

Gymnázium, Ostrava-Poruba, Čs. exilu 669



STUDIJNÍ OPORA DISTANČNÍHO VZDĚLÁVÁNÍ

**CHEMICKÉ NÁZVOSLOVÍ A ZÁKLADNÍ
CHEMICKÉ VÝPOČTY**

**PAVEL CZERNEK
JAROSLAV VERLÍK**

Ostrava 2005

Recenze: Doc. PaedDr. Dana Kričfaluši, Csc.
Mgr. Libor Koníček

Publikace byla vytvořena v rámci projektu Státní informační politiky ve
vzdělávání v roce 2005.

© Mgr. Pavel Czernek
Mgr. Jaroslav Verlík

ISBN 80-903647-2-1

Obsah opory

1

ÚVOD	6
1 CHEMICKÉ NÁZVOSLOVÍ	8
1.1 VYSVĚTLENÍ ZÁKLADNÍCH POJMŮ	9
1.2 NÁZVOSLOVÍ BINÁRNÍCH SLOUČENIN	13
1.2.1 <i>Tvorba systematických názvů</i>	13
1.2.2 <i>Názvosloví bezkyslíkatých kyselin a jejich solí</i>	16
1.3 NÁZVOSLOVÍ KYSLÍKATÝCH KYSELIN	18
1.4 NÁZVOSLOVÍ SOLÍ KYSLÍKATÝCH KYSELIN	22
1.4.1 <i>Názvosloví iontů</i>	22
1.4.2 <i>Názvosloví solí oxokyselin</i>	23
1.4.3 <i>Názvosloví hydrátů a podvojných solí</i>	27
1.5 NÁZVOSLOVÍ KOORDINAČNÍCH SLOUČENIN	29
1.5.1 <i>Vzorce koordinačních sloučenin</i>	30
1.5.2 <i>Názvy koordinačních sloučenin</i>	30
2 ZÁKLADNÍ CHEMICKÉ VÝPOČTY	34
2.1 STAVBA ATOMŮ A MOLEKUL	35
2.1.1 <i>Stavba atomového jádra</i>	36
2.1.2 <i>Charakteristika atomového orbitalu a elektronová konfigurace prvků</i>	37
2.1.3 <i>Relativní atomová a relativní molekulová hmotnost</i>	39
2.2 LÁTKOVÉ MNOŽSTVÍ	42
2.2.1 <i>Molární hmotnost, výpočty látkového množství</i>	42
2.2.2 <i>Látkové množství plynů za normálních podmínek</i>	45
2.3 SLOŽENÍ ROZTOKŮ	46
2.3.1 <i>Hmotnostní koncentrace</i>	47
2.3.2 <i>Molární koncentrace</i>	49
2.3.3 <i>Příprava roztoku libovolné koncentrace</i>	50
2.4 CHEMICKÉ VZORCE	54
2.4.1 <i>Výpočet hmotnosti z chemického vzorce</i>	55
2.4.2 <i>Určení stechiometrického vzorce</i>	56
2.5 CHEMICKÉ REAKCE	57
2.5.1 <i>Zápis chemické reakce a úprava její rovnice</i>	58
2.5.2 <i>Úprava rovnic oxidačně-redukčních reakcí</i>	60
2.5.3 <i>Výpočty z chemických rovnic</i>	62
LITERATURA	66

Úvod

Studijní opora, kterou právě otvíráte, je určena studentům 1. ročníku distančního studia gymnázií, ale může být také doplňkem při studiu chemie na jiných typech středních škol. Vychází z teoretických poznatků, které studenti získají během konzultací se svým vyučujícím chemie, a prostudováním příslušných kapitol některé ze středoškolských učebnic chemie. Tyto jsou citované jak v textu studijní opory, tak v seznamu použité literatury. Řazení úloh ve studijní opoře odpovídá postupu výuky v prezenční formě středoškolského studia a koresponduje se sledem kapitol v běžných středoškolských učebnicích chemie.

Autoři studijní opory se snažili čerpat ze svých zkušeností získaných během výuky chemie v prezenční formě studia a přizpůsobit ji svým obsahem pokud možno co nejvíce podmínkám distančního vzdělávání. Z obsahu učiva byla vybrána tematika anorganického chemického názvosloví a základních chemických výpočtů, se kterou mívají studenti často určité potíže. Pro limitovaný rozsah studijní opory byly vybrány pouze základní typy úloh, které by měl zvládnout každý student 1. ročníku distančního studia. Ty jsou nezbytným odrazovým můstkem pro zvládnutí učiva chemie během dalšího středoškolského studia.

V části anorganického názvosloví naleznete k vybranému tématu základní pravidla a jejich následnou aplikaci v řešených příkladech. Ke každé podkapitole byly vybrány úkoly pro procvičení dané problematiky, které jsou doplněny číslem strany, na níž jsou uvedeny výsledky řešení. Autor se snažil během řešení úloh co nejvíce přiblížit principy uplatňované v chemickém názvosloví.

Při výběru úloh v části Základní chemické výpočty vycházel autor z úzkého spektra chemických příkladů, které jsou předpokladem pro zvládnutí učiva chemie v první fázi distanční formy studia. Studenti najdou ve studijní opoře všechny požadované základní typy příkladů, jež jsou rozdělené na řešené příklady, uváděné vždy v první části každé podkapitoly, a na úkoly bez řešení, jimiž si studenti mají ověřit získané dovednosti. Jejich výsledky naleznete, stejně jako v první části opory, v závěru každé kapitoly.

Pro rychlejší orientaci v textu jsou použity marginálie a ikony umístěné v pravém okraji.



klíčová slova



úkoly



řešená úloha



výsledky úkolů



kontrolní otázky



shrnutí kapitoly



průvodce studiem (neformální popovídání, rady kdekoliv v textu)

Autoři vám přejí mnoho úspěchů a zdaru ve vašem studiu.

Autoři

Po prostudování studijní opory budete znát:

- pravidla pro sestavování systematických názvů anorganických sloučenin;
- postup odvozování chemických vzorců anorganických sloučenin z jejich systematických názvů;
- pojem oxidační číslo a jeho uplatnění.

Po prostudování studijní opory budete schopni:

- určit systematický název anorganické sloučeniny na základě znalosti jejího chemického vzorce;
- sestavit chemický vzorec podle systematického názvu sloučeniny;
- určit oxidační čísla prvků ve sloučenině;
- určit počty mikročástic v atomech jednotlivých prvků
- zapsat úplnou a zkrácenou elektronovou konfiguraci atomů prvků
- vypočítat klidovou hmotnost atomů jednotlivých prvků
- vyčíst z tabulky relativní atomové hmotnosti prvků a pomocí nich vypočítat molární hmotnost libovolné sloučeniny
- vypočítat molekulové hmotnosti libovolných zvolených sloučenin
- vypočítat hodnoty látkového množství z počtu atomů nebo molekul
- vypočítat hmotnosti látek z jejich látkového množství
- určit počet částic (atomů a molekul) libovolné chemické látky
- vypočítat hmotnosti nebo objemy plynů za normálních podmínek
- vypočítat složení libovolného roztoku
- vypočítat hmotnostní nebo objemové díly látek, potřebných pro přípravu roztoku libovolné koncentrace
- určit stechiometrický vzorec látky
- vypočítat procentové zastoupení prvků ve sloučenině
- zapsat a správně vyčíslit chemickou rovnici v základním tvaru
- správně vyčíslit chemické rovnice redoxních dějů
- podle upravené chemické rovnice vypočítat množství reagujících látek v soustavě.

1 Chemické názvosloví

Mgr. Pavel Czernek

Průvodce

Nejspíše jste již slyšeli, kolik chemických sloučenin lidstvo zná. Je to číslo impozantní a vy myslíte na to, jak složité je všechny tyto sloučeniny pojmenovat. Já vás seznámím s řešením. Seznámíte se se základy **systematického** názvosloví anorganických sloučenin. Zjistíte, že k pojmenování většiny chemických sloučenin vám postačí znát jen několik pravidel.

Systematické názvy sloučenin obsahují informaci o jejich složení, struktuře a tím i vlastnostech. Proto přistupujte ke studiu zodpovědně. Získané dovednosti využijete při studiu chemie mnohokrát.

V textu jsou vysvětleny pouze základní pojmy. Další naleznete v odkazech na tituly doporučené literatury. Odkazy na literaturu mají charakter čísla v hranatých závorkách. Toto číslo odpovídá pořadovému číslu titulu v seznamu uvedeném na konci studijní opory.

**1.1 Vysvětlení základních pojmů****V této kapitole se dozvíte:**

- co je to oxidační číslo a k čemu chemikům slouží;
- pravidla pro určování oxidačního čísla prvků;

V této kapitole se naučíte:

- určit oxidační čísla prvků v elektroneutralní molekule a iontu.

Klíčová slova kapitoly: oxidační číslo; chemický vzorec; systematické názvosloví.

Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 2 h + 1 h (teorie + řešení příkladů)

Před samotným pojmenováváním sloučenin vám objasním základní pojmy, se kterými budu během našeho společného studia operovat. Pro pojmenování sloučenin budu používat systematické názvy. Další způsoby pojmenování budu uvádět jen sporadicky. [1]

Systematický název je tvořen na základě pravidel a obsahuje pro vás četné informace o sloučenině - pokud tato pravidla ovládáte. Příklad: hydroxid sodný

Systematický název

Na základě systematického názvu lze sestavit chemický vzorec, který vyjadřuje složení sloučeniny (symboly prvků a jejich zastoupení v molekule). Podle množství obsažených informací se rozlišuje několik typů chemických vzorců. [1]

Chemický vzorec

Počet atomů prvků v molekulách sloučenin budeme vyjadřovat pomocí číslovkových předpon, které odpovídají počtu atomů prvku vyjádřeného ve vzorci pravým dolním indexem.

Číslovkové předpony



Jednoduché předpony: určují počet atomů prvku nebo jednoduchých molekul (př. vody, amoniaku).

Násobné předpony: určují počet složitějších skupin atomů.

číslovka	Číslovkové předpony	
	jednoduché	násobné
1	mono-	-
2	di-	bis-
3	tri-	tris-
4	tetra-	tetrakis-
5	penta-	pentakis-
6	hexa-	hexakis-
7	hepta-	heptakis-
8	okta-	oktakis-
9	nona-	nonakis-
10	deka-	dekakis-

K určování chemických vzorců a systematických názvů sloučenin vám budou sloužit oxidační čísla atomů prvků.

Oxidační číslo: je elektrický náboj, který by byl přítomen na atomu prvku, kdybychom elektrony v každé vazbě vycházející z tohoto atomu přidělili elektronegativnějšímu prvku.

Oxidační číslo

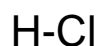
Oxidační číslo budeme zapisovat římskými číslicemi jako pravý horní index u symbolu prvku. Nabývá kladných i záporných hodnot (od $-IV$ po VIII). Znaménko minus se píše před číslovkou (kladné se vynechává).

Řešená úloha 1

Určete oxidační čísla atomu chloru a vodíku v molekule chlorovodíku.

Řešení:

- Na základě definice jsme schopni určit oxidační čísla prvků v případě, kdy máme k dispozici informaci o vazbách v molekule (o struktuře molekuly) a o hodnotách elektronegativit prvků. Toto vše vám poskytnu.
- V molekule chlorovodíku je jeden atom vodíku vázán jednoduchou vazbou k atomu chloru. Vazbu budeme znázorňovat valenční čárkou, která představuje dva elektrony. Jeden pochází z atomu vodíku, druhý z atomu chloru.



- Elektronegativita je veličina, která vyjadřuje sílu, s jakou atomy prvků přitahují vazebné elektrony. Její hodnoty nalezneme např. v periodické soustavě prvků. Pro atom vodíku má hodnotu 2,2; pro atom chloru 2,8.
- Opět si přečtete definici oxidačního čísla. Nyní stačí jen zjistit, který atom si elektrony z chemické vazby „vezme“ (hypoteticky). Větší sílu (elektronegativitu) má atom chloru, který si „přivlastní“ oba elektrony z chemické vazby. Jeden elektron je jeho, ale druhý patřil atomu vodíku. Proto má atom chloru o jeden elektron více a jeho náboj má hodnotu -1 . Vodík naopak jeden elektron „ztratil“ a proto má náboj $+1$.



Odpověď: Atom chloru má v molekule chlorovodíku oxidační číslo -1 a atom vodíku 1 . Ukáži vám, jak výsledek zapsat mnohem kratším způsobem. Postačí napsat vzorec sloučeniny a vyznačit v něm příslušná oxidační čísla.



(Nezapomínejte, že u kladného oxidačního čísla se znaménko nepíše!!!)

Průvodce

Ne vždy budete mít k dispozici údaje o struktuře sloučeniny, u níž máte určit oxidační čísla prvků. Proto existuje ještě jiný způsob řešení. Je založen na znalosti pravidel pro určování oxidačních čísel atomů. Věřte, že je budete používat častěji než hodnoty elektronegativity v souvislosti se znalostí struktury sloučeniny. Pokud se vám bude zdát počet pravidel příliš velký, vzpomeňte si na počet známých sloučenin, které díky tomu pojmenujete.



Pravidla pro určování oxidačních čísel atomů

1. Volný atom prvku (př. síra, S) a atomy v molekule prvku (př. molekula síry tvořená osmi atomy: S₈) mají oxidační číslo 0 (př. S⁰, S₈⁰).
2. Oxidační číslo vodíku ve sloučeninách má téměř vždy hodnotu 1. Výjimkou jsou hydridy kovů, v nichž má vodík oxidační číslo -1 (je to dáno nižší hodnotou elektronegativity atomu vázaného s atomem vodíku).
3. Oxidační číslo kyslíku je zpravidla rovno -2 . Výjimku tvoří např. peroxidy (oxidační číslo -1).
4. Některé prvky mají ve sloučeninách vždy stejné oxidační číslo. Př. prvky I.A skupiny mají oxid. číslo vždy 1, prvky II.A skupiny mají oxid. číslo rovno 2.
5. Maximální možné kladné oxidační číslo prvku u většiny prvků odpovídá číslu skupiny periodické soustavy prvků, ve které tento prvek leží. Př. uhlík najdete ve IV.A skupině (nejvyšší oxidační číslo je tedy 4).
6. Součet oxidačních čísel všech prvků v elektroneutrální molekule (molekule bez náboje) je roven nule. (Nesmíte zapomínat, že některé atomy jsou v molekule obsaženy ve větším počtu. Poznáte to podle pravého dolního indexu u značky prvku v chemickém vzorci.)
7. Součet oxidačních čísel všech prvků ve víceatomovém iontu je roven jeho celkovému náboji. (Ion je elektricky nabitá částice. Kation má náboj kladný, anion náboj záporný.)

Jak určit oxidační číslo

Řešená úloha 2

Určete oxidační čísla atomů sodíku, kyslíku a uhlíku ve sloučenině Na₂CO₃. (Nejedná se o peroxid.)

Řešení:

Nemáme k dispozici informace o struktuře a hodnotách elektronegativit. Musíme využít výše uvedená pravidla.

- a) Opíšeme vzorec a vyznačíme oxidační čísla atomů prvků, které se vyznačují stabilním oxidačním číslem. V tomto případě je to kyslík (sloučenina není peroxidem: oxidační číslo je -2) a sodík (člen I.A skupiny – oxidační číslo 1).
- b) Vypočítáme oxidační číslo u zbývajících prvků (uhlíku). Pomůže nám k tomu pravidlo č. 6. Můžeme si sestavit jednoduchou lineární rovnici:



2·1 +	1·X +	3·(-2)	= 0
2 – počet atomů Na	1- počet atomů C	3 – počet atomů O	Součet všech ox. čísel
1 –ox. číslo Na	X-ox. číslo C	(-2)-ox. číslo O	čísel

Odpověď: Atom uhlíku má ve sloučenině ox. číslo IV. Zapsáno vzorcem $\text{Na}_2^{\text{I}}\text{C}^{\text{IV}}\text{O}_3^{-\text{II}}$.

Řešení můžete aplikovat i na příklady, ve kterých budete dotazováni na oxidační čísla atomů ve víceatomovém iontu. Na pravé straně rovnice nebude nula, ale napíšete zde hodnotu celkového náboje daného iontu.

Řešená úloha 3

Určete oxidační čísla atomů tvořících ion $(\text{PO}_4)^{3-}$.

Řešení:

- Známe oxidační číslo kyslíku (-II) a celkový náboj iontu (3-). (Náboj iontu se zapisuje arabskými číslicemi se znaménkem kladným i záporným uvedeným za číslicí. Umisťuje se jako pravý horní index ke vzorci iontu. Číslovka 1 se vynechává.)
- Známe pravidlo o součtu oxidačních čísel všech atomů v iontu. Jsme tak schopni sestavit si jednoduchou rovnici:

$$1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -3$$

Odpověď: Oxidační číslo fosforu v uvedeném iontu má hodnotu V. $(\text{P}^{\text{V}}\text{O}_4^{-\text{II}})^{3-}$
Pro názornost uvádím zápis pomocí vzorce, který vyžaduje rozlišit oxidační čísla od náboje.

Kontrolní otázky:

- Jakých oxidačních čísel mohou ve sloučeninách nabývat atomy těchto prvků? (K, Mg, O, Li, H)
- Kde je uveden v chemickém vzorci počet atomů jednotlivých prvků tvořících molekulu sloučeniny?
- Jaké informace byste potřebovali k určení oxidačního čísla atomů ve sloučenině, aniž byste použili pravidel pro určení oxidačních čísel atomů?

Úkoly:

- Stanovte oxidační čísla všech atomů v těchto molekulách: a) HNO_3 ; b) $(\text{H}_3\text{O})^+$; c) KIO_3 ; d) CaSO_4 . (str.12)
- Doplňte hodnotu celkového náboje iontů: a) $(\text{S}^{\text{IV}}\text{O}_3^{-\text{II}})^?$; b) $(\text{P}_2^{\text{V}}\text{O}_7^{-\text{II}})^?$. (str.12)

Pro stanovení oxidačního čísla použijte uvedená pravidla a své znalosti periodické soustavy prvků. Zejména pak pravidlo o součtu oxidačních čísel všech atomů v molekule. Neopomínejte zastoupení jednotlivých prvků v molekule uvedené ve vzorci pomocí dolních indexů. Oxidační číslo pak zapisujte jako pravý horní index u symbolu prvku formou římské číslice.

Úkol 1: a) $\text{H}^{\text{I}}\text{N}^{\text{V}}\text{O}_3^{-\text{II}}$; b) $(\text{H}_3^{\text{I}}\text{O}^{-\text{II}})^+$; c) $\text{K}^{\text{I}}\text{I}^{\text{V}}\text{O}_3^{-\text{II}}$; d) $\text{Ca}^{\text{II}}\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_4^{-\text{II}}$. **Úkol 2:** a) 2-; b) 4-.



Průvodce

Máte za sebou první podkapitulu zaměřenou na chemické názvosloví. Víím, že se vám teorie moc nelíbí. Je však nezbytné ji zvládnout a získat při řešení obdobných příkladů jistotu.

Pokud jste nenašli odpověď na všechny otázky a nevyřešili (bez obtíží) uvedené úkoly, přečtěte si text důkladně ještě jednou. Úspěšný řešitel se může vrhnout vstříc dalším kapitolám. Ale i jemu doporučuji dát si alespoň malou pauzičku, „aby se to v hlavě pěkně uleželo“.

**1.2 Názvosloví binárních sloučenin****V této kapitole se dozvíte:**

- složení systematického názvu sloučenin;
- základní typy binárních sloučenin;
- význam pojmů kyselina a sůl kyseliny;

V této kapitole se naučíte:

- stanovit systematický název vybraných binárních sloučenin, bezkyslíkatých kyselin a jejich solí;
- určit chemický vzorec na základě systematického názvu sloučeniny.

Klíčová slova kapitoly: binární sloučeniny; bezkyslíkaté kyseliny; soli bezkyslíkatých kyselin; systematické názvy sloučenin.

Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 4 h + 2 h (teorie + řešení příkladů)

**1.2.1 Tvorba systematických názvů**

Pro označení konkrétního člověka se používá jeho jméno a příjmení. Stejně tak název anorganických sloučenin se skládá z podstatného a přídavného jména.

