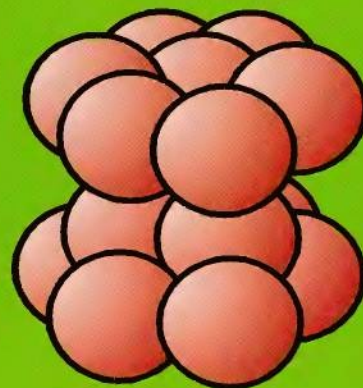
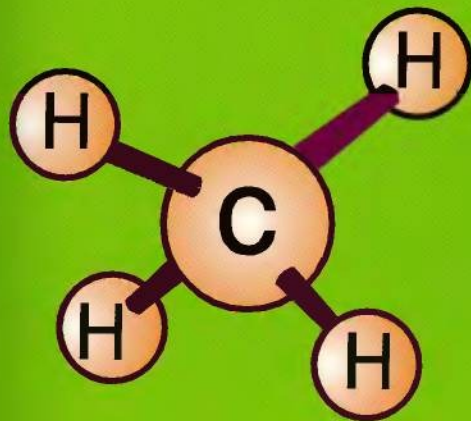
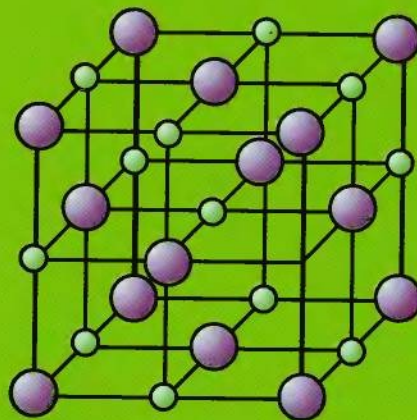


Ludvík KOSINA

Vratislav ŠRÁMEK

CHEMICKÉ VÝPOČTY A REAKCE



Chemické výpočty a reakce

Autoři : Ing. Vratislav Šrámek, Ing. Ludvík Kosina



Učební text obsahuje základní výpočty a reakce potřebné pro úspěšné řešení úkolů z chemie.

Je určen pro studenty všech typů středních škol a učňovských škol, kde se vyučuje chemie, pro střední kádry pracovníků v chemických provozech, začínající učitele a osoby, které se zajímají o tento obor.

Příklady a reakce poslouží k přípravě žáků na přijímací zkoušky z chemie na vysoké školy a k přípravě účastníků všech kategorií chemické olympiády.

Předmluva

Milí studenti,

seznamujete se s publikací, která obsahuje základní chemické výpočty a reakce. V první části se seznámíte s chemickými výpočty. Text se skládá ze základních vztahů nutných k výpočtům, které jsou dále vysvětleny na řešených příkladech. K procvičování daného tématu slouží zadané příklady, jejichž výsledky jsou uvedeny ve výsledkové části v závěru textu.

Úvodní kapitola obsahuje základní a odvozené jednotky soustavy SI používané dále v textu. Velký důraz je dán na řešení chemických rovnic.

V další kapitole se seznámíte se vztahy, podle kterých řešíme základní chemické výpočty.

Kapitola Roztoky obsahuje nejen přehled různých způsobů určení koncentrace roztoků, ale i ředění a směšování roztoků a přepočty různých způsobů určení koncentrace.

V kapitole Výpočty podle chemických rovnic jsou obsaženy kromě běžných výpočtů i výpočty v chemických preparativních laboratořích.

Šestá kapitola obsahuje výpočty stavových veličin ideálního plynu a jeho směsí.

V závěrečné kapitole jsou uvedeny výpočty pH roztoků silných a slabých kyselin a zásad, hydrolýza roztoků solí a tlumící roztoky.

V druhé části je pozornost zaměřena :

- v první kapitole na typy vazeb a vzorců a platné efekty (mezomerní, indukční)
- v druhé a třetí kapitole na základní typy reakcí probíhající v organické chemii a jejich přesný mechanismus
- ve čtvrté kapitole na názvosloví organických sloučenin
- v páté kapitole na vybrané reakce, důležité pro chemickou praxi a jejich přesný mechanismus

Součástí každé kapitoly je několik řešených příkladů a řada příkladů k procvičování, jejichž výsledky jsou velmi podrobně vyřešeny v závěrečné výsledkové části.

S dalšími typy výpočtů a reakcí se můžete seznámit v připravované učebnici „Chemické výpočty a reakce II.“, která bude obsahovat složitější výpočty z analytické chemie, výpočty používané v makromolekulární chemii a chemické technologii. Vybrané kapitoly z fyzikální chemie a ze základů chemické techniky spojené s výpočty budou nedílnou součástí této učebnice.

Pardubice, leden 1996

Autoři

Zpracovali: Ing. Ludvík Kosina
Ing. Vratislav Šrámek

Recenzovali: Ing. Přemysl Hranoš
RNDr. Jitka Loubová
RNDr. Milan Richter

© Ludvík Kosina, Vratislav Šrámek 1996
© ALBRA, 1996

Obsah

	Strana
I. Obecná a anorganická chemie	1 - 111
I.1. Jednotky SI, jednotky základní, doplňkové a odvozené	1 - 6
I.2. Chemické rovnice	6 - 21
I.2.1. Chemické rovnice beze změny oxidačního čísla	6 - 9
I.2.2. Rovnice oxidačně-redukční	9 - 21
I.2.2.1. Základní pojmy	9 - 12
I.2.2.2. Řešení oxidačně-redukčních rovnic	12 - 14
I.2.2.3. Reakce disproportionační	15 - 17
I.2.2.4. Řešení rovnic v iontové formě	17 - 18
I.2.2.5. Řešení složitějších redox rovnic	18 - 21
I.3. Základní výpočty	21 - 35
I.3.1. Hmotnost atomů a molekul	21 - 25
I.3.2. Látkové množství, mol	25 - 26
I.3.3. Avogadrův zákon	27 - 28
I.3.4. Výpočet obsahů prvků ve sloučenině	29 - 32
I.3.5. Výpočet empirického a molekulového vzorce	32 - 35
I.4. Roztoky	35 - 60
I.4.1. Hmotnostní zlomek, hmotnostní procenta	36 - 37
I.4.2. Objemový zlomek a objemová procenta	38 - 39
I.4.3. Molární zlomek a molární procenta	39 - 41
I.4.4. Látková (molární) koncentrace	41 - 44
I.4.5. Molalita	44
I.4.6. Přehled dalších způsobů určení koncentrace roztoků	44 - 45
I.4.7. Přepočet různých způsobů určení koncentrace roztoků	45 - 48
I.4.8. Ředění a směšování roztoků	48 - 55
I.4.9. Krystalizace. Příprava roztoků nasycených při určité teplotě	55 - 60
I.5. Výpočty podle chemických rovnic	60 - 76
I.5.1. Výpočty objemů plynů vznikajících při chemických reakcích	64 - 69
I.5.2. Výpočty v chemické laboratoři. Preparace látek	69 - 76
I.6. Zákony plynů	76 - 89
I.6.1. Základní pojmy. Ideální plyn	76 - 77
I.6.2. Zákon Boyleův - Mariottův	77 - 79
I.6.3. Zákon Gay - Lussacův	79 - 82
I.6.4. Zákon Charlesův	82 - 83
I.6.5. Stavová rovnice plynů	83 - 86
I.6.6. Směsi ideálních plynů	86 - 89
I.7. Výpočet pH	89 - 103
I.7.1. Protolytické reakce	89 - 91
I.7.2. Disociace vody	91 - 93

I.7.3. Výpočet pH silných kyselin a zásad	93 - 95
I.7.4. Výpočet pH slabých kyselin	95 - 96
I.7.5. Výpočet pH slabých zásad	96 - 97
I.7.6. Hydrolyza solí	98 - 99
I.7.7. Tlumivé roztoky	99 - 103
I.8. Výsledky	103 - 111
II. Organická chemie	112 - 175
II.1. Obecná část	112 - 124
II.1.1. Vazby v organických sloučeninách	112 - 113
II.1.2. Vaznost	113 - 114
II.1.3. Elektronové vzorce	114
II.1.4. Způsoby štěpení kovalentní vazby	115 - 116
II.1.5. Organické ionty	116
II.1.6. Rezonanční (mezomerní) vzorce	116 - 117
II.1.7. Elektronegativita prvků a skupin	117 - 118
II.1.8. Indukční efekt	118
II.1.9. Charakteristické rysy radikálových a iontových reakcí	119
II.1.10. Dipolární vazba	119 - 120
II.1.11. Orbital a hybridní orbitaly uhlíku	120
II.1.12. σ a π vazby	120 - 121
II.1.13. Mezomerní efekt	121
Procvičování	122 - 123
II.2. Základní reakce v organické chemii	124 - 130
II.2.1. Substituční reakce	124 - 129
II.2.1.1. Radikálová substituce na nasyceném atomu uhlíku S_R (C-H vazeb)	124 - 126
II.2.1.2. Nukleofilní substituce na nasyceném atomu uhlíku	126 - 128
II.2.1.3. Nukleofilní substituce na aromatickém jádře	128
II.2.1.4. Elektrofilní substituce na aromatickém jádře	128 - 129
II.2.2. Adiční reakce	129 - 130
II.2.2.1. Radikálová reakce	129
II.2.2.2. Elektrofilní adice	129 - 130
II.2.2.3. Nukleofilní adice	130
II.2.2.4. Cykloadiční reakce	130
II.3. Názvosloví organických sloučenin	130 - 133
II.3.1. Uhlovodíky	131 - 132
II.3.2. Deriváty uhlovodíků	133
Procvičování	134 - 145
II.4. Vybrané reakce v organické chemii	145 - 153
II.4.1. Würtzova syntéza	145 - 146
II.4.2. Würtzova-Fittigova reakce	147
II.4.3. Friedelova-Craftsova reakce	147 - 148
II.4.4. Cannizarova reakce	148 - 149
II.4.5. Kučerova reakce	149

II.4.6.	Aldolová kondenzace	150
II.4.7.	Esterifikace a hydrolyza esterů	151
	Procvičování	152 - 153
II.5.	Výsledky	154 - 175

I.1. Jednotky SI

Do roku 1960 existovaly různé soustavy jednotek používaných v různých zemích, což způsobovalo značnou nejednotnost při výkladu různých jevů. V roce 1960 přijala Generální konference pro váhy a míry šest základních jednotek. Byla přijata mezinárodní zkratka SI. Od roku 1971 se používá 7 základních jednotek (sedmou je jednotka pro látkové množství - mol).

Jednotky SI dělíme na jednotky **základní, doplňkové a odvozené**.

Základní jednotky:	metr	[m]
	kilogram	[kg]
	sekunda	[s]
	amper	[A]
	kelvin	[K]
	kandela	[cd]
	mol	[n]

Doplňkové jednotky:	radián
	steridián

Odvozené jednotky: pascal, joule, coulomb, volt, farad, ohm, pascalsekunda, volt na metr a řada dalších.

Základním technickým předpisem v ČR je ČSN 01 1300. V dalším textu budete seznámeni s přehledem základních jednotek, jednotek násobných a dílčích. Z odvozených budou uvedeny pouze ty, které jsou používány v této publikaci nebo s jejím textem bezprostředně souvisí.

Délka [l]:

Základní jednotkou SI $[l] = 1 \text{ metr} = 1 \text{ m}$

Definice: m je délka rovnající se 1 650 763,73 - násobku vlnové délky záření, šířícího se ve vakuu, které přísluší přechodu mezi energetickými hladinami $2p_{10}$ a $5d_5$ atomu kryptonu 86.

Používané jednotky násobné a dílčí:

1 kilometr	= 1 km	= 1000m	= 10^3m
1 centimetr	= 1 cm	= 10^{-2}m	
1 milimetr	= 1 mm	= 10^{-3}m	
1 nanometr	= 1 nm	= 10^{-9}m	

Dílčí jednotka decimetr pro délku se nesmí používat, používají se její mocniny dm^2 , dm^3 .

Hmotnost [m]:

Základní jednotkou SI [m] = 1 kilogram = 1 kg

Definice: kg je hmotnost mezinárodního prototypu kilogramu uloženého v Mezinárodním úřadě pro váhy a míry v Sévres u Paříže.

Násobné a dílčí jednotky:

1 megagram = 1 Mg = 10^3 kg
1 gram = 1 g = 10^{-3} kg
1 miligram = 1 mg = 10^{-6} kg
1 mikrogram = 1 μ g = 10^{-9} kg

Vedlejší jednotka:

1 atomová hmotnostní jednotka = 1 u = $1,66053 \cdot 10^{-27}$ kg z toho vyplývá, že 1 kg = $6,023 \cdot 10^{26}$ u.
Jednotky u se používá k vyjadřování hmotnosti atomů, rovná se $\frac{1}{12}$ hmotnosti nuklidu $^{12}_6\text{C}$.

Čas [t]:

Základní jednotkou SI [t] = 1 sekunda = 1 s

Definice: sekunda je doba trvání 9 192 631 770 period záření, které přísluší přechodu mezi dvěma velmi jemnými hladinami základního vztahu atomu cesia 133.

Násobné a dílčí jednotky:

1 megasekunda = 1 Ms = 10^6 s
1 kilosekunda = 1 ks = 10^3 s
1 milisekunda = 1 ms = 10^{-3} s

Vedlejší jednotky uvedené v ČSN 01 1300:

1 minuta = 1 min
1 hodina = 1 h
1 den = 1 d

Přepočty těchto jednotek jsou obecně známy.

Elektrický proud [I]:

Základní jednotkou SI [I] = 1 amper = 1 A

Definice: amper je proud, který při průtoku dvěma rovnoběžnými přímými nekonečně dlouhými vodiči zanedbatelného kruhového průřezu umístěnými ve vakuu ve vzdálenosti 1 metru, vyvolá mezi vodiči sílu $2 \cdot 10^{-7}$ newtonu na 1 metr délky.

Násobné a dílčí jednotky :

1 kiloampér = 1 kA = 10^3 A
1 miliampér = 1 mA = 10^{-3} A
1 mikroampér = 1 μ A = 10^{-6} A
1 nanoampér = 1 nA = 10^{-9} A
1 pikoampér = 1 pA = 10^{-12} A

Teplota [T]:

Základní jednotkou SI [T] = 1 kelvin = 1K

Definice: kelvin je jednotka termodynamické teploty, je 273,16 - tá část termodynamické teploty trojného bodu vody. Do roku 1967 se používal název jednotky °K = stupeň Kelvina.

Vedlejší jednotka:

Podle ČSN 01 1300 je možné používat jednotku 1 Celsiův stupeň = 1°C, 0°C = 273,15 K.

V pojetí jednotné teplotní difference je shodný s jednotkou K.

Látkové množství [n]:

Základní jednotkou SI [n] = 1 mol

Definice: 1 mol je jednotkou látkového množství, které obsahuje tolik elementárních jedinců, jako je atomů ve 0,012 kg uhlíku $^{12}_6\text{C}$.

Násobné a dílčí jednotky:

1 kilomol = 1 kmol = 10^3 mol
1 milimol = 1 mmol = 10^{-3} mol
1 mikromol = 1 μ mol = 10^{-6} mol

Svítilivost [I]:

Základní jednotkou SI [I] = 1 kandela = 1 cd

Definice: kandela je svítivost $\frac{1}{600\,000}$ m² povrchu černého tělesa ve směru kolmém k tomuto povrchu při teplotě tekuté platiny (při 1768°C a tlaku 101 325 Pa).

Jednotky odvozené:

Objem [V]:

Hlavní jednotkou objemu [V] = 1 krychlový metr = 1 m³

Krychlový metr je objem krychle o hraně 1 metru.

Dílčí jednotky:

$$\begin{aligned}1 \text{ krychlový decimetr} &= 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3 \\1 \text{ krychlový centimetr} &= 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3 \\1 \text{ krychlový milimetr} &= 1 \text{ mm}^3 = 10^{-9} \text{ m}^3\end{aligned}$$

Vedlejší jednotky:

Podle ČSN 01 1300 je povoleno používat jednotku 1 litr :

$$1 \text{ litr} = 1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3.$$

Tato jednotka se používá v technické praxi.

Hustota [ρ]:

Pro hustotu používáme další pojmy: specifická hmotnost, měrná hmotnost.

Hlavní jednotkou $[\rho] = 1 \text{ kilogram na 1 krychlový metr} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$

Hustotu $1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ má homogenní těleso, které má hmotnost 1 kg a jehož objem je 1 m^3 .

Násobné a dílčí jednotky:

$$\begin{aligned}1 \text{ kilogram na 1 krychlový decimetr} &= 1 \text{ kg} \cdot \text{dm}^{-3} = 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} \\1 \text{ gram na 1 krychlový centimetr} &= 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}\end{aligned}$$

Vedlejší jednotka:

$$1 \text{ kilogram na 1 litr} = 1 \text{ kg} \cdot \text{l}^{-1} = 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Síla [F]:

Hlavní jednotkou $[F] = 1 \text{ newton} = 1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$

Jeden newton je síla, která uděluje volnému tělesu o hmotnosti 1 kg zrychlení 1 metr za sekundu na druhou.

Násobné a dílčí jednotky:

$$\begin{aligned}1 \text{ meganewton} &= 1 \text{ MN} = 10^6 \text{ N} \\1 \text{ kilonewton} &= 1 \text{ kN} = 10^3 \text{ N} \\1 \text{ milinewton} &= 1 \text{ mN} = 10^{-3} \text{ N}\end{aligned}$$

Tlak [p]:

Hlavní jednotkou $[p] = 1 \text{ pascal} = 1 \text{ Pa} = \text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$

V prostoru je tlak 1 Pa, jestliže v něm na libovolnou rovinu velikosti 1 m^2 působí kolmo rovnoměrně síla 1 N.

Násobné a dílčí jednotky:

$$1 \text{ megapascal} = 1 \text{ MPa} = 10^6 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ kilopascal} = 1 \text{ kPa} = 10^3 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ milipascal} = 1 \text{ mPa} = 10^{-3} \text{ Pa}$$

Pro normální barometrický tlak platí vztah:

$$b = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 0,101325 \text{ MPa}$$

Další odvozené jednotky, jejichž definice, rozměry jsou uvedeny v příslušných kapitolách.

I.2. Chemické rovnice

Chemické rovnice vyjadřují pochody probíhající při chemických reakcích. Podle průběhu reakcí a výsledných produktů rozlišujeme řadu chemických reakcí. V této části textu se budeme zabývat rozdělením chemických reakcí na :

- reakce beze změny oxidačního čísla
- reakce se změnou oxidačního čísla, tzv. redox reakce

I.2.1. Chemické reakce beze změny oxidačního čísla:

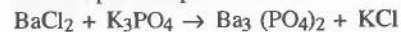
Stejně jako u redox rovnic píšeme na levou stranu prvky a sloučeniny, které do reakce vstupují, na pravou stranu pak prvky a sloučeniny, které reakcí vznikají. Obě strany spojujeme buď jednou šipkou znázorňující průběh reakce nebo dvěma protisměrnými šipkami znázorňujícími vratnou reakci. Často se používá rovnítko, znázorňující rovnost obou stran rovnice. Při řešení rovnic (určení koeficientů u jednotlivých látek) musíme dodržovat tato pravidla :

- Počet atomů jednotlivých prvků musí být na levé a pravé straně stejný.
- Součet molárních hmotností násobený látkovým množstvím musí být na pravé a levé straně rovnice stejný.
- U rovnic zadaných iontově musí být na obou stranách stejný součet elektrických nábojů.

Výše uvedená pravidla uplatníme na konkrétních příkladech.

Příklad 1. Chlorid barnatý reaguje s fosforečnanem tridraselným za vzniku nerozpustného fosforečnanu barnatého a chloridu draselného.

Řešení : Reakce probíhá podle rovnice:



Aby byla výše uvedená reakce vyjádřena rovnicí, upravíme rovnici tak, že doplníme koeficientů doplníme počty jednotlivých prvků reagujících látek. Řešení můžeme provádět výpočtem nebo úvahou.

a) Řešení výpočtem:

Neznámé koeficienty označíme x, y, z, u, rovnice dostane tvar:



$$\text{pro Ba}^{2+} \quad x = 3z$$

$$\text{pro Cl}^- \quad 2x = u$$

$$\text{pro K}^+ \quad 3y = u$$

$$\text{pro PO}_4^{3-} \quad y = 2z$$

$$\text{tzn. } x = 3z \quad y = 2z \quad u = 6z$$

položíme-li $z = 1$, dostaneme $x = 3$, $y = 2$, $u = 6$

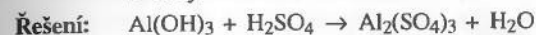
Po dosazení :



b) Řešení úvahou:

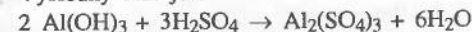
Nejdříve provedeme bilanci Ba^{2+} , na pravé straně je číslo 3, proto napíšeme číslo 3 k BaCl_2 . Počet K_3PO_4 bude 2, protože na pravé straně jsou 2 skupiny PO_4^{3-} . Počet Cl^- a K^+ je 6, bude proto 6 KCl . Rovnice musí mít stejný konečný výsledek jako při řešení a).

Příklad 2. Hydroxid hlinitý se rozpouští v kyselině sírové za vzniku síranu hlinitého a vody.



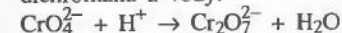
na pravé straně rovnice jsou tři síranové anionty, tedy napíšeme tři H_2SO_4 . Před $\text{Al}(\text{OH})_3$ napíšeme 2, počet H_2O bude 6.

Výsledný tvar je :



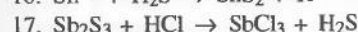
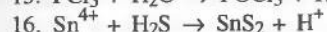
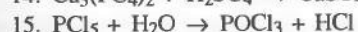
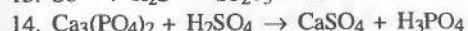
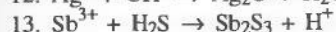
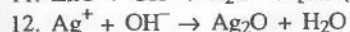
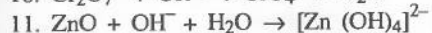
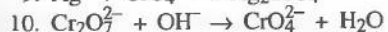
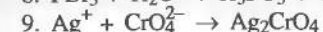
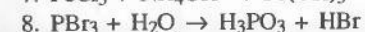
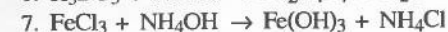
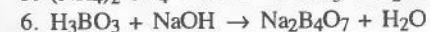
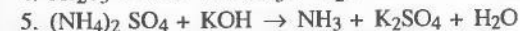
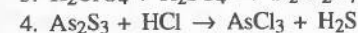
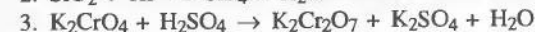
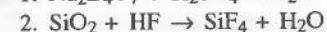
V některých případech jsou reakce uvedeny v iontovém tvaru.

Příklad: Žluté rozpustné chromany reagují s kyselinami za vzniku oranžových dichromanů a vody.



