### Příklad 15

Dusitan sodný byl připraven redukčním tavením 18,0 g dusičnanu sodného se 40 g olova (do plného spotřebování jedné složky). Vypočítejte hmotnost vznikajícího dusitanu sodného a určete, která z reakčních látek byla v nadbytku. Její nadbytek vyjádřete v procentech.

### Příklad 16

Vypočítejte objem ozonizovaného kyslíku ( $\varphi_{\text{O}_3} = 10\%$ ) potřebného pro reakci s peroxidem vodíku podle rovnice



K reakci bylo použito 113,3 g peroxidu vodíku s hmotnostním obsahem 3 %  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Jaký objem kyslíku při tom vzniká?

### Příklad 17

Peroxid sodíku, používaný v dýchacích přístrojích jako zdroj kyslíku, reaguje s oxidem uhličitým za vzniku uhličitanu sodného a kyslíku. Vypočítejte látkové množství a objem kyslíku vznikající z náplně obsahující 234 g peroxidu sodíku.

### Příklad 18

Vypočítejte látkové množství kyanamidu vápenatého a přehřáté vodní páry poskytující při reakci



120,5 m<sup>3</sup> amoniaku. Určete hmotnost uhličitanu vápenatého.

### Příklad 19

Vypočítejte hmotnost a objem sulfanu získaného z jednoho kilogramu nonahydrátu sulfidu disodného působením kyseliny chlorovodíkové. Čistota sulfidu vyjádřená hmotnostním zlomkem je 95 %.

### Příklad 20

Sulfid barnatý vzniká redukcí síranu barnatého uhlíkem. Vypočítejte hmotnost síranu barnatého potřebnou teoreticky k přípravě 26 g sulfidu barnatého. Jaké hmotnosti uhlíku bude k redukcí zapotřebí, je-li ho třeba použít ve 30% nadbytku proti stechiometrii.

### Příklad 21

Při vzájemném působení jednoho gramu směsi chloridu sodného a chloridu draselného s roztokem obsahujícím kyselinu hexachloroplaticitou vzniklo 2,14 g málo rozpustné soli, hexachloroplaticitanu draselného. Vypočítejte hmotnostní obsah chloridu draselného ve směsi.

### Příklad 22

Thiosíran sodný vzniká zahříváním roztoku siřičitanu sodného se sírou. Počáteční roztok má být připraven tak, aby hmotnostní obsah thiosíranu sodného ve výsledném roztoku byl 30 %. Vypočítejte hmotnost heptahydrátu siřičitanu sodného a vody, potřebných k přípravě 124 g pentahydrátu thiosíranu sodného. Jaké hmotnosti síry je zapotřebí, byla-li použita ve 100%ním přebytku proti stechiometrii?

### Příklad 23

Lithium se slučuje při vysoké teplotě s dusíkem za vzniku nitridu trilithného Li<sub>3</sub>N. Určete látkové množství lithia teoreticky nezbytné k přípravě 58 g nitridu. Vyjádřete složení nitridu hmotnostním zlomkem lithia.

### Příklad 24

K přípravě čistého kobaltu bylo redukováno 56 g oxidu kobaltitého vodíkem při teplotě 600 °C. Určete teoretickou spotřebu vodíku, jestliže čistota oxidu byla

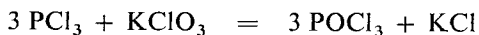
98,73 % a nečistoty redukcí nepodléhají. Vyjádřete hmotnost a látkové množství vznikajícího kobaltu.

#### **Příklad 25**

Bezvodý bromid hlinitý lze připravit přímou syntézou z prvků. Vypočítejte látkové množství hliníku a hmotnost obou prvků potřebných teoreticky k přípravě 160 g bezvodého bromidu. Čistota použitého hliníku je  $w_{Al} = 99,3 \%$ .

#### **Příklad 26**

Vypočítejte hmotnost trichloridu fosforu vznikajícího reakcí



ze 100 g chloridu fosforitého při výtěžku reakce 89,6 %.

#### **Příklad 27**

Oxid sírový reaguje při vysoké teplotě intenzivně s málo rozpustnými kovovými oxidy za vzniku rozpustných síranů. Reakcí s oxidem titaničitým připravíme tak síran titaničitý. Vypočítejte hmotnost síranu titaničitého vznikajícího teoreticky z látkového množství 1,5 mol oxidu sírového.

#### **Příklad 28**

Vypočítejte hmotnost bezvodého chloridu nikelnatého připraveného termickým rozkladem 0,625 mol chloridu hexaamminnikelnatého. Určete látkové množství a objem amoniaku uvolněného při rozkladu.

#### **Příklad 29**

Vypočítejte hmotnost nasyceného roztoku bromové vody (3,6 g bromu ve 100 g vody) potřebnou k oxidaci roztoku obsahujícího 10 g siřičitanu sodného. Jiné redukční látky v roztoku nejsou přítomny.

#### **Příklad 30**

Vypočítejte objemy sulfanu a oxidu siřičitého potřebné pro reakci za vzniku síry o hmotnosti 100 kg.

#### **Příklad 31**

Spalováním uhlí obsahujícího síru uniká do ovzduší oxid siřičitý. Určete objem a látkové množství oxidu siřičitého vznikajícího spálením 10 tun černého uhlí s hmotnostním obsahem síry 1,5 %. Jaké hmotnosti kyseliny sírové toto množství odpovídá ?

### Příklad 32

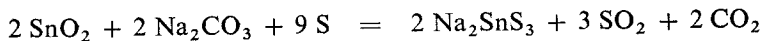
Oxid mangančitý připravíme redukcí manganistanu draselného ve vodném roztoku siřičitanem sodným. Vypočítejte a) hmotnost oxidu mangančitého vznikajícího ze 79 g  $\text{KMnO}_4$ , b) teoretickou spotřebu heptahydrátu siřičitanu sodného, c) získáme-li 20 g  $\text{MnO}_2$ , určete, s jakým výtěžkem jsme pracovali.

### Příklad 33

Oxidací kyseliny chlorovodíkové oxidem mangančitým připravíme chlor. Sestavte reakční rovnici a vypočítejte hmotnost oxidu mangančitého a kyseliny chlorovodíkové potřebných k přípravě 100 m<sup>3</sup> chloru za standardních podmínek. Složení kyseliny chlorovodíkové vyjádřené hmotnostním zlomkem je 36 %.

### Příklad 34

Tavením oxidu cíničitého ve směsi se sírou a bezvodým uhličitanem sodným vzniká trithiociničitan disodný podle reakce



Vypočítejte hmotnost trithiociničitanu disodného vznikajícího z 37,0 g oxidu cíničitého. Stanovte přebytek síry v procentech vzhledem k unikajícímu oxidu siřičitému.

### Příklad 35

Pražením pyritu byly získány výpalky obsahující 2 % nezoxidované síry. Vypočítejte ztráty síry při denním zpracování 100 Mg pyritové suroviny, činí-li pokles hmotnosti při žihání 30 %. Jaké hmotnosti kyseliny sírové to odpovídá?

### Příklad 36

Vzorek flotací obohaceného pyritu má hmotnostní složení 75,4 %  $\text{FeS}_2$ , 10,5 %  $\text{FeAsS}$  a 4,0 % vlhkosti, zbytek je  $\text{SiO}_2$ . Vypočítejte hmotnostní obsah železa ve vzorku plně zoxidovaném vyžiháním. O jakou hodnotu se zvýší hmotnostní obsah železa proti původnímu vzorku?

### Příklad 37

Rozpuštěním látkového množství práškového zinku 0,03 mol v kyselině sírové vzniklo 0,64 dm<sup>3</sup> vodíku (za s. p.). Vypočítejte a) čistotu použitého kovu za předpokladu nerozpustnosti nečistot, b) hmotnost vznikajícího heptahydrátu síranu zinečnatého.

### Příklad 38

Určete objem technického vodíku s objemovým obsahem vodíku  $\varphi_{\text{H}_2} = 98\%$  a hmotnost chloru o čistotě  $w_{\text{Cl}_2} = 94\%$  potřebných ke vzniku 1 Mg-chlorovodíku, jestliže z důvodů úplného využití chloru se množství vodíku zvyšuje o 10% v porovnání s teoretickou spotřebou.

### Příklad 39

Pohlcením oxidu uhličitého, obsaženého v jednom krychlovém metru vzduchu, v roztoku hydroxidu barnatého vzniklo 2,642 g uhličitanu barnatého. Vypočítejte objemový zlomek oxidu uhličitého ve vzduchu.

### Příklad 40

Oktahydrát hydroxidu barnatého se mění na vzduchu na uhličitán barnatý. Jestliže u výsledného vzorku byl zjištěn hmotnostní obsah uhlíku 1%, určete, z kolika procent nastala změna na uhličitán. Vypočítejte také hmotnostní obsah barya ve výsledném vzorku. Předpokládejte, že vzorek byl zbaven uvolněné vody.

### Příklad 41

Práškové železo o hmotnosti 20 g, obsahující 6% nerozpustných nečistot, bylo rozpuštěno ve zředěné kyselině sírové. Krystalizací bylo získáno 65 g heptahydrátu síranu železnatého  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ . S jakým výtěžkem byla příprava provedena?

### Příklad 42

Oxid železitý připravíme vyžháním vysušeného hydroxidu železitého, který byl získán srážením železité soli v roztoku alkalickým hydroxidem. Vypočítejte a) hmotnost hexahydrátu chloridu železitého potřebnou teoreticky k přípravě 114 g oxidu železitého, b) ztráty při přípravě oxidu, jestliže bylo použito 426 g  $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  obsahujícího 3,2% nečistot nerozpustných ve vodě.

### Příklad 43

Vypočítejte hmotnost chlorečnanu draselného s hmotnostním obsahem nečistot 8,86%, potřebnou k přípravě 25 dm<sup>3</sup> kyslíku.

### Příklad 44

Vypočítejte látkové množství, hmotnost a objem kyslíku vznikajícího při termickém rozkladu směsi chlorečnanu sodného a chlorečnanu draselného o celkové hmotnosti 200 g. Hmotnostní obsah sodíku ve směsi je  $w_{\text{Na}} = 10,04\%$ . Obsah chlorečnanu draselného vyjádřete hmotnostním zlomkem.



#### Příklad 45

Dusičnan měďnatý byl připraven rozpouštěním mědi v kyselině dusičné, která se redukovala na plynný oxid dusnatý. Dusičnan měďnatý vykristaloval z roztoku jako hexahydrát. Sestavte reakční rovnici a vypočítejte hmotnost hexahydrátu dusičnanu měďnatého připraveného teoreticky z látkového množství mědi 0,3 mol. Jaké hmotnosti oxidu měďnatého odpovídá? Vyjádřete látkové množství a hmotnost teoreticky při reakci potřebné kyseliny dusičné.

#### Příklad 46

K přípravě dusičnanu měďnatého bylo použito 20 g oxidu měďnatého částečně zredukovaného vodíkem. Analyticky bylo zjištěno, že obsah oxidu měďnatého, určený hmotnostním zlomkem, je 75 %. Vypočítejte a) hmotnost teoreticky vznikajícího pentahydrátu síranu měďnatého, b) celkový hmotnostní obsah mědi v rozpuštěném vzorku.

#### Příklad 47

Do roztoku kyseliny seleničité je do nasycení uváděn sulfan. Redukcí kyseliny seleničité vzniká žlutá směs selenu a síry. Určete hmotnostní složení vysušené směsi a celkové látkové množství obou prvků, vzniklé z roztoku obsahujícího 47,7 g oxidu seleničitého.

#### Příklad 48

Tetrathioantimoničnan sodný, Schlippeho sůl, se připravuje rozpouštěním sulfidu antimonitého a síry ve vroucím roztoku hydroxidu sodného. Krystaluje ve velkých žlutých krystalech obsahujících 9 molekul vody. Určete hmotnost této látky, kterou lze teoreticky připravit z 20 g sulfidu antimonitého. Vyjádřete stechiometrická množství dalších dvou reakčních komponent.

#### Příklad 49

Rozkladem tetrathioantimoničnanu sodného kyselinou sírovou (tj. okyselením roztoku) vzniká sulfid antimoničný, oranžový, ve vodě nerozpustný prášek, zvaný také „zlatá síra“. Používá se např. k vulkanizaci kaučuku. Napište rovnici vystihující rozklad a vypočítejte hmotnost sulfidu antimoničného vznikajícího z jednoho kilogramu Schlippeho soli.

#### Příklad 50

K přípravě vodíku byla použita směs práškového zinku a železa. Vypočítejte složení a hmotnost původního vzorku, jestliže rozpouštěním v kyselině vzniklo 134,5 dm<sup>3</sup> vodíku. Hmotnostní obsah zinku ve směsi obou kovů je  $w_{\text{Zn}} = 34,6\%$  a příměsí nevyvíjejících vodíků je  $w_{\text{nečist}} = 6,3\%$ .

### **Příklad 51**

Rozpuštěním 20 g zinku znečištěného pouze oxidem zinečnatým vzniklo 85 g heptahydrátu síranu zinečnatého. Hmotnostní obsah oxidu zinečnatého v zinkovém prachu vyjádřete v procentech. Celkový obsah zinku vyjádřete hmotnostním zlomkem.

### **Příklad 52**

Rozpuštěním zinku s příměsí oxidu zinečnatého o hmotnosti 50 g vzniklo 50,0 dm<sup>3</sup> vodíku. Vypočítejte hmotnostní obsah oxidu zinečnatého v zinku a hmotnost vzniklého heptahydrátu síranu zinečnatého.

### **Příklad 53**

Rozpuštěním zinku s hmotnostním obsahem 15 % oxidu zinečnatého v kyselině sírové je třeba připravit 115 g heptahydrátu síranu zinečnatého. Zjistěte hmotnost zoxidovaného zinku použitého k přípravě.

### **Příklad 54**

Při průmyslové výrobě  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  se měděný odpad zahříváním na vzduchu vzdušným kyslíkem oxiduje a získaný oxid měďnatý se rozpouští v kyselině sírové. Vypočítejte teoretickou spotřebu mědi a kyseliny sírové s hmotnostním obsahem 80 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  na jednu tunu pentahydrátu síranu měďnatého.

### **Příklad 55**

Z okyseleného roztoku jodidu draselného lze vyloučit přidáním peroxidu vodíku volný jod. Vypočítejte hmotnostní obsah  $w_{\text{H}_2\text{O}_2}$  v 8 g peroxidu vodíku, který byl použit k vyloučení jodu o hmotnosti 3 g.

### **Příklad 56**

K redukci roztoku obsahujícího 7,9 g manganistanu draselného, okyseleného kyselinou sírovou, bylo použito 50 dm<sup>3</sup> plynu obsahujícího oxid siřičitý. Vypočítejte objemový obsah oxidu siřičitého v použitém plynu za předpokladu, že neobsahuje žádná další redukční činidla.

### **Příklad 57**

K redukci roztoku okyseleného kyselinou sírovou a obsahujícího 7,00 g dichromanu draselného bylo použito 8,00 dm<sup>3</sup> plynu obsahujícího oxid siřičitý. Vypočítejte objemový obsah oxidu siřičitého za předpokladu, že beze ztrát zreagoval.

### Příklad 58

Vypočítejte hmotnost fluoridu vápenatého s hmotnostním obsahem 97,57 g  $\text{CaF}_2$  a hmotnost kyseliny sírové potřebné k přípravě jednoho kilogramu kyseliny fluorovodíkové.

### Příklad 59

Určete objem sirovodíku potřebný k převedení 100 g jodu na jodovodík.

### Příklad 60

K přípravě kyseliny borité byl použit zvětralý dekahydrát tetraboritanu disodného s hmotnostním obsahem oxidu boritého 42,54 %. Vypočítejte hmotnost kyseliny trihydrogenborité, kterou je možno vyrobit z jedné tuny dané suroviny. Určete počet molekul vody připadajících na jednu molekulu tetraboritanu disodného a vyjádřete její obsah hmotnostním zlomkem.

### Příklad 61

Vypočítejte objemový obsah oxidu siřičitého v nosném plynu, jestliže k redukci 22,0 g jodičnanu sodného bylo zapotřebí 25  $\text{dm}^3$  plynu. Určete hmotnost vznikajícího jodu.

### Příklad 62

Určete hmotnost jodičnanu draselného a jodidu draselného, které poskytnou při reakci jod o hmotnosti 90 g.

### Příklad 63

Vypočítejte hmotnost nasyceného roztoku bromové vody potřebné k oxidaci 26,1 g heptahydrátu síranu železnatého v prostředí kyseliny sírové. V nasyceném roztoku je 3,58 g bromu ve 100 g vody.

### Příklad 64

Kyanid sodný lze vyrobit zahříváním kyanamidu vápenatého s uhlím a sodou. Zjistěte hmotnost kyanidu sodného získaného z jedné tuny kyanamidu vápenatého, jestliže reakce se uskutečnila s 82%ním výtěžkem.

### Příklad 65

Určete objem dusíku a hmotnost karbidu vápenatého, potřebných teoreticky k přípravě jedné tuny kyanamidu vápenatého.

### Příklad 66

Ozonizovaný kyslík o objemu  $5 \text{ dm}^3$  byl zaváděn do roztoku jodidu draselného a vyloučilo se  $3,40 \text{ g}$  jodu. Vypočítejte objemový obsah ozonu.

### Příklad 67

Vypočítejte hmotnost peroxidu barnatého a kyseliny sírové ( $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 20 \%$ ), potřebných k přípravě jednoho kilogramu roztoku peroxidu vodíku o hmotnostním obsahu  $w_{\text{H}_2\text{O}_2} = 30 \%$ .

### Příklad 68

Vypočítejte objem vzduchu potřebný teoreticky k vyžhání pyritu o hmotnosti  $1 \text{ tuny}$ . Určete hmotnost oxidu železitého a objem oxidu siřičitého vznikajícího při oxidaci. Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je  $20,9 \%$ .

### Příklad 69

Vypočítejte a) složení plynu odcházejícího při oxidačním žhání pyritu s přívodem vzduchu v množství odpovídajícím právě teoretické spotřebě kyslíku. Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je  $21 \%$ , zbytek předpokládejte, že je dusík. Jaké bude b) složení spalných plynů při spotřebě právě poloviny kyslíku na oxidační proces?

### Příklad 70

Jaká je denní spotřeba vzduchu ( $\varphi_{\text{O}_2} = 21 \%$ ) v peci převádějící za  $24 \text{ hodin}$   $2,5 \text{ tun}$  pyritu na  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , jestliže se při tom vzduch bere v  $50\%$ ním přebytku tak, aby plyny odcházející z pece obsahovaly nezreagovaného kyslíku  $\varphi_{\text{O}_2} = 10,5 \%$ ?

### Příklad 71

Vzorek sfaleritu obsahoval  $76,0 \%$   $\text{ZnS}$ ,  $9,5 \%$   $\text{MnCO}_3$ ,  $2,4 \%$   $\text{H}_2\text{O}$  a  $12,1 \%$   $\text{SiO}_2$ . Složení je udáno v hmotnostních zlomcích. Vypočítejte hmotnostní obsah zinku a manganu ve vzorku původním a dokonale vypraženém. Při žhání přechází mangan na  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ .

### Příklad 72

Působením chloru na vápenné mléko vzniká chlorečnan vápenatý, který reakcí s  $\text{KCl}$  se převádí na  $\text{KClO}_3$ . Vypočítejte hmotnost chloru, nehašeného vápna (oxidu vápenatého) a chloridu draselného, potřebných k přípravě jedné tuny

chlorečnanu draselného. Uvažujte, že produkt vzniká s 80%ním výtěžkem proti teoretickému výpočtu.

### Příklad 73

Redukcí dichromanu draselného oxidem siřičitým v prostředí okyseleném kyselinou sírovou vzniká síran chromitý. Vypočítejte hmotnost síranu chromitého vznikajícího teoreticky ze 100 g dichromanu draselného a určete hmotnost heptahydrátu siřičitanu sodného potřebného pro přípravu  $\text{SO}_2$ , jestliže ztráty jsou 14,3 %.

### Příklad 74

Síran hlinitý  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$  se získává zpracováním hlín, bohatých na oxid hlinitý, kyselinou sírovou. Kolik tun hlíny, obsahující 35 % kaolinitu, tj. hydratovaného křemičitanu hlinitého o vzorci  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ , je třeba k získání jedné tuny výsledného produktu, jestliže se z přítomného oxidu hlinitého využije jen 75 %? Jaká je teoretická spotřeba kyseliny sírové na tunu produktu?

### Příklad 75

Při přípravě sody Solvayovým způsobem se sytí vodný roztok chloridu sodného amoniakem a oxidem uhličitým. Vzniká při tom málo rozpustný hydrogenuhlíčan sodný, který se odfiltruje a vyžihá na uhličitán sodný a oxid uhličitý. Vypočítejte hmotnost chloridu sodného, objem amoniaku a oxidu uhličitého, potřebných k přípravě jedné tuny kalcinované sody, jestliže předpokládáme, že chlorid sodný se využije ze 2/3 a oxid uhličitý uvolněný při žihání hydrogenuhlíčanu sodného se vrací s 10%ní ztrátou do výroby.

## 1.7 ROZTOKY

Roztoky jsou homogenní soustavy, většinou kapalné, složené ze dvou nebo více složek. Složku roztoku, která je v nadbytku, označujeme jako *rozpuštědlo*, ostatní složky jako *rozpuštěné látky*. Naše příklady se budou týkat pouze kapalných roztoků, s vodou jako rozpuštědlem.

### 1.7.1 Vyjadřování složení roztoků

Složení vícesložkových soustav se udává zpravidla relativním obsahem jednotlivých složek ve směsi. V této kapitole budou probrány nejuživanější ze způsobů vyjadřování složení roztoků. Považujeme za užitečné při tom zopakovat definice hmotnostních, objemových a molárních zlomků, uvedené již v kapitole 1.3 a po-

užité při obecném vyjadřování složení soustavy. Činíme tak proto, že dřívější způsoby vyjadřování složení roztočků jsou stále ještě vžitá a chceme tím zabránit jejich dalšímu používání.

*Hmotnostní zlomek B,  $w_B$*

udává relativní zastoupení látky B v soustavě a je definován jako podíl hmotnosti složky B a celkové hmotnosti soustavy:

$$w_B = \frac{m_B}{\sum_i m_i} = \frac{m_B}{m_s} \quad (7.1)$$

kde  $m_B$  (obecně  $m_i$ ) značí hmotnost jednotlivé složky soustavy,  
 $m_s$  — celková hmotnost soustavy.

Hmotnostní zlomek je nepojmenované číslo, a jak vyplývá z definice, menší než 1. V chemii je zvykem vyjadřovat složení v procentech. Procentem je označena setina nepojmenované jedničky, tj. nejpřirozenější jednotky, jaká vůbec v přírodě může existovat,  $1\% = 0,01$ . Hmotnostní zlomek je možno rozepsat jako součin číselné hodnoty tohoto zlomku vyjádřeného v procentech a jednotky %, tedy:

$$w_B = 0,75 = 75 \cdot 0,01 = 75\%$$

Obdobně jako procento je jednotkou nepojmenované jedničky promile  $0,001 = 1\text{‰}$  nebo ppm =  $1 \cdot 10^{-6}$ .

Hmotnost je veličina nezávislá na teplotě a tlaku, a proto na nich není závislý ani hmotnostní zlomek.

*Objemový zlomek látky B,  $\varphi_B$*

je definován jako podíl objemu složky B ( $V_B$ ) a celkového objemu směsi ( $V_s$ ):

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_s} \quad (7.2)$$

Všechny objemy, jako veličiny závislé na teplotě a tlaku, musí být v jedné soustavě měřeny za stejných podmínek. Objem směsi není možno nahradit součtem objemů jednotlivých složek tvořících soustavu, protože může docházet při tvoření směsi k objemovým změnám, ko ntrakci, popř. dilataci objemu, tj. ke zmenšení nebo zvětšení objemu směsi.

*Molární zlomek látky B,  $x_B$*

je definován jako podíl látkového množství složky B,  $n_B$ , k celkovému látkovému množství soustavy,  $n_s$ :

$$x_B = \frac{n_B}{\sum_i n_i} = \frac{n_B}{n_s} \quad (7.3)$$

kde  $n_B$  (obecně  $n_i$ ) značí látkové množství jednotlivých složek směsi,  
 $n_s$  — celkové látkové množství soustavy.

Molární zlomky, obdobně jako zlomky hmotnostní, nejsou závislé na tlaku a teplotě.

Vyjádřováním složení pomocí zlomků hmotnostních, objemových a molárních dostáváme relativní hodnoty menší než 1 nebo používáme vyjadřování v procentech.

#### *Koncentrace látky B, $c_B$*

je definována obecně podílem látkového množství složky B a celkovým objemem soustavy:

$$c_B = \frac{n_B}{V_s} \quad [c_B] = \text{mol m}^{-3} \quad (7.4)$$

kde  $n_B$  je látkové množství složky B vyjádřené v molech,

$V_s$  — celkový objem soustavy vyjádřený v krychlových metrech.

V chemii není běžné vyjadřovat koncentraci v hlavních jednotkách soustavy SI, tj. v molech na krychlový metr. Počítalo by se vesměs s hodnotami nezvyklými. Nadále bude proto užívána při výpočtech pro koncentraci jednotka  $\text{mol dm}^{-3}$  (popř. mol na litr).

Mezinárodní nomenklaturou je doporučován termín „koncentrace“ pouze k označení veličiny o jednotce  $\text{mol m}^{-3}$ , resp.  $\text{mol dm}^{-3}$ . Termín „koncentrace“ byl zatím u nás používán ve významu nadřazeném jednotlivým způsobům vyjadřování složení soustavy (hmotnostní zlomek, objemový zlomek, molární zlomek, molární koncentrace, molalita aj.), a bude proto jistě působit potíže respektovat v plném rozsahu toto doporučení. Dřívější termín „molarita“ pro  $c_B$  v  $\text{mol dm}^{-3}$  nemá být používán vůbec, je považován za nadbytečný k termínu koncentrace a navíc je obava ze záměny s molalitou.

Roztoky o koncentraci  $0, X \text{ mol dm}^{-3}$  je možno označovat jako  $0, X$  molární, popř. jako  $0, X M$  roztok.

#### *Molalita látky B, $m_B$*

je definována vztahem

$$m_B = \frac{n_B}{m_r} \quad [m_B] = \text{mol kg}^{-1} \quad (7.5)$$

kde  $n_B$  je látkové množství rozpuštěné látky B v molech,

$m_r$  — hmotnost rozpouštědla v kilogramech.

Roztok s  $0, X$  mol látky B, rozpuštěné v jednom kilogramu rozpouštědla, se nazývá  $0, X$  molární. Používání symbolu „ $m$ “ pro  $\text{mol kg}^{-1}$  není dovoleno. Jiný symbol zatím nebyl doporučen.

Pro vyjádření hustoty je doporučováno užívat hlavních jednotek kilogram a krychlový metr. V oblasti chemie, kde se nejběžněji pracuje s hmotností vyjadřovanou v gramech a s objemy v krychlových centimetrech, je v těchto jednotkách vyjadřována i hustota. V této knize také byly většinou k vyjadřování hustoty používány.

### Příklad 1

Vyjádřete hmotnostním zlomkem složení roztoku připraveného rozpuštěním hydroxidu sodného o hmotnosti 15 g ve 105 g vody.

*Řešení:* K určení hodnoty hmotnostního zlomku hydroxidu sodného vyjdeme z jeho definice (7.1):

$$w_B = \frac{m_B}{m_s}$$

Celková hmotnost roztoku  $m_s$  je dána součtem hmotností vody  $m_A$  a hydroxidu sodného  $m_B$ :

$$m_s = m_A + m_B = 105 + 15 = 120 \text{ g}$$

$$w_B = \frac{m_B}{m_s} = \frac{15}{120} = 0,125 = 12,5 \%$$

Hmotnostní obsah hydroxidu sodného v roztoku je 12,5 %.

### Příklad 2

Vypočítejte hmotnost jodidu draselného a vody potřebné k přípravě 230 g roztoku, jehož složení je vyjádřeno hmotnostním zlomkem  $w_{KI} = 2,5 \%$ .

*Řešení:* Hmotnost jodidu draselného zjistíme ze vztahu

$$m_B = w_B m_s = 0,025 \cdot 230 = 5,75 \text{ g KI}$$

Hmotnost vody  $m_A$  zjistíme z rozdílu hmotnosti roztoku  $m_s$  a jodidu draselného  $m_B$ :

$$m_A = m_s - m_B = 230 - 5,75 = 224,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

K přípravě roztoku je třeba 5,75 g jodidu draselného a 224,25 g vody, tj. 224,25 ml vody.

### Příklad 3

Vypočítejte hmotnost kyseliny sírové obsažené ve 200 ml roztoku o hmotnostním složení 60 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Hustota kyseliny  $\rho = 1,4983 \text{ g cm}^{-3}$ .

*Řešení:* Nejdříve vypočítáme celkovou hmotnost roztoku:

$$m_s = V\rho = 200 \cdot 1,4983 = 299,7 \text{ g}$$

Hmotnost kyseliny sírové  $m_B$  v roztoku zjistíme ze vztahu

$$m_B = w_B m_s = 0,6 \cdot 299,7 = 179,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

V roztoku je obsaženo 179,8 g kyseliny sírové.



#### Příklad 4

Je nutno připravit 150 ml roztoku hydroxidu sodného o hmotnostním složení 5 % NaOH. Jaký objem vody a jakou hmotnost hydroxidu sodného je třeba k přípravě použít?

*Řešení:* Z tabulek zjistíme hustotu hydroxidu sodného  $\rho = 1,0538 \text{ Mg m}^{-3}$ . Hmotnost roztoku  $m_s$  určíme ze vzorce

$$m_s = V\rho = 150 \cdot 1,0538 = 158,07 \text{ g}$$

K výpočtu hmotnosti rozpuštěného hydroxidu sodného  $m_B$  použijeme vztah (7.1):

$$m_B = w_B m_s = 0,05 \cdot 158,07 = 7,90 \text{ g NaOH}$$

Hmotnost vody  $m_A$  potřebná k vytvoření roztoku je

$$m_A = m_s - m_B = 158,07 - 7,90 = 150,17 \text{ g H}_2\text{O}$$

K přípravě roztoku je třeba 150,2 ml vody a 7,90 g NaOH.

#### Příklad 5

Složení roztoku vzniklého rozpuštěním 50 g pentahydrátu síranu měďnatého ve 250 ml vody vyjádřete hmotnostním a molárním zlomkem.

*Řešení:* Složení roztoků vznikajících rozpouštěním hydrátů solí je vyjadřováno téměř výhradně obsahem bezvodé sloučeniny. Pokud je třeba vyjádřit jejich složení ve formě hydrátu, musí to být výslovně uvedeno. Hmotnost 50 g pentahydrátu síranu měďnatého přepočítáme na bezvodý síran měďnatý,  $m_B$ . Jejich molární hmotnosti jsou

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 249,68 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 159,60 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) : M(\text{CuSO}_4) = 50 : m_B$$

$$249,68 : 159,60 = 50 : m_B$$

$$m_B = \frac{159,60 \cdot 50}{249,68} = 31,96 \text{ g CuSO}_4$$

Při výpočtu hmotnostního zlomku vycházíme z jeho definice. Celkovou hmotnost roztoku  $m_s$  určíme z hmotnosti vody  $m_A$  a hmotnosti přidaného pentahydrátu síranu měďnatého  $m_C$ .

$$m_s = m_A + m_C = 250 + 50 = 300 \text{ g}$$

$$w_B = \frac{m_B}{m_s} = \frac{31,96}{300} = 0,1065 = 10,65 \%$$

Celkovou hmotnost vody  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  zjistíme součtem hmotností vody použité k rozpouštění  $m_A$  a vody obsažené ve vzorku.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 250 + (50 - 31,96) = 250 + 18,04 = 268,04 \text{ g H}_2\text{O}$$

Látkové množství síranu měďnatého  $n_B$  a vody  $n_{H_2O}$  vypočítáme:

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{31,96}{159,60} = 0,200 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M(H_2O)} = \frac{268,04}{18,01} = 14,883 \text{ mol}$$

Složení vyjádřené molárním zlomkem bude

$$x_B = \frac{n_B}{n_{H_2O} + n_B} = \frac{0,200}{15,083} = 0,0133 = 1,33 \%$$

Složení roztoku vyjádřené hmotnostním zlomkem je 10,65 % a zlomkem molárním 1,33 %.

### Příklad 6

Vypočítejte koncentraci roztoku, který v objemu jednoho litru obsahuje dusičnan stříbrný o hmotnosti 16,987 g.

*Řešení:* Koncentrace dusičnanu stříbrného  $c_B$  se vypočítá z podílu látkového množství dusičnanu stříbrného  $n_B$  a objemu roztoku  $V_s$  v decimetrech krychlových.

$$c_B = \frac{n_B}{V_s}$$

Látkové množství  $n_B$  je dáno:

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{AgNO}_3)} = \frac{16,987}{169,87} = 0,1 \text{ mol}$$

$$c_B = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$$

Koncentrace roztoku dusičnanu stříbrného je  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ .

### Příklad 7

Jaká hmotnost manganistanu draselného je obsažena v objemu 15 ml roztoku o koncentraci  $0,05 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

*Řešení:* Molární hmotnost manganistanu draselného  $M(\text{KMnO}_4) = 158,342 \text{ g mol}^{-1}$ .

V 1000 ml 1,0M roztoku je 158,342 g  $\text{KMnO}_4$

v 100 ml 0,05M 7,917 g  $\text{KMnO}_4$

v 15 ml 0,05M 0,1188 g  $\text{KMnO}_4$

Hmotnost manganistanu draselného obsaženého v 15 ml roztoku o koncentraci  $0,05 \text{ mol dm}^{-3}$  je 0,1188 g.

### Příklad 8

Vypočítejte objem 0,125M roztoku hydroxidu sodného, který je možno připravit z 10 g hydroxidu. Složení roztoku vyjádřete molárním zlomkem.

*Řešení:* Molární hmotnost hydroxidu sodného je  $40 \text{ g mol}^{-1}$ .

V 1000 ml 1,0M	roztoku je 40 g NaOH
v 1000 ml 0,125M	5 g NaOH
v x ml 0,125M	10 g NaOH
<hr/>	
$x = 2000 \text{ ml}$	

Látkové množství hydroxidu sodného  $n_B$  a vody  $n_A$  vypočítáme:

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{NaOH})} = \frac{10}{40} = 0,25 \text{ mol}$$
$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2000 - 10}{18,01} = 110,5 \text{ mol}$$

Složení roztoku vyjádříme molárním zlomkem  $x_B$ :

$$x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} = \frac{0,25}{110,85} = 0,00226 = 0,226 \%$$

Rozpuštěním hydroxidu sodného o hmotnosti 10 g je možno připravit  $2 \text{ dm}^3$  0,125M roztoku NaOH. Složení roztoku vyjádřené molárním zlomkem je 0,226 %.

### Příklad 9

Vypočítejte hmotnost pentahydrátu thiosíranu sodného potřebnou k přípravě 500 ml 0,25M roztoku  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Vyjádřete složení tohoto roztoku hmotnostním zlomkem. Hustota roztoku  $\rho \doteq 1 \text{ g cm}^{-3}$ .

*Řešení:* Molární hmotnost pentahydrátu thiosíranu sodného

$$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 248,17 \text{ g mol}^{-1}$$

V 1000 ml 1M	roztoku je 248,17 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
v 1000 ml 0,25M	62,04 g
v 500 ml 0,25M	31,02 g

Hmotnostní složení roztoku je počítáno na bezvodou sůl. V 1000 g roztoku bude obsaženo 1/4 molu bezvodého thiosíranu sodného,

$$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 158,10 \text{ g mol}^{-1}$$

tedy hmotnost 39,525 g. Hmotnostní zlomek vypočítáme ze vztahu (7.1)

$$w_B = \frac{m_B}{m_s} = \frac{39,525}{1000} = 0,0395 = 3,95 \%$$

K přípravě 0,25M roztoku thiosíranu sodného o objemu 500 ml a koncentraci je třeba 31,02 g  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Složení roztoku vyjádřeno hmotnostním zlomkem thiosíranu sodného je 3,95 %.

### Příklad 10

Vypočítejte koncentraci roztoku kyseliny sírové o hmotnostním složení 98 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho_{98} = 1,8361 \text{ kg dm}^{-3}$ ). Složení roztoku vyjádřete molárním zlomkem.

*Řešení:* Hmotnost jednoho litru roztoku  $m_s$  vypočítáme ze vztahu

$$m_s = V_s \rho_{98} = 1 \text{ dm}^3 \cdot 1,8361 \text{ kg dm}^{-3} = 1,8361 \text{ kg}$$

Hmotnost kyseliny sírové  $m_B$  obsažené v tomto roztoku

$$m_B = w_B m_s = 0,98 \cdot 1,8361 = 1,7994 \text{ kg}$$

Látkové množství kyseliny sírové  $n_B$  v litru roztoku a koncentraci  $c_B$  vypočítáme:

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1,7994}{98,07 \cdot 10^{-3}} = 18,348 \text{ mol}$$

$$c_B = 18,35 \text{ mol dm}^{-3}$$

K určení hodnoty molárního zlomku musíme zjistit ještě látkové množství vody  $n_A$ .

$$m_A = m_s - m_B = 1,8361 - 1,7994 = 0,0367 \text{ kg}$$

$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,0367}{18,01 \cdot 10^{-3}} = 2,0378 \text{ mol}$$

Molární zlomek vypočítáme:

$$x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} = \frac{18,348}{2,038 + 18,348} = 0,9000 = 90,00 \%$$

Koncentrace kyseliny sírové je  $18,35 \text{ mol dm}^{-3}$  a složení roztoku vyjádřené molárním zlomkem je 90,00 %.

### Příklad 11

Vypočítejte molalitu roztoku vzniklého smíšením ethylenglykolu a vody v hmotnostním poměru 1 : 1.

*Řešení:* Molalita vyjadřuje látkové množství sloučeniny v molech rozpuštěné v jednom kilogramu rozpouštědla. Látkové množství ethylenglykolu,  $n_B$ , v 1000 g vody spočítáme:

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2)} = \frac{1000 \text{ g}}{62,068 \text{ g mol}^{-1}} = 16,111 \text{ mol}$$

Molalita roztoku je  $16,111 \text{ mol kg}^{-1}$ .

### Příklad 12

Jakou molalitu bude mít roztok hydroxidu sodného o hmotnostním složení 3,85 % NaOH?

*Řešení:* Hmotnost uvedeného roztoku  $m_s$  je dána hmotnostmi hydroxidu sodného  $m_B$  a vody  $m_A$ . Pro  $m_s = 1$  kg:

$$m_B = m_s w_B = 1000 \cdot 0,0385 = 38,5 \text{ g NaOH}$$

$$m_A = m_s - m_B = 1000 - 38,5 = 961,5 \text{ g H}_2\text{O}$$

Molalita je definována látkovým množstvím rozpuštěné látky B,  $n_B$ , v kilogramu rozpouštědla.

Hmotnost rozpuštěné látky  $m_B$  v jednom kilogramu rozpouštědla:

$$961,5 : 38,5 = 1000 : m_B$$

$$m_B = \frac{38,5 \cdot 1000}{961,5} = 40,0 \text{ g NaOH}$$

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{NaOH})} = \frac{40,0}{40,0} = 1 \text{ mol}$$

V jednom kilogramu rozpouštědla je rozpuštěn jeden mol hydroxidu sodného, molalita roztoku je  $1 \text{ mol kg}^{-1}$ .

### Příklad 13

Jakého objemu kyseliny sírové ( $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 96 \%$ ,  $\rho = 1,8355 \text{ g cm}^{-3}$ ) je zapotřebí k přípravě  $1,5 \text{ dm}^3$  roztoku o koncentraci  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

*Řešení:* Roztok o dané koncentraci obsahuje v  $1,5 \text{ dm}^3$  látkové množství kyseliny  $0,15 \text{ mol}$ . Molární hmotnost kyseliny sírové je  $98,07 \text{ g mol}^{-1}$ ;  $0,15 \text{ mol}$  kyseliny sírové má hmotnost  $m = 14,710 \text{ g}$ . K přípravě roztoku musíme použít takového objemu kyseliny sírové, v němž je obsaženo  $14,710 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ . Tuto hmotnost vypočítáme ze vztahu

$$m_s = \frac{m}{w} = \frac{14,710}{0,96} = 15,323 \text{ g}$$

Objem koncentrované kyseliny sírové odpovídající této hmotnosti  $V_s$ :

$$V_s = \frac{m_s}{\rho} = \frac{15,323}{1,8355} = 8,348 \text{ ml} = 8,35 \text{ ml}$$

K přípravě  $1,5 \text{ dm}^3$   $0,1 \text{ M}$  kyseliny sírové je třeba odměřit  $8,35 \text{ ml}$  kyseliny sírové o hmotnostním složení  $96 \%$   $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### Příklad 14

Roztok ethylalkoholu ve vodě obsahuje  $220 \text{ ml}$  absolutního ethylalkoholu ve  $250 \text{ ml}$  roztoku. Vyjádřete složení roztoku objemovým, hmotnostním a molárním zlomkem. Jaká bude koncentrace tohoto roztoku?

**Řešení:** Objemové složení roztoku: Vycházíme z definice objemového zlomku (7.2), ethylalkohol označíme jako složku B,  $V_s$  je celkový objem.

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_s} = \frac{220}{250} = 0,88 = 88 \%$$

Hmotnostní složení roztoku: Vycházíme z definice hmotnostního zlomku (7.1). Hmotnost roztoku  $m_s$  vypočítáme:

$$m_s = V_s \cdot \rho_{88} = 250 \cdot 0,8360 = 209,0 \text{ g}$$

Hustotu roztoku jsme zjistili z tabulek. Hustota absolutního ethylalkoholu (100%ního) je  $\rho_{100} = 0,7893 \text{ g cm}^{-3}$ ; jeho hmotnost  $m_B$  je dána vztahem

$$m_B = V_B \rho_{100} = 220 \cdot 0,7893 = 173,65 \text{ g}$$

Hmotnostní složení roztoku

$$w_B = \frac{m_B}{m_s} = \frac{173,65}{209,00} = 0,8309 = 83,09 \%$$

Hmotnost vody  $m_A$  určíme z rozdílu celkové hmotnosti a hmotnosti rozpuštěné látky.

$$m_A = m_s - m_B = 209,00 - 173,65 = 35,35 \text{ g vody}$$

Molární složení roztoku: vycházíme z definice molárního zlomku (7.3). Látkové množství ethylalkoholu  $n_B$  a vody  $n_A$  vypočítáme:

$$n_B = \frac{m_B}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = \frac{173,65}{46,07} = 3,769 \text{ mol}$$

$$n_A = \frac{m_A}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{35,35}{18,02} = 1,962 \text{ mol}$$

Složení vyjádříme molárním zlomkem za použití vztahu (7.3).

$$x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} = \frac{3,769}{3,769 + 1,962} = 0,6576 = 65,76 \%$$

Koncentrace roztoku: vycházíme z definice koncentrace (7.4). Látkové množství ethylalkoholu v jednom litru roztoku vypočítáme úměrou:

$$\begin{array}{r} 3,769 \text{ mol obsaženo ve } 250 \text{ cm}^3 \text{ roztoku} \\ x \text{ mol} \quad \dots\dots 1000 \text{ cm}^3 \\ \hline x = 15,076 \text{ mol} \\ c_B = \frac{n_B}{V_s} = \frac{15,076}{1} = 15,1 \text{ mol dm}^{-3} \end{array}$$

Složení roztoku ethylalkoholu ve vodě, vyjádřeno objemovým zlomkem, má hodnotu 88 %, hmotnostním zlomkem 83,09 % a molárním zlomkem 65,76 %. Koncentrace roztoku je  $15,1 \text{ mol dm}^{-3}$ .

## 1.7.2 Úprava složení a směšování roztoků

Složení roztoků můžeme upravovat přidáním rozpuštěné látky nebo rozpouštědla. Přidáváním rozpuštěné složky se zvyšuje v roztoku obsah rozpuštěné látky absolutně i relativně, přidáváním rozpouštědla naopak její relativní obsah klesá. Je pochopitelné, že se těmito zásahy mění celková hmotnost roztoku, a tedy i jeho složení.

Směšováním roztoků s různým obsahem rozpuštěné látky je celková hmotnost dána součtem hmotností jednotlivých roztoků; hmotnost rozpuštěné látky součtem hmotností této látky v jednotlivých roztocích.

Při výpočtech musíme vždy vycházet z hmotnostní bilance soustavy. Smísíme-li dva roztoky o známém složení, bude celková hmotnost roztoku 3 dána součtem hmotností roztoku 1 a roztoku 2.

$$\text{I. } m_1 + m_2 = m_3 \quad (7.6)$$

Bilanční rovnici II. vyjádříme součet hmotností rozpuštěné látky.

$$\text{II. } m_1 w_1 + m_2 w_2 = (m_1 + m_2) w_3 \quad (7.7)$$

kde  $m_1$  a  $m_2$  jsou hmotnosti roztoků 1 a 2,

$m_3$  hmotnost výsledného roztoku,

$w_1$  a  $w_2$  hmotnostní zlomky výchozích roztoků,

$w_3$  hmotnostní zlomek roztoku výsledného.

Při hmotnostní bilanci můžeme do rovnice II. dosazovat i molalitu. Ředíme-li roztok vodou, je hmotnostní zlomek rozpuštěné látky roven nule a bilanční rovnice II. přechází na tvar

$$m_1 w_1 = (m_1 + m_2) w_3$$

Přidáváme-li čistou rozpuštěnou látku, je hmotnostní zlomek v tomto členu bilanční rovnice roven jedné.

$$m_1 w_1 + m_2 \cdot 1 = (m_1 + m_2) w_3$$

### Příklad 15

Jakého objemu kyseliny chlorovodíkové s hmotnostním složením 36 % HCl ( $\rho_{36} = 1,1789 \text{ g cm}^{-3}$ ) a jakého objemu vody je třeba k přípravě dvou litrů roztoku s hmotnostním obsahem kyseliny chlorovodíkové 5 % ( $\rho_5 = 1,024 \text{ g cm}^{-3}$ ).

**Řešení:** Hmotnost výsledného roztoku  $m_3$  vypočítáme

$$m_3 = V_3 \rho_5 = 2000 \cdot 1,024 = 2048 \text{ g}$$

K řešení použijeme bilanční rovnici II:

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

Po dosazení určíme hmotnost 36%ní kyseliny chlorovodíkové  $m_1$  (pro  $w_2 = 0$ ):

$$m_1 \cdot 0,36 = 2048 \cdot 0,05$$

$$m_1 = 284,4 \text{ g HCl (36\%ní)}$$

a vody  $m_2$

$$m_2 = m_3 - m_1 = 2048 - 284,4 = 1763,6 \text{ g H}_2\text{O}$$

Objem kyseliny chlorovodíkové (36%ní) vypočítáme ze vztahu

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_{36}} = \frac{284,44}{1,1789} = 241,3 \text{ ml}$$

K přípravě 200 ml kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním složení 5 % HCl je třeba použít 241,3 ml HCl 36%ní a 1763,6 ml vody.

### Příklad 16

Roztok chloridu draselného o molalitě 0,5 byl smíšen s 0,2 molálním roztokem chloridu draselného v hmotnostním poměru 2 : 5. Jaká bude molalita výsledného roztoku? Složení vyjádřete i hmotnostním a molárním zlomkem.

*Řešení:* Výpočet uskutečníme hmotnostní bilanční rovnicí; hodnoty molality dosazujeme za symboly  $a$ .

$$m_1 a_1 + m_2 a_2 = (m_1 + m_2) a_3$$

$$2 \cdot 0,5 + 5 \cdot 0,2 = (2 + 5) a_3$$

$$a_3 = \frac{2}{7} = 0,286 \text{ mol kg}^{-1}$$

Molalita vyjadřuje látkové množství rozpuštěné látky v kilogramu rozpouštědla. K vyjádření složení výsledného roztoku hmotnostním zlomkem  $w_{\text{KCl}}$  použijeme vztah (7.1):

$$w_{\text{KCl}} = \frac{m_3}{m_s}$$

Hmotnost chloridu draselného  $m_3$  rozpuštěného v 1 kg vody

$$m_3 = a_3 M(\text{KCl}) = 0,286 \cdot 74,551 = 21,32 \text{ g KCl}$$

Celková hmotnost roztoku  $m_s$  je dána součtem hmotností rozpuštěné složky a rozpouštědla:

$$m_s = 21,32 + 1000 = 1021,32 \text{ g}$$

$$w_{\text{KCl}} = \frac{21,32}{1021,32} = 0,021 = 2,1 \%$$

Molární zlomek výsledného roztoku  $x_{\text{KCl}}$  vypočítáme ze vztahu (7.3). Látkové množství výsledného roztoku  $n_s$  je dáno součtem látkových množství rozpouštědla  $n_{\text{H}_2\text{O}}$  a rozpuštěné látky  $a_3$ .



$$n_s = \frac{1000}{18,015} + 0,286 = 55,509 + 0,286 = 55,795 \text{ mol}$$

$$x_{\text{KCl}} = \frac{a_3}{n_s} = \frac{0,286}{55,795} = 0,0051 = 0,51 \%$$

Molalita výsledného roztoku je  $0,286 \text{ mol kg}^{-1}$ , složení vyjádřené hmotnostním zlomkem je  $2,1 \%$  a molárním zlomkem  $0,51 \%$ .

### Příklad 17

Vyjáďřete objem roztoku vzniklého ze dvou litrů koncentrované kyseliny sírové o hmotnostním složení  $96 \%$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho_{96} = 1,8355 \text{ g cm}^{-3}$ ) a dvou litrů kyseliny sírové o hmotnostním složení  $4 \%$  ( $\rho_4 = 1,0250 \text{ g cm}^{-3}$ ).

*Řešení:* Příklad řešíme hmotnostní bilancí; hmotnosti jednotlivých roztoků vy počítáme:

$$m_1 = V_1 \rho_{96} = 2000 \cdot 1,8355 = 3671 \text{ g}$$

$$m_2 = V_2 \rho_4 = 2000 \cdot 1,0250 = 2050 \text{ g}$$

Dosadíme do hmotnostní bilanční rovnice:

$$\begin{aligned} m_1 w_1 + m_2 w_2 &= (m_1 + m_2) w_3 \\ 3671 \cdot 0,96 + 2050 \cdot 0,05 &= 5721 w_3 \\ w_3 &= 0,6339 = 63,39 \% \end{aligned}$$

Hustota výsledného roztoku nalezená v tabulkách je  $\rho = 1,5355 \text{ g cm}^{-3}$ .

Objem výsledného roztoku spočítáme:

$$V = \frac{m_1 + m_2}{\rho} = \frac{5721}{1,5355} = 3725,8 \text{ ml}$$

Výsledný objem je  $3726 \text{ ml}$ .

V porovnání s objemem získaným součtem objemu výchozích roztoků jsme získali výpočtem objem znatelně menší. Tomuto rozdílu se říká *objemová kontrakce* a v našem případě je  $\Delta V = 274 \text{ ml}$ . Objemová kontrakce je tím větší, čím jsou hustoty míšených roztoků rozdílnější. Z tohoto důvodu se nesmějí objemy roztoků ani sčítat, ani odčítat a veškeré výpočty je nutno realizovat pomocí hmotnosti nebo látkového množství.

### Příklad 18

Přídavkem koncentrované kyseliny sírové o hmotnostním obsahu  $96 \%$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho_{96} = 1,8355 \text{ g cm}^{-3}$ ) ke dvěma litrům kyseliny sírové s hmotnostním obsahem  $5 \%$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho_5 = 1,0317 \text{ g cm}^{-3}$ ) je třeba připravit roztok o hmotnostním obsahu  $20 \%$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho_{20} = 1,1394 \text{ g cm}^{-3}$ ). Jaký objem koncentrované kyseliny sírové je nutno přidat?

**Řešení:** Příklad řešíme bilanční rovnicí II (7.7)

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

dosadíme a po úpravě vypočítáme hmotnost koncentrované kyseliny sírové,  $m_1$ .

$$m_1 \cdot 0,96 + 2000 \cdot 1,0317 \cdot 0,05 = (m_1 + 2063,4) \cdot 0,2$$

$$m_1 \cdot 0,96 + 103,17 = m_1 \cdot 0,2 + 412,68$$

$$m_1 = \frac{309,51}{0,76} = 407,25 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Objem koncentrované kyseliny sírové  $V_1$  vypočítáme ze vztahu

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_{96}} = \frac{407,25}{1,8355} = 221,87 \text{ ml}$$

Roztok požadovaného složení získáme přidavkem 221,9 ml koncentrované kyseliny sírové ke dvěma litrům 5%ní kyseliny sírové.

### 1.7.3 Rozpustnost tuhých látek a nasycené kapalné roztoky

Rozpouštění tuhé látky v určitém rozpouštědle není neomezené, ale vede vždy k určitému rovnovážnému stavu. Vytváří se soustava roztoku dané látky v rozpouštědle a látky v tuhém stavu. Roztok při této rovnováze se nazývá roztokem nasyceným a množství látky rozpuštěné v tomto roztoku se označuje jako její rozpustnost při teplotě, kdy se její rovnováha vytvořila.

*Rozpustnost* znamená tedy největší možný obsah dané látky, který ve zvoleném rozpouštědle, za stanovených fyzikálních podmínek, může být dosažen.

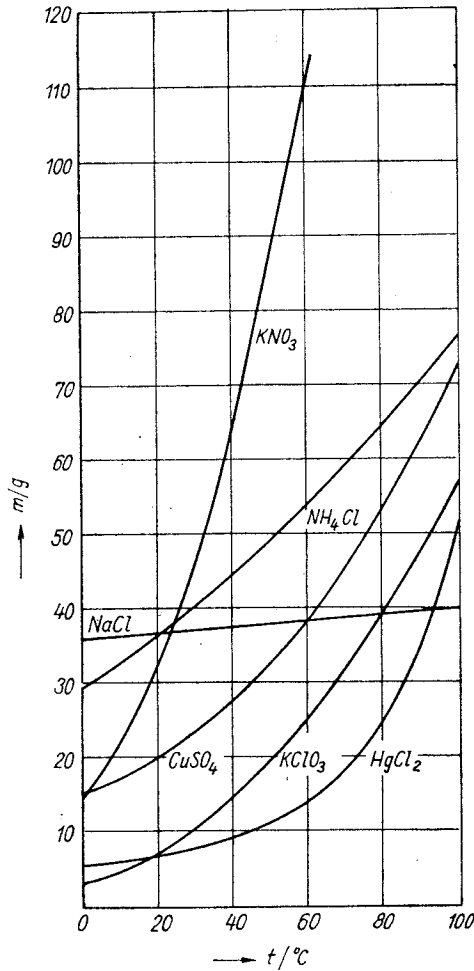
Složení nasyceného roztoku je možno vyjádřit libovolným způsobem obvyklým při vyjadřování složení roztoků; většinou se u látek rozpustnějších udává v gramech rozpuštěné látky ve 100 g rozpouštědla. Rozpustnost je závislá na teplotě, a musí proto být vždy doplněna údajem teploty, pro kterou platí. Údaje o rozpustnosti získáme kvantitativním stanovením látky vytvářející za určité teploty nasycený roztok.

Závislost rozpustnosti tuhých látek na teplotě je různá; u některých látek se téměř neprojevuje, u jiných se rozpustnost se vzrůstající teplotou značně zvětšuje a u dalších naopak zmenšuje. Vyznačíme-li závislost rozpustnosti tuhé látky na teplotě graficky, získáme tzv. *křivky rozpustnosti*. Několik ukázek těchto křivek rozpustnosti je na obr. 1 (hmotnost rozpuštěné látky  $m$  je uvedena v gramech na 100 g vody).

Z křivek rozpustnosti můžeme rovněž usuzovat na rozpouštěcí tepla látek. Stoupá-li se zvyšováním teploty rozpustnost, je rozpouštění látky děj endotermický, jestliže naopak rozpustnost se stoupající teplotou klesá, je rozpouštění děj exotermický.

### Příklad 19

Vypočítejte hmotnost dichromanu didraselného a objem vody potřebné k přípravě 224 g roztoku nasyceného při teplotě 20 °C. Rozpustnost dichromanu didraselného při 20 °C je 12 g  $K_2Cr_2O_7$  ve 100 g vody. Vyjádřete složení nasyceného roztoku hmotnostním zlomkem.



Obr. 1

**Řešení:** V nasyceném roztoku je ve 100 g vody rozpuštěno při 20 °C 12 g  $K_2Cr_2O_7$ . Úměrou vypočítáme hmotnost rozpuštěné složky  $m_B$  ve 224 g nasyceného roztoku:

$$112 \text{ g} : 12 \text{ g} = 224 \text{ g} : m_B$$

$$m_B = \frac{12 \cdot 224}{112} = 24,00 \text{ g } K_2Cr_2O_7$$

Hmotnost vody  $m_A$  potřebnou k přípravě roztoku určíme z rozdílu celkové hmotnosti a hmotnosti rozpuštěné látky:

$$m_A = m_s - m_B = 224 - 24 = 200 \text{ g H}_2\text{O}$$

Při výpočtu složení hmotnostním zlomkem vyjdeme ze vztahu (7.1):

$$w_B = \frac{m_B}{m_s} = \frac{24}{224} = 0,1071 = 10,71 \%$$

K přípravě nasyceného roztoku dichromanu didraselného potřebujeme 24 g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  a 200 ml vody. Nasycený roztok má hmotnostní obsah 10,71 %  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

### Příklad 20

Vypočítejte hmotnost pentahydrátu síranu měďnatého potřebnou k rozpuštění v objemu 300 ml vody na roztok nasycený při teplotě 60 °C. Jaká bude hmotnost krystalů vyloučených při ochlazení tohoto roztoku na 20 °C?

*Řešení:* Z tabelovaných hodnot zjistíme rozpustnost pentahydrátu při obou teplotách:

při 20 °C se rozpouští 36,6 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  ve 100 ml  $\text{H}_2\text{O}$

při 60 °C 80,8 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  ve 100 ml  $\text{H}_2\text{O}$

při 60 °C se rozpustí ve 300 ml vody  $3 \cdot 80,8 = 242,4$  g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

při 20 °C 300 ml vody  $3 \cdot 36,6 = 109,8$  g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

Ochlazením nasyceného roztoku klesne rozpustnost  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  v použitém množství vody a z roztoku se vyloučí tolik látky, kolik odpovídá rozdílu rozpustností při teplotách 60 °C a 20 °C.

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 242,4 \text{ g} - 109,8 \text{ g} = 132,6 \text{ g}$$

Ochlazením 542,4 g při 60 °C nasyceného roztoku obsahujícího 242,4 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  se vyloučí 132,6 g této látky v podobě krystalů.

### Příklad 21

Rušenou krystalizací se má připravit dihydrát chloridu barnatého o hmotnosti 25 g. Vypočítejte hmotnost  $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  potřebnou k vytvoření roztoku nasyceného při teplotě 60 °C, jehož ochlazením na teplotu 20 °C má vykristalovat požadované množství dihydrátu chloridu barnatého.

*Řešení:* Rozpustnost dihydrátu chloridu barnatého

při 60 °C je 59,2 g ve 100 g vody

při 20 °C je 44,6 g ve 100 g vody

Rozdíl rozpustnosti při teplotách 60 °C a 20 °C

$$59,2 \text{ g} - 44,6 \text{ g} = 14,6 \text{ g}$$

je teoretický výtěžek krystalizace, získaný rozpuštěním 59,2 g  $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  při teplotě 60 °C na nasycený roztok.

$$\begin{array}{r} 59,2 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O} \text{ poskytne krystalizací } 14,6 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O} \\ x \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O} \qquad \qquad \qquad 25,0 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O} \end{array}$$

$$x = \frac{25 \cdot 59,2}{14,6} = 101,37 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$$

Hmotnost vody potřebné k rozpuštění 101,37 g  $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  na nasycený roztok při teplotě 60 °C vypočítáme z úměry

$$\begin{array}{r} 59,2 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O} \text{ se rozpustí ve } 100 \text{ g vody} \\ 101,37 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O} \qquad \qquad \qquad v \quad y \text{ g vody} \end{array}$$

$$y = \frac{101,37 \cdot 100}{59,2} = 171,23 \text{ g vody}$$

K získání 25 g krystalů  $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  ochlazením roztoku nasyceného při 60 °C musíme použít 101,37 g  $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  a 171,23 g vody.

## Příklad 22

Vypočítejte hmotnost hexahydrátu chloridu hlinitého tvořícího se při ochlazení 2000 g roztoku nasyceného při 100 °C na teplotu 20 °C. Hmotnostní obsah chloridu hlinitého v roztoku nasyceném při 100 °C je 33,2 %  $\text{AlCl}_3$ . Rozpustnost  $\text{AlCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  při teplotě 20 °C je 131,9 g ve 100 g vody.

*Řešení:* Složení roztoku nasyceného při 100 °C je vyjádřeno hmotnostním zlomkem  $w_{\text{AlCl}_3} = 33,2 \%$ . Hmotnost chloridu hlinitého  $m_B$  vypočítáme ze vztahu (7.1):

$$w_B = \frac{m_B}{m_s}$$

$$m_B = m_s w_B = 2000 \cdot 0,332 = 664 \text{ g AlCl}_3$$

Hmotnost hexahydrátu chloridu hlinitého, odpovídající 664 g bezvodé sloučeniny, vypočítáme:

$$M(\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) : M(\text{AlCl}_3) = x : 664$$

$$241,43 : 133,34 = x : 664$$

$$x = \frac{241,43 \cdot 664}{133,34} = 1202,3 \text{ g AlCl}_3 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$$

Hmotnost vody, ve které je rozpuštěn hexahydrát chloridu hlinitého, vypočítáme z rozdílu celkové hmotnosti roztoku a hmotnosti hexahydrátu chloridu hlinitého:

$$m_s - x = m_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$2000 \text{ g} - 1202,3 \text{ g} = 797,7 \text{ g vody}$$



K přípravě nasyceného roztoku chloridu barnatého při teplotě 100 °C použijeme 50 g dihydrátu chloridu barnatého a 65,19 g vody.

#### **Příklad 24**

Hmotnostní zlomek, vyjadřující složení roztoku, má hodnotu 0,12. Vypočítejte hmotnost rozpuštěné látky a objem vody potřebný k přípravě 180 kg tohoto roztoku.

#### **Příklad 25**

Jakého objemu vody bylo použito k přípravě roztoku, jehož hmotnost je 260 g a hmotnostní obsah rozpuštěné látky 15 %?

#### **Příklad 26**

Určete hmotnost chloridu sodného obsaženou ve 0,9 Mg roztoku o hmotnostním složení 25 %.

#### **Příklad 27**

Ethylalkohol je denaturován methyalkoholem, jehož objemový obsah v roztoku je 8 %. Určete objemová množství obou alkoholů v objemu 900 ml.

#### **Příklad 28**

Objemový obsah ethylalkoholu ve směsi s vodou je 80 %. Jaký objem alkoholu je v roztoku o objemu 0,75 dm<sup>3</sup>?

#### **Příklad 29**

Vypočítejte hmotnost vody obsažené v objemu 750 ml kyseliny chlorovodíkové s hmotnostním obsahem 36 % HCl ( $\rho = 1,1789 \text{ g cm}^{-3}$ ).

#### **Příklad 30**

Vypočítejte hmotnost heptahydrátu síranu železnatého potřebnou k přípravě 1500 g roztoku o hmotnostním obsahu 8 % FeSO<sub>4</sub>. Vyjádřete obsah železa v roztoku hmotnostním zlomkem.

#### **Příklad 31**

Vypočítejte hmotnostní složení roztoku připraveného rozpuštěním 100 g penta-hydrátu síranu měďnatého ve vodě o hmotnosti 300 g. Obsah mědi v roztoku vyjádřete hmotnostním zlomkem.

### Příklad 32

Stanovte hmotnost kyseliny chlorovodíkové v jednom mililitru koncentrované kyseliny ( $w_{\text{HCl}} = 36 \%$ ,  $\rho_{36} = 1,1789 \text{ g cm}^{-3}$ ).

### Příklad 33

Určete hmotnost síry a kyseliny sírové obsažené v objemu 225 ml roztoku o hmotnostním složení 96 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho_{96} = 1,8355 \text{ g cm}^{-3}$ ). Vypočítejte látkové množství kyseliny sírové v tomto roztoku.

### Příklad 34

V jakém objemu kyseliny chlorovodíkové s hmotnostním složením 34 %  $\text{HCl}$  ( $\rho_{34} = 1,1691 \text{ g cm}^{-3}$ ) je obsaženo a) 100 g chlorovodíku? Jaký objem kyseliny odpovídá b) jednomu molu chlorovodíku?

### Příklad 35

Určete hmotnost chlorovodíku v objemu 100 ml azeotropické směsi kyseliny chlorovodíkové ( $w_{\text{HCl}} = 20,24 \%$ ,  $\rho = 1,0993 \text{ g cm}^{-3}$ ). Vypočítejte koncentraci (molární koncentraci) tohoto roztoku a vyjádřete jeho složení molárním zlomkem  $x_{\text{HCl}}$ .

### Příklad 36

Jakou hmotnost tetrahydrátu dusičnanu thoričitého je třeba navážit k přípravě 250 ml roztoku o koncentraci  $0,04 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

### Příklad 37

Vypočítejte hmotnost thoria v jednom mililitru roztoku o koncentraci  $0,04 \text{ mol dm}^{-3}$ .

### Příklad 38

Jaký objem  $0,04 \text{ molárního}$  roztoku je možno připravit rozpuštěním 21,0 g dodekahydrátu dusičnanu thoričitého?

### Příklad 39

Připravte dva litry  $0,01 \text{ M}$  roztoku thiosíranu sodného; stanovte hmotnost potřebného pentahydrátu thiosíranu sodného.



#### **Příklad 40**

S kyselinou chlorovodíkovou zreagoval beze zbytku zinek o látkovém množství 0,05 mol. Roztok byl doplněn vodou na objem 250 ml. Jaká je koncentrace tohoto roztoku?

#### **Příklad 41**

Jaké látkové množství železitých iontů je obsaženo v objemu 300 ml roztoku chloridu železitého o koncentraci  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

#### **Příklad 42**

V roztoku o objemu 200 ml je obsaženo 28 g oxidu vápenatého. Vypočítejte látkové množství hydroxidu vápenatého v tomto objemu a koncentraci roztoku.

#### **Příklad 43**

Objem tří litrů roztoku amoniaku vznikl pohlcením  $3,362 \text{ dm}^3$  amoniaku (za standardních podmínek). Jaká byla koncentrace roztoku?

#### **Příklad 44**

Vypočítejte látkové množství hydroxoniových iontů v objemu 120 ml kyseliny sírové o koncentraci  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ .

#### **Příklad 45**

Vyjádřete látkové množství hydroxylových iontů v objemu 265 ml roztoku hydroxidu sodného o koncentraci  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ .

#### **Příklad 46**

Jaká je koncentrace dusičnanu stříbrného, jestliže v objemu 21,5 ml tohoto roztoku je obsaženo látkové množství stříbra  $3,225 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

#### **Příklad 47**

Jakému objemu plynného amoniaku odpovídá 250 ml roztoku amoniaku o koncentraci  $2 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

#### **Příklad 48**

Z objemu  $8,964 \text{ dm}^3$  plynného amoniaku (za standardních podmínek) bylo připraveno pohlcením amoniaku beze ztrát ve vodě 2000 ml roztoku. Vypočítejte koncentraci tohoto roztoku.

#### Příklad 49

Vypočítejte objem 0,1M roztoku amoniaku, který lze připravit z jednoho litru plynného amoniaku (objem za standardních podmínek).

#### Příklad 50

Hmotnost jednoho gramu kyseliny sírové ( $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \%$ ) byla zředěna na objem 200 ml. Jaká je koncentrace vzniklého roztoku?

#### Příklad 51

Vypočítejte koncentraci roztoku připraveného zředěním 41,0 ml azeotropní směsi kyseliny chlorovodíkové ( $w_{\text{HCl}} = 20,24 \%$ ,  $\rho_{20,24} = 1,0993 \text{ g cm}^{-3}$ ) na objem 250 ml.

#### Příklad 52

Roztoku dusičnanu thoričitého o hmotnostním obsahu 20 %  $\text{Th}(\text{NO}_3)_4$  použijeme k přípravě dvou litrů roztoku o koncentraci  $0,04 \text{ mol dm}^{-3}$ . Vypočítejte hmotnost použitého roztoku a odpovídající hmotnost krystalického dodekahydrátu dusičnanu thoričitého.

#### Příklad 53

Oxid fosforečný  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  o hmotnosti 20 g byl rozpuštěn ve vodě na kyselinu trihydrogenfosforečnou. Roztok kyseliny byl doplněn vodou na objem jednoho litru. Určete koncentraci kyseliny a hmotnost fosforu obsaženého v jednom mililitru roztoku.

#### Příklad 54

Na rozpuštění směsi zinku a kadmia o hmotnosti 10 g bylo spotřebováno 137,45 g kyseliny sírové s hmotnostním obsahem 10 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Vyjádřete obsah kadmia ve směsi hmotnostním zlomkem.

#### Příklad 55

Jaký objem amoniaku je nutno pohltit v  $1 \text{ dm}^3$  vody k přípravě roztoku, jehož složení, vyjádřené hmotnostním zlomkem, je 0,1?

#### Příklad 56

Vyjádřete hmotnostním a molárním zlomkem složení roztoku připraveného pohlcením jednoho litru amoniaku a) v jednom litru vody, b) ve 100 ml vody, c) ve 2 ml vody.

### Příklad 57

Vyjádřete hmotnostním a molárním zlomkem složení roztoku připraveného rozpuštěním látkového množství 1 mol amoniaku ve 140 ml roztoku s hmotnostním obsahem amoniaku 14 % ( $\rho_{14} = 0,930 \text{ g cm}^{-3}$ ). Určete, o jakou hodnotu vzroste hmotnostní obsah amoniaku.

### Příklad 58

Koncentrace roztoku kyseliny sírové je  $2 \text{ mol dm}^{-3}$  ( $\rho = 1,1206 \text{ g cm}^{-3}$ ). Vyjádřete složení kyseliny sírové hmotnostním zlomkem.

### Příklad 59

Vypočítejte hmotnost vody, kterou je třeba odpařit z 1500 g roztoku hydroxidu draselného o hmotnostním obsahu 12 % KOH k přípravě roztoku o hmotnostním obsahu KOH 20 %.

### Příklad 60

Odpařením vody z roztoku o hmotnostním obsahu 16 % rozpuštěné látky bylo získáno 725 g roztoku o hmotnostním obsahu 64 % rozpuštěné složky. Určete hmotnost výchozího roztoku a objem odpařené vody.

### Příklad 61

Rozpuštěním 84 g síranu sodného byl připraven roztok o složení vyjádřeném hmotnostním zlomkem 25 %  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Na jakou hodnotu se zvýší obsah síranu disodného odpařením poloviny vody? Vypočítejte hmotnost dekahydrátu síranu disodného, který vykristaluje z roztoku při ochlazení na  $20^\circ\text{C}$ . Rozpustnost  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$  je 58,3 g ve 100 g vody.

### Příklad 62

Je třeba připravit roztok s 50%ním hmotnostním obsahem uhličitanu sodného. Vypočítejte hmotnost bezvodého uhličitanu sodného o čistotě 94 % (nečistoty jsou ve vodě rozpustné), kterou musíme k 2200 g roztoku přidat, aby z roztoku o hmotnostním obsahu 30 %  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  vznikl roztok požadovaného složení.

### Příklad 63

K přípravě roztoku kyseliny sírové ( $w_1 = 5\%$ ,  $\rho_1 = 1,0317 \text{ g cm}^{-3}$ ) bylo k objemu 26 ml kyseliny sírové ( $w_2 = 65\%$ ,  $\rho_2 = 1,5533 \text{ g cm}^{-3}$ ) přidáno odpovídající množství vody. Vypočítejte objem a hmotnost zředěného roztoku kyseliny sírové. Určete celkové množství vody v roztoku.

#### Příklad 64

Roztok chloridu sodného o koncentraci  $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$  ( $\rho = 1,020 \text{ g cm}^{-3}$ ) má být odpařením zahuštěn na roztok o hmotnostním obsahu 5 % NaCl. Na jakou hodnotu musí klesnout hmotnost roztoku?

#### Příklad 65

Vyjádřete hmotnostní obsah síranu měďnatého v roztoku vzniklém rozpouštěním 200 g pentahydrátu síranu měďnatého o čistotě 94 % v 550 g vody. Jakým způsobem se musí upravit složení roztoku na požadovaný obsah síranu měďnatého přesně 20 %? Je třeba přidat vodu, nebo pentahydrát síranu měďnatého? Nečistoty jsou rozpustné ve vodě.

#### Příklad 66

Složení roztoku bylo upraveno rozpuštěním chloridu sodného ve 250 g roztoku o hmotnostním obsahu chloridu sodného 4 %. Určete hmotnost NaCl potřebného k přípravě roztoku o hmotnostním obsahu chloridu sodného přesně 10 % ( $w_{\text{NaCl}} = 10 \%$ ).