Podstatné jméno

Udává druh chemické sloučeniny a je odvozeno od elektronegativnější části sloučeniny (pravá část chemického vzorce). Tuto část může prezentovat:

- **atom prvku** se záporným oxidačním číslem. Pak má podstatné jméno zakončení **-id** a neurčuje nám velikost jeho oxidačního čísla.
- **víceatomový anion**. Podstatné jméno má zakončení **-an** a obsahuje informaci o hodnotě oxidačního čísla centrálního atomu. [1]

*Podstatné
jméno
názu*

Přídavné jméno

Následuje za podstatným jménem. Je odvozeno od elektro pozitivní části sloučeniny (levá část chemického vzorce). Tuto část prezentuje atom s kladným oxidačním číslem nebo složitější kation. Oxidační číslo atomu, resp. celkový náboj kationtu vyjadřuje v názvu charakteristické zakončení. [1]

*Přídavné
jméno
názu*

Dalšími binárními sloučeninami kyslíku jsou peroxidy. Kyslík v nich má oxidační číslo $-I$. Vy však budete muset operovat s částicí $(O_2)^{-II}$. Nazývá se peroxoskupina a má strukturu dvou spojených atomů kyslíku: $-O-O-$. Ve vzorci bude u symbolu kyslíku vždy dolní index 2. Závorky kolem dvojice kyslíků se nepíší, když je tato skupina v molekule (ve vzorci) pouze jednou.

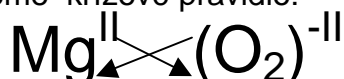
Peroxidy

Řešená úloha 3

Sestavte vzorec peroxidu hořečnatého.

Řešení:

- a) Opět si uvědomíme oxidační čísla atomů. Kyslík je zde zastoupen peroxoskupinou $(O_2)^{-II}$, atom hořčíku má oxidační číslo II . Zapišeme prvky ve správném pořadí a použijeme křížové pravidlo:



- b) Získali jsme vzorec $Mg_2(O_2)_2$. Po vykrácení MgO_2 . Při krácení pracujeme pouze s indexem mimo závorky!!!

Odpověď: Peroxid hořečnatý má vzorec MgO_2 .

Podle systematického názvu rozlišíte oxid od peroxidu snadno. Podle vzorce je to však obtížné. Ukážu vám postup. Nejdříve si všimněte indexu u symbolu kyslíku. Pokud je zde liché číslo, jedná se o oxid. Pokud jsou dva atomy kyslíku v závorce, jedná se o peroxid. Když jsou přítomny dva kyslíky (bez závorek), musíme přihlídnout k oxidačnímu číslu druhého prvku.

Peroxid
či oxid?**Řešená úloha 4**

Určete název sloučeniny BeO_2 .

Řešení:

Jsou dvě možnosti pojmenování:

- a) oxid – (O^{-II}) ; atom beryllia musí mít oxidační číslo IV (aby součet oxidačních čísel byl roven nule). Název je oxid beryllitický.
- b) peroxid – $(O_2)^{-II}$; atom beryllia musí mít oxidační číslo II . Název je peroxid beryllnatý.

Při rozhodování, která z možností je správná, vám pomůže pravidlo o stálých oxidačních číslech některých prvků. Beryllium je členem II . A skupiny, může mít pouze oxidační číslo II . Proto je správnou sloučeninou peroxid beryllnatý.

Odpověď: Vzorec BeO_2 má peroxid beryllnatý.

Mezi významné binární sloučeniny patří i sloučeniny vodíku, hydridy. Jejich názvosloví je však nejednotné. Seznámím vás s třemi druhy hydridů.

Hydridy

- a) *hydridy iontové* – druhým atomem v molekule je prvek $I.A$ nebo $II.A$ skupiny. Atom vodíku zde má oxidační číslo $-I$. Název se tvoří stejně jako u oxidů, jen podstatné jméno je *hydrid*. (př. hydrid lithný Li^+H^- , h. vápenatý $Ca^{II}H_2^{-I}$)
- b) *hydridy kovalentní* – druhým atomem je prvek $III. - VI. A$ skupiny. Oxidační číslo vodíku (hodnoty I nebo $-I$) záleží na elektronegativitě atomu druhého prvku. U hydridů prvků $III.A - V.A$ skupiny se píše symbol vodíku vpravo. U hydridů prvků $VI. A$ skupiny vlevo. Název je jednoslovný s koncovkou – **an**, jak uvádí přehled. (V závorce jsou uvedeny používané triviální názvy.)



BH ₃ – boran	PH ₃ – fosfan	H ₂ O – oxiran (voda)
AlH ₃ – alan	AsH ₃ – arsan	H ₂ S – sulfan (sirovodík)
SiH ₄ – silan	NH ₃ – azan (amoniak)	H ₂ Se – selan

- c) *halogenovodíky* – hydridy prvků VII.A skupiny. Název tvoří jen podstatné jméno skládající se z **názvu prvku** zakončeného písmenem o, a slova vodík. Obdobně se smí pojmenovat i sulfan: sirovodík. Symbol vodíku se ve vzorci píše vlevo.

HCl – **chlorovodík** HF – **fluorovodík** HI – **jodovodík**

Kontrolní otázky:

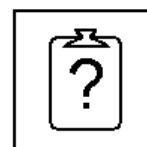
1. U kterých zakončení přídavných jmen může dojít k záměně oxidačního čísla, pokud nevyhledáte v názvu nejdlejší možnou koncovku?
2. Proč se liší oxidační číslo kyslíku v molekulách oxidů a peroxidů? (Pomoc naleznete v definici oxidačního čísla.)



Úkoly:

1. Vytvořte vzorce těchto sloučenin: a) oxid dusitý; b) hydrid lithný; c) peroxid draselný; d) oxid barnatý; e) oxid bromitý; f) hydrid hořečnatý. (str. 18)
2. Kterým sloučeninám patří tyto vzorce? a) Cu₂O; b) KH; c) CaO₂; d) ZnO; e) H₂S; f) SO₂. (str. 18)
3. Vyberte správné dvojice (název a vzorec sloučeniny). (str. 18)

a) Cl ₂ O ₅ – oxid chlorečný	e) H ₃ N - amoniak
b) MgH ₂ – hydrid hořečnatý	f) Si ₂ O ₃ – oxid křemičitý
c) BeO – peroxid beryllnatý	g) OsO ₄ – oxid osmičelý
d) HF – hydrid fluorný	h) HCl - chlorovodík



Průvodce

Doufám, že jste názvosloví vybraných binárních sloučenin úspěšně zvládli. Ukázal jsem vám, jak tvořit jejich názvy i vzorce. Vše pečlivě prostudujte, protože získané dovednosti a vědomosti budete využívat i nadále. Nelekejte se, když v následující kapitole opět narazíte na binární sloučeniny. Jedná se o bezkyslíkaté kyseliny a jejich soli.



1.2.2 Názvosloví bezkyslíkatých kyselin a jejich solí

Kyseliny obecně jsou látky, které mohou při reakcích odštěpovat kation vodíku (H⁺). Kyseliny, které mohou odštěpit více kationů vodíku, se označují jako vícesytné (př. H₂S). Kyseliny, které mají k dispozici pouze jeden atom vodíku, se označují jako jednosytné (př. HCl). Podle obsahu kyslíku rozlišujeme kyseliny bezkyslíkaté a kyslíkaté (oxokyseliny).

Mezi bezkyslíkaté kyseliny řadíme vodné roztoky halogenovodíků (viz. předchozí podkapitola), sirovodíku a kyanovodíku (HCN).

Název tvoří slovo **kyselina** a název rozpuštěné látky se zakončením **-ová**.

*Kyseliny
jednosytné
a vícesytné*

*Kyseliny
bezkyslíkaté*

Původní sloučenina	Odpovídající kyselina
chlorovodík (HCl)	kyselina chlorovodíková (HCl)
sirovodík (H ₂ S)	kyselina sirovodíková (H ₂ S)

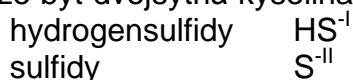
Soli jsou sloučeniny tvořené kationtem a aniontem kyseliny, který z ní vznikne odštěpením kationtu vodíku (H^+).

Podstatné jméno v názvu soli má zakončení **-id**. Příklad od *kyseliny chlorovodíkové* odvodíte soli *chloridy*. Přídavné jméno má zakončení odpovídající oxidačnímu číslu kationtu.

Održením H^+ od elektroneutrální molekuly kyseliny získáte anion. Velikost jeho záporného náboje odpovídá počtu odtržených kationtů vodíku. U jednosytných kyselin můžeme odtrhnout jen jeden H^+ . Anion takto získaný bude mít náboj 1- (v molekulách solí bude jeho oxidační číslo -I).

U vícesytných kyselin můžeme odtrhnout různý počet atomů vodíku. Neodtržené atomy vodíku se stávají součástí aniontu solí. V názvu je musíme uvést v podstatném jméně. Na začátek podstatného jména přidáme slovíčko „hydrogen“ s příslušnou číslovkovou předponou (mono- se vynechává).

Příkladem nám může být dvojsytná kyselina sirovodíková (H_2S). Můžeme od ní získat tyto soli:



Soli kyselin

Hydrogen-soli

Řešená úloha 5

A) Sestavte vzorec chloridu cíničitého.

Řešení:

- a) Zapišeme vedle sebe symboly cínu a chloru: **SnCl**
- b) Vyznačíme oxidační čísla. Přídavné jméno má zakončení -ičitý (oxidační číslo atomu cínu je IV). Chlorid je sůl jednosytné kyseliny chlorovodíkové (atom chloru má oxidační číslo -I). **Sn^{IV}Cl^{-I}**
- c) Použijeme křížové pravidlo.

Odpověď: Vzorec chloridu cíničitého je $SnCl_4$.

B) Určete název sloučeniny $Zn(HS)_2$.

Řešení:

- a) Určíme oxidační číslo aniontu (HS). Víme, že se jedná o sůl dvojsytné kyseliny sirovodíkové, která vznikla odtržením jednoho kationtu vodíku. Musí mít proto oxidační číslo -I.
- b) Určíme oxidační číslo atomu zinku. Celkový náboj molekuly je nulový, proto je oxidační číslo atomu zinku +II. (Odpovídá mu zakončení -natý.)
- c) Sestavíme podstatné jméno. (Nesmíme zapomenout, že z molekuly kyseliny zůstal jeden atom vodíku.) **hydrogensulfid**
- d) Určíme přídavné jméno (odvozené od zinku se zakončením -natý). **zinečnatý**

Odpověď: Vzorec $Zn(HS)_2$ patří hydrogensulfidu zinečnatému.
(Všimněte si, že skupina HS je ve vzorci oddělená závorkami. Jedná se totiž o víceatomový anion, který je přítomen v molekule ve větším počtu.)

Obdobně jako soli kys. sirovodíkové se tvoří i „soli“ vody. Znáte již oxidy (O^{-II}). Z molekuly vody můžete odtrhnout pouze jeden H^+ . Získáte *hydroxidy*, jejichž základ tvoří skupina (OH)⁻. Příklad hydroxid měďnatý $Cu(OH)_2$.

Hydroxidy

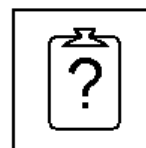


Kontrolní otázky:

1. Jaké oxidační číslo by měl atom dusíku získaný z amoniaku odtržením tří kationtů vodíku?
2. Vyjmenujte soli, v jejichž chemických vzorcích se musí vyskytnout závorky.

**Úkoly:**

4. Určete názvy těchto sloučenin: a) Ag_2S ; b) PbI_2 ; c) $\text{Al}(\text{OH})_3$; d) NaF ; e) PCl_5 ; f) CaH_2 ; g) HCN . (str. 18)
5. Seřadte tyto sloučeniny podle vzrůstajícího oxidačního čísla kladné části molekuly. OsO_4 , BaBr_2 , KHS , GeS_2 , SO_3 , PCl_3 (str. 18)
6. Vyberte ty sloučeniny, jejichž molekuly jsou tvořeny třemi atomy (př. CaH_2). a) chlorid galitý; b) kyanid draselný; c) hydrogensulfid beryllnatý; d) fluorid hořečnatý; e) sulfid rubidný; f) hydroxid lithný; g) kyselina sirovočíslová (str. 18)



Na každou sloučeninu, jejíž podstatné jméno má koncovku –id, pohlížejte jako na binární sloučeninu, sůl bezkyslíkaté kyseliny či „sůl“ vody. Při rozhodování, zda uvedený vzorec patří oxidu či peroxidu, užití pravidlo o maximálním oxidačním čísle prvku. Ve vzorci kyseliny uvádějte na prvním místě symbol vodíku. Oxidační číslo aniontu soli určete z počtu odštěpených kationtů vodíku. V odvozování názvů soli nezapomeňte vyjádřit počet atomů vodíku slovíčkem „hydrogen“.



Úkol 1: a) N_2O_3 ; b) LiH ; c) K_2O_2 ; d) BaO ; e) Br_2O_7 ; f) MgH_2 . **Úkol 2:** a) oxid měďný; b) hydrid draselný; c) peroxid vápenatý; d) oxid zinečnatý; e) sulfan (sirovočíslová); f) oxid siřičitý. **Úkol 3:** a, g, h. **Úkol 4:** a) sulfid stříbrný; b) jodid olovnatý; c) hydroxid hlinitý; d) fluorid sodný; e) chlorid fosforečnatý; f) hydrid vápenatý; g) kyanovodík. **Úkol 5:** $\text{K}^{\text{I}}\text{HS}$, $\text{Ba}^{\text{II}}\text{Br}_2$, $\text{P}^{\text{III}}\text{Cl}_3$, $\text{Ge}^{\text{IV}}\text{S}_2$, $\text{S}^{\text{VI}}\text{O}_3$, $\text{Os}^{\text{VIII}}\text{O}_4$. **Úkol 6:** b) KCN ; d) MgF_2 ; e) Rb_2S ; f) LiOH ; g) H_2S .

**Průvodce**

Sami vidíte, že informací stále přibývá. Doporučuji si projít (alespoň v hlavě), všechna pravidla, která byla zmiňována v předchozích kapitolách. Zvýšíme totiž počet prvků v molekulách a bez základních dovedností by mohly nastat potíže.

**1.3 Názvosloví kyslíkatých kyselin****V této kapitole se dozvíte:**

- pravidla tvorby systematického názvu oxokyselin;
- charakteristiku polykyselin a thiokyselin.

V této kapitole se naučíte:

- stanovit systematický název vybraných oxokyselin;
- určit chemický vzorec na základě systematického názvu oxokyseliny.

Klíčová slova kapitoly: kyslíkaté kyseliny (oxokyseliny); polykyseliny; thiokyseliny.

Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 4 h + 2 h (teorie + řešení příkladů)



Molekuly kyslíkatých kyselin (oxokyselin) se skládají z atomů vodíku - H, atomů kyslíku - O a atomů dalšího prvku (kyselinotvorného) -X. Obecný vzorec je $H_aX_bO_c$.

Oxokyseliny

Název se skládá ze slova *kyselina* a přídavného jména, které je odvozené od názvu kyselinotvorného prvku se zakončením odpovídajícím jeho oxidačnímu číslu (-ná, -natá...). V názvu je nutné vyznačit počet atomů vodíku, je-li jejich počet větší než 2 (opět slovíčko *hydrogen*, viz bezkyslíkaté kyseliny). Pokud se v molekule vyskytuje více atomů kyselinotvorného prvku (centrálních atomů) musíme jejich počet vyjádřit číslovkovou předponou. (Tyto sloučeniny se označují jako polykyseliny.)

Polykyseliny

Řešená úloha 1

Odvoďte názvy kyselin, které mají tyto vzorce:

A) HNO_2

Řešení:

- a) Vyznačíme si ve vzorci oxidační čísla atomů kyslíku a vodíku. $H^I NO_2^{-II}$
 b) Dopočítáme oxidační číslo atomu dusíku: $1 \cdot 1 + 1 \cdot x + 2 \cdot (-2) = 0$. $H^I N^{III} O_2^{-II}$
 c) Sestavíme název kyseliny. Přídavné jméno je odvozené od dusíku se zakončením pro oxidační číslo III. **kyselina dusitá**

Odvození
názvu
kyseliny
ze vzorce

Odpověď: Vzorec HNO_2 náleží kyselině dusité.

B) $H_2S_2O_7$

Řešení:

- a) Vyznačíme oxidační čísla všech prvků. Oxidační číslo síry: $2 \cdot 1 + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0$. Nesmíme zapomenout, že v molekule jsou dva atomy síry. $H_2^I S_2^{VI} O_7^{-II}$
 b) Sestavíme název. Oxidačnímu číslu VI odpovídá zakončení -ová. Jedná se o kyselinu s větším počtem centrálních atomů. V názvu tak musíme vyznačit jejich počet číslovkovou předponou - **kyselina disírová**

Odpověď: Vzorce $H_2S_2O_7$ odpovídá název kyselina disírová.

C) H_3BO_3

Řešení:

- a) Vyznačíme oxidační čísla všech prvků. $H_3^I B^{III} O_3^{-II}$
 b) V názvu musíme vyjádřit počet atomů vodíku - **kyselina trihydrogenboritá**

Odpověď: Vzorec H_3BO_3 náleží kyselině trihydrogenborité.

V chemii se budete setkávat i s dalším typem kyselin, thiokyselinami. Thiokyseliny jsou odvozené od oxokyselin náhradou jednoho nebo více atomů kyslíku atomy síry (thioskupinou). Jistě jste si všimli, že oxidační číslo síry v sulfidech i oxidační číslo kyslíku v oxidech je shodné (-II). Proto se jedná o záměnu, která neovlivní oxidační číslo centrálního atomu.

Thiokyseliny

U thiokyselin, které nemají nahrazeny všechny atomy kyslíku, se píše symbol síry ve vzorci vpravo od kyslíku. Výjimku tvoří kyseliny s kyselinotvorným prvkem sírou (kyselina sírová, kyselina siřičitá). Zde se počty atomů síry sečítají. Př. kyseliny thiosírová, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (jeden atom síry oxidační číslo IV a druhý reprezentuje thioskupinu s oxidačním číslem $-II$).

Název vychází z názvu oxokyseliny, od které je thiokyselina odvozena. Skládá se ze slova *kyselina* a přídavného jména, ve kterém se přítomnost thioskupiny vyznačí předponou *thio-*. Počet nahrazených atomů kyslíku je určen číslovkovou předponou.

Řešená úloha 2

Odvoďte název kyseliny vzorce H_2SnS_3 .

Řešení:

- a) Pomyslně si vytvoříme vzorec původní kyseliny náhradou atomů síry za atomy kyslíku a pojmenujeme ji (1 atom síry = 1 atom kyslíku). H_2SnO_3 – **kyselina ciničitá**
- b) Tento název doplníme předponou thio- a číslovkovou předponou vyjadřující počet atomů síry. **kyselina trithiociničitá**

Odpověď: Vzorci odpovídá kyselina trithiociničitá.

Nyní si ukážeme, jak na základě názvu kyseliny vytvoříme její vzorec. Z názvu se snažte vyčíst co nejvíce informací: kyselinotvorný prvek, počet jeho atomů, zda má kyselina více atomů vodíku, zda se nejedná o thiokyselinu.

Počet atomů vodíků není v názvu často uveden. Poradím vám, jak ho rychle zjistit. Pokud je oxidační číslo centrálního atomu **sudé**, budou v molekule **dva atomy vodíku**. Při **lichém** oxidačním čísle bude přítomen jen **jeden atom vodíku**.

Je to dáno tím, že součet oxidačních čísel musí být roven nule; tzn.: Součet čísel kladných musí být roven součtu čísel záporných (až na znaménko). Záporná oxidační čísla nesou jen atomy kyslíku ($-II$), proto je jejich součtem vždy sudé číslo. Taktéž součet kladných oxidačních čísel musí být sudé číslo. U polykyselin, jejichž centrální atom má liché oxidační číslo, je ale dolní index sudý; jejich součinem získáte číslo sudé (odpovídá dvěma atomům vodíku).

Odvození
vzorce
kyseliny
z názvu

Řešená úloha 3

A) Určete vzorec kyseliny uhličitě.

Řešení:

- a) Zapišeme symboly prvků spolu s oxidačními čísly. $\text{H}^I\text{C}^{IV}\text{O}^{-II}$
- b) Určíme jejich počet. Z názvu vyčteme pouze počet atomů kyselinotvorného prvku (v názvu není číslovková předpona; atom je jeden). V molekule jsou přítomny dva atomy vodíku (oxidační číslo kyselinotvorného prvku je IV, tedy sudé). Počet atomů kyslíku opět dopočítáme.

Odpověď: Kyselina uhličitá má vzorec H_2CO_3 .

B) Určete vzorec kyseliny dikřemičitě.

Řešení:

- a) Napíšeme si symboly prvků (centrální atom uprostřed). **HSiO**



- b) Symboly doplníme o oxidační čísla. $\text{H}^{\text{I}}\text{Si}^{\text{IV}}\text{O}^{\text{II}}$
- c) Doplníme počty atomů. Počet atomů křemíku uvádí název (2). Atomy vodíku v názvu nejsou uvedeny, proto kyselina nemá více jak 2. Centrální atom (Si) má oxidační číslo sudé, proto je počet atomů vodíku sudý (2). Počet atomů kyslíků dopočítáte pomocí rovnice: $2 \cdot 1 + 2 \cdot 4 + x \cdot (-2) = 0$.