Řešení: je velmi jednoduché, na levou stranu připseme číslo 2 před CrO_4^{2-} . Počet H^+ upravíme na 2. Bilance nábojů na levé i pravé straně je 2-. Konečný tvar : $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

Procvičení: Vyčíslete tyto rovnice:



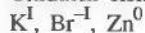
I.2.2. Rovnice oxidačně - redukční

Vyčíslování koeficientů v rovnicích oxidačně-redukčních provádíme na základě změn oxidačních čísel látek, které se zúčastňují reakce.

I.2.2.1. Základní pojmy:

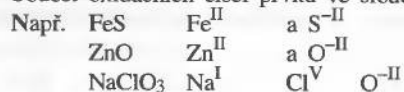
Oxidační číslo atomu je elektrický náboj, který by byl přítomen na atomu prvku, kdybychom elektrony v každé vazbě vycházející z tohoto atomu přidělili elektro-negativnějšímu atomu.

Oxidační čísla píšeme napravo nahoru - například :

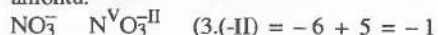


Při určování oxidačního čísla používáme tato pravidla:

1. Oxidační číslo vodíku je I, kromě hydridů kovů, kde je -I.
2. Oxidační číslo kyslíku je -II. Výjimku tvoří fluoridy kyslíku a peroxidy.
3. Oxidační čísla prvků v elementárním stavu jsou rovna nule, např. Fe^0, N_2^0 apod.
4. Součet oxidačních čísel prvků ve sloučenině se rovná nule.

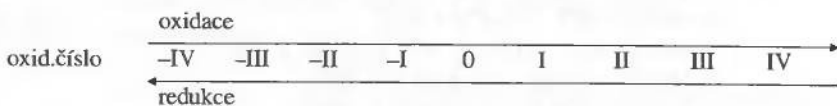


5. V aniontech je součet kladných a záporných oxidačních čísel roven náboji aniontu.

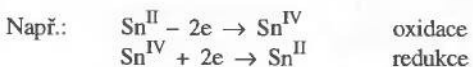


Pojem oxidace a redukce:

Oxidací rozumíme pochod, při kterém se oxidační číslo zvyšuje, při redukci dochází ke snižování oxidačního čísla. Tyto pochody můžeme znázornit:

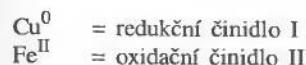
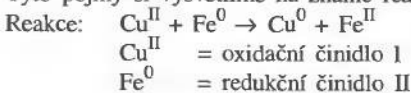


Při oxidaci dochází k odevzdání elektronů, naopak při redukci dochází k příjmu elektronů.

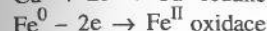
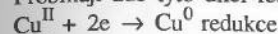


Pojem oxidačního a redukčního činidla:

Tyto pojmy si vysvětlíme na známé reakci probíhající při „cementaci“ mědi.



Probíhají zde tyto dílčí reakce



Oxidační činidla jsou látky přibírající elektrony, tím se redukují.

Redukční činidla jsou látky odevzdávající elektrony, tím se oxidují.

Nejběžnější oxidační činidla:

$Cl_2, Br_2, H_2O_2, O_2, MnO_4^-, Cr_2O_7^{2-}, PbO_2, MnO_2, I_2$ atd.

Nejdůležitější redukční činidla:

$Zn, Fe, Na, H_2, Sn^{2+}, H_2S, SO_2, I^-, Hg$ atd.

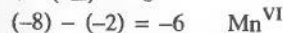
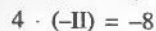
Příklad 1 Určete oxidační čísla prvků v H_3PO_3 .



ze vzorce vyplývá: 3 atomy vodíku dávají 3 kladné náboje, 3 atomy kyslíku dávají 6 záporných nábojů. Oxidační číslo P je dáno rozdílem $1(-6) - (3) = 3$

Oxidační číslo P je tedy +III, P^{III} .

Příklad 2. Určete oxidační číslo manganu v iontu MnO_4^{2-} .

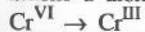


Příklad 3. Určete, zda jde o oxidaci nebo redukci a změnu oxidačního čísla vyjádřete přesunem odpovídajícího počtu elektronů $NH_3 \rightarrow NO$



V našem případě jde o oxidaci, změna je o 5 elektronů

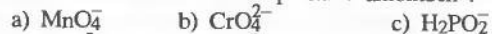
Příklad 4. Určete, zda jde o oxidaci nebo redukci a o kolik elektronů dochází ke změně u atomu Cr.



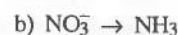
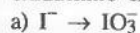
Procvičení: 19. Určete oxidační čísla prvků ve sloučeninách :



20. Určete oxidační čísla prvků v aniontech :



21. Rozhodněte, zda jde o redukci nebo oxidaci a určete změnu oxidačního čísla





Každou oxidaci jedné látky doprovází současná redukce druhé látky a naopak. Počet přijatých elektronů se rovná počtu elektronů uvolněných.

I.2.2.2. Řešení oxidačně-redukčních rovnic:

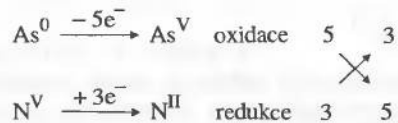
V této kapitole se budeme zabývat řešením běžných redox rovnic, rovnic disproportionačních, redox rovnic zadaných iontově a složitějších redox rovnic. Doporučený postup řešení rovnic si ukážeme na praktickém příkladě :

Příklad 1. Arsen se rozpouští ve zředěné kyselině dusičné za vzniku kyseliny trihydrogenarseničné a oxidu dusnatého.

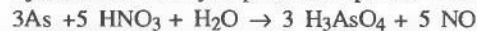
Řešení: Nejdříve napíšeme rovnici reakce:



Dále zjistíme látky, které mění své oxidační číslo, změny oxidačních čísel vyjádříme přesunem elektronů a zjištěná čísla křížem vyměníme:



Zjištěné koeficienty napíšeme na pravou a levou stranu rovnice.



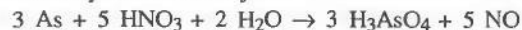
Dále vyrovnáme počet dalších částic:

v pořadí kationty } v naší rovnici nejsou obsaženy
 anionty }

atomy vodíku ve formě H_2O

Kontrolu provedeme porovnáním počtu atomů kyslíku na pravé a levé straně rovnice.

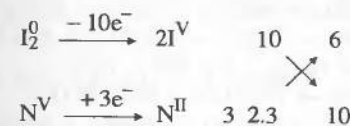
Konečný tvar rovnice je :



Příklad 2. Řešte rovnici:



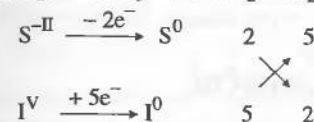
Řešení:



Rovnice dostává tvar:



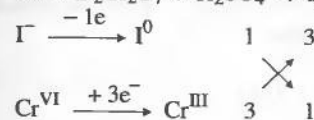
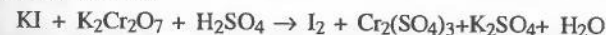
Příklad 3. $\text{H}_2\text{S} + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$



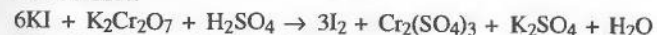
Po doplnění koeficientů je konečný tvar rovnice:



Příklad 4. Řešte rovnici:



Po doplnění koeficientů u látek, které mění oxidační číslo, dostáváme tvar rovnice:



Dále doplníme počty atomů draslíku : Na levé straně je 8 atomů K, na pravou stranu přičteme 4 před K_2SO_4 . Bilance skupin SO_4^{2-} : na pravé straně je těchto skupin 7, totéž číslo napíšeme vlevo před H_2SO_4 .

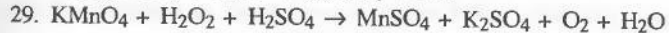
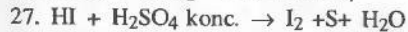
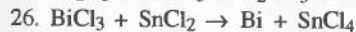
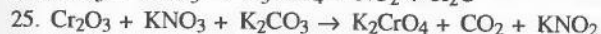
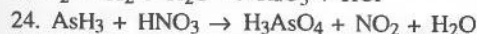
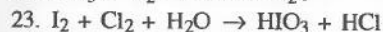
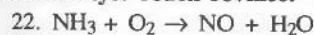
Počet molekul vody bude 7.

Konečný tvar rovnice je:



Kontrola počtu atomů kyslíku na levé i pravé straně potvrdila správnost rovnice.

Procvičení: Řešte tyto redox rovnice:



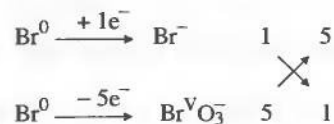
30. $\text{KMnO}_4 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
31. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
32. $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
33. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
34. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
35. $\text{Zn} + \text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
36. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
37. $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
38. $\text{KBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
39. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

I.2.2.3. Reakce disproportionační

Jsou zvláštním typem reakcí, při kterých z výchozí látky vznikají dvě látky, které mají rozdílné oxidační číslo. (Jedna s vyšším oxidačním číslem a druhá s nižším oxidačním číslem). Změny oxidačních čísel hledáme na pravé straně a po její úpravě upravujeme levou stranu rovnice.

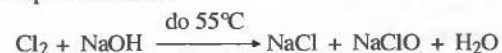
Příklad 1. Brom za vyšších teplot (přes 55°C) reaguje s KOH za vzniku bromidu draselného a bromičanu draselného.

Řešení: Reakci znázorníme rovnicí:
 $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

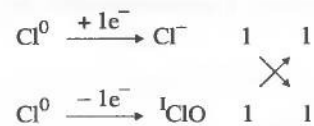


po doplnění koeficientu je konečný tvar rovnice:
 $3\text{Br}_2 + 6 \text{KOH} \rightarrow 5 \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

Příklad 2. Upravte rovnici:



Řešení:



Konečný tvar rovnice :
 $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$

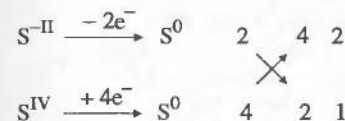
Reakce synproporcionační:

Jsou málo čtené reakce, při kterých vystupuje též prvek o různých oxidačních číslech

a reakcí vzniká sloučenina s oxidačním číslem nalézajícím se mezi původními hodnotami.

Příklad 3. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

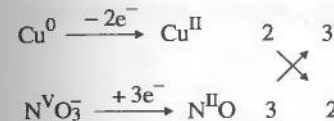
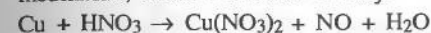
Řešení:



Konečný tvar rovnice je :
 $2\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 3\text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$

Velmi časté jsou reakce, při kterých dochází k částečné oxidaci nebo redukci látky, při které z části oxidační číslo nemění.

Příkladem je rozpouštění mědi v kyselině dusičné zředěné za vzniku dusičnanu měďnatého, oxidu dusnatého a vody.



Doplňujeme na pravé straně 3 Cu (NO₃)₂ a 2 NO, na levé straně budou 3 Cu, ale 8 HNO₃ (3.2+2).

Po doplnění má rovnice tvar :

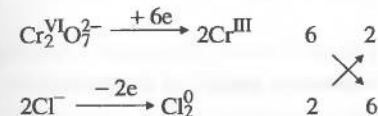


Poznámka : část N^V se zredukovala na N^{II} a část zůstala N^V!

Příklad 4. Upravte rovnici:



Řešení:



Po dosazení koeficientů je konečný tvar rovnice:



Procvičení: Řešte rovnice:

40. $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaI}_2 + \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
41. $\text{ClO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
42. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HClO}_4 + \text{ClO}_2 + \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
43. $\text{Cd} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
44. $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

45. $P_4 + Ba(OH)_2 + H_2O \rightarrow PH_3 + Ba(H_2PO_2)_2$
46. $Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO + H_2O$
47. $KClO_3 \rightarrow KClO_4 + KCl$
48. $Hg + HNO_3 \text{ zřed.} \rightarrow Hg(NO_3)_2 + NO + H_2O$
49. $Cu + H_2SO_4 \text{ konc.} \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$
50. $KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
51. $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$
52. $Fe + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_2O$
53. $KBrO_3 + KBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$
54. $H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$
55. $NaIO_3 + NaI + HCl \rightarrow I_2 + NaCl + H_2O$

I.2.2.4. Řešení redox rovnic zadaných v iontové formě

U tohoto typu redox rovnic píšeme pouze kationty a anionty, které mění oxidační číslo. Většina reakcí probíhá v kyselém nebo alkalickém prostředí, která označujeme H^+ (správně by bylo H_3O^+) nebo OH^- .

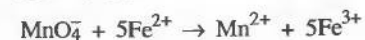
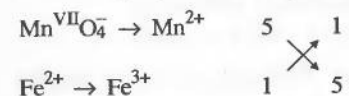
Na příklad rovnici:



píšeme v iontovém tvaru



Koeficienty vyřešíme běžným způsobem:

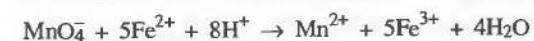


Dále vypočítáme součet kladných a záporných nábojů na obou stranách.

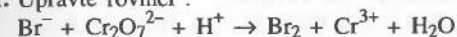
$$\begin{array}{cccc} -1 & +10 & +2 & +15 \\ +9 & & +17 & \end{array}$$

V našem případě je o 8 kladných nábojů na levé straně rovnice méně. Připsáním čísla 8 k H^+ náboje vyrovnáme.

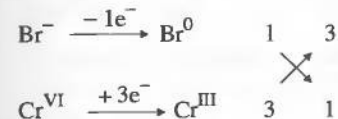
Konečný tvar rovnice je:



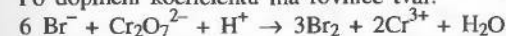
Příklad 1. Upravte rovnici :



Řešení:

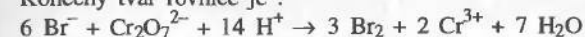


Po doplnění koeficientů má rovnice tvar:



Na levé straně je 8 záporných nábojů, na pravé straně 6 kladných nábojů. Náboje vyrovnáme připsáním čísla 14 před H^+ . Počet molekul vody bude 7.

Konečný tvar rovnice je :



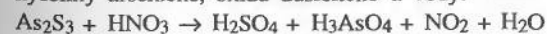
Procvičení: Řešte rovnice:

56. $I^- + MnO_4^- + H_2O \rightarrow IO_3^- + Mn(OH)_2 + OH^-$
57. $NO_2^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + NO + H_2O$
58. $I^- + SO_4^{2-} + H^+ \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$
59. $S_2O_3^{2-} + Cl_2 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + Cl^- + H^+$
60. $Al + NO_3^- + OH^- + H_2O \rightarrow [Al(OH)_4]^- + NH_3$
61. $MnO_4^- + Cl^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$
62. $Cr^{3+} + H_2O_2 + OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + H_2O$
63. $IO_3^- + SO_3^{2-} + H^+ \rightarrow I_2 + SO_4^{2-} + H_2O$
64. $Mn^{2+} + Ag_2O_2 + H^+ \rightarrow MnO_4^- + Ag^+ + H_2O$
65. $Sn^{2+} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow Sn^{4+} + Mn^{2+} + H_2O$
66. $Mn^{2+} + BiO_3^- + H^+ \rightarrow MnO_4^- + Bi^{3+} + H_2O$

I.2.2.5. Řešení složitějších redox rovnic :

A. Při některých chemických reakcích se **více prvků oxiduje nebo redukuje.**

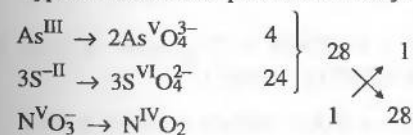
Např. sulfid arsenitý se rozpouští v kyselině dusičné za vzniku kyseliny sírové, kyseliny arseničné, oxidu dusičitého a vody.



Z rovnice vyplývá, že se oxiduje: $As_2^{III}S_3$ na $H_3^VAsO_4$
 S^{-II} na $S^{VI}O_4^{2-}$

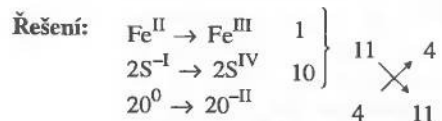
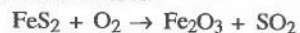
redukuje: $N^{V}O_3^-$ na $N^{IV}O_2$

Výpočet koeficientů provedeme běžným způsobem:



po dosazení a úpravě je konečný tvar rovnice :
 $\text{As}_2\text{S}_3 + 28 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_3\text{AsO}_4 + 28 \text{NO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

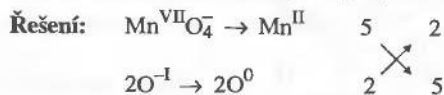
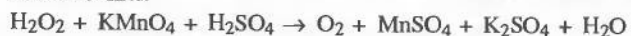
Příklad 1. Řešte rovnici:



Výsledný tvar rovnice po doplnění:
 $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$

B. Řešení redox rovnic za přítomnosti **peroxidů nebo peroxolátek**. Při řešení rovnic za přítomnosti peroxidů považujeme oxidační číslo kyslíku v peroxidech rovné $-1 - \text{O}^{-1}$.

Příklad: Řešte rovnici:



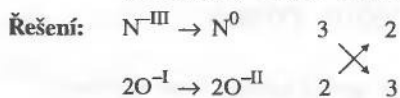
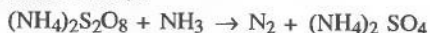
Konečný tvar rovnice je:



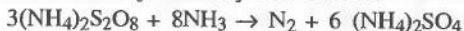
U peroxolátek předpokládáme oxidační číslo kyslíku -1 pouze u dvou atomů kyslíku.

Např.: $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ je peroxodisíran diamonný, 6 atomů $\text{O}^{-\text{II}}$, 2 atomy O^{-1} .
 $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_7$ je disíran diamonný, všech 7 atomů $\text{O}^{-\text{II}}$.

Příklad 3. Řešte rovnici:



Po dosazení je konečný tvar rovnice:

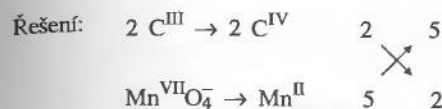


C. Řešení redox rovnic za přítomnosti **organické látky**:

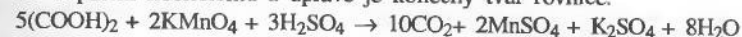
Při řešení redox rovnic za přítomnosti organických látek musíme určit „formální oxidační číslo“ uhlíku v organické látce. Pojem oxidačního čísla se u organických látek běžně nepoužívá, protože nevystihuje skutečný stav prvků ve sloučenině z elektronového hlediska.

Např.: formální oxidační číslo uhlíku v H COOH je C^{II} (protože obsahuje 2x $\text{O}^{-\text{II}}$ a 2x $\text{H}^{+\text{I}}$). U kyseliny šťavelové $(\text{COOH})_2$ vychází C^{III} .

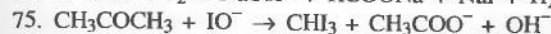
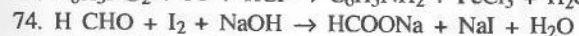
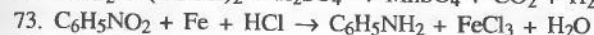
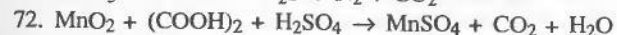
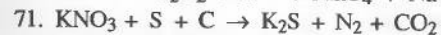
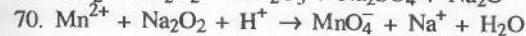
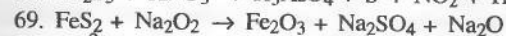
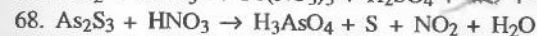
Příklad 4. $(\text{COOH})_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



Po doplnění koeficientů a úpravě je konečný tvar rovnice:



Procvičení: Řešte rovnice:



I.3. Základní výpočty.

I.3.1. Hmotnost atomů a molekul.

Základní pojmy:

Všechny prvky jsou seřazeny do periodické soustavy prvků podle vzrůstajícího protonového čísla.

Protonové číslo Z je dáno počtem protonů v atomovém jádře, je charakteristickou vlastností prvků a číselně odpovídá počtu elektronů v atomu prvku. Součet protonů a neutronů určuje **nukleonové číslo A**.

Neutronové číslo N je dáno počtem neutronů.

Platí vztah: $N = A - Z$

Například: A_ZX , konkrétně ${}^{12}_6C$ Z = 6, A = 12, N = 6

Látky složené z atomů, které mají stejná protonová a nukleonová čísla nazýváme **nuklidy**. Nuklidy, které mají stejná protonová čísla, ale rozdílná nukleonová čísla se nazývají **izotopy**.

Například chlor je tvořen dvěma izotopy ${}^{35}_{17}Cl$ a ${}^{37}_{17}Cl$

Izotopy prvku mají stejné chemické vlastnosti (jejich poměr je stálý, nezáleží na způsobu přípravy), ale rozdílné fyzikální vlastnosti.

Hmotnosti atomů.

Kdybychom při kvantitativním vyjadřování reakcí měli počítat se skutečnými hmotnostmi atomů nebo molekul, byly by výpočty velmi komplikované vzhledem k malým hmotnostem atomů prvků. (Například skutečná hmotnost jednoho atomu vodíku je $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg).

Proto byla zavedena **atomová hmotnostní jednotka u**, kterou definujeme jako $\frac{1}{12}$ hmotnosti atomu uhlíku ${}^{12}_6C$.

Platí: $m_u = \frac{1}{12} m({}^{12}_6C) \doteq 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Porovnáním hmotností jednotlivých nuklidů s hmotností m_u získáme **relativní atomové hmotnosti A_r** .

$$A_r(X) = \frac{m(X)}{m_u} \quad \begin{array}{l} A_r(X) = \text{relativní atomová hmotnost prvku X} \\ m(X) = \text{hmotnost prvku X} \\ m_u = \text{hmotnost atomové hmotnostní jednotky} \end{array}$$

Příklad 1. Vypočítejte $A_r(\text{Ag})$ jestliže víte, že $m(\text{Ag}) = 1,775 \cdot 10^{-25}$ kg.

Řešení:

$$A_r(\text{Ag}) = \frac{m(\text{Ag})}{m_u} = \frac{1,775 \cdot 10^{-25}}{1,660 \cdot 10^{-27}} = 107,8$$

$A_r(\text{Ag})$ se rovná 107,8.

Relativní atomové hmotnosti prvků jsou čísla bezrozměrná, jsou obsaženy ve všech chemických tabulkách.

Příklad 2. Výpočtem zjistěte, který prvek má hmotnost jednoho atomu $7,465 \cdot 10^{-26}$ kg.

Řešení:

$$\text{Dosazením do vztahu } A_r(X) = \frac{m(X)}{m_u} = \frac{7,465 \cdot 10^{-26}}{1,6605 \cdot 10^{-27}} = 44,95$$

V tabulkách A_r zjistíme, že jde o prvek **Scandium**.