#### Příklad 67

Roztok byl připraven smíšením 1 kg roztoku (1) ( $w_1 = 15 \%$ ), 1 kg roztoku (2) ( $w_2 = 3 \%$ ) a 4 kg roztoku (3) ( $w_3 = 33 \%$ ). Složení výsledného roztoku vyjádřete hmotnostním zlomkem.

#### Příklad 68

Vypočítejte hmotnostní složení roztoku připraveného přidáním látkového množství 1 mol hydroxidu sodného k 198 g 1M roztoku hydroxidu sodného o hustotě  $\rho = 1,0428 \text{ g cm}^{-3}$ .

#### Příklad 69

Jaký objem kyseliny o hmotnostním obsahu 36 % HCl ( $\rho_{36} = 1,1789 \text{ g cm}^{-3}$ ) se musí přidat k 260 g roztoku kyseliny s hmotnostním obsahem 15 % HCl, aby výsledný roztok měl hmotnostní složení přesně 22 % HCl?

#### Příklad 70

K objemu 250 ml kyseliny dusičné ( $w_1 = 60 \%$ ,  $\rho_1 = 1,3667 \text{ g cm}^{-3}$ ) bylo přidáno 100 ml kyseliny dusičné ( $w_2 = 10 \%$ ,  $\rho_2 = 1,0543 \text{ g cm}^{-3}$ ). Jaký objem vody musíme přidat, aby ve výsledném roztoku byl hmotnostní obsah kyseliny dusičné 20 % ( $\rho = 1,1150 \text{ g cm}^{-3}$ )?

### Příklad 71

Roztok fosforečnanu trisodného o hmotnosti 300 g ( $\rho = 1,106 \text{ g cm}^{-3}$ ), nasycený při 20 °C, obsahuje 29,4 g rozpuštěné látky. Vyjádřete jeho složení a) hmotnostním zlomkem, b) molárním zlomkem, c) koncentrací, d) určete rozpustnost  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  při 20 °C.

### Příklad 72

Vypočítejte koncentraci roztoku vzniklého smíšením jednoho litru 2molárního, roztoku NaOH a 0,5 litru 0,5molárního roztoku NaOH a po doplnění objemu roztoku na 3 dm<sup>3</sup>.

### Příklad 73

Jaké hmotnosti chloridu sodného a vody musíme použít k přípravě 100 g roztoku nasyceného při 20 °C? Rozpustnost NaCl při 20 °C je 36,0 g ve 100 g vody.

### Příklad 74

Vypočítejte koncentraci roztoku připraveného zředěním objemu 150 ml roztoku chloridu draselného nasyceného při teplotě 20 °C ( $\rho = 1,174 \text{ g cm}^{-3}$ ) na objem 600 ml. Rozpustnost KCl při 10 °C je 34 g ve 100 g vody.

### Příklad 75

Roztok síranu draselného, nasycený při 20 °C, obsahuje celkově 164 g  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Vypočítejte jeho objem a hmotnostní obsah síranu draselného v tomto roztoku, jestliže jeho hustota je  $1,08 \text{ g cm}^{-3}$  a rozpustnost  $\text{K}_2\text{SO}_4$  při 20 °C je 11,2 g ve 100 g vody.

### Příklad 76

Určete, o jakou hodnotu vyjádřenou v procentech se sníží hmotnostní obsah chloridu lithného v roztoku nasyceném při teplotě 60 °C ochlazením na teplotu 20 °C. Rozpustnost LiCl při 60 °C je 103 g ve 100 g vody, při 20 °C je 78,5 g ve 100 g vody.

### Příklad 77

V roztoku dichromanu didraselného o hmotnostním složení  $w = 5\%$ ,  $\rho = 1,04 \text{ g cm}^{-3}$  a objemu 250 ml bylo za varu rozpuštěno dalších 50 g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Vypočítejte hmotnost vyloučeného dichromanu didraselného při ochlazení na

teplotu 20 °C a hmotnost zbývajícího matečného louhu a obsah  $K_2Cr_2O_7$  v něm vyjádřete hmotnostním zlomkem. Rozpustnost  $K_2Cr_2O_7$  při 20 °C je 12 g ve 100 g vody.

#### **Příklad 78**

Vypočítejte složení roztoku vzniklého spojením 200 ml roztoku chloridu amonného nasyceného při teplotě 20 °C ( $\rho = 1,075 \text{ g cm}^{-3}$ ) a 300 g roztoku o hmotnostním obsahu 15 % chloridu amonného. Složení roztoku vyjádřete hmotnostním zlomkem  $NH_4Cl$ . Rozpustnost  $NH_4Cl$  při 20 °C je 37,2 g ve 100 g vody.

#### **Příklad 79**

Roztok bromidu draselného o hmotnosti 46,8 g a hmotnostním obsahu 15 % KBr byl spojen s objemem 150 ml roztoku bromidu draselného nasyceného při 20 °C ( $\rho = 1,370 \text{ g cm}^{-3}$ ). Složení výsledného roztoku vyjádřete hmotnostním zlomkem bromidu draselného. Rozpustnost KBr při 20 °C je 65,2 g ve 100 g vody.

#### **Příklad 80**

Nasycený roztok bromidu draselného o objemu 220 ml ( $\rho = 1,370 \text{ g cm}^{-3}$ ) má být zředěn roztokem bromidu draselného o hmotnostním obsahu 18 % KBr tak, aby vzniklý roztok měl hmotnostní složení 30 % KBr. Jaká bude hmotnost přidávaného roztoku? Rozpustnost KBr při 20 °C je 65,2 g ve 100 g vody.

#### **Příklad 81**

Hmotnostní složení objemu 200 ml roztoku síranu amonného nasyceného při teplotě 20 °C ( $\rho = 1,169 \text{ g cm}^{-3}$ ) se upraví přidávkem vody na roztok o hmotnostním obsahu 20 % síranu amonného. Jaké množství vody se musí přidat? Rozpustnost  $(NH_4)_2SO_4$  při 20 °C je 75,4 g ve 100 g  $H_2O$ .

#### **Příklad 82**

Vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah síranu hlinitého a hliníku v roztoku síranu hlinitého nasyceného při 20 °C, k jehož přípravě bylo použito hmotnosti 300 g  $Al_2(SO_4)_3$ . Vypočítejte vodu potřebnou k přípravě roztoku. Rozpustnost  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O$  při 20 °C je 108,2 g ve 100 g vody.

#### **Příklad 83**

Hmotnost směsi uhličitanu sodného a hydroxidu draselného se převedením na chloridy změní o 13,523 %. Určete hmotnostním zlomkem obsah draslíku a hydroxidu draselného v původní směsi.

#### **Příklad 84**

Kyselina chlorovodíková o hmotnosti 1 g byla zředěna na objem 200 ml. Z tohoto roztoku bylo 25 ml neutralizováno 11,4 ml 0,1 molárního roztoku hydroxidu sodného. Vyjádřete složení kyseliny hmotnostním zlomkem.

#### **Příklad 85**

Vypočítejte koncentraci roztoku hydroxidu sodného, jestliže k neutralizaci objemu 500 ml se spotřebuje 5,6 dm<sup>3</sup> chlorovodíku (za standardních podmínek). Za předpokladu, že hustota roztoku je rovna jedné, vyjádřete jeho složení molárním a hmotnostním zlomkem.

#### **Příklad 86**

Technický hydroxid draselný o hmotnosti 7,23 g byl rozpuštěn ve vodě a roztok byl zředěn na objem 250 ml. K neutralizaci 50 ml zředěného roztoku se spotřebovalo 25 ml 0,5M-H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Vyjádřete v technickém produktu obsah hydroxidu draselného hmotnostním zlomkem.

#### **Příklad 87**

Uhličitan sodný o hmotnosti 0,4 g byl rozpuštěn ve vodě. K neutralizaci roztoku bylo třeba 36,0 ml 0,1 molární kyseliny chlorovodíkové. Vyjádřete hmotnostním zlomkem obsah bezvodého uhličitanu ve vzorku.

#### **Příklad 88**

Roztok chloridu sodného o hmotnosti 200 g a hmotnostním složení 14 % byl připraven neutralizací hydroxidu sodného chlorovodíkem. Vypočítejte hmotnostní obsah NaOH v roztoku hydroxidu sodného použitého k neutralizaci.

#### **Příklad 89**

Neutralizací 235 g hydroxidu sodného chlorovodíkem se zvětšila hmotnost roztoku na 265 g. Složení počátečního a výsledného roztoku vyjádřete hmotnostními zlomky.

#### **Příklad 90**

V roztoku kyseliny chlorovodíkové ( $w_{\text{HCl}} = 20\%$ ,  $\rho = 1,0980 \text{ g cm}^{-3}$ ) o objemu 300 ml bylo pohlceno 20,7 dm<sup>3</sup> amoniaku (za standardních podmínek). Vyjádřete výsledné složení roztoku v hmotnostních zlomcích jednotlivých složek.

### Příklad 91

Rozhodněte, bude-li mít roztok vzniklý smíšením stejných hmotností kyseliny sírové a hydroxidu sodného kyselou, nebo zásaditou reakci. Oba roztoky mají stejný hmotnostní obsah rozpuštěné složky, 10 %. Obsah vzniklé soli vyjádřete hmotnostním zlomkem.

### Příklad 92

Spojením stejných objemů, 20 ml kyseliny sírové a 20 ml hydroxidu draselného, o stejném hmotnostním složení 10 %, nastane neutralizační reakce za vzniku síranu didraselného. Vypočítejte hmotnost vzniklé soli a složení roztoku vyjádřete hmotnostními zlomky jednotlivých složek. Hustota roztoku kyseliny sírové je  $\rho = 1,0661 \text{ g cm}^{-3}$  a hustota roztoku hydroxidu draselného je  $\rho = 1,0904 \text{ g cm}^{-3}$ .

### Příklad 93

Jakého objemu 0,5molárního roztoku chloridu barnatého je zapotřebí ke vzniku 5 g síranu barnatého při srážení roztoku síranu amonného?

### Příklad 94

V objemu 50 ml roztoku je obsaženo 0,5 g dusičnanu olovnatého. Jaké hmotnosti sulfidu železnatého, obsahujícího 90 % FeS, je teoreticky zapotřebí k odstranění olovnatých iontů z 1 m<sup>3</sup> roztoku vysrážením sirovodíkem ve formě sulfidu olovnatého?

### Příklad 95

Roztok octanu olovnatého o hmotnosti 120 g byl nasycen oxidem uhličitým, který v roztoku kvantitativně zreagoval a vyloučilo se 29,8088 g uhličitanu olovnatého. Složení původního roztoku určete hmotnostním zlomkem olovnatých iontů a octanu olovnatého. Jakého objemu oxidu uhličitého bylo teoreticky zapotřebí k tvorbě uhličitanu?

### Příklad 96

Vypočítejte hmotnost síranu barnatého vyloučeného jako sraženina přidáním 25 ml 0,1molární kyseliny sírové k 10 ml 0,5molárního roztoku chloridu barnatého.

### Příklad 97

Vypočítejte hmotnost chloridu stříbrného, který lze připravit srážením 20 g chloridu sodného ( $w_{\text{NaCl}} = 5\%$ ) roztokem dusičnanu stříbrného o koncentraci 0,05M-AgNO<sub>3</sub>. Určete spotřebu dusičnanu stříbrného.



### Příklad 98

Z objemu jednoho litru roztoku chloridu vápenatého se po zavádění oxidu uhličitého a vysrážení vápenatých iontů vyloučilo 5 g uhličitanu vápenatého. Stanovte koncentraci a spotřebu chloridu vápenatého a objem teoreticky potřebného oxidu uhličitého.

### Příklad 99

Chlor o objemu  $2,241 \text{ dm}^3$  (za s. p.) byl zaveden do 150 ml roztoku jodidu draselného o koncentraci  $2 \text{ mol dm}^{-3}$ . Na jakou hodnotu klesne koncentrace jodidu draselného za předpokladu, že veškerý chlor zreagoval? Vypočítejte látková množství vzniklého jodu a jodidu draselného, zbývajících ještě v roztoku.

### Příklad 100

Určete objem roztoku dusičnanu stříbrného o koncentraci  $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ , potřebný k úplnému vysrážení chloridových iontů z 25 ml  $0,2 \text{ molárního}$  roztoku chloridu draselného.

### Příklad 101

Chlorovodík o látkovém množství 8,2 mol byl pohlcen ve vodě za vzniku roztoku o hmotnosti 1495 g. Vypočítejte hmotnostní složení a objem roztoku vzniklé kyseliny ( $\rho = 1,1 \text{ g cm}^{-3}$ ).

### Příklad 102

V objemu 500 ml roztoku hydroxidu sodného ( $w_{\text{NaOH}} = 10 \%$ ,  $\rho_{10} = 1,1089 \text{ g cm}^{-3}$ ) byl pohlcen jeden mol plynného sirovodíku. Výsledné složení vyjádřete v hmotnostních zlomcích.

### Příklad 103

V roztoku amoniaku ( $w_{\text{NH}_3} = 6 \%$ ,  $\rho_6 = 0,9730 \text{ g cm}^{-3}$ ) o objemu 600 ml bylo dále rozpuštěno látkové množství 6 mol amoniaku. Vypočítejte hmotnostní složení výsledného roztoku za předpokladu, že všechen amoniak se v roztoku beze zbytku pohltil.

### Příklad 104

Do roztoku hydroxidu sodného o objemu 590 ml byl do plného nasycení uváděn oxid siřičitý. Hmotnostní zlomek vyjadřující původní obsah hydroxidu sodného je  $w_{\text{NaOH}} = 0,12$  ( $\rho = 1,1309 \text{ g cm}^{-3}$ ). Určete objem potřebného oxidu siřičitého a vyjádřete hmotnostní obsah vznikající soli.

### Příklad 105

Do roztoku hydroxidu sodného byl do nasycení uváděn oxid siřičitý a po přidavku dalšího množství hydroxidu sodného byla dokončena příprava siřičitanu disodného. Vypočítejte objem oxidu siřičitého a objem roztoku hydroxidu sodného potřebného teoreticky k přípravě 600 g heptahydrátu siřičitanu disodného. Složení roztoku hydroxidu sodného vyjádřete hmotnostním zlomkem, jestliže má být splněn požadavek přípravy nasyceného roztoku heptahydrátu siřičitanu disodného. Rozpustnost  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  při 20 °C je 73,6 g ve 100 g vody.

### Příklad 106

Do roztoku hydroxidu sodného o objemu 250 ml a hmotnostním obsahu 22 % NaOH ( $\rho_{22} = 1,24 \text{ g cm}^{-3}$ ) byl uváděn až do úplného nasycení oxid siřičitý. Po nasycení roztoku oxidem siřičitým byl přidán stejný objem hydroxidu sodného o téže koncentraci. Vypočítejte hmotnost heptahydrátu siřičitanu disodného vyloučeného při ochlazení reakční směsi na teplotu 20 °C.

### Příklad 107

K neutralizaci jednoho gramu olea se spotřebovalo 21,31 ml 1M roztoku hydroxidu draselného. Obsah volného oxidu sírového v oleu vyjádřete hmotnostním zlomkem.

### Příklad 108

Jeden gram olea s hmotnostním obsahem volného oxidu sírového 40 % byl převeden do 100 ml vody. Jakého objemu 0,5molárního roztoku hydroxidu draselného bylo zapotřebí k neutralizaci tohoto roztoku?

### Příklad 109

Ve 2,5 m<sup>3</sup> roztoku kyseliny sírové o hmotnostním obsahu 80 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,7272 \text{ Mg m}^{-3}$ ) byl pohlcován oxid sírový. Výsledná hmotnost byla 10,193 Mg. Vypočítejte hmotnostní obsah volného  $\text{SO}_3$ .

### Příklad 110

V roztoku kyseliny sírové objemu 7,5 m<sup>3</sup> a hmotnostním složení 80 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho_{80} = 1,7272 \text{ Mg m}^{-3}$ ) byl pohlcován oxid sírový. Vypočítejte hmotnost a objem soustavy při dosažení právě 100 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho_{100} = 1,8305 \text{ Mg m}^{-3}$ ). O kolik procent vzrostla hmotnost a objem kyseliny proti počátečním hodnotám?

### Příklad 111

Do kyseliny sírové byl uváděn oxid sírový až do dosažení 100%ní  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Vypočítejte hmotnostní složení původní kyseliny sírové, jestliže víte, že při sycení  $\text{SO}_3$  vzrostl jeho obsah právě na dvojnásobek. O kolik procent se zvětšila hmotnost kyseliny po nasycení oxidem sírovým?

### Příklad 112

Vyjádřete hmotnost jodu (v mg) odpovídající jednomu mililitru 0,1M roztoku  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

### Příklad 113

Elektrolýzou 2 Mg roztoku chloridu sodného bylo získáno  $107,37 \text{ m}^3$  chloru (za standardních podmínek). Vypočítejte hmotnostní zlomek chloridu sodného odpovídající vzniklému chloru a látkové množství chloru a hydroxidu sodného v roztoku.

### Příklad 114

Stanovte hmotnost dusitanu draselného potřebného k vyloučení veškerého jodu z 10 ml 15%ního roztoku jodidu draselného ( $\rho = 1,12 \text{ g cm}^{-3}$ ) okyseleného kyselinou sírovou.

### Příklad 115

Vypočítejte hmotnost mědi, kterou je možno převést do roztoku působením 60 ml kyseliny dusičné ( $w = 33 \% \text{ HNO}_3$ ,  $\rho = 1,2 \text{ g cm}^{-3}$ ).

## 1.8 VÝPOČTY ZA POUŽITÍ ZÁKONŮ PRO IDEÁLNÍ PLYN

### Základní představy o plynech a pojem ideálního plynu

Podle dnešních představ může být látka v plynném stavu tvořena volnými atomy (jednoatomovými entitami), ionty nebo molekulami. Protože budeme vycházet z modelové představy ideálního plynu, budou mít pro nás molekuly plynu význam „hmotných bodů“, nepůsobících na sebe žádnými silami, a bez vlastního objemu nebo s objemem ve srovnání s objemem plynu zanedbatelným.

Molekuly plynu rovnoměrně vyplňují uzavřený prostor, v němž se plyn vyskytuje.

Molekuly plynu jsou v neustálém pohybu, který je dán jejich kinetickou energií (tento pohyb je třeba odlišit od pohybu plynu jako celku). Molekuly plynu přitom

narážejí jednak na sebe navzájem, jednak na stěny nádoby, ve které je plyn uzavřen. Pohyb je přímočarý a jeho směr se mění jen při srážce dvou molekul nebo při nárazu molekul na stěny nádoby. Tepelný pohyb molekul je zcela chaotický a všechny směry rychlosti jsou v něm rovnocenné; pohybuje-li se v jistém okamžiku  $N$  molekul v určitém směru, pohybuje se současně stejný počet  $N$  molekul ve směru opačném.

*Tlak plynu  $p$*  lze vysvětlit na základě představy o tepelném pohybu plynu. Způsobují jej nárazy molekul na stěny nádoby, v níž je plyn uzavřen. Tlak plynu je tím větší, čím větší je počet molekul v daném objemu  $V$  a čím častější jsou jejich nárazy na stěnu.

*Objem plynu  $V$*  je vymezen stěnami nádoby nebo soustavy, ve které se plyn nachází a kterou rovnoměrně zaplňuje. Kdyby soustava nebyla uzavřena, šířily by se částice plynu zcela volně do prostoru.

*Teplota plynu* nás informuje o míře tepelného pohybu molekul. Čím intenzivnější je tepelný pohyb molekul, tím větší teplotu jsme nuceni soustavě připsat. Čím vyšší je teplota plynu, tím větší a intenzivnější je tepelný pohyb molekul. Kinetická energie plynů  $E_{\text{kin}}$ , přesněji střední kinetická energie všech molekul plynu, a jeho *absolutní teplota* jsou veličiny přímo úměrné.

Kinetická energie závisí na druhé mocnině rychlosti, je veličinou kladnou, a stejně tak i absolutní teplota. Dolní mez, absolutní nula ( $T = 0$  K), je však nedosažitelná a odpovídala by stavu, kdy by ustal všecken pohyb molekul.

Teplota, tlak a molární objem plynu jsou *stavové veličiny* a můžeme jimi jednoznačně definovat stav plynu.

*Kelvin K*, jednotka termodynamické teploty (značené  $T$ ), je definován jako  $1/273,15$  část termodynamické teploty trojného bodu vody. Užívá se také k vyjadřování teplotních intervalů nebo rozdílů. Kromě termodynamické teploty (značené  $T$ ) a vyjadřované v kelvinech používá se také Celsiovy teploty (značené  $t$ ) a vyjadřované v Celsiových stupních ( $^{\circ}\text{C}$ ). Jednotka Celsiův stupeň se rovná jednotce kelvin a lze v ní rovněž vyjadřovat teplotní intervaly nebo rozdíly.

Je definována rovnicí

$$t = T - T_0$$

kde  $T_0 = 273,15$  K.

Tlak plynů udáváme v pascálech Pa jako hlavní jednotce a v jejich násobcích a dílech ( $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2}$ ). Používání dříve obvyklých jednotek tlaku je od 1. ledna 1980 zakázáno. Pro jejich přepočítání ze starší literatury na jednotku pascal jsou zde uvedeny převodní vztahy.

$$\begin{aligned} 1 \text{ kp cm}^{-2} &= 1 \text{ at} = 9,806 65 \cdot 10^4 \text{ Pa (přesně)} \\ 1 \text{ mm H}_2\text{O} &= 9,806 65 \text{ Pa (přesně)} \\ 1 \text{ Torr} &= 101 325/760 \text{ Pa} \\ 1 \text{ bar} &= 1 \cdot 10^5 \text{ Pa} \\ 1 \text{ atm} &= 760 \text{ Torr} \end{aligned}$$

Hlavní jednotkou pro objem plynů je krychlový metr ( $\text{m}^3$ ). V chemii se však častěji užívá menších jednotek, jako je decimetr krychlový ( $\text{dm}^3$ ) — častěji nazývaný litr (l) — a krychlový centimetr ( $\text{cm}^3$ ), nazývaný mililitr (ml).

$$\begin{aligned} 1 \text{ dm}^3 &= 1 \text{ l} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \\ 1 \text{ cm}^3 &= 1 \text{ ml} = 1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 \end{aligned}$$

Litr patří mezi vedlejší jednotky, mimo soustavu SI, jejichž používání je zatím trvale povoleno. Litr se užívá jako speciální název pro krychlový decimetr a nemá být používán k vyjadřování objemů o vysoké přesnosti.

Podle Avogadrova zákona obsahují stejné objemy různých plynů za stejných tlakových i tepelných podmínek stejné množství molekul, tj. i stejné látkové množství plynů. Počet molekul v jednom molu ideálního plynu je dán Avogadrovou konstantou  $N_A$  (definice viz kap. 1.2).

$$N_A = (6,022\ 045 \pm 0,000\ 031) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Za tzv. standardní (normální) podmínky pokládáme stav plynu za standardního (normálního) tlaku  $p^\circ = 101\ 325 \text{ Pa}$  (přesně) a za standardní teploty  $T_0 = 273,15 \text{ K}$ . Za těchto podmínek zaujímá jeden mol ideálního plynu, standardní molární objem,  $V_m^\circ = 22,413 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$ . Jeho hodnota je podobně jako u jiných přírodních konstant stále upřesňována.

Všechny látky v plynném skupenství však obecně patří k tzv. *plynům reálným* a jejich chování lze pouze za určitých okolností popsat pomocí modelu ideálního plynu. Reálné plyny se svým chováním blíží plynu ideálnímu za nízkých tlaků a vysokých teplot. Při běžných chemických výpočtech lze však všechny látky v plynném stavu pokládat za vyhovující podmínkám pro ideální plyn a používat zákonů pro ideální plyn.

Pro *ideální plyn* platí *stavová rovnice* ve tvaru, který vyjadřuje funkční závislost stavových veličin — tlaku  $p$ , objemu  $V$  a teploty  $T$ :

$$\frac{pV}{T} = K \tag{8.1}$$

Číselná hodnota konstanty  $K$  závisí na hmotnosti  $m$  plynu a na zvolených jednotkách. Ze stavové rovnice lze odvodit tyto závěry:

1. Je-li teplota konstantní, jde o *změnu izotermickou*, při níž tlak plynu závisí pouze na molárním objemu. Izotermickou změnu vyjadřuje zákon Boyleův – Mariotův.

2. Je-li tlak plynu konstantní, mluvíme o *změně izobarické* a stav plynu je pak určen závislostí objemu na absolutní teplotě.

3. Je-li konstantní objem plynu, jde o *změnu izochorickou* a plyn mění svůj stav v závislosti tlaku na absolutní teplotě. Poslední změny vyjadřují zákony Gay-Lussacův a Charlesův.

## 1.8.1 Zákon Boyleův—Mariottův

Zákon Boyleův-Mariottův vyjadřuje závislost mezi tlakem plynu a objemem plynu při konstantní teplotě. Za stálé teploty je součin tlaku a objemu ideálního plynu konstantní:

$$pV = \text{konst} \quad (8.2)$$

Tlak a příslušný objem ideálního plynu jsou za konstantní teploty navzájem nepřímo úměrné:

$$\frac{p}{p_1} = \frac{V_1}{V} \quad (8.3)$$

Podle Boyleova—Mariottova zákona můžeme vypočítat změnu tlaku nebo objemu daného skutečného plynu za konstantní teploty.

### Příklad 1

Za konstantní teploty je objem jistého množství plynu 1000 ml a tlak  $1 \cdot 10^5$  Pa. Vypočítejte, jak se změní objem daného plynu, stoupne-li tlak plynu na 101 325 Pa?

*Řešení:* Při tomto ději se nemění teplota, použijeme proto zákona Boyleova—Mariottova:

$$T = \text{konst} \quad p_1 = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa} \quad p^\circ = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 1000 \text{ cm}^3 \quad V^\circ = ?$$

$$p_1 V_1 = p^\circ V^\circ$$

$$V^\circ = \frac{1 \cdot 10^5 \cdot 1000}{1,01325 \cdot 10^5} = 986,9 \text{ cm}^3$$

Daný plyn bude při konstantní teplotě a standardním tlaku zaujímat objem 968,5 cm<sup>3</sup>.

### Příklad 2

Jaký byl původní tlak plynu, jestliže po rozepnutí plynu se zvětšil jeho objem z 20 dm<sup>3</sup> na 120 dm<sup>3</sup> a naměřený tlak byl  $1 \cdot 10^5$  Pa. Teplota zůstala konstantní.

*Řešení:* Použijeme zákona Boyleova—Mariottova.

$$T = \text{konst} \quad V_1 = 20 \text{ dm}^3 \quad V_2 = 120 \text{ dm}^3$$

$$p_1 = ? \quad p_2 = 0,1 \text{ MPa}$$

$$p_1 = \frac{p_2 V_2}{V_1} = \frac{0,1 \cdot 120}{20} = 0,6 \text{ MPa}$$

Počáteční tlak plynu byl 0,6 MPa.

## 1.8.2 Zákon Gay-Lussacův a zákon Charlesův

Zákon Gay-Lussacův vyjadřuje závislost objemu na absolutní teplotě za konstantního tlaku. Při zvyšování teploty zvětšuje ideální plyn svůj objem.

Objemová roztažnost u různých plynů je prakticky stejná. Je-li  $V^\circ$  objem plynu při teplotě  $0^\circ\text{C}$ , pak zvýšením teploty o jeden stupeň se zvýší objem o  $1/273,15$  původního objemu. Hodnota tohoto zlomku se nazývá *koeficient tepelné roztažnosti* ( $\alpha$ ).

$$\alpha = \frac{1}{273,15}$$

Přírůstek objemu způsobený zvýšením teploty o jeden stupeň Celsia je  $V^\circ\alpha$  a zvýšením o  $t$  stupňů  $V^\circ\alpha t$ .

Celkový objem plynu při teplotě  $t$  je za konstantního tlaku dán vztahem

$$V = V^\circ + V^\circ\alpha t = V^\circ(1 + \alpha t) \quad (8.4)$$

$$V = V^\circ \left( 1 + \frac{t}{273,15} \right) \quad (8.5)$$

Z této rovnice dostaneme úpravou

$$V = V^\circ \left( \frac{273,15 + t}{273,15} \right) \quad (8.6)$$

Slovní vyjádření zákona Gay-Lussacova zní: Za konstantního tlaku je objem plynu přímo úměrný absolutní teplotě. Vyjádříme-li teplotu v kelvinech, zjednoduší se předchozí rovnice na tvar

$$V = V^\circ \frac{T}{T_0} \quad (8.7)$$

Při výpočtech používáme pro změnu objemu v závislosti na teplotě při konstantním tlaku vztah

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (8.8)$$

Obdobná zákonitost platí také pro změnu tlaku s teplotou za konstantního objemu, kterou vyjadřuje *zákon Charlesův*:

$$p = p^\circ(1 + \alpha t) \quad (8.9)$$

Dosažením za koeficient  $\alpha$  dostaneme:

$$p = p^\circ \left( 1 + \frac{t}{273,15} \right) \quad (8.10)$$

Úpravou rovnice (8.10) získáme tvar

$$p = p^\circ \left( \frac{273,15 + t}{273,15} \right) = p^\circ \frac{T}{T_0} \quad (8.11)$$

Charlesův zákon lze slovně formulovat takto: Za konstantního objemu je tlak plynu přímo úměrný teplotě termodynamické. Při výpočtech tedy použijeme vztah

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (8.12)$$

Při dalších výpočtech budou užívány hodnoty termodynamické teploty v kelvinech, zaokrouhlené na celá čísla.

### Příklad 3

Dané množství plynu má při teplotě 20 °C určitý objem. O kolik stupňů Celsiových je třeba zvýšit jeho teplotu, aby se za nezměněného tlaku původní objem zvětšil na dvojnásobek?

*Řešení:* Zapišeme podmínky pro oba stavy plynu:

$$\begin{aligned} p = \text{konst} \quad V_1 = x & & V_2 = 2x \\ T_1 = 273 + 20 = 293 \text{ K} & & T_2 = ? \end{aligned}$$

Za konstantního tlaku je objem plynu přímo úměrný termodynamické teplotě a k řešení proto použijeme zákona Gay-Lussacova:

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

Úpravou rovnice dostaneme

$$\begin{aligned} T_2 &= \frac{T_1 V_2}{V_1} = \frac{2x \cdot 293}{x} = 586 \text{ K} \\ t_2 &= 586 \text{ K} - 273 \text{ K} = 313 \text{ °C} \end{aligned}$$

Plyn je třeba zahřát na teplotu 586 K, tj. 313 °C. Jeho teplota se zvýší o 293 °C.

### Příklad 4

Vypočtete, o kolik se zvětší objem jednoho litru dusíku, zvýší-li se za stálého tlaku jeho teplota z 0 °C na 100 °C.

*Řešení:* Řešíme použitím zákona Gay-Lussacova.

$$\begin{aligned} p = \text{konst.} \quad T_1 = 273 \text{ K} & & T_2 = 373 \text{ K} \\ V_1 = 1 \text{ dm}^3 & & V_2 = ? \\ \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} & & \end{aligned}$$

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{1 \cdot 373}{273} = 1,366 \text{ dm}^3$$

$$V = V_2 - V_1 = 1,366 - 1,000 = 0,366 \text{ dm}^3$$

Objem dusíku se zvětší o 0,366 dm<sup>3</sup> tj. o 36,6 % původního objemu.



### Příklad 5

Plyn má při teplotě 0 °C tlak 101 325 Pa. Zjistěte tlak daného množství plynu, zvýší-li se za konstantního objemu jeho teplota na 100 °C.

*Řešení:* Řešíme použitím zákona Charlesova.

$$\begin{aligned} V = \text{konst.} \quad T_0 &= 273 \text{ K} \quad T_1 = 373 \text{ K} \\ p^{\circ} &= 101\,325 \text{ Pa} \quad p_1 = ? \\ \frac{p^{\circ}}{p_1} &= \frac{T_0}{T_1} \\ p_1 &= \frac{p^{\circ} T_1}{T_0} = \frac{1,013\,24 \cdot 10^5 \cdot 373}{273} = 1,384 \cdot 10^5 \text{ Pa} \end{aligned}$$

Tlak plynu vzroste na hodnotu 138,4 kPa.

### 1.8.3 Stavová rovnice ideálního plynu

Ideální plyn je definován svou stavovou rovnicí, funkční závislostí stavových veličin, tlaku  $p$ , objemu  $V$  a teploty  $T$ :

$$\frac{pV}{T} = K \quad (8.1)$$

Budeme-li uvažovat jeden mol ideálního plynu, jehož objem za standardních podmínek ( $p^{\circ} = 101\,325 \text{ Pa}$ ,  $T_0 = 273,15 \text{ K}$ ) je  $V_m^{\circ} = 22,413 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$ , pak po dosazení příslušných hodnot dostaneme číselnou hodnotu této konstanty, která je definována pro jeden mol a označuje se  $R$ :

$$R = \frac{p^{\circ} V_m^{\circ}}{T_0} = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Tato konstanta  $R$ , zvaná též *univerzální plynová konstanta*, je jednou ze základních přírodních konstant. Hodnota stavové konstanty se stále upřesňuje, v současné době je uváděna hodnota

$$R = (8,314\,41 \pm 0,000\,26) \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Stavovou rovnici pro jeden mol ideálního plynu vyjadřujeme vztahem

$$pV_m = RT \quad (8.13)$$

V obecném tvaru pro látkové množství  $n$  ideálního plynu nabývá stavová rovnice tvaru

$$pV = nRT \quad (8.14)$$

Látkové množství vyjádříme vztahem

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

kde  $m$  je hmotnost ideálního plynu a  
 $M$  — molární hmotnost plynu.

Dosazením pak získáme vztah

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad (8.15)$$

Úpravou stavové rovnice dostaneme tvar důležitý pro výpočet molekulární hmotnosti plynu nebo látky, kterou lze do plynného skupenství převést:

$$M = \frac{mRT}{pV} \quad (8.16)$$

Molární hmotnost  $M$  vyjadřuje hmotnost připadající na jeden mol chemicky stejnorodé látky, tj. úhrnnou hmotnost takového počtu elementárních entit dané látky, jaký je ve 0,012 kg izotopu uhlíku  $^{12}\text{C}$ . Stanovení relativní molekulové hmotnosti ze stavové rovnice je samozřejmě zatíženo takovou chybou, jak se chování skutečných plynných látek liší od chování plynu ideálního.

Je-li hustota plynu

$$\varrho = \frac{m}{V}$$

můžeme pak odvodit vztah

$$\varrho = \frac{Mp}{RT} \quad (8.17)$$

Za standardních podmínek platí proto pro hustotu ideálního plynu vztah

$$\varrho^\circ = \frac{Mp^\circ}{RT_0} \quad (8.18)$$

z čehož

$$\frac{M}{R} = \frac{\varrho^\circ T_0}{p^\circ} \quad (8.19)$$

a po dosazení do rovnice (8.17)

$$\varrho = \varrho^\circ \frac{pT_0}{p^\circ T} \quad (8.20)$$

Odtud můžeme vypočítat z normální hustoty plynu  $\varrho^\circ$  (hustoty plynu za normálních podmínek) hustotu za podmínek změněných.

Pro hustoty dvou plynů A a B podle rovnice (8.17) za stejného tlaku a teploty dosáhneme

$$\varrho_A = \frac{M_A p}{RT} \quad (8.21)$$

$$\varrho_B = \frac{M_B p}{RT} \quad (8.22)$$

Pro poměr hustot těchto dvou plynů bude

$$\frac{\varrho_A}{\varrho_B} = \frac{M_A}{M_B} \quad (8.23)$$

Podle tohoto vztahu jsou tedy hustoty dvou ideálně se chovajících plynů za stejných podmínek navzájem ve stejném poměru jako molární hmotnosti těchto dvou plynů. Můžeme proto za použití tohoto vztahu vypočítat molární hmotnost dané látky v plynném stavu, známe-li její hustotu, a dále hustotu a molární hmotnost jiného plynu za stejných podmínek:

$$M_A = \frac{\rho_A}{\rho_B} M_B \quad (8.24)$$

Výraz  $\rho_A/\rho_B$  se nazývá relativní hustota  $\rho_r$  plynu A. Můžeme ji definovat jako podíl hustoty sledovaného plynu a hustoty plynu srovnávacího za stejných podmínek. Srovnávacím plynem bývají nejčastěji vzduch (pro tyto účely mu přisuzujeme relativní molekulovou hmotnost  $M_r = 28,964$ ) nebo kyslík, jejichž relativní hustotu a molární hmotnost známe.

Pro plyny za srovnávací látku užíváme nejčastěji vzduch se standardní hustotou  $\rho_{(\text{vzduch})}^\circ = 1,292 \text{ kg m}^{-3}$ . Z relativní hustoty pak můžeme vypočítat molární hmotnost a z ní relativní molekulovou hmotnost. *Poměrná* neboli *relativní hustota*  $\rho_r$  vyjadřuje hustotu daného plynu A v poměru k hustotě srovnávacího plynu B za stejných podmínek:

$$\rho_r = \frac{\rho_A}{\rho_B} \quad [\rho_r] = 1$$

Je samozřejmé, že všechny výpočty pro reálné plyny, zakládající se na stavové rovnici ideálního plynu, jsou jen přibližné. Skutečnosti se přibližují tím více, čím víc se zkoumaný plyn blíží modelu plynu ideálního, tj. při nízkých tlacích a dostatečně vysokých teplotách. Pro přesnější výpočty je pak zapotřebí použít některé z rovnic plynů reálných, z nichž nejznámější je rovnice van der Waalsova. V ní jsou dvě individuální konstanty, jejichž číselné hodnoty jsou charakteristické pro daný plyn a které jsou součástí opravných členů pro vlastní objem molekul a přitažlivé mezimolekulové síly. U plynu ideálního jsme jak vlastní objem molekul, tak i působení sil mezi nimi neuvažovali.

### Příklad 6

Jisté množství plynu má při teplotě  $21^\circ\text{C}$  a tlaku  $1,4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  objem  $6 \text{ dm}^3$ . Vypočítejte, jaký bude jeho objem za standardních podmínek.

*Řešení:* K výpočtu použijeme stavové rovnice ve tvaru

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p^\circ V^\circ}{T_0}$$

$$T_1 = 273 + 21 = 294 \text{ K}$$

$$T_0 = 273 \text{ K}$$

$$p_1 = 1,4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$p^\circ = 101\,325 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 6 \text{ dm}^3$$

$$V^\circ = ?$$

$$V^{\circ} = \frac{p_1 V_1 T_0}{T_1 p^{\circ}} = \frac{1,4 \cdot 10^5 \cdot 6 \cdot 273}{294 \cdot 101\,325} = 7,70 \text{ dm}^3$$

Za standardních podmínek bude objem plynu 7,70 dm<sup>3</sup>.

### Příklad 7

Vypočtete hmotnost 1 m<sup>3</sup> vzduchu za tlaku 1,5 · 10<sup>5</sup> Pa a teploty 17 °C, je-li průměrná molární hmotnost vzduchu 28,964 · 10<sup>-3</sup> kg mol<sup>-1</sup>.

*Řešení:* Použijeme stavové rovnice v obecném tvaru:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$p = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 273 + 17 = 290 \text{ K}$$

$$V = 1 \text{ m}^3$$

$$m = \frac{MpV}{RT} = \frac{28,964 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^5 \cdot 1}{8,314 \cdot 290} = 1,802 \text{ kg}$$

Hmotnost 1 m<sup>3</sup> vzduchu je za daných podmínek 1,802 kg.

### Příklad 8

Pod jakým tlakem je 4,8 kg argonu v tlakové láhvi o obsahu 20 dm<sup>3</sup> při teplotě 20 °C?

*Řešení:* Řešíme pomocí stavové rovnice:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$V = 20 \text{ dm}^3 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$m = 4,8 \text{ kg}$$

$$M = 39,948 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$$

$$p = ?$$

$$p = \frac{mRT}{MV} = \frac{4,8 \cdot 8,314 \cdot 293}{39,948 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \cdot 10^{-2}} = 146,35 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Tlak argonu v tlakové láhvi za daných podmínek je 14,635 MPa.

### Příklad 9

Vypočítejte molární hmotnost plynné látky a určete její relativní molekulovou hmotnost, jestliže 500 ml této látky má při teplotě 20 °C a tlaku 102,66 kPa hmotnost 1,854 g.

*Řešení:* Molární hmotnost neznámé látky vypočítáme ze stavové rovnice:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

Do rovnice dosadíme:

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$p = 1,0266 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V = 5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$m = 1,854 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$$

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{1,854 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 293}{1,0266 \cdot 10^5 \cdot 5 \cdot 10^{-4}} = 0,0880 \text{ kg mol}^{-1} = 88,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Relativní molekulová hmotnost odpovídá číselně molární hmotnosti vyjádřené v gramech na mol,  $M_r = 88,0$ .

Molární hmotnost neznámého plynu je  $88,0 \text{ g mol}^{-1}$ ,  $M = 88,0 \text{ g mol}^{-1}$ .  
Relativní molekulová hmotnost je 88,  $M_r = 88,0$ .

### Příklad 10

Vypočítejte hustotu suchého vzduchu při teplotě 18 °C a tlaku  $1,04 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .

*Řešení:* K výpočtu lze použít stavovou rovnici

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

do které za  $m/M$  dosadíme hustotu  $\rho$ .

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$p = 1,04 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 273 + 18 = 291 \text{ K}$$

$$M = 28,95 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$$

$$\rho = \frac{Mp}{RT} = \frac{28,95 \cdot 10^{-3} \cdot 1,04 \cdot 10^5}{8,314 \cdot 291} = 1,244 \text{ kg m}^{-3}$$

Hustota suchého vzduchu za daných podmínek je  $1,244 \text{ kg m}^{-3}$ .

### Příklad 11

Jaká bude hustota ideálního vodního plynu za standardních podmínek, jestliže složení v molárních zlomcích je  $x_{\text{H}_2} = 50 \%$ ,  $x_{\text{CO}} = 50 \%$ ?

**Řešení:** Hustotu ideálního vodního plynu za standardních podmínek vypočítáme ze vztahu

$$\rho^\circ = \frac{M}{V_m^\circ} \quad [\rho^\circ] = \frac{\text{kg mol}^{-1}}{\text{m}^3 \text{ mol}^{-1}} = \text{kg m}^{-3}$$

Hustotu dané směsi pak vyjádříme jako průměrnou hodnotu vypočítanou z jejího složení:

$$\begin{aligned} \rho^\circ &= \frac{2,02 \cdot 10^{-3}}{22,41 \cdot 10^{-3}} \cdot 0,5 + \frac{28,01 \cdot 10^{-3}}{22,41 \cdot 10^{-3}} \cdot 0,5 = 0,045 + 0,625 = 0,670 \text{ kg m}^{-3} \\ \rho^\circ &= 0,670 \text{ kg m}^{-3} \end{aligned}$$

Hustotu směsi plynů je možno vypočítat i z průměrné molární hmotnosti.

$$\begin{aligned} M(\text{vodní plyn}) &= 2,02 \cdot 0,5 + 28,01 \cdot 0,5 = \\ &= 15,015 \text{ g mol}^{-1} = 15,015 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} \\ \rho^\circ &= \frac{M(\text{vodní plyn})}{V_m^\circ} = \frac{15,015 \cdot 10^{-3}}{22,41 \cdot 10^{-3}} = 0,670 \text{ kg m}^{-3} \end{aligned}$$

Hustota vodního plynu je  $0,670 \text{ kg m}^{-3}$  za standardních podmínek.

### Příklad 12

Určete relativní molekulovou hmotnost neznámého plynu, je-li jeho relativní hustota, vztažená na vzduch jako srovnávací plyn, 1,4529.

**Řešení:** Vyjdeme ze vztahu definujícího relativní hustotu:

$$\begin{aligned} \rho_r &= \frac{\rho_x}{\rho_{\text{vzd.}}} = \frac{M_x}{M_{\text{vzd.}}} = 1,4529 \\ M_x &= 1,4529 \cdot 28,964 = 42,08 \text{ g mol}^{-1} \end{aligned}$$

Neznámý plyn má relativní molekulovou hmotnost 42,08.

### Příklad 13

Vypočítejte hustotu jistého plynu při teplotě  $-20^\circ\text{C}$  a tlaku  $5 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ , jestliže byla za standardních podmínek hustota tohoto plynu  $\rho^\circ = 1,428 \text{ kg m}^{-3}$ .

**Řešení:** K výpočtu lze použít vztah (8.20):

$$\rho = \rho^\circ \frac{p T_0}{p^\circ T} = 1,428 \frac{5 \cdot 10^4 \cdot 273}{101\,325 \cdot 253} = 0,760 \text{ kg m}^{-3}$$

Hustota plynu při teplotě  $-20^\circ\text{C}$  a tlaku  $5 \cdot 10^4 \text{ Pa}$  je  $0,760 \text{ kg m}^{-3}$ .

### Příklad 14

Spálením 0,43 g organické látky vzniklo 0,27 g vody a 494 ml oxidu uhličitého při teplotě 20 °C a tlaku 99 kPa. Relativní hustota této látky ve srovnání se vzduchem je 2,9723. Jaký je molekulový vzorec látky?

*Řešení:* Výpočtem podle stavové rovnice

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

zjistíme nejdříve hmotnost vzniklého oxidu uhličitého:

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$M = 44,01 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$$

$$p = 9,9 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$V = 494 \text{ cm}^3 = 4,94 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$$

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{M(\text{CO}_2) pV}{RT} = \frac{44,01 \cdot 10^{-3} \cdot 9,9 \cdot 10^4 \cdot 4,94 \cdot 10^{-4}}{8,314 \cdot 293} = 0,88 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 0,88 \text{ g}$$

Hmotnost uhlíku obsaženou ve 0,88 g CO<sub>2</sub> pak vypočteme ze vztahu

$$\begin{array}{r} 44,01 \text{ g CO}_2 \text{ obsahuje } 12,01 \text{ g C} \\ 0,88 \text{ g CO}_2 \qquad \qquad \qquad x \end{array}$$

$$x = \frac{12,01}{44,01} \cdot 0,88 = 0,24 \text{ g C}$$

Obdobně vypočítáme hmotnost vodíku:

$$\begin{array}{r} 18,02 \text{ g H}_2\text{O} \text{ obsahuje } 2,02 \text{ g H}_2 \\ 0,27 \text{ g H}_2\text{O} \qquad \qquad \qquad y \end{array}$$

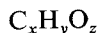
$$y = \frac{0,27}{18,02} \cdot 2,02 = 0,030 \text{ g H}_2$$

Odečtením hmotnosti uhlíku (x) a vodíku (y) od navážky organické látky *m*

$$m - x - y = 0,43 - 0,24 - 0,03 = 0,16 \text{ g}$$

zjistíme, že vzorek obsahuje kromě uhlíku a vodíku ještě 0,16 g kyslíku.

Z obecného vzorce analyzované sloučeniny



vypočítáme vzorec empirický:

$$x : y : z = \frac{0,24}{12,0} : \frac{0,03}{1,0} : \frac{0,16}{16,0} = 2 : 3 : 1$$

Empirický vzorec je  $C_2H_3O$ .

Molární hmotnost dané sloučeniny  $M_x$  vypočítáme pak z její relativní hustoty vztažené na vzduch:

$$\rho_r = \frac{\rho_x}{\rho_{vzd.}} = \frac{M_x}{1,292 \cdot 22,41} = \frac{M_x}{M_{vzd.}} = \frac{M_x}{28,964} = 2,9723$$

$$M_x = 2,9723 \cdot 28,964 = 86,1 \text{ g mol}^{-1}$$

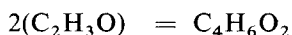
Vypočítaná molární hmotnost pak umožňuje ověření, zda nalezený empirický vzorec odpovídá vzorci molekulovému, či nikoliv, a jaký je vztah empirického vzorce k molekulovému.

$$M(C_2H_3O) = 43,045 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_x = 86,1 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\frac{M_x}{M(C_2H_3O)} = \frac{86,1 \text{ g mol}^{-1}}{43,045 \text{ g mol}^{-1}} = 2$$

Molekulový vzorec se rovná dvojnásobku vzorce empirického.



Molekulový vzorec sloučeniny je  $C_4H_6O_2$ .

## 1.8.4 Zákon Daltonův a zákon Amagatův

Stavová rovnice ideálního plynu platí zároveň i pro směs plynů s celkovým látkovým množstvím  $n$ , pokud spolu chemicky nereagují. Proto je-li v určitém uzavřeném prostoru směs několika navzájem nereagujících ideálních plynů, chová se každá složka této plynné směsi v daném prostoru tak, jako by jej vyplňovala sama. Podobně tedy i molekuly plynu každé složky budou působit na stěny nádoby pouze tlakem, který odpovídá jejich kinetické energii.

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

$$p = \sum p_i \quad (8.25)$$

Ze stavové rovnice ideálního plynu vyplývá proto pro tlak každé složky plynné směsi ( $p_i$ ) vztah

$$p_i = n_i \frac{RT}{V} \quad (8.26)$$

kde  $n_i$  je látkové množství daného jednotlivého plynu. Tento tlak se nazývá *tlak parciální* a je roven tlaku, který by měl plyn, kdyby vyplňoval celkový objem pouze sám. Sečtením parciálních tlaků všech plynů ve směsi

$$p = \sum n_i \frac{RT}{V} \quad (8.27)$$

dospějeme k *úhrnnému tlaku plynné směsi*. Tento vztah vyjadřuje *Daltonův zákon o parciálních tlacích*.



Vzájemným vydělením posledních dvou vztahů dostáváme

$$\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{\sum n_i} = x_i \quad (8.28)$$

kde  $x_i$  je molární zlomek složky  $i$  ve směsi plynů.

Ve směsi ideálních plynů vzájemně spolu nereagujících platí zákon Amagatův, podle kterého je celkový objem plynné směsi součtem parciálních objemů jednotlivých složek:

$$V = \sum V_i \quad (8.29)$$

Pro parciální objem  $i$ -té složky můžeme napsat vztah

$$V_i = n_i \frac{RT}{p} \quad (8.30)$$

a pro celkový objem

$$V = \sum n_i \frac{RT}{p} \quad (8.31)$$

Vydělením obou vztahů dostáváme opět

$$\frac{V_i}{V} = \frac{n_i}{\sum n_i} = x_i \quad (8.32)$$

výraz pro molární zlomek  $i$ -té plynné složky ve směsi.

### Příklad 15

Dvě nádoby o obsahu 5 a 10 litrů jsou spojeny trubicí s kohoutem. V první nádobě je dusík pod tlakem 90 kPa, ve druhé kyslík. Teplota obou plynů je stejná. Otevřením kohoutu ve spojovací trubicí vznikla směs obou plynů a tlak se ustálil na hodnotě 0,104 MPa. Vypočítejte, jaký byl tlak kyslíku před smíšením obou plynů, zůstala-li teplota konstantní.

**Řešení:** Při výpočtu použijeme zákona Daltonova.

$$\begin{aligned} V_{\text{N}_2} &= 15 \text{ dm}^3 & V'_{\text{N}_2} &= 5 \text{ dm}^3 \\ p_{\text{N}_2} &= ? & p'_{\text{N}_2} &= 90 \text{ kPa} \\ p_{\text{N}_2} &= \frac{p'_{\text{N}_2} V'_{\text{N}_2}}{V_{\text{N}_2}} = \frac{90 \cdot 5}{15} = 30 \text{ kPa} \\ p_{\text{O}_2} &= p_{\text{směsi}} - p_{\text{N}_2} = 104 - 30 = 74 \text{ kPa} \\ p_{\text{O}_2} &= 74 \text{ kPa} & p'_{\text{O}_2} &= ? \\ V_{\text{O}_2} &= 15 \text{ dm}^3 & V'_{\text{O}_2} &= 10 \text{ dm}^3 \\ p_{\text{O}_2} &= \frac{p'_{\text{O}_2} \cdot 10}{15} = 74 \text{ kPa} \\ p_{\text{O}_2} &= \frac{74 \cdot 15}{10} = 111 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Tlak kyslíku před vznikem plynné směsi byl  $1,11 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 111 \text{ kPa}$ .

### Příklad 16

Směs plynů vyjádřená objemovými zlomky obsahuje 50 % vodíku, 35 % methanu, 10 % oxidu uhelnatého a 5 % dusíku. Celkový tlak směsi je 0,2 MPa. Vypočítejte parciální tlaky jednotlivých složek směsi.

*Řešení:* Parciální tlaky jednotlivých složek ve směsi plynů jsou přímo úměrné jejich objemovým nebo molárním zlomkům. Podle Daltonova zákona platí:

$$\begin{aligned}p_i &= px_i \\p_{\text{H}_2} &= 0,2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ MPa} \\p_{\text{CH}_4} &= 0,2 \cdot 0,35 = 0,07 \text{ MPa} \\p_{\text{CO}} &= 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ MPa} \\p_{\text{N}_2} &= 0,2 \cdot 0,05 = 0,01 \text{ MPa}\end{aligned}$$

Parciální tlak vodíku  $p_{\text{H}_2} = 0,1$  MPa, methanu  $p_{\text{CH}_4} = 0,07$  MPa, oxidu uhelnatého  $p_{\text{CO}} = 0,02$  MPa a dusíku  $p_{\text{N}_2} = 0,01$  MPa.

### Příklad 17

V nádobě objemu jeden litr je směs 1 g oxidu uhličitého a 1 g oxidu uhelnatého. Určete jejich parciální tlaky a celkový tlak směsi při teplotě 25 °C.

*Řešení:* Tlak daného množství obou oxidů v uvedeném objemu vypočítáme podle stavové rovnice

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

kde

$$\begin{aligned}R &= 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\V &= 1 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \\T &= 273 + 25 = 298 \text{ K} \\m_{\text{CO}_2} &= m_{\text{CO}} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \\M(\text{CO}_2) &= 44,01 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} \\M(\text{CO}) &= 28,01 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}\end{aligned}$$

Parciální tlak oxidu uhličitého pak vypočítáme ze vztahu

$$p_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2} RT}{M(\text{CO}_2) V} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 298}{44,01 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 10^{-3}} = 56\,295,7 \text{ Pa}$$

Obdobně vypočítáme parciální tlak oxidu uhelnatého

$$p_{\text{CO}} = \frac{m_{\text{CO}} RT}{M(\text{CO}) V} = \frac{1 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 298}{28,01 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 10^{-3}} = 88\,453,1 \text{ Pa}$$

Celkový tlak směsi je pak dán součtem parciálních tlaků jednotlivých složek.

$$p_{\text{směsi}} = p_{\text{CO}_2} + p_{\text{CO}} = 56\,295,7 + 88\,453,1 = 144\,749 \text{ Pa}$$

Parciální tlak oxidu uhličitého je 56 295,7 Pa, oxidu uhelnatého 88 453,1 Pa. Celkový tlak směsi je 144,75 kPa.

Velmi často přichází v úvahu výpočet s plynem, který byl jímán nad vodou. Protože v tomto případě je nad vodou rovněž přítomna vodní pára, musíme ji při přesnějším výpočtu považovat za složku plynné směsi. Rovnovážený tlak (tenze) vodní páry závisí na teplotě kapalné vody, kterou plyn probublával (v případě potřeby lze najít tabelované hodnoty v chemických tabulkách, např. Sýkora V.: *Chemickoanalytické tabulky*. SNTL, Praha 1976.).

### Příklad 18

Ve skleněné baňce je přechováváno pod vodním uzávěrem 666 cm<sup>3</sup> argonu při teplotě 14 °C a tlaku 101,6 kPa. Vypočítejte, jaká je hmotnost argonu v gramech.

*Řešení:* Rovnovážený tlak vodní páry při teplotě 14 °C je 1,60 kPa. Tlak suchého argonu je 101,6 — 1,6 = 100,0 kPa. Hmotnost argonu vypočítáme ze stavové rovnice

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

kde  $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

$$p = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 273 + 14 = 287 \text{ K}$$

$$V = 666 \text{ cm}^3 = 6,66 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

$$m = \frac{MpV}{RT} = \frac{39,948 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 10^5 \cdot 6,66 \cdot 10^{-4}}{8,314 \cdot 287} = 1,115 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 1,115 \text{ g}$$

Pod vodním uzávěrem je 1,115 g argonu.

### Příklad 19

V plynojemu s vodním uzávěrem je nad vodou v objemu 2000 m<sup>3</sup> při teplotě 10 °C svítiplyn o složení vyjádřeném objemovými zlomky: 47 % vodíku, 36 % methanu, 8 % oxidu uhelnatého, 3 % ethylenu a 6 % dusíku. Tlak v plynojemu je 111,6 kPa. Rovnovážený tlak vodní páry při teplotě 14 °C je 1,60 kPa. Vypočítejte hmotnost svítiplynu.

*Řešení:* Tlak suchého svítiplynu v plynojemu je 111,6 — 1,6 = 110,0 kPa. K výpočtu hmotnosti svítiplynu lze použít stavové rovnice

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

kde  $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

$$p = 110,0 \text{ kPa}$$

$$T = 273 + 14 = 287 \text{ K}$$

$$V = 2000 \text{ m}^3$$

Průměrnou molární hmotnost lze vypočítat z daného složení svítíplynu.

$$\begin{aligned} \bar{M} &= 2,02 \cdot 0,47 + 16,04 \cdot 0,36 + 28,01 \cdot 0,08 + 28,05 \cdot 0,03 + 28,01 \cdot 0,06 = \\ &= 0,95 + 5,77 + 2,24 + 0,84 + 1,68 = 11,48 \text{ g mol}^{-1} = 11,48 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1} \end{aligned}$$

Ze stavové rovnice pak vypočítáme hmotnost svítíplynu.

$$m = \frac{\bar{M}pV}{RT} = \frac{11,48 \cdot 10^{-3} \cdot 1,1 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 10^3}{8,314 \cdot 287} = 1,058 \cdot 10^3 \text{ kg} = 1,058 \text{ Mg}$$

V plynojemu je 1,058 Mg svítíplynu.

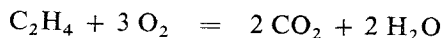
## 1.8.5 Výpočty za použití Avogadrova zákona

Reakce látek v plynném stavu se řídí *zákonem jednoduchých poměrů objemových*, který odvodil *Gay-Lussac*. Podobně jako ostatní stechiometrické zákony byl odvozen empirickým způsobem. Tento zákon lze vyjádřit takto: Objemy látek, které spolu reagují v plynném stavu, jsou v poměru celých čísel, zpravidla malých. Rovněž i objemy látek při reakci vznikajících, pokud jsou v plynném stavu, lze do tohoto poměru zahrnout. Uspokojivý výklad objemového zákona podal Avogadro na základě svého učení o molekulách a své hypotéze o tom, že za téhož tlaku a téže teploty obsahují stejné objemy různých látek v plynném stavu stejný počet molekul. Tato hypotéza byla později potvrzena jako jeden ze základních přírodních zákonů, který nazýváme *zákonem Avogadrovým*.

### Příklad 20

V uzavřené nádobě byla při tlaku 0,12 MPa připravena směs ethylenu a kyslíku v molárním poměru 1 : 4. Jaká změna tlaku nastane spálením ethylenu, jestliže předpokládáme ochlazení reakčních zplodin na teplotu původní, vyšší než 100 °C?

*Řešení:* Spalováním ethylenu vzniká oxid uhličitý a voda:



Při teplotě nad 100 °C bude také voda ve stavu plynném. Podle reakční rovnice připadají na jeden objem ethylenu tři objemy kyslíku; byl tedy kyslík ve výchozí směsi v nadbytku a po proběhnutí reakce obsahovala vzniklá směs ještě kromě oxidu uhličitého a vody i nezreagovaný kyslík. Lze proto poměr jednotlivých složek směsi v uzavřené nádobě před reakcí a po ní napsat



čili v objemech

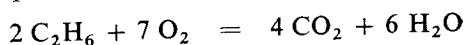
$$1 + 3 + 1 = 2 + 2 + 1$$

Při reakci tedy nedošlo ke změně objemu. Za předpokladu, že před spalováním i po něm si směs zachová stejnou teplotu, nenastane ani změna tlaku.

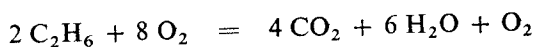
### Příklad 21

V uzavřené nádobě byly spáleny dva objemy ethanu v osmi objemech kyslíku. Plyny byly měřeny za stejné teploty, která byla vyšší než 100 °C. O kolik vzrostl tlak v nádobě za předpokladu, že po ukončení reakce byla směs plynů ochlazena na stejnou teplotu jako při měření před započítáním reakce? Určete, jaké bude složení vzniklé směsi v objemových zlomcích.

*Řešení:* Z rovnice spalování ethanu



vidíme, že 2 objemy ethanu a 7 objemů kyslíku poskytují 4 objemy oxidu uhličitého a 6 objemů vodní páry. Protože ve výchozí směsi je kyslík v přebytku, zůstává nezreagovaný kyslík ve směsi reakčních zplodin:



Vstupuje tedy do reakce 10 objemů plynů a po reakci směs obsahuje objemů 11. Za konstantní teploty se proto musí tlak plynů v uzavřené nádobě zvýšit v poměru 10 : 11, tedy o 10 %.

Směs plynů po ukončení reakce obsahuje celkem 11 objemů plynů, tj. 4 objemy oxidu uhličitého, 6 objemů vody (pára) a 1 objem kyslíku. Složení směsi lze pak vypočítat v objemových zlomcích  $\varphi_i$ .

$$\varphi_i = \frac{V_i}{V_s}$$

kde  $V_i$  je objem  $i$ -té složky,

$V_s$  — celkový objem soustavy.

$$\varphi_{\text{CO}_2} = \frac{4}{11} = 0,3636 = 36,36 \%$$

$$\varphi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{6}{11} = 0,5455 = 54,55 \%$$

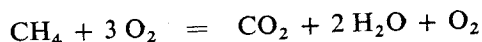
$$\varphi_{\text{O}_2} = \frac{1}{11} = 0,0909 = 9,09 \%$$

Tlak v uzavřené nádobě se zvýší o 10 % původního tlaku a výsledná směs plynů obsahuje 36,36 %  $\text{CO}_2$ , 54,55 %  $\text{H}_2\text{O}$  a 9,09 %  $\text{O}_2$  v objemových zlomcích.

### Příklad 22

Vypočítejte tlak směsi plynů vzniklé v uzavřené nádobě spálením jednoho objemu methanu ve třech objemech kyslíku. Tlak před reakcí měřen při teplotě 20 °C činil 0,12 MPa. Tlak směsi po proběhnutí reakce je uvažován při stejné teplotě 20 °C.

*Řešení:* Reakce probíhá podle rovnice



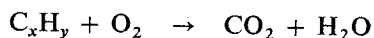
Směs před reakcí tedy obsahuje přebytek jednoho objemu kyslíku. Voda vzniklá spalováním methanu není již při dané teplotě v plynném stavu, a její objem proto můžeme zanedbat. Vznikají tedy při reakci ze čtyř objemů jen dva objemy — 1 objem oxidu a 1 objem nezreagovaného kyslíku. Tlak se proto sníží o polovinu.

Tlak plynné směsi v nádobě klesne na 60 kPa.

### Příklad 23

Úplným spálením 5 cm<sup>3</sup> neznámého uhlovodíku v 15 cm<sup>3</sup> kyslíku bylo po kondenzaci vodní páry naměřeno 10 cm<sup>3</sup> plynných produktů. Probubláním vodným roztokem hydroxidu draselného klesl jejich objem na 5 cm<sup>3</sup>. Všechna měření byla provedena za stejných podmínek. Určete molekulový vzorec uhlovodíku.

*Řešení:* Neznámý uhlovodík označíme obecným vzorcem C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>, a spalování uhlovodíku naznačíme reakcí:



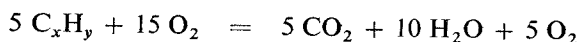
Po kondenzaci vodní páry a pohlcení oxidu uhličitého v hydroxidu draselném zbylo 5 cm<sup>3</sup> nezreagovaného kyslíku. Objem oxidu uhličitého zjistíme odečtením zbytkového kyslíku od 10 cm<sup>3</sup> spalných produktů. Objem oxidu uhličitého bude 5 cm<sup>3</sup>.

Kyslík potřebný ke spálení uhlovodíku určíme odečtením nezreagovaného kyslíku od jeho původního množství. Ke spálení uhlovodíku se spotřebovalo celkem 10 cm<sup>3</sup> kyslíku.

Ke vzniku 1 molu oxidu uhličitého je třeba 1 molu kyslíku. Z 5 cm<sup>3</sup> kyslíku vznikne tedy 5 cm<sup>3</sup> oxidu uhličitého.

Odečtením kyslíku spotřebovaného pro vznik CO<sub>2</sub> od celkové spotřeby kyslíku zůstane množství kyslíku potřebného ke vzniku vody, tj. 5 cm<sup>3</sup>.

Do výše naznačené rovnice dosadíme vypočítané objemy plynů:



Po úpravě rovnice dostaneme výslednou rovnici spalování uhlovodíku:



Z jedné molekuly uhlovodíku vznikne jedna molekula oxidu uhličitého a dvě molekuly vody, které obsahují 1 atom uhlíku a 4 atomy vodíku.

Molekulový vzorec uhlovodíku je CH<sub>4</sub>.

### Příklad 24

Kolik molekul dusíku zůstane v prostoru 1 cm<sup>3</sup> evakuovaného při teplotě 0 °C na tlak 1 · 10<sup>-4</sup> Pa? O kolik se sníží jejich počet izobarickým ohřevem měřeného prostoru na teplotu +100 °C?

**Řešení:** Ze stavové rovnice vypočítáme látkové množství dusíku v evakuovaném prostoru:

$$pV = nRT$$

kdě

$$p = 1 \cdot 10^{-4} \text{ Pa} \quad R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$
$$V = 1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

Při teplotě  $T_0 = 273 \text{ K}$  je v evakuovaném prostoru  $n_1$  molů dusíku:

$$n_1 = \frac{pV}{RT_0} = \frac{1 \cdot 10^{-6} \cdot 1 \cdot 10^{-4}}{8,314 \cdot 273} = 4,406 \cdot 10^{-14} \text{ mol N}_2$$

Při teplotě  $T = 373 \text{ K}$  je

$$n_2 = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \cdot 10^{-6} \cdot 1 \cdot 10^{-4}}{8,314 \cdot 373} = 3,225 \cdot 10^{-14} \text{ mol N}_2$$

Počet molekul  $N_1$  a  $N_2$  určíme pomocí Avogadrovy konstanty:

$$N_1 = n_1 N_A = 4,406 \cdot 10^{-14} \cdot 6,0220 \cdot 10^{23} = 2,653 \cdot 10^{10}$$

$$N_2 = n_2 N_A = 3,225 \cdot 10^{-14} \cdot 6,0220 \cdot 10^{23} = 1,942 \cdot 10^{10}$$

Počet molekul klesne o rozdíl:

$$N_1 - N_2 = (2,653 - 1,942) \cdot 10^{10} = 0,711 \cdot 10^{10}$$

V evakuovaném prostoru při teplotě  $0 \text{ }^\circ\text{C}$  je  $2,653 \cdot 10^{10}$  molekul a izobarickým ohřevem na  $100 \text{ }^\circ\text{C}$  klesne jejich počet o  $1,942 \cdot 10^{10}$ .

### Příklad 25

O jakou hodnotu se sníží tlak kyslíku, zvětší-li se za stálé teploty jeho objem třikrát?

### Příklad 26

Jak se změní objem plynu, vzroste-li za stálé teploty jeho tlak desetkrát? Změnu vyjádřete v procentech.

### Příklad 27

Plyn o objemu  $1 \text{ dm}^3$  necháme rozpnout na objem  $1 \text{ m}^3$ . Jak se při tom změní tlak z původní hodnoty  $10 \text{ MPa}$ , zůstane-li teplota konstantní?

### Příklad 28

Tři litry dusíku necháme za konstantní teploty rozpnout na objem  $20 \text{ dm}^3$ . Jaký byl původní tlak dusíku, je-li konečný tlak  $9,6 \text{ kPa}$ ?

**Příklad 29**

V tlakové nádobě obsahu  $15 \text{ dm}^3$  je dusík za tlaku  $1,96 \text{ MPa}$ . Vypočítejte objem, který bude dané množství dusíku zaujímat při nezměněné teplotě a tlaku  $98 \text{ kPa}$ .

**Příklad 30**

Konečný tlak kyslíku po izotermní kompresi je  $0,5 \text{ MPa}$  a objem  $25 \text{ cm}^3$ . Jaký byl původní objem kyslíku, byla-li komprese započata při tlaku  $83,33 \text{ kPa}$ ?

**Příklad 31**

Na jakou teplotu se z  $10 \text{ }^\circ\text{C}$  musí ohřát plyn při standardním tlaku, aby se jeho objem zdvojnásobil?

**Příklad 32**

V tlakové nádobě s kyslíkem je při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  tlak  $15 \text{ MPa}$ . Vypočítejte, o kolik procent se sníží tlak, ochladí-li se tlaková láhev přechováním na mrazu na  $-15 \text{ }^\circ\text{C}$ .

**Příklad 33**

O kolik stupňů se změní teplota plynu v tlakové láhvi obsahu  $20$  litrů, jestliže následkem této změny klesne tlak plynu z  $15 \text{ MPa}$  na  $14,5 \text{ MPa}$ ? Počáteční teplota byla  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ .

**Příklad 34**

Ocelová láhev s vodíkem má nejvyšší přípustný tlak  $22,1 \text{ MPa}$ . Při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  je tlak vodíku v láhvi  $15,2 \text{ MPa}$ . Vypočítejte, při jaké teplotě dosáhne tlak vodíku této nejvyšší přípustné hodnoty.

**Příklad 35**

Jaký objem má kyslík za standardních podmínek, jestliže má při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $15 \text{ MPa}$  objem  $20 \text{ dm}^3$ ?

**Příklad 36**

Litr vodíku odměřený za standardních podmínek byl ochlazen na teplotu  $-100 \text{ }^\circ\text{C}$ . Jaký zaujímá objem při tlaku  $64,208 \text{ kPa}$ ?



### Příklad 37

Argon zaujímá při teplotě 29 °C a tlaku 96 kPa objem 10 dm<sup>3</sup>. Při jaké teplotě bude mít totéž množství argonu dvojnásobný objem a tlak 202,33 kPa?

### Příklad 38

Ve 20litrové tlakové láhvi je při teplotě 20 °C a tlaku 5 MPa zbytek dusíku. Vypočítejte jeho objem za standardních podmínek a určete jeho hmotnost.

### Příklad 39

Stanovte objem látkového množství 1,5 mol plynu, je-li tlak tohoto množství plynu 0,15 MPa a teplota 28 °C.

### Příklad 40

V uzavřené baňce objemu 1500 ml je 5 g argonu o teplotě 20 °C. Vypočítejte, jak se změní tlak v baňce, zahřeje-li se argon na teplotu 200 °C.

### Příklad 41

Jaký je objem 1 tuny vzduchu při teplotě 27 °C a tlaku 0,1 MPa? Vyjádřete obsah kyslíku za těchto podmínek objemovým zlomkem a určete celkovou hmotnost kyslíku.

### Příklad 42

V uzavřené nádobě o objemu 10 dm<sup>3</sup> je vzduch o hmotnosti 10 g. Jaký tlak bude v nádobě při teplotě a) 100 °C, b) 0 °C a c) -100 °C?

### Příklad 43

Vypočítejte objem 16 g kyslíku při teplotě 20 °C a tlaku a) 1 MPa, b) 100 kPa, c) 10 MPa, d) 1 kPa.

### Příklad 44

Určete hmotnost 1 m<sup>3</sup> dusíku za tlaku 101 325 Pa a teploty a) 0 °C, b) 100 °C, c) -100 °C.

### Příklad 45

Stanovte hmotnost 1 dm<sup>3</sup> a) vodíku, b) kyslíku, c) dusíku, d) oxidu uhelnatého, e) sulfanu, f) oxidu siřičitého, g) chloru — při tlaku 0,1 MPa a teplotě 20 °C.

**Příklad 46**

V tlakové láhvi o objemu 20 litrů je kyslík pod tlakem 15 MPa při teplotě 20 °C. Určete hmotnost kyslíku.

**Příklad 47**

Tlaková láhev obsahu 40 dm<sup>3</sup> naplněná kyslíkem váží 78,88 kg. Kyslík v láhvi má při teplotě 20 °C tlak 15 MPa. Kolik váží prázdná tlaková láhev?

**Příklad 48**

Určete, jaká je hmotnost vzduchu v kilogramech v místnosti o rozměrech 6 m × 6 m × 3 m, je-li teplota místnosti 16 °C a tlak 0,1 MPa.

**Příklad 49**

V uzavřené nádobě je směs 0,1 mol kyslíku a 0,2 mol dusíku. Tlak v nádobě je 0,13 MPa, teplota plynné směsi je 30 °C. Vypočítejte objem nádoby.

**Příklad 50**

Vzduch má obsah kyslíku vyjádřený objemovým zlomkem ( $\varphi = 20,964 \% \text{O}_2$ ). Jaký je parciální tlak kyslíku ve vzduchu, je-li teplota 20 °C a celkový tlak 0,1 MPa?