Odpověď: Kyselina dikřemičitá má vzorec $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$.

C) Určete vzorec kyseliny dithiomolybdenové.

Řešení:

- a) Sestavíme vzorec původní kyseliny, od které je tato thiokyselina odvozena. Jedná se o kyselinu molybdenovou. H_2MoO_4
- b) Z názvu víme, že dva atomy kyslíku byly nahrazeny dvěma thioskupinami. Ve vzorci tak bude o dva atomy kyslíku méně a přibudou dva atomy síry, které se napíší ve vzorci zcela vpravo.

Odpověď: Vzorec kyseliny dithiomolybdenové je $\text{H}_2\text{MoO}_2\text{S}_2$.

Úkoly:

- Systematicky pojmenujte tyto kyseliny: a) H_2SeO_4 ; b) H_3PO_4 ; c) HClO ; d) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; e) HBrO_4 ; f) H_3AsO_4 . (str. 21)
- Utvořte vzorce těchto kyselin: a) kyselina trithiouhičitá; b) kyselina pentahydrogenjodistá; c) kyselina bromná; d) kyselina arsenitá; e) kyselina tetrahydrogendifosforečná; f) kyselina trihydrogenboritá. (str. 21)
- Rozhodněte, který z názvů je určen chybně. (str. 21)
 - H_2TeO_3 kyselina tellurová
 - H_4SiO_4 kyselina křemičitá
 - $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ kyselina dihydrogendisiřičitá

Při tvorbě názvů oxokyselin pamatujte, že musíte v názvu uvést počet atomů centrálního prvku, pokud jich je dva a více. Stejně tak počet atomů vodíku větší než dva zmiňujte v názvu pomocí slovíčka „hydrogen“ a číslovkové předpony. Těchto informací zakomponovaných v názvu kyseliny využijte i při tvorbě vzorců. Počet atomů vodíku vám určí oxidační číslo kyselinotvorného prvku. V případě lichého oxidačního čísla je v molekule přítomen jeden atom vodíku. U sudého oxidačního čísla obsahuje molekula kyseliny dva atomy vodíku. U thiokyselin nahrazujte uvedený počet atomů kyslíku atomy síry.

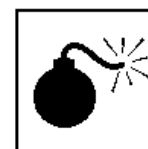
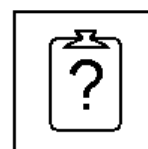
Úkol 1: a) kyselina selenová; b) kyselina trihydrogenfosforečná; c) kyselina chlorná; d) kys. dichromová; e) kys. bromistá; f) kys. trihydrogenarseničná.

Úkol 2: a) H_2CS_3 ; b) H_5IO_6 ; c) HBrO ; d) HAsO_2 ; e) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; f) H_3BO_3 . **Úkol 3:** a) (správně kyselina tellurčitá); b) (správně kyselina tetrahydrogenkřemičitá).

Průvodce

V této kapitole jste zřejmě došli k závěru, že čím je více prvků ve sloučenině, tím nastávají větší obtíže. Pochopili jste také, že s rostoucím názvem sloučeniny roste počet vyjádřených informací a vám se snáze vytváří její vzorec.

Opět vše zodpovědně procvičte. Můžete využít i doporučenou literaturu uvedenou v závěru studijní opory.



1.4 Názvosloví solí kyslíkatých kyselin

V této kapitole se dozvíte:

- pravidla tvorby systematického názvu iontů, solí oxykyselin, podvojných solí a hydrátů;
- charakteristiku a dělení iontů, podvojných solí a hydrátů .

V této kapitole se naučíte:

- stanovit systematický název vybraných iontů, solí oxokyselin, podvojných kyselin a hydrátů;
- určit chemický vzorec na základě systematického názvu uvedených sloučenin.

Klíčová slova kapitoly: anionty; kationty; soli kyslíkatých kyselin; podvojně soli; hydráty.



Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 12 h + 4 h (teorie + řešení příkladů)

1.4.1 Názvosloví iontů

Dávejte si pozor na skloňování slova *ion*. 1. a 4. pád: *ion*. Ve zbylých pádech se přidává na konec slova písmeno *t* (př. bez iontu, ty ionty).

Ionty budete rozlišovat na **jednoatomové**, u nichž náboj iontu odpovídá oxidačnímu číslu prvku. Druhou skupinou budou ionty **víceatomové**, jejichž náboj je součtem oxidačních čísel všech obsažených atomů.

Rozlišení iontů a jejich skloňování

Název jednoatomových kationtů se bude skládat ze slova *kation* a přídavného jména, které se odvozuje od názvu prvku s příslušným zakončením podle oxidačního čísla.

Př. K^+ kation draselný Cu^{2+} kation měďnatý

Z víceatomových kationtů má pro vás nyní význam pouze kation amonný - NH_4^+ , u něhož zůstává jeho přídavné jméno v tomto tvaru i jako součást názvů solí. Ostatní víceatomové kationty používat nebudete. [1]

Názvosloví kationtů

U aniontů bude praktičtější rozdělení na anionty vzniklé z bezkyslíkatých kyselin či vody a anionty odvozené od oxokyselin.

Název aniontů bezkyslíkatých kyselin se skládá ze slova *anion* a přídavného jména se zakončením *-idový*.

Př.	S^{2-}	anion sulfidový	OH^-	anion hydroxidový
	F^-	anion fluoridový	O_2^{2-}	anion peroxidový
	CN^-	anion kyanidový	HS^-	anion hydrogensulfidový

Názvosloví aniontů bezkyslíkatých kyselin

Názvy aniontů oxokyselin se skládají ze slova *anion* a přídavného jména, které odpovídá názvu příslušné kyseliny, v němž je zaměněno zakončení *-á* za zakončení *-anový*. Výjimku tvoří anionty s centrálním atomem v oxidačním čísle VI. Př. anion od kyseliny sírové se jmenuje anion síranový (nikoliv anion sírovanový).

Názvosloví aniontů oxokyselin

Řešená úloha 1

Vypište a pojmenujte všechny anionty odvozené od H_3PO_4 .

Řešení:

- a) Pojmenujeme kyselinu. Atomy vodíku jsou více než dva, musejí být vyjádřeny v názvu **kyselina trihydrogenfosforečná**.
- b) Tato kyselina může postupně odtrhnout tři kationty vodíku a vzniknou tak tři různé anionty. Pokud anion obsahuje atomy vodíku, musíme jejich počet v názvu uvést.

Odpověď: $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$ anion dihydrogenfosforečnanový
 $(\text{HPO}_4)^{2-}$ anion hydrogenfosforečnanový
 $(\text{PO}_4)^{3-}$ anion fosforečnanový

Úkoly:

1. Opravte názvy iontů: (str. 28)

- | | | | |
|-----------------------|------------------|---------------------|--------------------|
| a) I^- | kation jodidový | d) HS^- | anion siřičitanový |
| b) CO_3^{2-} | anion uhličitý | e) HSO_4^- | anion síranový |
| c) Al^{3+} | kation hliničitý | f) NO_2^- | anion dusičnanový |

Průvodce

Nerad se opakuji, ale opět vás žádám, abyste problematice názvosloví iontů věnovali dostatek času. Takto nabyté zkušenosti upotřebíte při tvorbě názvů solí oxokyselin. Postupným procvičováním si navíc mnohé kroky zautomatizujete, naučíte se několik sloučenin téměř nazpaměť. Tím vším si ušetříte mnoho času při dalších náročnějších úkolech.

1.4.2 Názvosloví solí oxokyselin

Soli oxokyselin vznikají obdobně jako soli kyselin bezkyslíkatých.

Společné znaky:

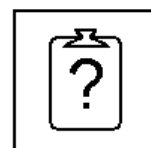
- Oxidační číslo aniontu bude závislé na počtu odštěpených kationtů vodíku.
- I u oxokyselin může některý z atomů vodíku zůstat jako součást aniontu. (V podstatném jméně názvu se objeví slovo *hydrogen*.)

Soli oxokyselin vs. soli kyselin bezkyslíkatých

Odlišné znaky:

- Anion bude vždy víceatomový. Ve vzorci s větším zastoupením aniontu musí být víceatomový anion oddělen závorkami.
- V případě solí vzniklých z kyselin s větším počtem vodíku (více než dva) musí přídatné jméno obsahovat číslovkovou předponu, která vyjadřuje počet kationtů. Jinak by název nebyl jednoznačný. Tuto situaci můžete též řešit tím, že vyjádříte v podstatném jméně počet atomů kyslíku. Použijete číslovkovou předponu (di-, tri-...) a předponu **oxo-**.
- Stejným způsobem se upřesnění názvu často provádí i u solí polykyselin.
- Přídatné jméno se tvoří stejně. Jiný postup je při tvorbě jména podstatného. Podstatné jméno soli se odvozuje od přídatného jména kyseliny, kde se zakončení **-á** nahrazuje zakončením **-an**. Jedinou výjimkou jsou kyseliny

Jednoznačnost názvu



obsahující centrální atom s oxidačním číslem VI. Lze jej odvodit i od názvu aniontu obsaženého v molekule soli odtržením zakončení **-ový**.

Řešená úloha 2

A) Odvoďte vzorec dusičnanu amonného.

Řešení:

- Určíme si kyselinu, od které je sůl odvozena. Vyjdeme z podstatného jména, *dusičnan*. V názvu soli není vyjádřen počet kationtů, ani počet atomů kyslíku. Vznikla tudíž z kyseliny s běžným (nejmenším možným) počtem atomů vodíku a jedním centrálním atomem. Bude to **kyselina dusičná HNO_3** .
- Odštěpením kationtu vodíku získáme anion, který bude mít ve sloučenině oxidační číslo -1 .
- Napišeme vzorec soli a vyznačíme oxidační čísla u kationtu a aniontu a uzavřu je do závorek. **$(\text{NH}_4)^+(\text{NO}_3)^-$**
- Použijeme křížové pravidlo. Zjistili jsme, že anion i kation je ve sloučenině zastoupen pouze jednou. Závorky proto můžeme odstranit.

Odpověď: Dusičnan amonný má vzorec NH_4NO_3 .

B) Odvoďte vzorec hydrogensíranu kademnatého.

Řešení:

- Opět si uvědomíme, z které kyseliny tato sůl vznikla. V názvu není vyjádřen počet kationtů ani počet atomů kyslíku. Jedná se o kyselinu sírovou **H_2SO_4**
- Anion vznikl odštěpením jednoho kationtu vodíku. (Druhý atom vodíku byl zachován a je vyjádřen v názvu.)
- Napišeme vzorec soli a vyznačíme oxidační čísla obsažených iontů. **$\text{Cd}^{II}(\text{HSO}_4)^-$**
- Použijeme křížové pravidlo. Anion je ve vzorci obsažen dvakrát, závorky musejí být zachovány.

Odpověď: Hydrogensíran kademnatý má vzorec $\text{Cd}(\text{HSO}_4)_2$.

C) Odvoďte vzorec dichromanu didraselného (heptaoxidichromanu draselného)

Řešení:

- U takto zadaného názvu soli nemusíme uvažovat kyselinu, ze které vznikla. V obou názvech máme informace o počtu atomů dvou prvků. Zastoupení třetího snadno dopočítáme na základě známých oxidačních čísel.
- Napišeme si vzorec s oxidačními čísly (drasík I, kyslík $-II$, chrom VI): **$\text{K}^I\text{Cr}^{VI}\text{O}^{-II}$** .
- První název udává přesný počet atomů draslíku (2) a atomů chromu (2). Počet atomů kyslíku musíme dopočítat: $2 \cdot 1 + 2 \cdot 6 + x \cdot (-2) = 0$.
- Druhý název má vyznačeno zastoupení kyslíku (7) a chromu (2). Musíme zjistit počet atomů draslíku: $x \cdot 1 + 2 \cdot 6 + 7 \cdot (-2) = 0$.
- Oběma způsoby jsme došli ke vzorci **$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$** .

Odpověď: Dichroman didraselný (heptaoxidichroman draselný) má vzorec $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.



*Odvození
vzorce soli
z názvu*

D) Odvoďte vzorec fosforečnanu vápenatého.

Řešení:

Zadání vypadá jednoduše. Podle něj se nejedná o sůl vzniklou z polykyseliny či kyseliny s větším počtem atomů vodíku. Zdání však klame. U fosforu je nejstabilnější a nejznámější kyselinou kyselina trihydrogenfosforečná (H_3PO_4). Proto v případě fosforečnanu vždy uvažujte sůl této kyseliny. Vzniklý anion má náboj 3- (ve sloučeninách má oxidační číslo -III). Názvy zpravidla neobsahují upřesnění počtu jednotlivých atomů.

a) Napíšete vedle sebe kation a anion: **Ca (PO₄)**.

b) Vyznačíte jejich oxidační čísla: **Ca^{II}(PO₄)^{-III}**.

c) Dokončíte vzorec použitím křížového pravidla: **Ca₃(PO₄)₂**.

Odpověď: Fosforečnan vápenatý má vzorec $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Jednoznačný název zní **bis(fosforečnan) trivápenatý**. Anion (je víceatomová částice) musí mít tedy násobnou číslovkovou předponu a musí být v závorkách.

Fosforečnany

Průvodce

Na posledním příkladu vidíte jev v chemii velmi častý: zjednodušit název, jak jen to jde. Např. zmiňovaný dichroman draselný je většinou uváděn jako dichroman draselný (sůl vzniklá od kyseliny dichromové s nejmenším možným počtem atomů vodíků). Pokud však v názvu uvedete všechny informace, není to chyba. Je to jen pro chemii neobvyklé.



Při odvozování názvu soli z jejího vzorce budete opět uplatňovat obrácené křížové pravidlo. Ze známých dolních indexů ve vzorci budete stanovovat oxidační čísla jednotlivých částí sloučeniny. Je nutné znát stálá oxidační čísla některých prvků. Zároveň platí, že kationty v solích oxokyselin nemají vyšší oxidační číslo než IV.

S rostoucími zkušenostmi budete umět rozpoznat typ aniontu. Vše vám názorně předvedu na příkladech.

Odvození názvu soli ze vzorce

Řešená úloha 3

A) Napište název sloučeniny, která má vzorec MgCO_3 .

Řešení (dvojitý postup):

1. Z předchozích kapitol známe kyselinu uhličitou (H_2CO_3) a anionty, které tvoří.

a) Anion obsažený v této soli má oxidační číslo -II, neboť vznikl z kyseliny uhličitě.

b) Podle křížového pravidla by měl být index u symbolu hořčíku 2. Ten zde není stejně jako u aniontu. Z toho vyplývá, že došlo k vykrácení indexů beze zbytku. Index u aniontu musel být též 2. Hořčík má tudíž oxidační číslo II (zakončení **-natý**).

c) Název sloučeniny bude znít **uhličitan hořečnatý**.

2. Známe stálá oxidační čísla alespoň dvou prvků. V tomto případě kyslíku (-II) a hořčíku (II). Hořčík je z II.A skupiny.

a) Ve vzorci vyznačíme známá oxidační čísla. $\text{Mg}^{\text{II}}\text{CO}_3^{-\text{II}}$.

b) U uhlíku jej dopočítáme: $1 \cdot 2 + 1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0$



- c) Název soli obsahující atom uhlíku v oxidačním čísle IV má zakončení –ičitan. Jedná se o **uhličitan hořečnatý**.

Odpověď: Sloučenina MgCO_3 má název uhličitan hořečnatý.

- B) Určete název sloučeniny Rb_2HPO_4 .

Řešení:

- a) Známe oxidační číslo rubidia (I.A skupina), vodíku (I), kyslíku (-II). U atomu fosforu jej musíme dopočítat: $1 \cdot 1 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0$.
- b) Oxidačnímu číslu fosforu odpovídá zakončení –ečan. Z původní kyseliny zůstal jeden atom vodíku, který musí být v názvu uveden. Na tento vodík nesmíte v názvu zapomínat!!!
- c) Název soli zní **hydrogenfosforečnan rubidný**.
- d) Zároveň je to sůl známé kyseliny trihydrogenfosforečné. Vzniklý anion má ve sloučenině oxidační číslo –II. Atom rubidia má oxidační číslo I.

Odpověď: Vzorec přináleží hydrogenfosforečnanu rubidnému.

- C) Odvoďte název sloučeniny $\text{Al}_2(\text{S}_2\text{O}_5)_3$.

Řešení:

- a) Opět vyjdeme ze stálých oxidačních čísel: hliník III (III.A skupina), kyslík –II.
- b) Oxidační číslo síry vypočteme rovnicí. Anion je v molekule zastoupen třikrát: $2 \cdot 3 + 3[2 \cdot x + 5 \cdot (-2)] = 0$; po úpravě $2 \cdot 3 + 6 \cdot x + 15 \cdot (-2) = 0$.
- c) Oxidační číslo atomu síry je IV. Nezapomeňte, že anion obsahuje dva atomy síry (je odvozen od polykyseliny, kys. disiřičité).

Odpověď: Vzorec $\text{Al}_2(\text{S}_2\text{O}_5)_3$ náleží sloučenině, která se jmenuje disiřičitan dihlinový. Zjednodušeně ji lze označit jako disiřičitan hlinitý.

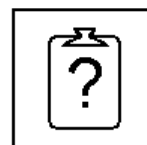
Kontrolní otázky:

1. Znamená přítomnost slova *hydrogen* v názvu soli, že anion má ve sloučenině oxidační číslo –I? *Odpověď zdůvodněte.*
2. Může být sloučenina vzorce MgSO_4 solí kyseliny tetrahydrogensířičité? *Odpověď zdůvodněte.*



Úkoly:

2. Určete názvy těchto solí spolu s názvy oxokyselin, od kterých jsou odvozeny. a) NaHCO_3 ; b) CaSO_4 ; c) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; d) CuHPO_4 ; e) KClO_4 ; f) BaSi_2O_5 . (str. 28-29)
3. Odvoďte vzorce sloučenin: a) manganistan draselný; b) seleničitan hlinitý; c) dusitan kademnatý; d) boritan trilitný; e) disíran disodný; f) fosforečnan hlinitý. (str. 29)
4. Seřadte následující soli podle rostoucího oxidačního čísla centrálního atomu. Na_2CO_3 ; BeS_2O_7 ; LiMnO_4 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. (str. 29)



Průvodce

Prošli jste si názvosloví solí oxokyselin. Jedná se o základní sloučeniny, které budete během studia chemie často používat. Doporučuji vám najít si v jiné literatuře další příklady a řádně tuto problematiku procvičit.

Následující kapitola bude opět zaměřená na názvosloví solí. Prozradím vám tvorbu názvosloví dalších typů sloučenin, které jsou od solí kyselin odvozeny.



1.4.3 Názvosloví hydrátů a podvojných solí

Jako hydráty označujeme sloučeniny vzniklé ze solí a molekul rozpouštědla (vody), jejichž počet musíme v názvu vyjádřit jednoduchou číslovkovou předponou.

Název se skládá ze slova *hydrát*, ve kterém je vyjádřen počet navázaných molekul vody (uvádí se i číslovková předpona *mono-* !!!), a *názvu soli* uvedeného v druhém pádě. Ve vzorci se molekuly vody od soli oddělují tečkou (nikdy nečíst jako „krát“!!!).

Řešená úloha 4

Určete název hydrátu $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Řešení:

- Pojmenujeme sůl obsaženou v hydrátu **síran měďnatý**
- Vytvoříme název hydrátu, který se skládá ze síranu měďnatého a pěti molekul vody.

Odpověď: Vzorec $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ odpovídá názvu pentahydrát síranu měďnatého.

Při tvorbě vzorce stačí správně sestavit vzorec soli a doplnit ho daným počtem molekul vody. U hydrátů, v nichž připadá jedna molekula vody na dvě molekuly soli, se v názvu používá číslovková předpona *hemi-* (půl). Př. hemihydrát síranu vápenatého: $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$.

Jako podvojně označujeme soli obsahující v molekule dva různé kationty nebo dva různé anionty. V názvu se tyto části oddělují spojovníkem a vyjadřuje se jejich počet (číslovková předpona *mono-* se opět vynechává). U kationtů se koncovka *-ý* nahrazuje koncovkou *-o*, kromě posledního kationtu, jemuž zůstává charakteristické zakončení.