Většina prvků se skládá ze dvou nebo více izotopů. Mezi **monoizotopické** patří B, F, Na, Al, P, Sc, Mn, As a další. Naopak Sn má 10 izotopů od ${}^{112}_{50}Sn$ do ${}^{124}_{50}Sn$. V současné době je známo 273 stabilních nuklidů a 56 radioaktivních. Podle procentového zastoupení (je konstantní) můžeme vypočítat **průměrnou relativní atomovou hmotnost**, kterou označujeme \bar{A}_r .

Příklad 3. Vypočítejte A_r chloru, jestliže víte, že izotopu

${}^{35}_{17}Cl$ je obsaženo 76 % a izotopu ${}^{37}_{17}Cl$ 24%.

Řešení:

$$A_r(\text{Cl}) = 35 \cdot \frac{75,4}{100} + 37 \cdot \frac{24,6}{100} = 35,453$$

Protože je A_r prvku definována jako poměr průměrné hmotnosti atomu prvku k $\frac{1}{12}$ hmotnosti nuklidu ${}^{12}_6C$, je hodnota \bar{A}_r totožná s A_r .

Relativní molekulová hmotnost M_r .

Je dána součtem A_r prvků obsažených ve sloučenině nebo víceatomové molekule prvků. Je opět veličinou poměrnou a proto bezrozměrnou.

Příklad 4. Vypočítejte $M_r P_4$.

Řešení: Fosfor tvoří čtyřatomovou molekulu, tzn. $A_r(\text{P})$ vynásobíme čtyřmi:

$$4 \cdot 30,97 = 123,88$$

$$M_r(\text{P}_4) = 123,88$$

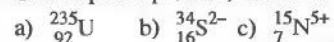
Příklad 5. Vypočítejte $M_r H_3PO_4$.

Řešení: je velmi jednoduché, v tabulkách nalezneme:

$$A_r(\text{H}) = 1,007 \quad A_r(\text{P}) = 30,973 \quad A_r(\text{O}) = 15,999$$

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot 1,007 + 30,973 + 4 \cdot 15,999 = 97,99$$

Procvičení: 1. Určete počet protonů, neutronů a elektronů:



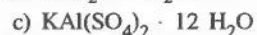
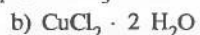
2. Vypočítejte hmotnost jednoho atomu Co $A_{r(\text{Co})} = 58,93$

3. Vypočítejte $A_{r(\text{Cu})}$ jestliže víte, že Cu má izotopy ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ kterého je 69,40 % a ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ kterého je 30,60 %.

4. Bor tvoří 2 izotopy: ${}^{10}_5\text{B}$ $A_r = 10,013$ a ${}^{11}_5\text{B}$ $A_r = 10,996$.

Vypočítejte procentové zastoupení obou izotopů, jestliže víte, že $A_{r(\text{B})} = 10,81$

5. Vypočítejte M_r a) KClO_3



I.3.2. Látkové množství, mol.

Množství dvou nebo více různých látek lze porovnávat na základě fyzikální veličiny - **látkové množství** (n).

Základní jednotkou je **1 mol**.

Definice, násobné a dílčí jednotky jsou uvedeny v 1. kapitole.

Látkové množství vypočítáme ze vztahu

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

n = látkové množství (počet mol)

m = hmotnost látky

M = molární hmotnost

Mezi další pojmy řadíme **Avogadrovu konstantu** N_A .

Je dána podílem počtu částí látky (N) a látkového množství (n)

$$N_A = \frac{N}{n} \quad \text{jednotkou je } \text{mol}^{-1} \quad N_A \doteq 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Tyto vztahy lze vyjádřit slovy :

1 mol jakékoliv látky obsahuje $6,023 \cdot 10^{23}$ částic N_A je dána počtem atomů obsažených ve 12 g izotopu ${}^{12}_6\text{C}$.

Příklad 1. a) Jaký je objem $9,034 \cdot 10^{23}$ molekul H_2 za standardních podmínek
b) Jaká je hmotnost tohoto množství?

Řešení: a) $n = \frac{N}{N_A} = \frac{9,034 \cdot 10^{23}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,5 \text{ mol}$

$$V = V_m \cdot n = 22,4 \cdot 1,5 = 33,6 \text{ dm}^3$$

$$\text{b) } m = n \cdot M = 1,5 \cdot 2 = 3 \text{ g}$$

Příklad 2. Máme 56 g plynného N_2 za standardních podmínek. Vypočítejte:

a) látkové množství

b) objem za standardních podmínek

c) kolik molekul je obsaženo v tomto množství

Řešení: a) $n = \frac{m}{M} = \frac{56}{28} = 2 \text{ moly}$

$$\text{b) } V = V_m \cdot n = 22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ dm}^3$$

$$\text{c) } N = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 12,046 \cdot 10^{23} = 1,2046 \cdot 10^{24}$$

Příklad 3. Kolik atomů Cu je obsaženo v 127 g Cu?

Řešení: Ze vztahu $N_A = \frac{N}{n}$ plyne, že $N = N_A \cdot n = N_A \cdot \frac{m}{M}$

$$\text{Po dosazení } N = 6,023 \cdot 10^{23} \cdot \frac{127}{63,5} = 1,2046 \cdot 10^{24}$$

Ve 127 g Cu je obsaženo $1,246 \cdot 10^{24}$ atomů.

Příklad 4. Jaká je hmotnost $6,023 \cdot 10^{21}$ molekul SO_2 ?

Řešení: Nejdříve vypočítáme n ze vztahu $n = \frac{N}{N_A}$

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{6,023 \cdot 10^{21}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 0,01 \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M = 0,01 \cdot 64 = 0,64 \text{ g}$$

Hmotnost je 0,64 g.

Molární hmotnost (M) vyjádřená v jednotkách $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ je číselně rovna relativní molekulové hmotnosti.

To znamená, že molární hmotnost H_3PO_4 je rovna $97,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ nebo-li 1 mol H_3PO_4 má hmotnost 97,99 g.

Příklad 5. Vypočítejte látkové množství 112 g CO.

Řešení: Dosazením do vztahu $n = \frac{m}{M} = \frac{112 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4 \text{ mol}$

112 g CO obsahuje 4 moly.

Příklad 6. Jaká je hmotnost 3 mol N_2 ?

Řešení: $m = n \cdot M = 3 \cdot 28 = 72 \text{ g}$

3 moly N_2 mají hmotnost 72 g.

Procvičení: 7. Určete n pro 30 g H_2 .

8. Určete hmotnost 5 mol $CaCO_3$.

9. Kolik molekul je obsaženo ve 22 g CO_2 ?

10. Jaká je hmotnost $6,023 \cdot 10^{22}$ molekul CaO ?

I.3.3. Avogadrův zákon.

Stejné objemy plynů za stejných stavových podmínek (p, T) obsahují stejný počet molekul.

Při standardních podmínkách ($p = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ a $T = 273,15 \text{ K}$) je objem jednoho molu plynu $22,41 \text{ dm}^3$.

Toto číslo se nazývá standardní molární objem V_m .

$$V_m = \frac{V}{n} = 22,41 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

V_m = standardní molární objem

V = objem plynu

n = počet molů

Příklad 1. Jaký je objem 220 g CO_2 za standardních podmínek?

Řešení: $M_{CO_2} = 44 \text{ g mol}^{-1}$ $n = \frac{220}{44} = 5 \text{ mol}$

$$V_m = \frac{V}{n} \text{ z toho } V = V_m \cdot n = 22,4 \cdot 5 = 112 \text{ dm}^3$$

220 g CO_2 zaujímá za standardních podmínek objem 112 dm^3 .

Řešení pomocí úměry: 1 mol CO_2 odpovídá $22,4 \text{ dm}^3$

44 g CO_2 $22,4 \text{ dm}^3$

220 g CO_2 x dm^3

x = 112 dm³

Příklad 2. Jaká je hmotnost 224 dm^3 NO za standardních podmínek?

Řešení: $n = \frac{V}{V_m} = \frac{224}{22,4} = 10 \text{ mol}$ $M_{NO} = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n = \frac{m}{M} \quad 10 = \frac{m}{30} \quad m = 300 \text{ g}$$

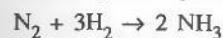
224 dm^3 NO má hmotnost 300 g.

Řešení pomocí úměry: $22,4 \text{ dm}^3$ NO . . . 30 g
 224 dm^3 NO x g

x = 300 g

Příklad 3. Kolik dm^3 NH_3 vznikne teoreticky reakcí 7 molů H_2 a dvou molů N_2 ?
Kolik dm^3 kterého plynu nezreagovalo?

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:



1 mol + 3 moly \rightarrow 2 moly

V našem případě:

2 moly + 6 molů \rightarrow 4 moly

Vznikají 4 moly NH_3 tj. $4 \cdot 22,4 = 89,6 \text{ dm}^3$ NH_3

Zbývá 1 mol H_2 tj. $22,4 \text{ dm}^3$ H_2 .

Poznámka: Při průmyslové výrobě probíhá tato reakce při tlaku 10 - 100 MPa a teplotě 425°C s poměrně nízkým stupněm konverze.

Procvičení: 4. Jaká je hmotnost 70 dm^3 NH_3 za standardních podmínek?

5. Jaký je objem 10 g H_2 za standardních podmínek?

6. Jaká je hmotnost 30 dm^3 Cl_2 za standardních podmínek?

b) Kolik molů tento objem obsahuje?

c) Kolik atomů chloru je v tomto množství obsaženo?

7. Brom je za standardních podmínek kapalina o

$\rho = 3,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

a) Vypočítejte objem 5 molů Br_2

b) Kolik atomů Br je v tomto množství obsaženo?

8. Za standardních podmínek spolu reagují 4 moly O_2 a 5 molů H_2 .

a) Kolik g H_2O reakcí vznikne?

b) Kolik molů které látky zbývá?

I.3.4. Výpočet obsahu prvků ve sloučenině. Hmotnostní zlomek a hmotnostní procenta.

Hmotnostní zlomek w je dán podílem hmotnosti látky obsažené ve sloučenině $m(A)$ a celkové hmotnosti sloučeniny $m(s)$.

$$w = \frac{m(A)}{M(s)} \quad m(s) = m(A) + m(B) + \dots + m(Z)$$

Častěji se používá vyjádření v procentech, které se nazývá hmotnostní procenta.

$$\text{hmotnostní procenta} = \frac{m(A)}{M(s)} \cdot 100$$

Příklad 1. Vypočítejte hmotnostní zlomek a hmotnostní procenta C a O v CO_2 .

Řešení: $w_C = \frac{12}{44} \doteq 0,27$, hmotnostní % C $\frac{12}{44} \cdot 100 \doteq 27\%$

$$w_O = \frac{2 \cdot 16}{44} \doteq 0,73$$
, hmotnostní % O $= \frac{32}{44} \cdot 100 \doteq 73\%$

Příklad 2. Vypočítejte hmotnostní procenta prvků v benzenu C_6H_6

Řešení: % C $= \frac{6 \cdot A_r(\text{C}) \cdot 100}{M_r(\text{C}_6\text{H}_6)} = \frac{6 \cdot 12}{78} \cdot 100 \doteq 92\%$

$$\% \text{H} = 100 - 92 \doteq 8 \%$$

Hmotnostní zlomek nebo hmotnostní procenta lze používat k výpočtu hmotnosti prvku obsaženého ve sloučenině.

Příklad 3. Kolik g Fe je obsaženo v 10 g Fe_2O_3 ?

Řešení I. V tabulkách nalezneme $A_{r(\text{Fe})} = 55,85$
 $A_{r(\text{O})} = 16$
 $M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,7$

$$w_{\text{Fe}} = \frac{2 \cdot 55,85}{159,7} = 0,6994$$

$$g_{\text{Fe}} = w \cdot m_{(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = 0,6994 \cdot 10 = 6,994 \text{ g}$$

V 10 g Fe_2O_3 je obsaženo 6,994 g Fe.

Řešení II. Výpočet úměrou:

$$\begin{array}{l} 159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \quad \dots \quad 2 \cdot 55,85 \text{ g Fe} \\ 10 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \quad \dots \quad x \text{ g Fe} \\ \hline x = 6,994 \text{ g Fe} \end{array}$$

Příklad 4. Kolik kg Zn je možno vyrobit ze 100 kg ZnS obsahující 10% hlušiny?

Řešení: $A_{r(\text{Zn})} = 65,4$, $A_{r(\text{S})} = 32,0$, $M_r(\text{ZnS}) = 97,4$
 Nejdříve vypočítáme kolik ZnS je obsaženo ve 100 kg rudy. Protože ruda obsahuje 10% hlušiny, budeme počítat dále s 90 kg ZnS.

$$w = \frac{65,4}{97,4} = 0,67, \quad m(\text{Zn}) = w \cdot m(\text{ZnS}) = 0,67 \cdot 90 = 60,43$$

Lze získat 60,3 kg Zn.

Další řešení: 97,4 kg ZnS $\dots \dots \dots$ 65,4 kg Zn
 90 kg ZnS $\dots \dots \dots$ x kg Zn

$$x = 60,3 \text{ kg Zn}$$

Příklad 5. Kolik % CuSO_4 bezvodé obsahuje $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$?

Řešení: $M_{\text{CuSO}_4} = 160 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $w = \frac{160}{250} = 0,64$, $M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 250 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Krystalický síran měďnatý obsahuje 64 % bezvodého CuSO_4 .

Další řešení: 250 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \dots \dots \dots$ 100 %
 160 g $\text{CuSO}_4 \dots \dots \dots$ x %

$$x = 64 \%$$

Příklad 6. Kolik g $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ lze získat krystalizací roztoku, ve kterém je obsaženo 71 g Na_2SO_4 ?

Řešení: $M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}} = 322 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 Výpočet řešíme jednoduchou úměrou:

$$\begin{array}{l} z 142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \text{ se z roztoku vyloučí } 322 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O} \\ z 71 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \quad \dots \quad x \text{ g} \end{array}$$

$$x = 161 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$$

Vyloučí se 161 g $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$

Další řešení: $x = \frac{71}{142} \cdot 322 = \underline{161 \text{ g}}$

V některých případech, zvláště u minerálů, které mají složitý vzorec, určíme procenta oxidů obsažených ve sloučenině.

Příklad 7. Vypočítejte procenta oxidů obsažených ve sloučenině vyjádřené sumárním vzorcem $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$

Řešení: Z poměrů prvků obsažených v této sloučenině odvodíme vzorec $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{SiO}_2$

$$w_{\text{CaO}} = \frac{M(\text{CaO})}{M(\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2)} = \frac{56}{56 + 102 + 120} = \frac{56}{278} = \underline{0,20}$$

Hmotnostní procenta CaO se rovnají 20 %.

$$\text{Obdobně vypočítáme hmotnostní procenta } \text{Al}_2\text{O}_3 = 36,7 \\ \text{SiO}_2 = 43,3$$

- Procvičení**
- Vypočítejte hmotnostní procenta prvků v Al_2O_3 .
 - Vypočítejte w_{Cl} v K AuCl_4 .
 - Kolik g Fe je obsaženo ve 100 g Fe_3O_4 ?
 - Kolik kg Pb je obsaženo v 150 kg PbS?
 - Vypočítejte, v kterém dusíkatém hnojivu je obsaženo nejvíce % dusíku?
(NH_4)₂SO₄ NH₄NO₃ KNO₃ CO(NH₂)₂
 - Kolik g N, H, S, O je obsaženo v 396 g (NH₄)₂SO₄?
 - Kolik g FeSO₄ bezvodého je obsaženo ve 139 g FeSO₄ · 7 H₂O?
 - Vypočítejte, kolik kg Cu je obsaženo v 250 kg rudy, která obsahuje 64 % Cu?
 - Kolik % vody je obsaženo v KCr(SO₄)₂ · 12 H₂O?
 - Vyjáďte procentové složení oxidů v MgSiO₃?

I.3.5. Výpočet empirického a molekulového vzorce.

Při kvantitativní analýze zjišťujeme relativní zastoupení prvků ve sloučenině, tzn. určíme empirický vzorec. Z molární hmotnosti stanovíme molekulový vzorec. Empirický vzorec udává poměr v počtu atomů prvků obsažených ve sloučenině. Koeficienty x, y, z v empirickém vzorci A_xB_yC_z můžeme vyjádřit:

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

Při výpočtu poměru x : y : z upravíme poměr zpravidla vydělením nejmenším číslem poměru. Získaná čísla určují počet jednotlivých prvků ve sloučenině. Tento postup vysvětlíme na konkrétním příkladě

Příklad 1. Analýzou bylo zjištěno, že sloučenina obsahuje 13,8 % N, 47,5 % O, 38,7 % K. Určete její vzorec

$$\text{Řešení: } x : y : z = \frac{\text{N}}{13,8} : \frac{\text{O}}{47,5} : \frac{\text{K}}{38,7} \\ = \frac{13,8}{14} : \frac{47,5}{16} : \frac{38,7}{39} \\ = 1 : 3 : 1$$

Vzorec sloučeniny je KNO₃.

Příklad 2. Analýzou bylo zjištěno, že sloučenina obsahuje 23,5 % Ca, 2,4 % H, 36,5 % P, 37,6 % O. Zjistěte vzorec této sloučeniny.

$$\text{Řešení: } \text{pro Ca} = \frac{23,5}{40} = 0,6 \quad \text{pro H} = \frac{2,4}{1} = 2,4 \\ \text{pro P} = \frac{36,5}{31} = 1,2 \quad \text{pro O} = \frac{37,0}{16} = 2,4$$

$$\text{Ca} : \text{H} : \text{P} : \text{O} = 1 : 4 : 2 : 4$$

Kombinací těchto poměrů je vzorec sloučeniny Ca(H₂PO₄)₂.

Příklad 3. Zjistěte vzorec sloučeniny, která obsahuje 30,7 % K, 25,2 % S, 44,1 % O₂.

$$\text{Řešení: } \text{pro K} = \frac{30,7}{39,1} = 0,78, \quad \text{pro S} = \frac{25,2}{32} = 0,78 \\ \text{pro O} = \frac{44,1}{16} = 2,8$$

Poměr prvků K : S : O = 0,8 : 0,8 : 2,8 tj. 1 : 1 : 3,5

Sloučenina tohoto složení však neexistuje, proto vynásobíme poměry prvků tak, aby vznikla celá čísla, v našem případě 2 a:

$$\text{K} : \text{S} : \text{O} = 2 : 2 : 7$$

Vzorec sloučeniny je K₂S₂O₇.

Příklad 4. Určete vzorec sloučeniny, jestliže víte, že obsahuje 11,2 % Al, 44,1 % Cl, 44,7 % H₂O.

$$\text{Řešení: } \text{Al} : \text{Cl} : \text{H}_2\text{O} = \frac{11,2}{27} : \frac{44,1}{35,5} : \frac{44,7}{18} = 0,41 : 1,24 : 2,48 \\ = 1 : 3 : 6$$

Vzorec sloučeniny je AlCl₃ · 6 H₂O

Příklad 5. Při analýze bylo zjištěno, že sloučenina obsahuje 85,8 % C a 14,2 % H. Molární hmotnost je $84 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Vypočítejte molekulový vzorec této sloučeniny.

Řešení:
$$\text{C} : \text{H} = \frac{85,8}{12} : \frac{14,2}{1} = 7,1 : 14,2 : = 1 : 2$$

Empirický vzorec je CH_2 $M = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

dále $\frac{84}{14} = 6$

znamená to tedy, že molekulový vzorec sloučeniny je C_6H_{12} .

Příklad 6. Spálením 1,45 g uhlovodíku vznikne 4,4 g CO_2 a 2,25 g H_2O . Určete molekulový vzorec této látky, jejíž $M = 58 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Řešení: $M_{(\text{CO}_2)} = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{(\text{C})} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M_{(\text{H}_2\text{O})} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{(\text{H})} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Nejdříve vypočítáme % C a H v uhlovodíku.

4,4 g CO_2 odpovídá $\frac{12}{44} \cdot 4,4 = 1,2 \text{ g C}$

$\frac{1,2}{1,45} \cdot 100 = 82,7 \text{ \% C}$

$\text{\% H} = 100 - 82,7 = 17,3$

$\text{C} : \text{H} = \frac{82,7}{12} : \frac{17,3}{1} = 6,9 : 17,3 = 1 : 2,5$

$M_{\text{uhlovodíku}} = 1 \cdot 12 + 2,5 \cdot 1 = 14,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Dále $x \cdot 14,5 = 58$ $x = 4$

Výsledný vzorec uhlovodíku je C_4H_{10} .

Procvičení: 25. Určete vzorec sloučeniny, jestliže víte, že analýzou bylo zjištěno, že obsahuje 47,9 % Zn a 52,1 % Cl.

26. Složení sloučeniny je 21,8 % Mg, 27,8 % P, 50,4 % O. Zjistěte vzorec této sloučeniny.

27. Analýzou bylo zjištěno, že složení této sloučeniny 20,7 % Fe, 39,4 % Cl, 39,9 % H_2O . Určete její vzorec.

28. Jaký bude vzorec sloučeniny o složení 42,4 % K, 15,2 % Fe, 19,6 % C, 22,8 % N?

29. Jaký molekulový vzorec má uhlovodík o molární hmotnosti $78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ jestliže víte, že hmotnost poměr C : H je 12 : 1?

30. Určete molekulový vzorec sloučeniny o složení:

40,0 % C, 6,6 % H, 53,4 % O. Molární hmotnost sloučeniny je $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

31. Jaký bude molekulový vzorec sloučeniny o složení 14,0 % K, 8,8 % Mg, 38,3 % Cl, 38,9 % H_2O ?

32. Určete vzorec organické sloučeniny obsahující uhlík, vodík a kyslík, jejíž spálením 0,4 g vznikne 0,75 g CO_2 a 0,46 g H_2O .

33. Pražením 1,75 g sulfidu železa bylo získáno 1,6 g Fe_2O_3 a 1,28 g SO_2 . Určete jeho vzorec.

34. Určete vzorec oxidu manganu, který v 2,96 g oxidu obsahuje 2,05 g Mn.

I.4. Roztoky.

Roztoky jsou homogenní dvou nebo více-složkové směsi látek. Za roztoky považujeme všechny směsi plynů, slitiny, nejčastěji se však setkáváme s roztoky pevných látek a kapalin v další kapalině (rozpuštědla). Kvantitativní poměry mezi jednotlivými složkami roztoku nazýváme **koncentrace roztoků**.

Způsoby vyjadřování složení roztoků.

Hmotnostní zlomek a hmotnostní procenta.

Objemový zlomek a objemová procenta.

Molární zlomek a molární procenta.

Molární (látková) koncentrace.

Molální koncentrace.

Další způsoby určení koncentrace roztoků.

I.4.1. Hmotnostní zlomek a hmotnostní procenta.

Hmotnostní zlomek (w) vyjadřuje poměr hmotnosti rozpuštěné látky k hmotnosti celého roztoku.

$w_A = \frac{m_A}{m_S}$	$m_A = \text{hmotnost rozpuštěné látky}$
	$m_S = \text{hmotnost roztoku}$
	$m_S = m_A + m_{H_2O}$

Příklad 1. Ve 100 g H_2O bylo rozpuštěno 20 g KOH. Vypočítejte hmotnostní zlomek KOH a H_2O .