**Příklad 51**

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?

**Příklad 52**

V nádobě o objemu 10 dm<sup>3</sup> je směs plynů obsahující oxid uhelnatý a oxid uhličitý. Vypočítejte složení směsi v objemových zlomcích, víte-li, že parciální tlak oxidu uhelnatého je 40 kPa a oxidu uhličitého 60 kPa.

**Příklad 53**

Generátorový plyn obsahuje 25 % oxidu uhelnatého, 5 % oxidu uhličitého, 10 % vodíku a 2 % methanu, zbytek tvoří dusík. Složení plynů je uvedeno v objemových zlomcích. Jaké jsou parciální tlaky jednotlivých složek generátorového plynu, jestliže jeho celkový tlak je 120 kPa?

#### Příklad 54

Vypočítejte složení zemního plynu v objemových zlomcích, jestliže obsahuje metan o parciálním tlaku 71,5 kPa, vodík o parciálním tlaku 22,0 kPa, ethen o parciálním tlaku 11,0 kPa a dusík. Celkový tlak směsi je 110 000 Pa.

#### Příklad 55

Nádoba objemu 6 dm<sup>3</sup>, ve které byl argon o tlaku 145 kPa, byla spojena s další nádobou o objemu 4 dm<sup>3</sup>, v níž byl rovněž argon o tlaku 60 kPa. Vypočítejte výsledný tlak ve spojených nádobách za konstantní teploty.

#### Příklad 56

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.

#### Příklad 57

Ve třílitrové nádobě je směs 4,4 g oxidu uhličitého a 8,4 g oxidu uhelnatého. Zjistěte tlaky obou plynů a celkový tlak směsi při teplotě -2 °C.

#### Příklad 58

V nádobě objemu 5 dm<sup>3</sup> je 1,68 g dusíku a 2,56 g kyslíku. Celkový tlak této směsi je 250 kPa. Jaká je teplota směsi?

#### Příklad 59

V plynojemu je pod vodním uzávěrem 10 g dusíku při teplotě 22 °C a zaujímá objem 10 litrů. Rovnovážný tlak vodní páry při této teplotě je 2,64 kPa. Vypočítejte celkový tlak v plynojemu.

#### Příklad 60

V plynojemu s vodním uzávěrem je kyslík. Objem plynojemu je 1,2 dm<sup>3</sup>, teplota kyslíku je 23 °C a tlak 140,125 kPa. Rovnovážný tlak vodní páry při dané teplotě je 2,8 kPa. Vypočítejte objem daného množství kyslíku za standardních podmínek.

#### Příklad 61

Vypočítejte hmotnost suchého svítiplynu v plynojemu s vodním uzávěrem o objemu 15 000 m<sup>3</sup>. Teplota v plynojemu je 15 °C, rovnovážný tlak vodní páry při

této teplotě je 1,71 kPa. Čistěný svítíplyn má objemové složení 50 % vodíku, 35 % methanu, 8 % oxidu uhelnatého, 2 % oxidu uhličitého a 5 % dusíku. Atmosférický tlak je 0,1 MPa, přetlak v plynojemu je 3,71 kPa.

#### **Příklad 62**

Spálením jednoho objemu plynného uhlovodíku vznikají dva objemy oxidu uhličitého a tři objemy vodní páry. Objemy plynů jsou měřeny za stejných podmínek. Jaký je vzorec uhlovodíku?

#### **Příklad 63**

Ke stanovení vzorce plynného uhlovodíku byla připravena směs 10 ml tohoto uhlovodíku a 37 ml kyslíku. Směs byla přivedena k explozi. Po ochlazení na laboratorní teplotu byl objem při reakci vzniklých plynů 32 ml. Po promytí plynů roztokem hydroxidu klesl objem směsi na 12 ml. Jaký je vzorec daného uhlovodíku, je-li jeho relativní hustota v poměru ke vzduchu 0,897? Objemová měření byla provedena za stejných podmínek.

#### **Příklad 64**

Úplným spálením 5 cm<sup>3</sup> neznámého uhlovodíku s 35 cm<sup>3</sup> kyslíku bylo po kondenzaci vzniklé vodní páry naměřeno 25 cm<sup>3</sup> spalin. Po probublání tohoto objemu roztokem hydroxidu draselného klesl tento na 5 cm<sup>3</sup>. Všechna měření objemů byla provedena za stejných podmínek. Jaký je molekulový vzorec uhlovodíku?

#### **Příklad 65**

Při hoření reaguje jistý uhlovodík s kyslíkem v molárním poměru 2 : 13. Objemový poměr uhlovodíku k plynu vznikajícímu reakcí, je při teplotě 20 °C a tlaku 98,658 kPa 1 : 4. Určete molekulový vzorec uhlovodíku.

#### **Příklad 66**

Po shoření směsi 30 ml kyslíku a vodíku zbylo 4,5 ml nesloučeného kyslíku. Vypočtete v objemových i hmotnostních procentech složení směsi před reakcí.

#### **Příklad 67**

V uzavřené nádobě je směs methanu a kyslíku v objemovém poměru 1 : 3. Teplota v nádobě je 150 °C, tlak 49 kPa. Jak se změní tlak po proběhlé reakci a ochlazení na teplotu 150 °C? Jaké bude objemové složení vzniklé směsi v procentech při této teplotě?

### Příklad 68

V uzavřené nádobě je směs 2 objemů acetyleny a 9 objemů kyslíku při teplotě 150 °C. O kolik procent se změní tlak v nádobě po úplném spálení uhlovodíku a ochlazení vzniklé směsi na počáteční teplotu? Vypočítejte, jaké je objemové složení vzniklé směsi v procentech.

### Příklad 69

V uzavřené nádobě je při teplotě 140 °C a tlaku 40 kPa směs 1 objemu ethanu a 5 objemů kyslíku. Směs byla přivedena k explozi a ochlazená na teplotu a) 140 °C a b) 0 °C. Vypočítejte tlak v nádobě a objemové složení vznikajících směsí plynů v procentech.

### Příklad 70

Při úplném spálení směsi methanu a ethanu vzniklo 8,96 dm<sup>3</sup> oxidu uhličitého (za standardních podmínek) a 12,6 g vody. V jakém molárním poměru byly oba uhlovodíky ve směsi?

### Příklad 71

Po spálení směsi methanolu a ethanolu vzniklo 3,361 dm<sup>3</sup> oxidu uhličitého (za standardních podmínek) a 4,32 g vody. V jakém molárním poměru byly oba alkoholy?

### Příklad 72

Kolik litrů kyslíku, měřeno za standardních podmínek, se spotřebuje ke spálení 250 g směsi ethylalkoholu s methylalkoholem o molárním poměru 1 : 1?

### Příklad 73

Kolik m<sup>3</sup> vzduchu přehřátého na teplotu 100 °C a s tlakem 298 kPa je třeba ke spálení 1 m<sup>3</sup> koksárenského plynu (jehož objem byl měřen za standardních podmínek), který má objemové složení 50 % H<sub>2</sub>, 30 % CH<sub>4</sub>, 5 % CO<sub>2</sub>, 10 % CO, 5 % N<sub>2</sub>. Objemový obsah kyslíku ve vzduchu je  $\varphi_{\text{O}_2} = 20,95\%$ .

### Příklad 74

Kolik m<sup>3</sup> vzduchu přehřátého na teplotu 400 °C a za tlaku 0,5 MPa se spotřebuje ke spálení 1 m<sup>3</sup> generátorového plynu (jehož objem byl měřen za standardních podmínek), který má objemové složení 30 % CO, 15 % H<sub>2</sub>, 5 % CO<sub>2</sub>, 3 % CH<sub>4</sub>, zbytek je dusík ( $\varphi_{\text{O}_2} = 20,95\%$ ).

### Příklad 75

Prostor objemu  $1 \text{ cm}^3$  je při teplotě  $-30 \text{ }^\circ\text{C}$  evakuován na  $1 \cdot 10^{-4} \text{ Pa}$ . Kolik molekul je ještě obsaženo za těchto podmínek v  $1 \text{ cm}^3$ ?

### Příklad 76

Jaký objem a jakou hmotnost má při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $98,66 \text{ kPa}$   $1 \cdot 10^{20}$  molekul vodíku?

### Příklad 77

Kolik molekul kyslíku je v  $1 \text{ cm}^3$  prostoru naplněného vzduchem a evakuovaného na tlak  $1 \cdot 10^{-4} \text{ Pa}$  při teplotě a)  $-73 \text{ }^\circ\text{C}$ , b)  $+300 \text{ }^\circ\text{C}$ .

### Příklad 78

O kolik procent se zmenší obsah kyslíku v nadmořské výšce  $8000 \text{ m}$  proti standardním podmínkám, jestliže ve výšce  $8000 \text{ m}$  byl při  $-37 \text{ }^\circ\text{C}$  naměřen tlak vzduchu  $35 \text{ kPa}$ ?

### Příklad 79

Jaký bude mít objem  $1,5085 \cdot 10^{19}$  molekul vzduchu na vrcholu Mont Blancu, jestliže v této výšce byl při  $-17 \text{ }^\circ\text{C}$  naměřen tlak  $53,329 \text{ kPa}$ ?

### Příklad 80

Jaká je relativní molekulová hmotnost plynu, má-li  $0,315 \text{ g}$  jeho par při teplotě  $22 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $102,4 \text{ kPa}$  objem  $250 \text{ cm}^3$ ?

### Příklad 81

Jistá látka o hmotnosti  $0,668 \text{ g}$  má při teplotě  $92 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $97 \text{ kPa}$  objem  $175 \text{ cm}^3$ . Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost této sloučeniny.

### Příklad 82

Vypočítejte hustotu suchého vzduchu při teplotě  $17 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $0,1 \text{ MPa}$ .

### Příklad 83

Vypočítejte, jaká je za standardních podmínek hustota neznámého plynu, víte-li, že při teplotě  $24 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $102,66 \text{ kPa}$  má tento plyn hustotu  $1,918 \text{ kg m}^{-3}$ .

#### Příklad 84

Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost plynné látky, jestliže znáte její relativní hustotu vztaženou ke vzduchu,  $\rho_r = 1,380$ .

#### Příklad 85

Nalezněte relativní hustotu zemního plynu vzhledem ke vzduchu, jestliže objemové složení zemního plynu je 75 %  $\text{CH}_4$ , 15 %  $\text{C}_2\text{H}_4$ , 7 %  $\text{H}_2$ , 2 %  $\text{CO}_2$  a 1 %  $\text{CO}$ .

#### Příklad 86

Hustota jistého plynu při teplotě 20 °C a tlaku 102,66 kPa je 2,988  $\text{kg m}^{-3}$ . Jaká bude relativní hustota neznámého plynu vztažená na vzduch? Vypočítejte molární hmotnost neznámého plynu.

#### Příklad 87

Spálením jedné šedesátiny molu neznámého uhlovodíku vzniklo látkové množství 0,05 mol vody a 0,693  $\text{dm}^3$  oxidu uhličitého za teploty 17 °C a tlaku 116 kPa. Jaký je molekulový vzorec uhlovodíku?

#### Příklad 88

Spálením 0,304 g uhlovodíku vznikne látkové množství oxidu uhličitého 0,02 mol. Určete molekulový vzorec neznámého uhlovodíku, jestliže znáte jeho relativní hustotu vztaženou ke vzduchu  $\rho_r = 1,52$ .

#### Příklad 89

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  $\text{cm}^3$   $\text{CO}_2$  a  $\text{SO}_2$  v objemovém poměru 1 : 1. Relativní hustota neznámé látky vzhledem k vodíku je  $\rho_r = 23,94$ .

#### Příklad 90

Spálením uhlovodíku vzniklo 0,279 g vody a 302,5  $\text{cm}^3$  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  $\rho = 2,370 \text{ kg m}^{-3}$ .

#### Příklad 91

0,43 g organické látky má při teplotě 100 °C a tlaku 99,325 kPa objem 156  $\text{cm}^3$ . Spálením téhož množství organické látky vznikne 0,02 mol oxidu uhličitého a 0,015 mol vody. Jaký molekulový vzorec má tato sloučenina?

### Příklad 92

Objem 1,223 g organické sloučeniny je při 20 °C a 103 kPa 500 ml. Spálením 0,4833 g této látky dostaneme při teplotě 23 °C a tlaku  $1,01325 \cdot 10^5$  Pa 405 cm<sup>3</sup> oxidu uhličitého a 0,15 g vody. Určete molekulový vzorec této látky.

### Příklad 93

Hustota uhlovodíku při teplotě 21 °C a tlaku 98,66 kPa je 2,261 kg m<sup>-3</sup>. Po spálení uhlovodíku je poměr hmotností vzniklého oxidu uhličitého a vody 2,444 : 1. Odvoďte na základě těchto údajů molekulový vzorec uhlovodíku.

### Příklad 94

Vedením vodní páry přes rozžhavené uhlí vzniká vodní plyn. Kolik m<sup>3</sup> vodního plynu odebíraného při teplotě 20 °C a tlaku 101 325 Pa lze teoreticky získat ze 4 kg uhlí?

### Příklad 95

Spálením 5 kg uhlí vzniklo 8 m<sup>3</sup> oxidu uhličitého při teplotě 20 °C a tlaku 104 kPa. Vypočítejte, kolik procent uhlíku obsahuje uhlí.

### Příklad 96

Kyslík byl v ozonizátoru převeden na ozon z 12 %. O kolik procent se změnil tlak v trubici, jestliže teplota zůstává konstantní.

### Příklad 97

V litrové nádobě je 1,6 g kyslíku. Tento kyslík byl ozonizován. Kolik hmotnostních procent kyslíku bylo převedeno na ozon, jestliže tlak v nádobě je při 20 °C 1,2 kPa?

### Příklad 98

Kyslík o hmotnosti 4 gramů byl přeměněn z 10 % na ozon. Vypočítejte tlak této směsi, jestliže teplota byla 20 °C a objem reakční trubice 2 dm<sup>3</sup>.

### Příklad 99

Ke vzduchu byl přidán ozon v takovém množství, aby hustota této směsi byla rovna hustotě kyslíku za stejných podmínek. Vypočítejte objemový obsah ozonu ve směsi ( $\varphi_{O_2} = 21$  %,  $\varphi_{N_2} = 79$  %).



### Příklad 100

V nádobě o objemu  $6 \text{ dm}^3$  je směs oxidu uhelnatého a vodíku. Při teplotě  $21 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $99 \text{ kPa}$  má tato směs hustotu  $1,000 \text{ kg m}^{-3}$ . Vypočítejte a) hmotnost a objemové složení této směsi, b) hmotnost a objemové složení směsi za tlaku  $0,99 \text{ MPa}$ , jestliže ostatní podmínky jsou zachovány.

### Příklad 101

Hustota směsi oxidu uhelnatého a uhlíčitého při  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $104,26 \text{ kPa}$  je  $1,37 \text{ kg m}^{-3}$ . Určete složení směsi v objemových zlomcích a vyjádřete celkový obsah uhlíku hmotnostním zlomkem.

### Příklad 102

Ekvimolární směs oxidu uhelnatého a kyslíku za zvýšené teploty částečně zreagovala a její hustota při  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $102,66 \text{ kPa}$  je  $1,5256 \text{ kg m}^{-3}$ . Zreagovanou část oxidu uhelnatého vyjádřete molárním zlomkem. Jaké je objemové (molární) složení výsledné směsi?

### Příklad 103

Hmotnost jednoho litru směsi oxidu uhelnatého a oxidu uhlíčitého je při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $104 \text{ kPa}$   $0,303 \text{ kg m}^{-3}$ . Určete složení směsi v objemových a hmotnostních zlomcích.

### Příklad 104

Hustota směsi vodíku a dusíku při teplotě  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $104 \text{ kPa}$  je  $0,303 \text{ kg m}^{-3}$ . Určete složení směsi v objemových a hmotnostních zlomcích.

### Příklad 105

Vyjádřete složení směsi vodíku a dusíku v hmotnostních a objemových zlomcích, jestliže víte, že hustota této směsi při teplotě  $24 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $100,4 \text{ kPa}$  byla  $0,153 \text{ kg m}^{-3}$ .

### Příklad 106

Vypočítejte hmotnost kyslíku vznikajícího rozkladem  $100 \text{ g}$  chlorečnanu draselného. Jaký objem bude mít kyslík při teplotě  $47 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $0,1 \text{ MPa}$ ?

### Příklad 107

V uzavřené nádobě o objemu  $5 \text{ dm}^3$  bylo žiháno  $5 \text{ g}$  chlorečnanu draselného do úplného rozkladu. Jaký bude po ochlazení na teplotu  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  naměřen tlak, byla-li nádoba uzavřena při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $0,1 \text{ kPa}$ ?

### Příklad 108

V nádobě o obsahu  $3 \text{ dm}^3$  byl žihán chlorečnan draselný do úplného rozkladu. Před započítím žihání byla naměřena teplota  $22 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlak  $99 \text{ kPa}$ . Vypočítejte hmotnost chlorečnanu draselného obsahujícího  $9,0 \%$  nečistot (neměnicích se žiháním) použitého k rozkladu, jestliže po ukončení reakce byl při stejné teplotě naměřen tlak  $149 \text{ kPa}$ .

### Příklad 109

V uzavřené čtyřlitrové nádobě byl žihán  $1 \text{ g}$  směsi chlorečnanů sodného a draselného až do plného rozkladu. Před zahříváním byl naměřen při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  tlak  $0,1 \text{ MPa}$ , po ukončení žihání při téže teplotě tlak  $1,8 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Vyjádřete v molárních zlomcích složení směsi chlorečnanů.

### Příklad 110

Reakcí vápence o hmotnosti  $500 \text{ g}$  s kyselinou chlorovodíkovou byl připraven oxid uhličitý. Čistota vápence vyjádřená hmotnostním zlomkem je  $92 \%$ . Jaké látkové množství oxidu uhličitého se získalo? Určete jeho objem při teplotě  $18 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $98,0 \text{ kPa}$ .

### Příklad 111

Vypočítejte hmotnost mramoru s hmotnostním obsahem  $95 \%$  uhličitanu vápenatého, potřebného k přípravě  $150 \text{ dm}^3$  oxidu uhličitého v Kippově přístroji. Objem oxidu uhličitého je měřen při teplotě  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $9,6 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ .

### Příklad 112

Rozkladem  $10 \text{ tun}$  vápence s hmotnostním obsahem  $9 \%$  nečistot (které se žiháním nemění) byl vyroben oxid uhličitý a vápno. Vypočítejte a) hmotnost páleného vápna, b) objem oxidu uhličitého při teplotě  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $100,8 \text{ kPa}$ , c) obsah nečistot v produktu vyjádřete hmotnostním zlomkem.

### Příklad 113

Pálením vápence, který obsahoval  $10 \%$  nečistot, bylo získáno  $15 \text{ Mg}$  vápna. Vypočítejte a) hmotnost vápence, b) objem oxidu uhličitého při teplotě  $30 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $104,6 \text{ kPa}$ , c) obsah nečistot v páleném vápně za předpokladu, že nečistoty se žiháním nemění.

### Příklad 114

Při teplotě  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  se ustaví rovnováha pro reakci  $2 \text{ NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ . Jeden gram oxidu dusičitého má při této teplotě a tlaku  $101 \text{ 325 Pa}$  objem  $0,321 \text{ dm}^3$ . Vypočítejte hmotnostní zlomek monomerního oxidu.

### Příklad 115

Vypočítejte hmotnost mramoru potřebného k udržení inertní atmosféry během jisté reakce po dobu šesti hodin se spotřebou  $25 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$  za minutu. Objem plynu je měřen při teplotě  $24 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $99,5 \text{ kPa}$ . Použitý mramor má hmotnostní obsah uhličitanu vápenatého  $94 \%$ . Ztráty na  $\text{CO}_2$  při přípravě jsou  $1,3 \%$ .

### Příklad 116

Plynný amoniak o objemu  $330 \text{ ml}$ , měřený při teplotě  $18 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $99,925 \text{ kPa}$ , byl pohlcen ve vodě. Vypočítejte objem  $0,25\text{M}$  kyseliny sírové potřebné na neutralizaci tohoto roztoku.

### Příklad 117

V litrové nádobě byla při tlaku  $103 \text{ kPa}$  a teplotě  $23 \text{ }^\circ\text{C}$  směs amoniaku a vzduchu. Po přidání vody a pohlcení veškerého amoniaku ve vodě byl vzniklý roztok neutralizován  $22 \text{ ml } 0,1\text{M}$  kyseliny sírové. Vypočítejte parciální tlak amoniaku ve vzduchu.

### Příklad 118

Jaký objem plynného amoniaku se musí při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $101\,325 \text{ Pa}$  pohlit v  $1000 \text{ ml}$  vody, aby vznikl roztok o hmotnostním složení  $10 \%$ ?

### Příklad 119

V jednom litru vody bylo pohlceno  $300 \text{ dm}^3$  směsi amoniaku se vzduchem. Objem směsi byl změřen při teplotě  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $122,5 \text{ kPa}$ . Vypočítejte a) koncentraci (molární) vzniklého roztoku, je-li jeho hustota  $\rho = 0,9889 \text{ g cm}^{-3}$ , b) parciální tlak amoniaku ve směsi se vzduchem (za předpokladu, že je veškerý amoniak pohlcen ve vodě).

### Příklad 120

Vypočítejte hmotnost a objem ethinu (acetyleny), který lze získat při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $98,66 \text{ kPa}$  z  $20 \text{ g}$  karbidu vápenatého.

### Příklad 121

Jaký objem vodíku za teploty  $27 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku  $99,725 \text{ kPa}$  se připraví při rozkladu vodou  $21 \text{ g}$  hydridu vápenatého. Jakého objemu  $1\text{M}$  kyseliny chlorovodíkové je třeba k neutralizaci vzniklého produktu?

### Příklad 122

Vypočítejte hmotnost zinku a objem kyseliny chlorovodíkové potřebné teoreticky k přípravě 100 dm<sup>3</sup> vodíku měřeného při teplotě 15 °C a tlaku 104 kPa. Složení kyseliny chlorovodíkové je vyjádřeno hmotnostním zlomkem  $w_{\text{HCl}} = 20\%$ .

### Příklad 123

Jaký objem chloru při teplotě 6 °C a tlaku 0,1 MPa lze teoreticky připravit z jednoho litru kyseliny chlorovodíkové ( $w = 20\% \text{ HCl}$ ) oxidací dichromanem draselným? Hustota kyseliny chlorovodíkové je 1,098 g cm<sup>-3</sup>. Jaké hmotnosti dichromanu draselného bude teoreticky k této oxidaci zapotřebí?

### Příklad 124

V uzavřené nádobě je pod tlakem 0,1 MPa při teplotě 400 °C směs oxidu siřičitého a kyslíku v molárním poměru  $\text{SO}_2 : \text{O}_2 = 1 : 1$ . Po určité době zreagovalo 75 %  $\text{SO}_2$ . Jaké bude objemové složení konečné směsi a celkový tlak v nádobě při teplotě 400 °C?

### Příklad 125

Kolik tun kyanamidu vápenatého je možno připravit z 1800 m<sup>3</sup> dusíku, měřeného za teploty 27 °C a tlaku 101 325 Pa, při reakci s karbidem vápenatým, jestliže ztráty dusíku jsou 40 %.

### Příklad 126

Slitina zinku a kadmia o hmotnosti 10 g byla rozpuštěna v kyselině chlorovodíkové. Reakcí vznikající vodík byl jímán nad vodou a při teplotě 22 °C a tlaku 104 kPa měl objem 3,394 dm<sup>3</sup>. Rovnovážený tlak vodní páry za teploty 22 °C je 2,666 kPa. Vyjádřete složení slitiny v hmotnostních zlomcích.

### Příklad 127

V uzavřené litrové nádobě bylo rozpuštěno 2,8 g zoxidovaného zinkového prachu ve 100 ml kyseliny o hustotě  $\rho = 1,12 \text{ g cm}^{-3}$ . Po úplném rozpuštění zinku byl v nádobě naměřen tlak 0,2 MPa za teploty 0 °C. Určete hmotnostní obsah oxidu zinečnatého v zinkovém prachu a vyjádřete hmotnostním zlomkem celkový obsah zinku ve vzorku. Před uzavřením nádoby byl tlak 0,1 MPa.

### Příklad 128

V uzavřené nádobě o obsahu 2 dm<sup>3</sup> je 200 ml kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním složení 20 % ( $\rho = 1,0474 \text{ Mg m}^{-3}$ ). Do kyseliny byl vhozen čistý zinek

a nádoba byla ihned uzavřena. Tlak v nádobě se zvýšil z hodnoty 0,1 MPa (tlak před uzavřením nádoby) na 171,6 kPa (tlak po rozpuštění zinku). Tlak byl měřen vždy za teploty 20 °C. Vypočítejte hmotnost zinku, který v nádobě zreagoval, a hmotnostní obsah chloridu zinečnatého ve výsledném roztoku za předpokladu, že se výsledný objem neliší od objemu kyseliny.

#### Příklad 129

V litrové nádobě obsahující 100 ml kyseliny chlorovodíkové ( $w_{\text{HCl}} = 20\%$ ) bylo rozpuštěno 5 g zinkového prachu s hmotnostním obsahem oxidu zinečnatého 6 %. Po vhození zinkového prachu byla nádoba ihned uzavřena. Vypočítejte tlak v nádobě po ukončení reakce, byl-li před vhozením zinku naměřen tlak 0,1 MPa. Tlak byl měřen vždy při teplotě 28 °C. Jaká bude koncentrace chloridu zinečnatého po ukončení reakce za předpokladu, že se objem roztoku nezmění? Hustota kyseliny chlorovodíkové je  $\rho = 1,0980 \text{ g cm}^{-3}$ .

#### Příklad 130

Brom byl připraven reakcí bromidu draselného s chlorem. Jakého objemu chloru za teploty 27 °C a tlaku 104 kPa je třeba k přípravě 1 kg chloru?

## 1.9 PŘÍKLADY NĚKTERÝCH SLOŽITĚJŠÍCH VÝPOČTŮ V ANORGANICKÉ SYNTÉZE

### Příklad 1. Příprava kyseliny tetrafluoroborité $\text{HBF}_4$

Kyselinu tetrafluoroboritou  $\text{HBF}_4$  lze připravit rozpouštěním kyseliny trihydrogenborité v kyselině fluorovodíkové. Jestliže má být připravena výsledná kyselina o hmotnostním obsahu přesně 50 %  $\text{HBF}_4$ , jaké hmotnostní složení musí mít kyselina fluorovodíková?

### Příklad 2. Příprava hexahydrátu bis(tetrafluoroboritanu) měďnatého $\text{Cu}(\text{BF}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$

K přípravě 200 g hexahydrátu bis(tetrafluoroboritanu) měďnatého  $\text{Cu}(\text{BF}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  byl použit uhličitán-dihydroxid diměďnatý  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ , kyselina fluorovodíková o hmotnostním složení 39,2 % HF a kyselina trihydrogenboritá  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

Kyselinu tetrafluoroboritou připravíme rozpouštěním kyseliny trihydrogenborité v kyselině fluorovodíkové. Rozpouštění bylo realizováno ve stechiometrickém poměru za intenzivního chlazení v platinové misce.

a) Vyjádřete hmotnostní složení roztoku připravené kyseliny tetrafluoroborité v procentech.

b) Jakou hmotnost roztoku kyseliny tetrafluoroborité musíme použít k přípravě 200 g hexahydrátu bis(tetrafluoroboritanu) měďnatého  $\text{Cu}(\text{BF}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ?

c) Jakou hmotnost uhličitanu-dihydroxidu diměďnatého  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$  je nutno použít?

### Příklad 3. Připravte dusičnan olovnatý z oxidu olovnatého

Dusičnan olovnatý lze připravit rozpuštěním oxidu olovnatého v horké kyselině dusičné o hmotnostním složení 25 až 35 %  $\text{HNO}_3$ . K dispozici je koncentrovaná kyselina dusičná o hmotnostním obsahu 65 %  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,3912 \text{ g cm}^{-3}$ ). Kyselinu dusičnou je nutno použít v 5%ním nadbytku proti stechiometrickému výpočtu a její složení má být takové, aby po úplném rozpuštění oxidu olovnatého vznikl roztok dusičnanu olovnatého nasycený při teplotě 60 °C.

a) Vyjádřete hmotnostní složení kyseliny dusičné v procentech.

b) Kolik procent z celkové hmotnosti dusičnanu olovnatého bylo získáno ochlazením roztoku na 10 °C a oddělením krystalů z matečného louhu?

Roztok  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  nasycený při 60 °C obsahuje 95 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ,

roztok  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  nasycený při 10 °C obsahuje 48,3 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

### Příklad 4. Připravte dusičnan olovnatý z olova

Dusičnan olovnatý je možno připravit přímo rozpouštěním olova v kyselině dusičné.

K dispozici je koncentrovaná kyselina dusičná s hmotnostním obsahem 65 %  $\text{HNO}_3$ . Olovo se v koncentrované kyselině dusičné rozpouští jen obtížně, ale velmi dobře se rozpouští za horka v kyselině dusičné zředěné. Pro katalytické urychlení rozpouštění olova přidáme malé množství železnaté soli.

Olovo bylo rozpouštěno v drobných kouscích v kyselině dusičné o hmotnostním složení 20 až 30 %  $\text{HNO}_3$ , která byla použita ve 30%ním nadbytku. Po ukončení reakce byl odpařen reakční roztok téměř do sucha, aby se odstranil nadbytek kyseliny dusičné. Odparek byl rozpuštěn v takovém množství vody (roztok musí být slabě kyselý), že vznikl roztok dusičnanu olovnatého nasycený při 70 °C. Po zahřátí k varu, filtraci a ochlazení byly odsáty vyloučené krystaly a sušeny při 100 °C.

a) Vypočítejte hmotnost koncentrované (65%ní) a zředěné (20%ní) kyseliny dusičné potřebné k rozpuštění 90 g olova.

b) Jakého množství vody bylo použito k vyloužení odparku?

c) Jaký hmotnostní výtěžek dusičnanu olovnatého lze teoreticky získat při ochlazení roztoku na 10 °C?

d) Vyjádřete výtěžek dusičnanu olovnatého při první krystalizaci v procentech.

Rozpustnost  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  při  $70\text{ }^\circ\text{C}$  je 105,0 g ve 100 g vody,  
rozpustnost  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  při  $10\text{ }^\circ\text{C}$  je 48,3 g ve 100 g vody.

### Příklad 5. Připravte hexahydrát síranu amonno-železnatého $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Hexahydrát síranu amonno-železnatého vykristaluje z roztoku, v němž jsou ve stechiometrickém poměru zastoupeny síran železnatý (použitý jako heptahydrát) a síran amonný. Výpočty realizujeme na 100 g teoretického výtěžku.

Jemně rozetřené krystaly obou výchozích síranů byly rozpuštěny na roztoky nasycené při  $70\text{ }^\circ\text{C}$ . Po jejich slítí bylo upraveno složení výsledného roztoku tak, aby vznikl roztok hexahydrátu síranu amonno-železnatého nasycený při  $70\text{ }^\circ\text{C}$ . Po slabém okyselení a zahřátí k varu byl roztok přefiltrován a ochlazen na teplotu  $10\text{ }^\circ\text{C}$ .

a) Jaký objem vody musíme ke směsi obou síranů přidat, abychom připravili roztok hexahydrátu síranu amonno-železnatého, nasycený při  $70\text{ }^\circ\text{C}$ ?

b) Vypočítejte hmotnost vykristalovaného produktu při ochlazení roztoku na  $10\text{ }^\circ\text{C}$ .

c) Vyjádřete hmotnostní obsah železa v matečném louhu.

Rozpustnost  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  při  $70\text{ }^\circ\text{C}$  je 89,4 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ,  
při  $10\text{ }^\circ\text{C}$  je 25,4 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ,

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  při  $70\text{ }^\circ\text{C}$  je 124 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ,

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  při  $70\text{ }^\circ\text{C}$  je 91,8 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

### Příklad 6. Připravte chloristan lithný $\text{LiClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Chloristan lithný lze připravit rozpouštěním uhličitanu lithného v kyselině chloristé.

K roztoku kyseliny chloristé o hmotnosti 320 g a hmotnostním obsahu 70 %  $\text{HClO}_4$  bylo přidáno takové množství vody, aby po rozpuštění uhličitanu lithného vznikl roztok chloristanu lithného nasycený při teplotě  $65\text{ }^\circ\text{C}$ . Ve zředěné kyselině chloristé byl rozpouštěn po malých dávkách uhličitan lithný až do úplného spotřebování kyseliny. Roztok unikajícím oxidem uhličitým značně šumí.

Roztok byl po reakci zahřát k varu a zfiltrován. Po ochlazení na  $20\text{ }^\circ\text{C}$  byly odděleny krystaly  $\text{LiClO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ .

a) Vyjádřete hmotnostní složení kyseliny chloristé použité k rozpouštění uhličitanu lithného.

b) Jakým objemem vody byla kyselina zředěna?

c) Jaké hmotnosti uhličitanu lithného bylo použito? Uveďte hmotnost odpovídající stechiometrickému výpočtu.

d) Jaký objem oxidu uhličitého se vyvinul při rozkladu uhličitanu lithného za tlaku  $1 \cdot 10^5\text{ Pa}$  a teploty  $40\text{ }^\circ\text{C}$ ?

e) Vyjádřete hmotnost teoretického výtěžku prvního produktu krystalizace.

f) Vyjádřete v procentech hmotnost chloristanu lithného rozpuštěného v matečném louhu po první krystalizaci k celkově vzniklému chloristanu lithnému.

g) Určete hmotnost chloristanu lithného v matečném louhu (počítáno na bezvodou sůl).

Rozpustnost  $\text{LiClO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$  při  $65^\circ\text{C}$  je 306,4 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ,  
 $20^\circ\text{C}$  je 118,6 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

### **Příklad 7. Připravte dodekahydrát síranu amonno-železitého $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$**

Dodekahydrát síranu amonno-železitého (kamenec amonno-železitý) tvoří světle fialové krystaly, které na vzduchu velmi snadno větrají a na vlhkém vzduchu se pokrývají hnědou vrstvou hydroxidosolí. Hmotnost připraveného produktu je 150 g.

Síran železitý lze připravit oxidací heptahydrátu síranu železnatého v prostředí kyseliny sírové. Potřebné množství  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  bylo po rozetření rozpuštěno ve stechiometrickém množství kyseliny sírové o hmotnostním obsahu 10 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ohřáté na teplotu  $50^\circ\text{C}$ . Železnaté ionty byly oxidovány na železité koncentrovanou kyselinou dusičnou ve 20%ním nadbytku. Reakční směs byla zahřívána na vodní lázni tak dlouho, dokud se vyvíjely oxidy dusíku. Dokončení oxidačního pochodu bylo zjištěno analytickou zkouškou roztokem hexakvanoželezitanu tridraselného. Roztok byl odpařován na vodní lázni do odstranění přebytku kyseliny dusičné. Do viskózního odparku bylo přidáno vypočítané množství síranu amonného o takovém obsahu vody, aby dodekahydrát síranu amonno-železitého tvořil roztok nasycený při  $25^\circ\text{C}$ . Po filtraci se nechá roztok volně krystalovat.

a) Jaké hmotnosti heptahydrátu síranu železnatého bylo zapotřebí k přípravě 150 g dodekahydrátu síranu amonno-železitého?

b) Jakého objemu kyseliny sírové o hmotnostním složení 10 %  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bylo použito?

c) Vyjádřete hmotnost koncentrované kyseliny dusičné (20%ní nadbytek) potřebné k oxidaci dvojmocného železa na trojmocné.

d) Jaké hmotnosti síranu amonného použijete?

e) Vyjádřete hmotnostní obsah síranu amonného v procentech.

Rozpustnost  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  při  $25^\circ\text{C}$  je 124,8 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

### **Příklad 8. Připravte z uhličitanu vápenato-hořečnatého hemihydrát síranu vápenatého (sádra) a heptahydrát síranu hořečnatého**

Příprava má být realizována z uhličitanu vápenato-hořečnatého (dolomitu o čistotě 95 %), kyseliny chlorovodíkové ( $w_{\text{HCl}} = 35\%$ ,  $\rho = 1,175 \text{ Mg m}^{-3}$ ) a koncentrované kyseliny sírové ( $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 96\%$ ,  $\rho = 1,8355 \text{ Mg m}^{-3}$ ). V podvojném uhličitanu je molární poměr uhličitanu hořečnatého a uhličitanu vápenatého 1 : 1.



Rozkladem uhličitanu vápenato-hořečnatého kyselinou chlorovodíkovou ( $w_{\text{HCl}} = 20\%$ ) lze připravit směs chloridů hořečnatého a vápenatého. Přidáním vypočítaného množství kyseliny sírové ( $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 20\%$ ) vznikne bílá sedlina dihydrátu síranu vápenatého. Rozklad uhličitanu je třeba uskutečnit nejdříve kyselinou chlorovodíkovou, protože rozpouštění v kyselině sírové by bylo zpomalováno vznikajícím málo rozpustným dihydrátem síranu vápenatého. Sedlina se po promytí odfiltruje a suší se do konstantní hmotnosti při  $120\text{ }^\circ\text{C}$ . Dihydrát síranu vápenatého zahříváním do  $120\text{ }^\circ\text{C}$  ztrácí 1,5 molekul vody a vzniká tak hemihydrát síranu vápenatého,  $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2 \text{H}_2\text{O}$ , produkt známý v obchodě běžně pod pojmem „sádra“. Veškerou vodu ztrácí zahříváním nad  $163\text{ }^\circ\text{C}$ .

Filtrát po odstranění  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  je třeba odpařením do sucha na vodní lázni zbavit přebytečné kyseliny chlorovodíkové. Složení odparku odpovídá přibližně dihydrátu síranu hořečnatého. K vyloužení se použije takové množství vody, aby vznikl roztok síranu hořečnatého nasycený při teplotě  $60\text{ }^\circ\text{C}$ , z něhož ochlazením na teplotu  $10\text{ }^\circ\text{C}$  vykrystaluje heptahydrát síranu hořečnatého.

a) Vypočítejte objem koncentrované kyseliny chlorovodíkové ( $w_{\text{HCl}} = 35\%$ ) potřebný k rozkladu 220 g uhličitanu vápenato-hořečnatého o čistotě 95%. Nečistoty se při rozpouštění nemění.

b) Jakým množstvím vody je třeba tuto kyselinu zředit k přípravě roztoku kyseliny chlorovodíkové o hmotnostním obsahu 20% HCl?

c) Jaký objem koncentrované kyseliny sírové je třeba odměřit?

d) Jakého množství vody je třeba ke zředění kyseliny sírové na roztok o hmotnostním obsahu 20%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

e) Vypočítejte hmotnost vzniklého dihydrátu a hemihydrátu síranu vápenatého.

f) Jaký bude úbytek na hmotnosti při převedení dihydrátu síranu vápenatého na hemihydrát?

g) Jakým množstvím vody je třeba odparek vyloužit?

h) Jaká hmotnost heptahydrátu síranu hořečnatého vznikne teoreticky při ochlazení výluhu na  $10\text{ }^\circ\text{C}$ ?

Rozpustnost  $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$  při  $60\text{ }^\circ\text{C}$  je 249,1 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ,

$10\text{ }^\circ\text{C}$  je 93,5 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

### **Příklad 9. Připravte dodekahydrát síranu draselno-chromitého $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$**

Dodekahydrát síranu draselno-chromitého (kamenec draselno-chromitý)  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  lze připravit redukcí dichromanu didraselného oxidem siřičitým.

Jemně rozetřený dichroman didraselný byl rozpuštěn za tepla na roztok nasycený při teplotě  $25\text{ }^\circ\text{C}$ . Redukci lze uskutečnit např. ethylalkoholem nebo oxidem siřičitým. Oxid siřičitý byl připraven z roztoku heptahydrátu siřičitanu sodného, nasyceného při teplotě  $20\text{ }^\circ\text{C}$  a rozloženého koncentrovanou kyselinou sírovou ( $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 96\%$ ,  $\rho = 1,8355\text{ g cm}^{-3}$ ) přikapávanou pozvolna z dělicí nálevky.

Oxid siřičitý byl přiváděn skleněnou trubičkou až ke dnu nádoby s dichromanem

draselným. Současně bylo po kapkách přidáváno vypočítané množství kyseliny sírové koncentrované (96%ní) v 50%ním nadbytku vzhledem ke stechiometrickému poměru. Kyselina sírová se nepřidává na začátku reakce v celkovém množství potřebném pro přípravu dodekahydrátu síranu draselno-chromitého, protože oxid siřičitý se špatně rozpouští v silně kyselém roztoku a pro reakci by se musel přivádět v příliš velikém přebytku. Jestliže byl použit roztok dichromanu didraselného nasycený při teplotě 25 °C, není zahušňování výsledného roztoku nutné. Krystaly dodekahydrátu síranu draselno-chromitého vznikají však i z přesyceného roztoku velice zvolna. Krystalizaci můžeme urychlit malým přídatkem některých látek, např. siřičitanu sodného, popř. krystalizací směsi kamenců. V těchto případech růst krystalů probíhá mnohem rychleji.

a) Vypočítejte hmotnost dodekahydrátu síranu draselno-chromitého, kterou je možno získat ze 150 g dichromanu didraselného.

b) Jaké množství koncentrované kyseliny sírové (96%ní) musíme přidat k roztoku  $K_2Cr_2O_7$ ?

c) V jakém množství vody musíme rozpustit dichroman didraselný, aby vznikl roztok nasycený při 25 °C?

d) Přidáváme-li 50%ní nadbytek kyseliny sírové, jaký bude hmotnostní obsah kyseliny sírové ve výsledném roztoku před krystalizací?

e) Jaká bude hmotnost heptahydrátu siřičitanu disodného, potřebná k přípravě na teoretického množství oxidu siřičitého?

f) Jaké množství vody použijete k rozpuštění heptahydrátu siřičitanu sodného na roztok nasycený při 20 °C?

g) Přesvědčte se výpočtem, zda při uvedeném postupu vznikl při teplotě 25 °C nasycený, nebo přesycený roztok  $KCr(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$ .

Rozpustnost  $KCr(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$  při teplotě 25 °C je 24,39 g ve 100 g  $H_2O$ ,

$K_2Cr_2O_7$  při teplotě 25 °C je 16 g ve 100 g  $H_2O$ ,

$Na_2SO_3 \cdot 7 H_2O$  při 20 °C je 73,6 g ve 100 g  $H_2O$ .

### Příklad 10. Připravte kyselinu trihydrogenboritou $H_3BO_3$

Kyselinu trihydrogenboritou lze připravit z dekahydrátu tetraboritanu disodného  $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$ , který tvoří bezbarvé průhledné krystaly, na vzduchu velmi snadno větrající. Minerál stejného složení se nazývá borax. K úplnému odstranění vody dochází teprve při zahřívání na teplotu 350 až 400 °C.

K přípravě kyseliny trihydrogenborité byl použit částečně zvětralý dodekahydrát tetraboritanu disodného, u něhož byl zjištěn úbytek krystalové vody odpovídající 15%ní ztrátě hmotnosti. K rozpuštění výchozí látky o hmotnosti 250 g bylo přidáno za stálého míchání vypočítané množství koncentrované kyseliny chlorovodíkové ( $w_{HCl} = 35 \%$ ,  $\rho = 1,1740 \text{ g cm}^{-3}$ ). Množství vody použité k rozpuštění výchozí látky bylo voleno tak, aby výsledný roztok kyseliny trihydrogenborité byl nasycený při teplotě 70 °C. Po ochlazení reakční směsi byly vyloučené krystaly odsáty, vysušeny a zváženy.

- a) Jaká hmotnost kyseliny trihydrogenborité může teoreticky vzniknout?
- b) Jaký objem koncentrované kyseliny chlorovodíkové musíme přidat?
- c) V jakém množství vody je nutno výchozí látku rozpustit, aby výsledný roztok kyseliny trihydrogenborité byl nasycený při teplotě 70 °C?
- d) Jaký výtěžek lze teoreticky získat při ochlazení plně zreagované směsi na teplotu 0 °C?

Rozpustnost  $\text{H}_3\text{BO}_3$  při 70 °C je 18,61 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ,  
při 0 °C je 2,66 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

### **Příklad 11. Připravte dihydrát dihydrogenfosforečnanu sodného $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$**

Do roztoku hydrogenfosforečnanu disodného  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  přidáváme po kapkách vypočítané množství trihydrogenfosforečné kyseliny  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . K přípravě použijeme dodekahydrát hydrogenfosforečnanu disodného  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  a koncentrovanou kyselinu trihydrogenfosforečnou ( $w_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 85 \%$ ,  $\rho = 1,689 \text{ Mg m}^{-3}$ ).

Dodekahydrát hydrogenfosforečnanu disodného s vypočítaným množstvím vody zahřejeme na teplotu 60 °C. Složení roztoku upravíme tak, aby vznikl po přidání kyseliny trihydrogenfosforečné roztok dihydrogenfosforečnanu sodného nasycený při 20 °C. Z roztoku vykristaluje při ochlazení na teplotu 0 °C dihydrát dihydrogenfosforečnanu sodného. Po ukončení reakce nemá roztok dávat bílý zákal s chloridem barnatým. Zkoušíme tak přítomnost hydrogenfosforečnanu disodného. Dihydrogenfosforečnany jsou všechny ve vodě rozpustné, z hydrogenfosforečnanů jsou rozpustné hydrogenfosforečnany alkalických kovů. Bílá sedlina vzniká tedy pouze za přítomnosti iontů  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

a) Vypočítejte hmotnost  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  potřebnou k přípravě 120 g  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ .

b) Určete objem vody potřebný k rozpuštění  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  na roztok nasycený při teplotě 20 °C.

c) Jaký objem koncentrované kyseliny trihydrogenfosforečné použijeme k reakci?

d) Jaká hmotnost  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  vykristaluje z roztoku při jeho ochlazení na 0 °C?

e) Vypočítejte hmotnostní obsah počátečního roztoku hydrogenfosforečnanu disodného po zahřátí na teplotu 60 °C a dihydrogenfosforečnanu sodného v matečném louhu, nasyceného při 0 °C.

Rozpustnost  $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$  při 20 °C je 148,8 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ ,  
při 0 °C je 91,1 g ve 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

## 1.10 ELEKTROLÝZA

Elektrolýza se zabývá změnami, které nastávají při průchodu stejnosměrného elektrického proudu roztokem nebo taveninou elektrolytu. Přívod a odebrání elektronů je zprostředkováno elektrodami, katodou a anodou. Elektrony jsou do soustavy přiváděny katodou, která se proto také označuje jako záporná elektroda. Předávání elektronů je v chemii podstatou redukčního děje, na katodě probíhají proto pochody redukční. Opačné pochody, oxidační, jsou podstatou anodických dějů. Anoda odebírá ze soustavy elektrony a je, v protikladu ke katodě, označována jako elektroda kladná.

Nejmenší náboj, *elementární elektrické kvantum*  $Q_e$ , má elektron a jeho hodnota vyjádřená v coulombech je

$$Q_e = - (1,602\ 189\ 2 \pm 0,000\ 004\ 6) \cdot 10^{-19}\ \text{C}$$

Stejný náboj má proton a jeho hodnota je ovšem kladná. V dalším budeme proto uvažovat elementární elektrické kvantum v coulombech, bez ohledu na znaménko.

Souhrnný náboj  $Q_m$  odpovídající jednomu molu elementárních nábojů, představuje hodnotu vyjádřenou v coulombech:

$$Q_m = Q_e N_A \quad (10.1)$$

$$Q_m = 6,022\ 045 \cdot 10^{23} \cdot 1,602\ 1892 \cdot 10^{-19}\ \text{C mol}^{-1}$$

$$Q_m = 96\ 484,5 \cdot 10^4\ \text{C mol}^{-1}$$

kde  $N_A$  je Avogadrova konstanta.

Dříve používané označení tohoto náboje jako faraday musíme nyní chápat nikoli jako jednotku (není v soustavě SI), ale pouze jako historicky dané alternativní označení molu elementárních nábojů, asi tak jako val by mohl být použit jako alternativní označení molu chemických ekvivalentů. *Ve funkci jednotek nemohou být používány.*

Výpočtem molárního náboje jsme dospěli k vyjádření *Faradayovy konstanty*  $F$ , jejíž přesná hodnota je uváděna

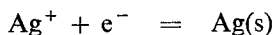
$$F = (96\ 484,56 \pm 0,27)\ \text{C mol}^{-1}$$

Pomocí Faradayovy konstanty můžeme určit množství látky, které odpovídá jednomu molu elementárních nábojů, tedy jednomu molu formálních částí (zlomků) iontů nesoucích jeden elementární náboj. Je možno určit množství látky, které se přemění při průchodu 96 484,6 C elektrolytem.

### Příklad 1

Jakého náboje v coulombech je třeba k vyloučení 1 g stříbra?

*Řešení:* K vyloučení jednoho atomu stříbra z roztoku je třeba podle reakce



jednoho elektronu, tj.  $1,602\ 109 \cdot 10^{-19}$  C. K vyloučení jednoho molu stříbra o hmotnosti 107,868 g je zapotřebí 96 484,6 C a k vyloučení 1 gramu je třeba náboje

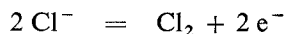
$$Q_{Ag} = \frac{Q_m}{M(Ag)} = \frac{96\ 484,6}{107,868} = 894,47\ C$$

K vyloučení 1 g stříbra je zapotřebí průchodu elektrického náboje 894,5 C.

### Příklad 2

Jakého náboje v coulombech je zapotřebí k vyloučení 1 dm<sup>3</sup> chloru (za standardních podmínek)?

*Řešení:* Vylučování chloru z roztoků obsahujících chloridové anionty bude probíhat podle rovnice



K vyloučení jedné molekuly chloru je zapotřebí odebrat dva elektrony, půjde tedy o pochod oxidační, probíhající na anodě. K vyloučení 1 molu molekul chloru, tj. 22,41 dm<sup>3</sup>, je zapotřebí 2 · 96 484,6 C.

Objem 1 litru chloru (za standardních podmínek), vyjádřen látkovým množstvím, je  $n_{Cl_2} = 4,4623 \cdot 10^{-2}$  mol.

Náboj potřebný k vyloučení tohoto množství je

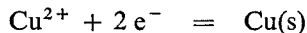
$$Q_{Cl_2} = n_{Cl_2} \cdot 2Q_m = 4,4623 \cdot 10^{-2} \cdot 96\ 484,6 \cdot 2 = 8610,85\ C$$

K vyloučení litru chloru za standardních podmínek je třeba 8611 C.

### Příklad 3

Vypočítejte hmotnost mědi, která se vyloučila průchodem 1 coulombu roztokem obsahujícím síran měďnatý.

*Řešení:* Elektrolytické vylučování mědi z roztoku obsahujícího síran měďnatý probíhá podle rovnice



K vyloučení jednoho atomu mědi je zapotřebí dvou elektronů, jde tedy o pochod redukční, probíhající na katodě. K vyloučení látkového množství 1 mol mědi, odpovídající hmotnosti 63,546 g, je třeba 2 · 96 484,6 C. Nábojem jednoho coulombu se vyloučí

$$m_{Cu} = \frac{63,546}{2 \cdot 96\ 484,6} = 3,3 \cdot 10^{-4}\ g$$

Průchodem jednoho coulombu se vyloučí  $3,3 \cdot 10^{-4}$  g mědi.

Každý ion nebo molekula, které se na elektrodě oxidují nebo redukují, přijímá od elektrody, resp. dodává elektrodě v elektronech o celkovém náboji  $vQ_e$ , kde  $Q_e$  je elementární náboj.

Mol iontů nebo molekul vymění při elektrolýze náboj  $Q_n$ .

$$Q_n = \nu Q_e N_A = \nu Q_m \quad (10.2)$$

kde  $\nu$  je počet přijímaných nebo předávaných elektronů iontem nebo molekulou,

$N_A$  — Avogadrova konstanta,

$Q_m$  — náboj odpovídající molu elementárních nábojů.

Do výrazu dosadíme za  $Q_m$  Faradayovu konstantu:

$$Q_n = \nu F \quad (10.3)$$

Látkové množství  $n$  přeměněné na elektrodě průchodem náboje  $Q$  je určeno vztahem

$$n = \frac{Q}{Q_n} \quad (10.4)$$

Dosadíme za  $Q_n$  z rovnice (10.3)

$$n = \frac{Q}{\nu F} \quad (10.5)$$

Hmotnost přeměněné látky vyplývá ze vztahu (10.5) po dosazení za  $n = m/M$

$$m = \frac{QM}{\nu F} \quad (10.6)$$

Ze vztahu (10.6) je zřejmé, že výraz  $M/\nu F$  udává hmotnost látky  $m$  přeměněnou průchodem náboje 1 C (elektrochemický ekvivalent).

Jednotkou elektrického proudu je ampér A, patřící mezi základní jednotky soustavy SI. Vztah mezi elektrickým nábojem a elektrickým proudem v jednotkách SI je  $1 \text{ C} = 1 \text{ A s}$ . Dosadíme do rovnice (10.6)

$$m = \frac{MIt}{\nu F} \quad (10.7)$$

kde  $I$  je elektrický proud v ampérech,

$t$  — čas v sekundách.

#### Příklad 4

Vypočítejte hmotnost mědi vyloučené při elektrolýze proudem 1,5 A za dobu 1 hodiny 33 minut.

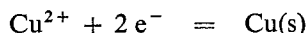
*Řešení:* Čas, po který probíhalo vylučování mědi, vyjádříme v sekundách:

$$t = (60 + 33) \cdot 60 = 5580 \text{ s}$$

Náboj  $Q$ , kterým byla měď vyloučena, vypočítáme:

$$Q = It = 1,5 \cdot 5580 = 8370 \text{ C}$$

Vylučování mědi probíhá podle rovnice



proto k vyloučení jednoho molu mědi je zapotřebí  $2 \cdot 96\,484,6 \text{ C}$ . Nábojem  $8370 \text{ C}$  vyloučíme hmotnost mědi  $m_{\text{Cu}}$ .

$$2 \cdot 96\,484,6 : 8\,370 = 63,546 : m_{\text{Cu}}$$
$$m_{\text{Cu}} = 2,756 \text{ g}$$

Příklad můžeme řešit dosazením do vzorce (10.7).

$$m_{\text{Cu}} = \frac{MIt}{\nu F} = \frac{63,546 \cdot 1,5 \cdot 5580}{2 \cdot 96\,484,6} = 2,756 \text{ g}$$

Za uvedených podmínek se vyloučí  $2,756 \text{ g}$  mědi.

### Příklad 5

Za jakou dobu elektrolyzy bude z  $250 \text{ g}$  roztoku o hmotnostním obsahu síranu měďnatého  $5\%$   $\text{CuSO}_4$  vyloučena proudem  $1,5 \text{ A}$  veškerá měď?

*Řešení:* Z hmotnostního zlomku  $w_{\text{B}}$ , vyjadřujícího složení, vypočítáme celkovou hmotnost síranu měďnatého  $m_{\text{B}}$  v roztoku:

$$w_{\text{B}} = \frac{m_{\text{B}}}{m_{\text{s}}}$$
$$m_{\text{B}} = m_{\text{s}} w_{\text{B}} = 250 \cdot 0,05 = 12,50 \text{ g}$$

Hmotnost mědi obsažené v síranu měďnatém nalezneme řešením úměry:

$$M(\text{CuSO}_4) : M(\text{Cu}) = m_{\text{B}} : m_{\text{Cu}}$$
$$159,60 : 63,546 = 12,50 : m_{\text{Cu}}$$
$$m_{\text{Cu}} = 4,9770 \text{ g}$$

Čas potřebný k vyloučení mědi elektrickým proudem  $1,5 \text{ A}$  zjistíme po dosazení do vztahu (10.7):

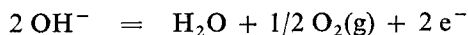
$$t = \frac{m_{\text{Cu}} \nu F}{MI} = \frac{4,9770 \cdot 2 \cdot 96\,484,6}{63,546 \cdot 1,5} = 10\,075,7 \text{ s}$$
$$t = 2 \text{ h } 47 \text{ min } 56 \text{ s}$$

Čas potřebný k vyloučení veškeré mědi je  $2$  hodiny  $47$  minut  $56$  sekund.

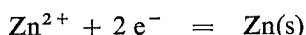
### Příklad 6

Při elektrolyze síranu zinečnatého vzniklo na anodě  $560 \text{ ml}$  kyslíku. Objem je uveden za standardních podmínek. Jaká hmotnost zinku se teoreticky vyloučila na katodě?

**Řešení:** Na anodě probíhala reakce



Na katodě se vylučoval zinek:



K redukci 1 atomu zinku jsou zapotřebí 2 elektrony, při oxidačním pochodu a vzniku 1 atomu kyslíku jsou 2 elektrony odebrány. Je zřejmé, že 1 mol zinku odpovídá 1 molu atomů kyslíku. Hmotnost vyloučeného zinku  $m_{\text{Zn}}$  vypočítáme z úměry:

$$M(\text{Zn}) : M(\text{O}) = m_{\text{Zn}} : m_{\text{O}}$$

Molární hmotnost kyslíku a hmotnost vyloučeného kyslíku nahradíme molárním objemem kyslíku a objemem kyslíku.

$$M(\text{Zn}) : 1/2 V_{\text{m}} = m_{\text{Zn}} : V_{\text{O}_2}$$

$$65,38 : 11,205 = m_{\text{Zn}} : 0,56$$

$$m_{\text{Zn}} = 3,2675 \text{ g}$$

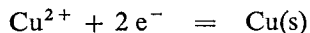
Na katodě se teoreticky má vyloučit 3,2675 g zinku.

V praxi nastávají při průchodu proudem vždy ztráty a množství vyloučené látky je snižováno proti teoretickému výpočtu vedlejšími procesy. Poměr skutečně získaného množství látky k množství teoreticky vypočítanému se nazývá *proudový výtěžek* a udává se v procentech.

### Příklad 7

Kolik elektrické energie je zapotřebí k vyloučení 1 Mg mědi elektrolytickou cestou z roztoku obsahujícího síran měďnatý, jestliže je elektrolyza realizována proudem 1000 A při svorkovém napětí 0,3 V? Vypočítejte potřebnou energii v kilowatthodinách a určete čas potřebný k vyloučení 1 tuny mědi.

**Řešení:** Elektrolytické vylučování mědi probíhá podle rovnice



Látkové množství jednoho megagramu mědi je  $n$

$$n = \frac{m}{M(\text{Cu})} = \frac{10^6 \text{ g}}{63,546 \text{ g mol}^{-1}} = 15\,736,6 \text{ mol}$$

Elektrický náboj potřebný k vyloučení 1 Mg mědi  $Q$ :

$$Q = n 2F = 15\,736,6 \cdot 2 \cdot 96\,484,6 = 3,0367 \cdot 10^9 \text{ C}$$



Spotřebovanou energii  $E$  dostaneme násobením elektrického náboje  $Q$  svorkovým napětím na elektrodách  $U$  ve voltech ( $C \cdot V = A \cdot s \cdot V = W \cdot s = J$ )

$$\begin{aligned} E &= QU = 3,0367 \cdot 10^9 \cdot 0,3 = 9,110 \cdot 10^8 \text{ W s} = \\ &= 9,110 \cdot 10^5 \text{ kW s} = 253,0 \text{ kW h} \end{aligned} \quad (10.8)$$

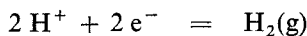
K výpočtu doby potřebné k vyloučení 1 Mg mědi použijeme vztahu (10.7):

$$\begin{aligned} t &= \frac{mvF}{MI} = \frac{10^6 \cdot 2 \cdot 96484,6}{63,546 \cdot 10^3} = 3\,036\,685 \text{ s} \\ t &= 35 \text{ dní } 3 \text{ h } 31 \text{ min } 25 \text{ s} \end{aligned}$$

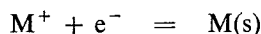
K výrobě 1 tuny mědi za uvedených podmínek je třeba 291,84 kW h. Doba potřebná k vyloučení je 35 dní 3 hodiny 31 minut a 25 sekund.

Děje probíhající při elektrolýze vodných roztoků solí můžeme rozřadit do několika skupin:

1. Ionty kovů s nízkou hodnotou standardních redukčních potenciálů, od lithia až ke hliníku, se za běžných podmínek nevylučují na katodě ve formě kovů, ale vzniká vodík. Probíhající děj můžeme vyjádřit rovnicí

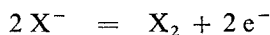


2. Kationty kovů s kladnou hodnotou standardního redukčního potenciálu, např.  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  aj., mají tendenci elektrony přijímat a vylučovat se na katodě ve formě kovů:

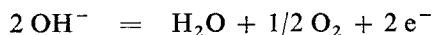


3. Kationty kovů vyskytující se v řadě napětí mezi skupinami 1 a 2 se při elektrolýze vodných roztoků solí mohou vylučovat ve formě kovů, ale hmotnost kovu obvykle neodpovídá množství procházejícího proudu. Část elektrického proudu se spotřebuje na vznik vodíku.

4. Z vodných roztoků se na anodě vylučují halogeny (kromě fluoru) podle schématu:

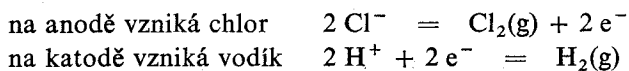


Při elektrolýze síranů, dusičnanů, fosforečnanů aj. se bude vylučovat na anodě kyslík:

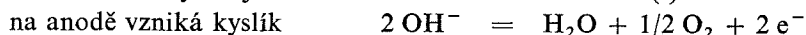


#### *Příklady elektrolytických reakcí*

Elektrolýza chloridu draselného:



a v katodovém prostoru bude vznikat hydroxid draselný. Elektrolýza síranu měďnatého:

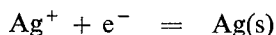


a v anodovém prostoru se bude zvyšovat koncentrace kyseliny sírové.

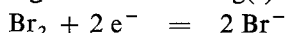
Při elektrolýze zředěných vodných roztoků kyseliny sírové, hydroxidu draselného a hydroxidu sodného nastává elektrolýza vody.

*Další příklady pochodů na elektrodách*

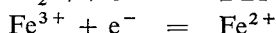
Na katodě: vylučování kovu



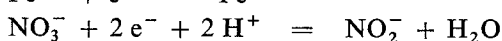
rozpuštění nekovu



redukce kationtu



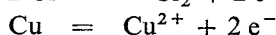
redukce aniontu



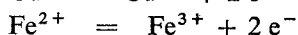
Na anodě: vylučování nekovu



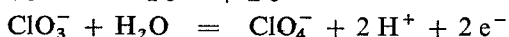
rozpuštění kovu



oxidace kationtu



oxidace aniontu



### Příklad 8

Vypočítejte hmotnost stříbra vyloučeného na katodě při elektrolýze dusičnanu stříbrného za 40 minut proudem 0,82 A.

### Příklad 9

O jakou hodnotu se zvýší hmotnost měděné katody při elektrolýze roztoku síranu měďnatého průchodem proudem 1,5 A po dobu 101,5 minut?

### Příklad 10

Za jakou dobu připravíme 1,5 dm<sup>3</sup> třaskavého plynu proudem 5 A? Plyn byl měřen za teploty 27 °C a tlaku 100,8 kPa.

### Příklad 11

Určete koncentraci roztoku dusičnanu stříbrného, jestliže k vyloučení veškerého kovu z 250 ml tohoto roztoku bylo zapotřebí provádět elektrický proud 1 A po dobu 40 min.

### Příklad 12

Za jakou dobu se vyloučí veškerá měď ze 400 ml roztoku síranu měďnatého o koncentraci 0,25 mol dm<sup>-3</sup> proudem 1,2 A?

### Příklad 13

Z roztoku síranu měďnatého se vyloučila za dobu 5 hodin veškerá měď. Hmotnostní obsah  $\text{CuSO}_4$  v roztoku je 12,56 %, hmotnost je 300 g. S jakým proudem byla elektrolýza uskutečněna?

### Příklad 14

Za jakou dobu se vyloučí veškerá měď z  $1 \text{ dm}^3$  roztoku síranu měďnatého při teplotě  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  ( $\rho = 1,18 \text{ g cm}^{-3}$ ) proudem 10 A? Rozpustnost  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$  je při  $20 \text{ }^\circ\text{C}$  36,6 g ve 100 g vody.

### Příklad 15

Kolika ampérhodin je třeba k výrobě  $1 \text{ m}^3$  vodíku za standardních podmínek? Jaký při tom vznikne objem kyslíku?

### Příklad 16

Elektrolýzou roztoku síranu měďnatého bylo vyloučeno za tři hodiny proudem 2 A celkem 7 g mědi. Určete proudový výtěžek elektrolýzy.

### Příklad 17

Při elektrolýze chloridu sodného proudem 1000 A vznikne za den 30 kg chloru; vypočítejte využití elektrického proudu.

### Příklad 18

Vzorek o hmotnosti 5 g obsahující měď byl rozpuštěn ve vodě. K vyloučení veškeré mědi bylo při průchodu elektrického proudu 1,5 A zapotřebí 33 minut. Vypočítejte hmotnostní obsah mědi ve vzorku.

### Příklad 19

Vypočítejte hmotnost jodidu draselného, který byl zoxidován na jodičnan za tři hodiny proudem 15 A. Při výpočtu nepředpokládejte ztráty.

### Příklad 20

Jakým proudem je možno produkovat elektrolyticky  $100 \text{ m}^3$  vodíku za 24 hodin? Objem vodíku je zde uveden za standardních podmínek.

### Příklad 21

Za jakou dobu proběhne elektrolytická oxidace 1 Mg roztoku chlorečnanu sodného na chloristan proudem  $1 \cdot 10^4$  A; proudový výtěžek je 95%? Roztok chlorečnanu sodného má hmotnostní složení 65 %  $\text{NaClO}_3$ .

### Příklad 22

Při elektrolýze roztoku chloridu sodného ve vodě bylo při proudu 1000 A získáno za 8 hodin  $100 \text{ dm}^3$  roztoku s hmotnostním obsahem hydroxidu sodného 10 %. Hustota roztoku je  $\rho = 1,11 \text{ Mg m}^{-3}$ . Vypočítejte proudový výtěžek.

### Příklad 23

Elektrolýzou roztoku chloridu sodného ve vodě se za dobu 10 hodin zvýšil hmotnostní obsah hydroxidu sodného v katodovém prostoru o objemu  $300 \text{ ml}$  ze 3 % na 9,5 % ( $\rho = 1,11 \text{ Mg m}^{-3}$ ). Určete proud v ampérech a celkovou dobu elektrolýzy.

### Příklad 24

Při elektrolýze roztoku chloridu sodného byl hodinový přírůstek hmotnostního obsahu hydroxidu sodného v katodovém prostoru 1 %. S jakým proudem na litr roztoku ( $\rho = 1,0448 \text{ g cm}^{-3}$ ) se pracovalo?

### Příklad 25

Elektrolýzou roztoku chloridu draselného proudem 20 A po dobu 10 hodin bylo připraveno 100 g chlorečnanu draselného. Jaký byl proudový výtěžek reakce? Kolik litrů chloru za standardních podmínek by vzniklo za předpokladu, že ztráty by nebyly jiného druhu?

### Příklad 26

Vypočítejte proud v ampérech potřebný při elektrolýze vody k produkci kyslíku o objemu  $20 \text{ dm}^3$  za hodinu při teplotě  $22 \text{ }^\circ\text{C}$  a tlaku kyslíku 120 kPa.

### Příklad 27

Okyselená voda byla elektrolyticky rozkládána po dobu 78,5 min proudem 0,75 A. Vypočítejte a) objem třaskavého plynu za standardních podmínek, který by se vyvinul za předpokladu, že nenastaly žádné ztráty; b) tlak plynu v uzavřeném prostoru  $0,5 \text{ dm}^3$  při teplotě  $17 \text{ }^\circ\text{C}$ , jestliže před rozkladem byl v uzavřené nádobě tlak 101 533 Pa při teplotě  $17 \text{ }^\circ\text{C}$ ; c) objemový obsah kyslíku v nádobě po ukončení

rozkladu, jestliže před rozkladem byl v nádobě vzduch; d) v jakém molárním poměru je vodík s kyslíkem ve výsledné směsi?

### Příklad 28

Kovový hliník se připravuje elektrolýzou taveniny oxidu hlinitého a kryolitu při teplotě 800 až 900 °C. Jakou hmotnost hliníku o čistotě 99,5 % získáme teoreticky při elektrolýze jedné tuny oxidu hlinitého, obsahujícího 95 %  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ? Za jakou dobu při proudu 30 000 A bude toto množství vyrobeno, jestliže proudová účinnost je 92 %?

### Příklad 29

Vypočítejte hmotnost manganistanu draselného vyrobeného ze 100 kg suroviny s hmotnostním obsahem 85 % oxidu manganičitého, jestliže výtěžek mangananu draselného je v porovnání s teoretickým 60 %. Při elektrolytické oxidaci mangananu draselného na manganistan je výtěžek 95 %. Kolik hodin musí protékat elektrický proud 1000 A k požadovanému oxidačnímu pochodu?

### Příklad 30

Při elektrolýze síranu měďnatého se vyloučilo na katodě 12 g mědi. Na jakou hodnotu vzrostl hmotnostní obsah kyseliny sírové v 500 ml roztoku ( $\rho = 1,1 \text{ g cm}^{-3}$ ) obsahujícího na počátku kyselinu sírovou o koncentraci  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ ? Jakou dobu protékal elektrolyzérem proud 2 A?

### Příklad 31

Elektrolytická oxidace  $1 \text{ m}^3$  roztoku chlorečnanu sodného, nasyceného při 20 °C o hustotě  $\rho = 1,25 \text{ Mg m}^{-3}$ , na chloristan probíhala proudem 10 000 A celkově 24 hodin. Proudový výtěžek byl 92 %. Rozhodněte, jestli oxidace proběhla úplně a vypočítejte výsledné složení roztoku. Rozpustnost  $\text{NaClO}_3$  při 20 °C je 101 g ve 100 g vody. Jaké doby je zapotřebí k úplnému převedení chlorečnanu na chloristan?

### Příklad 32

Elektrolytickou oxidací chloridu sodného byl připraven chlorečnan sodný. Roztokem byl prováděn proud 18 A po dobu 10 hodin. Vypočítejte hmotnostní obsah  $\text{NaCl}$  v počátečním roztoku, jestliže vznikl roztok chlorečnanu draselného právě nasycený při teplotě 20 °C. Rozpustnost  $\text{NaClO}_3$  při 20 °C je 101 g ve 100 g vody.

### Příklad 33

Elektrolýzou roztoku síranu měďnatého nasyceného při teplotě 20 °C proudem 10 A byla vyloučena veškerá měď za dobu 12 hodin. Vypočítejte hmotnost vyloučené mědi a obsah kyseliny sírové v roztoku po dokončení elektrolýzy vyjádřete hmotnostním zlomkem. Rozpustnost  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  je při 20 °C 36,6 g ve 100 g vody.

### Příklad 34

Elektrolytickou oxidací 2,5 dm<sup>3</sup> roztoku chloridu sodného s hmotnostním obsahem 30 % NaCl ( $\rho = 1,25 \text{ g cm}^{-3}$ ) byl připraven chlorečnan sodný. Roztokem byl prováděn proud 150 A po dobu 12 hodin. Vypočítejte a) do jakého stupně proběhla požadovaná oxidace; b) vyjádřete složení tohoto roztoku; c) po jakou dobu bude ještě třeba pro vádět proud o uvedené intenzitě, aby reakce se uskutečnila ze 100 %. d) Hmotnostní obsah chlorečnanu sodného ve výsledném roztoku vyjádřete hmotnostním zlomkem.

### Příklad 35

Elektrolytickou oxidací 1 dm<sup>3</sup> roztoku jodidu draselného ( $\rho = 1,23 \text{ g cm}^{-3}$ ), nasyceného při 20 °C, byl tento zcela převeden proudem 100 A na jodičnan draselný. Vypočítejte dobu potřebnou k úplné oxidaci a složení výsledného roztoku při teplotě 20 °C. Rozpustnost KI při 20 °C je 144 g ve 100 g vody,  $\text{KIO}_3$  je 8,13 g ve 100 g vody. Určete hmotnost  $\text{KIO}_3$  vyloučeného ve formě krystalů.

## 1.11 OXIDAČNĚ-REDUKČNÍ REAKCE

### 1.11.1 Standardní napětí článkové reakce

Jednoduchá chemická reakce nastává např. při ponoření kovu do vody. Je to děj obdobný rozpouštění iontových krystalů ve vodě, jenž probíhá ve značně omezené míře.

Podle klasické představy lze kov modelovat tak, že uzly určité mřížky jsou obsazeny kationty kovu a elektrony jsou volně pohyblivé mezi těmito kladnými centry. Ve styku s vodou se uvolní některé kovové kationty z mřížky a jsou obklopeny molekulami polárního rozpouštědla, které jim zabraňují v návratu do mřížky. Rozdíl mezi rozpouštěním kovů a solí je v tom, že při rozpouštění solí přecházejí do roztoku kationty i anionty solí, kdežto elektrony kov opustit nemohou, a udělují mu proto záporný náboj.