Názvosloví
podvojných
solí

Podvojně soli se dvěma různými kationty

Pravidla pro řazení kationtů ve vzorcích a názvech:

- Uvádějí se podle rostoucích oxidačních čísel.
- Při shodném oxidačním čísle se uvádějí v abecedním pořadí symbolů prvků (př. hořčík **Mg** se řadí za vápník **Ca**).
- Kationt amonný se řadí poslední za kationty s oxidačním číslem I.

Podvojně soli se dvěma různými anionty

Anionty se ve vzorcích i názvech řadí v abecedním pořadí symbolů centrálních atomů.

Řešená úloha 5

Napište názvy těchto podvojných solí.

A) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$

Řešení:

- Vyznačíme si známá oxidační čísla (draslík I, hliník III, kyslík $-II$), dopočítáme oxidační číslo atomu síry a pojmenujeme anion.
- Vytvoříme název podvojně soli. Nesmíme zapomenout na správné řazení kationtů (odpovídá řazení ve vzorcích) oddělených spojovníkem.



Odpověď: Vzorec $KAl(SO_4)_2$ odpovídá sloučenině bis(síran) draselno-hlinitý. Tento název lze bez ztráty jednoznačnosti zjednodušit na síran draselno-hlinitý.

B) $Ca_5F(PO_4)_3$

Řešení:

- a) Jedná se o podvojnou sůl se dvěma anionty
- b) Známe anion fosforečnanový (odvozený od kyseliny trihydrogenfosforečné) i anion fluoridový. Víme, že vápník (člen II.A skupiny) má oxidační číslo II.
- c) Při tvorbě názvu musíme přihlídnout k počtu jednotlivých částí.

Odpověď: Sloučenina se jmenuje fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý.

C) Sestavte vzorec sloučeniny s názvem chlorid-fluorid-bis(síran) hexasodný.

Řešení:

Známe všechny anionty, které tato sloučenina obsahuje. Řazení ve vzorci odpovídá pořadí aniontů v názvu. Číslovková předpona je uvedena jen u aniontu síranového, který je v molekule dvakrát.

Odpověď: Chlorid-fluorid-bis(síran) hexasodný má vzorec $Na_6ClF(SO_4)_2$.

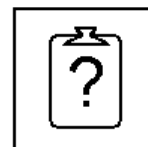
Pro obecný přehled byste měli znát ještě kamence. Kamence jsou sloučeniny obecného vzorce $M^I N^{III}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. Jsou to dodekahydráty podvojných síranů, v nichž má jeden kation oxidační číslo I a druhý má oxidační číslo III. Slovo *kamenec* nahrazuje část názvu *dodekahydrát síranu*. Názvy kationtů se uvádějí v prvním pádě, jsou řazeny podle vzrůstajícího oxidačního čísla.

Kamence

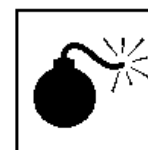
Př.	kamenec draselno-hlinitý	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
	kamenec draselno-chromitý	$KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$

Úkoly:

5. Rozhodněte, která ze sloučenin obsahuje větší celkový počet atomů.
 - a) bis(uhličitan)-difluorid triměďnatý; b) fosforečnan disodno-amonný. (str. 29)
6. Napište názvy těchto sloučenin: a) $BaCl_2 \cdot 2H_2O$; b) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$; c) $CaCl(ClO)$; d) $KMgCl_3$. (str. 29)



Tvorba názvů a vzorců solí oxokyselin je postavena na stejných pravidlech jako u bezkyslíkatých kyselin. Základem názvosloví jsou názvy iontů skládajících se z podstatného jména „kation“ či „anion“ a přídatného jména s charakteristickým zakončením. Při tvorbě názvů i vzorců solí oxokyselin vycházejte z názvů kyselin, od kterých jsou odvozeny. Nezapomeňte, že oxidační číslo aniontu odvodíte podle počtu odtržených kationtů vodíku. V názvu soli musí být obsažena jasná informace o charakteru původní kyseliny (thiokyseliny, polykyseliny, apod.). Musíte také uvádět počet obsažených atomů vodíku slovíčkem „hydrogen“ a příslušnou číslovkovou předponou. Při tvorbě názvů a vzorců podvojných solí je řazení kationtů či aniontů v názvu i vzorci stejné. Při tvorbě názvů solí respektujte všechna pravidla. Všimněte si přítomnosti atomů vodíku, thioskupin či molekul vody, počtu atomů kyselinotvorného prvku. Vynechání těchto informací v názvu vede k sestavení názvu nesprávného.



Úkol 1: a) anion jodidový; b) anion uhličitanový; c) kation hlinitý; d) anion hydrogensulfidový; e) anion hydrogensíranový; f) anion dusitanový. **Úkol 2:** a) hydrogenuhličitan sodný (kyselina uhličitá); b) síran vápenatý (kyselina sírová); c) dusičnan zinečnatý (kyselina dusičná); d) hydrogenfosforečnan měďnatý (kyselina trihydrogenfosforečná); e) chloristan draselný (kyselina chloristá); f) dikřemičitan barnatý (kyselina dikřemičitá). **Úkol 3:** a) KMnO_4 ; b) $\text{Al}_2(\text{SeO}_3)_3$; c) $\text{Cd}(\text{NO}_2)_2$; d) Li_3BO_3 ; e) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$; f) AlPO_4 . **Úkol 4:** $\text{Na}_2\text{C}^{\text{IV}}\text{O}_3$, $\text{Ca}_3(\text{P}^{\text{V}}\text{O}_4)_2$, $\text{BeS}_2^{\text{VI}}\text{O}_7$, $\text{LiMn}^{\text{VII}}\text{O}_4$. **Úkol 5:** a) $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2\text{F}_2$ (13 atomů), b) $\text{Na}_2\text{NH}_4\text{PO}_4$ (12 atomů). **Úkol 6:** a) dihydrát chloridu barnatého; b) dekahydrát uhličitanu sodného; c) chlorid-chlornan vápenatý; d) chlorid draselno-hořečnatý.



Průvodce

Zvládli jste názvosloví velkého množství sloučenin. Přesto vás musím upozornit, že jsem vám mnohé zatajil. Máte tak široký prostor pro další své vzdělávání. Předtím si ale raději vše ještě jednou projděte a procvičte.

V následující kapitole se budeme věnovat koordinačním sloučeninám, jejichž vzorce i názvy vypadají na první pohled hrůzostrašně. Vy však už víte, že s rostoucí délkou názvu roste i množství obsažených informací a sestavování vzorců je pak založeno jen na dodržování několika stále se opakujících pravidel. V této kapitole nebudou vysvětlovány některé pojmy, musíte si je nalézt v doporučených učebnicích spolu s druhy a názvy ligandů.



1.5 Názvosloví koordinačních sloučenin

V této kapitole se dozvíte:

- typy koordinačních sloučenin a způsoby jejich pojmenování;
- rozdíl mezi koordinační částicí a koordinační sloučeninou.

V této kapitole se naučíte:

- sestavovat vzorce koordinačních sloučenin;
- odvozovat názvy koordinačních sloučenin na základě znalosti jejich vzorců.

Klíčová slova kapitoly: koordinační (komplexní) částice; koordinační (komplexní) sloučenina; ligand.

Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 6 h + 2 h (teorie + řešení příkladů)

Koordinační (komplexní) částice jsou částice, v nichž se na centrální atom váže několik ligandů. Jejich celkový náboj může být kladný, záporný i nulový (záleží na oxidačním čísle centrálního atomu a na počtu a charakteru vázaných ligandů). Ligandem může být elektroneutrální atomová skupina či anion. Přehled a názvy centrálních atomů a ligandů naleznete v doporučených učebnicích.

Jako koordinační (komplexní) sloučeniny označujeme ty, které obsahují alespoň jednu koordinační částici.

Koordinační částice a koordinační sloučenina



1.5.1 Vzorce koordinačních sloučenin

Budete vycházet z toho, co již znáte. Aniontová část sloučeniny se píše vpravo, kationtová vlevo. Koordinální částici vždy uzavřete do hranatých závorek. Symbol centrálního atomu napíšete v koordinální částici zcela vlevo a ligandy umístíte za něj v abecedním pořadí jejich názvů. Neberte v úvahu písmeno **ch**, ale pracujte s písmenem **c**. (Př. ligand s názvem chloro- zařadíte před fosfato-.) Víceatomové ligandy píšete uzavřené v kulatých závorkách.

Řešená úloha 1

Určete náboj komplexní částice $[\text{Cr}^{\text{III}}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]^?$.

Řešení:

- U všech ligandů doplníme příslušná oxidační čísla. $[\text{Cr}^{\text{III}}(\text{NH}_3)^0(\text{H}_2\text{O})^0\text{Cl}^{-1}]^?$
- Sestavíme si jednoduchou rovnici: $1 \cdot 3 + 4 \cdot 0 + 1 \cdot 0 + 1 \cdot (-1) = x$.
- Vypočítáme neznámou, která udává hodnotu náboje komplexní částice.
 $x=2+$

Odpověď: Komplexní částice má náboj 2+. $[\text{Cr}^{\text{III}}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]^{2+}$

Úkoly:

- Určete oxidační čísla centrálních atomů v komplexních částicích:
 - $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{4-}$; b) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]^0$; c) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]^{3+}$. (str. 33)
- Opravte pořadí ligandů v komplexních částicích: a) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4]^{3+}$; b) $[\text{Fe}(\text{CN})_5(\text{NO})]^{2-}$; c) $[\text{CoI}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$. (str. 33)

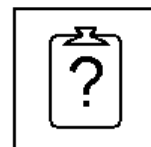
1.5.2 Názvy koordinačních sloučenin

Název se opět skládá z podstatného jména (název aniontu) a jména přídatného (název kationtu). U těch částí koordinačních sloučenin, které nejsou ve vzorci v hranaté závorce (nejsou koordinačními částicemi), budete pracovat s dosud používanými pravidly. Lišit se bude pouze pojmenovávání těch složek sloučeniny, které jsou tvořeny koordinační částicí.

Základ názvu koordinační částice tvoří vždy **název centrálního atomu s jeho příslušným zakončením** (u kladných oxidačních čísel: -ný, -natý...; u záporného oxidačního čísla: -id; u oxidačního čísla nula se název centrálního atomu uvádí v 1. nebo 2. pádě bez zakončení). Počet a **typy ligandů** vyjádříte **jako předpony** názvu centrálního atomu, které jsou navzájem oddělené spojovníkem. Pořadí v názvu je stejné jako ve vzorci. Jejich počet se vyjadřuje číslovkovými předponami. [1]

Koordinační částice může být v koordinačních sloučeninách představována komplexním kationtem, komplexním aniontem nebo oběma složkami zároveň. Některé koordinační sloučeniny jsou tvořeny pouze elektroneutrální koordinační částicí. Přehled struktury jejich názvů uvádí následující tabulka.

Složky názvu komplexních sloučenin



<i>Koordinační sloučeniny s</i>	komplexním kationtem	komplexním aniontem	komplexním aniontem i kationtem	tvorěné elektroneutr. kompl. částicí
Přídavné jméno	centrální atom + ligandy	běžné	centrální atom + ligandy	centrální atom + ligandy
Podstatné jméno	běžné	centrální atom + ligandy	centrální atom + ligandy	slovo <i>komplex</i>
Zakončení centr. atomu	-ný, -natý, ...	-nan, -natan, ... nebo -id	kation: -ný, ... anion: -nan, ... nebo -id	-ný, -natý, ...

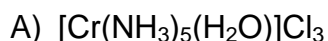
Přehled názvů komplexních sloučenin

Můžete se setkat i s názvy koordinačních sloučenin, které obsahují hodnotu celkového náboje koordinační částice (číslo v kulatých závorkách za názvem centrálního atomu).

Názvy samostatných komplexních iontů se tvoří stejně jako u nekoordinačních sloučenin (kationty mají zakončení –ný, -natý, ...; anionty –nanový, natanový, ...).

Řešená úloha 2

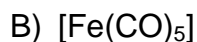
Pojmenujte uvedené koordinační sloučeniny.



Řešení:

- a)** Vyznačíme si všechna potřebná oxidační čísla. (Nevyznačujeme oxidační čísla prvků tvořících ligandy, ale přímo náboje ligandů.) Atomy chloru zde představují anionty, které vznikly z kyseliny chlorovodíkové a mají oxidační číslo -1 . Oxidační číslo atomu chromu pak dopočítáme: $1 \cdot x + 5 \cdot 0 + 1 \cdot 0 + 3 \cdot (-1) = 0$. $[\text{Cr}^{\text{III}}(\text{NH}_3)_5^0(\text{H}_2\text{O})^0]\text{Cl}_3^{-1}$
- b)** Sestavíme název. Podstatné jméno popisuje anion, který není koordinační částicí: **chlorid**. Přídavné jméno popisuje komplexní kation. Pořadí ligandů a jejich počet odpovídá vzorci (číslovková předpona mono se vynechává), oxidační číslo centrálního atomu známe. Přídavné jméno zní: **pentaammin-aquachromitý**.

Odpověď: Koordinační sloučenina se jmenuje chlorid pentaammin-aquachromitý(3+). (Vyznačení náboje komplexní částice není povinné.)



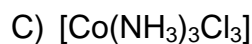
Řešení:

- a)** Po vyznačení oxidačních čísel zjistíme, že atom železa má oxidační číslo nula.
- b)** Centrální atom proto nebude mít žádné charakteristické zakončení a uvedeme jej v prvním nebo druhém pádě.

Odpověď: Vzorec odpovídá koordinační sloučenině s názvem **pentakarbonylželezo** (pentakarbonylželeza). (Pokud má centrální atom oxidační číslo nula, neuvádí se dvouslovný název se slovem komplex, i když se jedná o koordinační sloučeninu představovanou elektroneutrální koordinační částicí.)



Odvozování názvů komplexních sloučenin



Řešení:

- a) Opět musíme určit oxidační čísla. NH_3 : 0; Cl: -I; Co: $1 \cdot x + 3 \cdot 0 + 3 \cdot (-1) = 0$
 b) Jedná se o koordinační sloučeninu tvořenou pouze elektroneutrální komplexní částicí. Název musí obsahovat slovo *komplex* a přídatné jméno.

Odpověď: Sloučenina se jmenuje triammin-trichlorokobaltitý komplex. (Všimněte si, že podstatné jméno se v tomto případě píše poslední.)



Řešení:

- a) Vyznačíme si oxidační čísla. Známe je u ligandu CO (0), sodíku (I, člen I.A skupiny). Dopočítáme je u kobaltu (-I).
 b) Sloučenina obsahuje komplexní anion. Podstatné jméno bude obsahovat název centrálního atomu a ligandů.
 c) Centrální atom má oxidační číslo záporné, proto bude mít zakončení -id.

Odpověď: Sloučenina se jmenuje tertakarbonylkobaltid sodný.

Řešená úloha 3

Odvoďte vzorce koordinačních sloučenin.



Řešení:

- a) Z názvu víme, že se jedná o koordinační sloučeninu tvořenou pouze elektroneutrální komplexní částicí. Vzorec bude obsahovat pouze jedny hranaté závorky.
 b) Centrálním atomem bude platina (píšeme ji vlevo), pořadí ligandů za symbolem platiny bude odpovídat pořadí v názvu.

Odpověď: Vzorec diammin-dichloroplatnatého komplexu je $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.



Řešení:

- a) Z názvu poznáme, že se jedná o koordinační sloučeninu obsahující komplexní anion a kation draslíku. (Ve vzorci budou přítomny jedny hranaté závorky.)
 b) Seřadíme všechny části sloučeniny, vyznačíme jejich oxidační čísla spolu s celkovým nábojem komplexního aniontu. $\text{K}^+[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]^{3-}$
 c) Použijeme křížové pravidlo ke zjištění počtu kationtů a aniontů ve vzorci (využijeme zjištěné oxidační číslo draslíku a náboj komplexního aniontu).

Odpověď: Hexakynoželezitan draselný má vzorec $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.



Řešení:

- a) Z názvu vyplývá, že sloučenina obsahuje komplexní kation i anion.
 b) První hranaté závorky obsahují kation v názvu vyjádřený přídatným jménem (náboj 3+). Podstatné jméno představuje anion, který je v druhých hranatých závorkách (náboj 3-).



*Odvozování
vzorců
komplexních
sloučenin*

- c) Napíšeme dvoje hranaté závorky, seřadíme všechny části dle pravidel a použijeme křížové pravidlo. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_3^{3+}[\text{Co}(\text{CN})_6]_3^{3-}$
 d) Dolní indexy hranatých závorek se vykrátí.

Odpověď: Hexakyanokobaltitan hexaamminkobaltitý má vzorec $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$.

D) kation tetraammin-diaquachromitý

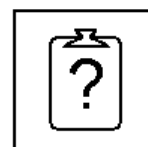
Řešení:

- a) Podle názvu se jedná o samostatný kation. Vzorec bude obsahovat pouze jedny hranaté závorky s vyznačeným celkovým nábojem.
 b) Seřadíme si všechny části v hranatých závorkách a dopíšeme celkový náboj kationtu. Atom chromu má oxidační číslo III (zakončení -itý). Ligandy NH_3 a H_2O jsou elektroneutrální. Celkový náboj je $3+$ ($3 + 4 \cdot 0 + 2 \cdot 0 = x$).

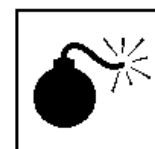
Odpověď: Kation tetraammin-diaquachromitý má vzorec $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{3+}$.

Úkoly:

3. Pojmenujte koordinační sloučeniny těchto vzorců: a) $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$; b) $(\text{NH}_4)_2[\text{PdCl}_4]$; c) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; d) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]\text{SO}_4$; e) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; f) $\text{K}[\text{AuCl}_4]$. (str 33)
 4. Seřadte tyto sloučeniny podle vzrůstajícího počtu atomů obsažených v jejich molekulách: a) dichloro-dikarbonylplatnatý komplex; b) dihydrát trijodoolovnatanu draselného; c) hexachloropaladičitan amonný; d) jodid hexaamminnikelnatý; e) kation hexaamminkobaltnatý; f) anion hexakvanoželeznatanový. (str. 33)



Názvosloví koordinačních sloučenin je založeno na obecných principech anorganického názvosloví. V molekulách se však pracuje s koordinačními částicemi jejichž názvy vyžadují znalost dalších pravidel. Musíte znát názvy, vzorce a náboje jednotlivých ligandů. Ty předřadíte názvu centrálního prvku v abecedním pořadí jejich názvů. Místo písmena **ch** uvažujete písmeno **c**. Názvy součástí sloučenin, které nejsou koordinačními částicemi se tvoří běžným způsobem.



Úkol 1: a) Ni^0 ; b) Pt^{II} ; c) Co^{III} . **Úkol 2:** a) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})]^{3+}$; b) $[\text{Fe}(\text{CN})_5(\text{NO})]^{2-}$; c) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$. **Úkol 3:** a) chlorid diamminrtuťnatý; b) tetrachloropaladnanatan amonný; c) monohydrát chloridu tetraamminpaladnatého; d) síran tetraammin-aqua-chlorochromitý; e) kation diamminstříbrný; f) tetrachlorozlatitan draselný.
Úkol 4: a) $[\text{PtCl}_2(\text{CO})_2]$ (7); b) $\text{K}[\text{PbI}_3] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (11); f) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ (13); c) $(\text{NH}_4)_2[\text{PdCl}_6]$ (17); e) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ (25); d) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{I}_2$ (27).



Průvodce

Snad jste zvládli i názvosloví koordinačních sloučenin. V úkolech na konci kapitoly zjistíte, že se názvosloví jednotlivých druhů sloučenin mohou vzájemně kombinovat. Než se vrhnete vstříc další části studijní opory, vše pečlivě procvičte. Můžete si zkusit vymyslet sloučeninu a sestavit její vzorec, nebo naopak. Nevadí, že takováto látka je lidstvu neznámá. Přesvědčíte se tak o tom, do jaké míry jste názvosloví anorganických sloučenin zvládli.



2 Základní chemické výpočty

Mgr. Jaroslav Verlík

2.1 Stavba atomů a molekul

V této kapitole se dozvíte:

- co je atom, z čeho se skládá a které elementární částice se v něm nacházejí;
- co tvoří molekuly a které molekuly známe;
- jak lze vyjadřovat hmotnosti atomů a molekul.

V této kapitole se naučíte:

- jak správně chemicky zapsat atom nebo molekulu daného prvku;
- jak zjistit počet elementárních částic v atomu daného prvku,
- jak správně zapsat elektronovou konfiguraci atomu libovolného prvku;
- jak vypočítat klidovou hmotnost atomu a relativní hmotnost daného atomu či relativní molekulovou hmotnost dané sloučeniny.