Řešení:
$$w_{KOH} = \frac{m_{KOH}}{m_{KOH} + m_{H_2O}} = \frac{20}{120} = 0,166$$

protože $w_{KOH} + w_{H_2O} = 1$, $w_{H_2O} = 1 - 0,166 = 0,833$

Častěji se udávají **hmotnostní procenta** ($hm \cdot \%$), která udávají počet hmotnostních dílů rozpuštěné látky na 100 hmotnostních dílů roztoku. Roztok z příkladu 1. bude tedy obsahovat 16,6 % KOH a 83,3 % H_2O .

Příklad 2. Kolik g NaCl a g H_2O potřebujeme na přípravu 300 g 10 %ního roztoku NaCl?

Řešení: a) $w_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{m_S}$ $m_{NaCl} = m_S \cdot w = 300 \cdot 0,1 = \underline{30 \text{ g}}$

$300 - 30 = 270 \text{ g vody.}$

b) 100 g 10 %ního roztoku obsahuje . . . 10 g NaCl

300 g 10 %ního roztoku obsahuje . . . x g NaCl

$x = 30 \text{ g NaCl}$

Příklad 3. Kolik g 5 %ního roztoku $CuSO_4$ můžeme připravit z 25g $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$? Kolik g H_2O na přípravu tohoto roztoku potřebujeme?

Řešení: V tabulkách nalezneme:

$$M_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 250 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{CuSO_4} = 160 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Nejdříve vypočítáme kolik bezvodého $CuSO_4$ je obsaženo v 25g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

$$250 \text{ g } CuSO_4 \cdot 5H_2O \dots 160 \text{ g } CuSO_4$$

$$25 \text{ g } CuSO_4 \cdot 5H_2O \dots x \text{ g } CuSO_4$$

$$x = 16 \text{ g } CuSO_4$$

$$\text{Dále } w_{CuSO_4} = \frac{m_{CuSO_4}}{m_S}$$

$$m_S = \frac{m_{CuSO_4}}{w_{CuSO_4}} = \frac{16}{0,05} = \underline{320 \text{ g roztoku}}$$

$$\text{Potom } 320 - 25 = \underline{295 \text{ ml } H_2O}$$

- Procvičení:**
- 320 g roztoku obsahuje 80 g NaCl. Kolikaprocentní je to roztok?
 - Jaká bude koncentrace roztoku vyjádřená v %, rozpustíme-li 70 g NaCl v 500 g H_2O ?
 - Kolik g HCl je obsaženo v 1 dm^3 HCl 7 % ní?
 $\rho = 1,035 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
 - Kolik g $Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$ je nutno rozpustit v 1 dm^3 H_2O na přípravu 5 %ního roztoku?
($\rho = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$)
 - Kolik g $FeSO_4 \cdot 7 H_2O$ potřebujeme na přípravu 500 g 12 %ního roztoku?

I.4.2. Objemový zlomek a objemová procenta.

Objemový zlomek (Φ) vyjadřuje poměr objemu rozpuštěné látky a objemu celého roztoku.

$$\Phi = \frac{V_1}{V_r} \quad \begin{array}{l} V_1 = \text{objem rozpuštěné látky} \\ V_r = \text{objem roztoku} \end{array}$$

Objemová procenta = objemový zlomek · 100

Objem roztoku se mění s teplotou, proto na rozdíl od hmotnostních procent závisí **objemová procenta roztoku na teplotě!**

Příklad 1. 300 cm³ obsahuje 164 cm³ 100 %ního alkoholu. Jaká je objemová procentová koncentrace?

Řešení: $\Phi = \frac{164}{300} = 0,546$

objemová % alkoholu = 54,6 %

Roztok obsahuje 54,6 objemových procent alkoholu.

Příklad 2. Kolik dm³ alkoholu a kolik dm³ vody obsahuje 2,5 dm³ 39 %ního alkoholu?

Řešení: $\text{obj. \%} = \frac{V_1}{V_r} \cdot 100$

po dosazení : $39 = \frac{V_1}{2,5} \cdot 100$

$$V_1 = \frac{39 \cdot 2,5}{100} = \underline{0,975 \text{ dm}^3 \text{ alkoholu}}$$

$$2,5 - 0,975 = \underline{1,525 \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{O}}$$

Příklad 3. Směs plynů obsahuje 11 m³ CO, 9 m³ H₂, 4 m³ CO₂ a 6 m³ N₂. Vypočítejte objemová procenta jednotlivých složek ve směsi.

Řešení: Celkový objem směsi je 30 m³.

$$\text{obj. \% CO} = \frac{V_{\text{CO}}}{V_r} \cdot 100 = \frac{11}{30} \cdot 100 = \underline{36,6}$$

Podobně: obj. % H₂ = 30

$$\text{obj. \% CO}_2 = 13,3$$

$$\text{obj. \% N}_2 = \underline{20}$$

Procvičení: 6. Vypočítejte objemovou procentovou koncentraci alkoholu jestliže víte, že 200 cm³ obsahuje 40 cm³ 100 %ního alkoholu.

7. Kolik dm³ absolutního alkoholu je obsaženo v 5 dm³ 40 %ního alkoholu?

8. Směs plynu obsahuje 3 m³ CO, 2 m³ H₂ a 1 m³ CO₂. Vypočítejte objemovou procentovou koncentraci jednotlivých složek.

I.4.3. Molární zlomek (x) a molární procenta (mol. %).

Molární zlomek x_A určité složky A ve směsi můžeme definovat jako podíl látkového množství složky n_A a celkového látkového množství všech složek směsi n_S .

$$x_A = \frac{n_A}{n_S} \quad x_A = \text{číslo bezrozměrné}$$

Součet molárních zlomků všech složek se rovná 1.

Molární procenta udávají látkové množství dané složky na 100 molů směsi.

$$\text{mol} \cdot \% = x_A \cdot 100$$

Příklad 1. Vypočítejte molární zlomky a molární procenta jednotlivých složek ve směsi 32 g CH₃OH a 162 g H₂O

Řešení: Nejdříve určíme látkové množství jednotlivých složek.

$$\text{CH}_3\text{OH} \quad n = \frac{m}{M} = \frac{32}{32} = 1 \quad \underline{1 \text{ mol}}$$

$$\text{H}_2\text{O} \quad n = \frac{162}{18} = 9 \quad \underline{9 \text{ molů}}$$

Směs obsahuje 1 mol CH₃OH a 9 molů H₂O.

$$x_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{1}{10} = 0,1 \quad \underline{10 \text{ molárních \% CH}_3\text{OH}}$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{9}{10} = 0,9 \quad \underline{90 \text{ molárních \% H}_2\text{O}}$$

Roztok obsahuje 10 % molárních CH_3OH a 90 % molárních H_2O .

Příklad 2. Vypočítejte molární zlomek roztoku obsahujícího 10 g NaOH ve 100 g roztoku. Kolik molárních % NaOH roztok obsahuje?

Řešení: Ze složení roztoku vyplývá, že roztok obsahuje:
10 g NaOH a 90 g H_2O .

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{10}{40} = 0,25 \text{ molů}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{90}{18} = 5 \text{ molů} \quad n_s = 0,25 + 5 = 5,25 \text{ molů}$$

$$x_{\text{NaOH}} = \frac{0,25}{5,25} = 0,047$$

Roztok obsahuje 4,7 molárních % NaOH.

Z toho vyplývá, že molární % $\text{H}_2\text{O} = 95,3$

Příklad 3. Směs plynů se skládá z 66 g CO_2 a 28 g N_2 . Vypočítejte molární zlomky a molární % CO_2 a N_2 .

Řešení: $n_{\text{CO}_2} = \frac{66}{44} = 1,5$ $n_{\text{N}_2} = \frac{28}{28} = 1$ $n_s = 2,5$

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{n(\text{CO}_2)}{n_s} = \frac{1,5}{2,5} = 0,6 \quad x_{\text{N}_2} = \frac{1}{2,5} = 0,4$$

Směs se skládá ze 40 molárních procent N_2 a 60 molárních procent CO_2 .

Procvičrní: 9. V 1000 g vody je rozpuštěno 80 g NaNO_3 . Vypočítejte molární zlomek a molární % NaNO_3 .

10. 1000 g H_2SO_4 obsahuje 10 mol H_2SO_4 . Určete molární zlomek H_2SO_4 .

11. Kolik molárních % CO, H_2 a CO_2 obsahuje směs 300 g CO, 40 g N_2 a 125 g CO_2 .

I.4.4. Látková koncentrace (c_M molární koncentrace).

Látková koncentrace (c_M) udává látkové množství (počet molů) rozpuštěné látky v 1 l roztoku. Lze ji vyjádřit vztahem:

$$c_A = \frac{n_A}{V} \quad [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]$$

Protože $n_A = \frac{m_A}{M_A}$, pak platí $c_A = \frac{m_A}{M_A \cdot V}$

Dosud se někdy používá pro vyjadřování látkové koncentrace symbolu M a nazývá se **molaritou**.

Např.: $c(\text{KOH}) = 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ se vyjadřuje 2M KOH

Příklad 1. Kolik g NaOH potřebujeme na přípravu 2 l roztoku o $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$?

Řešení: $c_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}} \cdot V} \quad V = 2 \text{ l}$

$$M = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$0,1 = \frac{m}{40 \cdot 2}, \quad m = 8 \text{ g}$$

Je třeba navážít 8 g NaOH.

Výpočet lze provést zjednodušeně:

$$\text{na } 1 \text{ l}(\text{dm}^3) \quad 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot M_{\text{NaOH}} (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\text{na } 1 \text{ l} : \quad 1 \quad \cdot 40 = 40 \text{ g}$$

$$\text{na } 2 \text{ l} : 2 \cdot 0,1 \quad \cdot 40 = 8 \text{ g}$$

Příklad 2. Jaká je látková koncentrace roztoku, jestliže v 5 l roztoku je obsaženo 800 g NaOH?

Řešení: $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad m = 800 \text{ g} \quad V = 5 \text{ l}$

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{800}{40 \cdot 5} = 4 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Látková koncentrace NaOH je rovna $4 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Příklad 3. Jaký objem roztoku o $c = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ můžeme připravit z 340 g AgNO_3 ?

Řešení: $M_{\text{AgNO}_3} = 170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad c_{\text{AgNO}_3} = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$m_{\text{AgNO}_3} = 340 \text{ g}$$

$$c = \frac{340}{170 \cdot V}$$

$$V = \frac{340}{170 \cdot c} = \frac{340}{170 \cdot 0,5} = 4 \text{ l}$$

Lze připravit 4 l roztoku o $c = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Při výpočtech koncentrací roztoků hydrátů solí nejdříve přepočítáme hydrát na bezvodou sůl.

Příklad 4. Kolik g $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ potřebujeme na přípravu 2 l roztoku o $c = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Řešení: $c = \frac{m}{M \cdot V} \quad 0,2 = \frac{m}{160 \cdot 2} \quad m = \underline{64 \text{ g CuSO}_4}$

Přepočet na $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$:

$$160 \text{ g CuSO}_4 \dots 250 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$$

$$64 \text{ g CuSO}_4 \dots \dots x \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$$

$$x = 100 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$$

Zjednodušený výpočet:

V roztoku je $2 \cdot 0,2$ molu $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ tj.

$$0,4 \cdot 250 = 100 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$$

Při přípravě roztoků v chemických laboratořích používáme látky, které neobsahují 100 % žádané složky. Např. : roztoky kyseliny sírové, dusičné, chlorovodíkové a další.

Příklad 5. Jaká je látková koncentrace ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$) 20 %ní HCl?

Řešení: $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\rho = 1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
Nejdříve vypočteme hmotnost 1 l 20 %ní HCl.

$$m = V \cdot \rho = 1,1 \cdot 1000 = 1100 \text{ g}$$

Dále vypočítáme hmotnost rozpuštěného HCl:

$$m_{(\text{HCl})} = 1100 \cdot 0,2 = 220 \text{ g}$$

$$\text{Dále : } n = \frac{m}{M} = \frac{220 \text{ g}}{36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,03 \text{ molů}$$

Koncentrace 20 % ní HCl je $6,03 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Procvičení: 12. Jaká je látková koncentrace KOH, jestliže ve 2 l roztoku je obsaženo 56 g KOH?

13. Kolik g KOH potřebujeme na přípravu 3 l roztoku o $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$?

14. Jaký objem roztoku o $c = 2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ můžeme připravit z 224 g KOH?

15. Jaký objem roztoku o $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ lze připravit z 10 l plynného NH_3 jeho absorpcí ve vodě?

16. Kolik g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ potřebujeme na přípravu 0,5 l roztoku o $c = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$?

17. Vypočítejte látkovou koncentraci 25 % ního NaOH, $\rho = 1,27 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

18. Vypočítejte látkovou koncentraci 10 % ní H_3PO_4 , $\rho = 1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

19. Jaká je látková koncentrace 37 % ní HNO_3 $\rho = 1,23 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

20. Připravte 250 cm^3 NH_4OH o $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ z 26 % ního NH_4OH , $\rho = 0,904 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Kolik NH_4OH 26 % ního odměříme?

I.4.5. Molalita (μ).

Tento způsob označování koncentrace se v současné době příliš nepoužívá.

Molalita je definována jako podíl látkového množství látky a hmotnosti rozpouštědla.

$$\mu = \frac{n_A}{m_R} \quad [\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}]$$

To znamená, že molalita udává látkové množství látky rozpuštěné v 1000 g rozpouštědla. Není závislá na teplotě.

Příklad 1. Jaká je molalita roztoku připraveného rozpuštěním 53 g Na_2CO_3 v 250 g vody? $M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Řešení: $\mu = \frac{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,5}{0,25} = \underline{2 \text{ moly na } 1000 \text{ g H}_2\text{O}}$

Příklad 2. Jaká je molalita roztoku připraveného rozpuštěním 20 g NaOH v 500 g H₂O?

Řešení:
$$\mu = \frac{n_{\text{NaOH}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,5}{0,5} = 1$$

Roztok obsahuje 1 mol NaOH na 1000 g H₂O.

I.4.6. Přehled dalších způsobů určení koncentrace roztoků.

1. Roztoky nasycené při určité teplotě.

Jsou probrány v kapitole I.4.9. Krystalizace.

2. Roztoky normální.

V současné době nevyhovují zavedeným jednotkám SI.

3. Poměrná koncentrace.

Udává poměr objemů vody a kyseliny.

Např. HCl 1:1 znamená, že smícháme 1 díl (objem) HCl s 1 dílem (objemem) vody.

Získané koncentrace lze poměrně těžko přesně vypočítat.

Např. Připravte 1 l H₂SO₄ 1:4 - 200 ml H₂SO₄ koncentrované nalijeme do 800 ml H₂O.

4. Určení koncentrace roztoku pomocí hustoty Baumé.

Princip určení koncentrace:

Pomocí Baumeova hustoměru měříme hustotu Baumé, v tabulkách nalezneme hustotu vyjádřenou v hmotnostních procentech. Hustotu je nutno měřit při teplotě udané v tabulkách.

I.4.7. Přepočítání různých způsobů vyjádření koncentrace roztoků.

V chemických laboratořích se poměrně často setkáváme s nutností vyjádření koncentrace roztoků jiným způsobem než je zadáno. Nejčastěji přicházejí v úvahu:

- Přepočítání hmotnostních % na látkovou koncentraci.
- Přepočítání látkové koncentrace na hmotnostní %.
- Přepočítání hmotnostních % na molární %.
- Přepočítání objemových % na hmotnostní %.

A) Přepočítání hmotnostních % na látkovou koncentraci.

Příklad 1. Vypočítejte látkovou koncentraci 65 %ní HNO₃.

$$\rho = 1,392 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

Řešení: Hmotnost 1 l HNO₃ 65 % ní je $1000 \cdot 1,392 = 1392 \text{ g}$

Obsah 100 % ní HNO₃ v 65 %ní HNO₃:

$$m_{\text{HNO}_3} \text{ 100 \% ní} = w_{\text{HNO}_3} \cdot m_{\text{HNO}_3} \text{ 65 \% ní} = 0,65 \cdot 1392 = 904,8 \text{ g}$$

1 l HNO₃ 65 % ní obsahuje 904,8 g HNO₃ 100 % ní.

Výpočet látkové koncentrace:

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{M_{\text{HNO}_3}} = \frac{904,8}{63} = 14,36$$

65 % ní HNO₃ má látkovou koncentraci 14,36 mol · l⁻¹

B) Přepočítání látkové koncentrace na hmotnostní procenta.

Příklad 2. Vypočítejte, kolik hmotnostních procent obsahuje

HNO₃ o $c = 2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$, $\rho = 1,076 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Řešení:
$$w_{\text{HNO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{S}}}$$

m_{HNO_3} = hmotnost rozpuštěného HNO₃ v 1 l roztoku

$$= 2 \cdot 63 \text{ g} = 126 \text{ g HNO}_3$$

m_{S} = hmotnost 1 l, kterou vypočítáme takto:

$$m_{\text{S}} = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,076 = 1076 \text{ g}$$

$$\text{Po dosazení dostaneme } w_{\text{HNO}_3} = \frac{126}{1076} = 0,117$$

Kyselina dusičná o koncentraci 2 mol · l⁻¹ je 11,7 % ní.

Příklad lze vyřešit pomocí chemických tabulek nalezením koncentrace podle ρ_{HNO_3} .

C) Přepočítání hmotnostních procent na molární %.

Příklad 3. Směs plynů obsahuje 40 hm.% H₂, 50 hm.% CO a 10 hm.% N₂. Vypočítejte složení této směsi v molárních %.

Řešení: Pro zjednodušení výpočtů budeme počítat s 1000 g této směsi plynů.

Složení: 400 g H_2 500 g CO 100 g N_2

Dále vypočítáme látkové množství jednotlivých složek:

$$n_{H_2} = \frac{400}{2} = 200 \text{ mol} \quad n_{CO} = \frac{500}{28} = 17,8 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{100}{28} = 3,6 \text{ mol}$$

Směs plynů obsahuje celkem 221,4 molů.

$$\text{Potom: } x_{H_2} = \frac{200}{221,4} = 0,904 \quad 90,4 \text{ mol} \cdot \% H_2$$

$$x_{CO} = \frac{17,8}{221,4} = 0,08 \quad 8 \text{ mol} \cdot \% CO$$

$$x_{N_2} = \frac{3,6}{221,4} = 0,016 \quad 1,6 \text{ mol} \cdot \% N_2$$

Kontrola správnosti výsledku:

$$90,4 + 8,0 + 1,6 = 100$$

D) Přepočítání objemových % na hmotnostní % .

Příklad 4. Zjistěte hmotnostní % směsi plynů, které obsahují 80 obj.% CO a 20 obj.% H_2 .

Řešení: Příklad si zjednodušíme tím, že budeme uvažovat 100 l směsi, tzn., že směs obsahuje 80 l CO a 20 l H_2 .

$$\text{Potom pro CO platí: } \frac{80 \text{ l}}{22,4 \text{ l}} \cdot 28 \text{ g} = 100 \text{ g}$$

$$\text{pro } H_2 \text{ platí: } \frac{20 \text{ l}}{22,4 \text{ l}} \cdot 2 \text{ g} = 1,8 \text{ g}$$

$$\text{Dále: } \frac{100 \text{ g}}{101,8 \text{ g}} = 0,983 \quad 98,3 \text{ \% hm} \cdot \text{CO}$$

$$\frac{1,8 \text{ g}}{101,8 \text{ g}} = 0,017 \quad 1,7 \text{ \% hm} \cdot H_2$$

Procvičení: 21. Kolika % ní je roztok NaOH o koncentraci $c = 1,94 \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$?

22. Kolika % ní je roztok kyseliny octové o $c = 1,75 \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$?

23. Vypočítejte látkovou koncentraci HCl 8,2 % ní.

24. Jaká je látková koncentrace 59,7 % ní kyseliny octové?

25. Jaká je látková koncentrace $CuSO_4$, obsahuje-li 25 g $CuSO_4$ v 1000 ml roztoku?

26. Kolik cm^3 80 % ní H_2SO_4 potřebujeme na přípravu 1250 cm^3 H_2SO_4 o $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$?

27. Kolik cm^3 50 % ního NaOH potřebujeme na přípravu 1 l NaOH o $c = 0,25 \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$?

28. Směs plynů obsahuje 35 hmotnostních procent SO_2 , 20 hmotnostních % SO_3 , 10 hmotnostních % O_2 a 35 hmotnostních % N_2 . Vypočítejte molární % jednotlivých složek.

1.4.8. Ředění a směřování roztoků.

Při laboratorních pracích velmi často potřebujeme připravit roztok určité koncentrace z roztoku jiné koncentrace. Nejčastěji používáme:

- ředění roztoků dalším objemem rozpouštědla
- připrava roztoků smíšením roztoků různých koncentrací
- zvýšení koncentrace roztoku

Tyto úlohy řešíme pomocí :

- křížového (směšovacího) pravidla
- směšovací rovnice
- výpočty pomocí úměry

Jednotlivé postupy si ujasníme na jednoduchém příkladu :

Příklad: 1. Kolik vody musíme smíchat s 200 g 80 % ní H_2SO_4 , aby vznikla H_2SO_4 20 % ní?

1. **Řešení pomocí směšovacího pravidla:**

Zadáni, že budeme spolu míchat 80 % ní H_2SO_4 s vodou za vzniku

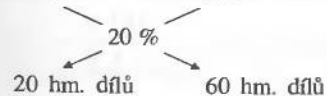
20 % ní H_2SO_4 zapiseme:

80 % 0 %

20 %

Dále odečteme křížem menší čísla od větších:

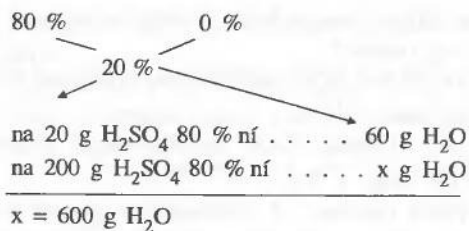
80 % 0 %



Dílní odpověď: na 20 hmotnostních dílů

H_2SO_4 80 % ní potřebujeme 60 hmotnostních dílů H_2O .

Po dosažení zadaného množství H_2SO_4 dostáváme konečný tvar směšovacího pravidla:



Na ředění 200 g H_2SO_4 80 %ní na 20 %ní potřebujeme 600 g H_2O .

Do směšovacího pravidla dosazujeme vždy hmotnostní množství!