Zcela obdobný děj probíhá při ponoření kovu do roztoku solí téhož kovu. Také zde přecházejí ionty kovu do roztoku, i když v menší míře. Pokud je koncentrace

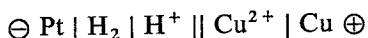
iontů kovu v roztoku příliš vysoká ve srovnání se snahou kovových iontů přecházet do roztoku, nastává opačný pochod. Ionty kovu se vylučují na povrchu kovu a ten získá kladný náboj. Okolní roztok má v důsledku ztráty kladných iontů náboj záporný.

Na rozhraní kov – roztok se vytvoří potenciálový rozdíl, jehož velikost závisí na sledovaném kovu, koncentraci iontů v roztoku, v němž je ponořen, a na teplotě a tlaku. Absolutní hodnotu těchto potenciálů změřit nelze, je však možné měřit relativní hodnoty, potenciálové rozdíly mezi dvěma elektrodami, tedy použít vhodně sestavených galvanických článků. Za standardní elektrodu, k níž jsou vztaženy všechny elektrodové potenciály, byla zvolena standardní vodíková elektroda.

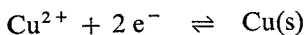
*Standardní vodíková elektroda* je platina potažená platinovou černí a nasycená vodíkem při parciálním tlaku vodíku 101 325 Pa a ponořená do roztoku kyseliny s jednotkovou aktivitou hydroxoniových iontů. Potenciál standardní vodíkové elektrody je roven nule při všech teplotách.

Vzájemně srovnávat je možno napětí ve standardním stavu, tj. napětí článků tvořených kovem a standardní vodíkovou elektrodou, měřených za stejné teploty (většinou 25 °C) v roztocích s jednotkovou koncentrací všech iontů účastnících se reakce. Takto definovaná standardní napětí jsou označována jako standardní elektrodové potenciály.

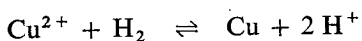
*Standardní elektrodové potenciály*  $E^\circ$  jsou vyjadřovány ve voltech (V) a jsou uváděny vždy jako pochody redukční. Elektrodový potenciál (potenciál poločlánku) je definován jako elektromotorické napětí článku, symbol EMN, v jehož schématu je standardní vodíková elektroda zapisována vždy na levé straně a sledovaná elektroda na straně pravé. Hledané elektromotorické napětí článku bude pak hodnotou i znaménkem rovno elektrodovému potenciálu. Pro měděnou elektrodu je symbol  $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ$  a galvanický článek je naznačen diagramem



Na měděné elektrodě probíhá chemická reakce

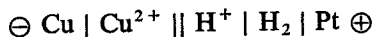


V celém článku je reakce vyjádřena rovnicí

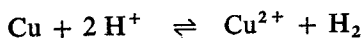


Tato reakce probíhá samovolně, jestliže byl článek použit jako zdroj elektrického proudu. Ve standardním stavu je elektromotorické napětí článku kladné a má hodnotu 0,34 V. Standardní elektrodový potenciál mědi je tedy 0,34 V.

Symbol  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  naopak předpokládá článek



v němž probíhá reakce vyjádřená rovnicí



Tato reakce probíhá tehdy, jestliže článek funguje jako elektrolyzér, to znamená, že na svorky galvanického článku je připojeno napětí větší než EMN článku. EMN tohoto článku je  $-0,34$  V.

Sestavíme-li řadu s rostoucími hodnotami standardních elektrodoých potenciálů kovů, dostáváme řadu napětí kovů.

K výpočtu elektrodoých potenciálů ve standardní vodíkové stupnici za nestandardních podmínek slouží Nernstova rovnice ve tvaru

$$E = E^\circ + \frac{RT}{\nu F} \ln \frac{[K^{\nu+}]}{[K]} \quad (11.1)$$

kde  $E^\circ$  je standardní elektrodoý potenciál, tj. standardní napětí elektrodoé reakce ve vodíkové stupnici, ve voltech (V),

$R$  — plynová konstanta  $8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ,

$T$  — termodynamická teplota v kelvinech (K),

$\nu$  — nábojové číslo článkové reakce, tj. nepojmenované stechiometrické číslo udávající počet elektronů převedených v dané elektrodoé reakci,

$F$  — Faradayova konstanta  $96\,484,6 \text{ C mol}^{-1}$ ,

$[K^{\nu+}]$  — relativní rovnovážná koncentrace iontů kovu,

$[K]$  — relativní koncentrace tuhé látky. Vzhledem k volbě standardního stavu je jednotková\*).

Převedením přirozeného logaritmu na dekadický, dosazením za konstanty  $F$ ,  $R$  a vyjádřením teploty pro  $25^\circ\text{C}$  ( $273 + 25$ ) můžeme upravit Nernstovu rovnici (11.1) na tvar

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{\nu} \log [K^{\nu+}] \quad (11.2)$$

### Příklad 1

Vypočítejte elektrodoý potenciál zinku v roztoku obsahujícím  $0,1$  mol zinečnatých iontů v  $1 \text{ dm}^3$  při teplotě  $25^\circ\text{C}$ . Na jakou hodnotu poklesne za téže teploty potenciál elektrody stonásobným zředěním roztoku?

\* Pro přesné vyjádření se místo koncentrací musí užívat aktivity všech složek  $a_i = f_i c_i$ , kde  $f_i$  je aktivní koeficient závislý na koncentraci všech složek v roztoku a  $c_i$  je koncentrace  $i$ -té složky v  $\text{mol dm}^{-3}$ .

Koncentraci vyjádříme jako veličinu relativní:

$$c_{i(\text{relat})} = \frac{c_i}{c^\circ}$$

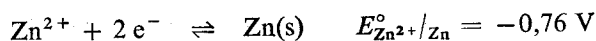
kde  $c^\circ$  je standardní koncentrace  $1 \text{ mol dm}^{-3}$ .

Pak dostaneme pochopitelně i relativní aktivity:

$$a_{i(\text{relat})} = f_i c_{i(\text{relat})}$$



**Řešení:** Elektrodovou reakci vyjádříme rovnicí



Výpočet uskutečníme podle rovnice (11.2)

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{2} \log [\text{Zn}^{2+}] = -0,76 + \frac{0,059}{2} \log 0,1$$

$$E = -0,79 \text{ V}$$

Při stonásobném zředění a poklesu obsahu zinečnatých iontů v roztoku bude koncentrace  $\text{Zn}^{2+}$   $0,001 \text{ mol dm}^{-3}$ . Elektrodový potenciál vypočítáme stejně jako v předchozím případě:

$$E = -0,76 + \frac{0,059}{2} \log 10^{-3} = -0,85 \text{ V}$$

Elektrodový potenciál v 0,1M roztoku zinečnatých iontů je  $-0,79 \text{ V}$  a stonásobným zředěním poklesne o  $0,06 \text{ V}$ .

## Příklad 2

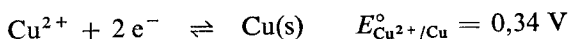
Vypočítejte elektrodový potenciál mědi v roztoku připraveném rozpuštěním pentahydrátu síranu měďnatého o hmotnosti 2,5 g na objem 250 ml při  $25^{\circ}\text{C}$ .

**Řešení:** Vypočítáme koncentraci síranu měďnatého. V roztoku o objemu  $1 \text{ dm}^3$  je obsažen  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$  o hmotnosti 10 g,  $m_B$ . Látkové množství měďnatých iontů v tomto objemu vypočítáme:

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{m_B}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{10}{249,68} = 0,0400 \text{ mol}$$

Koncentrace roztoku je  $0,04\text{M-Cu}^{2+}$ .

Elektrodová reakce je vyjádřena rovnicí



Elektrodový potenciál vypočítáme ze vztahu (11.2):

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{2} \log [\text{Cu}^{2+}] = 0,34 + \frac{0,059}{2} \log 0,04$$

$$E = 0,30 \text{ V.}$$

Elektrodový potenciál měďnatých iontů v  $0,04\text{molárním}$  roztoku nabývá při teplotě  $25^{\circ}\text{C}$  hodnoty  $0,30 \text{ V}$ .

## 1.11.2 Galvanické články

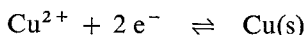
Galvanické články jsou schopné měnit chemickou energii přímo v elektrickou. Každý galvanický článek je složen ze dvou elektrod ponořených do roztoku svých solí a oddělených navzájem pórovitou stěnou nebo spojených solným můstkem.

Jako příklad uvádíme Daniellův článek, který je tvořen měděnou elektrodou ponořenou do roztoku síranu měďnatého a zinkovou elektrodou v roztoku síranu zinečnatého.

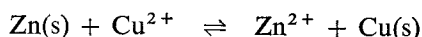
Spojíme-li obě elektrody kovovým vodičem, prochází jím elektrický proud. Měděná elektroda má náboj kladný a zinková záporný. Na záporné elektrodě dochází k oxidaci a zinek přechází do roztoku ve formě zinečnatých iontů podle rovnice



Na kladné elektrodě nastává redukce měďnatých iontů a vyloučení kovové mědi na elektrodě:

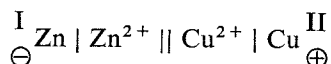


Pochod vyjádříme celkovou chemickou reakcí



K určení elektromotorického napětí článku  $E$  si vyjádříme galvanický článek schématem, v němž řadíme za sebou tuhé a kapalné fáze tak, jak jsou spolu ve styku (viz rovnici), a začínáme vždy tou elektrodou, kde probíhá oxidační pochod (I).

Článek znázorníme diagramem:



Elektromotorické napětí článku je dáno rozdílem potenciálu kladné elektrody  $E^{\oplus}$  (v diagramu vždy uváděné vpravo) a potenciálu elektrody záporné  $E^{\ominus}$ . Takto vypočítané EMN má vždy kladnou hodnotu. Je rovno napětí mezi elektrodami nezatíženého článku, tj. článku za bezproudového stavu:

$$E = E^{\oplus} + E^{\ominus} \quad (11.3)$$

Potenciály kladné a záporné elektrody lze vypočítat podle Nerstovy rovnice.

Pro článek Daniellův bude elektromotorické napětí  $E$

$$E = E^{\oplus} - E^{\ominus}$$

$$E^{\oplus} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} + \frac{0,059}{2} \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$E^{\ominus} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,059}{2} \log [\text{Zn}^{2+}]$$

Dosadíme do rovnice pro výpočet rovnovážného napětí článku:

$$E = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} + \frac{0,059}{2} \log [\text{Cu}^{2+}] - \left( E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,059}{2} \log [\text{Zn}^{2+}] \right)$$

$$E = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

Výraz ( $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ}$ ) nebo obecněji ( $E^{\circ\oplus} - E^{\circ\ominus}$ ) je standardní rovnovážné napětí článku  $E^{\circ}$  a vztah pro výpočet rovnovážného napětí článku za podmínek jiných než standardních je

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{v} \log \frac{[\text{K}_{\text{ox}}^{v+}]}{[\text{K}_{\text{red}}^{v+}]} \quad (11.4)$$

kde  $[\text{K}_{\text{ox}}^{v+}]$  je rovnovážná relativní koncentrace iontu kovu působícího oxidačně,  $[\text{K}_{\text{red}}^{v+}]$  — rovnovážná relativní koncentrace iontu kovu působícího redukčně.

V případě, že počet elektronů  $v$  je u každého kovu jiný, spočítáme potenciály každého poločlánku zvlášť a odečtením určíme EMN galvanického článku.

### Příklad 3

Určete standardní napětí měďno-zinečnatého článku.

*Řešení:* Napětí článku za standardních podmínek vypočítáme pomocí standardních elektrodových potenciálů.

$$E^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

Standardní elektromotorické napětí měďno-zinečnatého článku je 1,10 V.

### Příklad 4

Vypočítejte EMN měďno-zinečnatého článku, v němž koncentrace měďnatých iontů je  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  a zinečnatých iontů  $0,005 \text{ mol dm}^{-3}$ .

*Řešení:* Pro výpočet EMN článku použijeme vztah (11.4)

$$E = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

Do rovnice dosadíme známé hodnoty:

$$E = 0,34 - (-0,76) + \frac{0,059}{2} \log \frac{0,1}{0,005} = 1,14 \text{ V}$$

Elektromotorické napětí článku je 1,14 V.

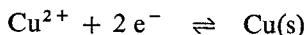
Stejně dobře lze odebírat elektrickou energii z galvanického článku tvořeného elektrodami ze stejného kovu a ponořeného do dvou různě koncentrovaných roztoků soli téhož kovu. Samovolným dějem je zde snaha o vyrovnání koncentrací obou roztoků a takové články se jmenují *koncentrační*. Jako kladná elektroda zde působí poločlánek s vyšší koncentrací iontů kovu, jako záporná poločlánek s menší koncentrací.

Jako příklad je možno uvést koncentrační galvanický článek měděný. Na záporné elektrodě dochází k oxidaci a elektroda vysílá do roztoku měďnaté ionty,

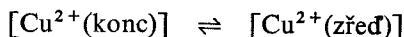
jejich koncentrace v roztoku vzrůstá.



Na kladné elektrodě nastává redukce a vylučování měďnatých iontů, jejich koncentrace v roztoku klesá.



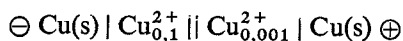
Celý děj můžeme popsat schématem



### Příklad 5

Vypočítejte rovnovážné napětí koncentračního měděného článku, v němž koncentrace měďnatých iontů v roztoku je 0,1 a 0,001 mol dm<sup>-3</sup>.

*Řešení:* Vyjádříme schéma článku:



Elektromotorické napětí vypočítáme podle vztahu (11.4)

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{\nu} \log \frac{[\text{K}_{\text{ox}}^{v+}]}{[\text{K}_{\text{red}}^{v+}]}$$

Standardní napětí  $E^{\circ}$  u koncentračních článků je rovno nule, protože je článek složen ze dvou stejných elektrod (stejně standardní potenciály).

$$E = \frac{0,059}{2} \log \frac{0,1}{0,001} = 0,059 \doteq 0,06 \text{ V}$$

Elektromotorické napětí uvedeného koncentračního článku je 0,06 V.

### 1.11.3 Elektrochemická řada napětí kovů

Kovy seřazené za sebou s rostoucími hodnotami standardních redukčních potenciálů tvoří tzv. řadu napětí kovů. V následující tabulce jsou uvedeny standardní potenciály kovů při 25 °C. Řada začíná alkalickými kovy a kovy alkalických zemin, tedy kovy nejméně ušlechtilými, s největší schopností uvolňovat elektrony a přecházet v ionty, kovy elektronejpozitivnějšími. Na opačném konci řady jsou kovy ušlechtilé, s malou snahou přecházet v ionty, kovy s nízkou elektropositivitou, např. stříbro, zlato, platina.

Z řady napětí lze obecně určit, že u roztoků se stejnou koncentrací iontů budou

1. kovy s nižším standardním elektrodovým potenciálem redukovat z roztoku kovy se standardním elektrodovým potenciálem vyšším a přecházet při tom do roztoku ve formě iontů,

2. kovy neušlechtilé se rozpouštějí ve zředěných roztocích silných kyselin za vývinu vodíku. Kovy ušlechtilé s kladným elektrodovým potenciálem se naopak v kyselinách za vývinu vodíku rozpouštět nemohou. K jejich převedení do roztoku je třeba použít kyselin s oxidačním charakterem, jako je např. kyselina dusičná, koncentrovaná kyselina sírová nebo lučavka královská. Oxidace pak probíhá za rozkladu aniontu kyseliny, za snížení oxidačního stupně dusíku v kyselině dusičné, síry v kyselině sírové apod. Oxidačním činidlem tu vodík není a ani nemůže být.

### Řada napětí kovů

Standardní elektrodové potenciály kovů při 25 °C

Reakční schéma	$E^\circ/V$	Reakční schéma	$E^\circ/V$
Li <sup>+</sup> /Li	-3,04	Cd <sup>2+</sup> /Cd	-0,40
Cs <sup>+</sup> /Cs	-2,92	In <sup>3+</sup> /In	-0,34
Rb <sup>+</sup> /Rb	-2,92	Tl <sup>+</sup> /Tl	-0,34
K <sup>+</sup> /K	-2,92	Co <sup>2+</sup> /Co	-0,28
Ra <sup>2+</sup> /Ra	-2,92	Ni <sup>2+</sup> /Ni	-0,23
Ba <sup>2+</sup> /Ba	-2,90	Sn <sup>2+</sup> /Sn	-0,14
Sr <sup>2+</sup> /Sr	-2,89	Pb <sup>2+</sup> /Pb	-0,13
Ca <sup>2+</sup> /Ca	-2,87	Fe <sup>3+</sup> /Fe	-0,02
La <sup>3+</sup> /La	-2,52	2 H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub> (g)	+0,00
Ce <sup>3+</sup> /Ce	-2,48	Ge <sup>2+</sup> /Ge	+0,23
Mg <sup>2+</sup> /Mg	-2,36	Cu <sup>2+</sup> /Cu	+0,34
[Al(OH) <sub>4</sub> ] <sup>-</sup> /Al	-2,35	Cu <sup>+</sup> /Cu	+0,52
Be <sup>2+</sup> /Be	-1,97	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /Hg(l)	+0,79
U <sup>3+</sup> /U	-1,80	Ag <sup>+</sup> /Ag	+0,80
Al <sup>3+</sup> /Al	-1,66	Hg <sup>2+</sup> /Hg(l)	+0,85
Mn <sup>2+</sup> /Mn	-1,18	Pd <sup>2+</sup> /Pd	+0,92
Cr <sup>2+</sup> /Cr	-0,91	Pt <sup>2+</sup> /Pt	+1,20
Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,76	Au <sup>3+</sup> /Au	+1,50
Cr <sup>3+</sup> /Cr	-0,74	Au <sup>+</sup> /Au	+1,68
Ga <sup>3+</sup> /Ga	-0,56	Ag <sup>2+</sup> /Ag	+1,98
Fe <sup>2+</sup> /Fe	-0,44		

### Příklad 6

Na základě elektrochemické řady napětí kovů rozhodněte, zda zinek vylučuje baryum, měď a stříbro z roztoků jejich solí.

Řešení: Porovnáme standardní elektrodové potenciály kovů:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^\circ = -0,76 \text{ V} \quad E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ = +0,34 \text{ V}$$

$$E_{\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}}^\circ = -2,90 \text{ V} \quad E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^\circ = +0,80 \text{ V}$$

Z uvedených hodnot je zřejmé, že

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} \gg E_{\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}}^{\circ}$$

a zinek proto nemůže z roztoku barnatých solí vyloučit baryum.

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} < E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} < E_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}}^{\circ}$$

Měď a stříbro se zinkem vylučují ve formě kovu snadno.

### Příklad 7

Vypočítejte elektrodový potenciál vodíkové elektrody v čisté vodě a posuďte chování kovů proti čisté vodě.

*Řešení:* Čistá voda má  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH}$  je záporný logaritmus koncentrace vodíkových iontů  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ; koncentrace vodíkových iontů je tedy rovna  $10^{-7}$ . Elektrodový potenciál vypočítáme podle Nernstovy rovnice:

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{\nu} \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Standardní potenciál vodíku je roven nule, po dosazení určíme  $E$ :

$$E = 0,059 \log 10^{-7} = -0,413 \text{ V}$$

Potenciál vodíkové elektrody v čisté vodě je hodnotou  $-0,413 \text{ V}$  zařazen do řady napětí kovů mezi železem a kadmíem. To znamená, že všechny kovy s elektrodovým potenciálem nižším by měly rozkládat vodu za vývinu vodíku. Jak je tomu ve skutečnosti?

Standardní potenciály alkalických kovů leží v řadě napětí daleko vlevo od standardního potenciálu vodíkové elektrody v čisté vodě. Reagují proto s vodíkovými ionty, i když jsou přítomny v tak nepatrné koncentraci, jak je tomu u silně alkalických roztoků.

Také kovy alkalických zemin reagují s vodou za vývinu vodíku. Za normální teploty reaguje vápník poměrně neochotně, hořčík živěji a baryum bouřlivě. Za tepla nastává rychlý rozklad všemi kovy alkalických zemin.

Lanthan s vodou reaguje, i když pomalu.

Beryllium se při styku s vodou pokrývá ochrannou vrstvičkou oxidu a není již dále atakováno.

Hliník je k vodě netečný, tenká vrstvička oxidu ho plně pasivuje.

Mangan za vhodných reakčních podmínek (jemně rozptýlený) je schopen rozkládat vodu.

Na zinek čistá voda ztelně nepůsobí, vzniká ochranná vrstvička prakticky nerozpustného hydroxidu zinečnatého  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , přechází snadno do roztoku působením koncentrovaného alkalického hydroxidu. Ochranná vrstvička hydroxidu zinečnatého se totiž rozpouští za vzniku komplexních aniontů zinku. Obdobně působí i amoniak.

Na železo působí voda za normálních podmínek velmi málo, probíhají však velmi nepříjemné pochody korozivní. Vedením vodní páry přes rozežhavené železo nastává rozklad vody za vzniku vodíku a oxidu železato-železitého  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Chrom se ve vodě nerozpouští, je chráněn tenkou vrstvičkou oxidu. Postavení chromu v řadě napětí ukazuje jeho značnou neušlechtilost. Chrom v aktivním stavu se také podle těchto předpokladů chová, je schopen vylučovat řadu kovů z roztoku a vyvíjet vodík při rozpouštění v kyselinách. Pasivací se posunuje v řadě napětí mezi ušlechtilé kovy, takže silně pasivovaný chrom svou rozpouštěcí tenzí zůstává dokonce až za zlatem a platinou. U zlata a platiny se však musí uvážit, že jejich rozpouštění je usnadňováno tvorbou komplexních iontů. Tím se snižují hodnoty jejich rozpouštěcích potenciálů proti standardním potenciálům čistých iontů. V silně pasivovaném stavu byl u chromu naměřen standardní potenciál  $E^\circ = +1,2 \text{ V}$  (vztaženo na vodíkovou elektrodu). Pasivovaný chrom se rozpouští za tvorby iontů v nejvyšším mocenství,  $\text{CrO}_4^{2-}$ .

### Příklad 8

Vypočítejte potenciál vodíkové elektrody v roztoku o  $\text{pH} = 14$  a posuďte chování zinku, železa a hliníku k tomuto roztoku.

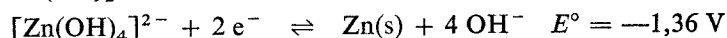
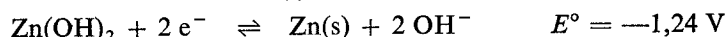
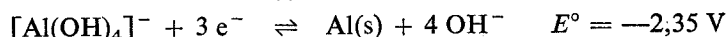
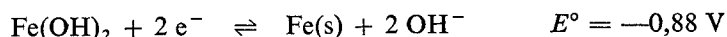
*Řešení:* K výpočtu použijeme Nernstovu rovnici (11.4):

$$E = 0,059 \log 10^{-14} = -0,826 \text{ V}$$

V roztoku o  $\text{pH} = 14$  nabývá potenciál vodíkové elektrody hodnoty  $-0,826 \text{ V}$  a v řadě napětí je pak umístěn mezi manganem a zinkem. Hodnota jeho potenciálu je nižší než u zinku, a přesto se v něm zinek rozpouští. Je to způsobeno jednak tím, že ochranná vrstvička nerozpustného hydroxidu zinečnatého se rozpouští za vzniku komplexního aniontu  $[\text{Zn}(\text{OH})_3]^-$ , jednak tím, že v silně zásaditých roztocích se rozpouštěcí potenciál u zinku posunuje značně doleva (k nižším hodnotám), protože vlivem vzniku komplexních iontů je koncentrace zinečnatých iontů velice malá.

Zcela obdobně je tomu u hliníku a železa, kde vznikají anionty  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  a  $[\text{Fe}(\text{OH})_4]^{2-}$ . Vznikem komplexních aniontů je koncentrace železnatých a hliníkových iontů potlačena na nepatrnou hodnotu, proto také má hliník i železo v alkalickém hydroxidu hodnoty redoxních potenciálů značně snížené.

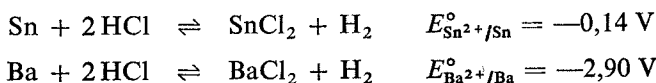
Přehled použitých standardních redukčních potenciálů:



## Příklad 9

Rozhodněte, bude-li se ve zředěné kyselině chlorovodíkové rozpouštět snáze baryum, nebo cín?

*Řešení:* Kyselina chlorovodíková reaguje s kovy za vývinu vodíku, oxidační účinky nemá. Se zředěnou kyselinou chlorovodíkovou mohou proto reagovat jen kovy se zápornými elektrodovými potenciály. Reakční pochody probíhající při rozpouštění kovů a jim odpovídající standardní redukční potenciály:



Hodnoty standardních redukčních potenciálů jsou záporné, mohou proto oba reagovat se zředěnou kyselinou chlorovodíkovou za vývinu vodíku. Standardní potenciál barya má velmi malou hodnotu:

$$E_{\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}}^\circ \ll E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^\circ < E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^\circ$$

Baryum proto bouřlivě reaguje již s čistou vodou za vzniku vodíku a velmi ochotně se tedy bude rozpouštět v kyselině chlorovodíkové. Rozdíl standardních potenciálů vodíku a cínu má hodnotu celkem nepatrnou (0,14 V), cín s vodou nereaguje vůbec a ve zředěné kyselině chlorovodíkové se bude rozpouštět jen zvolna. Mnohem ochotněji reaguje s kyselinou chlorovodíkovou koncentrovanou, protože zde spolupůsobí snaha vytvářet chlorokomplexy.

### 1.11.4 Oxidačně-redukční potenciály

Zatím byly uvažovány jen systémy kov–ion, ale některé jiné systémy obsahují ionty téže látky, ale v různých oxidačních stupních.

V roztoku máme látku v nižším a vyšším oxidačním stupni. Představme si, že do takového systému (např. železnaté a železité soli) ponoříme platinovou elektrodu. Elektroda se nabije proti roztoku na určitý potenciál. Jestliže spojíme tuto elektrodu vodivě s jinou, v obdobném oxidačně-redukčním (redoxním) systému, nastane na první elektrodě oxidace železnatých iontů na železité nebo naopak redukce železitých na železnaté ionty, podle toho, je-li tato elektroda ve vytvořeném článku kladná, nebo záporná. Elektroda v těchto systémech jen zprostředkuje výměnu elektronů mezi nižším a vyšším oxidačním stupněm spřaženého páru, sama se však reakce neúčastní.

Standardní podmínky umožňující srovnání oxidačně-redukčních systémů jsou definovány obdobně jako v systémech kov–ion, ale musí být splněna ještě další podmínka, totiž že iontové koncentrace (aktivity) redukované a oxidované formy se musí sobě rovnat.

Elektrodový potenciál libovolného spřaženého páru, tj. soustavy obsahující



látku ve dvou oxidačních stupních, je vyjádřen rovnicí Nernstovou — Petersonovou:

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{\nu} \log \frac{[\text{Ox}]^x}{[\text{Red}]^y} \quad (11.5)$$

kde [Ox] a [Red] jsou rovnovážné relativní koncentrace látky ve vyšším a nižším oxidačním stupni\*)

$\nu$  — nábojové číslo článkové reakce, tj. počet elektronů převedených při dílčí reakci (elektrochemickém pochodu),

$x, y$  — stechiometrické koeficienty v rovnici,

$E$  — elektrodový redoxní potenciál spřažené soustavy,

$E^\circ$  — standardní redoxní potenciál elektrody ponořené do roztoku, v němž iontové koncentrace (aktivity) látek ve vyšším a nižším oxidačním stupni jsou si rovné  $[\text{Ox}]^x = [\text{Red}]^y$ . (Je-li splněna podmínka rovnosti obou koncentrací, pak druhý člen rovnice je roven nule a elektrodový potenciál  $E$  je roven standardnímu elektrodovému potenciálu  $E^\circ$ .) Hodnoty redoxních potenciálů jsou vztaženy k vodíkové elektrodě.

Jestliže se reakce zúčastňují hydroxoniové nebo hydroxidové ionty, musí být umocněny na jejich stechiometrický koeficient a zahrnuty do výrazu ve zlomku.

Potenciál systému  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$  lze vypočítat podle rovnice

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{6} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2}$$

K tomu, aby mohla chemická reakce probíhat, je třeba mít spřažené dva páry. Jeden z nich je činidlo oxidační, druhý redukční. Znalost standardních redoxních potenciálů umožňuje posoudit, jakým směrem a v jakém rozsahu probíhá reakce mezi dvěma redukčně-oxidačními páry. Standardní redoxní potenciály můžeme seřadit podle rostoucích hodnot a získáme řadu zcela obdobnou řadě napětí kovů. Dále jsou tabelárně uvedena nejčastěji se vyskytující redukční a oxidační činidla. Jsou seřazena podle vzrůstajících oxidačních účinků. Věnujte pozornost změnám v oxidačních či redukčních schopnostech některých činidel v závislosti na prostředí.

Čím má standardní potenciál pozitivnější hodnotu, tím je látka silnějším oxidačním činidlem, a naopak čím je hodnota standardního potenciálu negativnější, tím je látka silnějším redukčadlem. V roztocích se stejnou koncentrací působí každá soustava z této řady oxidačním účinkem na všechny soustavy s redukčním potenciálem negativnějším. Čím je rozdíl potenciálů větší, tím účinnější bude jejich vzájemné působení. Hodnotu redukčních potenciálů může ovlivnit koncentrace vodíkových iontů, tvorba nerozpustných sloučenin a tvorba komplexních sloučenin.

Redukční potenciály dávají cennou informaci o možnosti průběhu reakce, ale neinformují nás ani o rychlosti reakcí, které při kombinaci dvou redoxních systémů probíhají, ani o rychlosti reakcí konkurenčních. Mohou proto sloužit pouze k posouzení *možnosti průběhu reakcí*.

\*) Při přesné formulaci je třeba místo koncentrací používat aktivity všech složek  $a_i$ .

Redukční a oxidační činidla

Soustava	$E^\circ/V$ při 25 °C
$3/2 \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{HN}_3$	-3,1
$2 \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 4 \text{OH}^-$	-1,12
$\text{PO}_4^{3-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{HPO}_3^{2-} + 3 \text{OH}^-$	-1,12
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	-0,93
$\text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{H}_2 + \text{OH}^-$	-0,83
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
$2 \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{HS}_2\text{O}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,08
$\text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{S}(\text{s}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{g})$	0,17
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{OH}^-$	0,40
$\text{MnO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$	0,60
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
$\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{I}^-$	0,62
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 3 \text{OH}^-$	0,88
$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}$	0,96
$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Br}^-$	1,09
$\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{I}_2(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}$	1,20
$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{O}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-$	1,24
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	1,33
$\text{Cl}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$	1,40
$\text{PbO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1,46
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{HOCl} + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons 1/2 \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	1,63
$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{IO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	1,70
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$	1,77
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{SO}_4^{2-}$	2,01
$\text{O}_3(\text{g}) + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$	2,07
$\text{F}_2 + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{F}^-$	2,87

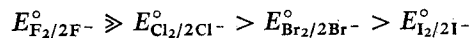
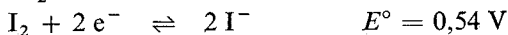
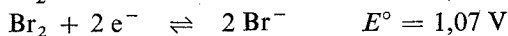
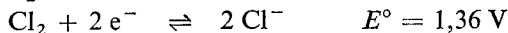
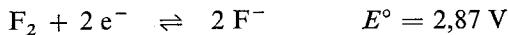
Růst redukčních vlastností ↑

↓ Růst oxidačních vlastností

Příklad 10

Posuďte z hlediska standardních redoxních potenciálů známou skutečnost, že halogeny jsou schopny se vylučovat navzájem z roztoků halogenidů.

Řešení: Porovnáme hodnoty standardních redoxních potenciálů halogenů:

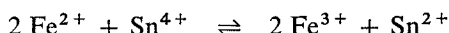


Redoxní potenciál fluoru má největší pozitivní hodnotu, a bude proto schopen snadno oxidovat všechny ostatní halogenidy na prvky. Chlor může oxidovat pouze bromidy a jodidy, brom jen jodidy na jod.

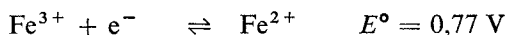
### Příklad 11

Rozhodněte o průběhu reakce mezi železnatou a cíničitou solí.

*Řešení:* Reakci zapíšeme rovnicí



Porovnáme standardní redoxní potenciály obou dílčích reakcí:



$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^\circ > E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}}^\circ$$

Železitá sůl je silnějším oxidačním činidlem než sůl cíničitá, a je tedy schopna zoxidovat ionty cínaté na cíničité.

### Příklad 12

Vypočítejte potenciál spřaženého páru  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  v soustavě, kde koncentrace železitých iontů je  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  a železnatých  $0,001 \text{ mol dm}^{-3}$ .

*Řešení:* Dosadíme do Nernstovy – Petersonovy rovnice:

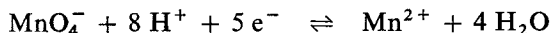
$$E = E^\circ + \frac{0,059}{v} \log \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]} = 0,77 + 0,059 \log \frac{0,1}{0,001}$$

$$E = 0,89 \text{ V}$$

Potenciál spřaženého páru je 0,89 V.

### Příklad 13

Vypočítejte elektrodový potenciál systému



v roztoku o  $\text{pH} = 1$ , jestliže roztok z celkového množství manganu má 5 % v nižším oxidačním stupni.

*Řešení:* Elektrodový potenciál vypočítáme podle rovnice:

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

Roztok má  $\text{pH} = 1$ , bude tedy koncentrace  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-1}$ . Určíme poměr koncentrací manganu ve vyšším a nižším oxidačním stupni:

$$\frac{[\text{MnO}_4^-]}{[\text{Mn}^{2+}]} = 19$$

a dosadíme do rovnice

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{5} \log 19 \cdot (10^{-1})^8 = 1,51 - 0,079 = 1,43 \text{ V}$$

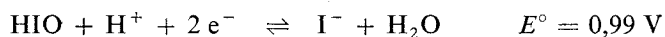
$$E = 1,43 \text{ V}$$

Elektrodotový potenciál systému je 1,43 V.

#### Příklad 14

Určete oxidační a redukční činidla v těchto dvojicích: a) HClO + HBrO, b) HBrO + HIO.

*Řešení:* Porovnáme-li hodnoty standardních redoxních potenciálů reakcí



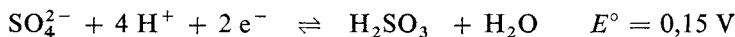
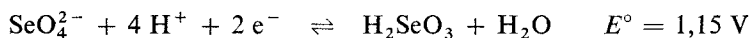
vidíme, že nejvyšší potenciál má kyselina chlorná. Bude tedy oxidačním činidlem v první reakci; ve druhé je oxidačním činidlem HBrO. Reakční rovnice doplníme o vznikající produkty:



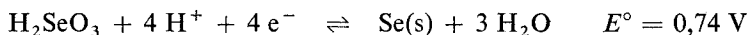
#### Příklad 15

Bude probíhat reakce při zavedení oxidu siřičitého do roztoku kyseliny seleničité?

*Řešení:* Má-li probíhat oxidačně-redukční pochod, musí nastat oxidace kyseliny seleničité nebo siřičité. Standardní redoxní potenciály dílčích reakcí jsou:



Oxidace kyseliny seleničité na kyselinu selenovou je mnohem obtížnější než oxidace kyseliny siřičité na sírovou. Kyselina seleničitá se tedy musí redukovat.



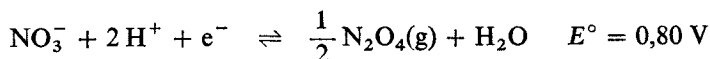
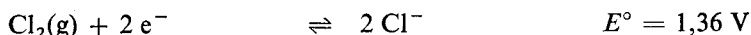
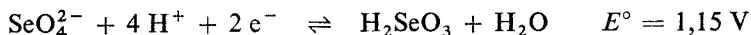
Výslednou reakci zapíšeme rovnicí



#### Příklad 16

Je možná oxidace kyseliny seleničité a) chlorem, b) kyselinou dusičnou?

*Řešení:* Porovnáme standardní redoxní potenciály předpokládaných reakcí:



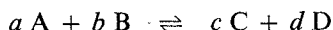
$$E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^\circ > E_{\text{SeO}_4^{2-}/\text{SeO}_3^{2-}}^\circ > E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}}^\circ > E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2}^\circ$$

Chlorem je možno oxidovat kyselinu seleničitou na selenovou, kyselinou dusičnou nikoliv (zapamatujeme si, že ani koncentrovanou).

### 1.11.5 Rovnovážné konstanty oxidačně-redukčních reakcí

Na základě znalostí standardních redoxních potenciálů dvou redoxních soustav můžeme snadno odvodit a vypočítat rovnovážnou konstantu pro reakci, která mezi nimi probíhá. Reakce probíhá do té doby, dokud se nevyrovnají potenciály obou spřažených párů. Pak nastane rovnováha. Znalost rovnovážné konstanty umožňuje zjistit, do jakého stupně daná reakce proběhne, slouží ke kvantitativnímu posouzení průběhu reakce. Pro syntézu látek jsou výhodnější reakce probíhající s co největším výtěžkem a v kvantitativní analýze lze používat jen ty reakce, které probíhají minimálně z 99,99 %.

Reakci v obecném tvaru zaznamenáme rovnicí



Rovnovážnou konstantu vyjádříme takto:

$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b}$$

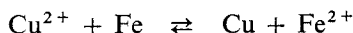
#### Příklad 17

Vypočítejte, do jakého stupně proběhne reakce v okyseleném roztoku síranu měďnatého při cementaci mědi železnými pilinami?

*Řešení:* Standardní redoxní potenciály pro dílčí reakce:

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ = 0,34 \text{ V} \quad E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^\circ = -0,44 \text{ V}$$

Velký rozdíl standardních redoxních potenciálů ukazuje na snadnou redukci měďnaté soli za současné oxidace elementárního železa. Výsledná reakční rovnice bude



V rovnovážném stavu se musí potenciály obou dílčích reakcí sobě rovnat.

$$(E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}})_r = (E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}})_r$$

Rovnovážné potenciály vyjádříme rovnicí (11.5):

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Ox}]^x}{[\text{Red}]^y}$$

Podmínka rovnováhy v daném systému je dána:

$$0,34 + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}]} = -0,44 + \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}]}$$

úpravou získáme vztah

$$\log \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{Cu}]}{[\text{Fe}][\text{Cu}^{2+}]} = \frac{(0,34 - (-0,44)) \cdot 2}{0,059}$$

Rovnovážná konstanta pro uvedenou reakci je

$$K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

protože aktivity tuhých látek jsou jednotkové.

$$\log K = 26,44$$

$$K = 2,8 \cdot 10^{26}$$

Číselné vyjádření rovnovážné konstanty ukazuje na prakticky 100%ní průběh reakce. V rovnovážném stavu bude přítomno na jeden ion měďnaté soli přibližně  $10^{26}$  iontů železnatých. Při počáteční koncentraci 0,1 mol měďnatých iontů na litr roztoku bude rovnovážná koncentrace pro měďnaté ionty 0,1 —  $x$ , a pro železnaté ionty  $x$ . Dosazením získáme vztah

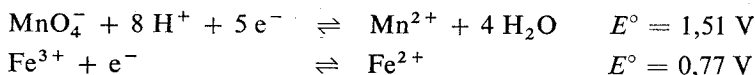
$$\frac{x}{0,1 - x} = 2,8 \cdot 10^{26}$$

Koncentrace železnatých iontů v rovnovážném stavu je prakticky 0,1 mol  $\text{dm}^{-3}$ .

### Příklad 18

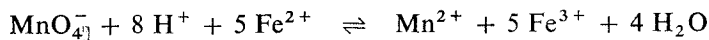
Dalším příkladem výpočtu rovnovážné konstanty je oxidace železnaté soli manganistanem draselným v kyselém prostředí.

*Řešení:* Standardní potenciály pro obě dílčí reakce jsou



Standardní potenciál prvního spřaženého páru je mnohem větší než druhého. Znamená to, že působí oxidačně na druhý spřažený pár. První dílčí reakce probíhá zleva doprava, druhá směrem opačným. Celková rovnice je vždy součtem rovnic parciálních pro děj oxidační a redukční. Při redukčním pochodu se u manganistanu draselného 5 elektronů „spotřebuje“ a při oxidaci železnaté soli se „uvolní“ jeden.

Je evidentní, že druhou rovnici musíme násobit pěti. Celková rovnice je tedy dána redoxní rovnici manganistanu draselného a pětinasobkem rovnice druhé. Počet „vyměňovaných“ elektronů je pak v obou případech 5.



Redoxní potenciál manganistanu draselného je

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 + \frac{0,059}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

Koncentrace vody  $[\text{H}_2\text{O}]$  je konstantní a je zahrnuta ve standardním redoxním potenciálu. Z rovnice je zřejmé, že potenciál oxidačního činidla bude růst s koncentrací vodíkových iontů. Čím větší bude kyselost roztoku, tím větší budou oxidační účinky manganistanu draselného.

Podmínka pro rovnováhu je

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}$$

$$1,51 + \frac{0,059}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]} = 0,77 + \frac{0,059}{5} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{Fe}^{2+}]^5}$$

$$\log \frac{[\text{Mn}^{2+}][\text{Fe}^{3+}]^5}{[\text{MnO}_4^-][\text{Fe}^{2+}]^5[\text{H}^+]^8} = \log K = 62,71$$

$$K = 5 \cdot 10^{62}$$

Rovnovážná konstanta je  $5 \cdot 10^{62}$ .

Rovnovážnou konstantu pro oxidačně-redukční soustavu tvořenou libovolnými parciálními soustavami I a II můžeme vyjádřit obecným vzorcem

$$\log K = \frac{(E_{\text{I}}^\circ - E_{\text{II}}^\circ) \nu}{0,059}$$

kde  $E_{\text{I}}^\circ$  je standardní potenciál oxidačního činidla (pozitivnější hodnota),

$E_{\text{II}}^\circ$  — standardní potenciál redukčního činidla (negativnější hodnota),

$\nu$  — počet elektronů vyměňovaných v oxidačně-redukční soustavě.

### Příklad 19

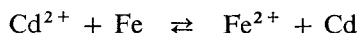
Vypočítejte rovnovážnou konstantu pro soustavu tvořenou dvěma spráženými oxidačně-redukčními páry  $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$ ,  $\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{s})$  a rozhodněte, při jakém poměru iontů železnatých a kademnatých se ustaví v systému rovnováha.

**Řešení:** Z hodnot standardních redoxních potenciálů rozhodneme o směru reakce:



Vyšší hodnota  $E^\circ$  pro dílčí reakci I znamená, že kadmnaté ionty jsou schopny oxidovat železo za své současné redukce.

Napišeme celkovou rovnici:



Rovnovážnou konstantu vypočítáme dosazením do vzorce:

$$\log K = \frac{(E_I^\circ - E_{II}^\circ) \nu}{0,059} = \frac{(-0,40 - (-0,44)) \cdot 2}{0,059} = 1,356$$
$$K = 10^{1,356} \approx 23$$
$$\frac{\text{Fe}^{2+}}{\text{Cd}^{2+}} = 23$$

Rovnováha se ustaví v systému obsahujícím železnaté ionty přibližně ve dvacetinásobném přebytku k iontům kadmnatým (na 22,7 iontů železnatých připadá 1 ion kadmnatý). Vyjádřeno v procentech atomárního zastoupení iontů železnatých a kadmnatých obsahuje rovnovážná směs přibližně 95,8 % železnatých iontů na 4,2 % kadmnatých iontů.

### Příklad 20

Reakce s rovnovážnou konstantou  $10^7$  může být považována za kvantitativní. Jaký musí být rozdíl mezi standardními potenciály pro  $\nu = 1$ ?

*Řešení:* Vycházíme ze vztahu

$$\log K = \frac{(E_I^\circ - E_{II}^\circ) \nu}{0,059}$$

Dosadíme:

$$7 = \frac{x \cdot 1}{0,059}$$

Z toho

$$x = 0,413 \text{ V}$$

Rozdíl standardních redoxních potenciálů pro  $\nu = 1$  musí být obecně 0,41 V, aby reakce mohla být považována za kvantitativní.

Hodnotu redoxních potenciálů mohou ovlivnit některé faktory:

1. Jedním z nich je koncentrace vodíkových iontů (příklad 18).
2. Druhým faktorem je tvorba nerozpustných sloučenin (příklad 21).

### Příklad 21

Hodnota standardního redoxního potenciálu je pro redukci železa  $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^\circ = 0,77 \text{ V}$ . Přidáním alkalického hydroxidu až do koncentrace  $1 \text{ M-OH}^-$  se vysráží z roztoku hydroxid železnatý a železitý. Jsou to látky velmi málo rozpustné a jejich



rozpuštnost vyjádříme produkty rozpuštnosti:

$$K_{\text{Fe(OH)}_2} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 1 \cdot 10^{-16}$$
$$K_{\text{Fe(OH)}_3} = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3 = 1 \cdot 10^{-40}$$

Koncentrace  $\text{OH}^-$  je rovna  $1 \text{ mol dm}^{-3}$ , a proto hodnoty produktů rozpuštnosti vyjádří koncentraci železnatých a železitých iontů, které zbyly ještě rozpuštněny v silně zalkalizovaném roztoku.

Vypočítáme standardní potenciál z hodnot produktu rozpuštnosti:

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

$$E = E^\circ + 0,059 \log \frac{10^{-40}}{10^{-16}}$$

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = -0,646 \text{ V}$$

Z toho vyplývá, že oxidační schopnost železitého iontu se značně snížila, a to z hodnoty  $+0,77 \text{ V}$  na  $-0,646 \text{ V}$ , zato redukční schopnost železnatého iontu velice vzrostla. V tak alkalickém roztoku jsou redukční účinky železnatého iontu tak velké, že jsou schopny redukovat dvojmocnou měď na kov nebo dusičnan na amoniak.

Hydroxidy kovů ve vyšších oxidačních stupních jsou obecně méně rozpuštné než hydroxidy v nižších oxidačních stavech; zvyšují se proto redukční schopnosti v alkalickém prostředí u všech obdobných dvojic.

3. Dalším faktorem ovlivňujícím oxidační a redukční schopnosti spřažených párů je tvorba komplexních iontů. Ligandy silně elektronegativní a malé stabilizují vyšší oxidační stavy iontů. Nižší oxidační stavy podporují komplexy tvořené např. skupinami kyanidovými.

Uveďme příklad: Za přítomnosti pouze vody je  $E_{\text{CO}_3^{2-}/\text{CO}_2}^\circ = 1,81 \text{ V}$ . Svědčí to o značné stabilitě aquakomplexu kobaltnatého. Za přítomnosti kyanidových skupin nabývá elektrodový potenciál hodnoty  $-0,83 \text{ V}$ , což ukazuje na to, že v kyanidových komplexech je mnohem stáležší trojmocný kobalt.

#### Příklad 22

Vypočítejte elektrodové potenciály kovů ponořených do roztoků svých solí:

- zinek v síranu zinečnatém s koncentrací zinečnatých iontů  $0,31 \text{ mol dm}^{-3}$ ,
- stříbro v roztoku obsahujícím stříbrné ionty o koncentraci  $0,42 \text{ mol dm}^{-3}$ ,
- chrom v  $0,013 \text{ molárním}$  roztoku  $\text{Cr}^{3+}$ .

#### Příklad 23

Vypočítejte potenciály vodíkové elektrody ponořené do roztoků těchto silných kyselin: a)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  o  $\text{pH} = 1$ , b)  $0,01 \text{ M-HClO}_4$ , c)  $0,01\%$  ní  $\text{HClO}_4$ .

#### Příklad 24

Vypočítejte pH roztoků, v nichž byl naměřen potenciál vodíkové elektrody  
a)  $-0,413$  V, b)  $-0,147$  V, c)  $-0,500$  V, d)  $0,089$  V, e)  $-0,590$  V.

#### Příklad 25

Vypočítejte potenciály vodíkové elektrody v roztoku alkalického hydroxidu  
a)  $0,001$  mol dm<sup>-3</sup>, b)  $w_{\text{NaOH}} = 0,04$  %.

#### Příklad 26

O jakou hodnotu se musí změnit koncentrace stříbrných iontů ve srovnání s 1M roztokem, aby se hodnota standardního redoxního potenciálu snížila o  $0,01$  V?

#### Příklad 27

Potenciál kademnaté elektrody je  $-444$  mV. Vypočítejte koncentraci kademnatých iontů v roztoku.

#### Příklad 28

Do roztoků solí NaCl, AgNO<sub>3</sub>, MgSO<sub>4</sub>, HgCl<sub>2</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, SnCl<sub>2</sub> byl vhozen zinek. Řešte s použitím řady napětí kovů.

#### Příklad 29

Plíšky dvou kovů byly ponořeny do roztoků zředěné kyseliny sírové. Spojením obou kovů drátkem se na jednom z nich uvolňoval vodík (kov M<sub>II</sub>). Můžete z toho usoudit na postavení kovů v řadě napětí?

#### Příklad 30

Ponoříme-li destičku ze zinku a železa do roztoku zředěné kyseliny sírové, budou se oba kovy zřetelně rozpouštět za vývinu vodíku. Spojíme-li kovy vodivě, bude se vylučovat vodík pouze na jednom z nich. Na kterém? Popište děje chemickými rovnicemi.

#### Příklad 31

Ve zkumavkách jsou roztoky těchto solí: MnSO<sub>4</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, CaCl<sub>2</sub>, CrCl<sub>3</sub>, H(AuCl<sub>4</sub>), CuSO<sub>4</sub>. Do každé zkumavky bylo přisypáno práškové železo. Napište, ve kterých zkumavkách dochází k reakci.

### Příklad 32

V kterých případech bude ve vodných roztocích probíhat reakce? a)  $\text{Sn} + \text{HCl}$ , b)  $\text{Fe} + \text{MgSO}_4$ , c)  $\text{Zn} + \text{SnCl}_2$ , d)  $\text{Pd} + \text{AgNO}_3$ , e)  $\text{Ag} + \text{CuSO}_4$ , f)  $\text{Cu} + \text{HCl}$ . Posuďte na základě řady napětí kovů.

### Příklad 33

V jakém pořadí se budou při elektrolýze vylučovat kovy z roztoku, v němž jsou ve stejné koncentraci rozpuštěny sírany zinečnatý, nikelnatý, stříbrný, měďnatý a železnatý?

### Příklad 34

Které dvojice budou spolu reagovat v roztoku: a) měď a dusičnan rtuťnatý, b) rtuť a kyselina chlorovodíková, c) cín a síran stříbrný, d) nikl a síran manganatý, e) železo a síran zinečnatý, f)  $\text{Cd} + \text{CuSO}_4$ ?

### Příklad 35

S použitím elektrochemické řady napětí kovů uspořádejte následující kovy podle rostoucích redukčních účinků: Al, Sr, Zn, Cu, Rb, Co, Pd, Be, Sn a Pb.

### Příklad 36

Které kovy jsou redukovány zinkem z roztoku svých iontů:  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{La}^{3+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ?

### Příklad 37

Vytvořte z následujících kovů řadu s klesajícími redukčními účinky (rostoucí ušlechtilostí): nikl, zlato, lanthan, měď, chrom, baryum, stříbro, gallium, olovo, vápnek. Který z těchto kovů je schopen vyloučit všechny ostatní kovy z roztoku?

### Příklad 38

Kterým směrem se pohybují elektrony ve vodiči spojujícím kovy v roztocích s koncentrací jejich iontů  $1 \text{ mol dm}^{-3}$ ? Který z kovů se rozpouští? Napiště schéma galvanických článků. a)  $\text{Zn} - \text{Cu}$ , b)  $\text{Fe} - \text{Mg}$ , c)  $\text{Ag} - \text{Pb}$ .

### Příklad 39

Vypočítejte elektromotorické napětí článků vytvořených standardní vodíkovou elektrodou a a) mědi v roztoku s koncentrací měďnatých iontů  $0,05 \text{ mol dm}^{-3}$ ,

b) olovenou elektrodou v roztoku  $0,001\text{M-Pb}^{2+}$ , c) niklovou v  $0,025\text{molárním}$  roztoku nikelnatých iontů. Zapište schéma jednotlivých článků a určete znaménko kovové elektrody.

#### Příklad 40

Vypočítejte elektromotorické napětí článku nikelnato-stříbrného, jsou-li obě elektrody ponořeny do roztoků o koncentraci kationtů  $0,1\text{ mol dm}^{-3}$ .

#### Příklad 41

Určete elektromotorické napětí galvanického článku



#### Příklad 42

Při jaké koncentraci měďnatých iontů bude EMN článku měď—standardní vodíková elektroda rovno nule?

#### Příklad 43

EMN článku  $\ominus \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb} \oplus$  je  $0,600\text{ V}$ . Koncentrace zinečnatých iontů je  $0,1\text{ mol dm}^{-3}$ ; vypočítejte koncentraci iontů olovnatých.

#### Příklad 44

Vypočítejte elektromotorické napětí koncentračního článku, v němž jsou stříbrné elektrody ponořené do roztoku stříbrných iontů s  $0,1$  a  $0,001\text{molární}$  koncentrací. Napište schéma článku.

#### Příklad 45

Galvanický článek je tvořen vodíkovou elektrodou v roztoku o  $\text{pH} = 4$  a elektrodou z cínu ponořenou v  $1\text{M}$  roztoku cínatých iontů. Vypočítejte a) EMN článku, b) určete polaritu elektrod, c) zhodnoťte změnu při poklesu koncentrace iontů  $\text{Sn}^{2+}$  na  $10^{-4}\text{ mol dm}^{-3}$ , d) napište schéma článků.

#### Příklad 46

Vypočítejte elektrodový potenciál spřaženého páru  $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$ , kde koncentrace cíničitých iontů je  $0,05$  a cínatých  $0,1\text{ mol dm}^{-3}$ .

#### Příklad 47

Určete elektrodový potenciál v roztoku síranu železnatého s  $0,1\text{molární}$  koncentrací železnatého iontu. V síranu železnatém bylo analyticky nalezeno  $0,5\%$  železitě soli.

### Příklad 48

Jakým způsobem se změní redoxní potenciál soustavy  $\text{Fe}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe(s)}$  po přidavku kyanidových iontů do roztoku?

### Příklad 49

Jaká bude koncentrace thallných iontů v soustavě  $\text{Tl}^{3+}/\text{Tl}^+$ , v níž byl naměřen potenciál 1,30 V? Koncentrace thallitých iontů v roztoku je  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ .

### Příklad 50

Určete elektrodový potenciál systému  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$  a) v roztoku o  $\text{pH} = 1$ , jestliže víte, že právě polovina z celkového obsahu chromu je ve vyšším oxidačním stupni a koncentrace dichromanového iontu je  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ . b) Jak se změní elektrodový potenciál při  $\text{pH} = 2$  za stejných koncentrací vyšší a nižší formy chromu?

Příklady 51 až 90 řešte s použitím standardních redoxních potenciálů příslušných spřažených párů uvedených v tab. I na konci knihy. Je třeba mít stále na paměti, že závěry jsou plně platné pouze za podmínek, za nichž byly standardní redoxní potenciály stanoveny (teplota  $25^\circ\text{C}$ , koncentrace iontů  $1 \text{ mol dm}^{-3}$ ). Z toho důvodu byla věnována značná pozornost v předchozím výkladu i závislosti redoxních potenciálů na koncentracích iontů příslušných kovů v roztoku. Za podmínek odlišných můžeme na reakční průběh jen usuzovat s menší či větší pravděpodobností.

### Příklad 51

Zhodnoťte chování síranu železitého k alkalickým halogenidům. Které z nich může oxidovat železitá sůl na elementární formu?

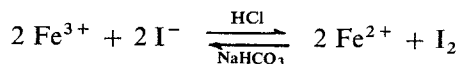
### Příklad 52

Koncentrovaná kyselina sírová uvolňuje z alkalických chloridů kyselinu chlorovodíkovou, s bromidy za tepla reaguje částečně za vzniku bromu, jod z jodidů uvolňuje částečně již za studena a dokonale probíhá tato reakce za tepla. Kyselina sírová se přitom redukuje na oxid siřičitý, popř. až na sulfan (oba unikají z roztoku). Rozhodněte, mohou-li tyto reakce také probíhat ve zředěném roztoku kyseliny sírové. Zdůvodněte.

### Příklad 53

K roztoku železité soli, okyselenému kyselinou chlorovodíkovou, byl přidán roztok jodidu draselného a redukce železité soli proběhla za vzniku jodu. Změnou

pH, tj. v roztoku hydrogenuhličitanu sodného, probíhá reakce právě opačná, tedy oxidace železnatých iontů jodem:



Vysvětlete změnu reakčního směru vlivem pH. U železa mějte na zřeteli pokles hodnoty standardního potenciálu s rostoucím pH.

#### Příklad 54

Železnaté ionty jsou v kyselém roztoku celkem stálé a oxidují se na ionty železité až silnými oxidačními činidly. Neutrální roztoky se oxidují zvolna již vzdušným kyslíkem, v alkalickém prostředí dochází k rychlé oxidaci za vylučování hydroxidu železitého. Vysvětlete.

#### Příklad 55

Rozhodněte o chování hydroxidu železnatého, kobaltnatého a nikelnatého ve vodě za přístupu vzdušného kyslíku. Které z uvedených hydroxidů se oxidují za těchto podmínek vzdušným kyslíkem?

#### Příklad 56

Posuďte, zda je silnějším oxidačním činidlem kyselina chlorná, nebo alkalické chlornany? V kterém prostředí, zásaditém nebo kyselém, má chlor kladně jednomocný vyšší oxidační účinky?

#### Příklad 57

Alkalické jodidy se oxidují dusitanem draselným ze slabě kyselých roztoků (okyseleno kyselinou octovou) na jod. Napište rovnici této reakce a rozhodněte o analogickém chování chloridů a bromidů.

#### Příklad 58

Jak se mění oxidační a redukční vlastnosti peroxidu vodíku s pH (v kyselém a zásaditém prostředí). Posuďte chování peroxidu vodíku k hexakynoželezitanu a hexakynoželezitanu draselnému v obou prostředích. Probíhající reakce vyjádřete v rovnicích.

#### Příklad 59

Uvažte, zda mohou reagovat v kyselém prostředí s alkalickým jodičnanem: a) KI, b) jod, c)  $\text{Br}^-$ , d) brom, e) alkalický chlorid, f) chlor. Napište reakční rovnice.

### Příklad 60

Určete, které dvojice budou spolu v kyselém prostředí reagovat: a)  $\text{BrO}_3^- + \text{Br}^-$ , b)  $\text{BrO}_3^- + \text{Br}_2$ , c)  $\text{BrO}_3^- + \text{I}^-$ , d)  $\text{BrO}_3^- + \text{I}_2$ .

### Příklad 61

Rozhodněte, zda budou probíhat naznačené chemické reakce, a doplňte vznikající reakční zplodiny. Napište chemické rovnice. a)  $\text{IO}_3^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+$ , b)  $\text{HIO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3$ , c)  $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{S}$ , d)  $\text{IO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+$ .

### Příklad 62

Pomocí standardních redoxních potenciálů posuďte chování alkalických halogenidů ve zředěné kyselině dusičné.

### Příklad 63

Které z naznačených reakcí budou probíhat v roztocích:

a) soli železité s chloridem cínatým, b) soli železnaté s  $\text{SnCl}_2$ , c) práškového železa s chloridem cíničitým?

### Příklad 64

Doplňte reakce jodidu draselného s následujícími činidly: a)  $\text{FeCl}_3$ , b)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+$ , c)  $\text{O}_2$  (vzdušný) +  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , d)  $\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ , e)  $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+$ . Reakční rovnice vyčíslíte.

### Příklad 65

Posuďte chování jodu k těmto činidlům: a)  $\text{H}_2\text{S}$  (v roztoku), b)  $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+$ , c) alkalickému síranu, d) thiosíranu sodnému. Napište rovnice.

### Příklad 66

Je možná oxidace alkalických azidů elementárním jodem?

### Příklad 67

Standardní redoxní potenciál hexakyanokobaltitého iontu je  $-0,83$  V. Snaha utvořit tento anion je tak velká, že obdobný komplexní ion obsahující dvojmocný kobalt je schopen rozložit i vodu za vývoje vodíku. Kation hexaamminkobaltnatý je ve vodném roztoku za nepřístupu vzduchu plně stálý, za přístupu vzduchu se

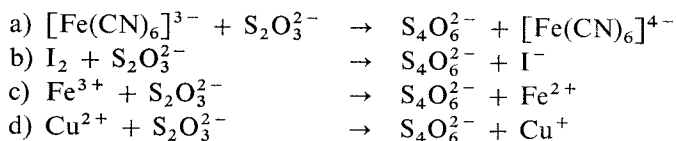
oxiduje na kobaltitý. Na základě těchto údajů a tabelovaných hodnot (tab. I) posuďte stálost trojmocného kobaltu v kobaltitých solích ( $\text{Co}^{3+}$ ) a obou komplexních iontech. Rozhodněte, ve které podobě projevuje trojmocný kobalt nejsilnější oxidační účinky. Při posuzování nezapomeňte uvážit i standardní redoxní potenciály oxidačního působení vzdušného kyslíku a rozkladu vody.

### Příklad 68

Může nastat oxidace manganaté soli alkalickým jodistanem v kyselém prostředí? Jakého oxidačního stupně lze u manganu dosáhnout?

### Příklad 49

Rozhodněte, mohou-li probíhat následující reakce v naznačeném směru, a doplňte je:



### Příklad 70

Je schopný dihydrido-dioxofosforečnan sodný  $\text{Na}[\text{H}_2\text{PO}_2]$  vyredukovat v kyselém prostředí z iontů  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $[\text{AuCl}_4]^-$ ,  $[\text{PtCl}_6]^{2-}$  kovy?

### Příklad 71

Které z uvedených činidel bude oxidovat ceritou sůl na ceričitou a které je schopno redukce ceričité soli: a) koncentrovaná kyselina chlorovodíková, b)  $\text{H}_2\text{O}_2$  v kyselém prostředí, c) železnatá sůl?

### Příklad 72

Na chlorid stříbrný působíme zinkem v prostředí zředěné kyseliny sírové. Nastane redukce? Bude se chovat obdobným způsobem bromid, jodid, kyanid a chroman stříbrný? Srovnejte tyto pochody s redukcí dusičnanu stříbrného za obdobných podmínek.

### Příklad 73

Je možno redukovat a)  $\text{Hg}^{2+}$ , b)  $\text{Hg}_2^{2+}$  chloridem cínatým na rtuť? Dosáhneme stejného výsledku redukce u c)  $[\text{HgI}_4]^{2-}$  za použití  $\text{SnCl}_2$ ? d) Je možná redukce  $[\text{HgI}_4]^{2-}$  cínatanem?

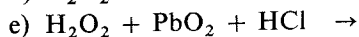
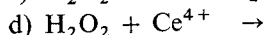
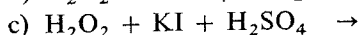
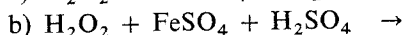
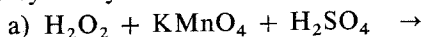


#### Příklad 74

Rozhodněte, zda se bude redukovat arsen (prvek) těmito činidly: a) zinkem v roztoku okyseleném kyselinou sírovou, b) cínem v prostředí kyseliny chlorovodíkové, c) hliníkem v alkalickém prostředí, d) chloridem cínatým v prostředí kyseliny chlorovodíkové, e) zinkem v alkalickém prostředí, f) hliníkem v kyselém prostředí, g) cínanem. Napište reakční rovnice.

#### Příklad 75

Určete, zda peroxid vodíku je v následujících případech v úloze oxidačního, či redukčního činidla. Zdůvodněte průběh naznačených rovnic a reakční děje запиšte ve vyčíslených rovnicích:



#### Příklad 76

Uváděním chloru do roztoku jodidu draselného v kyselém prostředí až do plného nasycení chlorem probíhá oxidace jodidu. a) Na jakém oxidačním stupni jodu se oxidace zastaví? b) Je možná oxidace jodu v kyselém prostředí na  $\text{I}^{+\text{VII}}$ ? Zdůvodněte a napište všechny rovnice, které mohou probíhat.

#### Příklad 77

Do jakého oxidačního stupně jodu může za určitých reakčních podmínek probíhat oxidace jodidu chlorem v zásaditém prostředí? Zdůvodněte.

#### Příklad 78

Kterými oxidačními činidly je možno oxidovat v kyselém prostředí manganaté ionty na manganistanové? Zdůvodněte a popište reakčními rovnicemi. Uvažovaná oxidační činidla: a) bromičnan, b)  $\text{IO}_4^-$ , c) koncentrovaná  $\text{HNO}_3$ , d)  $\text{BiO}_3^-$ , e)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , f) oxid olovičitý, g)  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ , h) chlor.

#### Příklad 79

Manganistan draselný připravujeme obvykle zásaditým oxidačním tavením sloučenin manganu s nižším oxidačním stupněm. Tavením oxidu manganičitého s dusičnanem draselným a hydroxidem draselným dostaneme manganan draselný,

který po vyloužení převádíme na manganistan oxidací chlorem. Z mangananu draselného vzniká manganistan i pouhým okyselením roztoku, nastávají však velké ztráty vznikajícím oxidem manganičitým. Můžeme při oxidaci  $\text{Mn}^{+VI}$  na  $\text{Mn}^{+VII}$  použít kromě chloru další halogeny? Napište a zdůvodněte všechny naznačené rovnice přípravy.

### Příklad 80

Rozhodněte, které z uvedených dvojic nemohou v kyselém prostředí trvale existovat vedle sebe. Napište a vyčíslete všechny probíhající reakce a určete, do jakého oxidačního stupně mohou za vhodných reakčních podmínek probíhat:

a)  $\text{I}^- + \text{Cl}_2$ , b)  $\text{I}^- + \text{Br}_2$ , c)  $\text{I}_2 + \text{Cl}_2$ , d)  $\text{IO}_3^- + \text{Cl}_2$ , e)  $\text{IO}_3^- + \text{I}^-$ .

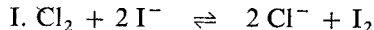
### Příklad 81

Rozhodněte, které z uvedených dvojic mohou spolu reagovat v zásaditém prostředí a jakého nejvyššího oxidačního stupně za vhodných reakčních podmínek může jod dosáhnout. Všechny probíhající děje napište ve vyčíslených rovnicích:

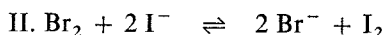
a)  $\text{I}_2 + \text{Cl}_2$ , b)  $\text{I}^- + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , c)  $\text{IO}_3^- + \text{Cl}_2$ , d)  $\text{IO}_3^- + \text{I}^-$ , e)  $\text{IO}_3^- + \text{I}_2$ .

### Příklad 82

Reakce elementárního chloru s jodidem alkalického kovu probíhá podle rovnice



Vypočítejte rovnovážnou konstantu pro danou reakci a porovnejte ji s konstantou pro oxidaci alkalického jodidu bromem



### Příklad 83

Vypočítejte rovnovážnou konstantu pro reakci  $\text{Cd}^{2+} + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Cd} + \text{Zn}^{2+}$ . Je možné tímto pochodem získat z roztoku kadmium? Jaká bude koncentrace zinečnatých iontů v rovnovážné směsi v porovnání s koncentrací iontů kademnatých?

### Příklad 84

Posuďte průběh těchto reakcí, zapsaných reakčními schématy: a)  $\text{Fe}^{3+} + \text{Ti}^{3+} \rightleftharpoons \text{Ti}^{4+} + \dots$ , b)  $\text{Cu}^{2+} + \text{Ti}^{3+} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \dots$ , c)  $\text{Bi}^{3+} + \text{Ti}^{3+} \rightleftharpoons \text{Bi} + \dots$ . Doplňte reakční schémata a vypočítejte rovnovážné konstanty.

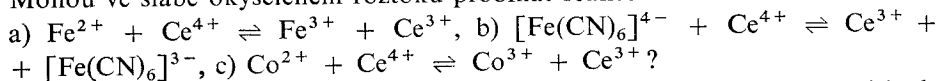
### Příklad 85

Na chlorid cínčitý budeme působit a) chloridem titanitým, b) chloridem chromatým v kyselém prostředí, c) jodidem draselným, d) železem kladně dvojmocným

v zásaditém prostředí. Napište reakční rovnice, vypočítejte rovnovážné konstanty a porovnejte účinnost uvedených redukčních činidel.

### Příklad 86

Mohou ve slabě okyseleném roztoku probíhat reakce



Spočítejte rovnovážné konstanty u probíhajících reakcí a rozhodněte, která bude mít snazší průběh.

### Příklad 87

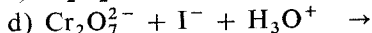
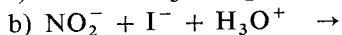
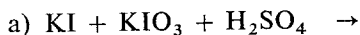
Může síran thallitý oxidovat a) kyselinu chlorovodíkovou, b) jodid draselný? V kladném případě napište reakční rovnici a vypočítejte rovnovážnou konstantu.

### Příklad 88

Napište reakční rovnici a vypočítejte rovnovážnou konstantu pro oxidaci síranu železnatého dusičnanem sodným v kyselém prostředí.

### Příklad 89

Doplňte následující rovnice, posuďte jejich průběh a vypočítejte jejich rovnovážné konstanty:



### Příklad 90

Z hodnot rovnovážných konstant pro oxidaci arsenitanu na arseničnan jodem v prostředí a) neutrálním (slabě zásaditém), b) kyselém rozhodněte o průběhu reakcí. Napište reakční rovnici.

## 1.12 TERMOCHEMIE

Termochemie se zabývá tepelnými efekty, které doprovázejí všechny chemické reakce. Jejich příčinou jsou energetické změny spojené s přeskupováním vazeb mezi atomy reagujících látek, tedy změny ve vnitřní energii  $U$  reakční soustavy.

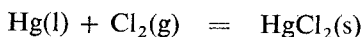
Většina důležitých chemických dějů probíhá za prakticky stálého, nejčastěji atmosférického tlaku. Protože vedle uvolňování nebo pohlcování tepla jsou che-

mické reakce provázeny také objemovými změnami, koná reakční soustava za stálého tlaku také objemovou práci, rovněž na úkor změn vnitřní energie. Podíl energie připadající na objemovou práci je však natolik malý, že experimentálně zjištěné tepelné změny velmi dobře charakterizují změny vazebných energií uvnitř soustavy. Jestliže se v produktech reakce vytvořily pevnější vazby, než byly ve výchozích látkách, znamená to, že energie produktů je nižší a během reakce reakční soustava uvolnila energii převážně ve formě tepla. Takovou reakci označujeme jako *exotermickou*. V opačném případě, při pohlcování tepla reakční soustavou, jde o reakci *endotermickou*.

*Reakční teplo* je množství tepla, které soustava přijme nebo uvolní, jestliže se na reakční produkty přemění tolik molů výchozích látek, kolik udávají stechiometrické koeficienty v příslušné rovnici. Výchozí a konečná teplota soustavy přitom zůstávají stejné. Reakční teplo za stálého tlaku označujeme  $\Delta H$ , kde symbol  $\Delta$  znamená změnu, v našem případě rozdíl entalpií  $H$  produktů a výchozích látek. Hodnota  $\Delta H$  závisí na fyzikálním a chemickém stavu výchozích a konečných látek, na reakční teplotě a tlaku.

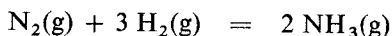
Aby bylo možné tabelovat a navzájem porovnávat reakční tepla různých reakcí a aby se vyloučil vliv rozdílných fyzikálních a chemických stavů reagujících látek, byly zavedeny tzv. *standardní stavy*. Standardním stavem prvků je jejich stabilní skupenství při normálním tlaku a teplotě 298 K. Energie prvků, se kterou je třeba počítat při výpočtu reakčních tepel, je ve standardním stavu považována za nulovou. Ve standardním stavu není např. tuhá rtuť, plynný brom nebo atomární dusík a jejich energie není nulová, nýbrž je dána záporně vzatým teplem tání rtuť, výparným teplem bromu a disociační energií dusíku.

Za standardní stav sloučenin se volí stav čisté tuhé, kapalné nebo plynné látky při teplotě 298 K a normálním tlaku. Protože energie dané látky je v různých skupenských stavech různá, je třeba pro jednoznačnost termochemických výpočtů vyznačit v chemické rovnici skupenství všech složek pomocí symbolů (g), (l) a (s), které odpovídají plynnému (gaseous), kapalnému (liquidus) a tuhému (solidus) skupenství. Například reakci kapalné rtuť s plynným chlorem na tuhý chlorid rtuťnatý popisujeme rovnicí



Skutečnost, že všechny reagující látky jsou ve standardních stavech, označujeme indexem „o“ u reakčního tepla,  $\Delta H^\circ$ .