Klíčová slova kapitoly: atom; atomové jádro; elektronový obal; proton; neutron; elektron; protonové, neutronové a nukleonové číslo; nuklid; prvek; izotop; molekula; atomový orbital; kvantová čísla – hlavní, vedlejší a magnetické kvantové číslo; klidová hmotnost atomu chemického prvku; relativní atomová hmotnost; atomová hmotnostní jednotka; relativní molekulová hmotnost.



Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 2h + 1,5 h (teorie + řešení příkladů)

Atom je nejmenší částice hmoty, která je chemickou metodou dále nedělitelná. Skládá se z atomového jádra a elektronového obalu. Složení atomového jádra a elektronového obalu se dozvíte v následujících podkapitolách.

Molekula je nejmenší částice látky složená ze dvou nebo více atomů prvků, schopná samostatné existence. Dělíme je na molekuly prvků (př. O₂) a molekuly sloučenin (př. H₂O).[2]

Atomy
a molekuly

Průvodce

Počet atomů daného prvku vyjádříte pomocí arabské číslice (u jednoho atomu se číslice jedna nepíše) a za ní napsaného symbolu prvku, např. jeden atom sodíku = Na, pět atomů mědi = 5 Cu apod.

Pro správný zápis molekuly je rozhodující počet atomů, které jsou v ní spojené chemickou vazbou. Počet atomů u molekul prvků vyjádříte indexem vpravo dole; např. molekulu kyslíku zapíšete - O₂ nebo molekulu síry – S₈. Chcete-li vyjádřit počet těchto molekul, napíšete stejně jako u vyjadřování počtu atomů arabskou číslici před chemický symbol molekuly, např. 3 molekuly fosforu = 3 P₄. Molekuly sloučenin pak zapisujete pomocí molekulových vzorců.



2.1.1 Stavba atomového jádra

Atomové jádro tvoří desítky elementárních částic – při zjednodušené představě však uvažujeme pouze dva typy: kladně nabitě částice – protony (p^+) a částice bez náboje – neutrony (n^0). Počet protonů v atomovém jádře vyjadřuje protonové (atomové) číslo Z , počet neutronů v něm pak neutronové číslo N . Součet protonů a neutronů v jádře atomu udává nukleonové (hmotnostní) číslo A . Pro jeho hodnotu tedy platí matematický vztah: $A = Z + N$

*Protonové
a nukleonové
číslo*

Protonové číslo zapíšete jako index vlevo dole u chemického symbolu prvku, nukleonové číslo pak jako index vlevo nahoře. Označíte-li obecně symbol prvku X , pak platí: A_ZX . Např. pro atom dusíku ${}^{14}_7N$, pro atom sodíku ${}^{23}_{11}Na$. Látka tvořená stejnými atomy (tedy atomy se stejným Z i A) se označuje pojmem nuklid. Jestliže se ale atomy téhož prvku liší číslem nukleonovým A (mají rozdílný počet neutronů), jsou to tzv. izotopy. Např. v přírodě se vyskytují 3 izotopy uhlíku: ${}^{12}_6C$; ${}^{13}_6C$; ${}^{14}_6C$ nebo 3 izotopy kyslíku: ${}^{16}_8O$; ${}^{17}_8O$; ${}^{18}_8O$ atd. Prvek je chemická látka složená z atomů o stejném protonovém čísle Z .

*Izotopy,
nuklidy*

Řešená úloha 1

Kolik protonů a kolik neutronů má nuklid draslíku ${}^{39}K$?

Řešení: Víme-li, že index vlevo dole u značky prvku v periodické tabulce vyjadřuje protonové číslo Z , má tento nuklid ve svém jádře 19 protonů. Počet neutronů zjistíme ze vztahu $A = Z + N$.

$$Z = 19$$

$$A = 39$$

$$\underline{N = x}$$

$$A = Z + N$$

$$N = A - Z$$

$$N = 39 - 19$$

$$N = \underline{20}$$

Odpověď: Nuklid draslíku má ve svém jádře 19 protonů a 20 neutronů.



Řešená úloha 2

Zapište chemickým symbolem nuklid síry s 16 neutrony.

Řešení: Nejdříve musíme najít v tabulce PSP (periodická soustava prvků) chemickou značku síry. Vyčteme v ní, že atom síry má $Z = 16$. Dosadíme do vztahu $A = Z + N$ a vypočítáme A .

$$N = 16$$

$$Z = 16$$

$$\underline{A = x}$$

$$A = Z + N$$

$$A = 16 + 16$$

$$A = \underline{32}$$

Odpověď: Nuklid síry má chemický symbol ${}^{32}_{16}S$.

Řešená úloha 3

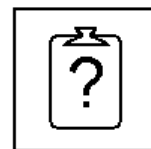
Zjistěte, který prvek má v atomovém jádře 15 protonů a 16 neutronů.

Řešení: V tabulce najdeme značku prvku s protonovým číslem 15. Jeho nukleonové číslo je 31, což odpovídá 16 neutronům.

Odpověď: Hledaným prvkem je fosfor.

**Úkoly:**

- Zapište chemickými symboly tyto nuklidy: (str. 41)
 - vápník s 20 neutrony
 - jod s 74 neutrony
 - beryllium s 5 neutrony.
- Určete, kolik protonů a neutronů obsahují v atomovém jádře následující nuklidy: (str. 41)
 - ^{24}Mg
 - ^{75}As
 - ^{35}Cl
 - ^{137}Ba



2.1.2 Charakteristika atomového orbitalu a elektronová konfigurace prvků

Pro správný zápis elektronové konfigurace prvků je nezbytné pracovat s tabulkou periodické soustavy. Dále musíte vědět, že pro charakteristiku atomových orbitalů (dále jen AO) používá chemie 3 kvantových čísel:

Kvantová čísla

- hlavní kvantové číslo n , které určuje energii AO resp. elektronu, který se v něm nachází; nabývá hodnot od **1** do **7**. S rostoucím n roste energie elektronu.
- vedlejší kvantové číslo l , které určuje tvar AO, a u víceelektronových atomů ovlivňuje i energii AO. Nabývá hodnot od **0** až po **$n-1$** ; pro hodnoty $l = 0, 1, 2$ a **3** používá chemie písmena **s, p, d** a **f**
- magnetické kvantové číslo m , jež určuje prostorovou orientaci AO, nabývá hodnot od **$-l$** do **$+l$** včetně **0**

* Zaplňování elektronového obalu se řídí 3 základními pravidly. Jsou to:

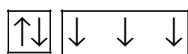
- výstavbový princip** – při zaplňování AO elektrony se zaplňují orbitály podle vzrůstajících hodnot energie od nižších směrem k vyšším.
- Pauliho princip výlučnosti** – v jednom AO mohou být maximálně dva elektrony s opačným spinem, tzn.: $\uparrow\downarrow$.
- Hundovo pravidlo** – nejdříve se v degenerovaných orbitalech zaplňují jednotlivé orbitály jedním elektronem se shodným spinem a teprve potom se vytváří elektronové páry. správně: $\downarrow\downarrow\downarrow$ chybně: $\uparrow\downarrow\downarrow$

Pravidla pro zaplňování AO

* V chemii se zapisují AO pomocí hodnoty hlavního a vedlejšího kvantového čísla, např. orbital $2s$; z toho poznáte, že $n = 2$ a $l = 0$ (odpovídá písmenu s).

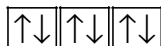
* Orbitály lze znázorňovat též graficky (rámečkově), a to následujícím způsobem:

Orbital s značíme jedním rámečkem a mohou v něm být max. $2 e^-$:

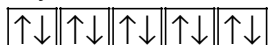


Grafické znázornění AO

Orbital p značíme třemi rámečky a může v nich být maximálně 6 e⁻:



Orbital d značíme pěti rámečky a může v nich být max. 10 e⁻:



Orbital f značíme sedmi rámečky a může v nich být max. 14 e⁻:



* Energie AO závisí na hodnotách n a l.

* Podle reálných hodnot kvantových čísel a pravidla n + l můžete odvodit energetickou řadu atomových orbitalů: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d... (Pro řazení AO je rozhodující součet n + l; čím je menší, tím je energie AO nižší. Při shodném součtu n + l má nižší energii AO s menším n.)

Průvodce

Než začnete zapisovat elektronovou konfiguraci daného atomu prvku, musíte mít tabulku, ve které si vyhledáte značku prvku s jeho protonovým číslem. Protože víte, že počet protonů je totožný s počtem elektronů, znamená to, že budete zaplňovat řadu orbitalů tolika elektrony, kolik protonů má jádro atomu. Zapišete si energetickou řadu AO (postačí tolik AO, kolik je zapotřebí pro daný počet elektronů). Počet e⁻ v jednotlivých orbitalech budete zapisovat jako horní index vpravo od symbolu AO (nezapomeňte však, že při zaplňování orbitalů elektrony musíte respektovat maximální počet e⁻ v jednotlivých AO). Ukáži vám to na řešených příkladech.



Řešená úloha 4

Zapište pomocí symbolů a posléze graficky elektronovou konfiguraci atomu sodíku, určete valenční orbital a počet valenčních elektronů.

Řešení: Vyhledáme sodík v tabulce, zjistíme jeho protonové číslo. Z = 11. Napíšeme energetickou řadu AO (postačí pro 11 e⁻). Při respektování pravidel pro zaplňování orbitalů (viz str.11), napíšeme elektronovou konfiguraci takto:

symboly: ${}_{11}\text{Na}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$;

graficky: ${}_{11}\text{Na}: 1s \boxed{\uparrow\downarrow}, 2s \boxed{\uparrow\downarrow}, 2p \boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}, 3s \boxed{\uparrow}$

Valenční orbital odpovídá číslu periody, ve které se prvek v tabulce nachází. Počet valenčních elektronů odpovídá počtu elektronů, které nepatří do el. konfigurace vzácného plynu v předcházející periodě. Pro sodík je tedy valenční orbital 3s a je v něm 1 valenční elektron (předcházející vzácný plyn neon má ve svých orbitalech 10 elektronů).



Průvodce

Počet valenčních e⁻ je u atomů prvků A podskupin v tabulce totožný s číslem podskupiny, např. sodík leží v I.A podskupině a má tedy 1 valenční elektron. Pro B podskupiny (tzv. přechodné prvky) však toto pravidlo vždy neplatí.



Řešená úloha 5

Zapište pomocí symbolů elektronovou konfiguraci atomu kobaltu.

Řešení: Abychom nemuseli zapisovat celou energetickou řadu AO, postačí u atomů prvků s větším počtem elektronů podrobněji zapsat pouze jejich vnější, tedy valenční vrstvu (valenční vrstva prvků A podskupin odpovídá číslu periody v PSP). Vyhledáme prvek v tabulce, poté si zjistíme vzácný plyn v předcházející periodě. Na jeho počet elektronů připadají elektrony nevalenčních AO kobaltu, které nebudeme rozepisovat, vyznačíme je pouze symbolem vzácného plynu v hranatých závorkách. Dostaneme tak:
úplný zápis el. konfigurace: ${}_{27}\text{Co}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^7$
zkrácený zápis el. konfigurace: ${}_{27}\text{Co}: [{}_{18}\text{Ar}] 4s^2, 3d^7$.

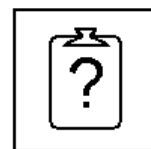
**Řešená úloha 6**

Zapište elektronovou konfiguraci sulfidového aniontu S^{2-} .

Řešení: Anion S^{2-} má o 2 elektrony více než neutrální atom síry, tedy 18 e⁻.
El. konfigurace je: ${}_{16}\text{S}^{2-}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$.

**Úkoly**

3. Zapište elektronovou konfiguraci atomů O, Si, Ca, Ar a Fe. (str. 41)
4. Určete počet valenčních elektronů pro atomy v úkolu 3. (str. 41)
5. Zapište a graficky vyjádřete el. konfiguraci iontů: Al^{3+} , Mg^{2+} a P^{3-} . (str. 41)

**2.1.3 Relativní atomová a relativní molekulová hmotnost**

Abyste si mohli vypočítat relativní hmotnosti atomů nebo molekul sloučenin, musíte znát tyto pojmy:

* Hmotnost atomu daného prvku je jeho hmotnost v klidovém stavu, říkáme jí též klidová hmotnost atomu, vyjadřuje se v kilogramech (řádově se pohybuje v rozmezí $10^{-24} - 10^{-27}$ kg). Značí se $m({}^A\text{X})$.

Hmotnost atomu

* Atomová hmotnostní konstanta, značí se m_u , je definována jako 1/12 klidové hmotnosti nuklidu uhlíku ${}^{12}\text{C}$ a je tedy rovna $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

* V chemii mnohem častěji než klidovou hmotnost atomu použijete relativní (poměrnou) atomovou hmotnost A_r , která je bezrozměrnou veličinou. Získáte ji tak, že vytvoříte poměr mezi klidovou hmotností atomu daného prvku a atomovou hmotnostní konstantou. Platí tedy vztah: $A_r({}^A\text{X}) = m({}^A\text{X}) : m_u$

A_r

Průvodce

Než začnete v chemii počítat, pozorně si přečtete zadání příkladu, vypište si, které veličiny znáte, kterou veličinu chcete vypočítat a v jaké jednotce. Poté proveďte výpočet a nezapomeňte zapsat odpověď.



Řešená úloha 7

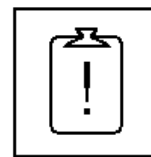
Vypočtete klidovou hmotnost atomu křemíku.

Řešení: Atomovou hmotnostní konstantu již známe, zbývá pak vyhledat v tabulce A_r pro atom křemíku (je to číslo, které se nachází nad nebo pod chemickou značkou prvku v tabulce – závisí na typu tabulky). Provedeme zápis známých údajů a neznámé veličiny a poté vlastní výpočet.

$$\begin{aligned} m_u &= 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ A_r(^{29}\text{Si}) &= 28,0855 \\ \underline{m(^{28}\text{Si}) = x \text{ (kg)}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} A_r &= m : m_u \\ m &= A_r \cdot m_u \\ m &= 28,0855 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ m &= \underline{4,66 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} \end{aligned}$$

Odpověď: Klidová hmotnost atomu křemíku je $4,66 \cdot 10^{-26}$ kilogramů.

**Řešená úloha 8**

Neznámý prvek má klidovou hmotnost $3,158 \cdot 10^{-25}$ kilogramů. Vypočtete jeho relativní atomovou hmotnost a určete, o který prvek se jedná.

Řešení: Relativní atomovou hmotnost vypočítáme ze známého vztahu. Podle její hodnoty vyhledáme prvek v PSP.

$$\begin{aligned} m(^A\text{X}) &= 3,158 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \\ m_u &= 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ \underline{A_r(^A\text{X}) = x} \\ A_r &= m(^A\text{X}) : m_u \\ A_r &= 3,158 \cdot 10^{-25} \text{ kg} : 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ A_r &= \underline{190,2} \end{aligned}$$

Odpověď: Hledaným prvkem je osmium.

**Průvodce**

Stejně jako s relativní atomovou hmotností se během studia chemie setkáte s tzv. relativní (poměrnou) molekulovou hmotností M_r , která je opět bezrozměrná. Pro ní platí vztah: $M_r = m$ (molekuly) : m_u . Častěji ji ale budete počítat jako součet relativních atomových hmotností všech prvků ve sloučenině vynásobených skutečným počtem atomů v její molekule. (Pro snadnější výpočet bývá tato veličina v chemických příkladech již zadaná).



M_r

Řešená úloha 9

Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost skalice modré (pentahydrát síranu měďnatého).

Řešení: V tabulce vyhledáme relativní atomové hmotnosti všech prvků obsažených v molekule skalice modré ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Sečteme jejich relativní atomové hmotnosti vynásobené počtem jejich atomů v molekule.



$$A_r(\text{Cu}) = 63,546$$

$$A_r(\text{S}) = 32,066$$

$$A_r(\text{O}) = 15,9994$$

$$A_r(\text{H}) = 1,00794$$

Průvodce

Do výpočtu musíte zahrnout **celkový** počet atomů každého prvku v molekule sloučeniny (např. pro $M_r(\text{H}_2\text{O})$ je to: $2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O})$). Tady se často chybuje!



$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) + 10 \cdot A_r(\text{H}) + 5 \cdot A_r(\text{O})$$

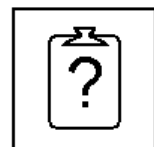
$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 63,546 + 32,066 + 4 \cdot 15,9994 + 10 \cdot 1,00794 + 5 \cdot 15,9994$$

$$M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \underline{249,6644}$$

Odpověď: Relativní molekulová hmotnost skalice modré je 249,6644.

Úkoly:

- Klidová hmotnost atomu neznámého prvku je $3,27068 \cdot 10^{-25}$ kg. Vypočítejte jeho relativní atomovou hmotnost a zjistěte, o který prvek se jedná. (str.41)
- Vypočítejte relativní molekulovou hmotnost u následujících sloučenin: zelená skalice; dusičnan draselný, dodekahydrát síranu draselno-hlinitého. (str. 41)



Pro určování elementárních částic v jádře atomu použijte vztah $A = Z + N$. Při správném zápisu elektronové konfigurace atomů prvků nezapomeňte na výstavbu energetické řady atomových orbitalů a na tři základní pravidla pro jejich zaplňování (výstavbový princip, Pauliho princip výlučnosti a Hundovo pravidlo). Při výpočtech relativní atomové hmotnosti potřebujete znát klidovou hmotnost atomů a atomovou hmotnostní konstantu. Relativní molekulovou hmotnost sloučenin počítejte jako součet relativních atomových hmotností prvků dané sloučeniny vynásobených skutečným počtem atomů v její molekule.



Úkol 1: ${}_{20}^{40}\text{Ca}$, ${}_{53}^{127}\text{I}$, ${}_{20}^9\text{Be}$;

Úkol 2: Mg – 12 p^+ a 12 n^0 ; As – 33 p^+ a 42 n^0 ; Cl – 17 p^+ a 18 n^0 ; Ba – 56 p^+ a 81 n^0 ;

Úkol 3: ${}_{8}\text{O}$: $1s^2, 2s^2, 2p^4$; ${}_{14}\text{Si}$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$; ${}_{20}\text{Ca}$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$; ${}_{18}\text{Ar}$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$; ${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$;

Úkol 4: kyslík: 6; křemík: 4; vápník: 2; argon: 8; železo: 2;

Úkol 5: Al^{3+} : $1s^2, 2s^2, 2p^6$; $1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

Be^{2+} : $1s^2$; $1s$ $\uparrow\downarrow$

P^{3-} : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$;

$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$



Úkol 6: 196, 97, jedná se o zlato;

Úkol 7: zelená skalice: 277,91; dusičnan draselný: 101,02; dodekahydrát síranu draselno-hlinitého: 474,20

2.2 Látkové množství

V této kapitole se dozvíte:

- co je látkové množství a jakou jednotkou se vyjadřuje;
- hodnotu Avogadrovy konstanty a její použití při výpočtech;
- co je molární hmotnost a jakou jednotkou se vyjadřuje;
- co je normální molární objem a ve kterých případech příkladů ho lze použít.

V této kapitole se naučíte:

- vypočítat látkové množství;
- stanovit počet atomů a molekul;
- vypočítat z látkového množství určité látky její hmotnost;
- z hmotnosti, látkového množství nebo počtu molekul plynů vypočítat jejich objem za normálních podmínek.

Klíčová slova kapitoly: látkové množství; mol; Avogadrova konstanta; molární hmotnost; normální molární objem; hustota látky

Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 1 h + 1 h (teorie + řešení příkladů)

Látkové množství n vyjadřuje množství látky obsahující určitý počet částic. Jeho jednotkou je mol zahrnující takové množství částic, jejichž hmotnost v gramech odpovídá 12 g chemicky čistého nuklidu ^{12}C .



Průvodce

Pro zvládnutí výpočtů látkového množství byste měli znát vzorce včetně jednotek veličin, se kterými budete pracovat (vedu v následujících podkapitolách). Tyto vztahy také najdete v učebnici Chemie pro gymnázia, 1. díl nebo Přehled středoškolské chemie, kde naleznete též podrobnější charakteristiku uvedené problematiky. V chemii budete běžně vyjadřovat skutečnou hmotnost látek v gramech, nikoli v kilogramech (tedy v jednotce soustavy SI), jako je tomu ve fyzice. Při výpočtech musíte také počítat se stejnými jednotkami jedné veličiny; např. je-li hustota vyjádřena v $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$, musíte rovněž hmotnost dosadit v kg, nebo naopak vyjádřit hustotu v $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ a hmotnost pak ponechat v g.