2. Řešení pomocí směšovací rovnice:

Obecně vyjadřujeme tuto rovnici vztahem:

$$m_1w_1 + m_2w_2 + \dots + m_nw_n = (m_1 + m_2 + \dots + m_n)w$$

$m_1, m_2 \dots m_n$ = hmotnosti roztoků, které směšujeme
 $w_1, w_2 \dots w_n$ = hmotnostní zlomky rozpuštěné látky v jednotlivých roztocích

w = hmotnostní zlomek látky rozpuštěné ve výsledném roztoku

Pro náš příklad bude mít směšovací rovnice tvar:

$$m_1w_1 + m_2w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w$$

$m_1 = 0,2$ kg
 $m_2 = x$ kg
 $w_1 = 0,80$
 $w_2 = 0$
 $w = 0,20$

Po dosazení: $0,2 \cdot 0,80 + 0 \cdot x = (0,2 + x) \cdot 0,20$
 $x = 0,6$ kg

3. Řešení pomocí úměry.

Víme, že 200 g 80 %ní H_2SO_4 obsahuje 160 g 100 %ní H_2SO_4 .
 Vypočítáme, z jakého množství tvoří 160 g 20 %ní H_2SO_4 .

20 %	160 g
100 %	x g

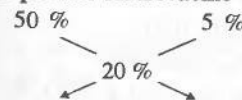
$x = 800$ g

800 g roztoku 20 %ní H_2SO_4 se skládá z 200 g 80 %ní H_2SO_4 a 600 g H_2O .

Při řešení příkladů použijeme ten způsob, který je nejjednodušší pro daný typ příkladu.

Příklad 2. Kolik g 5 %ního roztoku musíme přidat ke 100 g 50 %ního roztoku, aby vznikl roztok 20 %ní?

Řešení pomocí směšovacího pravidla.



15 g 50 %	30 g 5 %
100 g 50 %	x g 5 %

$x = 200$ g

Je třeba přidat 200 g 5 %ního roztoku.

Řešení pomocí směšovací rovnice.

$$m_1w_1 + m_2w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w$$

$m_1 = 100$ g
 $m_2 = x$ g
 $w_1 = 0,50$
 $w_2 = 0,05$
 $w = 0,20$

Po dosazení: $100 \cdot 0,50 + 0,05 \cdot x = (100 + x) \cdot 0,20$
 $x = 200$ g

Příklad 3. Připravte 220 g HNO_3 20 %ní z HNO_3 65 %ní a z HNO_3 10 %ní.

1. 65 % 10 %



10 hm.dílů	45 hm.dílů
↓ ↓	
55 hm.dílů	

Ze směšovacího pravidla vyplývá, že 20 %ní HNO_3 bude 55 hmotnostních dílů.

Z toho plyne:

na 55 g HNO_3 20 %ní potřebujeme	10 g HNO_3 65 %ní
na 220 g HNO_3 20 %ní potřebujeme	x g HNO_3 65 %ní

$x = 40$ g HNO_3 65 %ní

$$220 - 40 = 180 \text{ g HNO}_3 \text{ 10 \% n\acute{ı}}$$

Na přípravu 220 g HNO₃ 20 %ní potřebujeme 40 g HNO₃ 65 %ní
a 180 g HNO₃ 10 %ní.

$$2. \quad m_1 + m_2 = 220$$

$$m_1 w_1 + m_2 w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w$$

$$m_1 \cdot 0,65 + m_2 \cdot 0,10 = 220 \cdot 0,20$$

po dosazení $m_1 = 220 - m_2$ dostaneme:

$$m_2 = 180 \text{ g HNO}_3 \text{ 10 \% n\acute{ı}}, \quad m_1 = 40 \text{ g HNO}_3 \text{ 65 \% n\acute{ı}}$$

Příklad 4. Vypočítejte koncentraci H₂SO₄, která vznikla smíšením 120 g H₂SO₄ 96 %ní a 500 g H₂SO₄ 10 %ní.

$$\text{Řešení 2.} \quad m_1 = 120 \text{ g} \quad m_2 = 500 \text{ g}$$

$$w_1 = 0,96 \quad w_2 = 0,10 \quad w = x$$

$$\text{dosazením: } 120 \cdot 0,96 + 500 \cdot 0,10 = (120 + 500) \cdot x$$

$$x = 0,266$$

Smíšením vznikne H₂SO₄ 26,6 %ní.

Řešení 3. Vypočítáme množství H₂SO₄ 100 %ní v tomto roztoku. Celková hmotnost roztoku je 120 g + 500 g = 620 g

$$\text{dále } \frac{120 \cdot 96}{100} + \frac{500 \cdot 10}{100} = 165,2$$

$$100 \cdot \frac{165,2}{620} = 26,6$$

Příklad 5. Ze 100 kg 50 %ního roztoku bylo odpařeno 20 kg H₂O. Kolika %ní roztok vznikne?

Řešení: Po odpaření 20 kg vody má roztok hmotnost 80 kg, obsah soli je stále 50 kg, tedy:

$$50 \text{ kg soli} \dots\dots\dots 80 \text{ kg roztoku}$$

$$x \text{ kg soli} \dots\dots\dots 100 \text{ kg roztoku}$$

$$x = 62,5 \%$$

Po odpaření 20 kg vody je roztok soli 62,5 %ní.

Příklad 6. Jaká bude koncentrace 300 g roztoku 30 %ního, přidáme-li k němu 50 g soli?

Řešení: 300 g 30 %ního roztoku obsahuje 90 g soli. Přidáním 50 g bude ve 350 g roztoku obsaženo 140 g soli.

$$\% \text{ roztoku} = \frac{140 \text{ g soli}}{350 \text{ g roztoku}} \cdot 100 = 40$$

Roztok bude 40 %ní.

Příklad 7. Kolik g soli musíme přidat k 200 g 25 %ního roztoku, aby vznikl roztok 40 %ní?

$$\text{Řešení:} \quad m_1 w_1 + m_2 w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w$$

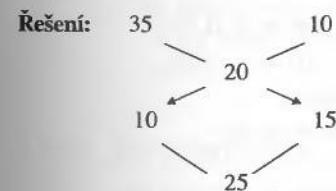
$$200 \cdot 0,25 + m_2 \cdot 100 = (200 + m_2) \cdot 0,40$$

$$m_2 = 50 \text{ g}$$

K roztoku musíme přidat 50 g soli.

Složitěji se řeší výpočty koncentrací, které jsou zadány v objemových množstvích.

Příklad 8. Kolik kg 35 %ní HCl a 10 %ní HCl potřebujeme na přípravu 10 l 20 %ní HCl? ρ HCl 20 %ní = 1,1 g · cm⁻³



Na 25 kg 20 %ní HCl 10 kg 35 %ní HCl

na 11 kg 20 %ní HCl x kg 35 %ní HCl

$$x = 4,4 \text{ kg HCl 35 \% n\acute{ı}}$$

HCl 10 %ní bude tedy třeba 6,6 kg

$$11 \text{ kg 20 \% n\acute{ı} HCl} \text{ má objem } V = \frac{11}{1,1} = 10 \text{ l}$$

V případě, že chceme vypočítat objemy 35 %ní a 10 %ní HCl, postupujeme takto:

$$\rho_{35\% \text{ HCl}} = 1,17 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \quad \rho_{10\% \text{ HCl}} = 1,05 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$V = \frac{m}{\rho} \quad \text{pro } 35\% \text{ ní HCl} \quad \frac{4,4}{1,17} = 3,76 \text{ l}$$

$$\text{pro } 10\% \text{ ní HCl} \quad \frac{6,6}{1,05} = 6,24 \text{ l}$$

Příklad 9. Kolik g H_2O musíme odpařit z 1 kg 10 % ního roztoku, aby vznikl roztok 35 % ní?

Řešení: 1000 g 10 % ního roztoku obsahuje 100 g rozpuštěné látky
dále: 1000 g 35 %
x g 100 %

x = 285 g

V 285 g 35 % ního roztoku je obsaženo 100 g rozpuštěné látky. Z toho vyplývá, že:

1000 g původní hmotnost roztoku
- 285 g hmotnost roztoku po odpaření
715 g hmotnost vody, kterou musíme odpařit

Příklad 10. Kolik kg 96 % ní H_2SO_4 a 64 % ní H_2SO_4 potřebujeme pro přípravu 50 kg 92 % ní H_2SO_4 ?

Řešení: 100 kg 96 % ní H_2SO_4 obsahuje 96 kg 100 % ní H_2SO_4
100 kg 64 % ní H_2SO_4 obsahuje 64 kg 100 % ní H_2SO_4
k přípravě 1 kg 92 % ní H_2SO_4 potřebujeme:
x kg 96 % ní H_2SO_4 a (1 - x) kg 64 % ní H_2SO_4
 $x \cdot 0,96 + (1 - x) \cdot 0,64 = 1 \cdot 0,92$
 $x = 0,875 \text{ kg } 96\% \text{ ní} \quad 1 - x = 0,125 \text{ kg } 64\% \text{ ní}$
Protože připravujeme 50 kg 92 % ní H_2SO_4 , uvedené výsledky vynásobíme 50ti.
 $0,875 \cdot 50 = 43,75 \text{ kg } 96\% \text{ ní } \text{H}_2\text{SO}_4$
 $0,125 \cdot 50 = 6,25 \text{ kg } 64\% \text{ ní } \text{H}_2\text{SO}_4$

Příklad 11. Kolika % ní roztok získáme smícháním 15 kg 28 % ního roztoku NaOH, 8 kg 12 % ního roztoku NaOH a 20 kg vody?

Řešení: $m_1 w_1 + m_2 w_2 + m_3 w_3 = (m_1 + m_2 + m_3) \cdot w$
 $m_1 = 15 \text{ kg} \quad m_2 = 8 \text{ kg} \quad m_3 = 20 \text{ kg}$
 $w_1 = 0,28 \quad w_2 = 0,12 \quad w_3 = 0 \quad w = x$

$$w = \frac{15 \cdot 0,28 + 8 \cdot 0,12 + 20 \cdot 0}{15 + 8 + 20} = 0,12$$

Získáme 12 % ní roztok NaOH.

- Procvičení:** 29. Kolik g vody musíme přidat k 500 g 40 % ní H_2SO_4 , aby vznikla H_2SO_4 15 % ní
30. Bylo smícháno 150 g 40 % ní HNO_3 s 350 g 10 % ní HNO_3 . Kolika % ní HNO_3 vznikne?
31. 50 ml 96 % ní H_2SO_4 bylo smícháno s 200 ml H_2O . Kolika % ní H_2SO_4 vznikne?
 $\rho_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 96\%}} = 1,8406 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$
32. Kolik g vody musíme odpařit z 500 g 12 % ního roztoku, aby vznikl roztok 20 % ní?
33. Kolik vody musíme přilít k 250 g 25 % ního roztoku, aby vznikl roztok 5 % ní?
34. Jaké množství 25 % ní HCl ($\rho = 1,125 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$) potřebujeme na přípravu 2 l 10 % ní HCl?
35. Vypočítejte kolika % ní HNO_3 vznikne smícháním 1 l vody a 500 ml 32 % ní HNO_3 ($\rho = 1,2 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$).
36. Jaká bude koncentrace H_2SO_4 , která vznikne smíšením 6 kg H_2SO_4 96 % ní a 25 kg H_2SO_4 10 % ní?
37. Kolik g soli musíme přidat k 1 kg 15 % ního roztoku, aby vznikl roztok 20 % ní?
38. Kolik g vody potřebujeme odpařit z 250 g 4,2 % ního roztoku soli, aby vznikl roztok 5 % ní?

I.4.9. Krystalizace. Příprava nasycených roztoků při určité teplotě.

Krystalizace je děj, při kterém se vylučuje látka rozpuštěná v roztoku.,
Roztok obsahující maximální množství rozpuštěné látky při určité teplotě se nazývá **roztok nasycený**. Koncentrace se určuje většinou gramy rozpuštěné látky ve 100 g vody nebo 100 g roztoku.

Nenasycené roztoky obsahují menší množství rozpuštěné látky než je možné rozpustit při určité teplotě.

Přesycené roztoky naopak obsahují více látky než odpovídá rozpustnosti látky při určité teplotě. Vznikají ochlazením roztoků, jsou velmi nestabilní, působením krystalizačních zárodků dochází k intenzivnímu vylučování krystalů. Některé látky však nelze izolovat ze svých roztoků krystalizací, např. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, chceme-li získat tuto látku, musíme roztok odpařit do sucha.

Krystalizaci provádíme:

- a) ochlazením roztoků
 - b) odpařením rozpouštědla za běžné nebo vyšší teploty
 - c) změnou rozpouštědla dochází k tzv. vysolování
- Podle techniky provádění krystalizace v laboratořích rozlišujeme krystalizaci:

- a) rušenou
- b) volnou

Hodnoty rozpustnosti látek jsou uvedeny:

- a) v tabulkách rozpustnosti
- b) v křivkách rozpustnosti

Krystalizace se používá při čištění látek, popř. dělení směsí látek.

Příklad 1. Rozhodněte pomocí údajů uvedených v tabulkách rozpustností zda jde o roztoky nasycené nebo nenasycené.

- a) ve 100 g vody bylo rozpuštěno 30 g KCl při 20°C.

Řešení: v tabulkách rozpustnosti je uvedeno, že ve 100 g vody se při 20 °C rozpustí 34 g KCl.

Závěr: roztok je nenasycený.

- b) ve 100 g roztoku je obsaženo při 20°C 30 g KCl.

Řešení: z další tabulky odečtete, že nasycený roztok KCl obsahuje při 20°C 25,5 g KCl na 100 g roztoku.

Závěr: roztok je nasycený.

Příklad 2. Kolik g vody je třeba na rozpuštění 73 g Ba(NO₃)₂ na roztok nasycený při 50°C?

Řešení: z tabulky, ve které jsou uvedeny g rozpuštěné látky ve 100 g vody odečteme: 17,1 g Ba(NO₃)₂ se rozpustí ve 100 g H₂O při 50°C.

Potom: 17,1 g Ba(NO₃)₂ . . . 100 g vody
73 g Ba(NO₃)₂ x g vody

$$x = 427 \text{ g}$$

Rozpuštěním 73 g Ba(NO₃)₂ v 427 g vody vznikne při 50°C nasycený roztok.

Příklad 3. Kolik g Ba(NO₃)₂ potřebujeme na přípravu 500 g roztoku nasyceného při 50°C?

Řešení: V tabulce rozpustnosti, ve které jsou uvedeny g rozpuštěné látky ve 100 g roztoku odečteme, že rozpustnost Ba(NO₃)₂ při 50°C je 14,6 g ve 100 g roztoku.

Dále: 100 g roztoku 14,6 g Ba(NO₃)₂
500 g roztoku x g Ba(NO₃)₂

$$x = 73 \text{ g Ba(NO}_3)_2$$

Porovnáním výsledků v příkladech 2. a 3. potvrzujeme správnost údajů uváděných v různých tabulkách rozpustnosti.

Příklad 4. Kolik g H₂O a KCl potřebujeme na přípravu 500 g roztoku nasyceného při 20°C? Kolika % má roztok KCl vznikne?

Řešení: V tabulkách rozpustnosti odečteme, že 100 g roztoku KCl nasyceného při 20°C obsahuje 25,5 g KCl, tzn.

25,5 g KCl 100 g roztoku

x g KCl 500 g roztoku

$$x = 127,5 \text{ g KCl}$$

$$500 - 127,5 = 372,5 \text{ g H}_2\text{O}$$

Koncentrace roztoku je 25,5 hmotnostních % KCl.

Příklad 5. Kolik g CuSO₄·5H₂O je obsaženo ve 200 g roztoku CuSO₄ nasyceného při 50°C?

Řešení: Z tabulek rozpustnosti odečteme:

ve 100 g roztoku je při 50°C rozpuštěno 25,1 g CuSO₄

ve 200 g roztoku to bude 50,2 g CuSO₄.

Bezvodý CuSO₄ převedeme na pentahydrát:

160 g CuSO₄ . . . 250 g CuSO₄ · 5H₂O

50,2 g CuSO₄ x g CuSO₄ · 5H₂O

$$x = 78,2 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Roztok obsahuje 78,2 g CuSO₄ · 5H₂O.

Příklad 6. Kolik g H₃BO₃ se vyloučí z 500 g roztoku nasyceného při 50°C ochlazením na 20°C?

Řešení: Z tabulek rozpustnosti odečteme:

rozpustnost H₃BO₃ při 50°C je 10,4 g ve 100 g roztoku

rozpustnost H₃BO₃ při 20°C je 4,9 g ve 100 g roztoku

tzn., že při 20°C dojde k vyloučení 10,4 g – 4,9 g = 5,5 g H₃BO₃ ze 100 g roztoku.

Z 500 g roztoku to bude 5x více tj. 27,5 g H₃BO₃.

Příklad 7. Kolik g vody potřebujeme na rozpuštění 102 g KCl na roztok nasycený při 20°C?

Řešení: V tabulce rozpustnosti odečteme:

při 20°C se rozpustí 34 g KCl ve 100 g H₂O
 potom 102 g KCl ve x g H₂O

$$x = 300 \text{ g H}_2\text{O}$$

Na rozpuštění 102 g KCl na roztok nasycený při 20°C potřebujeme 300 g H₂O.

Příklad 8. Máme 200 g 5 % nho roztoku K₂SO₄. Kolik H₂O musíme odpařit, abychom získali roztok nasycený při 20°C?

Řešení: 100g roztoku obsahuje 5 g K₂SO₄
 100 g nasyceného roztoku 10 g K₂SO₄
 x g nasyceného roztoku 5 g K₂SO₄

$$x = 50 \text{ g nasyceného roztoku}$$

tj. odpařit 50 g H₂O ze 100 g roztoku a tedy 100 g H₂O z 200 g roztoku.

nebo

200 g 5 % roztoku obsahuje 10 g K₂SO₄
 100 g nasyceného roztoku 10 g K₂SO₄

nutno odpařit 100 g H₂O

Příklad 9. Rozpustnost KBr je při 20°C 66 g na 100 g H₂O. Kolika % ní je tento roztok?

Řešení: $m_{\text{KBr}} + m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{roztoku}}$

$$66 \text{ g} + 100 \text{ g} = 166 \text{ g roztoku}$$

Potom: 66 g KBr 166 g roztoku

x g KBr 100 g roztoku

$$x = 39,75 \text{ g KBr ve 100 g roztoku}$$

Roztok je 39,75 % ní.

Další řešení: $\% = \frac{m_{\text{KBr}}}{m_{\text{roztoku}}} \cdot 100 = \frac{66}{166} \cdot 100 = 39,75$

Procvičení: 39. Rozhodněte pomocí tabulek rozpustnosti, zda je roztok nasycený nebo nenasycený.

- a) v 200 g H₂O je rozpuštěno 3,5 g PbO₂ při 50°C
 b) v 200 g roztoku je obsaženo 3,2 g PbO₂ při 50°C
 40. Ve 300 g H₂O je rozpuštěno 150 g NH₄Cl při 50°C.
 b) v 300 g roztoku je 150 g NH₄Cl při 50°C

- Určete, zda jsou roztoky nasycené nebo nenasycené.
 41. Z jakého množství nasyceného roztoku CuSO₄ při 100°C můžeme získat 254 g CuSO₄·5H₂O ochlazením na 20°C?
 42. Kolik g KI potřebujeme na přípravu 1000 g roztoku nasyceného při 50°C?
 43. Kolik g KMnO₄ se rozpustí v 500 g H₂O na nasycený roztok při 20°C?
 44. Kolik g BaCl₂·2H₂O se vyloučí z 354 g nasyceného roztoku při 100°C ochlazením na 20°C?
 45. Kolik g NH₄Cl lze získat ochlazením 200 g roztoku nasyceného při 100°C na 20°C?
 46. Jaké množství vody potřebujeme na rozpuštění 560 g KOH na roztok nasycený při 50°C?
 47. Jaké množství Na₂SO₄·10H₂O musíme rozpustit v 500 g H₂O, aby vznikl roztok nasycený při 20°C?
 48. Kolik g NaCl a H₂O potřebujeme na přípravu 200 g nasyceného roztoku NaCl při 20°C?
 49. Jaká je koncentrace vyjádřená v hmotnostních % u roztoku HgCl₂ nasyceného při 50°C?
 50. Kolik g CaCO₃ je rozpuštěno ve 100 l vody při 20°C?
 51. Kolik g FeSO₄·7H₂O se vyloučí z 500 g roztoku nasyceného při 50°C ochlazením na 20°C?

Poznámka: Je možné, že hodnoty uvedené v tabulkách rozpustnosti se budou lišit. K uvedeným příkladům byly použity údaje z „Laboratomích tabulek“ od Ing. K.Andrlíka, vydané SPN.

I.5. Výpočty podle chemických rovnic

Průběh chemických reakcí vystihují chemické rovnice. Každá chemická rovnice vystihuje chemickou reakci nejen kvalitativně, ale i kvantitativně, protože určuje hmotnostní poměry látek, které do reakce vstupují a z reakce vystupují.

Na příklad: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 2 moly + 1 mol = 1 mol + 2 moly
 2.56 g + 98 g = 174 g + 2.18 g

Z rovnice vyplývá, že na neutralizaci 112 g KOH potřebujeme 98 g 100 % ní H_2SO_4 a reakcí vznikne 174 g K_2SO_4 a 36 g H_2O .

Základní pravidla pro výpočty.

1. Chemickou reakci vyjádříme vyřešenou chemickou rovnicí.
2. U látek, které se zúčastní reakce, zapíšeme molární hmotnosti.
3. Na základě těchto údajů příklad numericky vyřešíme.

Příklad 1. Kolik g NaCl potřebujeme na přípravu 28,6 g AgCl srážením roztoku chloridu sodného roztokem dusičnanu stříbrného?

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:

1. $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
2. $58,5 \text{ g.mol}^{-1} \quad 143,3 \text{ g.mol}^{-1}$
3. $58,5 \text{ g NaCl} \dots\dots\dots 143,3 \text{ g AgCl}$
 $x \text{ g NaCl} \dots\dots\dots 28,6 \text{ g AgCl}$

$$\underline{x = 11,7 \text{ g NaCl}}$$

Je třeba 11,7 g NaCl.

Další řešení: Použijím vztahu: $\frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{m_{\text{AgCl}}}{M_{\text{AgCl}}}$

$$\frac{x}{58,5} = \frac{28,6}{143,3}$$

$$\underline{x = 11,7 \text{ g NaCl}}$$

Další řešení: Z kapitoly I.3.2. víme, že $n = \frac{m}{M}$. V našem příkladě vlastně vypo-

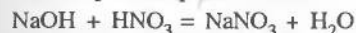
čítáme látkové množství:

$$\frac{m_{\text{AgCl}}}{M_{\text{AgCl}}} = \frac{28,6}{143,3} = 0,2$$

Z toho vyplývá, že spotřeba NaCl musí být opět $58,5 \cdot 0,2 = 11,7 \text{ g}$

Příklad 2. Kolik g NaOH 25 % ního potřebujeme na neutralizaci 126 g 65 % ní HNO_3 ?