Teplotu, které odpovídá daná hodnota reakčního tepla, uvádíme jako index. Například  $\Delta H_{733}$  představuje reakční teplo při teplotě 773 K. Teplotní závislost reakčního tepla je sice výraznější než závislost na tlaku, ale u většiny reakcí je stále natolik mírná, že  $\Delta H_{298}$  je dobrým odhadem reakčního tepla i pro značně vyšší teplotu. Například pro reakci



která patří mezi reakce s relativně velkou závislostí reakčního tepla na teplotě, je  $\Delta H_{298}^\circ = -92,4 \text{ kJ mol}^{-1}$  a pro horní teplotu Haberovy – Boschovy tlakové syn-

tézy amoniaku, 500 °C, je  $\Delta H_{773}^{\circ} = -107,9 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Reakční teplo vzrostlo o 16,7 %, a na každých 100 °C připadá tedy asi 3,5 %.

Základem termochemických výpočtů je *Hessův zákon* (1840), podle kterého nezávisí hodnota reakčního tepla na povaze a počtu kroků, jimiž soustava přechází z výchozího do konečného stavu, ale pouze na fyzikálně chemickém stavu výchozích látek a reakčních produktů. Reakční teplo je tedy stavová veličina a jeho hodnota je dána pouze rozdílem entalpií produktů a výchozích látek,  $\Delta H = H(\text{prod}) - H(\text{vých})$ .

Exotermické reakce budou pak charakterizovány zápornými reakčními tepley, endotermické reakce reakčními tepley kladnými. Protože však neznáme absolutní hodnoty energií látek, nemůžeme reakční teplo vypočítat přímo. Každou chemickou reakci si však můžeme představit jako výsledek dvou kroků:

1. rozštěpení výchozích látek na prvky,
2. sloučení těchto prvků na reakční produkty.

Standardní reakční teplo libovolné chemické reakce je tedy podle Hessova zákona dáno součtem standardních reakčních tepel obou uvedených hypotetických dějů, tj. rozdílem standardních slučovací tepel produktů a výchozích látek, kdy *slučovací teplo* je reakční teplo vzniku jednoho molu sloučeniny přímo z příslušných prvků. Standardní slučovací teplo prvků v jejich standardních stavech je rovno nule.

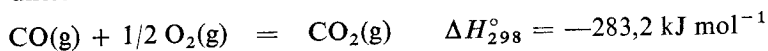
Reakční tepla se měří v *kalorimetru*, který umožňuje zjistit množství tepla uvolněné nebo pohlcené během zreagování známého množství výchozích látek. Přímé měření reakčních tepel mnoha reakcí je obtížné. Výjimku tvoří reakce, kde mezi výchozími složkami je kyslík. Jde-li o reakci, kdy jeden mol uvažované látky zreaguje s elementárním kyslíkem na úplně oxidované produkty, označujeme příslušné reakční teplo jako *spalné teplo*. Termochemická data organických sloučenin jsou často tabelována právě jako standardní spalná tepla.

Slučovací tepla anorganických sloučenin jsou většinou získávána na základě kombinace reakčních tepel několika reakcí. Přitom se využívá zejména těchto důsledků Hessova zákona:

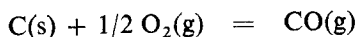
1. Reakční tepla opačně probíhajících reakcí jsou si rovna co do absolutní hodnoty a liší se pouze znaménkem.
2. Rozdíl reakčních tepel dvou různých reakcí, vedoucích ke stejným produktům ve stejném stavu, je roven reakčnímu teplu pro vzájemnou přeměnu výchozích látek obou reakcí. Například slučovací teplo oxidu uhelnatého můžeme určit z naměřených spalných tepel uhlíku



a oxidu uhelnatého



Odečtením rovnic dostaneme



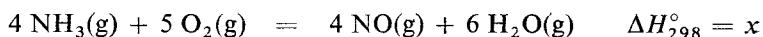
a této reakci odpovídá teplo  $\Delta H_{298}^{\circ} = -393,8 - (-283,2) = -110,6 \text{ kJ mol}^{-1}$ , které je standardním slučovací teplem oxidu uhelnatého.

Podobným způsobem byla určena standardní slučovací tepla velkého počtu sloučenin. Ve většině případů jsou tato tepla záporná, u řady stabilních sloučenin však mohou mít také kladnou hodnotu. Například standardní slučovací teplo kapalného hydrazinu je  $50,5 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Standardní slučovací tepla potřebná pro výpočty v příkladech této kapitoly jsou uvedena v následující tabulce:

Sloučenina	$\frac{(\Delta H_{298}^{\circ})_{\text{sluč}}}{\text{kJ mol}^{-1}}$	Sloučenina	$\frac{(\Delta H_{298}^{\circ})_{\text{sluč}}}{\text{kJ mol}^{-1}}$
Al <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub> (g)	-1294	H <sub>2</sub> O(l)	-286,0
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1677	H <sub>2</sub> S(g)	-20,9
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1273	I(g)	106,8
Br(g)	111,9	KNO <sub>3</sub> (s)	-493,1
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (s)	-4129	K <sub>2</sub> S(s)	-428,7
CaSiO <sub>3</sub> (s)	-1580	N(g)	473,1
Cl(g)	121,4	NH <sub>3</sub> (g)	-46,2
CO(g)	-110,6	NO(g)	90,3
CO <sub>2</sub> (g)	-393,8	O(g)	249,4
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1141	P(g)	316,7
F(g)	76,6	P <sub>4</sub> (g)	59,0
H(g)	218,1	PH <sub>3</sub> (g)	5,4
HBr(g)	-34,2	S(g)	273,0
HCl(g)	-91,9	SF <sub>4</sub> (g)	-770,4
HF(g)	-270,9	SF <sub>6</sub> (g)	-1208
HI(g)	26,6	SiO <sub>2</sub> (s)	-879,3
H <sub>2</sub> O(g)	-242,0		

### Příklad 1

Určete standardní reakční teplo při výrobě oxidu dusnatého



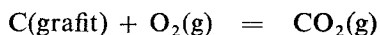
*Řešení:* Z tabulky dosadíme do Hessova zákona:

$$x = 4 \cdot 90,3 + 6 \cdot (-242,0) - 4 \cdot (-46,2) = -906 \text{ kJ mol}^{-1}$$

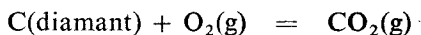
Standardní reakční teplo je  $-906 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

### Příklad 2

Standardní slučovací teplo oxidu uhličitého odpovídá reakci

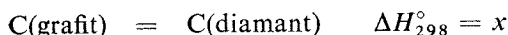


Pro reakci



bylo zjištěno standardní reakční teplo  $\Delta H_{298}^{\circ} = -395,6 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Je přeměna grafitu na diamant endotermickým, nebo exotermickým dějem?

**Řešení:** Požadovanou reakci



získáme odečtením obou rovnic. Stejně odečteme i příslušná reakční tepla:

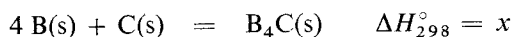
$$x = -393,8 - (-395,6) = 1,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Přeměna grafitu na diamant je mírně endotermický děj.

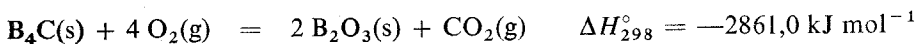
### Příklad 3

Vypočítejte standardní slučovací teplo karbidu boru  $\text{B}_4\text{C}$ , je-li jeho spalné teplo  $-2861,0 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

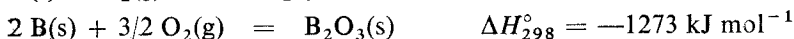
**Řešení:** Slučovací teplo karbidu boru je reakčním teplem reakce



Spalování  $\text{B}_4\text{C}$  je dáno rovnicí



Slučovací tepla v tabulce odpovídají rovnicím



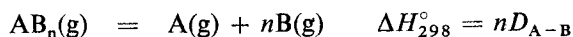
První rovnici získáme sečtením dvojnásobku čtvrté rovnice s rovnicí třetí a odečtením rovnice druhé:

$$x = 2 \cdot (-1273) - 393,8 + 2861,0 = -78,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Slučovací teplo karbidu boru  $\text{B}_4\text{C}$  je  $-78,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

Pomocí Hessova zákona je rovněž možné získat z termochemických dat informace o energii vazeb v molekulách typu  $\text{AB}_n$ , kde všechny atomy B jsou rovnocenně vázány k A a nejsou vázány mezi sebou.

*Střední termochemická (disociační) energie vazby  $D_{\text{A-B}}$*  je dána rovnicí



Protože tvorba vazby mezi libovolnými dvěma atomy je vždy exotermický děj a rozrušení vazby děj endotermický, je střední termochemická energie vazby vždy kladná.

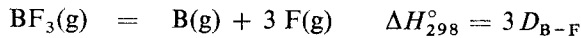
### Příklad 4

Vypočítejte střední termochemickou energii vazby B—F ve fluoridu boritém, bylo-li kalorimetricky zjištěno, že při slučování tuhého boru s plynným fluorem na plynný fluorid boritý se uvolní na každý gram boru teplo  $105 \text{ kJ}$ .

**Řešení:** Slučovací teplo fluoridu boritého, vztažené na 1 mol sloučeniny, je

$$\Delta H_{298}^{\circ} = -105 \cdot 10,81 = -1135,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

kde 10,81 je relativní atomová hmotnost boru. Rovnici



získáme kombinováním těchto rovnic:



$$3 D_{\text{B-F}} = 1135 + 407 + 3 \cdot 76,6 = 1771,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$D_{\text{B-F}} = 590,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Střední termochemická energie vazby B—F ve fluoridu boritém je  $590,6 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

### Příklad 5

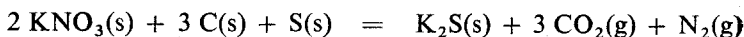
Jaké je standardní slučovací teplo hexakarbonylu chromu  $\text{Cr}(\text{CO})_6$ , bylo-li zjištěno standardní spalné teplo pro tuto sloučeninu  $-1855,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ ?

### Příklad 6

Ze slučovacích tepel vody v kapalném a plynném stavu vypočítejte výparné teplo vody.

### Příklad 7

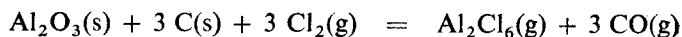
Při explozi černého střelného prachu probíhá reakce



Jakým vývojem tepla je provázena exploze 1 g střelného prachu?

### Příklad 8

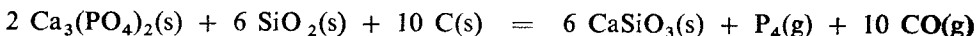
Je příprava chloridu hlinitého redukční chlorací oxidu hlinitého



endotermický, nebo exotermický děj?

### Příklad 9

Při výrobě fosforu z fosforečnanu vápenatého v elektrických pecích probíhá reakce





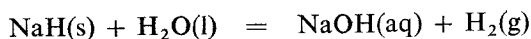
Vypočítejte spotřebu elektrické energie na 1 t vyrobeného fosforu za předpokladu, že nedochází k tepelným ztrátám v peci a veškerá dodaná energie slouží k uskutečnění endotermického děje.

#### Příklad 10

V jakém poměru jsou tepla, která se uvolní při úplném spálení stejných hmotnostních množství uhlíku, vodíku a hliníku?

#### Příklad 11

Reakční teplo pro hydrolýzu hydridu sodného



je  $-128,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ , kde symbol (aq) označuje standardní koncentraci roztoku  $1 \text{ mol dm}^{-3}$ . Reakční teplo pro reakci kovového sodíku s vodou



je  $-185,2 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Vypočtěte slučovací teplo hydridu sodného.

#### Příklad 12

Vypočítejte střední termochemickou energii vazeb N—H a P—H v  $\text{NH}_3$  a  $\text{PH}_3$ ; H—F, H—Cl, H—Br a H—I v HF, HCl, HBr a HI; H—O a H—S v  $\text{H}_2\text{O}$  a  $\text{H}_2\text{S}$  a vypočtené hodnoty vzájemně porovnejte.

#### Příklad 13

Vypočtěte střední termochemickou energii vazby fluoru ze slučovacího tepla  $\text{F(g)}$ .

#### Příklad 14

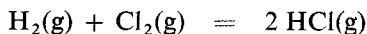
Standardní slučovací teplo pro  $\text{XeF}_4(\text{g})$  je  $-215,6 \text{ kJ mol}^{-1}$ , pro  $\text{XeF}_6(\text{g})$  je  $-294,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Vypočtěte a porovnejte střední termochemické energie vazeb Xe—F v těchto molekulách.

#### Příklad 15

Porovnejte energie vazeb Xe—F z příkladu 14 se středními termochemickými energiemi vazeb S—F v molekulách  $\text{SF}_4(\text{g})$  a  $\text{SF}_6(\text{g})$ .

## Příklad 16

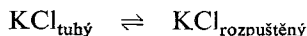
Ze standardních slučovacích tepel pro  $\text{HCl(g)}$ ,  $\text{H(g)}$  a  $\text{Cl(g)}$  vypočítejte střední termochemické energie vazeb  $\text{H—Cl}$ ,  $\text{H—H}$  a  $\text{Cl—Cl}$ . Na základě znalosti těchto energií posuďte tepelné zabarvení reakce



## 1.13 CHEMICKÁ ROVNOVÁHA

Stav, při kterém se dva opačné děje nebo opačné tendence sobě rovnají, nazývá *stav rovnovážný*.

Příklad rovnovážného stavu: Rozpustíme-li ve vodě chlorid draselný, nastává zvrtný děj:



Zpočátku, kdy je koncentrace roztoku malá, převládá rozpouštění. Rychlost opačného děje (v rovnici zprava doleva) stoupá úměrně s koncentrací roztoku tak dlouho, až jsou oba děje v rovnováze, obsah rozpuštěné látky se již nemění a vzniká nasycený roztok v rovnováze s tuhou látkou.

Z uvedeného příkladu je zřejmé, že

1. za rovnovážného stavu děje neustávají — nenastává klid,
2. zjištěný rovnovážný stav platí pouze za podmínek, za kterých byl pokus proveden. Jejich změnou (např. změnou teploty) se rovnováha poruší a ustálí se rovnováha jiná.

Chemické rovnováhy nastávají u zvrtných reakcí, např.



V této zvrtné reakci se ustaví chemická rovnováha tehdy, když se rychlosti reakce 1 (zleva doprava) a reakce 2 (zprava doleva) vyrovnají.

Podle *zákona působení hmotnosti* je rychlost reakce probíhající podle uvedené rovnice zleva doprava (reakce přímá) přímo úměrná součinu molárních koncentrací látek A a B. Označíme-li tyto koncentrace  $c_A$  a  $c_B$ , můžeme napsat rovnici vyjadřující rychlost reakce v tomto směru  $v'_1$  (13.1):

$$v'_1 = k_1 c_A c_B \quad (13.2)$$

Obdobně pro zpětnou reakci (13.1) platí kinetická rovnice

$$v'_2 = k_2 c_Y c_Z \quad (13.3)$$

kde  $k'_1$  a  $k'_2$  jsou konstanty úměrnosti pro uvedené reakce,

$c_A$  a  $c_B$  — koncentrace látek vstupujících do reakce,

$c_Y$  a  $c_Z$  — koncentrace látek při reakci vznikajících.

Tyto koncentrace jsou vyjadřovány obvykle v molech na  $1 \text{ dm}^3$  roztoku. V hlavních jednotkách soustavy SI je složení roztoků vyjádřeno v molech na krychlový metr roztoku.

Nejvýhodnější je vyjádřit koncentrace jednotlivých složek  $c_A, \dots, c_Z$  jako relativní hodnoty. Budou označeny pomocí hranatých závorek. Relativní rovnovážné koncentrace vyznačíme jednoduchými hranatými závorkami a relativní koncentrace nerovnovážné zdvojenými hranatými závorkami.

Relativní koncentrací složky I rozumíme koncentraci  $c_I$  vztahenou na standardní koncentraci  $c^\circ$ :

$$[I] = \frac{c_I}{c^\circ} \quad (13.4)$$

Koncentrace  $c_I$  vyjadřuje složení v molech rozpuštěné látky v krychlovém decimetru roztoku a standardní koncentrace  $c^\circ$  označuje obsah jednoho molu rozpuštěné látky v  $1 \text{ dm}^3$  roztoku.

Obdobně pro relativní rovnovážnou koncentraci  $[I]$  platí

$$[I] = \frac{c_I^{\text{rovn}}}{c^\circ} \quad (13.5)$$

kde  $c_I^{\text{rovn}}$  je rovnovážná koncentrace složky I.

Rovnice vyjadřující reakční rychlost zapíšeme

$$v_1 = k_1 [A] [B] \quad (13.6)$$

$$v_2 = k_2 [Y] [Z] \quad (13.7)$$

Při rovnováze bude platit rovnost reakčních rychlostí reakce přímé i zpětné

$$v_1 = v_2 \quad (13.8)$$

a tedy i

$$k_1 [A] [B] = k_2 [Y] [Z] \quad (13.9)$$

kde  $[A] \dots [Z]$  jsou rovnovážné relativní koncentrace.

Konstanty  $k_1$  a  $k_2$  vyjádříme konstantou  $K_c$ :

$$[Y] [Z] = K_c [A] [B] \quad (13.10)$$

Dostáváme zákon chemické rovnováhy, který odvodili C. M. Guldberg a P. Waage. Řídí se jím složení reakční směsi v homogenní rovnovážné soustavě. Pro reakci typu



kde  $a, b, y, z$  jsou bezrozměrné stechiometrické koeficienty, bude mít podle Guldbergova—Waagova zákona soustava, v níž tato zvratná reakce probíhá, při dosažení rovnováhy takové složení, v němž koncentrace složek musí splňovat rovnici

$$[Y]^y [Z]^z = K_c [A]^a [B]^b \quad (13.12)$$

### 1.13.1 Rovnovážná konstanta $K_c$ a $K_p$

Konstanta úměrnosti v rovnicích (13.10) a (13.12) mezi oběma součiny mocnin relativních rovnovážných koncentrací je tzv. *rovnovážná konstanta*, která je definována vztahem

$$K_c = \frac{[Y]^y [Z]^z}{[A]^a [B]^b} \quad (13.12)$$

Hodnotu této konstanty, která závisí na povaze reakce a na teplotě, vypočítáme, dosadíme-li do rovnice (13.12) experimentálně zjištěné relativní rovnovážné koncentrace. Koncentrace produktů uvádíme vždy v čitateli. Je-li hodnota  $K_c$  příliš malá, vyjadřujeme ji jejím záporně vzatým dekadickým logaritmem, označovaným jako  $pK$ .

Konstanta  $K_c$  platí jen za určité teploty (je však nezávislá na koncentraci). Rovnováhy při této určité teplotě lze teoreticky dosáhnout v tzv. uzavřeném systému za nekonečně dlouhou dobu. Prakticky mluvíme o tom, že rovnováha se ustálí za „dostatečně dlouhou dobu“. Hodnota  $K_c$  je nezávislá na rychlosti zvrtné reakce, závisí jen na konečném stavu. Proto katalyzátory, které snížením aktivační energie reakci urychlí, zkrátí dobu potřebnou k dosažení rovnováhy, ale nemají vliv na hodnotu rovnovážné konstanty.

Rovnici (13.12) je možno použít jak pro reakce látek v roztocích, tak pro reakce plynů. Koncentrace plynných látek bývá však většinou vyjadřována pomocí parciálních tlaků.

Pro složku I plynné směsi platí

$$p_1 V = n_1 RT \quad (13.13)$$

Rovnici upravíme do tvaru

$$p_1 = \frac{n_1}{V} RT \quad (13.14)$$

Výraz  $n_1/V$  vyjadřuje koncentraci  $c_1$  ( $\text{mol m}^{-3}$ ) a rovnici upravíme do tvaru

$$p_1 = c_1 RT \quad (13.15)$$

Tlak a koncentraci I-té složky vyjádříme pomocí relativních hodnot

$$\begin{aligned} [p_1] &= \frac{p_1}{p^\circ} & [I] &= \frac{c_1}{c^\circ} \\ [p_1] p^\circ &= [I] c^\circ RT \end{aligned} \quad (13.16)$$

Z rovnice vyjádříme relativní rovnovážnou koncentraci I-té složky  $[I]$ :

$$[I] = \frac{[p_1] p^\circ}{c^\circ RT} \quad (13.17)$$

Dosažením do rovnice pro  $K_c$  (13.12) za koncentrace vyjádřené pomocí parciálních tlaků získáme vztah

$$K_c = \frac{[p_Y]^y [p_Z]^z \left(\frac{c^\circ RT}{p^\circ}\right)^a \left(\frac{c^\circ RT}{p^\circ}\right)^b}{[p_A]^a [p_B]^b \left(\frac{c^\circ RT}{p^\circ}\right)^y \left(\frac{c^\circ RT}{p^\circ}\right)^x}$$

$$K_c = \frac{[p_Y]^y [p_Z]^z}{[p_A]^a [p_B]^b} \left(\frac{c^\circ RT}{p^\circ}\right)^{a+b-y-z} \quad (13.18)$$

$$K_c = \frac{[p_Y]^y [p_Z]^z}{[p_A]^a [p_B]^b} \left(\frac{c^\circ RT}{p^\circ}\right)^{-\Delta r}$$

kde  $\Delta r = y + z - (a + b)$  je rozdíl, o který je součet stechiometrických koeficientů stojících v příslušné chemické rovnici u produktů reakce větší než součet stechiometrických koeficientů u výchozích látek,

kde  $c^\circ$  — koncentrace zvolená za standardní,

$p^\circ$  — standardní tlak 101 325 Pa.

Protože  $(c^\circ RT/p)^\Delta r$  je za dané teploty konstantní, je konstantou i druhý zlomek na pravé straně rovnice (13.18). Je to rovnovážná konstanta vyjádřená pomocí relativních hodnot rovnovážných parciálních tlaků a označíme ji  $K_p$ .

$$K_p = \frac{[p_Y]^y [p_Z]^z}{[p_A]^a [p_B]^b} \quad (13.19)$$

Z uvedeného vyplývá

$$K_c = K_p \left(\frac{c^\circ RT}{p^\circ}\right)^{-\Delta r} \quad (13.20)$$

$$K_p = K_c \left(\frac{c^\circ RT}{p^\circ}\right)^{\Delta r} \quad (13.21)$$

Je-li  $\Delta r = 0$ , pak  $K_c = K_p$ .

Jestliže  $c^\circ = 1 \text{ mol dm}^{-3}$  a  $p^\circ = 101 \text{ 325 Pa}$ , pak po dosazení

$$\frac{c^\circ R}{p^\circ} = \frac{10^3 \text{ mol m}^{-3} \cdot 8,314 \text{ N m mol}^{-1} \text{K}^{-1}}{101 \text{ 325 N m}^{-2}} = 0,082 \text{ 05 K}^{-1}$$

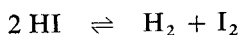
a po dosazení za teplotu  $T = 273,15 \text{ K}$

$$\frac{c^\circ RT}{p^\circ} = 22,41$$

### Příklad 1

Při studiu termické disociace jodovodíku byly v rovnovážné směsi zjištěny relativní koncentrace jednotlivých složek  $[H_2] = 7,79$ ,  $[I_2] = 1,64$  a  $[HI] = 25,72$ . Určete rovnovážnou konstantu  $K_c$  a  $K_p$ , resp.  $pK$ .

*Řešení:* Reakce probíhá podle rovnice



$K_c$  vypočítáme podle rovnice (13.12).

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

Po dosazení dostáváme

$$K_c = \frac{7,79 \cdot 1,64}{25,72^2} = 0,0193$$

$$K_p = K_c \left( \frac{c^\circ RT}{p^\circ} \right)^{\Delta r}$$

$\Delta r = 0$ , proto  $K_p = K_c$ .

$$K_p = 0,193$$

$$pK_c = -\log K_c = 1,71$$

Rovnovážná konstanta  $K_c = K_p = 0,0193$ ;  $pK_c = pK_p = pK = 1,71$ .

### Příklad 2

Chlorid fosforečný je zahříván v uzavřené nádobě. Při dosažení rovnováhy je 40 %  $\text{PCl}_5$  disociováno na  $\text{PCl}_3$  a  $\text{Cl}_2$ . Určete  $K_c$ .

*Řešení:* Reakce probíhá podle rovnice



Podle vztahu (13.12)

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Protože 40 %  $\text{PCl}_5$  je disociováno a  $[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2]$ , bude

$$[\text{PCl}_5] = 1 - 0,4 = 0,6$$

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,4$$

$$K_c = \frac{0,4 \cdot 0,4}{0,6}$$

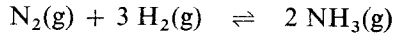
$$K_c = \frac{0,16}{0,6} = 0,267$$

Rovnovážná konstanta  $K_c$  je 0,267.

### Příklad 3

V uzavřené nádobě má rovnovážná směs při 1000 K složení 0,102 mol  $\text{dm}^{-3}$   $\text{NH}_3$ , 1,03 mol  $\text{dm}^{-3}$   $\text{N}_2$  a 1,62 mol  $\text{dm}^{-3}$   $\text{H}_2$ . Vypočítejte z těchto údajů rovno-

vážnou konstantu  $K_p$  při 1000 K pro reakci



*Řešení:* Vypočítáme parciální tlaky jednotlivých složek směsi plynů:

$$p_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{V} RT = \frac{0,102 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Nm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 1000 \text{ K}}{10^{-3} \text{ m}^3} = 8,48 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{V} RT = 8,56 \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{V} RT = 1,35 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

Dále určíme relativní rovnovážné parciální tlaky  $[p_i] = p_i/p^\circ$ .

$$[p_{\text{NH}_3}] = \frac{8,48 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{1,013 25 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 8,3691$$

$$[p_{\text{N}_2}] = \frac{8,56 \cdot 10^6 \text{ Pa}}{1,013 25 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 84,481$$

$$[p_{\text{H}_2}] = \frac{1,35 \cdot 10^7 \text{ Pa}}{1,013 25 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 133,235$$

Dosadíme do rovnice (13.19) a vypočítáme rovnovážnou konstantu  $K_p$ .

$$K_p = \frac{[p_{\text{NH}_3}]^2}{[p_{\text{N}_2}][p_{\text{H}_2}]^3} = \frac{(8,3691)^2}{84,481 \cdot (133,235)^3} = 3,505 \cdot 10^{-7}$$

Rovnovážná konstanty  $K_p = 3,505 \cdot 10^{-7}$

Pro čtené reakce a různé teploty jsou hodnoty  $K_c$  a  $K_p$  uvedeny ve speciálních tabulkách. Slouží k výpočtům rovnovážných koncentrací jednotlivých složek reakční směsi.

#### Příklad 4

Při 1000 K je pro reakci  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$  hodnota rovnovážné konstanty  $K_c = 2,37 \cdot 10^{-3}$ . Jakou rovnovážnou koncentraci musí mít v daném systému vodík, jsou-li rovnovážné koncentrace dusíku  $c_{\text{N}_2} = 0,683 \text{ mol dm}^{-3}$  a amoniaku  $c_{\text{NH}_3} = 1,05 \text{ mol dm}^{-3}$ ?

*Řešení:* Vypočítáme relativní rovnovážné koncentrace dusíku a amoniaku ze vztahu  $[I] = \frac{c_I}{c^\circ}$ . Srovnávací koncentrace  $c^\circ = 1 \text{ mol dm}^{-3}$ .

$$[\text{NH}_3] = 1,05 \text{ a } [\text{N}_2] = 0,683$$

Dosadíme do rovnice (13.12) a vypočítáme rovnovážnou konstantu  $K_c$ .

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = 2,37 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}_2]^3 = \frac{(1,05)^2}{0,683 \cdot 2,37 \cdot 10^{-3}}$$

$$c_{\text{H}_2} = 8,80 \text{ mol dm}^{-3}$$

Rovnovážná koncentrace vodíku je  $8,80 \text{ mol dm}^{-3}$ .

### Příklad 5

Pro reakci  $\text{CuSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CuSO}_4(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{s})$  má rovnovážná konstanta  $K_p$  hodnotu  $1 \cdot 10^{-6}$  při teplotě  $25^\circ\text{C}$ . Vypočítejte minimální množství vodní páry, které je třeba dodat do dvoulitrové nádoby při teplotě  $25^\circ\text{C}$ , aby  $0,01 \text{ mol}$  bezvodého síranu měďnatého přešlo na trihydrát.

*Řešení:* Vzhledem k tomu, že jak trihydrát, tak i bezvodý síran měďnatý, jsou tuhé látky, bude rovnovážná konstanta reakce určena pouze třetí mocninou relativního parciálního tlaku vodní páry:

$$K_p = [p_{\text{H}_2\text{O}}]^3$$

Známe-li hodnotu rovnovážné konstanty  $K_p$ , můžeme snadno vypočítat rovnovážný tlak vodní páry za daných podmínek.

$$[p_{\text{H}_2\text{O}}]^3 = 1 \cdot 10^{-6}$$

$$[p_{\text{H}_2\text{O}}] = 1 \cdot 10^{-2}$$

Parciální tlak vodní páry vypočítáme ze vztahu

$$[p_{\text{H}_2\text{O}}] = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}}}{p^\circ}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = [p_{\text{H}_2\text{O}}] p^\circ = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 101325 = 1013,25 \text{ Pa}$$

Látkové množství vodní páry vypočítáme za daných podmínek ze stavové rovnice:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{p_{\text{H}_2\text{O}} V}{RT} = \frac{1013,25 \text{ N m}^{-2} \cdot 2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,314 \text{ N m mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 8,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Celkové látkové množství vodní páry nezbytné k převedení  $0,01 \text{ mol}$  bezvodé soli za uvedených podmínek na trihydrát je

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 3 \cdot 0,01 + 8,18 \cdot 10^{-4} = 3,082 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Látkové množství vodní páry je  $3,082 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ .



### 1.13.2 Rovnovážný stupeň konverze

Máme-li vypočítat, jaké bude složení výsledné směsi po ustavení rovnováhy, a známe-li hodnotu rovnovážné konstanty a počáteční složení, musíme nejprve zjistit hodnotu tzv. *rovnovážného stupně konverze (přeměny) klíčové složky*. Z hodnoty této veličiny zjistíme, do jaké míry se výchozí látka za daných podmínek přeměnila v produkty reakce. Klíčovou složkou je ta složka, o jejíž co nejúplnější využití pro reakci se snažíme. Pro látku A jako klíčovou složku je rovnovážný stupeň konverze

$$\alpha_A = \frac{(n_A)_p - (n_A)_r}{(n_A)_p} \quad (13.22)$$

kde  $(n_A)_p$  je výchozí látkové množství složky A v molech,  
 $(n_A)_r$  — rovnovážné látkové množství složky A v molech.

Pro reakce probíhající za konstantního objemu platí

$$\alpha_A = \frac{(c_A)_p - (c_A)_r}{(c_A)_p} = \frac{[A]_p - [A]}{[A]_p} \quad (13.23)$$

kde  $[A]_p$  je počáteční (výchozí) relativní koncentrace látky A,  
 $[A]$  — rovnovážná relativní koncentrace látky A.

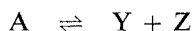
Hodnoty  $\alpha_A$  se často vyjadřují v procentech.

Zcela obdobně vyjádříme stupeň konverze  $\alpha$  prostřednictvím tlaků:

$$\alpha_A = \frac{[p_A]_p - [p_A]}{[p_A]_p} \quad (13.24)$$

kde  $[p_A]_p$  je počáteční relativní parciální tlak složky A,  
 $[p_A]$  — relativní rovnovážný parciální tlak složky A.

Z hodnoty stupně konverze klíčové složky lze pak vypočítat složení reakční směsi při dosažení rovnováhy. Například pro reakci



za předpokladu, že koncentrace látek Y a Z byla na počátku nulová, platí

$$\begin{aligned} [A] &= [A]_p - [A]_p \alpha_A = [A]_p (1 - \alpha_A) \\ [Y] &= [Y]_p + [A]_p \alpha_A = [A]_p \alpha_A \\ [Z] &= [Z]_p + [A]_p \alpha_A = [A]_p \alpha_A \end{aligned}$$

Podle Guldbergova – Waagova zákona pro danou reakci je pak

$$[Y][Z] = K_c[A]$$

a po dosazení

$$[A]_p^2 \alpha_A^2 = K_c [A]_p (1 - \alpha_A)$$

Známe-li hodnotu rovnovážné konstanty  $K_c$  při dané teplotě, můžeme vypočítat hodnotu  $\alpha_A$ :

$$\alpha_A = \frac{-K_c + \sqrt{K_c^2 + 4[A]_p K_c}}{2[A]_p} \quad (13.25)$$

Naopak ze známé hodnoty  $\alpha_A$  můžeme vypočítat rovnovážnou konstantu  $K_c$ :

$$K_c = [A]_p \frac{\alpha_A^2}{(1 - \alpha_A)} \quad (13.26)$$

Vliv reakčních podmínek na rovnovážný stupeň konverze se řídí obecně platným principem akce a reakce (H. L. Le Chatelier, K. F. Braun, J. H. van't Hoff), zvaným též princip Le Chatelierův. Podle tohoto principu porušení rovnováhy v soustavě vnějším zásahem (akcí) vyvolává děj (reakci) směřující ke zrušení účinku tohoto vnějšího zásahu a vedoucí ke znovuuštění rovnováhy za nových podmínek.

Proto rovnovážný stupeň konverze klíčové složky  $\alpha_A$

- u exotermických reakcí se zvýšením teploty systému klesá,  
se snížením teploty systému stoupá,
- u endotermických reakcí se zvýšením teploty systému stoupá,  
se snížením teploty systému klesá.

Zvýšením koncentrací reagujících látek (parciálních tlaků) u reakcí,

- při nichž je výsledný počet molů větší než výchozí,  $\alpha_A$  klesá,
- při nichž je výsledný počet molů menší než výchozí,  $\alpha_A$  stoupá.

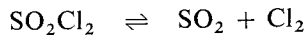
Snížením koncentrací reagujících látek (parciálních tlaků) u reakcí,

- při nichž je výsledný počet molů větší než výchozí,  $\alpha_A$  stoupá,
- při nichž je výsledný počet molů menší než výchozí,  $\alpha_A$  klesá.

### Příklad 6

Při 25 °C a tlaku 101 325 Pa je stupeň disociace  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  na  $\text{Cl}_2$  a  $\text{SO}_2$  roven 0,2. Určete rovnovážnou konstantu  $K_p$  a  $K_c$ .

*Řešení:* Disociace probíhá podle rovnice



Součet relativních rovnovážných parciálních tlaků bude roven relativnímu celkovému tlaku v rovnovážné směsi.

$$[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}] + [p_{\text{SO}_2}] + [p_{\text{Cl}_2}] = [p]$$

$$[p] = \frac{101\,325\text{ Pa}}{101\,325\text{ Pa}} = 1$$

Ze stupně disociace  $\alpha = 0,2$  pro klíčovou složku  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$

$$\alpha = \frac{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_p - [\text{SO}_2\text{Cl}_2]}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_p} = \frac{[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]_p - [p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]}{[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]_p}$$

kde  $[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]_p$  je relativní hodnota počátečního (výchozího) tlaku  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ,  
 $[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]$  — relativní rovnovážný tlak  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  (klíčové složky),

$$\alpha = \frac{1 - x}{1} = 0,2$$

$$x = 0,8$$

Z poměru relativních parciálních tlaků jednotlivých složek v rovnovážné směsi plynů vypočítáme

$$[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}] : [p_{\text{SO}_2}] : [p_{\text{Cl}_2}] = 8 : 2 : 2 = 4 : 1 : 1$$

$$[p_{\text{SO}_2}] = [p_{\text{Cl}_2}]$$

$$[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}] = 4[p_{\text{SO}_2}]$$

Po dosazení získáme z rovnice pro celkový tlak:

$$4[p_{\text{SO}_2}] + [p_{\text{SO}_2}] + [p_{\text{SO}_2}] = [p] = 1$$

$$6[p_{\text{SO}_2}] = [p]$$

Relativní hodnoty parciálních tlaků reagujících složek v rovnovážné směsi budou

$$[p_{\text{SO}_2}] = [p_{\text{Cl}_2}] = \frac{1}{6}$$

$$[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}] = 4[p_{\text{SO}_2}] = \frac{4}{6}$$

Po dosazení do vzorce (13.19) dostaneme

$$K_p = \frac{\frac{1}{6} \cdot \frac{1}{6}}{\frac{4}{6}} = \frac{1}{24} = 0,0417$$

a do rovnice (13.20)

$$K_c = K_p \left( \frac{e^{\circ} RT}{p^{\circ}} \right)^{-\Delta r}$$

$\Delta r = 1$ , proto

$$K_c = 0,0417 \frac{101\,325}{0,082\,05 \cdot 298} = 173$$

Rovnovážné konstanty jsou  $K_p = 0,0417$  a  $K_c = 173$ .

### Příklad 7

Jaký bude stupeň konverze chloridu sulfurylu, vzroste-li tlak za dané teploty na dvojnásobek?

**Řešení:** Vydeme ze vztahu

$$K_p = \frac{[p_{\text{SO}_2}][p_{\text{Cl}_2}]}{[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]} = 0,0417 = \frac{1}{24}$$

Platí

$$\begin{aligned} [p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}] + [p_{\text{SO}_2}] + [p_{\text{Cl}_2}] &= 2 \\ [p_{\text{SO}_2}] &= [p_{\text{Cl}_2}] \end{aligned}$$

a proto

$$\begin{aligned} 2[p_{\text{Cl}_2}] + [p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}] &= 2 \\ [p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}] &= 2 - 2[p_{\text{Cl}_2}] \end{aligned}$$

Můžeme získat rovnici o jedné neznámé:

$$\frac{[p_{\text{Cl}_2}]^2}{2 - 2[p_{\text{Cl}_2}]} = \frac{1}{24}$$

Její úpravou dostaneme kvadratickou rovnici

$$12[p_{\text{Cl}_2}]^2 + [p_{\text{Cl}_2}] - 1 = 0$$

jejíž kořeny jsou

$$[p_{\text{Cl}_2}] = \frac{-1 \pm \sqrt{1 + 48}}{24}$$

Vyhovuje kořen s kladným znaménkem:

$$[p_{\text{Cl}_2}] = [p_{\text{SO}_2}] = \frac{-1 + 7}{24} = \frac{6}{24} = 0,25$$

$$[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}] = 2 - 2[p_{\text{Cl}_2}] = 1,50$$

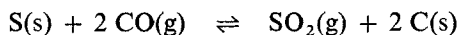
Stupeň konverze

$$\begin{aligned} \alpha &= \frac{[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]_p - [p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]}{[p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}]_p} \\ \alpha &= \frac{1,75 - 1,50}{1,75} = 0,143 \end{aligned}$$

Stupeň konverze bude 0,143.

### Příklad 8

Vypočítejte  $K_p$  pro reakci



jestliže při určité teplotě byl do nádoby obsahující v přebytku tuhou síru nakomprimován oxid uhelnatý pod tlakem 202 650 Pa a po ustavení rovnováhy naměřen rovnovážný tlak směsi 104 365 Pa.

Řešení: Zvolíme-li oxid uhelnatý jako klíčovou složku a jeho počáteční tlak vyjádříme jako tlak relativní  $[p_{\text{CO}}]$ , musí v rovnováze platit

$$[p_{\text{CO}}] = [p_{\text{CO}}] (1 - \alpha)$$

$$[p_{\text{SO}_2}] = \frac{1}{2} [p_{\text{CO}}] \alpha$$

$$[p_{\text{CO}}] = \frac{202\,650 \text{ Pa}}{101\,325 \text{ Pa}} = 2$$

$$[p] = \frac{104\,365 \text{ Pa}}{101\,325 \text{ Pa}} = 1,03$$

Po dosazení za  $[p_{\text{CO}}] = 2$  dostáváme, že v rovnováze bude relativní parciální tlak oxidu uhelnatého

$$\begin{aligned} [p_{\text{CO}}] &= [p_{\text{CO}}] (1 - \alpha) = 2(1 - \alpha) \\ [p_{\text{SO}_2}] &= 1 \cdot \alpha \end{aligned}$$

Vzhledem k tomu, že  $[p_{\text{CO}}] + [p_{\text{SO}_2}] = [p]$ , musí platit

$$\begin{aligned} 2(1 - \alpha) + 1\alpha &= 1,03 \\ \alpha &= 0,93 \end{aligned}$$

Rovnovážná konstanta je dána výrazem

$$K_p = \frac{[p_{\text{SO}_2}]}{[p_{\text{CO}}]^2} = \frac{1 \cdot \alpha}{(2 \cdot (1 - \alpha))^2}$$

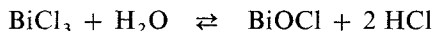
Po dosazení hodnoty  $\alpha = 0,97$ .

$$K_p = \frac{0,97}{(0,06)^2} = 269,4$$

Rovnovážná konstanta  $K_p = 269,4$ .

### 1.13.3 Vliv koncentrace na chemickou rovnováhu

Chlorid bismutitý reaguje s vodou podle rovnice

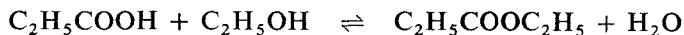


Protože BiOCl je látka ve vodě málo rozpustná, bude se vylučovat z roztoku v podobě sraženiny. Koncentrace rozpuštěného BiOCl bude tedy trvale nízká a rovnováha bude posunuta doprava. Jestliže však přidáme větší množství HCl, zvětší se součin  $[\text{BiOCl}] [\text{HCl}]^2$  natolik, že převládne reakce zprava doleva a sraženina se rozpustí. Změnou koncentrace jedné složky dosáhneme změny výsledných koncentrací při rovnovážném stavu. Rovnovážná konstanta  $K_c$  se přitom pochopitelně nemění, mění se však stupeň konverze.

### Příklad 9

Rovnovážná konstanta pro reakci kyseliny propionové s ethylalkoholem při 50 °C je  $K_c = 7,36$ . Vypočítejte látkové množství ethylalkoholu potřebné pro reakci s jedním molem propionové kyseliny, jestliže po ustálení rovnováhy vzniklo 0,45 mol propionanu ethylatého.

*Řešení:* Reakce probíhá podle rovnice



Za rovnováhy bude platit

$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$

Objem soustavy reagujících látek je  $V$ ; relativní rovnovážné koncentrace reagujících složek jsou

$$\begin{aligned} [\text{C}_2\text{H}_5\text{COOC}_2\text{H}_5] &= [\text{H}_2\text{O}] = 0,45 \\ [\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}] &= 1 - 0,45 = 0,55 \\ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] &= x - 0,45 \end{aligned}$$

Dosazením do výrazu pro výpočet rovnovážné konstanty

$$K_c = 7,36 = \frac{0,45 \cdot 0,45}{0,55 \cdot (x - 0,45)}$$

a po úpravě vypočítáme  $x$ :

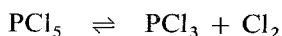
$$x = 0,5$$

Výchozí látkové množství ethylalkoholu bylo 0,5 mol.

### Příklad 10

Pro rozklad  $\text{PCl}_5$  na  $\text{PCl}_3$  a  $\text{Cl}_2$  při 300 °C byl nalezen stupeň disociace  $\alpha = 0,7$ . Jaké látkové množství chloru je třeba přidat k jednomu molu  $\text{PCl}_5$ , aby stupeň disociace poklesl na 0,5?

*Řešení:* Rozklad probíhá v objemu  $V$  podle rovnice



Rovnovážná konstanta je

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,7 \cdot 0,7}{0,3} = 1,63$$

Po přidání chloru k reakční směsi bude proto

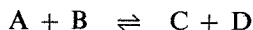
$$1,63 = \frac{0,5 \cdot (0,5 + x)}{0,5}$$

Po úpravě vypočítáme  $x$ :

$$x = 1,13$$

Je třeba přidat 1,13 mol chloru.

Za určitých podmínek lze dosáhnout trvalé jednosměrnosti reakce až do úplného vyčerpání výchozích látek. Bude-li např. v reakci



probíhající v kapalně fázi, produktem D plyn unikající z roztoku, bude platit

$$v_2 = [C][D] = [C] \cdot 0 = 0$$

Plynulým dodáváním látek A a B lze potom dosáhnout trvalého hromadění látky C v reakční směsi, resp. trvale jímat unikající látku D. V tomto případě jde však o tzv. *otevřený systém* a chemická rovnováha nenastane nikdy.

#### Příklad 11

Při reakci jodu s vodíkem v plynném stavu byl po dosažení rovnováhy nalezen v určitém objemu  $V$  hmotnostní obsah vodíku 15,5 g, jodu 1,40 g a jodovodíku 654,1 g. Určete rovnovážnou konstantu  $K_c$ .

#### Příklad 12

Rovnovážná konstanta reakce  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI$  při teplotě  $500^\circ C$  je  $K_c = 63,3$ . Vypočítejte hmotnost jodovodíku v reakční směsi po dosažení rovnováhy, jestliže hmotnostní obsah vodíku a jodu v rovnovážné směsi je 1,04 g a 12 060 g.

#### Příklad 13

Rovnovážná konstanta reakce  $CH_3OH + CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COOCH_3 + H_2O$  při  $25^\circ C$  je  $K_c = 6,5$ . Vypočítejte hmotnost  $CH_3COOCH_3$  v objemu  $1 \text{ dm}^3$  reakční směsi po dosažení rovnováhy, jestliže počáteční směs byla ekvimolární.

#### Příklad 14

Při syntéze amoniaku podle rovnice  $N_2 + 3 H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$  je při tlaku 1013 250 Pa a při teplotě  $25^\circ C$  v rovnovážném stavu hmotnostní obsah amoniaku 28,3 %  $NH_3$ . Reakční směs byla vytvořena z dusíku a vodíku, smíšených ve stechiometrickém poměru. Vypočítejte rovnovážnou konstantu  $K_c$ .

#### Příklad 15

Rovnovážná konstanta reakce  $SO_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightleftharpoons SO_3$  při  $800^\circ C$  je  $K_c = 31$ . Vypočítejte hmotnost oxidu sírového, která bude v rovnováze s látkovým množstvím 1 mol  $SO_2$  a 0,5 mol  $O_2$  za této teploty v nádobě o objemu  $1 \text{ dm}^3$ .

### Příklad 16

Při tlaku 101 325 Pa je v rovnovážné směsi objemu 50 dm<sup>3</sup> přítomno 25 mol N<sub>2</sub>, 75 mol H<sub>2</sub> a 0,25 mol NH<sub>3</sub>. Vypočítejte rovnovážné látkové množství amoniaku při tlaku 5066 250 Pa za konstantní teploty.

### Příklad 17

Rovnovážná konstanta reakce  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  při 200 °C je  $K_p = 0,01$ . Jaký tlak vznikl v nádobě objemu 500 ml, jestliže byla naplněna při 0 °C chlorem o tlaku 101 325 Pa, byl přidán chlorid fosforečný o hmotnosti 1 g a soustava byla ohřívána při 200 °C do ustavení rovnováhy. (Předpokládáme, že se látky chovají jako ideální plyny.)

### Příklad 18

Při reakci  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$  je rovnovážná konstanta  $K_p = 8,1$  za teploty 35 °C. Vypočítejte rovnovážný tlak směsi, jestliže nádoba o objemu 5 dm<sup>3</sup> obsahovala původně dimer oxidu dusičitého o hmotnosti 10 g.

### Příklad 19

Za tlaku  $1,013 25 \cdot 10^5$  Pa disociuje N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> při teplotě 60 °C z 50 % a při 100 °C ze 79 %. Vypočtěte rovnovážné konstanty  $K_p$  této reakce při obou teplotách.

### Příklad 20

Chlorid amonný disociuje podle rovnice  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$ . Rovnovážný tlak par tuhého chloridu amonného je zanedbatelný. Bylo zjištěno, že při 520 K je rovnovážný disociační tlak chloridu amonného 5066 Pa. Vypočítejte  $K_p$  pro disociaci NH<sub>4</sub>Cl při 520 K.

### Příklad 21

Při 380 °C byla smíchána látková množství 3,1 mol vodíku a 2,8 mol par jodu. Analýzou rovnovážné směsi se zjistilo, že látkové množství volného jodu pokleslo na 0,45 mol. Vypočítejte  $K_c$  pro reakci  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$  při 380 °C.

### Příklad 22

Rovnovážná konstanta reakce  $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$  má při 600 °C hodnotu  $K_p = 9,89$ . Jaké je rovnovážné složení plynné směsi, přivede-li se do reaktoru čistý SO<sub>3</sub> při teplotě 600 °C a tlaku 94 659 Pa?

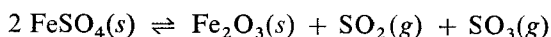


### Příklad 23

Při 25 °C je rovnovážná konstanta reakce  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$   $K_p = 654$  a tlak nasycených par jodu je 41 Pa. Jaký bude parciální tlak vodíku v rovnováze s jodovodíkem a jodem při této teplotě a tlaku 101 325 Pa?

### Příklad 24

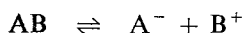
Síran železnatý se tepelně rozkládá podle rovnice



Při teplotě 930 K byl naměřen rovnovážný tlak tohoto systému 91 192 Pa. Vypočítejte a) rovnovážnou konstantu reakce při dané teplotě, b) celkový rovnovážný tlak při dané teplotě, jestliže do baňky, ve které je  $\text{SO}_2$  pod tlakem 60 795 Pa, byl přidán v přebytku  $\text{FeSO}_4$ .

## 1.14 ELEKTROLYTICKÁ DISOCIACE

Mezi elektrolyty řadíme látky, které v roztocích, resp. v taveninách vykazují elektrickou vodivost. Příčinou vodivosti je přítomnost kladně a záporně nabitých částic – *iontů*, které vznikají při elektrolytické disociaci elektrolytů:



Koncentrace jednotlivých složek v rovnovážném systému závisí na celkové koncentraci elektrolytu  $c$  a na *disociačním stupni*  $\alpha$ .

Koncentrace vyjadřujeme jako hodnoty relativní,  $c_r$ , vztahované na standardní molární koncentraci  $c^\circ$ :

$$c_r = \frac{c}{c^\circ}$$

Standardní koncentrace  $c^\circ$  je definována obsahem jednoho molu rozpuštěné látky v jednom decimetru krychlovém roztoku ( $c^\circ = 1 \text{ mol dm}^{-3}$ ). Koncentrace elektrolytu i složek vznikajících při elektrolytické disociaci se vyjadřují v molech na decimetr krychlový roztoku. Rovnovážné relativní koncentrace označujeme, jak bylo již dříve zavedeno, hranatými závorkami:

$$[\text{A}^-] = [\text{B}^+] = c_r \alpha = \frac{\alpha}{V_r} \quad (14.1)$$

$$[\text{AB}] = c_r(1 - \alpha) = \frac{1 - \alpha}{V_r} \quad (14.2)$$

Disociační stupeň  $\alpha$  udává, jaká část každého molu elektrolytu je disociována v ionty.  $V_r = 1/c_r$  je stupeň zředění neboli počet  $\text{dm}^3$ , v nichž je obsažen 1 mol elektrolytu.

Podle zákona Guldbergova – Waagova platí, že

$$\frac{[A^-][B^+]}{[AB]} = K_A \quad (14.3)$$

kde  $K_A$  je rovnovážná konstanta disociační reakce, zvaná *disociační konstanta*. Dosazením (14.1) a (14.2) do (14.3) získáme

$$K_A = \frac{[A^-][B^+]}{[AB]} = \frac{c_r^2 \alpha^2}{c_r(1-\alpha)} = \frac{c_r \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{\alpha^2}{V_r(1-\alpha)} \quad (14.4)$$

Všechny elektrolyty lze rozdělit na dvě skupiny, na *elektrolyty silné* a *slabé*. Slabé elektrolyty mají ve vodných roztocích malý stupeň disociace a patří k nim řada organických kyselin a zásad (např. kyseliny mravenčí, octová a benzoová, pyridin, anilin, dimethylamin atd.) a některé kyseliny i zásady anorganické (kyselina uhličitá, boritá, sirovodíková, amoniak atd.).

Silné elektrolyty jsou pravděpodobně ve zředěných vodných roztocích disociovány úplně. Patří sem téměř všechny soli organických i anorganických kyselin a některé anorganické kyseliny a zásady (kyselina sírová, dusičná, chlorovodíková, hydroxid sodný, draselný atd.).

K ustavování iontových rovnováh proto může docházet pouze u slabých elektrolytů, kde jsou v rovnovážné směsi kromě iontů přítomny i nedisociované molekuly.

### 1.14.1 Disociace slabé kyseliny

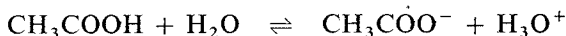
Disociaci kyseliny octové znázorňuje rovnice



Disociační konstanta pak bude

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Je známo, že ionty  $\text{H}^+$  nejsou schopny samostatné existence, že se ihned vážou na jiné molekuly nebo ionty, v tomto případě na  $\text{H}_2\text{O}$  za vzniku iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Reakční rovnici je proto správnější psát



Rovnovážná konstanta reakce pak bude

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

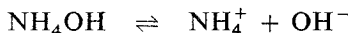
Protože jde o reakci ve vodném prostředí, je  $[\text{H}_2\text{O}]$  konstantní a jejím zahrnutím do konstanty získáme

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}_2\text{O}] K_c = K_A$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$  je samozřejmě totožná s  $[\text{H}^+]$  v dříve uvedené rovnici.

### 1.14.2 Disociace slabé zásady

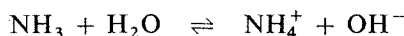
Hydroxid amonný podléhá ve vodném prostředí disociaci podle rovnice, jež bývá psána ve tvaru



takže disociační konstanta  $K_B$  (tímto symbolem bývá označována disociační konstanta zásad) by byla

$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

Reakční rovnici je však možno psát také ve tvaru



kde

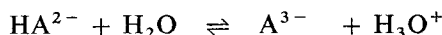
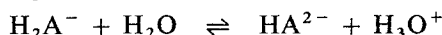
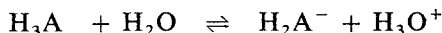
$$K_c = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

a disociační konstanta pak bude

$$K_B = K_c[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

U vícesytných slabých kyselin a zásad může být postupně oddisociováno více iontů  $\text{H}^+$  resp.  $\text{OH}^-$ .

Například u kyseliny typu  $\text{H}_3\text{A}$  mohou postupně probíhat reakce



Za rovnováhy musí být koncentrace všech složek taková, aby tyto rovnice platily současně. Výpočet je pak přirozeně složitější.

#### Příklad 1

Stupeň disociace 0,1M octové kyseliny je  $\alpha = 0,0134$ . Vypočtěte  $K_A$ .

*Řešení:*

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c_r \alpha = 0,1 \cdot 0,0134 = 0,00134$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_r(1 - \alpha) = 0,1 \cdot 0,9866 = 0,09866$$

Po dosazení relativních rovnovážných koncentrací do rovnice pro disociační konstantu dostaneme

$$K_A = \frac{(0,00134)^2}{0,09866} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Disociační konstanta bývá velmi často malá, proto se používá též hodnoty  $pK_A = -\log K_A$ . V našem případě  $pK_A = -\log K_A = -(\log 1,8 + \log 10^{-5}) = -(0,2553 - 5) = 4,74$ .

## Příklad 2

Určete stupeň disociace 0,001M octové kyseliny s použitím hodnoty  $K_A$  vypočtené v příkladu 1.

*Řešení:*

$$K_A = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Proto platí

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c_r \alpha = 0,001 \alpha$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_r(1 - \alpha) = 0,001 \cdot (1 - \alpha).$$

Dosazením těchto hodnot do vzorce pro disociační konstantu získáme

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0,001 \alpha)^2}{0,001 \cdot (1 - \alpha)}$$

Úpravou tohoto vztahu dostaneme kvadratickou rovnici o jedné neznámé:

$$1,8 \cdot 10^{-8} - 1,8 \cdot 10^{-8} \alpha = 1 \cdot 10^{-6} \alpha^2$$

$$1,8 \cdot 10^{-2} - 1,8 \cdot 10^{-2} \alpha - \alpha^2 = 0$$

$$\alpha^2 + 1,8 \cdot 10^{-2} \alpha - 1,8 \cdot 10^{-2} = 0$$

$$\alpha^2 + 0,018 \alpha - 0,018 = 0$$

Řešením této rovnice získáme pak disociační stupeň. Ze dvou kořenů vyhovuje pouze ten, při kterém  $0 < \alpha < 1$ :

$$\begin{aligned} \alpha &= \frac{-0,018 \pm \sqrt{0,000324 + 0,072}}{2} = \frac{-0,018 \pm \sqrt{0,072324}}{2} = \\ &= \frac{-0,018 \pm 0,269}{2} \end{aligned}$$

Vyhovuje kořen

$$\alpha = \frac{-0,018 + 0,269}{2} = \frac{0,251}{2} = 0,125$$

Stupeň disociace 0,001M- $\text{CH}_3\text{COOH}$  je 0,125.

Na tomto místě je třeba si všimnout, že se změnou koncentrace kyseliny se sice nemění disociační konstanta  $K_A$ , ale mění se stupeň disociace  $\alpha$ . Pro názornost uvádíme tabulku dosociačního stupně a téže veličiny, vyjádřené v procentech celkové koncentrace, vypočtené pro různé koncentrace kyseliny octové.

Koncentrace kyseliny octové $\text{mol l}^{-1}$	Disociační stupeň $\alpha$	Podíl disociovaných molekul/%
1	0,0042	0,4
0,1	0,013	1,3
0,01	0,042	4,2
0,001	0,125	12,5
0,000 1	0,34	34,0
0,000 01	0,72	72,0

### Příklad 3

Stanovte celkovou koncentraci  $c$  kyseliny octové  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , je-li stupeň disociace  $\alpha = 0,02$  a  $K_A = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

*Řešení:* Dosazením do rovnice (14.4)

$$K_A = \frac{c_r \alpha^2}{1 - \alpha}$$

dostaneme vztah

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{c_r \cdot 0,0004}{1 - 0,02}$$

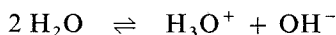
Úpravou této rovnice získáme

$$\frac{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,98}{4 \cdot 10^{-4}} = c_r$$

Koncentrace octové kyseliny, jež je ze 2 % disociována, je  $0,044 \text{ mol dm}^{-3}$ .

### 1.14.3 Disociace vody

Bylo zjištěno, že i dokonale čistá voda je slabě vodivá pro elektrický proud. Příčinou toho je disociace molekul vody podle rovnice



Rovnovážná konstanta této reakce je dána vztahem

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Protože stupeň disociace je velmi malý, je počet molů nedisociované vody prakticky totožný s počtem molů vody celkové. Relativní rovnovážná koncentrace vody  $[\text{H}_2\text{O}]$  je prakticky konstanta, a můžeme proto psát

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_c[\text{H}_2\text{O}]^2 = K_v \quad (14.5)$$

$K_v$  je konstanta nazývaná *iontový produkt vody*. Její hodnota je závislá pouze na teplotě. Pro 25 °C  $K_v = 1,02 \cdot 10^{-14}$

Z reakční rovnice plyne, že  $[H_3O^+] = [OH^-]$ , takže velmi přibližně platí

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$$

pro čistou vodu.

Koncentrace hydroxoniových iontů je velmi důležitá veličina a její sledování a udržování je nezbytné při většině chemických prací prováděných ve vodných roztocích. Pro usnadnění výpočtů byl zaveden tzv. *Sørensenův vodíkový exponent* pH, který je odvozen ze vztahu

$$pH = -\log [H^+] \quad (14.6)$$

Ve skutečnosti jsou ovšem přítomny ionty  $H_3O^+$ , nikoliv samostatné protony  $H^+$ , ale symbol pH je vžitý a při výpočtu je lhostejné, počítáme-li s výrazem  $[H^+]$  nebo  $[H_3O^+]$ , jež jsou totožné. Analogicky platí

$$pOH = -\log [OH^-] \quad (14.7)$$

Dosažením hodnoty  $K_v$  do vztahu (14.5) a jeho logaritmováním dostaneme

$$\begin{aligned} \log [H_3O^+] + \log [OH^-] &= -14 \\ pH + pOH &= 14 \\ pH &= 14 - pOH \\ pOH &= 14 - pH \end{aligned} \quad (14.8)$$

Čistá voda má tedy  $pH = pOH = 7$ . Protože rovnice (14.5) platí nejen pro vodu, ale i pro všechny vodné roztoky, bude při rozpouštění látek, jež ve vodném prostředí odštěpují proton  $H^+$ , nejen stoupat koncentrace  $H_3O^+$ , ale současně i klesat koncentrace  $OH^-$ . V takovém případě bude pH nižší než 7 a pOH vyšší než 7. Naopak rozpouštíme-li ve vodě látku, jež odštěpuje ionty  $OH^-$ , bude klesat hodnota pOH a současně i stoupat hodnota pH. Protože vztah mezi pH a pOH je velmi jednoduchý a jednu hodnotu z druhé lze snadno vypočítat, udává se zpravidla pouze hodnota pH. Zásadně platí, že roztoky s pH nižším než 7 jsou kyselé, roztoky pH vyšším než 7 alkalické a roztoky s  $pH = 7$  neutrální. Odpovídající si hodnoty pH,  $[H_3O^+]$ , pOH a  $[OH^-]$  jsou v následující tabulce:

Roztoky	pH	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pOH
silně kyselé	0	$1 \cdot 10^0$	$1 \cdot 10^{-14}$	14
	1	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-13}$	13
	2	$1 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-12}$	12
slabě kyselé	3	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-11}$	11
	4	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-10}$	10
	5	$1 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-9}$	9
	6	$1 \cdot 10^{-6}$	$1 \cdot 10^{-8}$	8

Roztoky	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pOH
neutrální	7	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-7}$	7
	8	$1 \cdot 10^{-8}$	$1 \cdot 10^{-6}$	6
slabě zásadité	9	$1 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{-5}$	5
	10	$1 \cdot 10^{-10}$	$1 \cdot 10^{-4}$	4
	11	$1 \cdot 10^{-11}$	$1 \cdot 10^{-3}$	3
silně zásadité	12	$1 \cdot 10^{-12}$	$1 \cdot 10^{-2}$	2
	13	$1 \cdot 10^{-13}$	$1 \cdot 10^{-1}$	1
	14	$1 \cdot 10^{-14}$	$1 \cdot 10^0$	0

Teoreticky jsou ovšem možné i roztoky se záporným pH (pOH > 14), popř. s pH vyšším než 14, překyselené a přealkalizované roztoky.

#### Příklad 4

Jaké pH má roztok, když  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8 \cdot 10^{-4}$ ?

*Řešení:* Podle rovnice (14.6)

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

$$\text{pH} = -(\log 8 + \log 10^{-4})$$

$$\text{pH} = -(0,90 - 4)$$

$$\text{pH} = 3,1$$

pH roztoku je 3,1.

#### Příklad 5

Vypočítejte  $[\text{OH}^-]$  v roztoku s pH 5,3.

*Řešení:*

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

$$\text{pOH} = 14 - 5,3$$

$$\text{pOH} = 8,7$$

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

$$8,7 = -\log [\text{OH}^-]$$

$$-8,7 = \log [\text{OH}^-]$$

$$0,3 - 9 = \log [\text{OH}^-]$$

Antilogaritmováním tohoto výrazu získáme

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-9}$$

$[\text{OH}^-]$  v daném roztoku je  $2 \cdot 10^{-9}$ .

### Příklad 6

Měřením bylo zjištěno, že pH 0,05 molárního roztoku jednosytné kyseliny se rovná 4. Jaký je stupeň disociace této kyseliny a jaké  $K_A$ ?

*Řešení:* Platí, že

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

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -4$$

Antilogaritmováním tohoto vztahu získáme

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-4}$$

Z disociační rovnice  $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$  je zřejmé, že

$$[\text{AH}] = c_r - [\text{A}^-]$$

a dále, že

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

Bude dále platit, že

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{c_r}$$

a po dosazení

$$\alpha = \frac{0,0001}{0,05} = 0,002$$

Podle rovnice (14.4)

$$K_A = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

(Jde vesměs o relativní rovnovážné koncentrace.)

$$[\text{AH}] = 0,05 - 0,0001 = 0,0499$$

Proto

$$K_A = \frac{(1 \cdot 10^{-4})^2}{4,99 \cdot 10^{-2}} = \frac{1 \cdot 10^{-8}}{4,99 \cdot 10^{-2}} = \frac{1 \cdot 10^{-6}}{4,99} = 2,01 \cdot 10^{-7}$$

Stupeň disociace roztoku kyseliny je 0,2 %, disociační konstanta  $K_A = 2,01 \cdot 10^{-7}$ .

### Příklad 7

Určete pH 0,2M- $\text{CH}_3\text{COOH}$ , je-li  $K_A = 1,75 \cdot 10^{-5}$

*Řešení:* Podle rovnice (14.4)

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Rovnovážné koncentrace jednotlivých složek budou

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,2 - x$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$$



Dosazením do první rovnice získáme

$$1,75 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2 - x}$$

a po úpravě

$$\begin{aligned} 0,35 \cdot 10^{-5} - 1,75 \cdot 10^{-5}x - x^2 &= 0 \\ x^2 + 1,75 \cdot 10^{-5}x - 0,35 \cdot 10^{-5} &= 0 \\ x_{1,2} &= \frac{-1,75 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{3,06 \cdot 10^{-10} + 1,40 \cdot 10^{-5}}}{2} \end{aligned}$$

První výraz pod odmocninou lze zanedbat, a protože  $x$  musí být kladné, bude

$$x = \frac{-1,75 \cdot 10^{-5} + 3,74 \cdot 10^{-3}}{2} = \frac{0,00376}{2} = 0,00188$$

Zjistili jsme tedy, že

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,00188$$

a proto

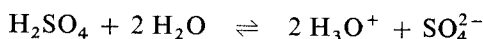
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,00188 = -(0,2742 - 3) = 2,73$$

0,2M- $\text{CH}_3\text{COOH}$  má pH 2,73.

### Příklad 8

Kyselina sírová patří mezi silné elektrolyty. Jaké pH bude mít 0,02M roztok kyseliny sírové?

*Řešení:* Silné elektrolyty jsou v přiměřeně zředěných vodných roztocích úplně disociovány na ionty:



a koncentrace iontů je tedy závislá pouze na celkové koncentraci kyseliny. Z jednoho molu  $\text{H}_2\text{SO}_4$  vzniknou 2 moly iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$ , proto

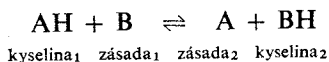
$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 2 \cdot 0,02 = 0,04 \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,04 = -(0,602 - 2) = 1,398 \end{aligned}$$

0,02M- $\text{H}_2\text{SO}_4$  má pH = 1,40.

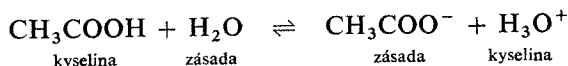
## 1.14.4 Brönstedova teorie kyselin a zásad

Tato teorie pojímá kyseliny jako látky schopné odštěpit proton, zásady jako látky schopné proton vázat. Protože proton  $\text{H}^+$  není schopen samostatné existence, může kyselina uvolnit proton jen v přítomnosti zásady. Je-li disociace kyseliny na proton a anion děj zvratný, pak i samotný anion kyseliny je schopen vázat proton, a je tedy zásadou. Kyselina disociuje na proton a zásadu, proton je vázán na jinou

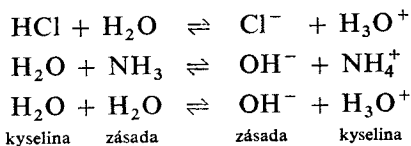
zásadu, která se stává kyselinou. Kyselinou nebo zásadou mohou být podle této koncepce neutrální molekuly stejně jako atomy nebo elektricky nabitě ionty. Schéma výměny protonů mezi zásadou a kyselinou vypadá pak takto:



Tedy např. pro octovou kyselinu:

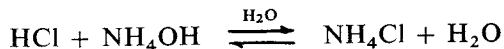


Některé částice mohou být zásadou i kyselinou, jako např. molekuly vody:

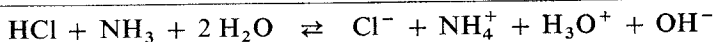
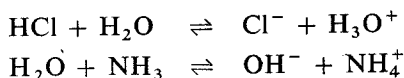


Anionty kyselin jsou tedy zásadami, kationty zásad kyselinami. Tato teorie vysvětluje velmi dobře, proč např. k ionizaci kyseliny dochází až ve vodném roztoku, popř. jiném rozpouštědle schopném protony přijímat (ethanol apod.). Na neutralizaci vodných roztoků kyselin a zásad v dříve užívaném smyslu se pak dívá takto:

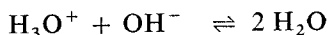
Reakci



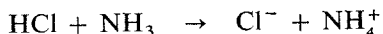
je nutno psát v podobě dílčích reakcí



Místo původně přítomné kyseliny HCl a zásady NH<sub>3</sub> jsou nyní přítomny kyselina H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> a zásada OH<sup>-</sup>, jež spolu budou reagovat podle rovnice



Ion Cl<sup>-</sup> je mnohem slabší zásadou než NH<sub>3</sub> (která by vznikla, kdyby NH<sub>4</sub><sup>+</sup> odevzdalo svůj proton iontu Cl<sup>-</sup>), proto ionty Cl<sup>-</sup> a NH<sub>4</sub><sup>+</sup> spolu reagovat nebudou. Z téhož důvodu však bude probíhat přímá reakce



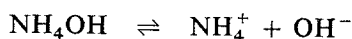
budeme-li zavádět chlorovodík do kapalného amoniaku. Tato reakce je ovšem formálně analogická s reakcí



a rozdíl je pouze v tom, že NH<sub>3</sub> je silnější zásadou než H<sub>2</sub>O, takže reakce v kapalném amoniaku proběhne úplně i při velkých koncentracích HCl.

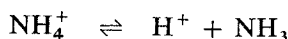
Podle Brönstedovy teorie je ovšem nutné dívat se i na disociaci zásad jako na odtržení protonu, a nikoliv jako na odtržení skupiny  $\text{OH}^-$  ve smyslu teorie Arrheniovy.

Starý způsob psaní disociace amoniaku

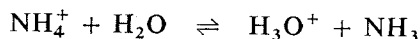


$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

je proto nutno změnit a psát



respektive



Ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$  jsou ve vodě vždy přítomny. Jde o rovnovážný děj, takže skutečnost, že uvedenou rovnici jsme zvyklí psát obráceným směrem (zprava doleva), není podstatná. Disociační konstanta bude pak definována stejně jako u kyseliny vztahem

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Vztah mezi  $K_A$  a  $K_B$  u slabých zásad (v příručkách jsou většinou uváděny hodnoty  $K_B$ ) je pak určen iontovým součinem vody. Zůstaneme u příkladu disociace amoniaku.

Platí:

$$K_B = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Vynásobením těchto rovnic získáme

$$K_A K_B = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3][\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{NH}_4^+]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_v$$

a úpravou

$$K_A = \frac{K_v}{K_B} \quad (14.9)$$

Logaritmováním této rovnice dostaneme

$$\log K_A = -14 - \log K_B$$

Odtud

$$\text{p}K_A = 14 - \text{p}K_B \quad (14.10)$$

### Příklad 9

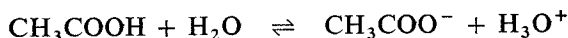
Disociační konstanta anilinu  $K_B = 3,8 \cdot 10^{-10}$ . Určete  $K_A$ .

$$K_A = \frac{K_v}{K_B} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{3,8 \cdot 10^{-10}} = 2,63 \cdot 10^{-5}$$

Disociační konstanta anilinu  $K_A = 2,63 \cdot 10^{-5}$ .

### 1.14.5 Účinek společného iontu

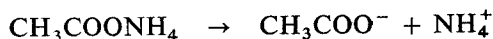
Smísíme-li například roztok slabé kyseliny se solí této kyseliny, bude rovnovážná koncentrace této kyseliny a jejích disociačních produktů ovlivněna tím, že v roztoku budou současně přítomny i anionty téže kyseliny, vzniklé disociací příslušné soli. Budeme uvažovat směs roztoků kyseliny octové a octanu amonného. Samotná octová kyselina bude disociovat podle rovnice



a její disociační konstanta bude

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Za přítomnosti octanu amonného se  $K_A$  pochopitelně nezmění, avšak v roztoku silně vzroste rovnovážná relativní koncentrace iontů  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ , protože octan amonný jako sůl je disociován ve zředěných vodných roztocích téměř úplně:



Ze vzorce pro  $K_A$  plyne, že stoupne-li  $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ , musí buď stoupnout  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ , nebo klesnout  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , nebo musí nastat oba tyto jevy, aby byla zachována rovnost pravé a levé strany. Ve skutečnosti nastane poslední z uvedených možností, avšak změna  $[\text{CH}_3\text{COOH}]$  je relativně mnohem méně výrazná než pokles  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

### Příklad 10

K 0,1M- $\text{CH}_3\text{COOH}$  bylo přidáno tolik octanu amonného  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ , aby i jeho výsledná koncentrace byla 0,1molární. Stupeň disociace octanu amonného  $\alpha = 0,8$ . Jak se změní pH roztoku a koncentrace iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$ ?