2.2.1 Molární hmotnost, výpočty látkového množství

Molární hmotnost látky vyjadřuje hmotnost jednoho molu látky. Lze ji také určit ze vztahu pro látkové množství: $n = m : M$. Jednotkou molární hmotnosti je v chemii $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ (může se také vyjádřit v $\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$ nebo v $\text{mg}\cdot\text{mol}^{-1}$). Molární hmotnost vyjádřená pomocí jednotky $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ je číselně rovna relativní atomové hmotnosti nebo relativní molekulové hmotnosti látky.

n, M

Řešená úloha 1

Vypočítejte, kolik molů představuje 120 gramů vápníku?

Řešení: Vyhledáme v tabulce relativní atomovou hmotnost vápníku, jako molární hmotnost vápníku ji dosadíme do vztahu pro látkové množství.

$$\begin{aligned} m(\text{Ca}) &= 120 \text{ g} \\ A_r(\text{Ca}) &= 40,08 \text{ (z tabulky)} \\ M(\text{Ca}) &= 40,08 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ n(\text{Ca}) &= x \text{ (mol)} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n &= m : M \\ n &= 120 \text{ g} : 40,08 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ n &= \underline{3 \text{ moly}} \end{aligned}$$

Odpověď: 120 gramů vápníku představuje 3 moly.

**Průvodce**

Při řešení příkladů můžete hodnoty M zaokrouhlit na dvě desetinná místa. Taktéž vypočtené hodnoty neznámých veličin můžete běžně zaokrouhlovat na dvě desetinná místa, pokud není vyžadováno jinak. Dalším typem příkladů látkového množství jsou výpočty s využitím Avogadrovy konstanty N_A , která má hodnotu $6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.



N_A

Pro látkové množství s využitím N_A pak platí vztah: $n = N : N_A$, kde N je počet atomů nebo molekul.

Řešená úloha 2

Vypočtete, kolik gramů mědi představuje $3,79 \cdot 10^{23}$ atomů mědi?

Řešení: Počet částic nejdříve převedeme na látkové množství ($n = N : N_A$) a pak vypočítáme hmotnost tohoto počtu částic ze vztahu pro molární hmotnost.

$$\begin{aligned} N &= 3,79 \cdot 10^{23} \text{ atomů} \\ N_A &= 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ M(\text{Cu}) &= 63,55 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ n(\text{Cu}) &= x \text{ (mol)} \\ m(\text{Cu}) &= x \text{ (g)} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n &= N : N_A \\ n &= 3,79 \cdot 10^{23} \text{ atomů} : 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ n &= 6,29 \cdot 10^{-1} \text{ molu} \\ m &= n \cdot M \\ m &= 6,29 \cdot 10^{-1} \text{ molu} \cdot 63,55 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ m &= \underline{39,97 \text{ g}} \end{aligned}$$

Odpověď: $3,79 \cdot 10^{23}$ atomů mědi představuje hmotnost 39,97 gramů.



Řešená úloha 3

Vypočtete, kolik atomů zlata obsahuje jeho 170 gramů?

Řešení: Ze vztahu $n = m : M$ si vypočítáme látkové množství a poté pomocí vztahu $n = N : N_A$ vypočítáme hledaný počet atomů zlata. Můžeme též tyto vztahy sloučit a vyjádřit si neznámou přímo.

$$\begin{aligned} m(\text{Au}) &= 170 \text{ g} \\ M(\text{Au}) &= 196,97 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ N_A &= 6,023\cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ N(\text{Au}) &= x \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m : M &= N : N_A \\ N &= m \cdot N_A : M \\ N &= 170 \text{ g} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} : 196,97 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ N &= \underline{5,2 \cdot 10^{23} \text{ atomů}} \end{aligned}$$

Odpověď: 170 gramů tohoto kovu obsahuje $5,2 \cdot 10^{23}$ atomů.

Úkoly:

1. Vypočtete, kolik gramů zahrnuje $3,5 \cdot 10^5$ atomů křemíku? (str.46)
2. Máte 40 gramů plynného dusíku N_2 . Vypočtete, kolik molů a kolik molekul představuje jeho množství? (str.46)
3. Vypočtete, kolik gramů představuje 2,5 molu hydroxidu draselného? (str.46)

Průvodce

V některých příkladech na výpočet látkového množství může být zadána jako známá veličina pro výpočet počtu atomů (molekul), hmotnosti nebo objemu látky hustota látky ρ . Je dána podílem $\rho = m : V$ (znáte z fyziky 1. ročníku) a běžně se udává v jednotce $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$. V chemii se ale vyjadřuje v jednotce $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$. (Tato jednotka odpovídá molární hmotnosti v $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, se kterou jsem vás již seznámil.)

 ρ **Řešená úloha 4**

Stříbro má hustotu $\rho = 10,5 \cdot 10 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$. Vypočtete počet atomů, který je obsažen v 1 mililitru tohoto kovu.

Řešení: Nejprve si vypočítáme hmotnost kovu. Objem musíme převést (ρ je zadána v $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$), tedy $1 \text{ cm}^3 = 1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$. Vypočtenou hmotnost převedeme na gramy, protože M je v jednotce $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Zjistíme látkové množství a pomocí Avogadrovy konstanty převedeme na počet částic.

$$\begin{aligned} V(\text{Ag}) &= 1 \text{ cm}^3 \\ M(\text{Ag}) &= 107,87 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ N_A &= 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ \rho(\text{Ag}) &= 10,5 \cdot 10^3 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3} \\ N &= x \\ n &= x \text{ (mol)} \\ m &= x \text{ (g)} \end{aligned}$$

$$m = \rho \cdot V$$

$$m = 10,5 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$m = 1,05 \cdot 10^{-2} \text{ kg};$$

$$n = m : M$$

$$n = 10,5 \text{ g} : 107,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = 9,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$N = n \cdot N_A$$

$$N = 9,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N = \underline{5,86 \cdot 10^{22}}$$

Odpověď: V daném objemu stříbra je obsaženo $5,86 \cdot 10^{22}$ jeho atomů.

2.2.2 Látkové množství plynů za normálních podmínek

Průvodce

Při výpočtech látkového množství se také setkáte s úkoly, ve kterých budete počítat objemy nebo hmotnosti plynů za normálních podmínek. Normální podmínky jsou teplota = 0 °C a tlak = $1,01325 \cdot 10^5$ Pa. Za těchto normálních podmínek (v příkladech je budete značit – n. p.) zaujímá jeden mol libovolného plynu nebo par objem 22,4 dm³ (l). Je to tzv. normální molární objem. Při řešení příkladů je nutné dosazovat veličiny ve správných jednotkách!



V_{mn}

Pro látkové množství plynů za normálních podmínek platí vztah: $n = V : V_{mn}$

Řešená úloha 5

Vypočtete, jaký objem za normálních podmínek zaujímá 140 gramů oxidu uhličitého?

Řešení: Nejdříve vypočítáme látkové množství plynu (molární hmotnost CO₂ vypočítáme z hodnot A_r pro uhlík a kyslík z tabulky). Pak určíme objem 140 gramů oxidu uhličitého na základě normálního molárního objemu.

$$m(\text{CO}_2) = 140 \text{ g}$$

$$V_{mn} = 22,4 \text{ dm}^3$$

$$n = x \text{ (mol)}$$

$$V = x \text{ (dm}^3\text{)}$$

$$M(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O})$$

$$M(\text{CO}_2) = 12,01 + 2 \cdot 16,00$$

$$M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = m : M$$

$$n = 140 \text{ g} : 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = 3,18 \text{ molu}$$

$$V = n \cdot V_{mn}$$

$$V = 3,18 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3$$

$$V = \underline{71,23 \text{ dm}^3}$$

Odpověď: Za n. p. zaujímá 140 gramů oxidu uhličitého objem 71,23 litrů.



Řešená úloha 6

Jaký objem v centimetrech krychlových bude zaujímat $3 \cdot 10^{24}$ molekul kyslíku za normálních podmínek?



Řešení: Vypočítáme si látkové množství plynu (pomocí Avogadrovy konstanty) a ze zjištěné hodnoty vypočítáme objem, který však musíme převést na požadované jednotky.

$$N(\text{O}_2) = 3 \cdot 10^{24} \text{ molekul}$$

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$V_{mn} = 22,4 \text{ dm}^3$$

$$V = x \text{ (cm}^3\text{)}$$

$$n = x \text{ (mol)}$$

$$n = N : N_A$$

$$n = 3 \cdot 10^{24} \text{ molekul} : 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$n = 4,98 \text{ mol}$$

$$V = n \cdot V_{mn}$$

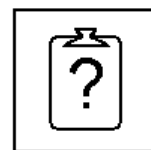
$$V = 4,98 \text{ molu} \cdot 22,4 \text{ dm}^3$$

$$V = \underline{111,55 \text{ dm}^3, \text{ tj. } 111,55 \cdot 10^3 \text{ cm}^3}$$

Odpověď: $3 \cdot 10^{24}$ molekul kyslíku bude zaujímat objem $111,55 \cdot 10^3$ centimetrů krychlových (mililitrů).

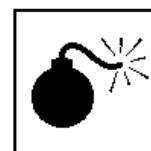
Úkol 4: Dusík zaujímá za normálních podmínek objem 448,3 litru. Vypočtete:

- kolik je to molů
- hmotnost v gramech
- celkový počet molekul v tomto objemu plynu (str. 46)



Číselné hodnoty relativní hmotnosti atomů nebo relativní molekulové hmotnosti látek jsou shodné s jejich molární hmotností v jednotce $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Látkové množství je množství látky s určitým počtem částic. Vyjadřuje se v jednotce mol. Pomocí této veličiny lze určit nejen skutečnou hmotnost a molární hmotnost látek, ale také počet atomů nebo molekul v daném objemu látky. 1 mol libovolného plynu zaujímá za normálních podmínek objem $22,4 \text{ dm}^3$.



Úkol 1: $1,63 \cdot 10^7 \text{ g}$; **Úkol 2:** 1,43 mol a $8,6 \cdot 10^{23}$ molekul; **Úkol 3:** 140 g;

Úkol 4: 20 molů, 560 g, $1,20 \cdot 10^{25}$ molekul.

**2.3 Složení roztoků****V této kapitole se dozvíte:**

- co je to roztok a z čeho se skládá.

V této kapitole se naučíte:

- vypočítat hmotnostní nebo látkovou koncentraci roztoku;
- jak si vypočítat množství složek pro přípravu roztoku libovolné koncentrace.

Klíčová slova kapitoly: roztok; hmotnostní koncentrace; molární koncentrace (molarita).



Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 3 h +2,5 h (teorie + řešení příkladů)

Průvodce

Každý roztok se skládá z rozpouštědla a rozpuštěné látky a představuje stejnorodou, tedy homogenní směs. V anorganické chemii bývá nejčastějším rozpouštědlem voda, v organické chemii lze pak z rozpouštědel použít např. ethanol, cyklohexanol, tetrachlormethan a další. Pro vyjádření složení roztoku používáme nejčastěji 2 typy koncentrací, které vám teď ukáži.



2.3.1 Hmotnostní koncentrace

Hmotnostní koncentrace (hmotnostní zlomek) vyjadřuje počet gramů látky rozpuštěné ve 100 g roztoku. Značí se w , nabývá hodnot 0 – 1, a platí pro ni vztah: $w(A) = m(A) : m(\text{roztoku})$, kde w je hmotnostní zlomek látky; A je látka rozpuštěná v rozpouštědle. Hmotnostní koncentrace může být vyjádřena i hmotnostním procentem, které se značí p_m a získá se vynásobením hodnoty hmotnostního zlomku stem. Platí vztah: $p_m(A) = 100 \cdot w(A) = 100 \cdot m(A) : m(\text{roztoku})$.

 $w(A)$
 $p_m(A)$

Průvodce

Při výpočtech hmotnostní koncentrace je důležité dosadit do jmenovatele hmotnostního zlomku hmotnost celého roztoku, nikoli pouze hmotnost rozpouštědla. Zde se často chybuje! Při dosazování w musíte hmotnostní procenta p_m vydělit stem. Pokud není zadána hmotnost roztoku, můžete ji vypočítat ze vztahu pro hustotu látky (musíte znát objem a hustotu daného roztoku). Podívejte se na následující řešené příklady.



Řešená úloha 1

Jaká je hmotnostní koncentrace (vyjádřena hmotnostním procentem) roztoku, který vznikne rozpuštěním 12 gramů kuchyňské soli ve 48 mililitrech vody?



Řešení: Pro hmotnostní zlomek potřebujeme znát hmotnost vody. Protože $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, je hmotnost vody v gramech číselně stejná jako její objem v ml. Lze tedy zapsat, že $m(\text{H}_2\text{O}) = 48 \text{ g}$. Jmenovatel obsahuje hmotnost celého roztoku, nejen vody! Pro převedení na procenta je třeba získané číslo vynásobit stem.

$$m(\text{NaCl}) = 12 \text{ g}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 48 \text{ ml}$$

$$p_m(\text{NaCl}) = x (\%)$$

$$p_m = 100 \cdot m(\text{NaCl}) : m(\text{roztoku})$$

$$p_m = 100 \cdot 12 \text{ g} : 60 \text{ g (12 g NaCl + 48 g vody)}$$

$$p_m = \underline{20 \%}$$

Odpověď: Hmotnostní koncentrace roztoku je 20 procent.

Řešená úloha 2

Kolik gramů hydroxidu draselného a kolik mililitrů vody je zapotřebí k přípravě 200 gramů pětiprocentního roztoku?

Řešení: Hmotnost KOH vypočítáme ze vztahu pro hmotnostní zlomek. Množství vody dopočítáme jako zbytek do hmotnosti roztoku.

$$m(\text{roztoku}) = 200 \text{ g}$$

$$w(\text{KOH}) = 0,05$$

$$m(\text{KOH}) = x \text{ (g)}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = x \text{ (ml)}$$

$$m(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m(\text{roztoku})$$

$$m(\text{KOH}) = 0,05 \cdot 200 \text{ g}$$

$$m(\text{KOH}) = 10 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ g} - 10 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \underline{190 \text{ g, tzn. } V(\text{H}_2\text{O}) = 190 \text{ ml}}$$

Odpověď: K přípravě 200 gramů pětiprocentního roztoku je zapotřebí 10 gramů hydroxidu draselného a 190 mililitrů vody.

**Průvodce**

Některé příklady můžete v chemii řešit také úvahou. Zejména u výpočtů týkajících se složení roztoků lze velmi často tento způsob využít. Podívejte se na způsob řešení úvahou na příkladu 2.

**Řešená úloha 2**

Řešení: Je-li roztok 5%, pak to znamená, že v jeho 100 gramech je rozpuštěno 5 gramů látky. Můžeme si sestavit přímou úměru a vypočítat tak množství hydroxidu draselného v 200 gramech 5% roztoku. Množství vody dopočítáme stejně jako u předešlého způsobu řešení.

$$\text{ve 100 g roztoku} \dots\dots\dots 5 \text{ g KOH}$$

$$\underline{\text{ve 200 g roztoku} \dots\dots\dots x \text{ g KOH}}$$

$$x = (200\text{g} \cdot 5\text{g}) : 100\text{g}$$

$$x = \underline{10\text{g}}, \text{ tj. hmotnost KOH}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{roztoku}) - m(\text{KOH})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200\text{g} - 10\text{g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \underline{190 \text{ g, tzn. } V(\text{H}_2\text{O}) = 190 \text{ ml}}$$

Odpověď: Pro přípravu roztoku musíte vzít 10 gramů hydroxidu draselného a 190 mililitrů vody.

Úvaha

Řešená úloha 3

Kolik gramů chloridu železitého je rozpuštěno ve 200 ml čtyřicetiprocentního roztoku, který má hustotu $1,133 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$?

Řešení: Nejprve si vypočítáme hmotnost roztoku (ze vztahu pro hustotu látky). Poté podle vztahu pro hmotnostní zlomek vypočítáme hmotnost soli.



$$\begin{aligned}
 V(\text{roztoku}) &= 200 \text{ ml} \\
 w(\text{FeCl}_3) &= 0,4 \\
 \rho(\text{FeCl}_3) &= 1,133 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} \\
 m(\text{roztoku}) &= x \text{ (g)} \\
 \underline{m(\text{FeCl}_3) = x \text{ (g)}}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 m(\text{roztoku}) &= \rho(\text{FeCl}_3) \cdot V(\text{roztoku}) \\
 m(\text{roztoku}) &= 1,133 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} \cdot 200 \text{ ml} \\
 m(\text{roztoku}) &= 226,6 \text{ g} \\
 m(\text{FeCl}_3) &= w \cdot m(\text{roztoku}) \\
 m(\text{FeCl}_3) &= 0,4 \cdot 226,6 \text{ g} \\
 m(\text{FeCl}_3) &= \underline{90,64 \text{ g}}
 \end{aligned}$$

Odpověď: V uvedeném množství daného roztoku je rozpuštěno 90,64 gramů chloridu železitého.

Úkoly:

- Vypočítejte hmotnostní koncentraci roztoku, který obsahuje:
 - 20 g soli ve 180 ml vody;
 - ve 100 g roztoku 3 gramy soli. (str. 54)
- Kolik gramů dusičnanu sodného a kolik ml vody je zapotřebí k přípravě jeho 15% roztoku? (str. 54)



2.3.2 Molární koncentrace

Molární (látková) koncentrace, též molarita, vyjadřuje množství molů rozp. látky v 1 dm³ (1l) roztoku. Značí se **c** (nebo také **M**) a při jejím výpočtu vyjdete ze vztahu: **c = n : V**; její jednotkou je tedy mol·dm⁻³ (též mol·l⁻¹).

C

Průvodce

Při výpočtech látkové koncentrace využijete znalost výpočtu látkového množství látky (v příkladech bývá obvykle zadána hmotnost látky rozpuštěné v 1 litru rozpouštědla). Pozor: nezaměňujte molaritu s molalitou! Molalita je dána podílem látkového množství rozpuštěné látky a hmotností rozpouštědla. Pro vaše výpočty je však méně významná (proto zde není uvedena).



Řešená úloha 4

Jaká je molarita roztoku, který vznikne rozpuštěním 20 gramů hydroxidu sodného ve 200 ml roztoku?

Řešení: Nejdříve vypočítáme látkové množství NaOH a pak dosadíme do vztahu pro látkovou koncentraci. Objem je třeba převést na dm⁻³, protože molární koncentrace je v mol·dm⁻³.

$$\begin{aligned}
 m(\text{NaOH}) &= 20 \text{ g} \\
 V(\text{roztoku}) &= 200 \text{ ml, tj. } 200 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \\
 M(\text{NaOH}) &= 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\
 n &= x \text{ (mol)} \\
 \underline{c = x \text{ (mol}\cdot\text{dm}^{-3})}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 n(\text{NaOH}) &= m(\text{NaOH}) : M(\text{NaOH}) \\
 n(\text{NaOH}) &= 20 \text{ g} : 40 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$



$$n(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol}$$

$$c(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) : V(\text{roztoku})$$

$$c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol} : 200 \cdot 10^{-3}$$

$$c(\text{NaOH}) = \underline{0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

Odpověď: Molarita uvedeného roztoku je $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Řešená úloha 5

Kolik gramů chloridu sodného je potřeba na přípravu 250 ml jeho dvoumolárního roztoku (tj. roztoku o molaritě $2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$)?

Řešení: Nejprve si vypočítáme látkové množství roztoku ze vztahu pro molaritu a pak si vyjádříme hmotnost soli ze vztahu pro látkové množství. Oba vztahy však také můžeme sloučit v jeden výraz.

$$c(\text{NaCl}) = 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$V(\text{roztoku}) = 250 \text{ ml, tj. } 0,25 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{NaCl}) = x \text{ (g)}$$

$$n = c \cdot V$$

$$n = m : M$$

$$c \cdot V = m : M$$

$$m = c \cdot V \cdot M$$

$$m = 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 58,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = \underline{29,23 \text{ g}}$$

Odpověď: Na přípravu 250 mililitrů dvoumolárního (2 M) roztoku je potřeba 29,23 gramů soli.

Úkoly:

3. V 500 ml roztoku je rozpuštěno 28 gramů hydroxidu draselného. Určete molaritu roztoku. (str. 54)
4. Kolik gramů hydroxidu sodného je zapotřebí k přípravě 3 litrů jeho roztoku o koncentraci $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. (str. 54)

2.3.3 Příprava roztoku libovolné koncentrace

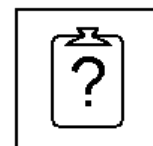
Průvodce

V chemické laboratoři potřebujete velmi často připravit roztok požadované koncentrace, případně roztok o určité koncentraci naředit nebo smíchat s roztokem jiným. V této podkapitole vám ukáží, jak si s takovým problémem poradit.