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:



40 g 63 g

Dále spočítáme kolik g HNO_3 100 % ní je obsaženo v 126 g 65 % ní HNO_3 .

$$\begin{array}{r} 126 \text{ g} \dots\dots\dots 65 \% \\ x \text{ g} \dots\dots\dots 100 \% \end{array}$$

$$\underline{x = 81,9 \text{ g HNO}_3 \text{ 100 \% ní}}$$

Potom: 63 g $\text{HNO}_3 \dots\dots\dots 40 \text{ g NaOH 100 \%}$

81,9 g $\text{HNO}_3 \dots\dots\dots x \text{ g NaOH 100 \%}$

$$\underline{x = 52 \text{ g NaOH 100 \% ního}}$$

Protože je NaOH 25 % ní, bude ho třeba 4x více, tj. 208 g.

Příklad 3. Kolik g Na_2SO_4 a $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ potřebujeme na přípravu 93,4 g BaSO_4 ?

Řešení: Reakce: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4 + \text{NaNO}_3$

142,0 261,4 233,4

$$\frac{m_{\text{BaSO}_4}}{M_{\text{BaSO}_4}} = \frac{m_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2}}{M_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2}} = \frac{93,4}{233,4} = \frac{x}{261,4}$$

$$\underline{x = 104,6 \text{ g Ba}(\text{NO}_3)_2}$$

Obdobně vypočítáme množství Na_2SO_4 .

$$\underline{x = 56,8 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}$$

Příklad 4. Kolik g 34 % ní HCl potřebujeme na přípravu 149 g KCl?

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:



36,5 g 56 g 74,5 g 18 g

36,5 g HCl 100 % 74,5 g KCl

x g HCl 100 % 149, g KCl

$$\underline{x = 73,0 \text{ g HCl 100 \% ní}}$$

Přepočítání 100 % ní HCl na HCl 34 % ní:
 73,0 g HCl 100 % HCl
 x g HCl 34 % HCl
 x = 214,7 g HCl 34 % ní

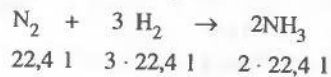
- Procvičení:**
1. Kolik g H_2SO_4 96 % ní potřebujeme na neutralizaci 100 g 30 % ního NaOH?
 2. Kolik ml 10 % ní HCl ($\rho = 1,05 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$) potřebujeme na rozklad 20 g $Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O$?
 3. Kolik g Cr_2O_3 a N_2 vznikne termickým rozkladem 50,4 g $(NH_4)_2Cr_2O_7$?
 4. Kolik gramů Cu $(NO_3)_2 \cdot 3 H_2O$ můžeme připravit rozpuštěním 13 g Cu v 20 % ní HNO_3 ?
Kolik g této kyseliny potřebujeme?
 5. Kolik g CaO a g CO_2 můžeme získat rozkladem 500 g $CaCO_3$?
 6. Vypočítejte množství Fe a 90 % ní H_2SO_4 v g potřebné na přípravu 139 g $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.
 7. Z 31,3 g slitiny stříbra bylo získáno 3,31 g AgCl. Kolik % Ag slitina obsahuje?
 8. Kolik g SO_2 vznikne rozpuštěním 30 g Cu v koncentrované H_2SO_4 ?
 9. Kolika % ní je roztok $AgNO_3$, když z 400 g tohoto roztoku bylo působením KI vysráženo 70,3 g AgI?
 10. Kolik g $KClO_3$ potřebujeme na přípravu 100 g O_2 ?

I.5.1. Výpočty objemů plynů vznikajících při chemických reakcích.

V této kapitole budeme řešit výpočty objemů plynů za standardních podmínek, i když některé reakce probíhají za těchto podmínek poměrně obtížně. V kapitole I.6. procvičíme příklady při různé teplotě, tlaku i změnách objemů.
 Základní údaj: 1 mol plynu zaujímá za standardních podmínek objem 22,41 l.

Příklad 1. Kolik l N_2 a H_2 teoreticky potřebujeme na přípravu 224 l NH_3 ?
 K výpočtu můžeme použít několik způsobů:

Řešení: a) reakce probíhá podle rovnice:



Z toho vyplývá, že 22,4 l N_2 44,8 l NH_3
 x l N_2 224 l NH_3

$$x = 112 \text{ l } N_2$$

Obdobně vyřešíme objemové množství $H_2 = 336 \text{ l}$.

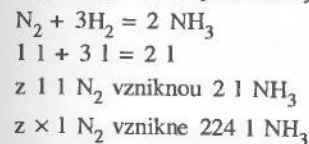
Řešení: b) Z reakce vyplývá, že

$$n(N_2) = \frac{n(NH_3)}{2}, \text{ a proto} \quad \frac{V(N_2)}{V_M} = \frac{V(NH_3)}{2 \cdot V_M} \text{ a tedy}$$

$$V(N_2) = \frac{V(NH_3)}{2} \quad V(N_2) = \frac{224}{2} = 112 \text{ l}$$

Obdobně řešíme $V(H_2)$.

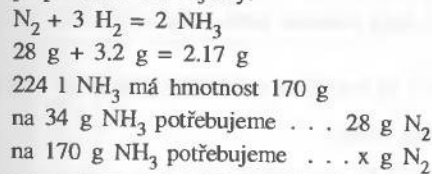
Řešení: c) Výpočet je velmi jednoduchý:



$$x = 112 \text{ l } N_2$$

Obdobně počítáme l H_2 .

Řešení: d) Nejdříve vypočítáme hmotnosti dusíku a vodíku a tato množství pak přepočítáme na objemy.



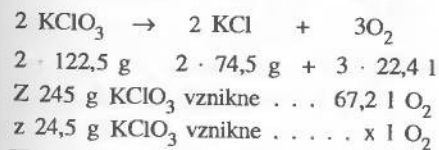
$$x = 140 \text{ g } N_2$$

$$n = \frac{140}{28} = 5 \text{ molů } N_2 \quad V_{N_2} = 22,4 \times 5 = 112 \text{ l}$$

Stejně vypočítáme objem H_2 .

Příklad 2. Kolik l O_2 vznikne rozkladem 24,5 g $KClO_3$?
 Kolik g KCl reakcí vznikne?

Řešení: Je možno řešit několika způsoby. Doporučený postup: Reakce probíhá podle rovnice:



$$x = 6,72 \text{ l } O_2$$

Rozkladem 24,5 g KClO_3 vznikne 6,72 l O_2 měřeno za standardních podmínek.

Výpočet množství KCl v g:

$$245 \text{ g } \text{KClO}_3 \dots\dots\dots 149 \text{ g KCl}$$

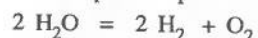
$$24,5 \text{ g } \text{KClO}_3 \dots\dots\dots x \text{ g KCl}$$

$$x = 14,9 \text{ g KCl}$$

Reakcí vznikne 14,9 g KCl.

Příklad 3. Kolik l H_2 a O_2 můžeme získat elektrolýzou 1 dm³ H_2O ?

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:



$$2 \cdot 18 \text{ g} = 2,22,4 \text{ l} + 22,4 \text{ l}$$

Výpočet objemu H_2 :

$$\text{z } 36 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \text{ vznikne } \dots\dots\dots 44,8 \text{ l } \text{H}_2$$

$$\text{z } 1000 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \text{ vznikne } \dots\dots\dots x \text{ l } \text{H}_2$$

$$x = 1,244 \text{ l } \text{H}_2$$

Podle rovnice vznikne poloviční objem O_2 tj. 622 l O_2 .

Elektrolýzou 1 dm³ H_2O získáme 1244 l H_2 a 622 l O_2 .

Příklad 4. Kolik g CaO a dm³ CO_2 lze získat termickým rozkladem 500 g CaCO_3 ?

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:



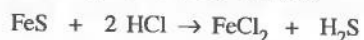
$$100 \text{ g} \quad 56 \text{ g} \quad 22,4 \text{ l}$$

Běžným výpočtem zjistíme, že z 500 g CaCO_3 vznikne $5 \cdot 56 = 280 \text{ g CaO}$

$$\text{a } 5 \cdot 22,4 \text{ l} = 112 \text{ l } \text{CO}_2.$$

Příklad 5. Kolik l H_2S vznikne a kolik ml HCl 20 % ní potřebujeme na rozklad 220 g FeS? Kolik g FeCl_2 reakcí vznikne? $\rho_{20\% \text{ ní HCl}} = 1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:



$$88 \text{ g} \quad 2,36,5 \text{ g} \quad 126,8 \text{ g} \quad 22,4 \text{ l}$$

1. Výpočet objemu H_2S .

$$\text{z } 88 \text{ g FeS} \dots\dots\dots 22,4 \text{ l } \text{H}_2\text{S}$$

$$\text{z } 220 \text{ g FeS} \dots\dots\dots x \text{ l } \text{H}_2\text{S}$$

$$x = 56 \text{ l } \text{H}_2\text{S}$$

2. Výpočet množství HCl.

$$\text{Na } 88 \text{ g FeS} \dots\dots\dots 73 \text{ g HCl}$$

$$\text{na } 220 \text{ g FeS} \dots\dots\dots x \text{ g HCl}$$

$$x = 182,5 \text{ g HCl } 100 \% \text{ ní.}$$

Přepočít na HCl 20 % ní.

HCl je 5× méně koncentrovaná (100 % a 20 %), proto bude její množství 5× větší, tj. $5 \cdot 182,5 = 912,5 \text{ g HCl } 20 \% \text{ ní}$

Přepočít na objemové množství HCl.

$$\text{Použijeme vztah } V = \frac{m}{\rho}$$

$$\text{po dosazení } V = \frac{912,5}{1,1} = 829,5 \text{ ml. HCl } 20 \% \text{ ní}$$

3. Výpočet množství vzniklého FeCl_2 .

$$\text{z } 88 \text{ g FeS} \text{ vzniká } \dots\dots\dots 126,8 \text{ g } \text{FeCl}_2$$

$$\text{z } 220 \text{ g FeS} \text{ vzniká } \dots\dots\dots x \text{ g } \text{FeCl}_2$$

$$x = 317 \text{ g } \text{FeCl}_2$$

Příklad 6. Kolik m³ O_2 potřebujeme na úplné spálení 5 m³ plynu, který má složení:

50 % CO

30 % H_2

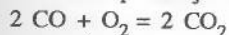
10 % CH_4

10 % N_2

Řešení: Ze složení v % vypočítáme, že plyn obsahuje 2,5 m³ CO , 1,5 m³ H_2 a 0,5 m³ CH_4 .

Použijeme Gay-Lussac zákon o stálých poměrech objemových.

Při hoření probíhají reakce:



$$\text{na } 2 \text{ m}^3 \text{ CO} \text{ potřebujeme } 1 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

$$\text{na } 2,5 \text{ m}^3 \text{ CO} \text{ potřebujeme } 1,25 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \qquad 1,25 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$



$$\text{na } 2 \text{ m}^3 \text{ H}_2 \text{ potřebujeme } 1 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

$$\text{na } 1,5 \text{ m}^3 \text{ H}_2 \text{ potřebujeme } 0,75 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \qquad + 0,75 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$



$$\text{na } 1 \text{ m}^3 \text{ CH}_4 \text{ potřebujeme } 2 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

$$\text{na } 0,5 \text{ m}^3 \text{ CH}_4 \text{ potřebujeme } 1 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \qquad + 1,00 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

$$3,00 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

Na úplné spálení 5 m³ plynu potřebujeme 3 m³ O_2 .

- Procvičení:** 11. Kolik l H₂ vznikne rozkladem 100 g Na H₂O?
 12. Kolik l H₂S vznikne rozkladem 500 g FeS HCl?
 13. Kolik l O₂ vznikne rozkladem 200 g 25 % nřho H₂O₂?
 14. Při rozpouřtění 34,5 g Zn v kyselině řírové vznikne 10,5 l H₂.
 Kolik % nečistot nerozpustných v H₂SO₄ zinek obsahuje?
 15. Kolik l H₂S potřebujeme na vysrážení 67,3 g SnS?
 16. Kolik m³ vzduchu potřebujeme na spálení 2 m³ plynu o složení:
 50 % obj. H₂
 40 % obj. CO
 10 % obj. N₂

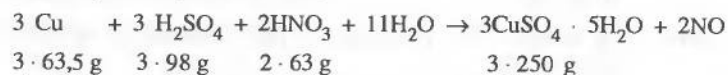
I.5.2. Výpočty v chemické laboratoři. Preparace látek.

Při preparativních pracích v chemických laboratořích používáme podle pracovních předpisů různé koncentrace roztoků solí, kyselin a zásad. Úkolem je vypočítat navážku pro různé přípravy látek.

Postup výpočtů si znázorníme na konkrétním příkladě.

Příklad 1. Úkolem je připravit 25 g CuSO₄ · 5 H₂O rozpouřtěním Cu v H₂SO₄ 20 % ní a HNO₃ v 10 % ní.
 K dispozici máme Cu prářkovitou, 90 % ní H₂SO₄ a 65 % ní HNO₃.

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:



Doporučený způsob výpočtu:

- Výpočet množství Cu potřebné do reakce.
- g H₂SO₄ 100 % ní
- g H₂SO₄ 90 % ní
- ml H₂SO₄ 90 % ní
- množství vody potřebné na ředění 90 % ní H₂SO₄ na 20 % ní H₂SO₄
- g HNO₃ 100 % ní
- g HNO₃ 65 % ní
- ml HNO₃ 65 % ní
- množství vody potřebné na ředění 65 % ní HNO₃ na 10 % ní HNO₃
- 3 · 63,5 g Cu 3 · 250 g CuSO₄ · 5H₂O
 x g Cu 25 g CuSO₄ · 5H₂O

 x = 6,35 g Cu

$$2. \quad 294 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \dots\dots\dots 750 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

$$x \text{ g H}_2\text{SO}_4 \dots\dots\dots 25 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

$$x = 9,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 100 \% ní}$$

$$3. \quad 9,8 \text{ g} \dots\dots\dots 100 \% \text{ ní H}_2\text{SO}_4$$

$$x \text{ g} \dots\dots\dots 90 \% \text{ ní H}_2\text{SO}_4$$

$$x = 10,88 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 90 \% ní}$$

4. Přepočet váhového množství na objemové.

$$\rho_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 90 \%}} = 1,825 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{10,88}{1,825} = 5,94 \text{ ml}$$

Odměříme 6 ml 90 % ní H₂SO₄.

Výpočty označené dva až čtyři můžeme zjednodušeně vypočítat:

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 90 \%}} = 98 \cdot \frac{1}{10} \cdot \frac{100}{90} : 1,825 = 6 \text{ ml}$$

$$M \cdot n \cdot \text{přepočet} : \rho$$

koncentrací

5. Výpočet množství H₂O potřebného na ředění H₂SO₄ pomocí směšovacího pravidla:

$$\begin{array}{ccc} 90 \% & & 0 \% \\ & \swarrow \quad \searrow & \\ & 20 \% & \\ & \swarrow \quad \searrow & \\ 20 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \dots\dots\dots 70 \text{ g H}_2\text{O} \\ 10,88 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \dots\dots\dots x \text{ g H}_2\text{O} \\ \hline x = 38 \text{ ml H}_2\text{O} \end{array}$$

Na ředění 10,88 g H₂SO₄ potřebujeme 38 ml vody.

Výpočet množství HNO₃ provádíme stejným způsobem. Při výpočtu zkráceným způsobem musíme respektovat, že z rovnice

vyplývá, že na 1 mol Cu potřebujeme $\frac{2}{3}$ molu HNO₃:

$$V_{\text{HNO}_3 \text{ 65 \%}} = 63 \cdot \frac{2}{3} \cdot \frac{1}{10} \cdot \frac{100}{65} : 1,391 = 4,6 \text{ ml}$$

$$M \cdot n \cdot \text{přepočet} : \rho$$

koncentrací

9. Množství vody potřebné na ředění HNO_3 65 % ní na HNO_3 10 % ní:
Směšovacím pravidlem vypočítáme, že potřebujeme 35,2 ml H_2O .

Příklad 2. Kolik ml KOH 20 % ního a HNO_3 10 % ní potřebujeme na přípravu 50,5 g KNO_3 ?

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:
 $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 56 g 63 g 101 g

1. Výpočet KOH:

a) KOH 100 % ní:

$$\begin{array}{l} 56 \text{ g KOH } 100 \% \text{ ní} \dots\dots\dots 101 \text{ g } \text{KNO}_3 \\ x \text{ g KOH } 100 \% \text{ ní} \dots\dots\dots 50,5 \text{ g } \text{KNO}_3 \end{array}$$

$$x = 28 \text{ g KOH } 100 \% \text{ ní.}$$

b) KOH 20 % ní:

Nepřímou úměrou vypočítáme, že 20 % ního KOH je 5x více tj. 140 g.

c) přepočet 20 % ního KOH na objemové množství:

z tabulek odečteme: $\rho \text{ KOH } 20 \% = 1,175 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

$$V = \frac{140}{1,175} = 119 \text{ ml } 20 \% \text{ KOH}$$

Zkrácený výpočet: $56 \cdot \frac{1}{2} \cdot \frac{100}{20} : 1,175 = 119 \text{ ml } 20 \% \text{ ního KOH}$

Výsledky výpočtu HNO_3 :

a) 31,5 g HNO_3 100 % ní

b) 315 g HNO_3 10 % ní

c) $V = \frac{315}{1,055} = 298 \text{ ml } 10 \% \text{ ní } \text{HNO}_3$

Příklad 3. Připravte 66 g $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Neutralizace probíhá mezi 10 % ní H_2SO_4 a 10 % ní NH_4OH . K dispozici máme 96 % ní H_2SO_4 a 25 % ní NH_4OH .

Řešení: Reakce probíhá podle rovnice:
 $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 2 · 17 g 98 g 132 g

Doporučený způsob řešení:

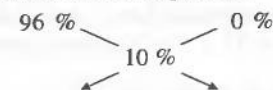
1. g H_2SO_4 100 % ní
2. g H_2SO_4 96 % ní
3. ml H_2SO_4 96 % ní

4. množství vody na přípravu 10 % ní H_2SO_4
 5. g NH_3 100 % ního
 6. g NH_3 25 % ního
 7. ml NH_4OH 25 % ního Koncentrace je dána hmotností NH_3 rozpuštěného ve vodě
 8. množství H_2O potřebné na přípravu 10 % ního roztoku NH_4OH
- 1 – 3. Zjednodušeným způsobem spočítáme $V_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \% ní}}$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \% ní}} = 98 \cdot \frac{66}{132} \cdot \frac{100}{96} : 1,8355 = 27,8 \text{ ml}$$

$$4. V_{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \% ní}} = \frac{98 \cdot 66 \cdot 100}{132 \cdot 96} = 51 \text{ g}$$

Dále pomocí směšovacích pravidla:



$$\begin{array}{l} 10 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%} \dots\dots\dots 86 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \\ 51 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%} \dots\dots\dots x \text{ g } \text{H}_2\text{O} \\ \hline x = 438,6 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \end{array}$$

$$5 - 6. \text{NH}_3 \text{ 25 \% ní} = 2 \cdot 17 \cdot \frac{66}{132} \cdot \frac{100}{25} = 68 \text{ g}$$

$$7. V = \frac{m}{\rho} = \frac{68}{0,91} = 74,7 \text{ ml } 25 \% \text{ ního } \text{NH}_4\text{OH}$$

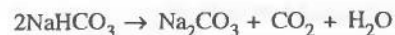
8. Pomocí křížového pravidla: potřebujeme 102 ml H_2O .

Příklad 4. Máme za úkol vyrobit v laboratoři 53 g Na_2CO_3 metodou podle Solvaye.

Výchozí látky: CaCO_3 s obsahem 10 % nerozložitelných látek
 NaCl
 NH_4OH 25 % ní
 HCl 35 % ní

- Vypočítejte množství: a) CaCO_3 s přebytkem 20 %
 b) NaCl
 c) ml 25 % ního NH_4OH
 d) ml HCl zředěné 1:1

Řešení: Reakce probíhají podle rovnic:
 $\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{OH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$



Poznámka: výpočet množství CaCO_3 a HCl 1:1 většinou neprovádíme, protože reakce probíhá zpravidla v Kippově přístroji, kde používáme přebytek obou látek. V našem případě bude výpočet proveden.

- a) výpočet CaCO_3 90 % nřho s 20 % ním přebytkem:
Je nutné si uvědomit, že na 1 mol Na_2CO_3 potřebujeme 2 moly CaCO_3 , tzn., že na 53 g Na_2CO_3 potřebujeme 100 g CaCO_3 100 % nřho.

$$\text{hmotnost } 90 \% \text{ nřho } \text{CaCO}_3 = \frac{100}{90} \cdot 100 = 111,1 \text{ g}$$

$$+ \text{přebytek } 20 \%: 111,1 \text{ g} \cdot 1,2 = 133,32 \text{ g } \text{CaCO}_3$$

- b) výpočet je velmi jednoduchý: na 1 mol Na_2CO_3 potřebujeme 2 moly NaCl , tzn., že na 53 g Na_2CO_3 potřebujeme 58,45 g NaCl

- c) výpočet objemu 25 % nřho NH_4OH :

$$\text{na } 106 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \dots 2 \cdot 17 \text{ g } \text{NH}_3 \text{ } 100 \% \text{ nř}$$

$$\text{na } 53 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \dots \dots \dots x \text{ g } \text{NH}_3 \text{ } 100 \% \text{ nř}$$

$$x = 17 \text{ g } \text{NH}_3 \text{ } 100 \% \text{ nř}$$

$$\text{Přepočet na objem: } V_{\text{NH}_3} = 17 \cdot \frac{100}{25} \cdot \frac{1}{0,91} = 74,7 \text{ ml}$$

- d) $V_{\text{HCl}} = 2 \cdot 36,46 \cdot \frac{100}{35} \cdot \frac{1}{1,17} = 178 \text{ ml HCl } 35 \% \text{ nř.}$

Přilitím 178 ml vody vznikne HCl 1:1

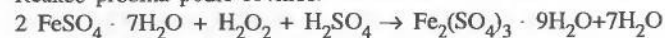
Procvičení: 18. Připravte 43 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ rozpouštěním Fe v H_2SO_4 10 % nř. K dispozici máte H_2SO_4 96 % nř.

Vypočítejte:

- množství Fe v g
- g H_2SO_4 100 % nř
- g a ml H_2SO_4 96 % nř
- množství vody potřebné na přípravu 10 % nř H_2SO_4

19. Připravte $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$ z 60,4 g $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ oxidací 5 % nřm H_2O_2 v prostředí H_2SO_4 . K dispozici máte 90 % nř H_2SO_4 a 30 % nř H_2O_2 .

Reakce probíhá podle rovnice:

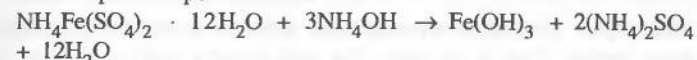


Vypočítejte:

- g H_2SO_4 100 % nř
- g H_2SO_4 90 % nř
- ml H_2SO_4 90 % nř
- g H_2O_2 100 % nř
- g H_2O_2 30 % nř
- ml H_2O_2 30 % nř
- množství vody na přípravu 5 % nřho H_2O_2

20. Připravte 7 g Fe_2O_3 srážením 10 % nřho roztoku $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ 5 % nřm roztokem NH_4OH .