*Řešení:* Vypočteme pH samotné octové kyseliny:

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

$$\begin{aligned}
 1,8 \cdot 10^{-6} - 1,8 \cdot 10^{-5} x - x^2 &= 0 \\
 x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x + 1,8 \cdot 10^{-6} &= 0 \\
 x &= \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} + \sqrt{3,24 \cdot 10^{-10} + 7,2 \cdot 10^{-6}}}{2} \\
 x &= \frac{-1,8 \cdot 10^{-5} + 2,68 \cdot 10^{-3}}{2} = \frac{2,66 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,33 \cdot 10^{-3} \\
 \log x &= 0,1239 - 3 = -2,88 \\
 \text{pH} &= -\log x = 2,88
 \end{aligned}$$

*Poznámka:*  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  je pochopitelně také ve vztahu k  $[\text{OH}^-]$ , jak plyne z iontového produktu vody. Avšak množství iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$ , jež jsou v roztoku navíc proti výpočtu a jež kompenzují náboj iontů  $\text{OH}^-$  (elektroneutralita), je zanedbatelné, protože  $\text{pOH} = 14 - 2,88 = 11,12$ , takže tyto koncentrace jsou o 8 až 9 řádů nižší.

Po přidání  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  se rovnovážný stav změní:

Označíme-li  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  jako  $y$ , bude platit

$$\begin{aligned}
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= y \\
 [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= y + 0,08 \text{ (disociace } \text{CH}_3\text{COONH}_4\text{)} \\
 [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 0,1 - y
 \end{aligned}$$

Dosažením těchto hodnot do rovnice pro  $K_A$  dostaneme

$$\begin{aligned}
 1,8 \cdot 10^{-5} &= \frac{y(y + 0,08)}{0,1 - y} \\
 1,8 \cdot 10^{-6} - 1,8 \cdot 10^{-5}y &= y^2 + 0,08y
 \end{aligned}$$

a po zanedbání výrazu  $1,8 \cdot 10^{-5}y$ , který je o 3 řády menší než  $0,08y$

$$\begin{aligned}
 y^2 + 0,08y - 1,8 \cdot 10^{-6} &= 0 \\
 y &= \frac{-0,08 \pm \sqrt{0,0064 + 7,2 \cdot 10^{-6}}}{2} = \frac{-0,08 \pm \sqrt{0,0064072}}{2} = \\
 &= \frac{-0,08 \pm 0,080045}{2}
 \end{aligned}$$

Protože  $y$  musí být kladné, vyhovuje pouze

$$y = \frac{-0,08 + 0,080045}{2} = \frac{0,000045}{2} = 2,3 \cdot 10^{-5}$$

Je tedy

$$\begin{aligned}
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 2,3 \cdot 10^{-5} \\
 \log [\text{H}_3\text{O}^+] &= 0,3617 - 5 = -4,64 \\
 \text{pH} &= 4,64
 \end{aligned}$$

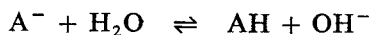
Přidavkem  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  stouplo tedy pH 0,1M- $\text{CH}_3\text{COOH}$  z 2,84 na 4,64. Koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  poklesla z  $1,33 \cdot 10^{-3}$  na  $2,3 \cdot 10^{-5}$ , to je asi 60krát.

## 1.14.6 Hydrolýza solí

Většina solí jsou až na nepatrné výjimky silné elektrolyty, a proto jsou ve vodných roztocích úplně disociovány na ionty. Jednotlivé ionty mohou však potom reagovat s vodou a částečně přejít v nedisociované formy příslušných kyselin nebo zásad. Protože reagují složky solí s vodou, mluvíme o hydrolýze. Zda k tomuto ději dojde, či ne, závisí na disociačních konstantách příslušné kyseliny a zásady.

Sůl silné kyseliny a silné zásady — např. NaCl — bude pouze disociována na kation a anion — v našem případě  $\text{Na}^+$  a  $\text{Cl}^-$ , ale tyto ionty nebudou již dále reagovat, protože příslušná kyselina i zásada — NaOH i HCl — jsou elektrolyty silné a ve vodných roztocích úplně disociované.

Jiná je však situace, rozpustíme-li ve vodě např. sůl slabé kyseliny a silné zásady. V tom případě bude anion kyseliny reagovat s vodou podle rovnice



a vzniklé ionty  $\text{OH}^-$  budou dále reagovat s ionty  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Koncentrace iontů bude dána vztahem  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ . Kation silné zásady  $\text{B}^+$  do žádných dalších reakcí vstupovat nebude. Výsledný stav bude tedy takový:

$$\begin{aligned} [\text{A}^-] &< [\text{B}^+] \\ [\text{AH}] &> [\text{BOH}] = 0 \\ [\text{OH}^-] &> [\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pH} &> 7 \end{aligned}$$

Z této úvahy plyne, že rozpouštíme-li ve vodě sůl

silné kyseliny a silné zásady	pH se nemění
silné kyseliny a slabé zásady	pH klesá
slabé kyseliny a silné zásady	pH stoupá
slabé kyseliny a slabé zásady	pH stoupá, klesá nebo se nemění

Změna pH samozřejmě závisí na disociačních konstantách slabých kyselin a zásad.

### Příklad 11

Vypočítejte disociační konstantu 1M roztoku amoniaku, je-li disociován z 0,4 %.

### Příklad 12

Vypočítejte disociační konstantu mravenčí kyseliny, je-li disociována v 0,1M roztoku ze 4 %.

### Příklad 13

0,001M roztok octové kyseliny je disociován ze 12 %. Vypočítejte stupeň disociace 1M kyseliny octové.

#### Příklad 14

Vypočtete koncentraci iontů  $\text{H}_3\text{O}^+$  a stupeň disociace (v %) 0,5M roztoku octové kyseliny, je-li  $K_A = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

#### Příklad 15

Vypočtete koncentraci iontů  $\text{OH}^-$  a stupeň disociace (v %) 0,05M roztoku amoniaku.  $K_B = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

#### Příklad 16

Jaká je koncentrace roztoku amoniaku, je-li stupeň disociace 0,005 a disociační konstanta  $1,8 \cdot 10^{-5}$ ?

#### Příklad 17

Jaká je koncentrace kyseliny kyanovodíkové, jestliže stupeň disociace je  $1 \cdot 10^{-4}$  a disociační konstanta  $7 \cdot 10^{-10}$ ?

#### Příklad 18

Určete pH a  $[\text{OH}^-]$  roztoku, jehož  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \cdot 10^{-4}$ .

#### Příklad 19

Vypočtete  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$  a hodnotu pH 0,2M-HCl, je-li stupeň disociace 0,9.

#### Příklad 20

Určete pH a  $[\text{OH}^-]$  0,001M-NaOH, je-li ze 100 % disociován.

#### Příklad 21

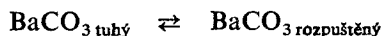
Určete pH a  $[\text{OH}^-]$  0,01M-HCl, je-li disociován z 90 %.

#### Příklad 22

Vypočtete pH a  $[\text{OH}^-]$  0,08M roztoku octové kyseliny, je-li disociován z 1,5 %.

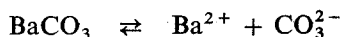
## 1.15 PRODUKT ROZPUSTNOSTI

Budeme-li rozpouštět ve vodě dostatečné množství málo rozpustné soli, např.  $\text{BaCO}_3$ , vytvoří se nasycený roztok této soli ve vodě a ustálí se rovnováha mezi dvěma fázemi:



Nebude-li přítomna kromě rozpouštědla — vody — žádná jiná látka, bude množství rozpuštěného  $\text{BaCO}_3$  záviset prakticky pouze na teplotě. Jestliže však v témže roztoku rozpustíme např. určité množství  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , vysráží se část rozpuštěného  $\text{BaCO}_3$  z roztoku. Tyto děje jsou důsledkem zákonitostí vyjádřených tzv. produktem rozpustnosti.

Rozpuštěný  $\text{BaCO}_3$  disociuje podle rovnice



a ustaluje se tedy rovnováha podle zákona Guldbergova — Waagova

$$K_c = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{BaCO}_3]}$$

Rovnovážný stav děje vyjádřeného první rovnicí by byl dán vztahem

$$K = \frac{[\text{BaCO}_3]_{\text{rozpuštěný}}}{[\text{BaCO}_3]_{\text{tuhý}}}$$

Proto bude také platit rovnice

$$\frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{BaCO}_3]} \cdot \frac{[\text{BaCO}_3]_{\text{rozp}}}{[\text{BaCO}_3]_{\text{tuhý}}} = KK_c$$

Je zřejmé, že  $[\text{BaCO}_3]$  a  $[\text{BaCO}_3]_{\text{rozp}}$  jsou tytéž veličiny, takže po zkrácení dostaneme

$$\frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{BaCO}_3]_{\text{tuhý}}} = KK_c$$

Je-li  $\text{BaCO}_3_{\text{tuhý}}$  v dostatečném nadbytku, můžeme výraz  $[\text{BaCO}_3]_{\text{tuhý}}$  pokládat za konstantu (reakce se účastní vlastně jen povrch krystalů, který se prakticky nemění) a zahrnutím této konstanty do pravé strany rovnice dostaneme

$$[\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = KK_c[\text{BaCO}_3]_{\text{tuhý}} = K_{\text{BaCO}_3} = K_s$$

nebo obecně pro sloučeninu  $\text{X}_x\text{Y}_y$ ,

$$[\text{X}^{y+}]^x [\text{Y}^{x-}]^y = K_{\text{X}_x\text{Y}_y} = K_s \quad (15.1)$$

kde konstanta  $K_{\text{X}_x\text{Y}_y}$  se nazývá produkt rozpustnosti látky  $\text{X}_x\text{Y}_y$ .

*Poznámka:* Správně bychom měli uvažovat nikoli relativní koncentrace, ale relativní aktivity iontů  $\text{X}^{y+}$  a  $\text{Y}^{x-}$ . Tyto aktivity jsou vždy o něco menší než koncentrace a jejich poměr ke koncentracím je závislý na všech ostatních iontech

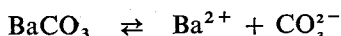


přítomných v roztoku. Pouze u velmi zředěných roztoků, jež neobsahují žádné jiné ionty než právě uvažované, je tento poměr prakticky roven jedné. Pro jednoduchost budeme však hovořit o relativních koncentracích, protože vzorce počítající s relativními aktivitami jsou formálně shodné s těmi, jež počítají s relativními koncentracemi, a korekční faktory k výpočtu aktivit nelze početně jednoduše vyjádřit. Konstanta  $K_{x,y}$ , je závislá na teplotě (a zcela nepatrně na tlaku) a slovy bychom mohli rovnici (15.1) formulovat takto: *Součin relativních koncentrací iontů v nasyceném roztoku málo rozpustného silného elektrolytu je za dané teploty stálý a nazývá se produkt rozpustnosti.*

### Příklad 1

Rozpustnost  $\text{BaCO}_3$  ve vodě za dané teploty je  $1,4 \cdot 10^{-3}$  g ve 100 g roztoku. Určete produkt rozpustnosti uhličitanu barnatého,  $K_s$ .

*Řešení:* Protože disociace



probíhá prakticky úplně, bude v nasyceném roztoku koncentrace barnatých i uhličitanových iontů rovna celkové koncentraci rozpuštěného uhličitanu barnatého.

Rozpustnost uhličitanu barnatého v gramech na 100 g roztoku ( $\rho = 1 \text{ g cm}^{-3}$ ) je třeba vyjádřit v molech na litr roztoku ( $\text{mol dm}^{-3}$ ).

$$c_{\text{BaCO}_3} = \frac{1,4 \cdot 10^{-3} \cdot 1}{197,35 \cdot 0,1} = 7,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

V nasyceném roztoku za dané teploty je relativní rovnovážná koncentrace iontů

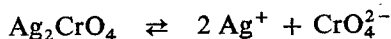
$$\begin{aligned} [\text{Ba}^{2+}] &= [\text{CO}_3^{2-}] = 7,1 \cdot 10^{-5} \\ K_s &= [\text{Ba}^{2+}], [\text{CO}_3^{2-}] = 7,1 \cdot 10^{-5} \cdot 7,1 \cdot 10^{-5} = 50 \cdot 10^{-10} \\ K_s &= 5 \cdot 10^{-9} \end{aligned}$$

Produkt rozpustnosti  $\text{BaCO}_3$  je  $5 \cdot 10^{-9}$ .

### Příklad 2

Rozpustnost chromanu stříbrného  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  je  $1,4 \cdot 10^{-2}$  g v  $\text{dm}^3$  roztoku. Vypočítejte produkt rozpustnosti chromanu stříbrného.

*Řešení:* Disociační rovnice chromanu stříbrného je



a disociace je prakticky úplná. Molární hmotnost chromanu stříbrného  $M(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 331,8 \text{ g mol}^{-1}$ . V nasyceném roztoku je koncentrace chromanu stříbrného

$$c_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = \frac{1,4 \cdot 10^{-2} \text{ g dm}^{-3}}{331,73 \text{ g mol}^{-1}} = 4,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

Rovnovážná relativní koncentrace chromanových iontů je  $[\text{CrO}_4^{2-}] = 4,22 \times 10^{-5}$  a stříbrných iontů  $[\text{Ag}^+] = 2 \cdot 4,22 \cdot 10^{-5}$ :

Produkt rozpustnosti vypočítáme dosazením do rovnice (15.1):

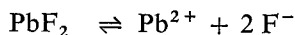
$$K_s = [\text{CrO}_4^{2-}] [\text{Ag}^+]^2 = 4,22 \cdot 10^{-5} \cdot (2 \cdot 4,22 \cdot 10^{-5})^2 = 3,00 \cdot 10^{-13}$$

Produkt rozpustnosti chromanu stříbrného je  $3,00 \cdot 10^{-13}$ .

### Příklad 3

Produkt rozpustnosti fluoridu olovnatého je  $K_s = 2,7 \cdot 10^{-8}$ . Vypočítejte koncentraci olovnatých a fluoridových iontů v nasyceném roztoku. Vyjádřete obsah fluoridu olovnatého v roztoku hmotnostním zlomkem. Jaká bude rozpustnost  $\text{PbF}_2$  v gramech na 100 g roztoku?

*Řešení:* Fluorid olovnatý ve vodném roztoku disociuje podle rovnice



Protože disociace fluoridu olovnatého je prakticky úplná, je proto formálně rovna koncentraci olovnatých iontů. Rovnovážná relativní koncentrace olovnatých iontů má poloviční hodnotu rovnovážné relativní koncentrace fluoridových iontů:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{1}{2} [\text{F}^-]$$

Produkt rozpustnosti můžeme vyjádřit takto:

$$K_s = 2,7 \cdot 10^{-8} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = [\text{Pb}^{2+}] (2[\text{Pb}^{2+}])^2$$

$$2,7 \cdot 10^{-8} = [\text{Pb}^{2+}] 4[\text{Pb}^{2+}]^2 = 4[\text{Pb}^{2+}]^3$$

$$[\text{Pb}^{2+}]^3 = \frac{2,7}{4} \cdot 10^{-8} = 6,75 \cdot 10^{-9}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{6,75 \cdot 10^{-9}} = 1,9 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{F}^-] = 2 \cdot 1,9 \cdot 10^{-3} = 3,8 \cdot 10^{-3}$$

Koncentrace fluoridových iontů je  $3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$  a olovnatých iontů  $1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ , koncentrace fluoridu olovnatého je  $1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ .

Hmotnostní zlomek fluoridu olovnatého v  $1 \text{ dm}^3$  nasyceného roztoku vypočítáme:

$$w_{\text{PbF}_2} = \frac{m_{\text{PbF}_2}}{m_s} = \frac{1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 245,2 \text{ g mol}^{-1}}{1000 \text{ g}} = 4,66 \cdot 10^{-4} = 0,0466 \%$$

Rozpustnost fluoridu olovnatého je  $4,66 \cdot 10^{-3} \text{ g}$  ve 100 g roztoku. Za předpokladu, že hustota roztoku je rovna jedné, je možno formulovat rozpustnost způsobem obvykle uváděným, a to  $4,66 \cdot 10^{-3} \text{ g}$  ve 100 g vody.

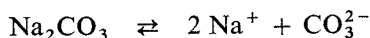
### 1.15.1 Účinek společného iontu a produkt rozpustnosti

Na začátku této kapitoly jsme konstatovali pokles rozpustnosti uhličitanu barnatého v roztoku, ve kterém bude rozpuštěn ještě jiný uhličitán s větší rozpustností, např. uhličitán sodný. Nejlépe to zase pochopíme na příkladu.

#### Příklad 4

Jak se změní rozpustnost uhličitanu barnatého, rozpustíme-li ve vodném roztoku nasyceném uhličitanem barnatým ještě  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  uhličitanu sodného? Rozpustnost  $\text{BaCO}_3$  ve vodě je  $1,4 \text{ g}$  ve  $100 \text{ g}$  roztoku. Použijte výsledky z příkladu 1.

Řešení:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  podléhá disociaci podle rovnice



Uplatní se proto účinek společného iontu  $\text{CO}_3^{2-}$ . Jeho koncentrace ve výsledném roztoku bude  $c(1 - \gamma)$ , kde  $c$  je celková koncentrace  $\text{CO}_3^{2-}$  a  $\gamma$  stupeň hydrolyzy. Pro výpočet  $c$  budeme uvažovat pouze koncentraci  $\text{CO}_3^{2-}$ , pocházející z přidaného uhličitanu sodného, kdežto koncentraci uhličitánových iontů vzniklou rozpuštěním uhličitanu barnatého ( $7,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$ ) můžeme zanedbat.

$$c = 1 \cdot 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}$$

$K_A$  pro kyselinu  $\text{HCO}_3^- = 6 \cdot 10^{-11}$

$$\gamma = \sqrt{\frac{K_v}{K_A c_r}} = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{6 \cdot 10^{-11} \cdot 1 \cdot 10^{-1}}} = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-2}}{6}} = 0,04$$
$$[\text{CO}_3^{2-}] = 1 \cdot 10^{-1} \cdot (1 - 0,04) = 9,6 \cdot 10^{-2}$$

Platí, že

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = 1,28 \cdot 10^{-9}$$

a proto bude

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{1,28 \cdot 10^{-9}}{9,6 \cdot 10^{-2}}$$
$$[\text{Ba}^{2+}] = 1,33 \cdot 10^{-8}$$

Koncentrace rozpuštěného uhličitanu barnatého je

$$c_{\text{BaCO}_3} = 1,33 \cdot 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$$

Rozpustnost uhličitanu barnatého v prostředí  $0,1 \text{ M-Na}_2\text{CO}_3$  vyjádříme hmotnostním zlomkem

$$w_{\text{BaCO}_3} = \frac{m_{\text{BaCO}_3}}{m_s} = \frac{1,33 \cdot 10^{-8} \cdot 197,4}{1000} = 2,625 \cdot 10^{-9}$$

Ve  $100 \text{ g}$  roztoku je rozpuštěno  $2,625 \cdot 10^{-7} \text{ g}$  uhličitanu barnatého. Proti rozpustnosti v destilované vodě poklesla jeho rozpustnost v poměru  $\frac{1,4 \cdot 10^{-3}}{2,6 \cdot 10^{-7}} = 5,4 \cdot 10^{-5}$ , tj. na 5 stotisícin původní hodnoty.

### Příklad 5

K 1000 ml vodného roztoku uhličitanu barnatého nasyceného při 25 °C bylo přidáno tolik síranu sodného, aby výsledná koncentrace síranu sodného byla  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ . Vypočítejte hmotnost barnatých iontů vyloučených při dané teplotě z roztoku, je-li produkt rozpustnosti uhličitanu barnatého  $K_{\text{BaCO}_3} = 5 \cdot 10^{-9}$  a síranu barnatého  $K_{\text{BaSO}_4} = 1 \cdot 10^{-10}$ ?

*Řešení:* V nasyceném roztoku uhličitanu barnatého, který je prakticky úplně disociován, jsou rovnovážné koncentrace obou iontů rovny celkové koncentraci rozpuštěného uhličitanu.

(Pokles koncentrace  $\text{CO}_3^{2-}$  způsobený hydrolyzou zanedbáme.)

Bude platit

$$K_{\text{BaCO}_3} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = 5 \cdot 10^{-9}$$

$$[\text{Ba}^{2+}]^2 = 5 \cdot 10^{-9} = 50 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \sqrt{50 \cdot 10^{-10}} = 7,07 \cdot 10^{-5}$$

Koncentrace rozpuštěného uhličitanu barnatého je  $7,07 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$ .

Hmotnost barnatých iontů přítomných v litru roztoku zjistíme ze součinu látkového množství barnatých iontů  $n_{\text{Ba}^{2+}}$  obsažených v témže objemu a molární hmotnosti barnatých iontů  $M(\text{Ba}^{2+})$ :

$$\begin{aligned} m_{\text{Ba}^{2+}} &= n_{\text{Ba}^{2+}} M(\text{Ba}^{2+}) = 7,07 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 137,34 \text{ g mol}^{-1} = \\ &= 971 \cdot 10^{-5} = 9,71 \cdot 10^{-3} \text{ g} \end{aligned}$$

Po rozpuštění síranu sodného bude relativní rovnovážná koncentrace iontů  $[\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-1}$ .

Protože platí, že

$$K_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}] \cdot 1 \cdot 10^{-1} = 1,0 \cdot 10^{-10}$$

vyloučí se část iontů barnatých z roztoku ve formě sraženiny  $\text{BaSO}_4$ . Výsledná koncentrace

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_{\text{BaSO}_4}}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{1 \cdot 10^{-1}} = 1 \cdot 10^{-9}$$

Koncentrace rozpuštěného síranu barnatého je mnohem menší,  $1 \cdot 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$ . Hmotnost barnatých iontů přítomných v jednom litru roztoku

$$m_{\text{Ba}^{2+}} = 1 \cdot 10^{-9} \cdot 137,34 = 1,37 \cdot 10^{-7} \text{ g}$$

Z roztoku se tedy vyloučí  $(9,71 \cdot 10^{-3} - 1,37 \cdot 10^{-7}) \text{ g}$  barnatých iontů, tj. prakticky všechny rozpuštěné ionty  $\text{Ba}^{2+}$ .

### Příklad 6

Jakou maximální hmotnost síranu sodného by bylo možno přidat k nasycenému roztoku uhličitanu barnatého (viz příklad 5), aby se ještě nevytvořila žádná sraženina síranu barnatého?

*Řešení:* V příkladu 5 bylo zjištěno, že v nasyceném roztoku uhličitanu barnatého je koncentrace barnatých iontů

$$c_{\text{Ba}^{2+}} = 7,07 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

Relativní rovnovážná koncentrace barnatých iontů

$$[\text{Ba}^{2+}] = 7,07 \cdot 10^{-5}$$

Protože platí, že

$$K_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-10}$$

je dána maximální možná koncentrace síranových iontů vztahem

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{K_{\text{BaSO}_4}}{[\text{Ba}^{2+}]} = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{7,07 \cdot 10^{-5}} = 1,41 \cdot 10^{-6}$$

Rovnovážná koncentrace síranových iontů je rovna celkové koncentraci síranu sodného, molární koncentrace síranu sodného je  $1,41 \cdot 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$ .

Hmotnost síranu sodného v litru roztoku je

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 1,41 \cdot 10^{-6} \cdot 142,04 = 200,3 \cdot 10^{-6} = 2,00 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$

K litru roztoku nasyceného uhličitanem barnatým můžeme přidat maximálně  $2,00 \cdot 10^{-4} \text{ g}$  síranu sodného, aniž se vytvoří sraženina  $\text{BaSO}_4$ .

### Příklad 7

Produkt rozpustnosti chromanu stříbrného je  $3,0 \cdot 10^{-13}$ . V jaké koncentraci musí být přítomen dusičnan stříbrný v  $1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$  roztoku  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ , aby právě začala vznikat sraženina  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ?

*Řešení:* V  $1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$   $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  je koncentrace stříbrných iontů  $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$  a chromanových iontů  $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$ . Dusičnan stříbrný v roztoku úplně disociuje na ionty  $\text{Ag}^+$  a  $\text{NO}_3^-$ , proto po přidání dusičnanu stříbrného do roztoku chromanu stříbrného budou výsledné relativní rovnovážné koncentrace

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+] &= 2 \cdot 10^{-5} + x \\ [\text{CrO}_4^{2-}] &= 1 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Přítom podle disociační reakce musí platit, že

$$\begin{aligned} \text{Ag}_2\text{CrO}_4 &\rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \\ K_s &= [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2 \cdot 10^{-5} + x)^2 \cdot 1 \cdot 10^{-5} = 3,0 \cdot 10^{-13} \end{aligned}$$

Z tohoto vztahu plyne, že

$$\begin{aligned} (4 \cdot 10^{-10} + 4 \cdot 10^{-5}x + x^2) \cdot 1 \cdot 10^{-5} &= 3,0 \cdot 10^{-13} \\ 4 \cdot 10^{-15} + 4 \cdot 10^{-10}x + 1 \cdot 10^{-5}x^2 &= 3,0 \cdot 10^{-13} \end{aligned}$$

a po úpravě a zanedbání členu  $4 \cdot 10^{-15}$

$$1 \cdot 10^{-5}x^2 + 4 \cdot 10^{-10}x - 3,0 \cdot 10^{-13} = 0$$

$$x = \frac{-4 \cdot 10^{-10} \pm \sqrt{16 \cdot 10^{-20} + 12 \cdot 10^{-18}}}{2 \cdot 10^{-5}}$$

$$x = \frac{-4 \cdot 10^{-10} \pm \sqrt{12,16 \cdot 10^{-18}}}{2 \cdot 10^{-5}}$$

$$x = \frac{-4 \cdot 10^{-10} \pm 3,5 \cdot 10^{-9}}{2 \cdot 10^{-5}}$$

Protože  $x$  musí být kladné, vyhovuje pouze

$$x = \frac{3,10 \cdot 10^{-9}}{2 \cdot 10^{-5}} = 1,55 \cdot 10^{-4}$$

$\text{AgNO}_3$  musí být přítomen v koncentraci  $1,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$ , aby právě začala vznikat sraženina  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .

Hodnota produktu rozpustnosti málo rozpustných solí bývá důležitou veličinou jak v preparativní, tak v analytické chemii. V prvním případě se využívá znalosti tohoto principu např. ke kvantitativnímu vysrážení určité soli z roztoku přidávkem nadbytku jiné soli s jedním shodným iontem (viz příklad se srážením  $\text{BaCO}_3$  v prostředí  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), ale naopak i k převedení nerozpustných solí na rozpustné. Například nepatrně rozpustný síran barnatý lze převést na dobře rozpustný chlorid barnatý takto: suspenzi nerozpuštěného síranu barnatého vaříme v nasyceném roztoku  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .  $K_{\text{BaSO}_4}$  má hodnotu menší než  $K_{\text{BaCO}_3}$ . Protože  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  je rozpustný ve vodě ve vysoké koncentraci, lze dosáhnout takové koncentrace  $[\text{CO}_3^{2-}]$ , že koncentrace  $[\text{Ba}^{2+}]$  přítomná v roztoku jako produkt disociace  $\text{BaSO}_4$  postačí k tomu, aby součin  $[\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$  překročil hodnotu  $K_{\text{BaCO}_3}$ , a tím se začne  $\text{BaCO}_3$  vylučovat z roztoku. Poklesem  $[\text{Ba}^{2+}]$  poklesne ovšem hodnota  $[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$  v roztoku pod hodnotu  $K_{\text{BaSO}_4}$ , a proto se začne tuhý  $\text{BaSO}_4$  rozpouštět. Součin koncentrací takto vzniklých iontů však nedosáhne hodnoty potřebné pro vytvoření nasyceného roztoku, protože ionty  $\text{Ba}^{2+}$  se opět ihned vysrážejí ve formě  $\text{BaCO}_3$ . Po převedení veškerého síranu barnatého na uhličitan, který je rovněž málo rozpustný ( $K_{\text{BaCO}_3} = 5,0 \cdot 10^{-9}$ ,  $K_{\text{BaSO}_4} = 1,0 \cdot 10^{-10}$ ), není již žádným problémem převést málo rozpustný uhličitan např. přidáním  $\text{HCl}$  nebo  $\text{HNO}_3$  na dobře rozpustný chlorid nebo dusičnan.

### Příklad 8

Jaká musí být koncentrace  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  v prostředí nasyceného roztoku  $\text{BaSO}_4$ , aby se začala vylučovat sraženina  $\text{BaCO}_3$ ?

*Řešení:*  $K_{\text{BaSO}_4} = 1,0 \cdot 10^{-10}$ , proto pro nasycený roztok  $\text{BaSO}_4$  bude platit

$$K_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$$

a po dosazení

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

$$[\text{Ba}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-5}$$

Koncentrace uhličitanového iontu musí být tak velká, aby platilo

$$K_{\text{BaCO}_3} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] = 5,0 \cdot 10^{-9}$$

Dosadíme-li za  $[\text{Ba}^{2+}]$ , pak

$$1,0 \cdot 10^{-5} \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 5,0 \cdot 10^{-9}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{5,0 \cdot 10^{-9}}{1,0 \cdot 10^{-5}}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 5,0 \cdot 10^{-4}$$

Koncentrace  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  musí být rovna  $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$  nebo větší.

Využití v analytické chemii se týká hlavně kovů tzv. II. a III. analytické skupiny, které lze rozlišit na základě rozdílné rozpustnosti siřníků. Kovy II. analytické skupiny (např.  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$  apod.) lze vysrážet i velmi nízkou koncentrací iontů  $\text{S}^{2-}$ , proto je lze srazit sirovodíkem i v prostředí kyselém, kde vlivem vysoké koncentrace  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  je disociace  $\text{H}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + 2 \text{H}_3\text{O}^+$  potlačena, takže koncentrace  $[\text{S}^{2-}]$  je nepatrná. Naproti tomu kovy III. analytické skupiny (např.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  atd.) mají produkt rozpustnosti větší, takže  $[\text{S}^{2-}]$  je postačující k překročení produktu rozpustnosti. Není ovšem lhostejné, zda je roztok okyselen např. na pH 5 nebo na pH 1. Znalost zákonitostí těchto dějů nám umožňuje pochopit, proč se při nedostatečně velkém okyselení srážejí i některé kationty III. třídy, zatímco okyselení příliš velké může zabránit srážení některých kationtů II. analytické skupiny.

### Příklad 9

K roztoku obsahujícímu ionty barnaté a vápenaté se přidává roztok o stoupající koncentraci síranu sodného. Koncentrace barnatých i vápenatých iontů je  $0,02 \text{ mol dm}^{-3}$ . V jakém rozmezí koncentrací síranu sodného se bude srážet síran vápenatý? Produkt rozpustnosti síranu barnatého je  $1 \cdot 10^{-10}$  a síranu vápenatého  $2 \cdot 10^{-5}$ .

*Řešení:* Síran vápenatý se začne vylučovat z roztoku až při

$$K_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-10}$$

Po dosazení za  $[\text{Ba}^{2+}]$  dostaneme

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{2 \cdot 10^{-2}} = 0,5 \cdot 10^{-8} = 5 \cdot 10^{-9}$$

Protože  $[\text{SO}_4^{2-}]$  je rovna koncentraci síranu sodného, začne srážení síranu barnatého při koncentraci  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   $5 \cdot 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$ .

Síran vápenatý se začne srážet, když síran sodný dosáhne koncentrace, jež bude odpovídat vztahu

$$K_{\text{CaSO}_4} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 2 \cdot 10^{-5}$$
$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{2 \cdot 10^{-5}}{2 \cdot 10^{-2}} = 1 \cdot 10^{-3}$$

Síran vápenatý se tedy začne srážet při koncentraci síranu sodného  $1 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ . Při této koncentraci síranových iontů bude relativní rovnovážná koncentrace iontů barnatých

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot 1 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-10}$$
$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{1 \cdot 10^{-3}} = 1 \cdot 10^{-7}$$

V okamžiku, kdy se začne srážet síran vápenatý, bude koncentrace barnatých iontů  $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ .

#### Příklad 10

Rozpustnost sulfidu železnatého je  $2,24 \cdot 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3}$ . Určete jeho produkt rozpustnosti.

#### Příklad 11

Rozpustnost hydroxidu zinečnatého je  $1,96 \cdot 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$ . Vypočítejte hodnotu produktu rozpustnosti,  $K_{\text{Zn(OH)}_2}$ .

#### Příklad 12

Určete produkt rozpustnosti fosforečnanu stříbrného  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ , jestliže rozpustnost fosforečnanu stříbrného je  $1,84 \cdot 10^{-3} \text{ g}$  ve 100 g vody.

#### Příklad 13

Produkt rozpustnosti síranu olovnatého má hodnotu  $2 \cdot 10^{-8}$ . Vypočítejte hmotnost  $\text{PbSO}_4$  v jednom litru nasyceného roztoku.

#### Příklad 14

Produkt rozpustnosti jodidu olovnatého,  $K_{\text{PbI}_2} = 3 \cdot 10^{-9}$ . Jaká bude hmotnost jodidu olovnatého rozpuštěného v litru nasyceného roztoku?

#### Příklad 15

Nasycený roztok fluoridu vápenatého obsahuje ve 250 ml 0,0068 g  $\text{CaF}_2$ . Vypočítejte produkt rozpustnosti fluoridu vápenatého.



### Příklad 16

Vypočítejte minimální koncentraci chromanových iontů potřebnou k tomu, aby se právě začal srážet z roztoku a) chroman barnatý, b) chroman stříbrný, c) chroman olovnatý, jestliže koncentrace jednotlivých kationtů je  $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ . Produkty rozpustnosti jsou: a)  $K_{\text{BaCrO}_4} = 1 \cdot 10^{-10}$ , b)  $K_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 3 \cdot 10^{-12}$ , c)  $K_{\text{PbCrO}_4} = 3 \cdot 10^{-13}$ .

### Příklad 17

Při jakém pH se začne srážet a) hydroxid hořečnatý, b) hydroxid hlinitý, jestliže hmotnost každého kationtu v litru roztoku je 10 g a produkt rozpustnosti hydroxidu hořečnatého,  $K_{\text{Mg(OH)}_2} = 1 \cdot 10^{-11}$  a hydroxidu hlinitého,  $K_{\text{Al(OH)}_3} = 1 \cdot 10^{-33}$ ?

### Příklad 18

V jakém rozmezí musí být koncentrace iontů síranových, aby se selektivně vysrážel síran strontnatý v přítomnosti iontů vápenatých? Koncentrace kationtů je  $0,3 \text{ mol dm}^{-3}$ ,  $K_{\text{SrSO}_4} = 2,8 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_{\text{CaSO}_4} = 6 \cdot 10^{-5}$ .

### Příklad 19

V jakém rozmezí musí být koncentrace iontů  $\text{S}^{2-}$ , má-li dojít k selektivnímu srážení sulfidu měďnatého v přítomnosti iontů olovnatých? Produkty rozpustnosti obou sulfidů jsou:  $K_{\text{CuS}} = 4 \cdot 10^{-38}$ ,  $K_{\text{PbS}} = 3,4 \cdot 10^{-28}$ . Koncentrace obou kationtů jsou  $0,2 \text{ mol dm}^{-3}$ .

### Příklad 20

Kolikrát menší je rozpustnost šťavelanu vápenatého  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  v 0,05M roztoku šťavelanu amonného než v čisté vodě, je-li stupeň disociace šťavelanu amonného  $\alpha = 0,7$  a produkt rozpustnosti šťavelanu vápenatého je  $3,8 \cdot 10^{-9}$ ?

### Příklad 21

Kolikrát se zmenší koncentrace stříbrných iontů v nasyceném roztoku chloridu stříbrného, přidáme-li k němu tolik kyseliny chlorovodíkové, aby její koncentrace v roztoku byla  $0,03 \text{ mol dm}^{-3}$ ? Produkt rozpustnosti chloridu stříbrného,  $K_{\text{AgCl}} = 1,2 \cdot 10^{-10}$ .

### Příklad 22

Jakého objemu vody je zapotřebí k rozpuštění 10 g síranu olovnatého na roztok nasycený při  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ ? Produkt rozpustnosti  $\text{PbSO}_4$  je  $2 \cdot 10^{-8}$ .

### Příklad 23

Síran barnatý připravený srážením při analytickém stanovení síry v 1 g látky s celkovým hmotnostním obsahem síry 1,00 %, byl promýván celkem 500 ml vody. Vypočítejte hmotnostní ztrátu síranu barnatého vznikající při promývání sraženiny za předpokladu, že promývací roztok byl nasycen při 25 °C síranem barnatým, a vypočítejte chybu při stanovení síry. Produkt rozpustnosti síranu barnatého,  $K_{\text{BaSO}_4} = 1 \cdot 10^{-10}$ .

### Příklad 24

Produkt rozpustnosti síranu stříbrného je  $2 \cdot 10^{-5}$ . Vznikne sraženina síranu stříbrného, přidáme-li k 0,01M roztoku kyseliny sírové stejný objem 0,01M dusičnanu stříbrného?

### Příklad 25

Vznikne sraženina síranu vápenatého v roztoku připraveném smísením roztoků chloridu vápenatého o hmotnosti 10 g ( $w = 5 \% \text{CaCl}_2$ ) a kyseliny sírové o objemu 10 ml ( $w = 10 \% \text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\rho = 1,0317 \text{ g cm}^{-3}$ )? Produkt rozpustnosti síranu vápenatého je  $2 \cdot 10^{-5}$ .

### Příklad 26

Roztoky obsahující 0,051 g dusičnanu stříbrného a 0,029 g chromanu draselného byly spojeny a doplněny vodou na výsledný objem 2 dm<sup>3</sup>. Vznikne sraženina chromanu stříbrného? Produkt rozpustnosti chromanu stříbrného je  $1,9 \cdot 10^{-12}$ .

### Příklad 27

Vznikne sedlina síranu stříbrného při smísení 30,0 ml 0,01M roztoku dusičnanu stříbrného a 20 ml 0,01M síranu sodného? Produkt rozpustnosti síranu stříbrného je  $1,7 \cdot 10^{-5}$ .

### Příklad 28

Rozpuštěním pevného hydroxidu hořečnatého a pevného fluoridu hořečnatého byl vytvořen roztok obsahující ionty  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{OH}^-$  a  $\text{F}^-$ . Po dosažení rovnováhy byly analytickou cestou určeny koncentrace jednotlivých iontů:  $c_{\text{Mg}^{2+}} = 3 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ ,  $c_{\text{OH}^-} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$  a  $c_{\text{F}^-} = 1,47 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ . Vypočítejte produkty rozpustnosti hydroxidu hořečnatého a fluoridu hořečnatého.

### Příklad 29

Produkt rozpustnosti síranu barnatého je  $1 \cdot 10^{-10}$ . Určete hmotnost síranu barnatého rozpuštěného při nasycení v a) 1 m<sup>3</sup> vody, b) 1 m<sup>3</sup> vody okyselené

kyselinou sírovou na koncentraci 0,1M-H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, c) 1 m<sup>3</sup> 0,1M roztoku chloridu barnatého.

### Příklad 30

Produkt rozpustnosti fosforečnanu vápenatého,  $K_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 1 \cdot 10^{-26}$ . Vypočítejte hmotnost fosforečnanu vápenatého rozpuštěného při nasycení v 1 m<sup>3</sup> a) vody, b) 0,1M fosforečnanu trisodného, c) 0,1M chloridu vápenatého.

### Příklad 31

Produkt rozpustnosti fluoridu hořečnatého je  $K_{\text{MgF}_2} = 6,5 \cdot 10^{-9}$ . Vypočítejte hmotnost fluoridu hořečnatého rozpuštěného ve 250 cm<sup>3</sup> a) čisté vody; určete hmotnost fluoridu hořečnatého vyloučeného z nasyceného roztoku téhož objemu rozpuštěním b) chloridu hořečnatého potřebného ke vzniku 0,1M roztoku, c) přidáním fluoridu sodného v množství potřebném k tvorbě 0,1M roztoku. Kolikrát se sníží hmotnost MgF<sub>2</sub> v tomto roztoku?

### Příklad 32

Vypočítejte rozpustnost chromanu stříbrného a) v 1 m<sup>3</sup> vody. b) O kolik se sníží rozpustnost chromanu stříbrného v 0,1M roztoku chromanu draselného? c) Kolikrát se sníží rozpustnost chromanu stříbrného v 0,1M roztoku dusičnanu stříbrného? Produkt rozpustnosti chromanu stříbrného je  $K_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 3 \cdot 10^{-13}$ .

### Příklad 33

Smísíme 25 cm<sup>3</sup> 0,2M roztoku dusičnanu hořečnatého se 100 cm<sup>3</sup> 0,1M roztoku fluoridu sodného. Vypočítejte koncentraci všech iontů ve výsledném roztoku. Produkt rozpustnosti fluoridu hořečnatého je  $K_{\text{MgF}_2} = 6,46 \cdot 10^{-9}$ .

### Příklad 34

Vypočítejte koncentraci iontů v roztoku, který vznikl z látkových množství  $3 \cdot 10^{-3}$  mol dusičnanu strontnatého a  $6 \cdot 10^{-2}$  mol fluoridu sodného a po doplnění na výsledný objem 200 ml. Produkt rozpustnosti je  $K_{\text{SrF}_2} = 2,4 \cdot 10^{-9}$ .

### Příklad 35

Vyjádríte koncentraci jednotlivých iontů v roztoku připraveném smícháním 50 ml 0,006M roztoku chloridu barnatého s 50 ml 0,01M síranu stříbrného. Produkt rozpustnosti chloridu stříbrného je  $K_{\text{AgCl}} = 2 \cdot 10^{-10}$  a síranu barnatého je  $K_{\text{BaSO}_4} = 1 \cdot 10^{-10}$ .

### Příklad 36

Smícháním 20 ml roztoku vzniklého rozpuštěním 2,1234 g dusičnanu stříbrného a 30 ml roztoku se 2,9128 g chromanu draselného byl připraven výsledný roztok. Jaká je v něm koncentrace všech iontů, jestliže produkt rozpustnosti chromanu stříbrného je  $3 \cdot 10^{-13}$ ?

### Příklad 37

Vypočítejte koncentraci všech iontů v roztoku, který byl připraven smícháním 200 ml 0,2M kyseliny sírové se 300 ml 0,2M hydroxidu barnatého. Produkt rozpustnosti síranu barnatého je  $1 \cdot 10^{-10}$ .

### Příklad 38

Vzniká sraženina hydroxidu vápenatého v roztoku připraveném spojením a) 60 ml 1M amoniaku s 15 ml 1M roztoku dusičnanu vápenatého? Produkt rozpustnosti hydroxidu vápenatého je  $K_{\text{Ca(OH)}_2} = 4 \cdot 10^{-6}$  a disociační konstanta amoniaku je  $K = 5,75 \cdot 10^{-10}$ . b) Rozhodněte, je-li možné, aby sedlina hydroxidu vápenatého vůbec vznikla v roztoku amoniaku o uvedené koncentraci. c) Je možné, aby sedlina  $\text{Ca(OH)}_2$  vznikla v roztoku vápenatých solí o uvedené koncentraci v prostředí amoniaku?

### Příklad 39

S použitím hodnot z předchozího příkladu vypočítejte potřebnou minimální koncentraci hydroxidu sodného, aby ještě nedošlo k vyloučení sedliny hydroxidu vápenatého. Místo amoniaku je použit hydroxid sodný.

### Příklad 40

Smísením 200 ml roztoku 0,15M chloridu sodného, 100 ml bromidu sodného o koncentraci  $0,24 \text{ mol dm}^{-3}$  a 300 ml dusičnanu stříbrného o koncentraci  $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  byl připraven roztok. Určete koncentraci všech v něm přítomných iontů, jestliže produkty rozpustnosti jsou:  $K_{\text{AgCl}} = 2 \cdot 10^{-10}$ ,  $K_{\text{AgBr}} = 5 \cdot 10^{-13}$ .



# ČÁST 2

## 2.1 ELEKTRONOVÁ SOUSTAVA ATOMU

Studium čárových emisních spekter prvků dokázalo, že kolem jádra atomu, které představuje většinu hmotnosti atomu, je systém elektronů, které moderní fyzika roztrídila podle jejich základních vlastností. Elektrony mají energii, která může nabývat určitých hodnot, daných především *základním (hlavním) kvantovým číslem*  $n$ . Elektrony se vyskytují s určitou pravděpodobností vzhledem k jádru atomu v prostoru v oblastech existence, jež nazýváme orbitály. Tvar těchto orbitálů je charakterizován *vedlejším kvantovým číslem*  $l$ , které může nabývat hodnot od 0 do  $n - 1$ . Vzájemné uspořádání orbitálů v prostoru je dáno dalším *kvantovým číslem*  $m$  (*magnetickým*), které může nabývat hodnot od  $-l$  do  $+l$ . Konečně poslední vlastností charakterizující elektron je jeho *spin* – rotační pohyb, jenž se může lišit pouze směrem otáčení a je dán *kvantovým číslem*  $s$ , které může nabývat pouze hodnot  $+1/2$  a  $-1/2$ . Ze systematiky emisních spekter odvodil Pauli princip, podle něhož *nemohou v elektronové soustavě atomu existovat dva elektrony shodující se ve všech čtyřech kvantových číslech*.

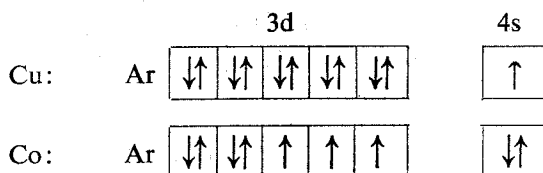
Častěji než kvantových čísel se užívá konvenčních symbolů k označení uvedených vlastností elektronů. Soustavy elektronů s  $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$  se nazývají slupky a označují se písmeny K, L, M, N, O, P, Q. Elektrony s  $l = 0, 1, 2, 3$  se označují písmeny s, p, d, f. Místo kvantového čísla  $m$  se užívá k indexování orbitálů prostorových souřadnic. Elektrony opačného spinu se obvykle značí šipkami nebo v textu kombinací písmen  $V$  (pro jednotlivý elektron) a  $N$  (pro dvojici elektronů s opačným spinem).

Elektronová konfigurace atomů je nositelkou periodičnosti chemických vlastností a je vytvářena u prvků se stoupajícím atomovým číslem podle energie jednotlivých elektronů, která je dána kvantovými čísly  $n$  a  $l$ . Atomové orbitály, které se liší prostorovým uspořádáním, ale mají stejnou energii, se nazývají *degenerované* – s-orbitály jsou nedegenerované, p-orbitály třikrát, d-orbitály pětkrát a f-orbitály sedmkrát degenerované. Pořadí hodnot energie, podle něhož postupuje stavba atomu, je zhruba toto: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p (4s, 3d) 4p, (5s, 4d), 5p (6s, 5d<sup>1</sup>, 4f), 5d<sup>2-10</sup>, 6p (7s, 6d<sup>1</sup>, 5f). Energie orbitálů uvedených v závorkách jsou si navzájem tak blízké, že doplňování orbitálů je dáno v některých případech nejdříve prostorovým uspořádáním. U elektronů d je zvláště stabilní konfigurace s 5 elektrony (zpolá zaplněná slupka) a s 10 elektrony (zcela zaplněná slupka). Proto po vanadu s konfigurací 3d<sup>3</sup>4s<sup>2</sup> následuje chrom s 3d<sup>5</sup>4s<sup>1</sup> (a nikoli 3d<sup>4</sup>4s<sup>2</sup>), jako po Ni s 3d<sup>8</sup>4s<sup>2</sup> následuje Cu s 3d<sup>10</sup>4s<sup>1</sup> (místo 3d<sup>9</sup>4s<sup>2</sup>). Podobně je tomu ještě u několika jiných prvků.

## Příklad 1

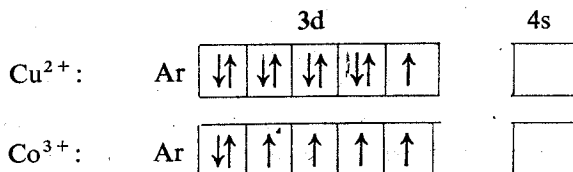
Vyhledejte v tab. 1, v níž jsou uvedeny elektronové konfigurace základních stavů izolovaných atomů, prvky, u nichž je doplňování orbitálů dáno nejdříve prostorovým uspořádáním.

Protože chemické vlastnosti jsou primárně dány pouze uspořádáním elektronů ve *vnější, tzv. valenční sféře atomu*, je jedním ze základních úkolů pro posouzení charakteru vazby a vazebných možností zjistit správnou konfiguraci těchto vazebných elektronů. Je tedy nutno nejprve určit, kolik elektronů má izolovaný atom nebo ion ve své valenční sféře, ve kterých orbitálech a jak jsou tyto orbitály obsazeny. Výsledek je výhodné zaznamenat v podobě tabulky, např.:



kde symbolem Ar se označuje konfigurace nejbližší nižšího vzácného plynu s vazebnou sférou  $s^2p^6$  (v tomto případě argonu).

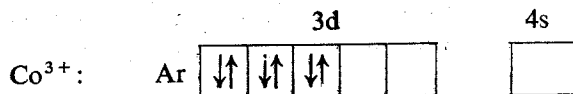
Při vzniku kladně nabitých iontů se odtrhávají s-elektrony následující slupky dříve než d-elektrony slupky předchozí. Proto např.:



Tento rozdíl proti výstavbě atomu je způsoben relativním zvýšením náboje jádra — při ionizaci se náboj jádra nemění.

Pro izolované atomy a ionty platí vedle Pauliho principu i Hundova pravidla: Elektrony obsazují nejdříve prázdné orbitály téže energie po jednom a mají souhlasný spin. První Hundovo pravidlo neplatí při vytváření kovalentní vazby vlivem silného pole vazebného partnera (ligandu). Proto není možné spekulativně sestavit elektronovou konfiguraci atomů ve sloučenině, není-li znám experimentální údaj o počtu nepárových elektronů. Tento údaj získáme z hodnot magnetické susceptibilitity: diamagnetické sloučeniny mají všechny elektrony spárované, kdežto sloučeniny paramagnetické obsahují elektrony nespárované, jejichž počet lze odvodit z hodnot paramagnetické susceptibilitity.

Elektronová konfigurace  $\text{Co}^{3+}$  v diamagnetickém komplexu je tedy



S výjimkou některých dvoujaderných komplexů nemohou být sloučeniny s centrálním atomem o lichém počtu elektronů diamagnetické.

#### Příklad 2

Jaká je elektronová konfigurace iontu  $3^+$  a  $5^+$  prvku s atomovým číslem 33?

#### Příklad 3

Jaká je elektronová konfigurace Cu, Ag a Au a proč?

#### Příklad 4

Přechodné prvky jsou charakterizovány obsazováním orbitálů d. Jsou lanthanoidy přechodné prvky?

#### Příklad 5

Kyanoželeznatan je diamagnetický. Jaká bude konfigurace elektronů u centrálního atomu železa? Může být kyanoželezitan diamagnetický?

#### Příklad 6

Uveďte některé ionty s konfigurací vzácného plynu.

#### Příklad 7

Znáznorněte schematicky konfiguraci  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ .

#### Příklad 8

Uveďte možná uspořádání čtyř (pěti, šesti) vazebných partnerů kolem centrálního atomu.

#### Příklad 9

Jakou prostorovou konfiguraci má hybrid  $dsp^2$ ?  
( $d^2sp^2$ ,  $sp^2$ ,  $d^2sp^3$ ,  $d^3p^3$ )

#### Příklad 10

Může být kyanoželezitanový (kyanokobaltnatanový) anion diamagnetický?

#### Příklad 11

Které komplexy dvojmocné mědi jsou diamagnetické?



## Příklad 12

Nakreslete schematicky elektronovou konfiguraci dvojmocného železa v oktaedrickém komplexu s maximálním a minimálním spárováním.

## 2.2 ELEKTRONEGATIVITA

Při vzniku vazby mezi stejnými atomy nebo skupinami atomů je rozložena elektronová hustota podél vazby symetricky ke středu molekuly. Vzniká-li vazba mezi dvěma různými atomy, pak ve velké většině případů je maximum elektronové hustoty posunuto k jednomu z vazebných partnerů. K charakterizaci tohoto jevu zavedl L. Pauling pojem *elektronegativity prvku* jako míry schopnosti prvku poutat elektron. Z metod výpočtů elektronegativit si zaslouží pozornosti zejména:

*Paulingova metoda* výpočtu z termochemických údajů o vazbách,

*Mullikenova metoda* výpočtu z ionizačních potenciálů a elektronových afinit,

*Allredova—Rochowova metoda* výpočtu pomocí efektivního náboje jádra.

Metodou Mullikenovou lze vypočítat i elektronegativitu jednotlivých orbitalů — jejich kombinací pro vznik orbitalového hybridu se získají hodnoty odpovídající výsledkům jiných metod. Byly navrženy i metody výpočtu elektronegativit skupin a radikálů.

Paulingem navržená metoda výpočtu elektronegativity vychází z experimentálně zjištěných vazebných energií a dovozuje stanovit pouze rozdíl elektronegativit. Pauling položil elektronegativitu vodíku  $X_H = 2,1$  a k ní vztáhl ostatní hodnoty. Princip výpočtu je velmi jednoduchý: Z experimentálně zjištěných energií heteronukleární vazby A—B a odpovídajících homonukleárních vazeb A—A a B—B se vypočítá rozdíl energie  $E_{A-B}$  a geometrického průměru energií homonukleárních (tj. čistě kovalentních) vazeb  $E_{A-A}$  a  $E_{B-B}$  (v kJ mol<sup>-1</sup>):

$$\Delta E = E_{A-B} - [E_{A-A}E_{B-B}]^{1/2}$$

Tento rozdíl energií je pak úměrný rozdílu elektronegativit:

$$X_A - X_B = 0,089 \sqrt{\Delta E}$$

Tak např. vazebné energie vazeb H—H, H—Cl, a Cl—Cl jsou podle tab. 2:  $E_{H-H} = 433$  kJ mol<sup>-1</sup>,  $E_{H-Cl} = 430$  kJ mol<sup>-1</sup> a  $E_{Cl-Cl} = 242$  kJ mol<sup>-1</sup>. Jaká bude elektronegativita chloru? Dosazením do vzorce pro  $\Delta E$  dostáváme

$$\Delta E = 430 - \sqrt{433 \cdot 242} = 106$$

a z toho  $\Delta X = 0,089 \sqrt{106} = 0,92$ .

Protože  $X_H = 2,1$  (základ Paulingovy stupnice) a chlor je elektronegativnější z obou partnerů, je  $X_{Cl} = 3,0$ .

Vzhledem k tomu, že většina vazebných energií není známa s dostatečnou přesností, bývají Paulingovy hodnoty elektronegativit uváděny pouze na první desetinné místo.

### Příklad 1

Vypočtete z energií vazeb hal—H, hal—hal a H—H elektronegativity fluoru, bromu a jodu.

### Příklad 2

Vypočtete z energií vazeb Cl—O, Cl—Cl a O—O (Si—O, Si—Si, O—O elektronegativitu kyslíku, je-li  $X_{Cl} = 3,0$  (je-li  $X_{Si} = 2,2$ ) a kyslík elektronegativnější z obou partnerů.

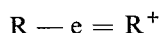
### Příklad 3

Vypočtete z hodnot elektronegativit vypočtených jinými metodami (tab. 3) energii vazeb As—Cl, Si—Br a S—H.

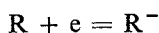
### Příklad 4

Vypočtete elektronegativitu ethylu z energií vazeb et—et 331 kJ mol<sup>-1</sup> a et—H 406 kJ mol<sup>-1</sup>.

Mulliken definoval elektronegativitu na základě pokusně přístupných změn energie, kterými je provázena tvorba pozitivních nebo negativních iontů z elektro-neutrálních atomů, a naopak. Održení elektronu z atomu R, tj. pochod



je vyvolán energií měřitelnou v eV jako ionizační potenciál ( $I$ ). Přechod



je provázen změnou energie, jež se nazývá *elektronová afinita* ( $\mathcal{A}$ ) a je udávána opět v eV. Aritmetický průměr těchto hodnot považoval Mulliken za míru elektronegativity prvku

$$X = 1/2(I + \mathcal{A})$$

analogickou elektronegativitám Paulingovým, s nimiž je v jednoduchém vztahu

$$X_{\text{Mulliken}} = 3,15X_{\text{Pauling}}$$

Nejlepší shoda podle tohoto vztahu je u kovů a halogenů, zatímco u boru, uhlíku, dusíku a několika dalších prvků se údaje autorů rozcházejí. Tato neshoda je zásadní povahy a vysvětlil ji Jaffé se spolupracovníky. U prvků tvořících hybridní vazby (např. u uhlíku) je nutno vypočítat podle Mullikena elektronegativity pro elektrony s a p a pomocí těchto hodnot teprve vypočítat elektronegativitu hybridu. Tak např. u uhlíku je elektronová afinita a ionizační potenciál

$$\begin{array}{ll} \mathcal{A}_s = 8,74 \text{ eV} & I_s = 18,84 \text{ eV} \\ \mathcal{A}_p = 0,69 \text{ eV} & I_p = 11,22 \text{ eV} \end{array}$$

a z toho

$$X_{s(\text{Mulliken})} = \frac{8,74 + 18,84}{2} = \frac{27,58}{2} = 13,79$$

$$X_{p(\text{Mulliken})} = \frac{0,69 + 11,22}{2} = \frac{11,91}{2} = 5,95$$

$$X_{s(\text{Pauling})} = \frac{13,79}{3,15} = 4,38; \quad X_{p(\text{Pauling})} = \frac{5,95}{3,15} = 1,89$$

$$X_{sp}^3 = \frac{4,38 + 3 \cdot 1,89}{4} = \frac{4,38 + 5,67}{4} = \frac{10,05}{4} = 2,51$$

$$X_{sp}^2 = \frac{4,38 + 2 \cdot 1,89}{3} = \frac{4,38 + 3,78}{3} = \frac{8,16}{3} = 2,72$$

Takto vypočtené hodnoty elektronegativity jsou v dobré shodě s hodnotami Paulinga i jiných autorů.

### Příklad 5

Vypočtete elektronegativity Li, Na, K, Mg, Be, Co, Cu, Ag z hodnot  $I$  a  $\mathcal{A}$  uvedených v tab. 4.

### Příklad 6

Vypočtete elektronegativity pro halogeny a kyslík z hodnot  $I$  a  $\mathcal{A}$ , uvedených v tab. 4.

### Příklad 7

Z hodnot  $I$  a  $\mathcal{A}$  pro elektrony  $s$  a  $p$  vypočtete orbitálové elektronegativity u boru a dusíku a konečně i jejich elektronegativity pro hybridní vazby  $sp^2$  (u boru a dusíku) a  $sp^3$  (u dusíku).

Třetí metoda pro výpočet elektronegativity atomu užívá pojmu *efektivní náboj jádra*, který našel značné uplatnění v teoretické chemii a jehož odvození je nezbytnou operací i v řadě kvantově chemických výpočtů. Přestože tato metoda neposkytuje zvláštní výhody pro výpočet elektronegativit a je zatížena jistou chybou, je zde uvedena hlavně proto, že zahrnuje výpočet efektivního náboje jádra.

Protože exaktní odvození vlnových funkcí je možné pouze pro atom vodíku, popř. helia, stalo se v kvantové chemii nutným zjednodušit složitější atomy tak, že soustava elektronů s výjimkou jednoho ve valenční sféře je považována spolu s jádrem za jakési efektivní jádro, jehož náboj je dán atomovým číslem zmenšeným o stínící vliv okolních elektronů.

Tak vzniká soustava efektivního jádra a jednoho elektronu, řešitelná obdobně jako atom vodíku. Základem výpočtu efektivního náboje jádra je přisouzení stínícího účinku elektronům v jednotlivých orbitálech, jež je u různých autorů různé.

Nejrozšířenější metodou je *postup Slaterův*, podle něhož jsou elektronové orbitály rozdělovány do skupin a pořadí podle své energie: 1s, 2sp, 3sp, 3d, 4sp, 4d, 4f, 5sp, 5d, 5f, 6sp.

Stínící konstanty nabývají hodnot:

- a) 0 pro elektrony sfér s vyšším hlavním kvantovým číslem ( $n$ ), než má sféra, z níž byl vyjmut daný „vodíkový“ elektron,
- b) 0,35 pro elektrony této sféry,  
(0,30) pro elektrony této sféry, je-li tato sféra 1s,
- c) 0,85 pro elektrony sféry nejbližší nižší, je-li  $n$ -tá sféra sp,  
(1,00) je-li  $n$ -tá sféra d nebo f,
- d) 1,00 pro všechny elektrony nižších sfér.

Přehledně lze tato Slaterova pravidla znázornit tabulkou:

Sféra	$n = 1$	$n \geq 2$	
		s, p	d, f
$n + 1$ až 5	0	0	0
$n$	0,30	0,35	0,35
$n - 1$	—	0,85	1,00
$n - 2$ až 5	—	1,00	1,00

Odvoďme nyní například, jakým efektivním nábojem působí jádro na okolní elektrony u atomu železa.

Počet elektronů		$-e_{4s}$	$-e_{3d}$	$-e_{3sp}$	$-e_{2sp}$	$-e_{1s}$
Fe 4s	2	1 · 0,35	0	0	0	0
3d	6	14 · 0,85 = 11,90	5 · 0,35 = 1,75	0	0	0
3sp	8					
2sp	8	10 · 1,00 = 10,00	18 · 1,00 = 18,00	7 · 0,35	0	0
1s	2			8 · 0,85 = 6,80	7 · 0,35 = 2,45	0
				2 · 1,00 = 2,00	2 · 0,85 = 1,70	1 · 0,30
Stínící konstanta $\Sigma S$		22,25	19,75	11,25	4,15	0,30

Protože efektivní náboj jádra  $Z^*$  je roven náboji jádra  $Z$  zmenšenému o součet stínících konstant všech elektronů

$$Z^* = Z - \Sigma S$$

je pro atom Fe ( $Z = 26$ )

$Z^*$	3,75	6,25	14,75	21,85	25,70
-------	------	------	-------	-------	-------

Tato metoda nedává vždy spolehlivé výsledky, je-li  $n \geq 4$ , můžeme ji však použít pro nejrůznější elektronové konfigurace.

Výpočet elektronegativit pomocí efektivního náboje jádra zvažuje sílu, kterou „efektivní jádro“ působí na vazebný elektron ve vzdálenosti atomového poloměru  $r$ . Jeden z nejobvyklejších vzorců má tvar

$$X = \frac{3330 \cdot Z^*}{r^2 \text{ (pm)}} = 0,744$$

Největším problémem této metody je hodnota atomového poloměru, která u některých atomů resp. iontů zatěžuje výsledek značnou chybou.

#### **Příklad 8**

Vypočítejte elektronegativitu Li ( $r = 114$  pm).

#### **Příklad 9**

Vypočítejte elektronegativitu Be ( $r = 87$  pm).

#### **Příklad 10**

Vypočítejte elektronegativitu Si ( $r = 111$  pm).

#### **Příklad 11**

Vypočítejte elektronegativitu Zn ( $r = 132$  pm).

#### **Příklad 12**

Vypočítejte elektronegativitu Ga ( $r = 126$  pm).

Uvedené metody výpočtu vedou ve většině případů k celkem shodným hodnotám. Nejobvyklejší jsou první dvě — Paulingova a Mullikenova. Při zjišťování závislosti mezi elektronegativitami a některými vlastnostmi chemických vazeb je však nutno znát elektronegativity nejen izolovaných atomů, ale i jejich skupin a radikálů. Přitom je velmi důležité uvážit vliv hybridizace, vliv násobné vazby a náboje na hodnotu elektronegativity. Nejjednodušší a velmi spolehlivý způsob výpočtu elektronegativity skupin navrhl Kagarise; velmi často se ho používá.

Kagarisův způsob vychází z předpokladu, že výsledná elektronegativita atomu, na který jsou ještě vázány další substituenty, je dána průměrem elektronegativit těchto substituentů a základního atomu.

Tak např. elektronegativita skupiny  $\text{—CCl}_3$  je dána průměrem elektronegativity uhlíku ve stavu  $\text{sp}^3$  (2,50) a chloru (3,00):

$$\begin{aligned} X_{\text{—CCl}_3} &= 1/2 (X_{\text{C}} + X_{\text{Cl}}) \\ &= 1/2 (2,50 + 3,00) \\ &= 2,75 \end{aligned}$$

Jsou-li na základním atomu skupiny substituovány různé atomy nebo skupiny, vypočteme nejprve průměr jejich elektronegativit a ten pak použijeme k uvedenému výpočtu.

Elektronegativita skupiny  $\text{—CClBrF}$  by tedy byla:

$$\begin{aligned} C_{\text{CClBrF}} &= 1/2 [X_{\text{C}} + 1/3 (X_{\text{Cl}} + X_{\text{Br}} + X_{\text{F}})] \\ &= 1/2 [2,50 + 1/3 (3,00 + 2,80 + 4,00)] \\ &= 1/2 (2,50 + 3,27) \\ &= 2,88 \end{aligned}$$

Na první pohled se zdá paradoxní, že podle tohoto postupu mají stejnou elektronegativitu skupiny  $\text{—CCl}_3$ ,  $=\text{CCl}_2$  a  $\equiv\text{CCl}$ . Bylo by tomu tak, kdyby se v tomto případě neměnila elektronegativita uhlíkového atomu s jeho hybridizací. Zvýšení elektronegativity při přechodu z hybridizace  $\text{sp}^3$  na  $\text{sp}^2$  a  $\text{sp}$  je ve směru vazeb odvrácených od násobné vazby — ve směru násobné vazby je elektronegativita snížena o stejný rozdíl.

Do výpočtu elektronegativity skupiny  $=\text{CCl}_2$  musíme proto za  $X_{\text{C}}$  dosadit 2,30 místo 2,50:

$$\begin{aligned} X_{=\text{CCl}_2} &= 1/2 (X_{=\text{C}} + X_{\text{Cl}}) \\ &= 1/2 (2,30 + 3,00) \\ &= 2,65 \end{aligned}$$

Povšimněme si rozdíl této hodnoty pro  $=\text{CCl}_2$  od 2,75 pro  $\text{—CCl}_3$ .

### Příklad 13

Vypočtěte elektronegativity skupin  $\text{—OH}$ ,  $\text{—O—OH}$  a  $\text{—NH}_2$ .

### Příklad 14

Vypočtěte elektronegativity skupin  $\text{—CHCl}_2$ ,  $\text{—C}\equiv\text{N}$ ,  $=\text{CBrCl}$  a  $\text{—HC}=\text{CCl}_2$ .

### Příklad 15

Vypočtěte elektronegativity skupin  $\text{—SiH}_2\text{Br}$ ,  $\text{—GeH}_3$  a  $\text{—ONO}_2$ .

## 2.3 MEZIJADERNÉ VZDÁLENOSTI

Experimentálně přístupnou veličinou, která nejlépe charakterizuje chemickou vazbu, je délka vazby – *meziatomová*, nebo ještě výstižněji *mezijaderná vzdálenost* (toto označení je běžnější v zahraniční literatuře). Při interakci elektronů, neutronů nebo nejčastěji paprsků X na elektronových obalech pravidelně uspořádaných atomů dochází k *ohybu (difrakci)*, z jehož zákonitostí lze obtížnými výpočtovými postupy dospět k prostorovým souřadnicím atomů a z nich pak vypočítat mezijaderné vzdálenosti. Ve většině případů jsou přímo publikovány již délky vazeb jako výsledek strukturní analýzy; v pracích starších nebo více krystalograficky zaměřených jsou polohy atomů udány *prostorovými souřadnicemi*. Výpočet meziatomových vzdáleností z těchto údajů je snadný v pravoúhlých souřadnicích, tj. pro krychlovou, čtverečnou a romboickou soustavu. V těchto případech je vzdálenost obou bodů  $A(x_1; y_1; z_1)$  a  $B(x_2; y_2; z_2)$  dána výrazem

$$\overline{AB} = [(x_1 - x_2)^2 + (y_1 - y_2)^2 + (z_1 - z_2)^2]^{1/2}$$

Protože jsou však souřadnice bodů ve všech pracích z oboru strukturní analýzy krystalů udávány ve zlomcích mřížkových rozměrů (parametrů), je nutné rozdíly  $(x_1 - x_2)$  atd., označované též  $\Delta x$  apod., násobit těmito hodnotami. Výše uvedený výraz bude pak obecně pro pravoúhlou soustavu

$$\overline{AB} = [(\Delta x)^2 a^2 + (\Delta y)^2 b^2 + (\Delta z)^2 c^2]^{1/2}$$

Pro analogické výpočty mezijaderných vzdáleností v soustavě trojklonné, kde osy nesvírají navzájem pravé úhly, je nutno převést prostorové souřadnice na pravoúhlé zavedením dalších členů do již uvedeného výrazu:

$$\overline{AB} = [(\Delta x)^2 a^2 + (\Delta y)^2 b^2 + (\Delta z)^2 c^2 + 2 \Delta x \Delta y ab \cos \gamma + 2 \Delta x \Delta z ac \cos \beta + 2 \Delta y \Delta z bc \cos \alpha]^{1/2}$$

Tento výraz pak pro jednodklonnou soustavu (kde je pouze jeden úhel jiný než pravý) přejde ve výraz

$$\overline{AB} = [(\Delta x)^2 a^2 + (\Delta y)^2 b^2 + (\Delta z)^2 c^2 + 2 \Delta x \Delta y ab \cos \gamma]^{1/2}$$

popř. na ..... + 2  $\Delta x \Delta z ac \cos \beta$ ]<sup>1/2</sup>

podle orientace pravých úhlů k osám [pro pravé úhly nabývá doplňující člen nulové hodnoty ( $\cos 90^\circ = 0$ )].

Dosažením hodnoty  $\cos 120^\circ = -1/2$  do výše uvedeného vzorce dostaneme výraz pro soustavu hexagonální ( $\alpha = 120^\circ$ ):

$$\overline{AB} = \{[(\Delta x)^2 + (\Delta y)^2 - \Delta x \Delta y] a^2 + (\Delta z)^2 c^2\}^{1/2}$$

Použití uvedených formulí pro výpočet meziatomových vzdáleností ukáže nejlépe příklad.

Vypočtíme mezijaderné vzdálenosti Mn—O v iontu  $\text{MnO}_4^{2-}$  mangananu draselného.

$K_2MnO_4$  krystaluje ortorombicky s mřížkovými parametry:  $a = 766$  pm,  $b = 589$  pm,  $c = 1033$  pm,  $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ .

Prostorové souřadnice atomu manganu a čtyř kyslíkových atomů jsou:

	$x$	$y$	$z$
Mn	0,229	0,250	0,432
O <sub>I</sub>	0,006	0,250	0,406
O <sub>II</sub>	0,357	0,250	0,578
O <sub>III</sub>	0,312	0,064	0,353
O <sub>IV</sub>	0,312	0,436	0,353

Pro vazbu Mn—O<sub>I</sub> jsou  $\Delta x = x_{Mn} - x_{O_I} = 0,223$

$$(\Delta x)^2 = 0,049\ 729$$

$$\Delta y = 0$$

$$\Delta z = 0,026$$

$$(\Delta z)^2 = 0,000\ 676$$

$$a = 7,66 \quad a^2 = 586\ 756$$

$$b = 5,89 \quad b^2 = 346\ 921$$

$$c = 10,33 \quad c^2 = 1067\ 089$$

$$\begin{aligned} Mn-O_I &= (0,049\ 729 \cdot 586\ 756 + 0,000\ 676 \cdot 106\ 7089)^{1/2} \\ &= (29\ 178 + 721)^{1/2} = \sqrt{29\ 899} = 173\ \text{pm} \end{aligned}$$

Vypočtěme vzdálenost S—O v iontu  $SO_4^{2-}$  u pentahydrátu síranu měďnatého.

$CuSO_4 \cdot 5 H_2O$  krystaluje v soustavě trojklonné s mřížkovými parametry

$a = 612$  pm,  $b = 1007$  pm,  $c = 597$  pm,  $\alpha = 82^\circ 16'$ ,  $\beta = 107^\circ 26'$ ,  $\gamma = 102^\circ 40'$

Prostorové souřadnice atomu síry a atomů kyslíku jsou:

	S	O <sub>I</sub>	O <sub>II</sub>	O <sub>III</sub>	O <sub>IV</sub>
$x$	0,01	0,89	0,24	0,86	0,02
$y$	0,29	0,15	0,31	0,38	0,30
$z$	0,64	0,69	0,82	0,64	0,38

Uvažujeme-li v tomto případě o výpočtu vzdálenosti S—O<sub>I</sub>, poučí nás již zřejmý pohled na souřadnice  $x_S$  a  $x_{O_I}$ , že (protože  $\Delta y$  a  $\Delta z$  jsou celkem malé) atom O<sub>I</sub> s těmito souřadnicemi patří sice do elementární buňky, nepatří však k tetraedru kolem síry z této buňky, ale z buňky sousední. Totéž platí o atomu kyslíku O<sub>III</sub>. Podrobný výpočet (který tato úvaha ušetřila) nás přesvědčí o její správnosti: mezijaderná vzdálenost S—O je 511 pm, tedy asi 3,5krát větší.