Pro smíchání dvou roztoků rozdílné koncentrace platí tzv. směšovací rovnice:

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

kde: m_1 je hmotnost 1. roztoku a w_1 je hmotnostní koncentrace 1. roztoku;
 m_2 je hmotnost 2. roztoku a w_2 je hmotnostní koncentrace 2. roztoku;
 m_3 je hmotnost výsledného roztoku a w_3 je jeho hmotnostní koncentrace.



Směšovací rovnice

Pokud se roztok určité koncentrace ředí vodou, omezí se směšovací rovnice na tvar: $m_1 w_1 = m_3 w_3$, protože koncentrace vody je nulová a celý člen $m_2 w_2 = 0$.

Řešená úloha 6

Jaká je hmotnostní koncentrace roztoku, který vznikne přidáním 100 gramů 20% roztoku ke 150 gramům 10% roztoku?



Řešení: $m_1 = 100 \text{ g}$
 $w_1 = 0,2$
 $m_2 = 150 \text{ g}$
 $w_2 = 0,1$
 $m_3 = 100 \text{ g} + 150 \text{ g}$
 $w_3 = x$

Ze směšovací rovnice: $m_1 w_1 + m_2 w_2 = m_3 w_3$ vypočteme w_3 :

$$100 \text{ g} \cdot 0,2 + 150 \text{ g} \cdot 0,1 = 250 \text{ g} \cdot w_3$$

$$w_3 = (20 + 15) : 250$$

$$w_3 = \underline{0,14}$$

$$\rho_m = 0,14 \cdot 100$$

$$\rho_m = \underline{14\%}$$

Odpověď: Výsledný roztok má hmotnostní koncentraci 14%.

Řešená úloha 7

Kolik gramů vody je nutné smíchat s 200 gramy 96% kyseliny sírové, aby vznikla kyselina 20%?



Řešení: $m_1 = 200 \text{ g}$
 $w_1 = 0,96$;
 $w_3 = 0,2$
 $m_2 = x \text{ (g)}$
 $m_3 = m_1 + m_2$

Dosadíme do rovnice: $m_1 w_1 + m_2 w_2 = m_3 w_3$ a vyjádříme m_2 :

$$200 \text{ g} \cdot 0,96 = (200 \text{ g} + m_2) \cdot 0,2$$

$$192 \text{ g} = 40 \text{ g} + 0,2 m_2$$

$$m_2 = 152 : 0,2$$

$$m_2 = \underline{760 \text{ g}}$$

Odpověď: Původní roztok kyseliny je potřeba zředit 760 gramy vody, aby vznikla kyselina 20%.

Průvodce

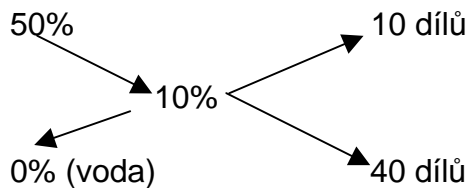
Pro ředění koncentrovaných látek nebo roztoků (v chemické laboratoři na gymnáziu často při ředění koncentrovaných kyselin) lze použít tzv. křížové pravidlo. Třetím způsobem řešení těchto úloh je řešení úvahou, které jsem zmiňoval v předcházející podkapitole. Pokud ředíte objemovou jednotkou vody, připomínám, že hustota vody je $1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ a tedy 1 mililitr vody odpovídá 1 gramu vody.



Řešená úloha 8

Kolika mililitry vody je potřeba zředit 100 gramů 50% kyseliny octové na kyselinu 10%?

Řešení 1: Vytvoříme si levý a pravý sloupeček; do levého zapíšeme koncentrace látek (nahoru výchozí koncentraci a dolů pak koncentraci látky, kterou použijeme k ředění). Do středu mezi oba sloupečky napíšeme požadovanou koncentraci, do pravého sloupečku napíšeme vypočtené objemové díly látek (nahoru látky výchozí a dolů pak látky, kterou použijeme k ředění – v tomto případě je to voda). Ty získáme tak, že menší čísla odečteme křížem od větších:



Křížové pravidlo

Z použití křížového pravidla vyplývá, že na 10 váhových dílů 50% kyseliny je potřeba 40 váhových dílů vody; jestliže máme zředit 100 g kyseliny, platí pak:

10 g 50% kyseliny 40 g vody
100 g 50% kyseliny x g vody

$$x = (100 \text{ g} \cdot 40 \text{ g}) : 10 \text{ g}$$

$$x = \underline{400 \text{ g}}, \text{ tedy } \underline{400 \text{ ml}}$$

Odpověď: Výchozí roztok kyseliny octové je potřeba zředit 400 mililitry vody na kyselinu požadované koncentrace.

Řešení 2: Je-li 100 g 50% roztoku, pak tento obsahuje 50 g kyseliny ve svých 100 g, vypočítáme tedy z kolika gramů je 50 g 10% kyseliny pomocí přímé úměry:

100 g roztoku 10 g kyseliny
x g roztoku 50 g kyseliny

$$x = (50 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}) : 10$$

$$x = \underline{500 \text{ g}}$$

(Má-li původní roztok hmotnost 100 gramů, pak ho musím zředit 400 gramy vody, což je dohromady 500 gramů).

Odpověď: Původní roztok kyseliny je potřeba zředit 400 gramy vody na kyselinu požadované koncentrace.

Úvaha

Řešená úloha 9

Z 1 kilogramu 10% roztoku soli je odpařeno 400 gramů vody. Kolika-procentní roztok touto úpravou vznikne?

Řešení: Roztok je 10%, tzn. že ve 100 g roztoku je 10 g soli. Vypočítáme nejprve pomocí přímé úměry, kolik g soli je obsaženo v 1 kg roztoku. Dále vycházíme z toho, že i po odpaření vody bude stále hmotnost



soli v roztoku stejná (zůstane 600 gramů roztoku), vypočteme tedy kolik gramů soli bude v roztoku po jeho odpaření:

10 g soli 100 g roztoku
x g soli 1000 g roztoku

$$x = (1000 \text{ g} \cdot 10 \text{ g}) : 100$$

$$x = 100 \text{ g}$$

100 g soli 600 g roztoku
x soli 100 g roztoku

$$x = (100 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}) : 600$$

$$x = \underline{16,66 \text{ g}}$$

Úvaha

Odpověď: Odpařením 400 gramů vody z původního roztoku vznikne 16,66% roztok.

Řešená úloha 10

Kolik gramů soli musíte přidat k 200 gramům 20% roztoku, aby vznikl roztok 40%?

Řešení: Lze použít 1. směšovací rovnici; 2. řešení úvahou:

$$1. \quad m_1 = 200 \text{ g}$$

$$w_1 = 0,2$$

$$w_3 = 0,40$$

$$m_3 = m_1 + m_2$$

$$\underline{m_2 = x \text{ (g)}}$$

Dosazením do směšovací rovnice: $m_1 w_1 + m_2 w_2 = m_3 w_3$ dostaneme:

$$200 \text{ g} \cdot 0,2 + x \text{ (g)} \cdot 1 = (200 \text{ g} + x \text{ (g)}) \cdot 0,40$$

$$40 \text{ g} + x \text{ (g)} = 80 \text{ g} + 0,40x \text{ (g)}$$

$$40 \text{ g} = 0,60 x \text{ (g)}$$

$$x = \underline{66,6 \text{ g}}$$

Odpověď: K roztoku musíme přidat 66,6 gramů soli, abychom dostali roztok požadované koncentrace.

2. Je-li roztok 20%, pak to znamená, že ve 100 g roztoku je 20 g soli. Vypočítáme tedy pomocí přímé úměry, kolik g soli je ve 200 g roztoku a poté z hmotnostního zlomku, kolik gramů soli je zapotřebí k roztoku přidat:

20 g soli 100 g roztoku
x g soli 200 g roztoku

$$x = (200 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}) : 100 \text{ g}$$

$$x = 40 \text{ g.}$$

$$0,40 = (x \text{ (g)} + 40 \text{ g}) : (x \text{ (g)} + 200 \text{ g})$$

$$0,40 \cdot (x \text{ (g)} + 200 \text{ g}) = x \text{ (g)} + 40 \text{ g}$$

$$0,60x \text{ (g)} = 40 \text{ g}$$

$$x = \underline{66,6 \text{ g}}$$

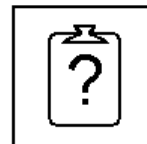
Úvaha

Odpověď: K roztoku musíme přidat 66,6 gramů soli, abychom dostali roztok požadované koncentrace.



Úkoly:

5. Jakou koncentraci má roztok, jestliže 80 gramů 15% roztoku bylo zředěno 20 mililitry vody? (str. 54)
6. Kolik mililitrů vody je potřeba použít ke zředění 150 gramů 36% kyseliny chlorovodíkové na 20% kyselinu? (str. 54)
7. Máte připravit 250 mililitrů 0,5 molárního roztoku kuchyňské soli. Kolik soli musíte odvážit? (str.54)
8. Z 5 kilogramů 20% roztoku soli bylo odpařeno 1000 gramů vody. Vypočtete koncentraci roztoku po odpaření vody. (str. 54)



Roztok se skládá z rozpouštědla (nejčastěji to je ve středoškolské chemii voda) a rozpuštěné látky. Hmotnost látky v roztoku můžete vyjádřit pomocí hmotnostního zlomku. Molarita (látková koncentrace) roztoku je dána podílem látkového množství rozpuštěné látky v molech a objemu roztoku v litrech. Při zahušťování nebo zředování roztoku můžete použít tzv. směšovací rovnici, případně řešit příklad úvahou. Přitom vždy vycházíte ze skutečnosti, že hmotnostní procento látky v roztoku číselně odpovídá počtu gramů této látky ve 100 gramech roztoku.



Úkol 1: a) 10%, b) 3%; **úkol 2:** 22,5 g soli a 127,5 ml vody; **úkol 3:** 1 mol·dm⁻³; **úkol 4:** 12 g; **úkol 5:** 12%; **úkol 6:** 120 ml; **úkol 7:** 7,25 g; **úkol 8:** 25%

**2.4 Chemické vzorce****V této kapitole se dozvíte:**

- co vyjadřuje chemický vzorec a k čemu se dá v chemii použít.

V této kapitole se naučíte:

- jak vypočítat procentové zastoupení prvků ve známém vzorci libovolné sloučeniny;
- jak vypočítat poměr hmotností prvků zastoupených ve sloučenině;
- jak stanovit stechiometrický vzorec z hmotnostních procent prvků ve vzorci chemické sloučeniny.

Klíčová slova kapitoly: chemický vzorec.

Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 1,5 h + 1 h (teorie + řešení příkladů)

Chemický vzorec je symbolickým vyjádřením chemické sloučeniny. Umožňuje určit danou látku a zároveň vyjádřit její částicové složení. Typy chemických vzorců a jejich význam naleznete v doporučené literatuře. V kapitole Chemické názvosloví jste se již naučili chemické vzorce základních anorganických sloučenin správně psát. Teď vám ukáži, jak s nimi počítat.

Chemický vzorec



2.4.1 Výpočet hmotnosti z chemického vzorce

Průvodce

V chemii se dá ze známého vzorce sloučeniny vypočítat její složení. Použijete k tomu hmotnostní procenta jednotlivých prvků nebo jejich skupin v dané sloučenině. Budete pracovat s hmotnostním zlomkem látky, místo skutečné hmotnosti prvku dosadíte jeho relativní atomovou hmotnost, kterou dáte do poměru k relativní molekulové hmotnosti celé sloučeniny, jejíž složení počítáte. Při tomto typu výpočtů pracujte s tabulkou, ve které vyhledáte příslušné relativní atomové hmotnosti prvků.

**Řešená úloha 1**

Vypočtete hmotnostní procenta železa a kyslíku v oxidu železitém.

Řešení: $A_r(\text{Fe}) = 55,85$
 $A_r(\text{O}) = 16,00$
 $\rho_m(\text{Fe}) = x \%$
 $\rho_m(\text{O}) = x \%$

a) Pro hmotnostní zlomek železa v oxidu železitém platí:

$$w(\text{Fe}) = 2 \cdot A_r(\text{Fe}) : M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

$$w(\text{Fe}) = (2 \cdot 55,85) : 159,7$$

$$w(\text{Fe}) = 0,70;$$

$$\rho_m = 0,70 \cdot 100$$

$$\rho_m = \underline{70\%}$$

b) Pro hmotnostní zlomek kyslíku v oxidu železitém platí:

$$w(\text{O}) = 3 \cdot A_r(\text{O}) : M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

$$w(\text{O}) = (3 \cdot 16) : 159,7$$

$$w(\text{O}) = 0,30;$$

$$\rho_m = 0,30 \cdot 100$$

$$\rho_m = \underline{30\%}$$

Odpověď: Ve sloučenině oxid železitý je 70 hmotnostních procent železa a 30 hmotnostních procent kyslíku.

**Řešená úloha 2**

Vypočtete poměr hmotností prvků ve sloučenině oxid hlinitý.

Řešení: $A_r(\text{Al}) = 26,98$
 $A_r(\text{O}) = 16,00$
 $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 101,96$
 $m(\text{Al}) : m(\text{O}) = x$

Poměr hmotností prvků ve sloučenině je roven poměru jejich molárních hmotností; molární hmotnost v jednotce $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ je číselně rovna relativní atomové, resp. molekulové hmotnosti. Vytvoříme tedy poměr: $m(\text{Al}) : m(\text{O}) = M(\text{Al}) : M(\text{O})$. Získáme poměr čísel, u nichž hledáme nejmenší společný násobek:



$$m(\text{Al}) : m(\text{O}) = (2 \cdot 26,98) : (3 \cdot 16);$$

$$m(\text{Al}) : m(\text{O}) = 53,96 : 48$$

$$m(\text{Al}) : m(\text{O}) = \underline{9 : 8}$$

Odpověď: Poměr hmotností hliníku a kyslíku v oxidu hlinitém je 9 : 8.

Řešená úloha 3

Kolik kilogramů železa je možno vyrobit z 500 kilogramů magnetitu?

Řešení:

$$A_r(\text{Fe}) = 55,85$$

$$A_r(\text{O}) = 16,00$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 500 \text{ kg}$$

$$M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 231,55$$

$$m(\text{Fe}) = x \text{ (kg)}$$

Nejdříve si vypočítáme pomocí vztahu $w(A) = \frac{m(A)}{m}$ hmotnostní zlomek železa (dosadím relativní hmotnosti atomů či molekul) a poté jeho hmotnost v rudě:

$$w(\text{Fe}) = 3 \cdot A_r(\text{Fe}) : M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4)$$

$$w(\text{Fe}) = (3 \cdot 55,85) : 231,55$$

$$w(\text{Fe}) = 0,7236$$

$$m(\text{Fe}) = w(\text{Fe}) \cdot m(\text{Fe}_3\text{O}_4)$$

$$m(\text{Fe}) = 0,7236 \cdot 500 \text{ kg}$$

$$m(\text{Fe}) = \underline{361,8 \text{ kg}}$$

Odpověď: Z 500 kilogramů magnetitu je možno vyrobit 361,8 kilogramů železa.

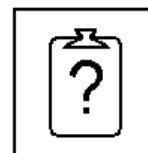
Úkoly:

- Vypočítejte poměr hmotností: a) uhlíku a kyslíku v CO_2 ; b) vápníku a kyslíku v CaO . (str. 57)
- Kolik procent vody obsahuje skalice zelená ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)? (str. 57)
- U následujících železných rud určete, kolik procent železa obsahují? a) pyrit; b) chalkopyrit; c) krevet. (str. 57)
- Kolik gramů kyslíku obsahuje: a) 10 g kyseliny sírové; b) 5 g chlorečnanu draselného? (str. 57)

2.4.2 Určení stechiometrického vzorce

Průvodce

V těchto příkladech budete pracovat s obecným tvarem chemické sloučeniny, jejíž prvky označíte pomocí písmen A , B , C atd. a stechiometrické koeficienty v ní pak symboly x , y , z apod.; např. pro tříprvkovou sloučeninu platí: $\mathbf{A}_x\mathbf{B}_y\mathbf{C}_z$. Koeficienty x , y a z vyjadřují základní počet atomů ve vzorci stechiometrickém a skutečný počet atomů pak ve vzorci molekulovém. Určení vzorce jednoduché sloučeniny z hmotnostních procent prvků v ní vám ukáží na řešeném příkladu. Opět i zde budete pracovat s hmotnostními procenty prvků.



Řešená úloha 1

Určete stechiometrický vzorec sloučeniny, která obsahuje 40% vápníku, 12% uhlíku a 48% kyslíku.

Řešení: Koeficienty x , y , z určíme z následujících poměrů procent prvků k jejich molární hmotnosti (hodnoty M prvků v jednotce $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ jsou číselně stejné jako hodnoty A_r těchto prvků). Dosazují se procentové hodnoty.

$$\rho_m(\text{Ca}) = 40\%$$

$$\rho_m(\text{C}) = 12\%$$

$$\rho_m(\text{O}) = 48\%$$

$$A_r(\text{Ca}) = 40,08$$

$$A_r(\text{C}) = 12,01$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

$$x : y : z = [\rho_m(\text{Ca}) : M(\text{Ca})] : [\rho_m(\text{C}) : M(\text{C})] : [\rho_m(\text{O}) : M(\text{O})]$$

$$x : y : z = (40 : 40,08) : (12 : 12,01) : (48 : 16) = \underline{1 : 1 : 3}$$

Odpověď: Stechiometrický vzorec sloučeniny je CaCO_3 .

Pro vyjádření libovolné chemické sloučeniny použijete chemický vzorec. Pro výpočet procentového zastoupení daného prvku v molekule sloučeniny vytvoříte poměr relativní atomové hmotnosti prvku k relativní molekulové hmotnosti sloučeniny. Hmotnostní poměr prvků ve sloučenině je roven molárním hmotnostem těchto prvků. Při určování stechiometrického vzorce sloučeniny vycházíte z poměrů mezi hmotnostními procenty prvků a jejich molární hmotností.

Úkol 1: a) 3:8; b) 5:2; **úkol 2:** 45,34%; **úkol 3:** a) 46,55%; b) 30,48%; c) 70%;
úkol 4: a) 6,53 g; b) 1,96 g

2.5 Chemické reakce**V této kapitole se dozvíte:**

- co je chemická reakce a jak se vyjadřuje pomocí chemických symbolů;
- co je to redoxní děj v chemii;
- co znamenají pojmy oxidace a redukce látek.

V této kapitole se naučíte:

- správně sestavit chemické rovnice;
- upravovat rovnice chemických reakcí podle zákona zachování hmotnosti; zapisovat chemické rovnice v iontovém tvaru;
- upravovat rovnice oxidačně-redukčních reakcí;
- vypočítat množství látky (látek), které v daných reakcích reagují.

Klíčová slova kapitoly: chemická reakce, reaktanty, produkty, molekulový zápis; iontový zápis, oxidace, redukce, oxidační činidlo, redukční činidlo; výpočet z chemické rovnice.

Čas potřebný pro prostudování kapitoly: 4 h + 3 h (teorie + řešení příkladů)

Chemická reakce je děj, při kterém dochází ke změně látek. Přitom zanikají chemické vazby v látkách do reakce vstupujících a vznikají nové chemické vazby v látkách, které při reakci vznikají. Látky do chemické reakce vstupující jsou tzv. reaktanty, látky při ní vznikající jsou pak tzv. produkty. Lze tedy říci, že chemická reakce, vyvolaná změnou vnějších fyzikálních podmínek nebo přidáním dalších látek do ní, představuje z hlediska makroskopického přeměnu reaktantů na produkty.

Chemická reakce

2.5.1 Zápis chemické reakce a úprava její rovnice

Průvodce

Přehled základních typů reakcí včetně kritérií pro jejich třídění najdete v doporučené literatuře. V této podkapitole vám ukáži, jak chemicky správně zapsat **jednoduché** chemické reakce a jak si poradit s úpravou jejich rovnic. (Vedle jednoduchých chemických reakcí existují totiž ještě reakce **složené**, se kterými budete pracovat v organické chemii v další fázi svého studia.) Abyste úspěšně zvládli zápis chemické rovnice, musíte zvládnout základy anorganického názvosloví. Jedině tak totiž můžete slovní vyjádření chemické reakce správně vyjádřit chemickou rovnicí. Způsobů zápisu chemických rovnic je mnoho (viz použitá literatura), vy se ale zaměříte na **molekulový zápis** chemické reakce a na zápis rovnic v **iontovém tvaru**.



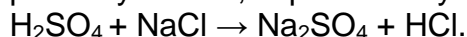
Chemická rovnice je vyjádřením chemické reakce pomocí symbolů chemických prvků a vzorců. Reaktanty se zapisují na levé straně rovnice, produkty pak na straně pravé. Obě strany rovnice jsou obvykle odděleny šipkou (\rightarrow) nebo rovnítkem ($=$). Podle zákona zachování hmotnosti musí platit, že počet atomů daného prvku na levé straně rovnice je stejný jako jeho počet na straně pravé.