Reakce probíhá podle rovnice:

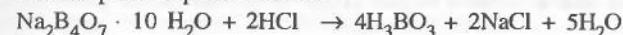


Vypočítejte:

- g $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$
- množství vody potřebné na jeho 10 % nř roztok
- g NH_3 100 % nřho
- g NH_3 25 % nřho
- ml NH_4OH 25 % nřho
- množství vody na přípravu 5 % nřho NH_4OH

21. Připravte 20 g H_3BO_3 reakcí 25 % nřho roztoku $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ s HCl 30 % nř.

Reakce probíhá podle rovnice:



Vypočítejte:

- g $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- množství vody potřebné na přípravu jeho 25 % nřho roztoku
- g HCl 30 % nř
- ml HCl 30 % nř

22. Připravte 39,2 g $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ společnou krystalizací 10 % nřho roztoku $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ a 10 % nřho roztoku $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Reakce probíhá podle rovnice:



Vypočítejte:

- g $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- množství vody potřebné na přípravu jeho 10 % nřho roztoku
- g $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- množství vody potřebné na přípravu jeho 10 % nřho roztoku

I.6. Zákony plynů.

I.6.1. Ideální plyny, základní pojmy.

Podle současných představ může být látka v plynném stavu tvořena volnými atomy nebo molekulami, které jsou v neustálém pohybu. Pohyb je dán jejich kinetickou energií. Při tomto pohybu dochází k vzájemným srážkám jednotlivých částí, k nárazům na stěny nádoby, ve které je plyn uzavřen.

Tlak plynu p můžeme vysvětlit jako účinek nárazů jednotlivých částic plynu na stěny nádoby. Tlak je tím větší, čím větší je počet částic v objemu V a čím častěji jsou nárazy na stěny nádoby. Tlak plynu se udává v pascálech Pa - definice je uvedena v kapitole I.1. Za standardních podmínek $p = 1,01325 \cdot 10^5$ Pa

Objem plynu V je dán velikostí nádoby nebo soustavy, kterou plyn rovnoměrně vyplňuje. Jednotkou je 1 m^3 , častěji se používá dílčí jednotka $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ l}$.

Teplota plynu T je mírou tepelného pohybu částic plynu, čím vyšší je teplota plynu, tím větší je tepelný pohyb molekul. Základní jednotkou je 1 kelvin = 1 K. Běžně se užívá stupeň Celsia.
 $273,15 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$

Teplota, tlak a molární objem plynu určují stav plynu, proto se nazývají stavové veličiny.

Z Avogadrova zákona vyplývá, že za normálních podmínek:

$$p_0 = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} \quad T_0 = 273,15 \text{ K}$$

$$V_0 = 22,41 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 22,41 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$$

Látky v plynném skupenství se chovají jako **reálné plyny**. Za nízkých tlaků a vysokých teplot se reálné plyny svým chováním blíží k vlastnostem **ideálního plynu**. Při běžných výpočtech v chemické praxi předpokládáme, že plynné látky se chovají jako ideální plyn.

Vzájemnou souvislost vyjadřuje **stavová rovnice plynů**:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{konst.}$$

pro běžné výpočty používáme tvar:

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

Vztahy mezi jednotlivými veličinami vystihují jednotlivé zákony.

I.6.2. Zákon Boyleův - Mariottův.

Platí pro něj izotermický $T = \text{konst.}$

$$p \cdot V = \text{konst.}$$

Používáme tvar:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Zákon lze vyjádřit slovy: Součin tlaku a objemu je při téže teplotě veličinou konstantní, nebo-li: Kolikrát se zvětší tlak, tolikrát se zmenší objem a naopak.

Příklad 1. Plyn má objem 10 l při tlaku 100 kPa. Jaký bude objem při tlaku 250 kPa?

Řešení: původní veličiny $p_1 = 100 \text{ kPa} \quad V_1 = 10 \text{ l}$
veličiny po změně $p_2 = 250 \text{ kPa} \quad V_2 = x \text{ l}$
 $p_1 V_1 = p_2 V_2$ po dosazení: $10 \cdot 100 = 250 \cdot x$
 $x = 4 \text{ l}$

Objem plynu po stlačení je 4 l.

Příklad 2. Při tlaku 1 MPa má plyn objem 20 dm³. Vypočítejte, při kterém tlaku bude objem tohoto plynu při téže teplotě 100 dm³.

Řešení: $p_1 = 1 \text{ MPa} \quad V_1 = 20 \text{ dm}^3$
 $p_2 = x \quad V_2 = 100 \text{ dm}^3$
 $p_1 V_1 = p_2 V_2$ po dosazení: $1 \cdot 20 = x \cdot 100$
 $x = 0,2 \text{ MPa}$

Tlak plynu bude 0,2 MPa.

Příklad 3. Stlačením plynu na jeho jednu čtvrtinu původního objemu jsme naměřili tlak $5 \cdot 10^5$ Pa. Vypočítejte původní tlak.

Řešení: $p_1 = x \quad V_1 = 4 V_2$ (vyjádřený vztah mezi V_1 a V_2)
 $p_2 = 5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad p_1 = \frac{p_2 V_2}{V_1} = \frac{5 \cdot 10^5 \cdot V_2}{4 V_2} = 1,25 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Původní tlak byl $1,25 \cdot 10^5$ Pa.

Zadaný příklad lze vyřešit jednoduchou úvahou:
Čtyřnásobným zmenšením objemu čtyřikrát vzrostl tlak. Původní tlak byl proto čtyřikrát menší než po stlačení:

$$\frac{5 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{4} = 1,25 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Příklad 4. Kolik l plynu je možno získat z tlakové nádoby objemu 15 l, kde je plyn pod tlakem 11,0 MPa?

Řešení: $p_1 = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ $V_1 = x$
 $p_2 = 11 \text{ MPa} = 110 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ $V_2 = 15 \text{ l}$

$$V_1 = \frac{p_2 V_2}{p_1} = \frac{110 \cdot 10^5 \cdot 15}{1 \cdot 10^5} = 1650 \text{ l}$$

V nádobě je 1650 l plynu, z toho při objemu 15 l můžeme odebrat $1650 - 15 = 1635 \text{ l}$ plynu.

I.6.3. Zákon Gay - Lussacův.

Platí pro děj izobarický $p = \text{konst.}$
 Zákon formulujeme vztahem:

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

Podíl objemu a absolutní teploty při témže tlaku je veličinou konstantní. Zvyšováním teploty zvětšuje ideální plyn svůj objem. Zvýší-li se teplota určitého plynu při teplotě 273,15 K o 1 K, zvětší se jeho původní objem o $\frac{1}{273,15}$. Hodnota

tohoto zlomku je 0,00366 nazývá se koeficient tepelné roztažitelnosti plynů α .

Celkový objem plynu při teplotě t je dán vztahem:

$$V_2 = V_1 + V_1 \alpha t = V_1 (1 + \alpha t)$$

$V_1 =$ původní objem
 $V_2 =$ objem po zahřátí
 $t =$ rozdíl teplot před a po zahřátí

Gay - Lussacův zákon lze vyjádřit slovy: **objem určitého množství plynu při stálém tlaku je přímo úměrný absolutní teplotě.**

Výše uvedené vztahy procvičíme na několika příkladech.

Příklad 1. Plyn má objem 30 dm³ a teplotu 293 K. Jaký bude objem plynu při teplotě 343 K?

Řešení: $V_1 = 30 \text{ dm}^3$ $T_1 = 293 \text{ K}$
 $V_2 = x$ $T_2 = 343 \text{ K}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \frac{30}{293} = \frac{x}{343} \quad x = 35,1 \text{ dm}^3$$

Objem plynu po zahřátí bude 35,1 dm³.

Příklad 2. Na jakou teplotu musíme zahřát 50 dm³ plynu z 283 K, aby se při konstantním tlaku objem zvětšil o polovinu?

Řešení: $V_1 = 50 \text{ dm}^3$ $T_1 = 283 \text{ K}$
 $V_2 = 75 \text{ dm}^3$ $T_2 = x$

$$\frac{50}{283} = \frac{75}{x} \quad x = 424,5 \text{ K}$$

Plyn musíme zahřát z 10°C na 151,5°C.

Příklad 3. Jaký je objem plynu měřeno za standartních podmínek, má-li při teplotě 50°C objem 2,5 dm³?

Řešení: $V_1 = x$ $T_1 = 273 \text{ K}$
 $V_2 = 2,5 \text{ dm}^3$ $T_2 = 323 \text{ K}$

$$V_1 = \frac{T_1}{T_2} \cdot V_2 = \frac{273}{323} \cdot 2,5 = 2,11 \text{ dm}^3$$

Původní objem byl 2,11 dm³.

Příklad 4. Jaký bude objem 10 dm³ plynu, ochladíme-li ho z 27°C na 0°C?

Řešení: $V_1 = 10 \text{ dm}^3$ $T_1 = 300 \text{ K}$
 $V_2 = x$ $T_2 = 273 \text{ K}$

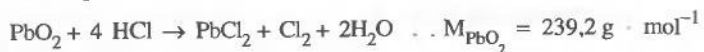
$$V_2 = \frac{273}{300} \cdot 10 = 9,1 \text{ dm}^3$$

Objem ochlazeného plynu je 9,1 dm³.

Příklad 5. Kolik l Cl₂ můžeme získat reakcí 130 g PbO₂ s HCl při 42°C?

Řešení: 1. nejdříve vypočítáme kolik l Cl₂ vznikne při 0°C.

reakce probíhá podle rovnice:



$$z \ 239,2 \text{ g} \dots\dots\dots 22,4 \text{ l}$$

$$z \ 130 \text{ g} \dots\dots\dots x \text{ l}$$

$$x = 12,2 \text{ l Cl}_2 \text{ při } 0^\circ\text{C}$$

$$\text{Při } 42^\circ\text{C:} \quad V_1 = 12,2 \text{ l} \quad T_1 = 273 \text{ K}$$

$$V_2 = x \quad T_2 = 315 \text{ K}$$

$$V_2 = \frac{V_1}{T_1} \cdot T_2 = \frac{12,2 \cdot 315}{273} = 14 \text{ l}$$

Při 42°C bude objem vzniklého chloru 14 l.

Řešení: 2. Výpočet lze provést zkráceně:

$$\frac{m_{\text{PbO}_2}}{M_{\text{PbO}_2}} \cdot \frac{T_2}{T_1} \cdot V_1$$

$$\text{po dosazení: } \frac{130}{239,2} \cdot \frac{315}{273} \cdot 22,4 = 14 \text{ l}$$

I.6.4. Zákon Charlesův.

Platí pro děj izochorický $V = \text{konst.}$

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

Za stálého objemu je tlak plynu přímo úměrný absolutní teplotě.

Příklad 1. Plyn v tlakové nádobě má tlak 100 kPa při 283 K. Jaký bude tlak, zvýšíme-li teplotu o 10°C?

Řešení: $p_1 = 100 \text{ kPa} \quad T_1 = 283 \text{ K}$

$p_2 = x \quad T_2 = 293 \text{ K}$

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad p_2 = \frac{293}{283} \cdot 100 = 103,5 \text{ kPa}$$

Po zahřátí bude tlak v nádobě 103,5 kPa.

Příklad 2. Stálý objem plynu má při teplotě 320 K tlak 1 MPa. O kolik °C musíme zvýšit teplotu, aby byl tlak 1,2 MPa?

Řešení: $p_1 = 1 \text{ MPa} \quad T_1 = 320 \text{ K}$

$p_2 = 1,2 \text{ MPa} \quad T_2 = x$

$$\frac{1}{320} = \frac{1,2}{x} \quad x = 384 \text{ K} \quad 384 - 320 = 64$$

Plyn musíme zahřát o 64°C.

Příklad 3. V tlakové nádobě je plyn při teplotě 10°C a tlaku $4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Na jakou teplotu se může obsah nádoby zahřát, jestliže je nádoba zkoušená na $5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$?

Řešení: $p_1 = 4 \cdot 10^5 \text{ Pa} \quad p_2 = 5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

$T_1 = 283 \text{ K} \quad T_2 = x$

$$T_2 = \frac{5 \cdot 10^5 \cdot 283}{4 \cdot 10^5} = 353,7 \text{ K}$$

Plyn je možno ohřát o 70,7°C.

I.6.5. Stavová rovnice plynů.

Rovnici můžeme psát ve tvaru:

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

hodnoty p_1, V_1, T_1 jsou uvedeny v kapitole I.6.1., platí pro standardní podmínky.

$$\text{Dosazením: } \frac{p_1 V_M}{T_1} = \frac{1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 22,41 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{273,15 \text{ K}} =$$

$$= 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = R$$

$R = \text{univerzální plynová konstanta}$

Stavovou rovnici pro 1 mol pšeme ve tvaru:

$$pV = RT$$

Pro n molů má rovnice tvar:

$$pV = nRT \quad \text{protože } n = \frac{m}{M} \text{ lze psát:}$$

$$pV = \frac{mRT}{M}$$

tento vztah používáme pro výpočet M :

$$M = \frac{mRT}{Vp} \quad [\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}]$$

Tyto vztahy si ujasníme na konkrétních příkladech.

Příklad 1. Jaký objem v m^3 bude zaujímat 20 kg O_2 při teplotě 300 K a tlaku 100 kPa?

Řešení: $p = 10^5 \text{ Pa}$ $T = 300 \text{ K}$ $m = 20 \text{ kg}$ $M = 0,032 \text{ kgmol}$

$$V = \frac{mRT}{Mp} = \frac{20 \cdot 8,314 \cdot 300}{0,032 \cdot 10^5} = \underline{15,58 \text{ m}^3}$$

Při výše uvedených podmínkách je objem O_2 15,58 m^3 .

Příklad 2. Jaké množství vodíku zaujímá objem 80 dm^3 při teplotě 20°C a tlaku 100 kPa?

Řešení: $p = 10^5 \text{ Pa}$ $V = 80 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ $M = 2 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $T = 293 \text{ K}$ $m = x$

Ze stavové rovnice osamostatníme:

$$m = \frac{pVM}{RT} = \frac{10^5 \cdot 80 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot 293} = \underline{6,6 \cdot 10^{-3} \text{ kg}}$$

Za daných podmínek 6,6 g H_2 zaujímá 80 dm^3 .

Příklad 3. Vypočítejte M plynu, který má hmotnost 3 g a při tlaku 0,1 MPa a teplotě 20°C zaujímá objem 4,28 l.

Řešení: $p = 10^5 \text{ Pa}$ $T = 293 \text{ K}$ $m = 3 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$

$V = 4,28 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$

Ze stavové rovnice:

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 293}{8,314 \cdot 293} = \underline{0,017 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

M plynu je 17,00 $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Příklad 4. Jaký bude objem vodíku, který vznikl rozpouštěním 27,9 g Fe a HCl při teplotě 27°C a tlaku 0,1 MPa?

Řešení: $p = 10^5 \text{ Pa}$ $n = \frac{27,9}{55,8} = 0,5 \text{ molů}$

$V = x$ $T = 300 \text{ K}$

Dosazením do stavové rovnice dostaneme:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,5 \cdot 8,314 \cdot 300}{10^5} = \underline{0,01247 \text{ m}^3}$$

Vodík zaujímá objem 12,47 l.

- Procvičení:**
1. Plyn má objem 10 dm^3 při tlaku 200 kPa. Jaký bude jeho objem při tlaku 800 kPa?
 2. Plyn má objem při tlaku 10⁵ Pa 50 l. Při jakém tlaku bude objem 2,5 l?
 3. Kolikrát se zvětší tlak plynu při konstantní teplotě, zmenší-li se jeho objem na čtvrtinu?
 4. Jaký byl počáteční tlak plynu, jestliže po stlačení ze 40 l na 24 l byl 3 · 10⁵ Pa?
 5. Plyn má objem 10 dm^3 a teplotu 300 K. Jaký bude objem plynu, zahřejeme-li ho na 330 K?
 6. O kolik °C musíme zahřát 20 dm^3 plynu z 0°C, aby se jeho objem za konstantního tlaku zvětšil na 25 dm^3 ?
 7. O kolik se zvětší objem 10 dm^3 plynu, zvýší-li se teplota za stálého tlaku z 0°C na 100°C?
 8. 15 dm^3 plynu jsme ochladili při konstantním tlaku z 25°C na -18°C. Jaký bude jeho objem?
 9. Plyn má při tlaku 8 · 10⁴ Pa teplotu 273 K. Vypočítejte jaký bude tlak plynu při konstantním objemu při teplotě o 50°C vyšší.
 10. Při teplotě 5°C je plyn pod tlakem 5 · 10⁵ Pa. Na jakou teplotu musíme plyn zahřát, aby se tlak při konstantním objemu zdvojnásobil?
 11. Jaký je objem 4 g H_2 při 100°C a tlaku 100 kPa?
 12. Jaký je tlak v 10 l nádobě při teplotě 17°C, obsahuje-li 40 g O_2 ?
 13. Kolik g vodíku je v tlakové nádobě objemu 100 l při teplotě 207°C a tlaku 10⁵ Pa?
 14. Plyn má za teploty 37°C a tlaku 1 MPa objem 10 l. Jaký bude objem při 273 K a tlaku 10⁵ Pa?

I.6.6. Směsi ideálních plynů.

Směsi plynů pokud spolu nereagují se řídí obdobnými zákony, jako ideální plyny. Ve směsi ideálních plynů můžeme každému plynu přisoudit tzv. **parciální tlak**. Je to tlak, který by příslušný plyn měl, kdyby byl v daném prostoru sám při určité teplotě.

Podle **Daltonova zákona** je součet parciálních tlaků všech složek plyné směsi roven celkovému tlaku směsi.

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + \sum p_i$$

Protože parciální tlak každé složky plyné směsi lze vyjádřit:

$$p_i = n_i \cdot \frac{RT}{V} \quad \text{potom} \quad p = \sum n_i \cdot \frac{RT}{V} \quad \sum n_i = \text{počet molů směsi}$$

Vydělením obou vztahů: $\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{\sum n_i} = x_i$

x_i je molární zlomek dané složky směsi.

Potom
$$p_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \cdot p = x_i p$$

Z této rovnice vyplývá, že parciální tlak každého plynu je přímo úměrný jeho molárnímu zlomku.

Parciální tlak složky v plyné směsi je dán součinem molárního zlomku a celkového tlaku směsi.

Podobně můžeme odvodit analogické vztahy pro **parciální objem**:

Celkový objem V je dán součtem parciálních objemů jednotlivých složek V_i .

$$V = \sum V_i$$

Protože platí $V_i = n_i \cdot \frac{RT}{p}$ můžeme psát:

$$V = \sum n_i \cdot \frac{RT}{p} \quad \text{a} \quad V_i = x_i \cdot V$$

Příklad 1. Směs plynů obsahuje 4 g H_2 , 42 g CO a 59,5 g NH_3 . Jaké jsou parciální tlaky těchto plynů, jestliže celkový tlak je 0,5 MPa?

Řešení: Pro výpočet parciálních tlaků použijeme vztah:

$$p_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \cdot p$$

Nejdříve určíme látkové množství u jednotlivých plynů:

$$n_{H_2} = \frac{4}{2} = 2 \quad n_{CO} = \frac{42}{28} = 1,5$$

$$n_{NH_3} = \frac{59,5}{17} = 3,5$$

$$\sum n_i = n_{H_2} + n_{CO} + n_{NH_3} = 2 + 1,5 + 3,5 = 7 \text{ molů}$$

dosazením: $p_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_i} \cdot p = \frac{2}{7} \cdot 0,5 = 0,142 \text{ MPa}$

$$p_{CO} = \frac{1,5}{7} \cdot 0,5 = 0,107 \text{ MPa}$$

$$p_{NH_3} = \frac{3,5}{7} \cdot 0,5 = 0,25 \text{ MPa}$$

Kontrola výsledku: $p = 0,142 + 0,107 + 0,25 = 0,5 \text{ MPa}$

Příklad 2. V 10 l nádobě je 15,2 g CO_2 a 44 g CO při teplotě 21°C. Jaký je celkový tlak v nádobě?

Řešení: Nejdříve vypočítáme parciální tlaky jednotlivých složek pomocí stavové rovnice:

$$p_{CO_2} = \frac{mRT}{M_{CO_2} \cdot V}$$

$m = 15,2 \text{ g}$
 $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $T = 294 \text{ K}$
 $V = 10 \text{ l} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$
 $M = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Po dosazení: $p_{CO_2} = \frac{15,2 \cdot 8,314 \cdot 294}{44 \cdot 10^{-2}} = 0,84 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

Obdobně $p_{CO} = \frac{14,4 \cdot 8,314 \cdot 294}{28 \cdot 10^{-2}} = 1,26 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

Podle Daltonova zákona $p = p_{\text{CO}_2} + p_{\text{CO}} = 0,84 \cdot 10^5 +$
 $+ 1,26 \cdot 10^5 = \underline{2,1 \cdot 10^5 \text{ Pa}}$

Celkový tlak je $\underline{2,1 \cdot 10^5 \text{ Pa}}$.

Příklad 3. Vypočítejte parciální objemy ideálního plynu o složení: 30 mol. % N_2 , 40 mol. % CO a 30 mol. % O_2 , jestliže při určité teplotě je objem směsi 10 l?

Řešení: Parciální objem složky plyné směsi je dán součinem molárního zlomku složky a celkového objemu směsi:

$$V_i = X_i \cdot V$$

$$\text{z toho vyplývá: } V_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} \cdot V = 0,3 \cdot 10 = \underline{3 \text{ l}}$$

$$V_{\text{CO}} = x_{\text{CO}} \cdot V = 0,4 \cdot 10 = \underline{4 \text{ l}}$$

$$V_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} \cdot V = 0,3 \cdot 10 = \underline{3 \text{ l}}$$

Příklad 4. Vypočítejte parciální tlaky jednotlivých složek vzduchu, jestliže víte, že při určité teplotě je celkový tlak 0,2 MPa.

Řešení: Pro zjednodušení uvažujeme složení vzduchu:

21 % O_2 , 78 % N_2 , 1 % argonu.

Použijeme vztah $p_i = x_i \cdot p$

$$p_{\text{O}_2} = 0,21 \cdot 0,2 = \underline{0,042 \text{ MPa}}$$

$$p_{\text{N}_2} = 0,78 \cdot 0,2 = \underline{0,156 \text{ MPa}}$$

$$p_{\text{Ar}} = 0,01 \cdot 0,2 = \underline{0,002 \text{ MPa}}$$

Střední relativní molekulové hmotnosti plyné směsi můžeme počítat podle vzorce:

$$\bar{M}_r = x_1 M_{r,1} + x_2 M_{r,2} + \dots = x_n M_{r,n}$$

Příklad 5. Vypočítejte střední molekulovou hmotnost \bar{M}_r vzduchu (předpokládáme složení z předchozího příkladu).