Pro správný výpočet je nutno vzít atom kyslíku O<sub>I</sub> ze sousední elementární buňky, kde má souřadnici  $x = 0,89 - 1$ . Ostatní souřadnice jsou stejné. Jsou



tedy pro vazbu S—O<sub>I</sub>

$$\Delta x = 0,01 - 0,89 + 1 = 0,12 \quad (\Delta x)^2 = 0,0144$$

$$\Delta y = 0,29 - 0,15 = 0,14 \quad (\Delta y)^2 = 0,0196$$

$$\Delta z = 0,64 - 0,69 = -0,05 \quad (\Delta z)^2 = 0,0025$$

$$a = 612 \quad a^2 = 374544 \quad \cos \alpha = 0,135 \quad 2ab \cos \gamma = -269932$$

$$b = 1007 \quad b^2 = 1014049 \quad \cos \beta = -0,300 \quad 2ac \cos \beta = -219218$$

$$c = 597 \quad c^2 = 356409 \quad \cos \gamma = -0,219 \quad 2bc \cos \alpha = 162318$$

$$\begin{aligned} \text{S—O}_I &= (0,0144 \cdot 374544 + 0,0196 \cdot 1014049 + 0,0025 \cdot 356409 - 0,12 \cdot 0,14 \times \\ &\quad \times 269932 + 0,12 \cdot 0,05 \cdot 219218 - 0,14 \cdot 0,05 \cdot 162318)^{1/2} \\ &= (5393 + 19875 + 891 - 4534 + 1315 - 1136)^{1/2} \\ &= 21804^{1/2} \\ &= 148 \text{ pm} \end{aligned}$$

### Příklad 1

Vypočítejte ostatní vzdálenosti Mn—O v iontu  $\text{MnO}_4^{2-}$  z poloh atomů uvedených v textu.

### Příklad 2

Vypočítejte ostatní mezijaderné vzdálenosti síra—kyslík v tetraedru  $\text{SO}_4^{2-}$  z poloh uvedených v dřívějším příkladu.

### Příklad 3

Vypočítejte vzdálenosti platina—dusík a platina—chlor v komplexním iontu  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{3+}$  v Čugajevově soli  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}] \text{Cl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , která krystaluje šestiúhelně s mířkovými rozměry  $a = 2050$  pm,  $c = 6,64$  pm.

Polohy atomů:

	Pt	NH <sub>3 I</sub>	NH <sub>3 II</sub>	NH <sub>3 III</sub>	Cl <sub>I</sub>
x	0,129	0,092	0,172	0,165	0,079
y	-0,129	-0,092	-0,172	-0,165	-0,079
z	0	0,231	-0,193	-0,231	-0,233
	N <sub>IV</sub>	N <sub>V</sub>			
x	0,229	0,028			
y	-0,028	-0,229			
z	0	0			

#### Příklad 4

Vypočítejte vzdálenosti thorium—chlor v chloridu thoričitém  $\text{ThCl}_4$ , který krystaluje ve čtverečné soustavě s parametry mřížky  $a = 849$  pm,  $c = 748$  pm.

Polohy atomů:

	Th	Cl <sub>I</sub>	Cl <sub>II</sub>	Cl <sub>III</sub>	Cl <sub>IV</sub>	Cl <sub>V</sub>	Cl <sub>VI</sub>
x	0	0,281	0	0	-0,281	0	0
y	0	0	0,281	-0,281	0	-0,219	+0,219
z	0	-0,917+1	0,917-1	0,917-1	-0,917+1	0,333+1	-0,333+1

#### Příklad 5

Vypočítejte vzdálenosti dusík—kyslík a dusík—dusík v krystalickém oxidu dusičitém  $\text{N}_2\text{O}_4$ , který krystaluje v krychlové soustavě s mřížkovou konstantou  $a = 777$  pm.

Polohy atomů:

	N <sub>I</sub>	N <sub>II</sub>	O <sub>I</sub>	O <sub>II</sub>	O <sub>III</sub>	O <sub>IV</sub>
x	0	0	0	0	0	0
y	0,394	-0,394 + 1	0,326	0,326	-0,326	-0,326
z	0	0	0,134	-0,134	-0,134	0,134

## 2.4 SILOVÁ KONSTANTA

Jak již víme, charakterizuje chemickou vazbu nejlépe a nejpřesněji mezijaderná vzdálenost, která je výsledkem rovnováhy sil, jimiž na sebe vazební partneři působí. Proto každé porušení této rovnováhy vyžaduje jisté vynaložení energie a síla, která dokáže zdeformovat chemickou vazbu, je též experimentálně přístupná, a to metodami molekulové spektroskopie. Jejím měřítkem je *silová konstanta K*, která udává v newtonech na cm ( $\text{N cm}^{-1}$ ) sílu, jež způsobí prodloužení nebo zkrácení vazby.

Atomy, které jsou navzájem vázány chemickou (tj. kovalentní) vazbou, vibrují kolem rovnovážných poloh, zjistitelných metodami strukturní analýzy, a tyto vibrace se projevují absorpcí světla při průchodu chemickými sloučeninami nebo jejich roztoky. Hodnotami energie spadají vibrační jevy do oblasti infračerveného záření. Infračervená a Ramanova spektroskopie udává pak ve svých výsledcích charakteristické frekvence odpovídající různým vibračním molekul. Z řady různých druhů vibrací, jež se uplatňují obecně v molekulách, je pro studium chemické vazby nejdůležitější vibrace vazebná.

Interpretace molekulových spekter je nejsnadnější u dvouatomových molekul,

kde se uplatňují pouze vazebné vibrace (nebo vyšší harmonické), jejichž vlnočet\*) závisí na silové konstantě a hmotnostech obou atomů vztahem

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{2\pi c} \sqrt{\frac{K}{\mu}} = f \sqrt{\frac{K}{\mu}}$$

kde  $\tilde{\nu}$  je vlnočet,  $K$ —silová konstanta a  $\mu$ —redukovaná hmotnost, tj. harmonický průměr hmotností obou atomů A a B,

$$\mu = \frac{m_{AB}}{m_A + m_B}$$

( $c$  je rychlost světla).

Je-li v tomto vztahu  $\tilde{\nu}$  vyjádřeno v  $\text{cm}^{-1}$ ,  $K$  v  $\text{N cm}^{-1}$  a redukovaná hmotnost v g, pak převodní faktor  $f$  má hodnotu 1307.

Výpočet silových konstant u víceatomových molekul je obtížný úkol, který lze korektně řešit ve speciálních případech s použitím počítačích strojů. I u složitějších molekul lze však v hrubém přiblížení celkem dobře považovat vazbu mezi dvěma atomy DCA—B za dvouatomovou molekulu bez zřetele na zbytek molekuly (pokud na atom A není vázáno více atomů B) a počítat silovou konstantu z frekvence podle uvedeného vztahu.

Vypočteme např. silovou konstantu vazby C—O v oxidu uhelnatém, vibrační frekvence  $\tilde{\nu} = 2144 \text{ cm}^{-1}$ . Pro výpočet redukované hmotnosti uijeme atomových hmotností převládajících izotopů  $^{12}\text{C}$  a  $^{16}\text{O}$ .

$$\mu = \frac{12 \cdot 16}{12 + 16} = \frac{192}{28} = 6,86$$

vztah  $\tilde{\nu} = 1307 \sqrt{\frac{K}{\mu}}$  převedeme na  $K = \left(\frac{\tilde{\nu}}{1307}\right)^2 \mu$

takže  $K_{\text{CO}} = \left(\frac{2144}{1307}\right)^2 \cdot 6,86 = 18,49 \text{ N cm}^{-1}$

### Příklad 1

Vypočítejte silové konstanty molekul  $\text{H}_2$  (vibrační frekvence  $4160 \text{ cm}^{-1}$ ) a  $\text{D}_2$  (vibrační frekvence  $3118 \text{ cm}^{-1}$ ).

\*) Častost vibračního pohybu lze vyjádřit trojím způsobem: frekvencí  $\nu$  — tj. počtem základních pohybů za sekundu ( $\text{s}^{-1}$ ), vlnočetem  $\tilde{\nu}$  — tj. počtem vln na 1 centimetr ( $\text{cm}^{-1}$ ) a délkou vlny  $\lambda$  vyjádřené v  $\mu\text{m}$ .

Tyto veličiny pojí vztah (kde  $c$  je rychlost světla):

$$\nu = \nu c = c/\lambda$$

Odpovídá tedy vlnové délce  $\lambda = 1 \mu\text{m}$  vlnočet  $10\,000 \text{ cm}^{-1}$  čili frekvence  $3 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ . Velmi často (i v této kapitole) se označují konvenčně názvem frekvence i vlnočty. Z rozměru je vždy zřejmé, o kterou veličinu jde.

## Příklad 2

Vypočtete silové konstanty molekul  $N_2$  (vibrační frekvence  $2331\text{ cm}^{-1}$ ) a  $O_2$  (vibrační frekvence  $1556\text{ cm}^{-1}$ ).

## Příklad 3

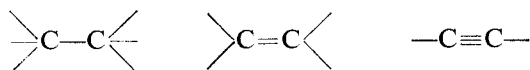
Vypočtete silové konstanty molekul  $DCl$  (vibrační frekvence  $2091\text{ cm}^{-1}$ ) a  $NaCl$  (vibrační frekvence  $366\text{ cm}^{-1}$ ).

## Příklad 4

Vypočtete silové konstanty molekuly  $C_2H_2$  (vibrační frekvence  $1974\text{ cm}^{-1}$ ) a radikálu  $OH$  (vibrační frekvence  $3735\text{ cm}^{-1}$ ).

## 2.5 VAZEBNÝ ŘÁD

Klasická chemie, tj. chemie v údobí před nástupem metod přímého řešení struktury a kvantově mechanických interpretací vazebných problémů, vytvořila pro pochopení a vysvětlení některých vlastností, zvláště u organických sloučenin, pojem násobné vazby. Tento pojem se ukázal velmi prospěšný a v některých případech podává nejlepší nebo alespoň postačující vysvětlení vztahů mezi analyticky zjištěným složením látky, mocenstvím atomů v ní, strukturními údaji nebo představami o vlastnostech látky. V organické chemii jsou např. neodmyslitelné vzorce s jednoduchou, dvojnou a trojnou vazbou mezi atomy uhlíku v různých hybridizačních stavech:



Výsledky strukturní analýzy, jež přinesly první údaje o meziatomových vzdálenostech a délce vazby, umožnily pak korelaci (uvedení do vztahu) mezi délkou vazby a její násobností. Ukázalo se např., že u vazby uhlík—uhlík je jednoduchá vazba nejdelší, dvojná kratší a trojná nejkratší. Ještě důležitějším zjištěním pak bylo, že existují přechodné typy vazeb, jako např. u benzenu. Tato skutečnost dobře souhlasila s představami teorie rezonance nebo s přesunem nábojů podél vazby a dala vznik pojmu vazebný řád.

*Vazebný řád (vazebný index, řád vazby)  $N$*  je parametr charakterizující kovalentní chemickou vazbu. U vazby, která je vytvořena úplným sdílením jednoho elektronového páru, má vazebný řád hodnotu 1 (klasická jednoduchá vazba), u vazby, která vznikla úplným sdílením dvou elektronových párů, je  $N = 2$  (klasická dvojná vazba) a konečně u vazby zprostředkované třemi elektronovými páry je  $N = 3$  (klasická trojná vazba). Vazba stoprocentně iontová má vazebný řád nulový (mnoha autory není považována za chemickou vazbu – ve skutečnosti 100procentní

iontová vazba téměř neexistuje). Vazebný řád může nabývat jakýchkoliv hodnot od 0 do 3 (jestliže se neuplatňují při vytvoření vazby orbitály d a f).

Vazebný řád obecně nelze změřit. K jeho výpočtu byla navržena řada cest, které vedou k výsledkům ne vždy shodným. Protože se však důležitost tohoto pojmu pro charakterizaci chemické vazby jeví jako nesporná a jeho použití mnohdy výhodné, zmíníme se o třech postupech k výpočtu hodnoty  $N$ .

Vazba mezi některými prvky existuje a byla studována v tak velkém počtu sloučenin různých typů, že je možno statisticky zpracovat závislost vazebného řádu na délce vazby (mezijaderné vzdálenosti). Tak např. vazba C—C byla takto studována řadou autorů a z lineárního vztahu pro  $r$  v pm

$$r = 170,8 - 19,8N$$

je možno počítat vazebný řád, známe-li experimentálně stanovenou délku vazby. Zdá se, že i pro jiné kombinace vazebných partnerů má tato závislost směrnicí zhruba 20, a že tedy platí i podobné vztahy pro vazby

$$\text{C—O: } r = 157 - 20N$$

$$\text{N—N: } r = 160 - 20N$$

$$\text{P—O: } r = 195 - 20N$$

$$\text{C—N: } r = 163 - 20N$$

Použití těchto vzorů je spolehlivé jen tehdy, byly-li odvozeny na větším počtu experimentálních údajů. To lze zatím říci jen o některých vazbách.

I když závislost vazebného řádu na silové konstantě není tak jednoduchá jako u mezijaderné vzdálenosti, lze v jistých mezích použít úměrnosti, v níž jsou srovnány nepříliš rozdílné hodnoty vazebných řádů stejné dvojice vazebných partnerů s odpovídajícími silovými konstantami; tak dostáváme pro poměr jednoduché vazby k vazbě, jejíž vazebný řád neklesá pod 0,5 a nepřesahuje 1,5, vztah

$$1 : N = K_1 : K_N$$

kde  $K_1$  je silová konstanta pro typickou jednoduchou vazbu vyjádřená v  $\text{N cm}^{-1}$ . Použití vzorce

$$N = \frac{K_N}{K_1}$$

je tedy omezeno na ty řídké případy, kdy lze o nějaké vazbě prohlásit, že je jednoduchá.

Hodnota silové konstanty pro jednoduchou vazbu uhlík—uhlík je  $4,05 \text{ N cm}^{-1}$ ; je-li silová konstanta téže vazby C—C ve sloučenině  $\text{H}_3\text{C—COCl}$   $5,23 \text{ N cm}^{-1}$ , je její vazebný řád

$$N = \frac{5,23}{4,05} = 1,29$$

Uvedená metoda je omezena na vazby, jejichž řád již z nějaké jiné nezávislé úvahy známe, a nenalezla univerzální použití.

Lepších výsledků lze dosáhnout použitím vztahů statisticky odvozených z velkého počtu údajů o mezijaderných vzdálenostech a silových konstantách. Z řady podobných závislostí lze k výpočtu  $N$  použít např. vzorec

$$\log N = \frac{-419,4 \cdot K^{-1/3} + r + 106,8}{147,7}$$

Empirické konstanty této rovnice platí pro všechny druhy vazeb a všechny kombinace vazebných partnerů. Jako u podobných závislostí tří veličin však chyba ve stanovení jedné z dosazených hodnot vede k opačné chybě ve výsledku. Proto je nejlépe počítat pomocí tohoto vztahu  $N$ , známe-li  $r$  (obyčejně nejpřesnější údaj) a  $K$  (poměrně přesné hlavně u jednoduchých molekul).

Vypočteme např. vazebný řád vazby C=C v molekule ethylenu, je-li  $r = 135$  pm a  $K = 9,87 \text{ N cm}^{-1}$ .

$$\log N = \frac{-419,4/2,145 + 135 + 106,8}{147,7} = \frac{46,2}{147,7} = 0,313$$

$$N = 2,05$$

Podobně lze vypočítat vazebný řád v bromidu germaničitém  $\text{GeBr}_4$ , je-li  $r = 234$  pm a  $K = 1,89 \text{ N cm}^{-1}$ .

$$\log N = \frac{-419,4/1,236 + 234 + 106,8}{147,7} = \frac{1,47}{147,7} = 0,0099$$

$$N = 1,02$$

### Příklad 1

Vypočtěte ze vztahů  $r = f(N)$ , uvedených v textu, hodnoty vazebného řádu  $N$  pro vazby CO v molekule COS (mezijaderná vzdálenost  $r = 116$  pm), v iontu  $\text{HCOO}^-$  ( $r = 127$  pm), v molekule  $\text{CH}_3\text{COI}$  ( $r = 118$  pm) a  $\text{HCOOH}$  ( $r = 137$  pm).

### Příklad 2

Vypočtěte hodnoty vazebného řádu  $N$  pro vazby N—N v molekule  $\text{HN}_3$  (mezijaderná vzdálenost  $r = 113$  pm),  $\text{F}_2\text{N}_2$  ( $r = 125$  pm) a  $\text{N}_2\text{H}_4$  ( $r = 147$  pm).

### Příklad 3

Vypočtěte hodnoty vazebného řádu  $N$  pro vazby P—O v molekule  $\text{P}_4\text{O}_6$  (mezijaderná vzdálenost  $r = 165$  pm),  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  ( $r = 162; 139$  pm)  $\text{POCl}_3$  ( $r = 145$  pm).

### Příklad 4

Vypočtěte hodnoty vazebného řádu  $N$  pro vazby C—N v iontu  $\text{CN}^-$  (mezijaderná vzdálenost  $r = 117$  pm), v molekule  $\text{H}_3\text{CNH}_2$  ( $r = 147$  pm),  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$  ( $r = 139$  pm).

### Příklad 5

Vypočtete z poměru silových konstant vazebný řád u těchto vazeb (v závorkách je udána silová konstanta pro známý vazebný řád):

B—Cl	v molekule BCl <sub>3</sub> ,	$K = 3,06 \text{ N cm}^{-1}$	$(K_1 = 3,47)$
S—O	v molekule SO <sub>2</sub> F <sub>2</sub> ,	$K = 11,13 \text{ N cm}^{-1}$	$(K_1 = 7,93)$
Si—F	v molekule SiF <sub>4</sub> ,	$K = 5,79 \text{ N cm}^{-1}$	$(K_1 = 3,54)$
P—Cl	v molekule POCl <sub>3</sub> ,	$K = 2,92 \text{ N cm}^{-1}$	$(K_1 = 2,52)$

### Příklad 6

Vypočtete hodnoty vazebného řádu  $N$  ze vztahu  $\log N = f(K^{-1/3}, r)$  pro následující vazby (hodnoty silových konstant v  $\text{N cm}^{-1}$  a mezijaderných vzdáleností v pm jsou uvedeny v závorkách):

C—H	v CH <sub>3</sub> F	(5,26; 111)
C—H	v H <sub>2</sub> O	(7,80; 96)
	v H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	(7,28; 97)
Cr—O	v CrO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	(7,01; 157)
Cl—O	v ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	(6,19; 146)

### Příklad 7

Vypočtete pomocí stejného vztahu jako v příkladu 6 hodnoty vazebného řádu  $N$  pro následující vazby (hodnoty silových konstant v  $\text{N cm}^{-1}$  a mezijaderných vzdáleností v pm jsou uvedeny v závorkách):

B—F	v BF <sub>3</sub>	(6,08; 129)
C—Cl	v CCl <sub>4</sub>	(2,38; 177)
Se—Cl	v SeCl <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	(1,72; 239)
F—F	v F <sub>2</sub>	(4,44; 143)
N—N	v N <sub>2</sub>	(22,96; 110)

### Příklad 8

Vypočtete pomocí téhož vztahu jako v příkladu 6 mezijaderné vzdálenosti, znáte-li silovou konstantu a je-li možno celkem přesně odhadnout vazebný řád těchto jednoduchých vazeb:

C—C	v C(CH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ,	$K = 4,22 \text{ N cm}^{-1}$
As—C	v As(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> ,	$K = 2,62 \text{ N cm}^{-1}$
Si—Si	v Si <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub> ,	$K = 1,90 \text{ N cm}^{-1}$
S—S	v H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> ,	$K = 2,44 \text{ N cm}^{-1}$

## Příklad 9

V které oblasti infračerveného spektra lze hledat vazebné vibrace u jednoduchých vazeb s následujícími meziatomovými vzdálenostmi:

C—O	v	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	( <i>r</i> = 148 pm)
B—O	v	BO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	( <i>r</i> = 136 pm)
F—O	v	F <sub>2</sub> O	( <i>r</i> = 141 pm)

a u dvojných vazeb

N—O	v	NOBr	( <i>r</i> = 115)
C—O	v	CH <sub>3</sub> COH	( <i>r</i> = 122)
C—C	v	H <sub>2</sub> C=CCl <sub>2</sub>	( <i>r</i> = 138)

## 2.6 SEKUNDÁRNÍ HYBRIDIZACE

V předchozí stati o vazebných úhlech byla již zmínka o vlivu substituentů na hodnotu vazebných úhlů a deformaci pravidelných uspořádání atomů v molekulách. Změna elektronegativity vazebných partnerů nemá vliv jen na úhly, ale i na délku vazby, a to zcela zákonitě. Tento vliv byl sledován v poslední době systematicky a formuloval jej Bent, který také navrhl pro tento zjev název sekundární hybridizace. Podle tohoto autora platí tyto závěry:

1. Pravidelná prostorová uspořádání v molekule jsou možná jen tehdy, jsou-li všechny atomy vázané na centrálním atomu stejné nebo alespoň mají stejnou hodnotu elektronegativity;

2. nejsou-li hodnoty elektronegativity těchto atomů stejné, dochází k sekundární hybridizaci, tj. k přesunu charakteru vazebného orbitálu *s*, resp. *p*(*d*) tak, že

3. charakter *s* se koncentruje ve směru k atomu s nejmenší elektronegativitou. Za substituent s nejmenší elektronegativitou lze považovat volný elektronový pár;

4. soustředění charakteru *s* se projeví zkrácením vazby, soustředění charakteru *p* jejím prodloužením;

5. soustředění charakteru *s* sousedních vazeb způsobí zvětšení vazebného úhlu, soustředění charakteru *p* jeho zmenšení.

V kapitole vysvětlující elektronegativitu bylo uvedeno, že hodnota elektronegativity charakterizuje schopnost atomu vytvářet chemickou vazbu, tj. sdílet vazebné elektrony, a že pevnost (energie) vazby je tím větší, čím větší je rozdíl elektronegativit obou vazebných partnerů. Z kapitoly o vazebném řádu vyplynulo, že pevnější vazby (s větší vazebnou energií) jsou kratší. Protože orbitály *s* mají větší elektronegativitu než orbitály *p* (u uhlíku např.  $X_s = 4,84$  a  $X_p = 1,75$ ), je zcela pochopitelné, že charakter *s* se přesouvá při sekundární hybridizaci tak, aby rozdíl elektronegativit byl největší, a že tento přesun vede ke zkrácení mezijaderné vzdálenosti. U charakteru *p* musí tomu být naopak.

Tak např. se mění vazebné úhly na atomu uhlíku se změnou zastoupení orbitálů *s* a *p*.



Nehybridizované orbitály p uhlíku (100%ní charakter p)	90°
hybridní orbitály sp <sup>3</sup> (75%ní charakter p)	109°28'
hybridní orbitály sp <sup>2</sup> (66,6%ní charakter p)	120°
hybridní orbitály sp (50%ní charakter p)	180°

Stejně tak lze ukázat na sloučeninách CF<sub>4</sub>, CHF<sub>3</sub>, CH<sub>2</sub>F<sub>2</sub> a CH<sub>3</sub>F, že změny a rozdíly v délkách vazeb a vazebných úhlech jsou největší tehdy, když jsou velké rozdíly v elektronegativitách substituentů:

CF <sub>4</sub>	132 pm (délka vazby C—F)
HCF <sub>3</sub>	133 pm (délka vazby C—F)
H <sub>2</sub> CF <sub>2</sub>	136 pm (délka vazby C—F)
H <sub>3</sub> CF	139 pm (délka vazby C—F)

Délka vazby se stoupajícím podílem charakteru p vzrůstá. Stejně dokazuje změna vazebného úhlu  $\angle$  BrPBr a délky vazby P—Br přesun charakteru s vazby u sloučenin PBr<sub>3</sub>, PSBr<sub>3</sub> a POBr<sub>3</sub>.

	$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \diagdown \\ \text{Br} \rightarrow \text{P} \\ \diagup \\ \text{Br} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \diagdown \\ \text{Br} \rightarrow \text{PS} \\ \diagup \\ \text{Br} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \diagdown \\ \text{Br} \rightarrow \text{PO} \\ \diagup \\ \text{Br} \end{array}$
$\angle$ BrPBr:	100°	106°	108°
délka vazby P—Br:	223 pm	213 pm	206 pm

Elektronegativita substituentu ve skupině Br<sub>3</sub>P — stoupá v řadě: elektronový pár < S < O a stejně tak klesá charakter p a stoupá charakter s vazby P—Br a zmenšuje se její délka.

### Příklad 1

Zjistěte, zda bude vzdálenost S—O delší v aniontu síranovém nebo thiosíranovém, a proč.

### Příklad 2

Který z aniontů ClO<sub>2</sub><sup>-</sup>, ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> a ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> má nejdelší a který nejkratší vazebnou vzdálenost?

### Příklad 3

V které molekule bude větší vazebný úhel, v SCl<sub>2</sub> nebo SOCl<sub>2</sub>?

*Poznámka:* Teorie sekundární hybridizace nemůže řešit případ, kdy se v analogických sloučeninách mění kvalita vazebných partnerů, jako např. v již uvedeném případě Br<sub>3</sub>P, Br<sub>3</sub>PS a Br<sub>3</sub>PO, změna délky vazby P—S a P—O nebo změna vazebného úhlu

$$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{O} \quad \quad \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \text{H}, \quad \text{Cl} \quad \text{Cl}, \quad \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \end{array}$$
 a pod. V takových případech se primárně uplatňují vlastní rozměry atomů.

Elektronová struktura atomů

Z	Prvek	1 s	2 s	2 p	3 s	3 p	3 d	4 s	4 p	4 d	4 f	5 s	5 p	5 d	5 f	6 s	6 p	6 d	6 f	7 s	
1	H	1																			
2	He	2																			
3	Li	2	1																		
4	Be	2	2																		
5	B	2	2	1																	
6	C	2	2	2																	
7	N	2	2	3																	
8	O	2	2	4																	
9	F	2	2	5																	
10	Ne	2	2	6																	
11	Na	2	2	6	1																
12	Mg	2	2	6	2																
13	Al	2	2	6	2	1															
14	Si	2	2	6	2	2															
15	P	2	2	6	2	3															
16	S	2	2	6	2	4															
17	Cl	2	2	6	2	5															
18	Ar	2	2	6	2	6															
19	K	2	2	6	2	6		1													
20	Ca	2	2	6	2	6		2													
21	Sc	2	2	6	2	6	1	2													
22	Ti	2	2	6	2	6	2	2													
23	V	2	2	6	2	6	3	2													
24	Cr	2	2	6	2	6	5	1													
25	Mn	2	2	6	2	6	5	2													
26	Fe	2	2	6	2	6	6	2													
27	Co	2	2	6	2	6	7	2													
28	Ni	2	2	6	2	6	8	2													
29	Cu	2	2	6	2	6	10	1													
30	Zn	2	2	6	2	6	10	2													
31	Ga	2	2	6	2	6	10	2	1												
32	Ge	2	2	6	2	6	10	2	2												
33	As	2	2	6	2	6	10	2	3												
34	Se	2	2	6	2	6	10	2	4												
35	Br	2	2	6	2	6	10	2	5												
36	Kr	2	2	6	2	6	10	2	6												
37	Rb	2	2	6	2	6	10	2	6			1									
38	Sr	2	2	6	2	6	10	2	6			2									
39	Y	2	2	6	2	6	10	2	6	1		2									
40	Zr	2	2	6	2	6	10	2	6	2		2									

Tabulka 1

Z	Prvek	1 s	2 s	2 p	3 s	3 p	3 d	4 s	4 p	4 d	4 f	5 s	5 p	5 d	5 f	6 s	6 p	6 d	6 f	7 s
41	Nb	2	2	6	2	6	10	2	6	4		1								
42	Mo	2	2	6	2	6	10	2	6	5		1								
43	Tc	2	2	6	2	6	10	2	6	5		2								
44	Ru	2	2	6	2	6	10	2	6	7		1								
45	Rh	2	2	6	2	6	10	2	6	8		1								
46	Pd	2	2	6	2	6	10	2	6	10										
47	Ag	2	2	6	2	6	10	2	6	10		1								
48	Cd	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2								
49	In	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	1							
50	Sn	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	2							
51	Sb	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	3							
52	Te	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	4							
53	J	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	5							
54	Xe	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6							
55	Cs	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			1				
56	Ba	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			2				
57	La	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6	1		2				
58	Ce	2	2	6	2	6	10	2	6	10	1	2	6	1		2				
59	Pr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6	1		2				
60	Nd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6	1		2				
61	Pm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6	1		2				
62	Sm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6	1		2				
63	Eu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6	1		2				
64	Gd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1		2				
65	Tb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	8	2	6	1		2				
66	Dy	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6	1		2				
67	Ho	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6	1		2				
68	Er	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6	1		2				
69	Tm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6	1		2				
70	Yb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6	1		2				
71	Lu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1		2				
72	Hf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2		2				
73	Ta	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3		2				
74	W	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2				
75	Re	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2				
76	Os	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2				
77	Ir	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2				
78	Pt	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1				
79	Au	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1				
80	Hg	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2				
81	Tl	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	1			
82	Pb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	2			
83	Bi	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	3			
84	Po	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	4			

Tabulka 1

Z	Prvek	1 s	2 s	2 p	3 s	3 p	3 d	4 s	4 p	4 d	4 f	5 s	5 p	5 d	5 f	6 s	6 p	6 d	6 f	7 s
85	At	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	5			
86	Rn	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6			
87	Fr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6			1
88	Ra	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6			2
89	Ac	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1		2
90	Th	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	1	2	6	1		2
91	Pa	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1		2
92	U	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1		2
93	Np	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1		2
94	Pu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	5	2	6	1		2
95	Am	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6	1		2
96	Cm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1		2
97	Bk	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1		2
98	Cf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6	1		2
99	Es	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	1		2
100	Fm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	1		2
101	Md	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	1		2
102	No	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	1		2
103	Lw	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1		2
104		2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2		2

Energie vazeb (podle Paulinga) v kJ mol<sup>-1</sup>

Tabulka 2

H—H	432,8	O—H	461,3	Si—J	213,9
C—C	245,3	S—H	366,3	Ge—Cl	435,8
Si—Si	177,9	Se—H	305,6	N—F	288,0
Ge—Ge	177,9	H—F	617,4	N—Cl	160,7
N—N	83,7	H—Cl	429,9	P—Cl	262,9
P—P	79,1	H—Br	365,4	P—Br	205,9
As—As	63,2	H—I	298,9	P—I	147,3
O—O	146,1	C—Si	241,1	As—Cl	252,4
S—S	267,1	C—N	203,4	As—Br	200,9
Se—Se	241,1	C—O	293,0	As—I	138,6
F—F	159,1	C—S	228,1	O—F	245,3
Cl—Cl	241,9	C—F	447,9	O—Cl	206,4
Br—Br	193,0	C—Cl	278,4	S—Cl	276,7
I—I	151,5	C—Br	226,0	S—Br	239,4
C—H	365,4	C—I	190,5	Se—Cl	279,6
Si—H	314,4	Si—O	373,8	Cl—F	361,7
N—H	350,4	Si—S	254,9	Br—Cl	220,6
P—H	263,7	Si—F	607,4	I—Cl	213,5
As—H	198,0	Si—Cl	359,3	I—Br	179,6
		Si—Br	290,1		



Prvek	$I$	$\mathcal{A}$	Prvek	$I$	$\mathcal{A}$
H	13,6	0,75	N s	26,92	14,05
F	20,86	3,50	p	14,42	2,54
Cl	15,03	3,73	P s	20,20	8,48
Br	13,10	3,70	p	12,49	1,98
J	12,67	3,52	Cu	7,70	2,40
O	18,53	3,40	Ag	7,60	2,50
Mg	7,10	1,08	Na	5,10	0,50
Ca	5,76	1,02	K	4,30	0,80
Al	8,83	2,11	Li	5,39	0,82
B s	14,91	5,70	Be	8,58	-0,99
p	8,42	0,32	Co	7,86	3,29

# VÝSLEDKY PŘÍKLADŮ

## Kapitola 1.1 Hmotnost atomů a molekul

8.  $3,270\ 76 \cdot 10^{-25}$  kg
9.  $1,970\ 92 \cdot 10^{-25}$  kg
10. 132,905; cesium
11. 190,2; osmium
12. 69,08 %  ${}^{63}_{29}\text{Cu}$  a 30,92 %  ${}^{65}_{29}\text{Cu}$
13.  $\bar{M}_r(\text{B}) = 10,81$
14.  $\bar{M}_r(\text{Ga}) = 69,72$
15.  ${}^1m({}_3^7\text{Li}) = 7,021$  u
16.  ${}^{12}_6\text{C} : {}^{13}_6\text{C} = 89,25 : 1$
17.  ${}^{107}_{48}\text{Ag} : {}^{109}_{47}\text{Ag} = 1,036 : 1$
18.  $x({}_{17}^{35}\text{Cl}) = 75,4$  %;  $x({}_{17}^{37}\text{Cl}) = 24,6$  %
19.  $6,540 \cdot 10^{20}$  atomů  ${}^{30}_{14}\text{Si}$
20. a)  $M_r(\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}) = 390,29$   
b)  $M_r(\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}) = 499,39$   
c)  $M_r(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3 \text{H}_2\text{O}) = 422,391$   
d)  $M_r(\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}) = 384,381$
21. a)  $M_r((\text{NH}_4)_6 \text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4 \text{H}_2\text{O}) = 1235,86$   
b)  $M_r((\text{NH}_4)_6 \text{W}_7\text{O}_{24} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}) = 1887,26$
22.  $x({}_1^1\text{H}) = 99,985$  %  
 $x({}_1^2\text{H}) = 0,015$  %
23.  $\Delta m = 5,046 \cdot 10^{-29}$  kg
24. a)  ${}^1E = 4,535\ 119 \cdot 10^{-12}$  J  
b)  $E_1 = 6,783\ 53 \cdot 10^{11}$  J
25.  $\Delta m = 2,636 \cdot 10^{-28}$  kg  
 $E_1 = 7,508\ 54 \cdot 10^{11}$  J
26. Zn : ZnO = 4 : 1
27.  $5,68 \cdot 10^{-2}$  g  $\text{H}_2$
28.  $2,429 \cdot 10^6$  m
29.  $2,794 \cdot 10^{21}$  atomů As, tj. 0,3475 g As
30. Rozloženo je 45,45 molekul  $\text{CaCO}_3$ ;  $x(\text{CaO}) = 45,45$  %

## Kapitola 1.2 Látkové množství

9. 83,03 kmol
10.  $3,00 \cdot 10^{25}$  atomů rtuti;  $n = 5,0 \cdot 10^{-9}$  mol
11.  $m_c = 40,08$  g Ca

12.  $n = 5,0 \cdot 10^2 \text{ kmol Si}$
13.  $m_{\text{Mo}} = m_{\text{O}} = m_{\text{Zn}}$
14.  $n = 10 \text{ kmol}; V^\circ = 224 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$
15.  $V^\circ = 4,186 \text{ m}^3 \text{ CH}_4; m = 30,0 \text{ Mg CH}_4$
16.  $V$  přebytku je kyslík.  $V^\circ = 0,221 \text{ m}^3 \text{ O}_2; n_{\text{O}_2} = 9,862 \text{ mol};$   
 $m = 316 \text{ g O}_2; n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,892 \text{ kmol}$
17.  $n_{\text{K}_2\text{PtCl}_6} = 0,6 \text{ mol}; n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 4,5 \text{ kmol}; n_{\text{KBrO}_3} = 0,2 \text{ mmol}$
18.  $n_{\text{N}_2} = 15 \text{ mol}; n_{\text{H}_2} = 45 \text{ mol}; n_{\text{NH}_3} = 30 \text{ mol}; m_{\text{NH}_3} = 510 \text{ g};$   
 $V_{\text{NH}_3}^\circ = 67,23 \text{ dm}^3$
19.  $n_{\text{O}_2} : n_{\text{O}_3} = 11 : 1$
20. Pokles hmotnosti je  $1,1 \text{ kg}; V_{\text{CO}_2}^\circ = 560 \text{ dm}^3$
21.  $n_{\text{CaCO}_3} : n_{\text{CaO}} = 3 : 1$
22. Pokles hmotnosti o 33 hmotnostních dílů.
23.  $m = 1878,6 \text{ kg}; n = 44,62 \text{ kmol}$
24.  $m_{\text{CH}_4} = 715,9 \text{ kg}; n_{\text{H}_2\text{O}} = 89,24 \text{ kmol}$
25.  $\text{P}_4 : \text{P}_2$
26.  $q_r(\text{H}_2) = 5,958; q_r(\text{O}_2) = 0,375; q_r(\text{vzduch}) = 0,415$
27.  $V_{\text{O}_2}^\circ = 0,56 \text{ dm}^3$
28.  $n_{\text{ZnO}} : n_{\text{HgO}} = 1 : 3,086 \doteq 1 : 3; m_{\text{ZnO}} : m_{\text{HgO}} = 1 : 10,224 \doteq 1 : 10$
29.  $n_{\text{N}_2} : n_{\text{O}_2} : n_{\text{CO}_2} = 2 : 1 : 7$
30.  $n_{\text{BeO}} : n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 1 : 1,1722$
31.  $m_{\text{Ge}} : m_{\text{B}} = 3 \cdot 10^5 : 1$
32.  $75,0 \% \text{ NO}_2 : 25 \% \text{ N}_2\text{O}_4; x_{\text{NO}_2} = 75 \%, x_{\text{N}_2\text{O}_4} = 25 \%$

### Kapitola 1.3 Složení soustavy

10.  $n_{\text{Cl}} = 10 \text{ mol}; n_{\text{Si}} = 2,5 \text{ mol}; m_{\text{Cl}} = 354,53 \text{ g};$   
 $w_{\text{Si}} = 16,53 \%; x_{\text{Si}} = 20$
11.  $N_{\text{Al}} : N_{\text{Si}} = 97\,038 : 1$
12.  $n_{\text{O}_2} = 4,410 \text{ mol}; V_{\text{O}_2}^\circ = 98,825 \text{ dm}^3$
13. a)  $1 \text{ Mg chloru je v } 50 \text{ Mg vody};$  b)  $1 \text{ kg bromu je v } 16,67 \text{ kg vody}$
14. a)  $5 \text{ tun};$  b)  $2 \text{ Mg}$
15.  $m_{\text{solí}} = 1,695 \text{ t}; w_{\text{Cl}} = 59,0 \%$
16.  $m_{\text{vody}} = 38,1 \text{ Mg}$
17.  $w_{\text{M}^+\text{Cl}} = 82,86 \%; w_{\text{MgCl}_2} = 8,57 \%$
18.  $w_{\text{Cl}} = 1,86 \%$  (ve vodě);  $w'_{\text{Cl}} = 53,18 \%$  (v odparku)
19.  $w_{\text{PbS}} = 88,2 \%$
20. Teoretický výtěžek je  $779,4 \text{ kg Pb};$  skutečný výtěžek je  $64,15 \% \text{ Pb}$
21.  $m_{\text{Pb}} = 55,22 \text{ Mg}$
22.  $w_{\text{Cu}} = 62,5 \%; w_{\text{hlušiny}} = 21,73 \%$
23.  $w = 10 \%$
24.  $\varphi_{\text{H}_2} = 29,53 \%$
25.  $w_{\text{SO}_2} = 18,6 \%; w_{\text{H}_2\text{SO}_3} = 23,845 \%$



26. a)  $2,687 \cdot 10^{25}$  entit vzduchu;  $5,630 \cdot 10^{24}$  entit  $O_2$ ;  
 b)  $2,08 \cdot 10^{25}$  entit vzduchu
27.  $V_{\text{vzduch}}^{\circ} = 60,32 \text{ m}^3$
28.  $V_{\text{vzduch}}^{\circ} = 3\,343 \text{ m}^3$
29.  $V_{O_2}^{\circ} = 54,0 \text{ dm}^3$
30.  $\varphi_{H_2} = 60 \%$ ;  $\varphi_{O_2} = 40 \%$
31.  $V_{\text{směs}}^{\circ} = 1,9 \text{ dm}^3$  (před rozkladem);  $V_{\text{směs}} = 1,925 \text{ dm}^3$  (po rozkladu)
32.  $m = 1,4636 \text{ g}$ ;  $m_{O_3} = 0,1071 \text{ g}$ ;  $w_{O_3} = 7,32 \%$
33.  $m = 1,4279 \text{ g}$ ;  $N_{O_3} = 1,846 \cdot 10^{18}$ ;  $w_{O_3} = 9,00 \%$ ;  $\varphi_{O_3} = 6,186 \%$
34.  $n_{O_2} : n_{O_3} = 23,5 \text{ mol} : 1 \text{ mol}$ ; objem se zvětší o  $3,45 \%$
35.  $w_{O_3} = 15 \%$
36.  $w_{O_3} = 13,04 \%$ ;  $x_{O_3} = 8,00 \%$ ;  $\varphi_{O_3} = 8,00 \%$
37.  $w_{O_3} = 9,00 \%$ ;  $x_{O_3} = 5,97 \%$ . Objemové složení:  $80,42 \%$   $N_2$ ;  $12,59 \%$   $O_2$ ;  $5,97 \%$   $O_3$ ;  $0,96 \%$  Ar;  $0,04 \%$   $CO_2$
38.  $w_{Fe}$  (celkového) =  $70,585 \%$ ;  $w_{Fe}$  (nesloučeného) =  $27,42 \%$
39. Zvýšil se o  $3,343 \%$
40. Hmotnostní ztráta je  $18,9 \%$ ;  $w_{Cu} = 81,1 \%$
41. a)  $w_{Cu} = 81,9 \%$ ;  $w_{CuO} = 15,4 \%$ ;  
 b) hmotnostní ztráta je  $18,1 \%$
42.  $w_{ZnO} = 46,23 \%$
43. Zvýšení o  $1,15 \%$ ;  $w_{ZnO} = 5,86 \%$
44.  $w_{ZnO} = 12,21 \%$
45. Stupeň oxidace je  $50 \%$
46.  $w_{PbS} = 27,35 \%$ ;  $w_{PbO} = 72,65 \%$ ; stupeň oxidace je  $74,00 \%$
47.  $w_{Zn}$  (celkový) =  $82,73 \%$ ;  $w_{ZnS} = 69,38 \%$
48.  $w_{Zn}$  (celkový) =  $78,79 \%$ ;  $w_{ZnO} = 88,26 \%$ ;  $w_{ZnS} = 11,74 \%$
49.  $w_{ZnS} = 71,76 \%$ ;  $w_{ZnO} = 28,24 \%$ ;  
 $w_{Zn} = 70,84 \%$ ;  $w_S = 23,63 \%$ ;  $w_O = 5,55 \%$
50. Sulfid byl zoxidován ze  $40 \%$
51. Stupeň oxidace je  $60,68 \%$
52.  $w_{ZnO} = 30 \%$
53.  $w_{Zn} = 89 \%$ ;  $w_{ZnO} = 5 \%$ ;  $w_{ZnS} = 6 \%$
54.  $w_{Zn} = w_{ZnS} = 70,94 \%$
55.  $w_{CdO} = 82,95 \%$
56. Hmotnostní ztráta je  $3,34 \%$
57.  $w_{Fe_3O_4} = 75,25 \%$
58. Převedeno z  $20 \%$ . Hmotnostní ztráta je  $0,668 \%$
59.  $w_{Fe} = 39,10 \%$ ;  $w_S = 44,90 \%$ ;  $m_{Fe} = 195,5 \text{ g}$ ;  $m_S = 224,5 \text{ g}$
60.  $V_{NH_3}^{\circ} = 3,20 \text{ m}^3$
61.  $m_{N_2} = 0,938 \text{ g}$
62.  $w_C = 51,8 \%$
63.  $\varphi_{N_2} = 60 \%$ ;  $\varphi_{NO} = 40 \%$ ;  $w_{N_2} = 58,34 \%$ ;  $w_{NO} = 41,66 \%$
64.  $\varphi_{C_2H_6} = 86,59$ ;  $\varphi_{CH_4} = 14,40 \%$ ;  $w_C = 79,50 \%$

65.  $\rho_r = 0,6677$
66.  $V_{\text{vzduch}}^{\circ} = 4\,175,8\text{ m}^3$ ;  $V_{\text{gener. plyn}}^{\circ} = 5\,052,7\text{ m}^3$ ;  
 $\varphi_{\text{N}_2} = 64,46\%$ ;  $\varphi_{\text{CO}} = 34,71\%$ ;  $\varphi_{\text{Ar}} = 0,83\%$
67.  $V_{\text{vzduch}}^{\circ} = 4555,4\text{ m}^3$ ;  $V_{\text{gener. plyn}}^{\circ} = 5\,353\text{ m}^3$ ;  
 $\varphi_{\text{N}_2} = 66,4\%$ ;  $\varphi_{\text{CO}} = 29,8\%$ ;  $\varphi_{\text{CO}_2} = 3,0\%$ ;  $\varphi_{\text{Ar}} = 0,8\%$   
 Spotřeba vzduchu vzrůstá o 9,1 %, vzrůstá objem gener. plynu o 5,9 %, klesá obsah CO o 4,9 % (ztráty CO<sub>2</sub>, C)
68.  $\varphi_{\text{H}_2} = 25\%$ ;  $\varphi_{\text{CO}} = 42,35\%$ ;  $\varphi_{\text{N}_2} = 32,23\%$ ;  $\varphi_{\text{Ar}} = 0,42\%$ ;
69.  $\varphi_{\text{H}_2} = 31,15\%$ ;  $\varphi_{\text{CO}} = 44,24\%$ ;  $\varphi_{\text{N}_2} = 24,30\%$ ;  $\varphi_{\text{Ar}} = 0,31\%$
70.  $V_{\text{vzduch}}^{\circ} = 2,2434\text{ m}^3$ ;  $V_{\text{spalin}}^{\circ} = 2,274\text{ m}^3$ ;  
 $\varphi_{\text{N}_2} = 78,8\%$ ;  $\varphi_{\text{CO}_2} = 20,3\%$ ;  $\varphi_{\text{Ar}} = 0,9\%$
71.  $V_{\text{vzduch}}^{\circ} = 1,071\text{ m}^3$ ;  $\varphi_{\text{N}_2} = 78,8\%$ ;  $\varphi_{\text{CO}_2} = 20,6\%$ ;  $\varphi_{\text{Ar}} = 0,6\%$
72.  $n_{\text{PCl}_5} : n_{\text{AlCl}_3} = 1 : 1$
73.  $w_{\text{NaCl}} = 75\%$
74.  $w_{\text{K}} = 42,56\%$
75.  $n_{\text{K}} = 2\text{ mol}$ ;  $w_{\text{K}} = 26,1\%$
76.  $w_{\text{K}} = 23,18\%$ ;  $w_{\text{Br}} = 47,36\%$ ;  $w_{\text{Mg}} = 7,52\%$ ;  $w_{\text{Cl}} = 21,94\%$
77.  $w_{\text{CaCO}_3} = w_{\text{MgCO}_3} = 50\%$ ;  $n_{\text{CaCO}_3} = 1\text{ mol}$
78.  $w_{\text{CaCO}_3} = 40\%$ ;  $w_{\text{MgCO}_3} = 60\%$ ;  $w_{\text{CaO}} = 43,82\%$ ;  $w_{\text{MgO}} = 56,18\%$
79.  $w_{\text{Zn}} = 10\%$ ;  $w_{\text{Fe}} = 90\%$
80.  $w_{\text{KNO}_2} = 87,10\%$
81.  $w_{\text{S}} = 5,3\%$
82. Hmotnostní poměr  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 : \text{NH}_4\text{NO}_3 = 1 : 1,76$
83.  $w_{\text{CaCO}_3} = 57,5\%$
84.  $\varphi_{\text{N}_2} = 21,4\%$ ;  $\varphi_{\text{H}_2} = 64,3\%$ ;  $\varphi_{\text{NH}_3} = 14,3\%$
85. a)  $w_{\text{Fe}} = 38,7\%$ ; b)  $w_{\text{Fe}} = 40,3\%$
86.  $w_{\text{SO}_3}(\text{volný}) = 45\%$
87.  $w_{\text{S}} = 34,6\%$
88.  $w_{\text{SO}_3}(\text{volný}) = 40,0\%$ ;  $w_{\text{SO}_3}(\text{vázaný}) = 49,0\%$
89.  $n_{\text{SO}_3}(\text{volný}) : n_{\text{SO}_3}(\text{vázaný}) = 1 : 2$ ;  $w_{\text{SO}_3}(\text{volný}) = 29\%$
90.  $w_{\text{SO}_3}(\text{volný}) = 50,0\%$

## Kapitola 1.4 Chemické vzorce

12.  $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ , ethylendiamin
13.  $m_{\text{C}} : m_{\text{S}} : m_{\text{N}} : m_{\text{H}} = 3 : 8 : 7 : 1$ , CS(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, thiomčovina
14.  $m_{\text{C}} : m_{\text{S}} = 3 : 16$ ;  $w_{\text{C}} = 15,79\%$ ;  $w_{\text{S}} = 84,22\%$ ; CS<sub>2</sub>
15. C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>
16. C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>O<sub>4</sub>, (CH<sub>2</sub>COOH)<sub>2</sub>, kyselina jantarová
17. Ca(COO)<sub>2</sub>·H<sub>2</sub>O
18. (COH<sub>2</sub>)<sub>3</sub>; CH<sub>3</sub>CH(OH)COOH
19. B<sub>3</sub>N<sub>3</sub>H<sub>6</sub>, borazol
20. C<sub>4</sub>F<sub>6</sub>; C<sub>12</sub>F<sub>18</sub>

21.  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ; hmotnostní ztráta je 424 g
22.  $(\text{C}_4\text{O}_3)_n$ ;  $\text{C}_{12}\text{O}_9$
23.  $\text{C}_{12}\text{O}_{12}\text{H}_6$
24.  $\text{C}_3\text{H}_6$
25.  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_2$
26.  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , (butan)
27.  $(\text{KOC})_n$ ;  $\text{C}_6\text{O}_6\text{K}_6$
28.  $\text{KMgCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ;  $w_{\text{K}} = 23,04 \%$ ;  $w_{\text{Mg}} = 14,31 \%$ ;  $w_{\text{Cl}} = 62,65 \%$
29.  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$
30.  $2 \text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$
31.  $\text{NCH}_3$ ;  $\text{N}_4\text{C}_4\text{H}_{12}$ ;  $\text{N}(\text{CH}_3)_4\text{N}_3$  — azid tetramethylamonný
32.  $(\text{SiH}_3)_2\text{O}$ ;  $\text{Si}_6\text{O}_3\text{H}_6$
33.  $\text{Mg}_2\text{Si}_4\text{O}_8 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2$
34.  $\text{Cu}_2\text{FeSnS}_4$
35.  $3 \text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6 \text{SiO}_2$
36.  $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$
37.  $\text{NaAlSiO}_4$ ;  $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$
38.  $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$
39.  $\text{Mg}_3\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{12}$
40.  $\text{Cu}_3\text{FeS}_3$ , bornit;  $w_{\text{Cu}} = 55,63 \%$ ;  $w_{\text{Fe}} = 16,30 \%$ ;  $w_{\text{S}} = 28,07 \%$
41.  $\text{CuFeS}_2$ , chalkopyrit;  $w_{\text{Cu}} = 34,63 \%$ ,  $w_{\text{Fe}} = 30,43 \%$ ,  $w_{\text{S}} = 34,94 \%$
42.  $\text{Cu}_3\text{FeS}_3$
43.  $\text{NH}_4\text{NaHPO}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$
44.  $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$
45.  $\text{K}_2\text{S}_3\text{O}_{10} = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{SO}_3$
46.  $2 \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
47.  $\text{BaS}_2\text{O}_6 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
48.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$
49.  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ;  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$
50.  $(\text{CO}_{0,66}\text{Ni}_{0,34})_3\text{S}_4$
51.  $(\text{Fe}_{0,9}\text{Ni}_{0,1})\text{S}$
52.  $(\text{Fe}_{0,7}\text{Mn}_{0,3})\text{WO}_4$
53.  $(\text{Ni}_{0,75}\text{Co}_{0,125}\text{Fe}_{0,125})\text{As}_2$
54.  $w_{\text{KMnO}_4} = 80 \%$ ;  $w_{\text{KClO}_4} = 20 \%$
55.  $w_{\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}} = 64,9 \%$ ;  $w_{\text{NaH}_2\text{AsO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}} = 35,1 \%$
56.  $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 110 \text{ g}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SO}_3$
57.  $w_{\text{B}} = 10,6 \%$
58.  $w_{\text{N}}(\text{NaNO}_3) = 16,48 \%$ ;  $w_{\text{N}}(\text{KNO}_3) = 13,86 \%$ ;  $w_{\text{N}}(\text{RbNO}_3) = 9,50 \%$ ;  
 $w_{\text{N}}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 35,00 \%$ ; nejvyšší v  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
59.  $w_{\text{K}_2\text{O}} = 16,92 \%$ ;  $w_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 18,32 \%$ ;  $w_{\text{SiO}_2} = 64,76 \%$
60. a)  $w_{\text{N}} = 24,34 \%$ ; b)  $w_{\text{Ir}} = 33,35 \%$ ; c)  $w_{\text{U}} = 47,4 \%$
61.  $w_{\text{Al}} = 20,90 \%$ ;  $w_{\text{Sb}} = 34,79 \%$
62.  $w_{\text{P}_2\text{O}_5} = 42,2 \%$

63.  $w_F = 54,30 \%$   
 64.  $w_{\text{nečist.}} = 9 \%$   
 65.  $w_{\text{CaC}_2} = 85,7 \%$ ;  $w_{\text{nečist.}} = 14,3 \%$   
 66. a)  $w_N = 28,1 \%$ ; b)  $w_N = 26,4 \%$   
 67.  $w_{\text{nečist.}} = 5,27 \%$   
 68.  $m_{\text{As}_2\text{O}_3} = 195,1 \text{ g}$   
 69. 221,75 kg  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; 209,2 kg  $\text{CaCO}_3$ ; 753,1 kg  $\text{SiO}_2$   
 70.  $w_{\text{nečist.}} = 4,0 \%$   
 71.  $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$   
 72.  $m_{\text{Cu}} = 133,0 \text{ g}$ ;  $m_{\text{CuSO}_4} = 349,5 \text{ g}$ ;  $w_{\text{Cu}} = 24,18 \%$ ;  $w_{\text{CuSO}_4} = 63,55 \%$   
 73. Vzroste o 14,36 %, hmotn. ztráta je 36,08 %  
 74. Pokles hmotnosti je 37,75 %;  $w_{\text{nečist.}} = 17,58 \%$   
 75. Vzrůst hmotnostního obsahu je u mědi o 11,0 %, u nečistot o 4,8 %  
 76.  $w_{\text{nečist.}} = 6,0 \%$   
 77. Pokles hmotnosti je 28,21 %  
 78. a)  $w_{\text{CuSO}_4} = 81,5 \%$ ; b) 100 g  
 79.  $w_{\text{H}_2\text{O}} = 25 \%$   
 80.  $w_{\text{H}_2\text{O}} = 10,96 \%$   
 81.  $w_{\text{Cu}} = 25,45 \%$ , odstraněno bylo 88,58 % vody  
 82.  $w_{\text{nečist.}} = 7,6 \%$   
 83.  $w = 30 \%$   
 84. Nečistoty se zvýší o 3,57 %, hmotn. obsah zinku o 15,42 %  
 85. Poklesl o 23,26 %  
 86.  $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 26,085 \text{ g}$ ;  $w_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 15,22 \%$   
 87.  $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 53,0 \text{ g}$ ; 130,00 g  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$   
 88.  $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 79,525 \text{ g}$   
 89.  $w = 9,42 \%$   $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{ H}_2\text{O}$   
 90.  $w = 80 \%$   $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{ H}_2\text{O}$ ;  $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 12,174 \text{ g}$ ;  
 zmenší se o 43,75 %;  $w_K = 14,06 \%$

## Kapitola 1.5 Chemické reakce a chemické rovnice

### 15.1 Sestavování chemických rovnic

*Poznámka:* Čísla znamenají koeficienty a jsou seřazena jako v zadaném příkladu.

11. a)  $2 + 3 \rightarrow 6 + 1 + 3$   
 b)  $2 + 1 + 2 \rightarrow 2 + 2 + 2 + 1$   
 c)  $3 + 4 \rightarrow 3 + 2 + 4$   
 d)  $1 + 4 + 3 \rightarrow 2 + 1 + 2 + 3$   
 e)  $12 + 1 \rightarrow 1 + 12$
12. a)  $2 + 3 + 6 \rightarrow 2 + 3 + 6$   
 b)  $2 + 3 + 1 \rightarrow 2 + 6 + 1$

- c)  $1 + 3 + 3 \rightarrow 2 + 3$   
d)  $2 + 2 + 5 \rightarrow 1 + 2 + 14$   
e)  $2 + 6 \rightarrow 1 + 4 + 3$
13. a)  $4 + 3 \rightarrow 1 + 12 \text{ KCl}$   
b)  $2 + 4 + 1 \rightarrow 4 + \text{K}_2\text{SO}_4$   
c)  $1 + 6 + 6 \rightarrow 2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$   
d)  $10 + 6 + 1 \rightarrow 1 + 19 + \text{H}_2\text{O}$   
e)  $2 + 1 \rightarrow 1 + 1 + 2$
14.  $\text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{ CaF}_2 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{ BF}_3 + 3 \text{ CaSO}_4 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
15.  $2 \text{ K}_2\text{HgI}_4 + 4 \text{ KOH} + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{Hg}_2\text{ONH}_2\text{I} + \text{KCl} + 7 \text{ KI} + 3 \text{ H}_2\text{O}$
16.  $6 \text{ KOH} + 3 \text{ CS}_2 = 2 \text{ K}_2\text{CS}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
17.  $3 \text{ ZnSO}_4 + 4 \text{ Na}_2\text{HPO}_4 = \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 + 3 \text{ Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ NaH}_2\text{PO}_4$
18.  $3 \text{ LiBH}_4 + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{BH}_4)_3 + 3 \text{ LiCl}$
19. a)  $2 + 2 + 6 \rightarrow 2 + 3$   
b)  $2 + 2 + 2 \rightarrow 2 + 1 + 1 + 1 + 2$   
c)  $1 + 12 + 12 \rightarrow 4 + 12 + 6$   
d)  $4 + 4 + 1 \rightarrow 4 + 1 + 5$   
e)  $2 + 5 + 6 \rightarrow 2 + 2 + 3 + 2$   
f)  $1 + 8 + 4 \rightarrow 1 + 8 + 8 + 4$
20. a)  $1 + 6 + 1 \rightarrow 1 + 2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$   
b)  $2 + 3 + 5 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 + 3 + 2 \text{ OH}^-$   
c)  $2 + 4 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 1 + 4 + 4$   
d)  $10 + 2 + 16 \rightarrow 5 + 2 \text{ Mn}^{2+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$   
e)  $6 + 1 + 14 \rightarrow 6 \text{ Fe}^{3+} + 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2\text{O}$   
f)  $5 + 2 + 6 \rightarrow 5 + 2 \text{ Mn}^{2+} + 3 \text{ H}_2\text{O}$   
g)  $2 + 1 + 4 \rightarrow 1 + 1 + 2 \text{ H}_2\text{O}$   
h)  $3 + 1 + 8 \rightarrow 3 + 2 \text{ Cr}^{3+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$   
ch)  $5 + 2 + 16 \rightarrow 2 \text{ Mn}^{2+} + 5 \text{ Sn}^{4+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$   
i)  $3 + 6 \rightarrow 5 + 1 + 3 \text{ H}_2\text{O}$
21. a)  $3 + 4 \rightarrow 3 + 2 + 1$   
b)  $1 + 1 + 1 \rightarrow 1 + 2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$   
c)  $1 + 4 \rightarrow 2 + 1 + 2 \text{ H}_2\text{O}$   
d)  $4 + 8 + 1 + 2 \rightarrow 4 + 4 \text{ KOH}$   
e)  $8 + 3 \rightarrow 6 + 1$   
f)  $3 + 5 + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 3 + 5$   
g)  $2 + 1 + 3 \rightarrow 1 + 1 + 3$   
h)  $2 + 4 + 1 \rightarrow 2 + 5 + 2 + 2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$   
ch)  $3 + 2 \rightarrow 2 + 3 + 3 + 6 \text{ H}_2\text{O}$   
i)  $3 + 2 + 6 \rightarrow 3 + 2 + 12 \text{ HCl}$
22. a)  $6 + 1 + 14 \rightarrow 3 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2\text{O}$   
b)  $5 + 8 + 9 \rightarrow 8 \text{ Mn}^{2+} + 5 \text{ PO}_4^{3-} + 12 \text{ H}_2\text{O}$

- c)  $2 + 3 + 4 \rightarrow 5 \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
d)  $5 + 1 + 8 \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$   
e)  $5 + 1 + 6 \rightarrow 3\text{I}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$   
f)  $1 + 2 + 8 \rightarrow \text{Cl}_2 + 3 \text{Pb}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$   
g)  $1 + 4 + 5 \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{Cl}^- + 10 \text{H}^+$   
h)  $1 + 6 + 14 \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$   
i)  $2 + 1 \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{I}^-$
23. a)  $1 + 3 + 7 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2 \text{K}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{SO}_4$   
b)  $2 + 8 + 11 \rightarrow 2 \text{AsH}_3 + 8 \text{ZnSO}_4 + 3 \text{Na}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$   
c)  $5 + 2 + 3 \rightarrow 10 \text{CO}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$   
d)  $2 + 3 + 2 \rightarrow 5 \text{MnO}_2 + 2 \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$   
e)  $1 + 3 + 3 \rightarrow 3 \text{Na}[\text{H}_2\text{PO}_2] + \text{PH}_3$   
f)  $3 + 1 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3 \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$
24. a)  $2 + 10 + 6 \rightarrow \text{P}_4 + 6 \text{CaSiO}_3 + 10 \text{CO}$   
b)  $3 + 8 \rightarrow \text{N}_2 + 6(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$   
c)  $1 + 2 \rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{KCl} + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$   
d)  $3 + 24 \rightarrow 3 \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 6 \text{H}_2\text{SO}_4 + 15 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$   
e)  $1 \rightarrow \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3$   
f)  $1 + 14 + 6 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{AsO}_4 + 3 \text{Na}_2\text{SO}_4 + 14 \text{NaNO}_2 + 6 \text{CO}_2$
25.  $5 \text{Te} + 6 \text{HClO}_3 + 12 \text{H}_2\text{O} = 5 \text{H}_6\text{TeO}_6 + 3 \text{Cl}_2$   
26.  $3\text{I}_2 + 10 \text{HNO}_3 = 6 \text{HIO}_3 + 10 \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{I}_2 + 5 \text{Cl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HIO}_3 + 10 \text{HCl}$   
27.  $5 \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 = \text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2 + 4 \text{I}_2 + 9 \text{O}_2$   
28.  $\text{P}_4 + 10 \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 4 \text{H}_3\text{PO}_4 + 5 \text{NO} + 5 \text{NO}_2$   
29.  $2 \text{OsF}_6 + 6 \text{H}_2\text{O} = \text{OsO}_4 + \text{OsO}_2 + 12 \text{HF}$   
30.  $2 \text{BaS} + 6 \text{NaHSO}_3 = 3 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2 \text{BaSO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$   
31.  $6 \text{KOH} + 8 \text{S} = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2 \text{K}_2\text{S}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$   
32.  $\text{NaIO}_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 4 \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{NaI} + 4 \text{Br}_2 + 10 \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6 + 8 \text{NaBr} + 4 \text{H}_2\text{O}$   
33.  $\text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^- = \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$   
 $3 \text{Cl}_2 + 6 \text{OH}^- = 5 \text{Cl}^- + \text{ClO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$   
34.  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 2 \text{Fe} + 6 \text{HCl} = \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + 2 \text{FeCl}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
35.  $4 \text{Au} + \text{O}_2 + 8 \text{NaCN} + 2 \text{H}_2\text{O} = 4 \text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2] + 4 \text{NaOH}$   
36.  $4 \text{Zn} + 10 \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3 + 4 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$   
37.  $2 \text{MnSO}_4 + 5(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + 8 \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Ag}} 2 \text{HMnO}_4 +$   
 $+ 5(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{SO}_4$   
 $\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4$   
38.  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{KNO}_3 + 4 \text{KOH} \xrightarrow{t} 2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 3 \text{KNO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 $3 \text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + 6 \text{KOH} \xrightarrow{t} 3 \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$   
39.  $3 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 = 3 \text{CH}_3\text{CHO} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$   
 $+ \text{K}_2\text{SO}_4 + 7 \text{H}_2\text{O}$

40.  $2 \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 41.  $3 \text{FeS}_2 + 24 \text{HNO}_3 = 3 \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 6 \text{H}_2\text{SO}_4 + 15 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$   
 42.  $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 = 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$

## Kapitola 1.6 Jednoduché stechiometrické výpočty

5. 20 g  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; 0,25 mol  $\text{NH}_4\text{NO}_3$   
 6. 29,5 g  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ; 38,0 g  $\text{KNO}_2$   
 7.  $V_{\text{vzduch}}^\circ = 596,7 \text{ m}^3$ ;  $V_{\text{NO}}^\circ = 100 \text{ m}^3$ ;  $\varphi_{\text{NO}} = 34,64 \%$   
 8.  $n_{\text{SO}_2} = 0,2023 \text{ mol}$ ;  $V_{\text{SO}_2}^\circ = 4,5335 \text{ dm}^3$   
 9.  $m_{\text{C}} = 8,0 \text{ g}$ ;  $m_{\text{Sc}_2\text{O}_3} = 23,0 \text{ g}$   
 10.  $V_{\text{PH}_3}^\circ = 3,20 \text{ dm}^3$ ; 15,86 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; 0,214 mol  $\text{Ca}(\text{OH})_2$   
 11.  $V_{\text{PH}_3}^\circ = 11,2 \text{ dm}^3$ ;  $m_{\text{Zn}} = 98,08 \text{ g}$   
 12. a)  $m_{\text{PBr}_3} = 702 \text{ g}$ ; b)  $n_{\text{HBr}} = 7,5 \text{ mol}$   
 13.  $n_{\text{N}_2} = 0,25 \text{ mol}$ ;  $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 45,0 \text{ g}$ ;  $w_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 84,4 \%$   
 14.  $m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 28,5 \text{ g}$ ;  $m_{\text{KNO}_3} = 37,9 \text{ g}$ ; ztráty 7,12 g  $\text{Cr}_2\text{O}_3$   
 15.  $m_{\text{KNO}_3} = 15,2 \text{ g}$ ; přebytek 8 % Pb  
 16.  $V_{\text{ozoniz.}}^\circ = 22,4 \text{ dm}^3$ ;  $V_{\text{O}_2}^\circ = 24,64 \text{ dm}^3$   
 17.  $n_{\text{O}_2} = 1,5 \text{ mol}$ ;  $V_{\text{O}_2}^\circ = 33,6 \text{ dm}^3$   
 18.  $n_{\text{CaCN}_2} = 25 \text{ kmol}$ ;  $n_{\text{H}_2\text{O}} = 75 \text{ kmol}$ ;  $m_{\text{CaCO}_3} = 2,5 \text{ t}$   
 19.  $m_{\text{H}_2\text{S}} = 13,48 \text{ g}$ ;  $V_{\text{H}_2\text{S}}^\circ = 8,864 \text{ dm}^3$   
 20.  $m_{\text{BaSO}_4} = 35,9 \text{ g}$ ;  $m_{\text{C}} = 96 \text{ g}$   
 21.  $w_{\text{KCl}} = 65,65 \%$   
 22. 126 g  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ ; 121 g  $\text{H}_2\text{O}$ ; 32 g síry  
 23.  $n_{\text{Li}} = 2,5 \text{ mol}$ ;  $w_{\text{Li}} = 59,78 \%$   
 24.  $V_{\text{H}_2}^\circ = 1 \text{ mol H}_2$ ;  $m_{\text{Co}} = 39,3 \text{ g}$ ;  $n_{\text{Co}} = 2/3 \text{ mol}$   
 25.  $n_{\text{Al}} = 0,6 \text{ mol}$ ;  $m_{\text{Al}} = 16,2 \text{ g}$ ;  $m_{\text{Br}} = 143,8 \text{ g}$   
 26. 100 g  $\text{POCl}_3$   
 27. 180 g  $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$   
 28.  $m_{\text{NiCl}_2} = 81,0 \text{ g}$ ;  $n_{\text{NH}_3} = 3,75 \text{ mol}$ ;  $V_{\text{NH}_3}^\circ = 84,0 \text{ dm}^3$   
 29. 365 g bromové vody  
 30.  $V_{\text{H}_2\text{S}}^\circ = 46,6 \text{ m}^3$ ;  $V_{\text{SO}_2}^\circ = 23,3 \text{ m}^3$   
 31.  $V_{\text{SO}_2}^\circ = 104,83 \text{ m}^3$ ;  $n_{\text{SO}_2} = 4,678 \text{ kmol}$ ;  $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 458,81 \text{ kg}$   
 32. a) 21,74 g  $\text{MnO}_2$ ; b) 189 g  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ ; c) 92 %  
 33. 194,0 kg  $\text{MnO}_2$ ; 904 kg  $\text{HCl}$  36%ní  
 34. 64,0 g  $\text{Na}_2\text{SnS}_3$ ; 50%ní přebytek  
 35. 4,275 t  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; 1,4 t síry  
 36.  $w_{\text{Fe}} = 67,8 \%$ ; vzrůst o 29,1 %  
 37. a)  $w_{\text{Zn}} = 95,2 \%$ ; b) 8,2 g  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$   
 38.  $m_{\text{Cl}_2} = 1,044 \text{ Mg}$ ;  $V_{\text{H}_2}^\circ = 348,3 \text{ m}^3$  uvedené čistoty  
 39.  $\varphi_{\text{CO}_2} = 0,03 \%$   
 40. 23,92 %;  $w_{\text{Ba}} = 47,71 \%$   
 41. Výtěžek 69,44 %

42. a) 386 g  $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ; b) ztráty 5,06 %
43.  $m_{\text{KClO}_3} = 100 \text{ g}$
44.  $m_{\text{O}_2} = 86,9 \text{ g}$ ;  $V_{\text{O}_2}^\circ = 59,01 \text{ dm}^3$ ;  $n_{\text{O}_2} = 2,633 \text{ mol}$ ;  $w_{\text{KClO}_3} = 50,0 \%$
45. 88,7 g  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ ;  $m_{\text{CuO}} = 23,9 \text{ g}$ ;  $m_{\text{HNO}_3} = 168,0 \text{ g}$ ;  
 $n_{\text{HNO}_3} = 0,8 \text{ mol}$
46. a) 79,0 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ; b)  $w_{\text{Cu}} = 85 \%$
47.  $w_{\text{S}_c} = 55,2 \%$ ;  $w_{\text{S}} = 44,8 \%$ ;  $m_{\text{ceik.}} = 61,52 \text{ g}$
48. 56,66 g  $\text{Na}_3\text{SbS}_4 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$ ;  $m_{\text{NaOH}} = 14,13 \text{ g}$ ;  $m_{\text{S}} = 9,44 \text{ g}$
49.  $m_{\text{Sb}_2\text{S}_5} = 839,3 \text{ g}$
50.  $m_{\text{vzorku}} = 378 \text{ g}$ ;  $n_{\text{Zn}} = 2 \text{ mol}$ ,  $n_{\text{Fe}} = 4 \text{ mol}$
51.  $w_{\text{ZnO}} = 14 \%$ ;  $w_{\text{Zn}} = 98 \%$
52.  $w_{\text{ZnO}} = 12,5 \%$ ; 214,5 g  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$
53. 27,6 g vzorku
54.  $m_{\text{Cu}} = 254,5 \text{ kg}$ ;  $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 491 \text{ kg}$
55.  $w_{\text{H}_2\text{O}_2} = 5 \%$
56.  $\varphi_{\text{SO}_2} = 5,6 \%$
57.  $\varphi_{\text{SO}_2} = 20 \%$
58.  $m_{\text{CaF}_2} = 4,00 \text{ kg}$ ;  $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 4,90 \text{ kg}$
59.  $V_{\text{H}_2\text{S}}^\circ = 8,83 \text{ dm}^3$
60.  $m_{\text{H}_3\text{BO}_3} = 756 \text{ kg}$ ; 7  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $w_{\text{H}_2\text{O}} = 38,53 \%$
61.  $\varphi_{\text{SO}_2} = 24,9 \%$ ;  $m_{\text{I}} = 14,1 \text{ g}$
62.  $m_{\text{KIO}_3} = 25,3 \text{ g}$ ;  $m_{\text{KI}} = 98,1 \text{ g}$
63. 217 g bromové vody
64.  $m_{\text{NaCN}} = 1 \text{ t}$
65.  $m_{\text{CaC}_2} = 800 \text{ kg}$ ;  $V_{\text{N}_2}^\circ = 280 \text{ m}^3$
66.  $\varphi_{\text{O}_3} = 6 \%$
67.  $m_{\text{BaO}_2} = 1,494 \text{ g}$ ;  $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} (20\% \text{ní}) = 4,325 \text{ g}$
68.  $m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 666 \text{ kg}$ ;  $V_{\text{SO}_2}^\circ = 373,6 \text{ m}^3$ ;  $V_{\text{vzduch}}^\circ = 2\,450 \text{ m}^3$
69. a)  $\varphi_{\text{SO}_2} = 15,2 \%$ ;  $\varphi_{\text{N}_2} = 84,8 \%$ ;  
 b)  $\varphi_{\text{SO}_2} = 7,6 \%$ ;  $\varphi_{\text{N}_2} = 81,9 \%$ ;  $\varphi_{\text{O}_2} = 10,5 \%$
70. 12 231  $\text{m}^3$  vzduchu
71.  $w_{\text{Zn}} = 50,98 \%$ ,  $w_{\text{Mn}} = 4,54 \%$ ;  $w_{\text{Zn}} = 62,28 \%$ ,  $w_{\text{Mn}} = 5,54 \%$
72.  $m_{\text{Cl}_2} = 2,17 \text{ t}$ ;  $m_{\text{CaO}} = 1,71 \text{ t}$ ;  $m_{\text{KCl}} = 0,76 \text{ t}$
73. 133,3 g  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ; 100 g  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$
74. 1 Mg hlíny, 441,5 kg  $\text{H}_2\text{SO}_4$
75.  $m_{\text{NaCl}} = 1,47 \text{ Mg}$ ;  $V_{\text{CO}_2}^\circ = 232,6 \text{ m}^3$ ;  $V_{\text{NH}_3}^\circ = 422,9 \text{ m}^3$