Chemická rovnice

Řešená úloha 1

Zapište chemickou rovnici reakce kyseliny sírové s chloridem sodným za vzniku síranu sodného a chlorovodíku.

Řešení: Kyselina sírová a chlorid sodný jsou reaktanty reakce, zapíšeme je tedy na levou stranu rovnice. Síran sodný a chlorovodík jsou produkty reakce, zapíší se tedy vpravo:



Průvodce

Při úpravě chemické rovnice začneme počítat nejprve atomy kovových prvků, poté polokovů, pak atomy nekovů a úplně nakonec dopočítáme atomy kyslíku a vodíku. Při vpisování koeficientů do chemické rovnice vždy dodržujte pravidlo: zásadně zapisujeme koeficienty před vzorec sloučeniny, nikdy ne dovnitř vzorce nebo za vzorec! Porušili byste tím vzorec odpovídající oxidačním číslům jednotlivých prvků ve sloučenině.



Začneme tedy počítat od atomů sodíku, doplníme koeficient (dvojku) na levou stranu před vzorec NaCl;
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$.

*Molekulový
zápis*

Dále počítáme atomy síry a chloru. Počet atomů síry je na obou stranách rovnice stejný, u chloru je ale různý, proto doplníme koeficient (dvojku) před vzorec HCl:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$;

Nakonec zkontrolujeme počet atomů kyslíku a vodíku na obou stranách rovnice; jejich počet je stejný, rovnice je tedy správně vyčíslena (doplněné koeficienty jsou vyjádřeny tučným písmem).

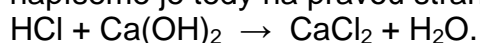
Řešená úloha 2

Zapište chemickou rovnici neutralizace kyseliny chlorovodíkové s hydroxidem vápenatým. Rovnici poté přepište v úplném iontovém tvaru.

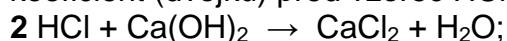


Řešení: Kyselina chlorovodíková a hydroxid vápenatý jsou reaktanty reakce, napíší se tedy na levou stranu rovnice. Produkty reakce jsou chlorid vápenatý a voda (při neutralizaci vzniká vždy sůl kyseliny a voda), napíšeme je tedy na pravou stranu; rovnice má pak tvar:

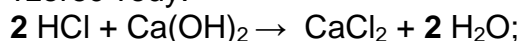
*Molekulový
zápis*



Vyčísleme, počítáme atomy vápníku (jejich počet vlevo a vpravo je stejný). Dále pokračujeme kontrolou počtu atomů chloru, doplníme koeficient (dvojku) před vzorec HCl:



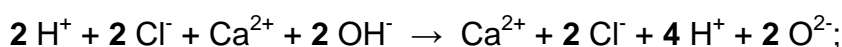
Dopočítáme atomy kyslíku. Jsou různé, proto doplníme dvojku před vzorec vody:



Nakonec je třeba ověřit počet atomů vodíku na levé i pravé straně rovnice. Protože je stejný, rovnice je v tomto tvaru již vyčíslena.

Pro zápis rovnice v úplném iontovém tvaru je zapotřebí rozložit dané molekuly sloučenin na jejich ionty (kationty a anionty) a ty pak vepsat na obě strany rovnice:

*Iontový
zápis*



Při těchto zápisech musí být stejný na obou stranách rovnice nejen počet atomů daných prvků, ale také jejich výsledný náboj.

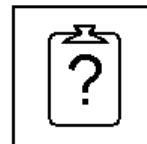
Průvodce

Pro zápis rovnic v iontovém tvaru vždy nejprve provedte její molekulový zápis, rovnici vyčíslete a poté přepište na iontový tvar. Koeficienty nutné k úpravě rovnice vpisujte zásadně před ionty! Tzv. zkrácený zápis iontového tvaru rovnice dostanete tak, že z jejího úplného zápisu vynecháte ionty stejné na obou jejích stranách.



Úkoly:

1. Zapište chemickou rovnici neutralizace kyseliny trihydrogenfosforečné s hydroxidem sodným za vzniku fosforečnanu sodného. Rovnici poté přepište v úplném iontovém tvaru. (str. 64)
2. U následujících reakcí sestavte jejich chemické rovnice a zapište je v molekulovém a zkráceném iontovém tvaru: (str. 64)
 - a) vytěšňovací reakce železa s roztokem síranu měďnatého
 - b) konverze chloridu draselného s kyselinou dusičnou
 - c) syntézy dusíku s vodíkem v plynné fázi.

**2.5.2 Úprava rovnic oxidačně-redukčních reakcí**

Redoxní reakce se skládají vždy ze dvou poloreakcí: oxidace a redukce.

Oxidace je děj, při kterém se oxidační číslo částice (atomu, iontu) zvyšuje. Částice při něm elektrony odevzdávají.

Redukce je děj, při kterém se oxidační číslo částice (atomu, iontu) snižuje a částice při něm elektrony přijímají.

Oxidace a redukce probíhá vždy současně. Počet vyměněných elektronů při oxidaci a redukci musí být vždy stejný. Oxidačním činidlem je látka, která se redukuje, a redukčním činidlem je látka, která se oxiduje.

*Oxidace,
redukce*

*Oxidační
a redukční
činidlo*

Průvodce

Při úpravě rovnice redoxního děje se budete řídit těmito pravidly:

1. Nejprve musíte určit oxidační čísla všech prvků na obou stranách chemické rovnice. Předpokládám, že již umíte z kapitoly Základy chemického názvosloví určovat oxidační čísla jednotlivých prvků v molekulách sloučenin nebo v iontech. Pokud ne, musíte to rychle „dohnat“. **Znovu připomínám, že volné atomy (volné molekuly) prvků mají vždy oxidační číslo 0.**
2. Zjistíte, u kterého prvku se během reakce oxidační číslo zvyšuje (to bude děj oxidace).
3. Zjistíte, u kterého prvku se během reakce oxidační číslo snižuje (to bude děj redukce).
4. Pod hlavní rovnici redoxního děje zapíšete rovnice dílčích poloreakcí – oxidace a redukce.
5. Podle rozdílu oxidačního čísla prvku na obou stranách rovnice poloreakce určíte počet odevzdaných (oxidace) nebo přijatých (redukce) elektronů.
6. Zvolíte tzv. křížové pravidlo (ukáži na řešených příkladech) a celé rovnice poloreakcí vynásobíte číslem odpovídajícím počtu vyměněných elektronů druhé poloreakce. Tím získáte koeficienty, které následně zapíšete do hlavní rovnice.
7. Při vyčíslování hlavní rovnice dodržujte postup uvedený v průvodci.



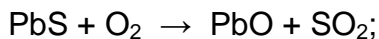
Řešená úloha 1

Zapište chemickou rovnici oxidace sulfidu olovnatého za vzniku oxidu olovnatého a oxidu siřičitého. Vyjádřete chemickými rovnicemi děj oxidace a redukce a celou rovnici upravte.



Podrobné řešení

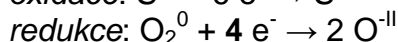
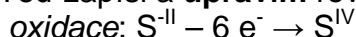
Řešení: a) Oxidace je reakce se vzdušným kyslíkem, zapíšeme chemickou rovnici a určíme oxidační čísla všech prvků na obou stranách chemické rovnice:



Levá strana: Pb^{II} , $\text{S}^{\text{-II}}$, O_2^0 ; *pravá strana:* Pb^{II} , $\text{O}^{\text{-II}}$, S^{IV} , $\text{O}^{\text{-II}}$.

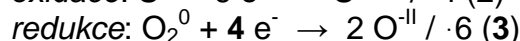
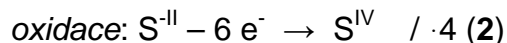
Z uvedeného je zřejmé, že síra zvyšuje své oxidační číslo (-II na IV) a kyslík v molekule ho snižuje (0 na -II).

b) Teď zapíšeme a **upravím** rovnice poloreakcí:

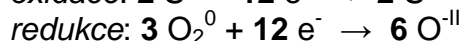
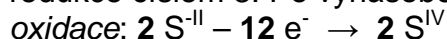


(jeden atom kyslíku by přijal 2 e⁻, protože ale v molekule jsou **2 atomy**, je celkový počet elektronů přijatých kyslíkem 4).

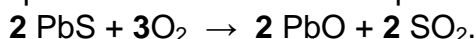
c) Horní rovnici vynásobíme číslem, jež odpovídá počtu přijatých elektronů při redukci (tedy 4); dolní rovnici vynásobím číslem, odpovídajícím počtu elektronů odevzdaných při oxidaci (tedy 6).



d) Po vykrácení budeme násobit rovnici oxidace číslem 2 a rovnici redukce číslem 3. Po vynásobení mají rovnice tvar:



e) Opíšeme hlavní rovnici a doplníme příslušné koeficienty takto:

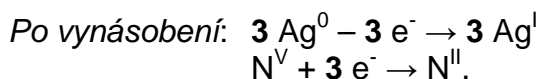
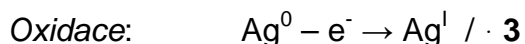
**Řešená úloha 2**

Doplňte stechiometrické koeficienty v následující rovnici:

$\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. Určete poté oxidační a redukční činidlo.



Řešení: Určíme nejprve oxidační čísla všech prvků v chemické rovnici, zapíšeme oxidaci a redukci, pak rovnice vynásobíme, tím získáme příslušné stechiometrické koeficienty v poloreakcích, tyto pak vpisujeme do hlavní rovnice.

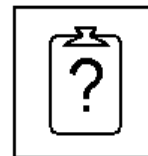


Oxidačním činidlem je kyselina dusičná, redukčním činidlem je stříbro.

Úkol 3

Doplňte stechiometrické koeficienty u následujících reakcí: (str. 65)

- a) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
 d) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{HClO} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$

**2.5.3 Výpočty z chemických rovnic**

Vyčíslená chemická rovnice vystihuje průběh chemického děje nejen z hlediska kvalitativního (symboly prvků a chemických vzorců), ale také z hlediska kvantitativního. Stechiometrické koeficienty v chemické rovnici totiž odpovídají látkovému množství (molům) reaktantů a produktů.

Předpokladem pro správný výpočet z chemické rovnice je:

- a) rovnici správně sestavit a poté vyčíslit
 b) vypočítat molární hmotnosti reagujících látek
 c) použít odpovídající vztah přímé úměry molárních hmotností látek k jejich skutečným hmotnostem.

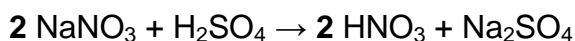
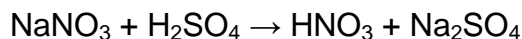
Průvodce

Abyste při těchto výpočtech neudělali chybu, zapište si nejprve chemickou rovnici podle zadání příkladu, pak ji správně upravte. Jak jsem již uváděl, koeficient před vzorcem dané látky odpovídá počtu molů této látky v reakci. Např. bude-li v rovnici uvedeno 2 HCl, znamená to, že reagují 2 moly chlorovodíku. Toto látkové množství je totiž důležité pro výpočet hmotnosti látky v gramech, které budete při výpočtech potřebovat. Bez vyčíslení rovnice nemůžete řešit tento typ chemických příkladů správně! Způsobů řešení je více, pro vás snad bude nejschůdnější řešení pomocí přímé úměry (podívejte se na řešené příklady).

**Řešená úloha 1**

Kolik gramů kyseliny dusičné se dá připravit v laboratoři zahříváním 170 gramů dusičnanu sodného s koncentrovanou kyselinou sírovou?

Řešení: Zapišeme chemickou rovnici, kterou následně upravíme:



Úvaha

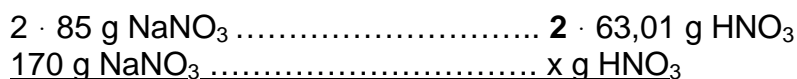
Vypočítáme molární hmotnosti látky, jejíž hmotnost známe, a látky, jejíž hmotnost počítáme, a následně provedeme zápis veličin. Při výpočtu vycházíme z reakce 2 molů dusičnanu za vzniku 2 molů kyseliny dusičné:

$$m(\text{NaNO}_3) = 170 \text{ g}$$

$$M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63,01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{HNO}_3) = x \text{ (g)}$$



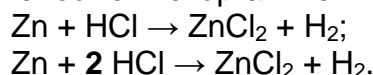
$$x = (170 \cdot 63,01) : 85 = \underline{126,02 \text{ g}}$$

Odpověď: Zahříváním 170 gramů dusičnanu sodného se dá v laboratoři připravit 126,02 gramů kyseliny dusičné.

Řešená úloha 2

Kolik mililitrů vodíku se dá za normálních podmínek připravit reakcí 10 gramů zinku s koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou?

Řešení: Zapišeme chemickou rovnici (jedná se o vytěšňovací reakci) a sestavenou rovnici upravíme:



Vypočítáme molární hmotnosti látky, jejíž hmotnost známe, a látky, jejíž objem počítáme, a následně provedeme zápis veličin.

Při výpočtu vycházíme z toho, že v rovnici na 1 mol zinku připadá 1 mol vodíku. Objem plynného vodíku vypočítáme pomocí normálního molárního objemu. Celý postup řešení pak vypadá takto:

$$\begin{array}{l} m(\text{Zn}) = 10 \text{ g} \\ A_r(\text{Zn}) \text{ a tedy } M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ M_r(\text{H}_2) \text{ a tedy } M(\text{H}_2) = 2,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ \underline{V(\text{H}_2) = x \text{ (ml)}} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 65,38 \text{ g Zn} \dots\dots\dots 2,02 \text{ g H}_2 \\ \underline{10,00 \text{ g Zn} \dots\dots\dots x \text{ g H}_2} \end{array}$$

$$x = (10,00 \cdot 2,02) : 65,38;$$

$$x = \underline{0,31 \text{ g}}$$

$$\begin{array}{r} 2,02 \text{ g H}_2 \dots\dots\dots 22,4 \text{ l} \\ \underline{0,31 \text{ g H}_2 \dots\dots\dots x \text{ l}} \end{array}$$

$$x = (0,31 \cdot 22,4) : 2,02$$

$$x = 3,44 \text{ l; tj. } \underline{3440 \text{ ml}}$$

Odpověď: Reakcí 10 gramů zinku s koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou je možné připravit 3440 mililitrů H₂.



Úvaha

Průvodce

Pro výpočet z chemické rovnice můžete také použít vztah. Pokud máte dobrou paměť na vztahy, zkuste si zapamatovat tento způsob řešení:

Pro obecný tvar rovnice: $a \text{ A} + b \text{ B} \rightarrow c \text{ C} + d \text{ D}$ platí, že chcete-li např. vypočítat hmotnost látky C vznikající z dané hmotnosti látky A, použijete vztah:

$$m(\text{C}) = \frac{c}{a} \cdot \frac{M(\text{C})}{M(\text{A})} \cdot m(\text{A})$$



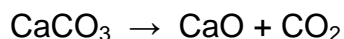
Řešená úloha 3

Kolik litrů oxidu uhličitého vznikne termickým rozkladem 300 gramů vápence?

Řešení: Zapišeme správný tvar chemické rovnice, provedeme zápis známých veličin a vlastní výpočet dosazením do vztahu:

$$m(C) = \frac{c}{a} \cdot \frac{M(C)}{M(A)} \cdot m(A).$$

Objem plynu pak vypočítáme pomocí vztahu: $V = \frac{m}{M} \cdot V_{mn}$:



$$m(\text{CaCO}_3) = 300 \text{ g}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$V(\text{CO}_2) = x \text{ (l)}$$

$$m(\text{CO}_2) = \frac{1}{1} \cdot \frac{44,01}{100,09} \cdot 300 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) = 131,9 \text{ g}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{131,9}{44,01} \cdot 22,4$$

$$V(\text{CO}_2) = \underline{67,13 \text{ l}}$$

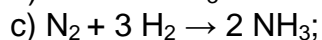
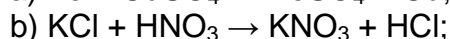
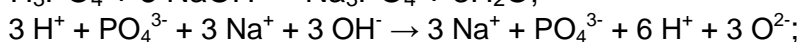
Odpověď: Termickým rozkladem 300 gramů vápence vznikne 67,13 litrů oxidu uhličitého.

Úkoly:

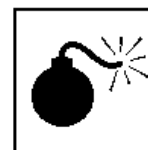
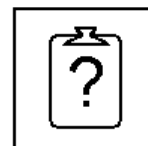
- Jaký objem kyslíku (za normálních podmínek) vznikne rozkladem 10 gramů oxidu rtuťnatého? (str. 65)
- Kolik tun vápence je zapotřebí pro výrobu ½ tuny páleného vápna? (str. 65)
- Kolik gramů chloridu olovnatého vznikne, působíme-li kyselinou chlorovodíkovou na 10 gramů oxidu olovnatého? (str. 65)

Chemická rovnice je symbolickým zápisem chemické reakce. Látky do reakce vstupující, reaktanty, se zapisují na levou stranu chemické rovnice. Na její pravou stranu jsou pak zapisovány produkty, látky při chemické reakci vznikající. Obě strany rovnice jsou odděleny rovnítkem nebo šipkou. Předpokladem správného vyčíslení chemických rovnic je stejný počet atomů daného prvku reagujících látek na obou jejich stranách. Rovnice lze zapisovat vícero způsoby, nejpoužívanější jsou však molekulový a iontový zápis.

Výpočet množství reagující látky vychází ze správně vyčíslené chemické rovnice a z látkových množství reagujících látek, která odpovídají jednotlivým stechiometrickým koeficientům v chemické rovnici.



Řešení pomocí vzorců



- úkol 3:** a) $4 \text{ NH}_3 + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ N}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
b) $3 \text{ Cu} + 8 \text{ HNO}_3 \rightarrow 3 \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{ NO} + 4 \text{ H}_2\text{O}$
c) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{ CO} \rightarrow 2 \text{ FeO} + \text{ CO}_2$
d) $8 \text{ HI} + \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4 \text{ I}_2 + \text{ H}_2\text{S} + 4 \text{ H}_2\text{O}$
e) $5 \text{ HClO} + \text{ Br}_2 + \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ HBrO}_3 + 5 \text{ HCl}$;

úkol 4: 0,52 l;

úkol 5: 892,39 kg;

úkol 6: 12,46 g.

Literatura

- [1] BLAŽEK, Jaroslav a kol. *Přehled chemického názvosloví*. SPN. Praha : 2004. ISBN 80-7235-260-1
- [2] HONZA, Jaroslav , MAREČEK, Aleš. *Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. a 2. díl*. Nakladatelství Olomouc s. r. o.. Olomouc: 2002. ISBN 80-7182-141-1
- [3] HONZA, Jaroslav, MAREČEK, Aleš. *Chemie v příkladech, obecná a anorganická chemie*. Brno: 1997. ISBN 80-238-0448-0
- [4] KOSINA, Ludvík, ŠRÁMEK, Vratislav. *Přehled středoškolského učiva chemie*. Albra. Úvaly u Prahy : 1995.
- [5] VACÍK, Jiří a kol.. *Přehled středoškolské chemie*. SPN. Praha : 1999. ISBN 80-7235-108-7
- (6) KORBAČKOVÁ Dana. *Vybrané příklady z obecné a anorganické chemie*. Pedagogická fakulta v Ostravě. Ostrava: 1987.
- (7) PĚNČÍKOVÁ, Hana. *Chemické výpočty*. Akademické nakladatelství CERM, s. r. o.. Brno: 1997. ISBN 80-7204-055-3
- (8) VALENTA, Miroslav. *Poznámky z obecné a anorganické chemie, 1. ročník*. Arcibiskupské gymnázium v Kroměříži. Kroměříž: 1994.

Chemické názvosloví a základní chemické výpočty

**Mgr. Pavel Czernek
Mgr. Jaroslav Verlík**

Ostrava 2005

Název	Chemické názvosloví a základní chemické výpočty
Editor	Mgr. Pavel Czernek, Mgr. Jaroslav Verlík
Vydavatel	Gymnázium, Ostrava – Poruba, Čs. exilu 669
Rozsah	67 stran
Vydání	první, 2005
Tisk	Gymnázium, Ostrava – Poruba, Čs. exilu 669
Doporučená cena	zdarma ; vytvořeno v rámci projektu SIPVZ 2005

Publikace je majetkem Gymnázia, Ostrava – Poruba, Čs. exilu 669. Jakékoliv její šíření, kopírování a komerční využití bez souhlasu gymnázia a autora je nezákonné.

ISBN 80-903647-2-1