## Kapitola 1.7 Vyjadřování složení roztoků

24.  $m = 21,6 \text{ kg}$ ;  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 158,4 \text{ dm}^3$
25.  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 221 \text{ ml}$
26.  $m_{\text{NaCl}} = 225 \text{ kg}$
27. 72 ml  $\text{CH}_3\text{OH}$ ; 828 ml  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$



28.  $V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,6 \text{ dm}^3$
29.  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 566 \text{ g}$
30.  $220 \text{ g FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ ;  $w_{\text{Fe}} = 2,94 \%$
31.  $w_{\text{CuSO}_4} = 16,0 \%$ ;  $w_{\text{Cu}} = 6,36 \%$
32.  $m_{\text{HCl}} = 0,4244 \text{ g}$
33.  $m_{\text{S}} = 129,62 \text{ g}$ ;  $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 396,5 \text{ g}$ ;  $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 4,043 \text{ mol}$
34. a)  $V_{\text{HCl}} = 251,6 \text{ ml}$ ; b)  $V_{\text{HCl}} = 91,7 \text{ ml}$
35.  $m_{\text{HCl}} = 22,25 \text{ g}$ ;  $6,1 \text{ mol dm}^{-3}$ ;  $x_{\text{HCl}} = 11,14 \%$
36.  $5,5212 \text{ g Th(NO}_3)_4 \cdot 4 \text{ H}_2\text{O}$
37.  $m_{\text{Th}} = 9,282 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
38.  $V = 754 \text{ ml}$
39.  $m = 4,9638 \text{ g}$
40.  $0,2\text{M-ZnCl}_2$
41.  $n_{\text{Fe}^{3+}} = n_{\text{FeCl}_3} = 0,03 \text{ mol}$
42.  $n_{\text{CaO}} = n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,5 \text{ mol}$ ;  $2,5\text{M-CaO}$
43.  $0,05 \text{ mol dm}^{-3} \text{ NH}_3$
44.  $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 0,024 \text{ mol}$
45.  $n_{\text{OH}^-} = 0,0265 \text{ mol}$
46.  $0,15\text{M-AgNO}_3$
47.  $V_{\text{NH}_3}^\circ = 11,205 \text{ dm}^3$
48.  $0,2\text{M-NH}_3$
49.  $0,446 \text{ dm}^3$
50.  $0,05\text{M-H}_2\text{SO}_4$
51.  $1\text{M-HCl}$
52.  $m_{\text{rozt}} = 192,0 \text{ g}$ ;  $m_{\text{Th(NO}_3)_4 \cdot 12 \text{ H}_2\text{O}} = 55,70 \text{ g}$
53.  $0,282\text{M-H}_3\text{PO}_4$ ;  $m_{\text{P}} = 8,73 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
54.  $w_{\text{Cd}} = 20 \%$
55.  $V_{\text{NH}_3}^\circ = 146,2 \text{ dm}^3$
56. a)  $w = 0,0760 \%$ ;  $x = 0,080 \%$ ;  
b)  $w = 0,754 \%$ ;  $x = 0,8 \%$ ;  
c)  $w = 27,54 \%$ ;  $x = 28,67 \%$
57.  $w_{\text{NH}_3} = 24,0 \%$ ;  $x_{\text{NH}_3} = 33,54 \%$ ; vzroste o  $10 \%$
58.  $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 17,50 \%$
59. Odpařit  $600 \text{ g H}_2\text{O}$
60.  $m = 2900 \text{ g}$ ;  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 2175 \text{ ml}$
61.  $w_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 40 \%$ . Z roztoku vykryštaluje  $179,2 \text{ g}$
62.  $1000 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$  ( $94\%$ ního)
63.  $m_{\text{rozt}} = 525 \text{ g}$ ;  $V_{\text{rozt}} = 509 \text{ ml}$ ;  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 499 \text{ ml}$
64. na  $57,3 \%$  původní hmotnosti
65.  $w_{\text{CuSO}_4} = 16 \%$ ; přidáme  $74,4 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$  (čistota  $94 \%$ )
66.  $m_{\text{NaCl}} = 16,67 \text{ g}$
67.  $w = 25,0 \%$
68.  $w_{\text{NaOH}} = 20 \%$

69.  $V_{\text{HCl}(36\%)} = 110,3 \text{ ml}$
70.  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 630,6 \text{ ml}$
71. a)  $w = 9,8 \%$ ; b)  $x = 1,958 \%$ ; c)  $1,106 \text{ mol dm}^{-3}$ ; d)  $10,9 \text{ g ve } 100 \text{ g H}_2\text{O}$
72.  $0,75\text{M-NaOH}$
73.  $m_{\text{NaCl}} = 26,47 \text{ g}$ ;  $V_{\text{H}_2\text{O}} = 73,53 \text{ ml}$
74.  $1\text{M-KCl}$
75.  $1508 \text{ ml}$ ;  $w_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 10,07 \%$
76.  $50,74 \%$  LiCl při  $60 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $43,98 \%$  LiCl při  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ ; snížení o  $6,76 \%$
77. Vyloučí se  $33,4 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;  $m = 276,6 \text{ g}$ ;  $w_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 10,71 \%$
78.  $w_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 20,0 \%$
79.  $w_{\text{KBr}} = 35 \%$
80.  $m = 238 \text{ g}$
81.  $m_{\text{H}_2\text{O}} = 286 \text{ ml}$
82.  $w_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 26,68 \%$ ;  $w_{\text{Al}} = 4,2 \%$ ;  $565 \text{ g H}_2\text{O}$
83.  $w_{\text{K}} = 10 \%$ ;  $w_{\text{KOH}} = 14,35 \%$
84.  $w_{\text{HCl}} = 33,3 \%$
85.  $0,5\text{M-NaOH}$ ;  $w_{\text{NaOH}} = 2 \%$ ;  $x_{\text{NaOH}} = 0,9 \%$
86.  $w_{\text{KOH}} = 97,0 \%$
87.  $w_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 95,4 \%$
88.  $w_{\text{NaOH}} = 10,5 \%$
89.  $w_{\text{NaOH}} = 14 \%$ ;  $w_{\text{NaCl}} = 18,15 \%$
90.  $w_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 14,32 \%$ ;  $w_{\text{HCl}} = 9,33 \%$
91. Zásaditou;  $w_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 7,24 \%$
92.  $m_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 3,3865 \text{ g}$ ;  $w_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 7,85 \%$ ;  $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,52 \%$
93.  $V = 42,84 \text{ ml}$
94.  $m_{\text{FeS}} = 2,95 \text{ kg}$
95.  $w_{\text{Pb}^{2+}} = 19,26 \%$ ;  $w_{\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2} = 30,24 \%$ ;  $V_{\text{CO}_2} = 2,5 \text{ dm}^3$
96.  $m_{\text{BaSO}_4} = 0,584 \text{ g}$
97.  $m_{\text{AgCl}} = 2,452 \text{ g}$ ;  $342,2 \text{ ml } 0,05\text{M-AgNO}_3$
98.  $0,05\text{M-CaCl}_2$ ;  $V_{\text{CO}_2}^\circ = 1,12 \text{ dm}^3$ ;  $m_{\text{CaCl}_2} = 5,54 \text{ g}$
99.  $0,667\text{M-KI}$ ;  $n_{\text{KI}} = 0,1 \text{ mol}$ ;  $n_{\text{I}_2} = 0,1 \text{ mol}$
100.  $10 \text{ ml}$
101.  $w_{\text{HCl}} = 20 \%$ ;  $V_{\text{HCl}} = 1359 \text{ ml}$
102.  $w_{\text{Na}_2\text{S}} = 9,525 \%$ ;  $w_{\text{NaHS}} = 5,12 \%$
103.  $w_{\text{NH}_3} = 20,00 \%$
104.  $V_{\text{SO}_2}^\circ = 44,82 \text{ dm}^3$ ;  $w_{\text{NaHSO}_4} = 26,17 \%$
105.  $1085 \text{ ml } 15,1\%$ ního NaOH
106. Vyloučí se  $51,4 \text{ g Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$
107.  $20 \%$   $\text{SO}_3$  (volný)
108.  $44,45 \text{ ml } 0,5\text{M-KOH}$
109.  $w_{\text{SO}_3} = 20 \%$
110.  $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 24,463 \text{ Mg}$ ; zvýší se o  $53 \%$ ;  
 $V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 13,36 \text{ m}^3$ ; zvýší se o  $56 \%$

111.  $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 84,48 \%$ ; hmotnost se zvětšila o 80 %  
 112.  $m = 12,69 \text{ mg}$   
 113.  $w_{\text{NaCl}} = 28 \%$ ;  $n_{\text{Cl}_2} = 4,791 \text{ kmol}$ ;  $n_{\text{NaOH}} = 9,582 \text{ kmol}$   
 114.  $m_{\text{KNO}_2} = 0,86 \text{ g}$   
 115.  $m_{\text{Cu}} = 9 \text{ g}$

## Kapitola 1.8 Výpočty za použití zákonů pro ideální plyn

25. Zmenší se o  $2/3$  původního tlaku  
 26. Zmenší se o 90 % původního objemu  
 27. 10 kPa  
 28. 64,0 kPa  
 29.  $0,3 \text{ m}^3$   
 30.  $150 \text{ cm}^3$   
 31.  $293 \text{ }^\circ\text{C}$   
 32. Tlak se sníží o 12 %  
 33. Sníží se o  $10 \text{ }^\circ\text{C}$   
 34.  $153 \text{ }^\circ\text{C}$   
 35.  $2,76 \text{ m}^3$   
 36. 1 litr  
 37.  $1000 \text{ }^\circ\text{C}$   
 38.  $920 \text{ dm}^3$ ; 1,15 kg  
 39.  $25,0 \text{ dm}^3$   
 40. Změní se o 125 kPa  
 41.  $862 \text{ m}^3$ ; 20,95 %; 258 kg kyslíku  
 42. a) 107,1 kPa  
     b) 78,4 kPa  
     c) 49,7 kPa  
 43. a)  $1,22 \text{ dm}^3$   
     b)  $12,2 \text{ dm}^3$   
     c)  $122 \text{ cm}^3$   
     d)  $1,22 \text{ m}^3$   
 44. a) 1.25 kg  
     b) 0,915 kg  
     c) 1,97 kg  
 45. a) 0,082 g vodíku  
     b) 1,314 g kyslíku  
     c) 1,149 g dusíku  
     d) 1,149 g oxidu uhelnatého  
     e) 1,396 g sulfanu  
     f) 2,627 g oxidu siřičitého  
     g) 2,914 g chloru

46. 3,941 kg
47. 71 kg
48.  $m = 130$  kg
49.  $5,81$  dm<sup>3</sup>
50.  $p_{\text{O}_2} = 20,964$  kPa
51.  $p_{\text{H}_2} = 102,66$  kPa;  $p_{\text{CO}} = 7,34$  kPa  
 $\varphi_{\text{H}_2} = 93,33$  %;  $\varphi_{\text{CO}} = 6,67$  %
52.  $\varphi_{\text{CO}} = 40$  %;  $\varphi_{\text{CO}_2} = 60$  %
53.  $p_{\text{CO}} = 30$  kPa  
 $p_{\text{CO}_2} = 6$  kPa  
 $p_{\text{H}_2} = 12$  kPa  
 $p_{\text{CH}_4} = 2,4$  kPa  
 $p_{\text{N}_2} = 69,6$  kPa
54.  $65$  % CH<sub>4</sub>;  $20$  % H<sub>2</sub>;  $10$  % C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>;  $5$  % N<sub>2</sub>
55.  $111$  kPa
56.  $6,0$  dm<sup>3</sup>;  $p_{\text{H}_2} = 68,7$  kPa;  $p_{\text{CO}} = 81,3$  kPa
57.  $p_{\text{CO}_2} = 75,0$  kPa  
 $p_{\text{CO}} = 225,0$  kPa  
 $p_{\text{celk}} = 300$  kPa
58.  $801$  °C
59.  $90,234$  kPa
60.  $1,50$  dm<sup>3</sup>
61.  $7,21$  Mg
62. C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>
63. C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>
64. C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>
65. C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>
66.  $\varphi_{\text{O}_2} = 43,33$  %;  $\varphi_{\text{H}_2} = 56,67$  %;  
 $w_{\text{O}_2} = 92,45$  %;  $w_{\text{H}_2} = 7,55$  %
67. Tlak se nemění. Složení:  $50$  % H<sub>2</sub>O;  $25$  % O<sub>2</sub>;  $25$  % CO<sub>2</sub>
68. Tlak se sníží o  $9,1$  % původního tlaku;  $\varphi_{\text{CO}_2} = 40$  %;  $\varphi_{\text{O}_2} = 40$  %;  
 $\varphi_{\text{H}_2\text{O(g)}} = 20$  %
69. a)  $p_{\text{celk}} = 43,3$  kPa. Složení:  $\varphi_{\text{CO}_2} = 30,8$  %;  $\varphi_{\text{H}_2\text{O(g)}} = 46,1$  %;  $\varphi_{\text{O}_2} = 23,1$  %  
b)  $p_{\text{celk}} = 23,3$  kPa. Složení:  $\varphi_{\text{CO}_2} = 57,1$  %;  $\varphi_{\text{O}_2} = 42,9$  %
70. CH<sub>4</sub> : C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> =  $2 : 1$
71. CH<sub>3</sub>OH : C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH =  $1 : 2$
72.  $323,2$  litrů
73.  $2,00$  m<sup>3</sup>
74.  $0,707$  m<sup>3</sup>
75.  $2,5 \cdot 10^{10}$
76.  $4,1$  cm<sup>3</sup>;  $3,35 \cdot 10^{-4}$  g
77. a)  $3,6 \cdot 10^{10}$   
b)  $1,26 \cdot 10^{10}$

78. Sníži se o 60 %
79.  $1 \text{ cm}^3$
80. 30,2
81. 119,4
82.  $1,2013 \text{ kg m}^{-3}$
83.  $2,0586 \text{ kg m}^{-3}$
84.  $M_r = 39,95$
85.  $\rho_r = 0,6045$
86.  $\rho_r = 2,449$ ;  $M(X) = 70,19 \text{ g mol}^{-1}$
87.  $\text{C}_2\text{H}_6$
88.  $\text{C}_3\text{H}_8$
89.  $\text{CH}_4\text{S}$
90.  $\text{C}_4\text{H}_{10}$
91.  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$
92.  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2$
93.  $\text{C}_4\text{H}_8$
94.  $16,02 \text{ m}^3$
95. 82 %
96. Sníži se o 4 %
97. 10 %
98. 147,2 kPa
99.  $\varphi_{\text{O}_3} = 16,45 \%$
100. a) 6,00 g;  $\varphi_{\text{H}_2} = 12,7 \%$ ,  $\varphi_{\text{CO}} = 87,3 \%$   
 b) 6,00 g;  $\varphi_{\text{H}_2} = 98,2 \%$ ,  $\varphi_{\text{CO}} = 1,8 \%$
101.  $w_{\text{C}} = 37,5 \%$ ;  $\varphi_{\text{CO}} = 75 \%$ ,  $\varphi_{\text{CO}_2} = 25 \%$
102. Zreagovalo 60 % CO;  $\varphi_{\text{CO}_2} = 35,29 \%$ ,  $\varphi_{\text{CO}} = 23,53 \%$ ,  $\varphi_{\text{O}_2} = 41,18 \%$
103.  $\varphi_{\text{CO}} = 40 \%$ ,  $\varphi_{\text{CO}_2} = 60 \%$ ;  $w_{\text{CO}} = 29,8 \%$ ,  $w_{\text{CO}_2} = 70,2 \%$
104.  $\varphi_{\text{N}_2} = 20 \%$ ,  $\varphi_{\text{H}_2} = 80 \%$ ;  $w_{\text{N}_2} = 77,78 \%$ ,  $w_{\text{H}_2} = 22,22 \%$
105.  $w_{\text{H}_2} = 50 \%$ ,  $w_{\text{N}_2} = 50 \%$ ;  $\varphi_{\text{H}_2} = 93,34 \%$ ,  $\varphi_{\text{N}_2} = 6,66 \%$
106. 39,16 g;  $32,5 \text{ dm}^3$
107. 0,13 MPa
108. 5,5 g
109.  $x_{\text{NaClO}_3} = 25 \%$ ,  $x_{\text{KClO}_3} = 75 \%$
110. 4,6 mol;  $113,6 \text{ dm}^3$
111. 608 g mramoru
112. a) 6,00 Mg; b)  $2238 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$ ; c) 15 % nečistot
113. a) 24,82 Mg  $\text{CaCO}_3$ ; b)  $4 \cdot 10^3 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$ ; c) 16,55 % nečistot
114.  $w_{\text{NO}_2} = 20 \%$
115. 39,11 kg mramoru
116. 27,26 ml 0,25M- $\text{H}_2\text{SO}_4$
117. 10,83 kPa
118.  $156,9 \text{ dm}^3 \text{ NH}_3$
119. a) 1,28M- $\text{NH}_3$ ; b)  $p_{\text{NH}_3} = 11,0 \text{ kPa}$

120. 8,124 g; 7,707 dm<sup>3</sup>  
 121. 25 dm<sup>3</sup> H<sub>2</sub>; 1 dm<sup>3</sup> 1M-HCl  
 122. 283,9 g Zn; 1442 ml HCl (20%ní)  
 123. 30 dm<sup>3</sup> Cl<sub>2</sub>; 126,6 g K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>  
 124.  $\varphi_{\text{SO}_2} = 15,38 \%$ ;  $\varphi_{\text{SO}_3} = 46,15 \%$ ;  $\varphi_{\text{O}_2} = 38,47 \%$ ; 81,25 kPa  
 125. 3,5 t  
 126.  $w_{\text{Cd}} = 20 \%$ ;  $w_{\text{Zn}} = 80 \%$   
 127.  $w_{\text{ZnO}} = 7,5 \%$ ;  $w_{\text{Zn}} = 98,5 \%$   
 128.  $m_{\text{Zn}} = 3,46 \text{ g}$ ;  $w_{\text{ZnCl}_2} = 3,44 \%$   
 129. 0,3 MPa; 0,756M-ZnCl<sub>2</sub>  
 130. 150 dm<sup>3</sup>

### Kapitola 1.9 Příklady některých složitějších výpočtů v anorganické syntéze

1. 70,3% HF<sub>4</sub>
2. a) 33,0% HBF<sub>4</sub>  
 b) 308,2 g HBF<sub>4</sub>  
 c) 64,05 g CuCO<sub>3</sub>·Cu(OH)<sub>2</sub>
3. a) 28,6% HNO<sub>3</sub>  
 b) 49,2%
4. a) 146,0 g 65%ní HNO<sub>3</sub>; 379,6 g 25%ní HNO<sub>3</sub>  
 b) 137,0 ml H<sub>2</sub>O  
 c) 77,7 g  
 d) 54%
5. a) 15,4 ml H<sub>2</sub>O  
 b) 71,6 g (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Fe(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·6 H<sub>2</sub>O  
 c) 2,88% Fe
6. a) 59%ní HClO<sub>4</sub>  
 b) 60,6 ml H<sub>2</sub>O  
 c) 82,4 g Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
 d) 29,0 dm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>  
 e) 219,3 g LiClO<sub>4</sub> · 3 H<sub>2</sub>O  
 f) 38,71%  
 g) 36%
7. a) 86,5 g FeSO<sub>4</sub>·H<sub>2</sub>O  
 b) 143,1 ml 10%ní H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 c) 10,0 g 65%ní HNO<sub>3</sub>, tj. 7,22 ml HNO<sub>3</sub>  
 d) 20,6 g (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 e) 10%
8. a) 402,2 ml 35%ní HCl  
 b) 354,4 g H<sub>2</sub>O  
 c) 63,1 ml 96%ní H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

- d) 440,26 g H<sub>2</sub>O
  - e) 195,24 g CaSO<sub>4</sub>.2 H<sub>2</sub>O; 164,60 g CaSO<sub>4</sub>.1/2 H<sub>2</sub>O
  - f) 15,7 %
  - g) 214,4 g H<sub>2</sub>O
  - h) 174,59 g MgSO<sub>4</sub>.7 H<sub>2</sub>O
9. a) 509,3 g
- b) 42,6 ml 96%ní H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
  - c) 934,4 ml H<sub>2</sub>O
  - d) 1,98% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
  - e) 1134,7 g Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>.7 H<sub>2</sub>O
  - f) 1541,7 g H<sub>2</sub>O
10. a) 190,7 g H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>
- b) 136,9 ml HCl 35%ní
  - c) 1000 ml H<sub>2</sub>O
  - d) 163,5 g H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>
11. a) 137,7 g
- b) 5,0 ml H<sub>2</sub>O
  - c) 26,2 ml 85%ní H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
  - d) 46,56 g NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>.2 H<sub>2</sub>O
  - e) 47,7 % NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>; 38,25 % Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>

## Kapitola 1.10 Elektrolýza

- 8. 2,20 g Ag
- 9. 3,00 g Cu
- 10. 26 min
- 11. 0,1M-AgNO<sub>3</sub>
- 12. 4 h 28 min
- 13. 15 A
- 14. 6 h 47 min 15 s
- 15. 2 392 A h; 0,5 m<sup>3</sup> kyslíku
- 16. 98,41 %
- 17. 94,5 %
- 18. 19,56 % Cu
- 19. 46,453 g KI
- 20. 10 kA
- 21. 34 h 27 min 22 s
- 22. 93,0 %
- 23. 1,45 A;
- 24. 7,00 A
- 25. 65,61 %; 28,76 litrů (za standardních podmínek)
- 26. 105 A

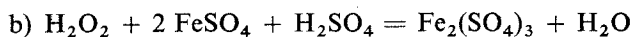
27. a)  $V_0 = 0,615 \text{ dm}^3$ ; b)  $p_{\text{celk}} = 0,234 \text{ MPa}$ ; c)  $\varphi_{\text{O}_2} = 28,0 \%$ ;  
 d)  $n_{\text{H}_2} : n_{\text{O}_2} = 1 : 0,74$
28. 505 kg; 54,56 h
29. 88 kg  $\text{KMnO}_4$ ; 44 h 48 min 32 s
30. 4,35 %; 5 h 3 min 40 s
31. Ne;  $w_{\text{NaClO}_4} = 40,35 \%$ ,  $w_{\text{NaClO}_3} = 15,17 \%$ ; 34 h 22 min 53 s
32.  $w_{\text{NaCl}} = 27,6 \%$
33.  $m_{\text{Cu}} = 142,26 \text{ g}$ ;  $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 11,3 \%$
34. a) 72,1 %; b)  $w_{\text{NaClO}_3} = 39,39 \%$ ,  $w_{\text{NaCl}} = 8,37 \%$ ;  
 c) 4 h 38 min 47 s; d)  $w_{\text{NaClO}_3} = 55 \%$
35. 7 h 1 min 59 s;  $w_{\text{KIO}_3} = 7,5 \%$ ; 895 g  $\text{KIO}_3$

## Kapitola 1.11 Oxidačně-redukční reakce

22. a)  $-0,777 \text{ V}$ ; b)  $+0,777 \text{ V}$ ; c)  $-0,777 \text{ V}$
23. a)  $E_1 = -0,059 \text{ V}$ ; b)  $2E_1$ ; c)  $3E_1$
24. a)  $\text{pH} = 7$ ; b)  $\text{pH} = 2,5$ ; c)  $\text{pH} = 8,5$ ; d)  $\text{pH} = 1,5$ ; e)  $\text{pH} = 10$
25. a)  $-0,649 \text{ V}$ ; b)  $-0,708 \text{ V}$
26. Snížit o  $0,323 \text{ mol dm}^{-3}$
27.  $0,038 \text{ mol dm}^{-3}$
28. Z roztoků se budou vylučovat Ag, Hg a Sn
29. Oba jsou neušlechtilé kovy se zápornými hodnotami elektrodoových potenciálů,  
 $E_{\text{MI}}^\circ < E_{\text{MII}}^\circ$
30. Na železu.  $\ominus \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Fe}^{2+} | \text{Fe} \oplus$
31. Vyloučí se Pb, Au, Cu
32. a) c) probíhá reakce
33. Ag, Cu, Ni, Fe, Zn
34. Reagují a), c), f)
35. Pd, Cu, Pb, Sn, Co, Zn, Al, Be, Sr, Rb
36. Cu, Ag, Cd, Sn, Pb, Co (částečně)
37. Ba, Ca, La, Cr, Ga, Ni, Pb, Cu, Ag, Au. Baryum
38. Záporné elektrody jsou: Zn, Mg, Pb. Tyto kovy se rozpouštějí.
39. a)  $+0,299 \text{ V}$ ;  $\ominus \frac{1}{2} \text{H}_2 | \text{H}^+ | \text{Cu}_{(0,05)}^{2+} | \text{Cu} \oplus$   
 b)  $-0,211 \text{ V}$ ;  $\ominus \text{Pb} | \text{Pb}_{0,001}^{2+} | \text{H}^+ || \frac{1}{2} \text{H}_2 \oplus$   
 c)  $-0,277 \text{ V}$ ;  $\ominus \text{Ni} | \text{Ni}_{0,025}^{2+} | \text{H}^+ || \frac{1}{2} \text{H}_2 \oplus$
40. 1,00 V
41. 1,062 V
42.  $3,770 \cdot 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}$
43.  $6,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$
44.  $E = 0,118 \text{ V}$ ;  $\ominus \text{Ag} | \text{Ag}_{0,001}^+ | \text{Ag}_{0,1}^+ | \text{Ag} \oplus$
45. a)  $+0,1 \text{ V}$ ; b) kladná elektroda je cín. c) nastane přepólování článku.  
 d)  $\ominus \text{H}_2 | \text{H}_{\text{pH}=4}^+ | \text{Sn}_{\text{IM}}^{2+} | \text{Sn} \oplus$   
 $\ominus \text{Sn} | \text{Sn}_{0,0001}^{2+} | \text{H}_{\text{pH}=4}^+ | \text{H}_2 \oplus$



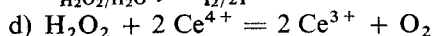
46. 0,14 V
47. 0,64 V
48. Sníží se
49. 0,002 mol dm<sup>-3</sup>
50. a) 1,20 V; b) 1,06 V
51. Jodidy na jod
52. Ne.  $E_{X_2/X^-}^\circ > E_{SO_4^{2-}/SO_3^{2-}}^\circ$
54. Rozdíl standardních elektrodoých potenciálů v zásaditém prostředí je mnohem větší, přibližně 2 ×
55. Železnatý a kobaltnatý hydroxid
56. HClO, v kyselém prostředí
57.  $KI + KNO_2 + CH_3COOH = NO + I_2 + CH_3COOK$ . Chloridy ani bromidy za těchto podmínek nereagují
58.  $2[Fe(CN)_6]^{3-} + H_2O_2 + 2OH^- = 2[Fe(CN)_6]^{4-} + O_2$   
 $[Fe(CN)_6]^{4-} + H_2O_2 + H^+ = [Fe(CN)_6]^{3-} + H_2O$
59. Reaguje a) vzniká I<sub>2</sub>; b) vzniká Br<sub>2</sub> + I<sub>2</sub>
60. Reaguje a) vzniká Br<sub>2</sub>; c) vzniká I<sub>2</sub> + Br<sub>2</sub>;  
 d) vzniká HIO<sub>3</sub> + Br<sub>2</sub> (při zahřívání)
61. Vzniká a) I<sub>2</sub> + Fe<sup>3+</sup>; b) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + I<sub>2</sub> (popř. až I<sup>-</sup>);  
 c) S + I<sub>2</sub> (popř. až I<sup>-</sup>); d) Cl<sub>2</sub> + IO<sub>3</sub><sup>-</sup>
62. Z jodidu vzniká jod, chlorid a bromid nereagují
63. a)  $E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^\circ > E_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^\circ$ ;  $2Fe^{3+} + Sn^{2+} = 2Fe^{2+} + Sn^{4+}$   
 b) Neprobíhá, protože  $E_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^\circ > E_{Fe^{2+}/Fe}^\circ$  a  $E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^\circ \gg E_{Sn^{2+}/Sn}^\circ$   
 c)  $E_{Fe^{2+}/Fe}^\circ < E_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^\circ$ ;  $Fe + Sn^{2+} = Fe^{2+} + Sn^{2+}$
64. Vzniká: a) I<sub>2</sub> + FeCl<sub>2</sub>; b) I<sub>2</sub> + Cr<sup>3+</sup>; c) I<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O;  
 d) I<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> + OH<sup>-</sup>; e) nereaguje
65. Vzniká: a) S + I<sup>-</sup>; b) SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + I<sup>-</sup>; c) nereaguje;  
 d) S<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup> + I<sup>-</sup>
66. Ano.  $N_3^- + I_2 = 2I^- + 3N_2$   
 Urychluje se katalyticky přidávkem stop S<sup>2-</sup>, SCN<sup>-</sup> atd.
67. Nejstálější je [Co(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>, nejsilnější oxidační účinky Co<sup>3+</sup>
68. Ano. Mn<sup>+VII</sup>
69. Ano
70. Ano, kromě manganu
71. a, c) Redukce, b) oxidace
72. Redukce probíhá za vzniku elementárního stříbra ve všech případech. Nejsnáze se redukuje AgNO<sub>3</sub>, od chloridu k jodidu stříbrnému ochota k redukci klesá
73. a) b) Ano.  $E_{Hg^{2+}/Hg^{2+}}^\circ > E_{Hg^{2+}/Hg}^\circ > E_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^\circ$   
 c) Ne.  $E_{Sn^{4+}/Sn^{2+}}^\circ > E_{[HgI_4]^{2-}/Hg}^\circ$   
 d) Ano.  $E_{[HgI_4]^{2-}/Hg}^\circ \gg E_{[Sn(OH)_6]^{2-}/[Sn(OH)_3]^-}^\circ$
74. a, e, f, g) Redukce na AsH<sub>3</sub>
75. a)  $5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5O_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$   
 $E_{H_2O_2/H_2O}^\circ > E_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^\circ > E_{O_2/H_2O_2}^\circ$



$$E_{\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^\circ \gg E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^\circ$$



$$E_{\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^\circ \gg E_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^\circ$$

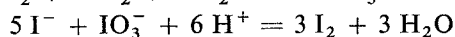
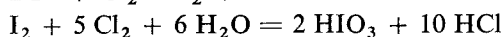
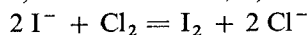


$$E_{\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^\circ > E_{\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}}^\circ > E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2}^\circ$$



$$E_{\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^\circ > E_{\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}}^\circ > E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2}^\circ$$

76. a) oxidace na  $\text{I}^{\text{V}}$ ; b) ne



77. Až na +VII

78. a)  $E_{\text{BrO}_3^-/\text{Br}_2}^\circ \doteq E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^\circ$ , oxidace probíhá v 50%ní  $\text{H}_2\text{SO}_4$

b) Ano.  $E_{\text{H}_5\text{IO}_6/\text{IO}_3^-}^\circ > E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^\circ$

c) Ne.  $E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}}^\circ < E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^\circ$

d) Ano.  $E_{\text{BiO}_3/\text{Bi}^{3+}}^\circ > E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^\circ$

e) Ne.  $E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}}^\circ < E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^\circ$

f) Probíhá v prostředí koncentrované kyseliny dusičné

g) Ano.  $E_{\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}}^\circ > E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^\circ$

h) Ne.  $E_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^\circ < E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^\circ$

79. Brom ano, jod ne.

80. a)  $\text{IO}_3^-$ ; b)  $\text{I}_2$ ; c)  $\text{IO}_3^-$ ; d) nereaguje; e)  $\text{I}_2$

81. Vzniká a)  $\text{IO}_3^- + \text{Cl}^-$ ; b)  $\text{IO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{OH}^-$  a dále na  $\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$ , +VII;

c)  $\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$ , +VII; d) oba ionty mohou existovat vedle sebe jen při neutrální nebo alkalické reakci;

e) nereagují

82.  $K_1 = 8 \cdot 10^{27}$ ;  $K_{\text{II}} = 5 \cdot 10^{18}$ ;  $K_1$  je  $1,7 \cdot 10^9 \times$  větší.

83.  $K = 1,6 \cdot 10^{12}$ , ano,  $10^{12} \times$  větší

84. a)  $K = 2,4 \cdot 10^{11}$ ; b)  $K = 7,91$ ; c)  $K = 1,5 \cdot 10^{11}$

85. a)  $K = 67,68$ ; b)  $K = 1,3 \cdot 10^{19}$ ; c) neprobíhá; d)  $K = 1,3 \cdot 10^{24}$

86. a) Ano.  $K = 1,7 \cdot 10^{14}$ ; b) ano.  $K = 1,8 \cdot 10^{21}$ ; c) neprobíhá

87. a) Ne. b)  $\text{Tl}_2(\text{SO}_4)_3 + 4 \text{KI} = 2 \text{I}_2 + \text{Tl}_2\text{SO}_4$ ;  $K = 7,0 \cdot 10^{22}$

88.  $6 \text{FeSO}_4 + 2 \text{NaNO}_3 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 = 3 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2 \text{NO} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$ ;

$$K = 4,1 \cdot 10^9$$

89. a)  $K = 2,6 \cdot 10^{55}$ ; b)  $K = 5,4 \cdot 10^{15}$ ; c)  $K = 6,8 \cdot 10^{41}$ ;

$$d) K = 5,6 \cdot 10^{80}$$

90.  $\text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+$

a)  $K = 7,61 \cdot 10^{40}$ , probíhá zleva doprava;

b)  $K = 6,02$ , v kyselém prostředí má směr opačný.

## Kapitola 1.12 Termochemie

5.  $-1078,3 \text{ kJ mol}^{-1}$
6.  $44,0 \text{ kJ mol}^{-1}$
7.  $2,3 \text{ kJ}$
8. Endotermický,  $\Delta H = 51,2 \text{ kJ mol}^{-1}$
9.  $6740 \text{ kW h}$
10.  $1 : 1,5 : 3,5$
11.  $-57 \text{ kJ mol}^{-1}$
12. N—H  $391,2 \text{ kJ mol}^{-1}$   
P—H  $321,9 \text{ kJ mol}^{-1}$   
H—F  $565,6 \text{ kJ mol}^{-1}$   
H—Cl  $431,4 \text{ kJ mol}^{-1}$   
H—Br  $364,2 \text{ kJ mol}^{-1}$   
H—I  $298,3 \text{ kJ mol}^{-1}$   
H—O  $463,8 \text{ kJ mol}^{-1}$   
H—S  $365,1 \text{ kJ mol}^{-1}$
13.  $153,2 \text{ kJ mol}^{-1}$
14.  $130,5 \text{ kJ mol}$ ;  $125,7 \text{ kJ mol}^{-1}$
15.  $337,5 \text{ kJ mol}$ ;  $323,4 \text{ kJ mol}^{-1}$
16. H—H =  $436,2 \text{ kJ mol}^{-1}$   
Cl—Cl =  $242,8 \text{ kJ mol}^{-1}$   
H—Cl =  $431,4 \text{ kJ mol}^{-1}$   
 $\Delta H_{\text{sluč}}^{\circ} = -91,9 \text{ kJ mol}^{-1}$

## Kapitola 1.13 Chemická rovnováha

11.  $K_c = 611,8$
12.  $5059 \text{ g}$
13.  $53,2 \text{ g}$
14.  $9,76$
15.  $1755 \text{ g}$
16.  $11,25 \text{ mol}$
17.  $219\,126 \text{ Pa}$
18.  $101\,058 \text{ Pa}$
19.  $K_p = 2$  při  $60 \text{ }^{\circ}\text{C}$  a  $11,888$  při  $100 \text{ }^{\circ}\text{C}$
20.  $K_p = 6,25 \cdot 10^{-4}$
21.  $K_c = 65,45$
22.  $67,66 \text{ } \%$   $\text{SO}_3$ ;  $21,56 \text{ } \%$   $\text{SO}_2$ ;  $10,78 \text{ } \%$   $\text{O}_2$
23.  $p_{\text{H}_2} = 57\,555 \text{ Pa}$
24.  $K_p = 0,2025$ ;  $p = 24419 \text{ Pa}$

## Kapitola 1.14 Elektrolytická disociace

11.  $1,6 \cdot 10^{-3}$
12.  $1,67 \cdot 10^{-4}$
13. 0,4 %
14.  $3 \cdot 10^{-3}$ ; 0,6 %
15.  $9,5 \cdot 10^{-4}$ ; 1,9 %
16.  $0,72 \text{ mol dm}^{-3}$
17.  $0,07 \text{ mol dm}^{-3}$
18. 3,22;  $1,7 \cdot 10^{-11}$
19.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,18$ ;  $[\text{OH}^-] = 5,56 \cdot 10^{-14}$ ; pH = 0,74
20. pH = 11;  $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-3}$
21. pH = 2,05;  $[\text{OH}^-] = 1,1 \cdot 10^{-12}$
22. pH = 2,92;  $[\text{OH}^-] = 8,3 \cdot 10^{-12}$

## Kapitola 1.15 Produkt rozpustnosti

10.  $K_{\text{FeS}} = 5 \cdot 10^{-18}$
11.  $K_{\text{Zn(OH)}_2} = 3 \cdot 10^{-17}$
12.  $K_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = 1,0 \cdot 10^{-16}$
13.  $4,3 \cdot 10^{-2} \text{ g dm}^{-3} \text{ PbSO}_4$
14.  $0,419 \text{ g dm}^{-3} \text{ PbI}_2$
15.  $K_{\text{CaF}_2} = 1,7 \cdot 10^{-10}$
16. a)  $2 \cdot 10^{-10} \text{ mol dm}^{-3}$ ; b)  $1,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol dm}^{-3}$ ;  
c)  $1,2 \cdot 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}$
17. a) pH = 8,58; b) pH = 2,73
18. ( $9,3 \cdot 10^{-7}$  až  $2 \cdot 10^{-4}$ )  $\text{mol dm}^{-3}$
19. ( $3,0 \cdot 10^{-35}$  až  $5 \cdot 10^{-28}$ )  $\text{mol dm}^{-3}$
20. 570krát menší
21. Zmenší se 2750krát.
22.  $0,234 \text{ m}^3$  vody
23.  $m = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ ; chyba je 1,6 %
24. Nevznikne;  $[\text{Ag}^+]^2 [\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-6}$
25. Vznikne
26. Vznikne.  $[\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,7 \cdot 10^{-9}$
27. Nevznikne
28.  $K_{\text{Mg(OH)}_2} = 1,1 \cdot 10^{-11}$ ;  $K_{\text{MgF}_2} = 6,5 \cdot 10^{-9}$
29. a) 2,33 g; b)  $2,33 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ ; c)  $2,33 \cdot 10^{-4} \text{ g}$
30.  $m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$ : a) 0,767 g; b) 0,0010 g; c)  $5 \cdot 10^{-7} \text{ g}$
31. a)  $m = 0,0183 \text{ g}$ ; b)  $\Delta m = 0,0181 \text{ g}$ ;  $\Delta m = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ g}$ ; sníží se 1800krát
32. a) 13,93 g; b) sníží se o 13,64 g; c) sníží se  $1,4 \cdot 10^6$ krát
33.  $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ M-Mg}^{2+}$ ;  $2,4 \cdot 10^{-3} \text{ M-F}^-$ ;  $0,08 \text{ M-NO}_3^-$ ;  $0,08 \text{ M-Na}^+$
34.  $3,3 \cdot 10^{-8} \text{ M-Sr}^{2+}$ ;  $0,27 \text{ M-F}^-$ ;  $0,03 \text{ M-NO}_3^-$ ;  $0,3 \text{ M-Na}^+$

35.  $0,002\text{M-Ba}^{2+}$ ;  $0,004\text{M-Ag}^+$ ;  $5 \cdot 10^{-8}\text{M-Cl}^-$ ;  $5 \cdot 10^{-8}\text{M-SO}_4^{2-}$   
 36.  $0,35\text{M-CrO}_4^{2-}$ ;  $0,25\text{M-NO}_3^-$ ;  $0,60\text{M-K}^+$ ;  $9,26 \cdot 10^{-6}\text{M-Ag}^+$   
 37.  $0,02\text{M-SO}_4^{2-}$ ;  $0,04\text{M-OH}^-$ ;  $1 \cdot 10^{-8}\text{M-Ba}^{2+}$ ;  $2,5 \cdot 10^{-13}\text{M-H}^+$   
 38. a) Ne; b) ne; c) nevzniká  
 39.  $4,5 \cdot 10^{-3}\text{M-NaOH}$   
 40.  $0,09\text{M-Na}^+$ ;  $0,05\text{M-NO}_3^-$ ;  $0,04\text{M-Cl}^-$ ;  $5 \cdot 10^{-9}\text{M-Ag}^+$ ;  
 $1 \cdot 10^{-4}\text{M-Br}^-$

## Kapitola 2.1 Elektronová soustava atomu

- Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au
- $N N N N N N N N N N N N N$   
 $V V V$   
 $N N N N N N N N N N N N N$   
 $N N N N N N N N N N N N N$
- Ar  $N N N N N V$ , Kr  $N N N N N V$   
 Xe  $N N N N N V$ ; stejná skupina přechodných prvků
- Ano, mají 1 elektron d (bývají též nazývány supertranzitní, tj. dvakrát přechodné)
- Ar  $N N N N N N N N N$   
 Nikoli, musí mít nepárový elektron
- $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Sc}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$  apod.
- Ar  $V V V V V V V$
- Tetraedr, čtverec, tetragonální pyramida, trigonální bipyramida, tetragonální pyramida, pětiúhelník, pentagonální pyramida, oktaedr, trigonální prizma, trigonální antiprizma
- Čtverec (tetragonální pyramida, trojúhelník, oktaedr, trigonální antiprizma)
- Nikoli
- Pouze dvojjaderné (obsahující dva atomy Cu)
- Ar  $N N N N N N N N N$   
 Ar  $N V V V V V N N N N N N$

## Kapitola 2.2 Elektronegativita

- 3,8; 2,9; 2,7
- 3,4; 3,5
- 59,7; 53,5; 87,3 (v  $\text{kJ mol}^{-1}$ )
- 2,57
- 0,98; 0,89; 0,81; 1,30; 1,45; 1,77; 1,60; 1,60
- 3,87; 2,98; 2,67; 2,57; 3,48
- B s 2,27 p 1,39  $\text{sp}^2$  2,02  
 N s 6,50 p 2,69  $\text{sp}^2$  3,96  
 $\text{sp}^3$  3,64

8. 1,00
9. 1,60
10. 1,86
11. 1,57
12. 1,79
13. 2,83; 3,17; 2,58
14. 2,61; 3,07; 2,59; 2,56
15. 2,31; 2,05; 3,38

### Kapitola 2.3 Mezijaderné vzdálenosti

(všechny hodnoty jsou v pm)

1. Mn—O 180; 150; 150
2. S—O 148; 142; 156
3. Pt—Cl 235  
Pt—N 200; 199; 200; 412
4. Th—Cl 260; 317
5. N—N 165  
N—O 117

### Kapitola 2.4 Silová konstanta

(všechny hodnoty jsou v  $\text{N cm}^{-1}$ )

1. 5,07 (HH)    5,66 (DD)
2. 22,18 (NN)    11,32 (OO)
3. 5,20 (DCI)    1,09 (NaCl)
4. 14,82 (HCCH)    7,69 (OH)

### Kapitola 2.5 Vazebný řád

1. 2,05 (COS); 1,50 (HCOO<sup>-</sup>)  
1,95 (CH<sub>3</sub>COI); 1,00 (HCOOH)
2. 2,35 (N<sub>3</sub>H); 1,75 (F<sub>2</sub>N<sub>2</sub>); 0,65 (N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>)
3. 1,50 (P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>); 1,56; 2,80 (P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>)  
2,50 (POCl<sub>3</sub>)
4. 2,30 (CN<sup>-</sup>); 0,80 (CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>); 1,20 (NH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>COOH)
5. 0,88 (BCl<sub>3</sub>); 1,40 (SO<sub>2</sub>F<sub>2</sub>); 1,64 (SiF<sub>4</sub>); 1,16 (POCl<sub>3</sub>)
6. 0,69 (CH<sub>3</sub>F); 0,87 (H<sub>2</sub>O); 0,82 (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>); 2,01 (CrO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>); 1,46 (ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>)
7. 1,10 (BF<sub>3</sub>); 0,62 (CCl<sub>4</sub>); 0,94 (SeCl<sub>6</sub><sup>2-</sup>); 0,92 (F<sub>2</sub>); 2,94 (N<sub>2</sub>)
8. 1,53; 1,97; 2,32; 2,05
9. 1050; 1100; 970  
1800; 1700; 1600 (hodnoty jsou v  $\text{cm}^{-1}$ )

## Kapitola 2.6 Sekundární hybridizace

1. V thiosíranovém bude delší — charakter s se koncentruje proti atomu sulfidické síry (144 — 148 pm)
2.  $\text{ClO}_2^- > \text{ClO}_3^- > \text{ClO}_4^-$
3. V molekule  $\text{SOCl}_2$ , kde místo volného elektronového páru je kyslík

## Standardní redoxní potenciály při 25 °C

Reakce		$E^\circ/V$
$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)}$	+0,80
$\text{Ag}^{2+} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag}^+$	+1,98
$\text{Ag}^{2+} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s) (4M-HClO}_4)$	+2,00
	$(4\text{M-HNO}_3)$	+1,93
$\text{AgCl(s)} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + \text{Cl}^-$	+0,22
$\text{AgBr(s)} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + \text{Br}^-$	+0,07
$\text{AgI(s)} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + \text{I}^-$	-0,15
$2 \text{AgO(s)} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O}$	+1,40
$\text{Ag}_2\text{O(s)} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag(s)} + \text{H}_2\text{O}$	+1,17
$\text{Ag}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag(s)} + 2 \text{OH}^-$	+0,342
$\text{Ag}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,76
$\text{Ag}_2\text{S(s)} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag(s)} + \text{H}_2\text{S}$	-0,04
$\text{Ag}_2\text{S(s)} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag(s)} + \text{S}^{2-}$	-0,71
$\text{AgCN(s)} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + \text{CN}^-$	-0,14
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + 2 \text{CN}^-$	-0,38
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + 2 \text{NH}_3$	+0,37
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,01
$[\text{Ag}(\text{SO}_3)_2]^{3-} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + 2 \text{SO}_3^{2-}$	+0,30
$\text{Ag}_2\text{CO}_3 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag(s)} + \text{CO}_3^{2-}$	+0,47
$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag(s)} + \text{CrO}_4^{2-}$	+0,45
$\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Ag(s)} + \text{SO}_4^{2-}$	+0,653
$\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ag(s)} + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	+0,643
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Al(s)}$	-1,66
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Al(s)} + 4 \text{OH}^-$	-2,35
$\text{As(s)} + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{AsH}_3(\text{g})$	-0,60
$\text{H}_3\text{AsO}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{As(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,25
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,56
$\text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{AsO}_2^- + 4 \text{OH}^-$	-0,67
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Au(s)}$	+1,68
$\text{Au}^{3+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Au}^+$	+1,41
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Au(s)}$	+1,50
$[\text{AuCl}_4]^- + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Au(s)} + 4 \text{Cl}^-$	+1,00
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Au(s)} + 2 \text{CN}^-$	-0,60
$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ba(s)}$	-2,90
$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Ba(s)} + 2 \text{OH}^-$	-2,97
$\text{Be}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Be(s)}$	-1,97
$\text{BiO}^+ + 2 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Bi(s)} + \text{H}_2\text{O}$	+0,32
$\text{BiOCl(s)} + 2 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{Bi(s)} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$	+0,16
$\text{Bi}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Bi(s)} + 6 \text{OH}^-$	-0,46
$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons \text{B(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,87



Reakce		$E^{\circ}/V$
$\text{Br}_2(l) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Br}^-$	+1,07
$\text{Br}_2(aq) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Br}^-$	+1,09
$2 \text{HOBr} + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Br}_2(l) + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,53
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Br}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,76
$2 \text{BrO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Br}_2(l) + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,52
$\text{BrO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Br}^- + 6 \text{OH}^-$	+0,61
$(\text{CN})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{HCN}$	+0,37
$\text{CNO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{CN}^- + 2 \text{OH}^-$	-0,97
$2 \text{HCNO} + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons (\text{CN})_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,33
$\text{CO}_2(g) + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
$\text{CO}_2(g) + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{HCOOH}(\text{vod.})$	-0,20
$2 \text{CO}_2(g) + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
$\text{Ca}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Ca}(s)$	-2,87
$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Ca}(s) + 2 \text{OH}^-$	-3,03
$\text{Cd}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cd}(s)$	-0,40
$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cd}(s) + 2 \text{OH}^-$	-0,809
$\text{CdS} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cd}(s) + \text{S}^{2-}$	-1,20
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cd}(s) + 4 \text{CN}^-$	-1,03
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cd}(s) + 4 \text{NH}_3$	-0,597
$\text{Ce}^{3+} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Ce}(s)$	-2,48
$\text{Ce}^{4+} + e^-$	$\rightleftharpoons \text{Ce}^{3+} (1\text{M}-\text{HClO}_4)$	+1,74
	$(1\text{M}-\text{HNO}_3)$	+1,61
	$(1\text{M}-\text{HCl})$	+1,28
	$(1\text{M}-\text{H}_2\text{SO}_4)$	+1,44
$\text{Cl}_2(g) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Cl}_2(aq) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$	+1,40
$2 \text{HOCl} + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,63
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cl}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,89
$\text{ClO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cl}^- + 4 \text{OH}^-$	+0,78
$\text{HClO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,64
$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{ClO}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,66
$2 \text{HClO}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,64
$\text{ClO}_2 + e^-$	$\rightleftharpoons \text{ClO}_2^-$	+1,16
$\text{ClO}_2 + \text{H}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons \text{HClO}_2$	+1,28
$\text{ClO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^-$	+0,63
$2 \text{ClO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,47
$\text{ClO}_3^- + 2 \text{H}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons \text{ClO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}$	+1,15
$\text{ClO}_3^- + 3 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,21
$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{ClO}_2^- + 2 \text{OH}^-$	+0,33
$\text{ClO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 8 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cl}^- + 8 \text{OH}^-$	+0,56
$2 \text{ClO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 14 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Cl}_2(g) + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,42
$\text{ClO}_4^- + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + 2 \text{OH}^-$	+0,36
$\text{Co}^{3+} + e^-$	$\rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,81
$\text{Co}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Co}(s)$	-0,28

## Reakce

 $E^\circ/V$ 

$\text{Co(OH)}_3 + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Co(OH)}_2 + \text{OH}^-$	+0,17
$[\text{Co(H}_2\text{O)}_6]^{3+} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$[\text{Co(H}_2\text{O)}_6]^{2+}$	+1,84
$[\text{Co(NH}_3)_6]^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Co(s)} + 6 \text{NH}_3$	-0,43
$[\text{Co(NH}_3)_6]^{3+} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$[\text{Co(NH}_3)_6]^{2+}$	+0,1
$[\text{Co(CN)}_6]^{3-} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$[\text{Co(CN)}_6]^{4-}$	-0,83
$\text{Cr}^2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr(s)}$	-0,91
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr(s)}$	-0,74
$\text{Cr}^{\text{III}} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr}^{\text{II}}$	-0,41
$[\text{Cr(OH)}_4]^- + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr(s)} + 4 \text{OH}^-$	-1,2
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{HCrO}_4^- + 7 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,20
$\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr(OH)}_3 + 5 \text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cs}^+ + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cs(s)}$	-3,02
$\text{Cu}^+ + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu(s)}$	+0,52
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu(s)}$	+0,34
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu}^+$	+0,153
$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{CuCl(s)}$	+0,538
$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{CuBr(s)}$	+0,66
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{CuI(s)}$	+0,86
$\text{CuCl} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu(s)} + \text{Cl}^-$	+0,137
$\text{CuI} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu(s)} + \text{I}^-$	-0,185
$2 \text{Cu(OH)}_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,08
$[\text{Cu(CN)}_4]^{3-} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu(s)} + 4 \text{CN}^-$ (7M-KCN)	-1,0
$[\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$[\text{Cu(NH}_3)_2]^+ + 2 \text{NH}_3$	+0,01
$[\text{Cu(NH}_3)_2]^+ + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu(s)} + 2 \text{NH}_3$	+0,12
$\text{Cu}^{2+} + \text{Cu}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Cu}^+$	-0,37
$[\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cu(s)} + 4 \text{NH}_3$	+0,66
$\text{F}_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{F}^-$	+2,87
$\text{F}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{HF(aq)}$	+3,06
$\text{F}_2\text{O} + 2 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2\text{O} + 2 \text{F}^-$	+2,1
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe(s)}$	-0,02
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{2+}$	+0,771
$\text{Fe}^{2+} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe(s)}$	-0,44
$\text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe(s)} + 2 \text{OH}^-$	-0,88
$\text{Fe(OH)}_3 + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe(OH)}_2 + \text{OH}^-$	-0,56
$[\text{Fe(CN)}_6]^{3-} + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$[\text{Fe(CN)}_6]^{4-}$	+0,36
$\text{FeO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,9
$\text{FeO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{FeO}_2^- + 4 \text{OH}^-$	+0,9
$\text{Ga}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ga(s)}$	-0,56
$\text{Ga}^{3+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ga}^+$	-0,4
$\text{Ge}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ge(s)}$	+0,23
$\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{H}^-$	-2,25
$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2(\text{g})$	0,00
$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-$	-0,828

$\text{Hg}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg(l)}$	+0,85
$2 \text{Hg}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg}_2^{2+}$	+0,91
$\text{Hg}_2^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Hg(l)}$	+0,79
$\text{Hg}_2^{2+}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg(l)} + \text{Hg}^{2+}$	-0,13
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Hg(l)} + 2 \text{Cl}^-$	+0,268
$\text{Hg}_2\text{Br}_2(\text{s}) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Hg(l)} + 2 \text{Br}^-$	+0,139
$\text{Hg}_2\text{I}_2(\text{s}) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Hg(l)} + 2 \text{I}^-$	-0,04
$[\text{HgBr}_4]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg(l)} + 4 \text{Br}^-$	+0,21
$[\text{HgI}_4]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg(l)} + 4 \text{I}^-$	+0,04
$\text{HgS(s)} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Hg(l)} + \text{S}^{2-}$	-0,72
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{I}^-$	+0,54
$\text{I}_2(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{I}^-$	+0,62
$\text{I}_3^- + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$3 \text{I}^-$	+0,54
$\text{HOI} + \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{I}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,49
$2 \text{HOI} + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,45
$\text{IO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{I}^- + 6 \text{OH}^-$	+0,26
$2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{I}_2(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,20
$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{IO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,7
$\text{H}_3\text{IO}_6^{3-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{IO}_3^- + 3 \text{OH}^-$	+0,7
$\text{IO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 14 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{I}_2(\text{s}) + 8 \text{H}_2\text{O}$	+1,34
$\text{IO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 8 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{I}^- + 8 \text{OH}^-$	+0,39
$\text{In}^{3+} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{In(s)}$	-0,342
$\text{In}^{3+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{In}^+$	-0,40
$\text{K}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{K(s)}$	-2,92
$\text{La}^{3+} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{La(s)}$	-2,52
$\text{Li}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Li(s)}$	-3,045
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mg(s)}$	-2,36
$\text{Mg(OH)}_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mg(s)} + 2 \text{OH}^-$	-2,69
$\text{Mn}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn(s)}$	-1,18
$\text{Mn}^{3+} + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}^{2+}$	+1,5
$\text{Mn(OH)}_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn(s)} + 2 \text{OH}^-$	-1,55
$\text{Mn(OH)}_3 + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn(OH)}_2 + \text{OH}^-$	+0,1
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn(OH)}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0,05
$\text{MnO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{OH}^-$	+1,23
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,70
$\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{OH}^-$	+1,23
$\text{MnO}_4^- + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
$3 \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{HN}_3$	-3,1
$\text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+ + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+$	+0,27
$\text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} + 4 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{N}_2\text{H}_4 + 4 \text{OH}^-$	-1,16
$\text{N}_2(\text{g}) + 5 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{N}_2\text{H}_5^+$	-0,23

Reakce		$E^\circ/V$
$N_2(g) + 2 H_2O + 4 H^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 NH_3OH$ -1,87
$N_2H_4 + 2 H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 NH_3 + 2 OH^-$ +0,1
$N_2H_5^+ + 3 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 NH_4^+$ +1,28
$NH_3OH^+ + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+ + H_2O$ +1,35
$2 NO(g) + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$N_2O(g) + H_2O$ +1,59
$N_2O(g) + 2 H_2O + 4 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$N_2(g) + H_2O$ +1,77
$N_2O_4(g) + 4 H^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 NO(g) + 2 H_2O$ +1,03
$N_2O_4(g) + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 HNO_2$ +1,07
$HNO_2 + H^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$NO(g) + H_2O$ +1,00
$NO_3^- + 2 H^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$1/2 N_2O_4(g) + H_2O$ +0,80
$NO_3^- + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$HNO_2 + H_2O$ +0,94
$NO_3^- + 4 H^+ + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$NO(g) + 2 H_2O$ +0,96
$NO_3^- + 10 H^+ + 8 e^-$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+ + 3 H_2O$ +0,88
$NO_3^- + H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$NO_2^- + 2 OH^-$ +0,01
$Na^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$Na(s)$ -2,713
$Ni^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ni(s)$ -0,23
$Ni(OH)_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ni(s) + 2 OH^-$ -0,72
$NiO_2 + 4 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ni^{2+} + 2 H_2O$ +1,68
$NiO_2 + 2 H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ni(OH)_2 + 2 OH^-$ +0,49
$[Ni(NH_3)_6]^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Ni(s) + 6 NH_3$ -0,52
$H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 H_2O$ +1,23
$HO_2^- + H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$3 OH^-$ +0,88
$O_2(g) + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$H_2O_2$ +0,68
$O_2(g) + 4 H^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 H_2O$ +1,23
$O_2(g) + 4 H^+ (10^{-7}M) + 4 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 H_2O$ +0,82
$O_2(g) + H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$HO_2^- + OH^-$ -0,08
$O_2(g) + 2 H_2O + 4 e^-$	$\rightleftharpoons$	$4 OH^-$ +0,40
$O_3(g) + H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$O_2(g) + 2 OH^-$ +1,24
$O_3(g) + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$O_2(g) + H_2O$ +2,07
$O_3(g) + 2 H^+(10^{-7}M) + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$O_2(g) + H_2O$ +1,65
$OsO_4 + 8 H^+ + 8 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Os(s) + 4 H_2O$ +0,85
$P(s) + 3 H^+ + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$PH_3(g)$ +0,06
$P(s) + 3 H_2O + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$PH_3(g) + 3 OH^-$ -0,89
$H_3PO_2 + H^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$P(s) + 2 H_2O$ -0,51
$H_3PO_2^- + e^-$	$\rightleftharpoons$	$P(s) + 2 OH^-$ -2,05
$H_3PO_3 + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$H_3PO_2 + H_2O$ -0,50
$H_3PO_4 + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$H_3PO_3 + H_2O$ -0,28
$PO_4^{3-} + 2 H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$HPO_3^{2-} + 3 OH^-$ -1,12
$Pb^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Pb(s)$ -0,13
$PbO(s) + 2 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Pb(s) + H_2O$ +0,25
$[Pb(OH)_3]^- + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Pb(s) + 3 OH^-$ -0,54
$Pb^{4+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Pb^{2+}(1,1M HClO_4)$ +1,66
$PbO_2(s) + 4 H^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$2 Pb^{2+} + 2 H_2O$ +1,46
$PbO_2(s) + 4 H^+ + SO_4^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$PbSO_4(s) + 2 H_2O$ +1,69
$PbO_2(s) + H_2O + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$PbO(s) + 2 OH^-$ +0,28
$PbBr_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$Pb(s) + 2 Br^-$ -0,28

$\text{PbCl}_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Pb(s)} + 2 \text{Cl}^-$	-0,268
$\text{PbI}_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Pb(s)} + 2 \text{I}^-$	-0,365
$\text{PbS} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Pb(s)} + \text{S}^{2-}$	-0,95
$\text{PbSO}_4 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Pb(s)} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,356
$\text{Pd}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Pd(s)}$	+0,92
$[\text{PdCl}_6]^{4-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons [\text{PdCl}_4]^{2-} + 2 \text{Cl}^-$	+1,29
$\text{Pt}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Pt(s)}$	+1,2
$[\text{PtCl}_4]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Pt(s)} + 4 \text{Cl}^-$	+0,73
$[\text{PtCl}_6]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons [\text{PtCl}_4]^{2-} + 2 \text{Cl}^-$	+0,68
$\text{Ra}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Ra(s)}$	-2,92
$\text{Rb}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons \text{Rb(s)}$	-2,99
$\text{S(s)} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{S(s)} + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{H}_2\text{S(g)}$	+0,17
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons \text{S(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,45
$2 \text{H}_2\text{SO}_3 + 2 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,40
$2 \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{HS}_2\text{O}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,08
$2 \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{S}_2\text{O}_4^{2-} + 4 \text{OH}^-$	-1,12
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	-0,093
$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,15
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{SO}_4^{2-}$	+2,18
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,08
$(\text{SCN})_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{SCN}^-$	+0,77
$\text{Sb(s)} + 3 \text{H}^+ + 3 e^-$	$\rightleftharpoons \text{SbH}_3(\text{g})$	-0,51
$\text{SbO}^+ + 2 \text{H}^+ + 3 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Sb(s)} + \text{H}_2\text{O}$	+0,21
$\text{Sb}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6 \text{H}^+ + 6 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Sb(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,15
$\text{Sb}_2\text{O}_5(\text{s}) + 4 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons 2 \text{Sb}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$	+0,69
$\text{Sb}_2\text{O}_5(\text{s}) + 6 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons \text{SbO}^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,58
$\text{SbO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Sb(s)} + 4 \text{OH}^-$ (10M-KOH)	+0,68
$\text{SbO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{SbO}_2^- + 2 \text{OH}^-$ (10M-NaOH)	-0,59
$\text{Sc}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Sc(s)}$	-2,12
$\text{Si(s)} + 4 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons \text{SiH}_4(\text{g})$	+0,10
$\text{SiO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Si(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,86
$\text{Se(s)} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Se}^{2-}$	-0,92
$\text{Se(s)} + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se(g)}$	-0,37
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Se(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,74
$\text{SeO}_2^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+1,15
$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{SeO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	+0,05
$\text{Sn}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Sn(s)}$	-0,14
$\text{Sn}^{4+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$[\text{SnCl}_6]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 6 \text{Cl}^-$	+0,15
$[\text{SnCl}_6]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons [\text{SnCl}_3]^- + 3 \text{Cl}^-$	0,0
$[\text{Sn(OH)}_3]^- + 2 e^-$	$\rightleftharpoons \text{Sn(s)} + 3 \text{OH}^-$	-0,91
$[\text{Sn(OH)}_6]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons [\text{Sn(OH)}_3]^- + 3 \text{OH}^-$	-0,90

Reakce		$E^\circ/V$
$\text{Sr}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Sr(s)}$ -2,89
$\text{Te(s)} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Te}^{2-}$ -0,95
$\text{Te(s)} + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2\text{Te(g)}$ -0,51
$\text{TeO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}^+ + 4 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Te(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}$ +0,53
$\text{H}_6\text{TeO}_6(\text{s}) + 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{TeO}_2(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}$ +1,02
$\text{Ti}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ti(s)}$ -1,63
$\text{Ti}^{3+} + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ti}^{2+}$ -2,0
$\text{Ti}^{4+} + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ti}^{3+}$ +0,1
$\text{TiO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ti(s)} + \text{H}_2\text{O}$ -0,89
$[\text{TiOH}]^{3+} + \text{H}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ -0,06
$\text{Tl}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Tl(s)}$ -0,34
$\text{Tl}^{3+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Tl}^+$ +1,26
$\text{Tl}^{3+} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Tl(s)}$ +0,72
$\text{TlCl(s)} + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Tl(s)} + \text{Cl}^-$ -0,56
$\text{TlBr(s)} + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Tl(s)} + \text{Br}^-$ -0,66
$\text{TlI(s)} + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Tl(s)} + \text{I}^-$ -0,77
$\text{Tl(OH)}_3 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{TlOH} + 2 \text{OH}^-$ -0,05
$\text{U}^{3+} + 3 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{U(s)}$ -1,80
$\text{U}^{4+} + 4 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{U}^{3+}$ -0,61
$\text{UO}_2^+ + 4 \text{H}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{U}^{4+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ +0,33
$\text{UO}_2^{2+} + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{UO}^+$ +0,05
$\text{V}^{3+} + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{V}^{2+}$ -0,255
$\text{V}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{V(s)}$ -1,18
$\text{VO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ +0,361
$\text{VO}_2^+ + 2 \text{H}^+ + e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ +1,00
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn(s)}$ -0,76
$\text{Zn(OH)}_2 + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn(s)} + 2 \text{OH}^-$ -1,24
$[\text{Zn(OH)}_4]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn(s)} + 4 \text{OH}^-$ -1,36
$[\text{Zn(NH}_3)_4]^{2+} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn(s)} + 4 \text{NH}_3$ -1,04
$[\text{Zn(CN)}_4]^{2-} + 2 e^-$	$\rightleftharpoons$	$\text{Zn(s)} + 4 \text{CN}^-$ -1,44

## Relativní atomové hmotnosti prvků (r. 1975)

Název	Chemická značka	Rel. atomová hmotnost	Název	Chemická značka	Rel. atomová hmotnost
Aktinium	Ac	227,0278	Indium	In	114,82
Americium	Am	(243)	Iridium	Ir	192,22
Antimon	Sb	121,75	Jod	I	126,9045
Argon	Ar	39,948	Kadmium	Cd	112,41
Arsen	As	74,9216	Kalifornium	Cf	(251)
Astat	At	(210)	Kobalt	Co	58,9332
Baryum	Ba	137,33	Krypton	Kr	83,80
Berkelium	Bk	(247)	Křemík	Si	28,0855
Beryllium	Be	9,01218	Kyslík	O	15,9994
Bismut	Bi	208,9804	Lanthan	La	138,9055
Bor	B	10,81	Lawrencium	Lr	(260)
Brom	Br	79,904	Lithium	Li	6,941
Cer	Ce	140,12	Lutecium	Lu	174,97
Cesium	Cs	132,9054	Mangan	Mn	54,9380
Cín	Sn	118,69	Mendelevium	Md	(258)
Curium	Cm	(247)	Měď	Cu	63,546
Draslík	K	39,0983	Molybden	Mo	95,94
Dusík	N	14,0067	Neodym	Nd	144,24
Dysprosium	Dy	162,50	Neon	Ne	20,179
Einsteinium	Es	(254)	Neptunium	Np	237,0482
Erbium	Er	167,26	Nikl	Ni	58,70
Europium	Eu	151,96	Niob	Nb	92,9064
Fermium	Fm	(257)	Nobelium	No	(259)
Fluor	F	18,998403	Olovo	Pb	207,2
Fosfor	P	30,97376	Osmium	Os	190,2
Francium	Fr	(223)	Palladium	Pd	106,4
Gadolinium	Gd	157,25	Platina	Pt	195,09
Gallium	Ga	69,72	Plutonium	Pu	(224)
Germanium	Ge	72,59	Polonium	Po	(209)
Hafnium	Hf	178,49	Praseodym	Pr	140,9077
Helium	He	4,00260	Promethium	Pm	(145)
Hliník	Al	26,98154	Protaktinium	Pa	231,0359
Holmium	Ho	164,9304	Radium	Ra	226,0254
Hořčík	Mg	24,305	Radon	Rn	(222)
Chlor	Cl	35,453	Rhenium	Re	186,207
Chrom	Cr	51,996			

Název	Chemická značka	Rel. atomová hmotnost	Název	Chemická značka	Rel. atomová hmotnost
Rhodium	Rh	102,9055	Uhlík	C	12,011
Rtuť	Hg	200,59	Uran	U	238,029
Rubidium	Rb	85,4678	Vanad	V	50,9414
Ruthenium	Ru	101,07	Vápník	Ca	40,08
Samarium	Sm	150,4	Vodík	H	1,0079
Selen	Se	78,96	Wolfram	W	183,85
Síra	S	32,06	Xenon	Xe	131,30
Skandium	Sc	44,9559	Ytterbium	Yb	173,04
Sodík	Na	22,98977	Yttrium	Y	88,9059
Stroncium	Sr	87,62	Zinek	Zn	65,38
Stříbro	Ag	107,868	Zirkonium	Zr	91,22
Tantal	Ta	180,9479	Zlato	Au	196,9665
Technecium	Tc	(97)	Železo	Fe	55,847
Tellur	Te	127,60			
Terbium	Tb	158,9254			
Thallium	Tl	204,37			
Thorium	Th	232,0381			
Thulium	Tm	168,9342			
Titan	Ti	47,90			



## Základní fyzikální konstanty podle Cohena a Taylora (1973)

---

rychlost světla ve vakuu	$c = 2,997\,924\,58(1) \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$
elementární náboj protonu	$e = 1,602\,189\,2(46) \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Avogadrova konstanta	$N_A = 6,022\,045(31) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Planckova konstanta	$h = 6,626\,176(36) \cdot 10^{-34} \text{ J s}$
klidová hmotnost elektronu	$m_e = 9,109\,534(47) \cdot 10^{-31} \text{ kg} =$ $= 5,485\,802\,6(21) \cdot 10^{-4} \text{ u}$
klidová hmotnost protonu	$m_p = 1,672\,684\,5(86) \cdot 10^{-27} \text{ kg} =$ $= 1,007\,276\,470(11) \text{ u}$
klidová hmotnost neutronu	$m_n = 1,674\,954\,3(85) \cdot 10^{-27} \text{ kg} =$ $= 1,008\,665\,012(37) \text{ u}$
atomová jednotka hmotnosti	$1 \text{ u} = (10^{-3} \text{ kg mol}^{-1})/N_A =$ $= 1,660\,565\,5(86) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Faradayova konstanta	$F = 96\,484,56(27) \text{ C mol}^{-1}$
plynová konstanta	$R = 8,314\,41(26) \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
normální tíhové zrychlení	$g_n = 9,806\,65 \text{ m s}^{-2}$ (přesně)
standardní tlak	$p^\circ = 101\,325 \text{ Pa}$ (přesně)
bod tuhnutí vody	$T_0 = 273,150\,00(3) \text{ K}$
elektronvolt	$1 \text{ eV} = 1,602\,189\,2(46) \cdot 10^{-19} \text{ J}$ $\hat{=} 95,484\,56(27) \text{ kJ mol}^{-1}$ $\hat{=} 8065,479(21) \text{ cm}^{-1}$ $\hat{=} 2,417\,969\,6(63) \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$

---

Prof. Ing. BOHUMIL HÁJEK, CSc., doc. RNDr. LUBOR JENŠOVSKÝ, CSc.,  
Ing. VĚRA KLIMEŠOVÁ

## **Příklady z obecné a anorganické chemie**

Třetí, přepracované vydání

DT 54 (075.8)

Vydalo SNTL — Nakladatelství technické literatury, n. p., Spálená 51, 113 02  
Praha 1 jako společné vydání s n. p. Alfa, vydavatelstvo technickej a ekono-  
mickej literatúry, Hurbanovo nám. 3, 893 31 Bratislava, v roce 1981 jako svou  
8886. publikaci — Redakce chemické literatury — Odpovědná redaktorka  
Ing. Marie Gallová — Vazbu navrhl Josef Kalousek — Grafickou úpravu na-  
vrhla technická redaktorka Libuše Hokrová — Vytiskl TISK, knižní výroba,  
n. p., Brno, závod 1. 324 stran, 1 obrázek, 18 tabulek — Typové číslo  
L16-C3-III-41/67983 — Vydání třetí, přepracované — Náklad 4 400 výtisků.  
23,76 AA, 24,30 VA.

03/6

Cena vázaného výtisku Kčs 22,—

104/21,852

Publikace je určena posluchačům vysokých škol chemickotechnologických  
jako příručka; vhodná pomůcka pro každého, kdo se zajímá o anorganickou  
chemii.

---

04-621-81

Kčs 22,—