Řešení: $x_{\text{O}_2} = 0,21$ $x_{\text{N}_2} = 0,78$ $x_{\text{Ar}} = 0,01$

$$\text{potom: } \bar{M}_r = 0,21 \cdot 32 + 0,78 \cdot 28 + 0,01 \cdot 40 = \underline{28,96}$$

Střední molekulová hmotnost vzduchu je $\underline{28,96}$.

Procvičení: 15. Vypočítejte parciální tlaky plynů ve směsi, která obsahuje 3 g H_2 a 5 g Cl_2 v nádobě 20 l při 20°C.

16. V 20 l nádobě při 27°C je směs 12 g methanu a 8 g ethanu. Vypočítejte celkový tlak a parciální tlaky složek.

17. Generátorový plyn obsahuje 60 obj. % N_2 , 25 obj. % CO , 10 obj. % H_2 a 5 obj. % CO_2 . Jaké jsou parciální tlaky jednotlivých složek, je-li celkový tlak $1,08 \cdot 10^5 \text{ Pa}$?

18. Vypočítejte složení směsi methanu a ethanu, jestliže parciální tlaky $\text{CH}_4 = 0,47 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ a $\text{C}_2\text{H}_6 = 0,74 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

19. Vypočítejte parciální objemy směsi 28 g N_2 a 6,4 g O_2 při teplotě 35°C a tlaku 0,1 MPa.

20. Plyná směs obsahuje 50 hmot. % CH_4 a 50 hmot. % C_2H_6 . Celkový tlak je 0,15 MPa. Vypočítejte parciální tlaky složek.

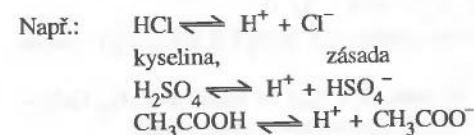
I.7. Výpočet pH.

I.7.1. Protolytické reakce.

V současné době zahrnují všechny reakce spojené s výměnou protonů. Podle Brønstedovy (1923) teorie kyselin a zásad je **kyselina** látka schopná uvolňovat proton, tzn. ion H^+ a **zásada** látka schopná protony vázat.

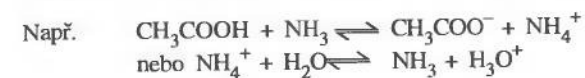
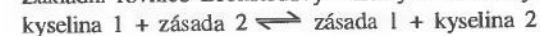
Platí schema: kyselina $\rightleftharpoons H^+ +$ zásada

Podle tohoto schématu lze konstatovat, že kyselina uvolněním protonu přechází v zásadu a naopak zásada vázáním protonu přechází v kyselinu. Vzniká tzv. **konjugovaný pár**.

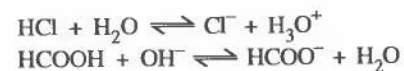


Kyselina může uvolnit proton pouze za přítomnosti látky, která je schopna proton vázat.

Základní rovnice Brønstedovy - Lowyho teorie kyselin a zásad:



Dalším příkladem jsou reakce:

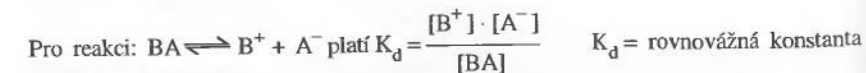


Rozdělení elektrolytů.

Za elektrolyty považujeme látky, které v roztocích projevují elektrickou vodivost na základě **elektrolytické disociace**.

U **silných elektrolytů** předpokládáme téměř úplnou disociaci na ionty.

Slabé elektrolyty mají ve svých roztocích malý **stupeň disociace** α , který je definován jako **poměr látkového množství, které podléhá disociaci a výchozího látkového množství**.



$$\alpha = \frac{n \text{ (disoc.)}}{n_{BA}}$$

Jestliže původní analytická koncentrace je c , potom:

$$[BA] < c \cdot (1 - \alpha) \quad [B^+] = [A^-] = c \cdot \alpha$$

po dosazení: $K_d = \frac{[B^+] \cdot [A^-]}{[BA]} = \frac{c_M^2 \cdot \alpha^2}{c_M \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c_M \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$

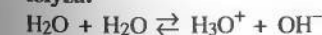
pro $\alpha \ll 1$ platí: $K_d \doteq c_M \cdot \alpha^2$ a z toho $\alpha \doteq \sqrt{\frac{K_d}{c_M}}$

Mezi silné elektrolyty zařazujeme většinou roztoky solí, anorganické kyseliny (HCl, H_2SO_4 , HNO_3 , atd.), silné zásady (NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$ atd.).

Mezi slabé elektrolyty počítáme slabé kyseliny a zásady např. HCN, H_3BO_3 , NH_4OH atd., dále organické kyseliny a zásady např. kyselinu benzoovou, kyselinu ftalovou nebo anilin, pyridin atd.

I.7.2. Disociace vody.

Měřením bylo zjištěno, že i čistá voda je slabě disociována, probíhá tzv. **autoprotolyza**:



$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2} \quad \text{dále: } [H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_c [H_2O]^2 = K_v$$

K_v se nazývá **iontový součin vody**, který je závislý na teplotě.

Při teplotě $25^\circ C$ $K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot l^{-2}$

Z toho: $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot l^{-1}$

Pro zjednodušení výpočtu používáme tzv. **Sørensenův exponent pH**, exponent pH.

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad \text{stejně tak platí: } pOH = -\log [OH^-]$$

$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14 \quad pH + pOH = 14$$

Pro čistou vodu platí: $\text{pH} = \text{pOH} = 7$

Pro přehlednost a snadnost výpočtu vyjadřuje se kyselost nebo zásaditost látek pomocí pH. (pOH lze z výše uvedených výpočtů snadno vypočítat z výše uvedených vztahů).

Roztoky s $\text{pH} < 7$ jsou kyselé $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

Roztoky s $\text{pH} = 7$ jsou neutrální $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Roztoky s $\text{pH} > 7$ jsou zásadité $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

Příklad 1. Vypočítejte pH, jestliže $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \cdot 10^{-4}$

Řešení: $\text{pH} \doteq -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (3 \cdot 10^{-4})$
 $\text{pH} = -(\log 3 + \log 10^{-4}) = -(0,48 - 4)$
 $\text{pH} = 3,52$

Příklad 2. Vypočítejte pOH roztoku z příkladu 1.

Řešení: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3,52 = 11,48$

Příklad 3. Jaká je $[\text{H}_3\text{O}^+]$, jestliže $\text{pH} = 8,7$?

Řešení: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 8,7$
 $\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -8,7 = 9 - 8,7 - 9 = 0,3 - 9$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Příklad 4. Jaká je $[\text{OH}^-]$ roztoku o $\text{pH} = 5,3$

Řešení: $\text{pOH} = 14 - 5,3 = 8,7$
 $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad 8,7 = -\log [\text{OH}^-]$
 $\quad \quad \quad -8,7 = \log [\text{OH}^-]$
 $\quad \quad \quad 0,3 - 9 = \log [\text{OH}^-]$
 $\quad \quad \quad 2 \cdot 10^{-9} = [\text{OH}^-]$
Koncentrace $[\text{OH}^-]$ je $2 \cdot 10^{-9}$

Příklad 5. Vypočítejte pOH roztoku KOH o koncentraci $c = 0,0002 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Řešení: $c = 0,0002 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $\text{pH} = -\log 2 + \log 10^{-4} = 3,7$
 $\text{pOH} = 14 - 3,7 = 10,3$

Procvičení: 1. Vypočítejte pH, jestliže $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

- $6 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
- $3 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

2. Vypočítejte pH, jestliže $[\text{OH}^-]$:

- $1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
- $5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

3. Určete $[\text{H}_3\text{O}^+]$ $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$, jestliže pH:

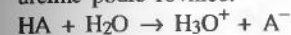
- $= 2$
- $= 8,7$

4. Určete $[\text{OH}^-]$ $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$, jestliže pH:

- $6,0$
- $10,5$

1.7.3. Výpočet pH silných kyselin a zásad.

Silné kyseliny a zásady jsou ve svých vodných roztocích prakticky téměř úplně disociovány tzn., že koncentraci $[\text{H}_3\text{O}^+]$ popř. $[\text{OH}^-]$ můžeme určit z látkové koncentrace a disociační rovnice. Např. pH vodného roztoku silné kyseliny HA určíme podle rovnice:



Příklad 1. Vypočítejte pH roztoku HCl o $c = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Řešení: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
 $c_{\text{HCl}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 = 1 \cdot 10^{-3}$
 $\text{pH} = 3$

Tímto jednoduchým způsobem vypočítáme pH jednosytných kyselin.

Výpočet pH vícesytných silných kyselin a zásad.

V roztocích dvojsytných silných kyselin je koncentrace $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dvojnásobná proti koncentraci $c_{\text{H}_2\text{A}}$, tj. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2c_{\text{H}_2\text{A}}$.

Totéž platí pro dvojsytné silné zásady.

Příklad 2. Vypočítejte pH roztoku H_2SO_4 , jestliže $c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Řešení: $c_{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-2}$
 $\text{pH} = 1,7$

Příklad 3. Vypočítejte pH roztoku $\text{Ba}(\text{OH})_2$ o koncentraci $c = 0,002 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

Řešení: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3}$
 $\text{pOH} = 2,4 \quad \text{pH} = 14 - 2,4 = 11,6$

Příklad 4. Vypočítejte látkovou koncentraci $\text{Ba}(\text{OH})_2$, jestliže $\text{pH} = 11$.

Řešení: $\text{pOH} = 14 - 11 = 3$ $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-3}$
 Podle reakce disociace: $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$

$$c_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{c_{\text{OH}^-}}{2} = 0,0005 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Příklad 5. Vypočítejte pH 5 % ního roztoku KOH ($\rho = 1,044 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$)

Řešení: 100 g roztoku obsahuje 5,00 g KOH . Tato hmotnost zaujímá objem:

$$\frac{100}{1,044} = 95,78 \text{ ml}$$

$$c_{\text{KOH}} = 9,30 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{pOH} = 0,032 \quad \text{pH} = 13,97$$

- Procvičení:**
- Vypočítejte pH KOH o $c = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.
 - Vypočítejte pH $\text{Ba}(\text{OH})_2$ o $c = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.
 - Jaké je pH HNO_3 o $c = 6,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$?
 - Jaké jsou pH roztoků:
 - $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 - $[\text{OH}^-] = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 - Jaká je látková koncentrace $[\text{H}_3\text{O}^+]$ v roztocích o pH :
 - 7,45
 - 13
 - Vypočítejte $[\text{H}_3\text{O}^+]$, jestliže $\text{pOH} =$
 - 5,6
 - 0,20

I.7.4. Výpočet pH slabých kyselin.

U slabých kyselin je disociace dána disociačním stupněm α ,
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot c_r$ $c_r =$ koncentrace ($\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$)

Protože $\alpha = \sqrt{\frac{K_k}{c_r}}$, potom $[\text{H}_3\text{O}^+] = c_r \cdot \sqrt{\frac{K_k}{c_r}} = \sqrt{K_k \cdot c_r}$

z toho vyplývá, že:
$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_k - \log c_r)$$
 - platí pro 20°C

Příklad 1. Vypočítejte pH roztoku CH_3COOH o $c = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$.
 $\text{p}K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 4,756$

Řešení: $c = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (4,756 - 0,3 + 2) = 3,23$$

Příklad 2. Vypočítejte pH kyseliny mravenčí $c = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$, $K_k = 1,8 \cdot 10^{-4}$

Řešení:
$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K - \log c)$$

$$\text{p}K = -\log (1,8 + \log 10^{-4}) = 4 - 0,26 = 3,74$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (3,74 + 0,3) = 2,020$$

Příklad 3. Kolikrát se změní pH 100 ml CH_3COOH obsahující 0,1 mol přidáním 900 ml H_2O .
 $\text{p}K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 4,756$

Řešení: Nejdříve vypočítáme:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (4,75 - 0) = 2,38$$

 Přilítím 900 ml H_2O bude v 1 l obsaženo 0,1 mol $\cdot \text{l}^{-1}$ z toho vyplývá:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (4,756 + 1) = 2,88$$

$$\text{pH kyseliny se snížilo } \frac{2,88}{2,38} = 1,2 \text{ krát}$$

Příklad 4. Roztok slabé jednosytné kyseliny $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ má $\text{pH} = 3,7$. Vypočítejte K_k a disociační stupeň α .

Řešení: $\text{pH} = 3,7$, z toho vyplývá, že: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$K_k = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_k} = \frac{(2 \cdot 10^{-4})^2}{0,1} = 4 \cdot 10^{-7}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_k}{c_k}} = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = 2 \cdot 10^{-3}$$

I.7.5. Výpočet pH slabých zásad.

Při odvozování vztahů pro výpočet pH roztoků slabých zásad postupujeme obdobným způsobem jako u slabých kyselin. Výsledkem je vztah:

$$\text{pH}_z = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_z - \log c) \quad \text{nebo} \quad \text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_z - \log c) \quad \text{při } 25^\circ\text{C}$$

Příklad 1. Jaké pH má roztok NH_4OH $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Řešení: $\text{pH}_{\text{NH}_4\text{OH}} = 14 - \frac{1}{2} (\text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} - \log c)$
 $\text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74 \quad \log c = 1$
 $\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (4,74 + 1) = \underline{12,13}$

Příklad 2. Jaké je pH 1 % ního roztoku NH_3 ? $\text{p}K = 4,74$

Řešení: $c_{\text{NH}_3} = \frac{10}{17} = 0,59 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $\text{pOH} = \frac{1}{2} \cdot (4,74 - 0,77 + 1) = 2,48$
 $\text{pH} = \underline{11,52}$

Příklad 3. Disociační konstanta jednosytné slabé zásady $K_z = 4 \cdot 10^{-7}$. pH tohoto roztoku je 10,3. Vypočítejte látkovou koncentraci c a disociační stupeň α .

Řešení: Nejdříve vypočítáme $\text{pOH} = 14 - 10,3 = 3,7$
 potom: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-4}$
 dále $K_z = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c} \quad c = \frac{[\text{OH}^-]^2}{K_z} = \frac{(2 \cdot 10^{-4})^2}{4 \cdot 10^{-7}} = \underline{0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}$
 $\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}} = \sqrt{\frac{4 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = \underline{2 \cdot 10^{-3}}$

Procvičení: 11. Jaké je pH H_3BO_3 ? $c = 0,0002 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $\text{p}K = 9,237$

12. Jaké je pH kyseliny mravenčí? $c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $\text{p}K = 3,732$

13. Vypočítejte pH CH_3COOH , $c = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$

14. Vypočítejte pH roztoku NH_4OH . $c = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$

15. Vypočítejte látkovou koncentraci c roztoku NH_4OH , jestliže $\alpha = 0,005$ $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$

16. Vypočítejte K_{NH_3} roztoku, $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$, $\alpha = 0,004$.

I.7.6. Hydrolýza solí.

Většina rozpustných solí je ve vodě úplně disociována na své ionty. Jednotlivé ionty mohou reagovat potom s vodou.

V případě, že rozpouštíme:

- sůl silné kyseliny a zásady - pH se nemění
- sůl slabé zásady a silné kyseliny - $\text{pH} < 7$
- sůl silné zásady a slabé kyseliny - $\text{pH} > 7$
- sůl slabé zásady a slabé kyseliny - potom $\text{pH} < = > 7$ podle hodnot K_k a K_z

- Hydrolýza solí silných kyselin a zásad neprobíhá.
- Hydrolýza solí slabých kyselin a silných zásad

Při výpočtech vycházíme ze vztahu:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{p}K_k - \log c_r) \quad \text{p}K_k = \text{rovnovážná konstanta kyseliny}$$

$c_r = \text{koncentrace v mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Příklad 1. Vypočítejte pH roztoku CH_3COONa o $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ při 25°C .
 $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Řešení: $\text{p}K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 4,74 \quad c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \log c = -1$

dosazením do vzorce: $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{p}K_{\text{CH}_3\text{COOH}} + \log c)$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \cdot (4,74 - 1) = \underline{8,87}$$

- c) **Hydrolyza solí silné kyseliny a slabé zásady.**
Základní vztah pro výpočet pH:

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} (\text{p}K_z + \log c)$$

Příklad 2. Vypočítejte pH roztoku NH_4NO_3 . $c = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
 $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Řešení: $\text{p}K_z = 4,74$ $\log c = -3$

dosazením do vzorce: $\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} (\text{p}K_z + \log c)$

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \cdot (4,74 - 3) = \underline{6,13}$$

- d) **Hydrolyza solí slabé kyseliny a slabé zásady.**
pH těchto solí lze vypočítat ze vztahu:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (\text{p}K_k - \text{p}K_z) \quad \text{při } 25^\circ\text{C}$$

Příklad 3. Vypočítejte pH roztoku mravenčanu amonného při 25°C .

$$K_{\text{HCOOH}} = 1,76 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Řešení: $\text{p}K_{\text{HCOOH}} = 3,75$ $\text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 4,75$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} (3,75 - 4,75) = \underline{6,5}$$

Procvičení: 17. Vypočítejte pH roztoku KCN. $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ $K_{\text{HCN}} = 5 \cdot 10^{-5}$.

18. Jaké je pH roztoku octanu amonného, jestliže $K_z = K_k$?

19. Vypočítejte pH roztoku NH_4Cl . $c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$K_{\text{NH}_3} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

20. Vypočítejte pH roztoku NH_4CN . $c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad K_{\text{HCN}} = 7,2 \cdot 10^{-10}$$

1.7.7. Tlumivé roztoky.

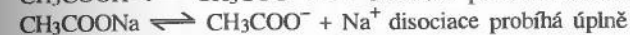
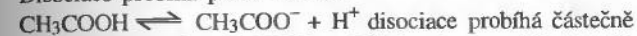
Nazýváme je též **pufr**y. Jsou to roztoky:

- a) slabých kyselin a jejich solí se silnými zásadami např. CH_3COOH a CH_3COONa
b) slabých zásad a jejich solí se silnými kyselinami např. NH_4OH a NH_4Cl
Přidáme-li k roztoku slabé kyseliny sůl o stejném aniontu např. ke kyselině octové octan sodný, který je úplně disociován, zvýší se koncentrace octanových aniontů, stejně se sníží koncentrace $[\text{H}_3\text{O}^+]$ vytvořením málo disociované CH_3COOH . Dochází k utopení kyseliny.
Podobně dochází k potlačení disociace roztoku slabé zásady přidáním roztoku NH_4Cl k roztoku NH_4OH .

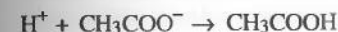
Kyselé pufr

Tlumivé schopnosti si vysvětlíme na roztoku CH_3COOH a CH_3COONa .

Disociace probíhá podle rovnice:



Přidáním silné kyseliny ionty H^+ reagují s octanovými ionty z octanu sodného na málo disociovanou CH_3COOH .



Dochází k vytěsnění slabé kyseliny, tím se **pH** podstatně mění.

Výpočet pH provádíme podle **Hendersovy - Hasselbachovy** rovnice

$$\text{pH}_k = \text{p}K_k + \log \frac{c \text{ soli}}{c \text{ kys.}}$$

Příklad 1. Jaké pH má pufr vzniklý smíšením 50 ml CH_3COOH

$$c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \text{ a } 50 \text{ ml roztoku } \text{CH}_3\text{COONa}$$

$$c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \quad \text{p}K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 4,74?$$

Řešení: $c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,1 \cdot \frac{50}{1000} = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$c_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 0,2 \cdot \frac{50}{1000} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_k + \log \frac{c_{\text{CH}_3\text{COONa}}}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = 4,74 + \log \frac{0,01}{0,005} = \underline{5,04}$$

Příklad 2. Určete pH roztoku, který obsahuje 0,1 mol CH_3COOH a 0,05 mol CH_3COONa $K_k = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Řešení:
$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}} + \log \frac{c_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} + \log \frac{0,05}{0,1} = \underline{4,46}$$

Příklad 3. Jaké bude pH roztoku pufru z příkladu 2, jestliže přidáme 0,01 mol HCl?

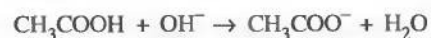
Řešení:
$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a}} + \log \frac{c_{\text{CH}_3\text{COONa}}}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

$$\text{CH}_3\text{COONa} = 0,05 - 0,01 = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} = 0,1 + 0,01 = 0,11 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

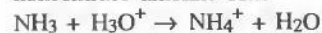
$$\text{pH} = 4,76 + \log 0,362 = \underline{4,32}$$

Přidáním silné zásady k tzv. kyselým pufrům probíhají reakce např.:



Alkalické pufrů.

Obsahují roztok slabé zásady a její soli se silnou kyselinou. Často se používá roztok $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$. Přidáním silné kyseliny dochází k úbytku NH_3 za vzniku vyšší koncentrace amonné soli.



Výpočet provádíme pomocí **Hendersonovy - Hasselbachovy rovnice**.

$$\text{pH} = 14 - \left(\text{p}K_{\text{z}} + \log \frac{c \text{ soli}}{c \text{ zásady}} \right)$$

Příklad 5. Amoniakální pufr obsahuje v 1000 ml 0,4 mol NH_4OH a 0,5 mol NH_4Cl . $\text{p}K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 4,74$

Řešení:
$$\text{pH} = 14 - (4,74 - \log 0,5 - \log 0,4) = 9,16$$

Příklad 6. Vypočítejte pH amoniakálního pufru z příkladu 5. po přilítí 0,1 mol HCl.

Řešení: Přilítím 0,1 mol HCl se sníží koncentrace NH_4OH o 0,1 mol, tzn. na 0,3 mol. Naopak se zvýší koncentrace o 0,1 mol u NH_4Cl , tzn. na 0,6 mol.

$$\text{pH} = 14 - \left(4,74 + \log \frac{0,6}{0,3} \right) = \underline{8,96}$$

Příklad 7. Jaké bude pH amoniakálního pufru z příkladu 5., jestliže přilijeme 0,1 mol KOH ?

Řešení: Koncentrace NH_4OH se zvýší na 0,5 mol
koncentrace NH_4Cl se sníží na 0,4 mol

$$\text{pH} = 14 - \left(4,74 + \log \frac{0,6}{0,3} \right) = \underline{9,36}$$

Procvičení: 21. Vypočítejte pH tlumivého roztoku o složení 100 ml CH_3COOH

$$c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{a } 100 \text{ ml } \text{CH}_3\text{COONa } c_{\text{CH}_3\text{COONa}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

když k němu přilijeme 20 ml HCl o $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

22. Jaké bude pH roztoku z příkladu 21. přilítím 20 ml NaOH o $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$?

23. Vypočítejte pH roztoku, který obsahuje 0,1 mol CH_3COOH a 0,2 mol CH_3COONa .

24. Jaké bude pH tlumivého roztoku, který obsahuje 0,1 mol NH_4OH a 0,2 mol NH_4Cl ?

25. Vypočítejte pH tlumivého roztoku obsahujícího 0,3 mol NH_4OH a 0,3 mol NH_4Cl , do něhož bylo přilito 0,1 mol HCl.

I.8. Výsledky.

I.2. Chemické rovnice.

1. $1 + 1 + 5 = 4 + 1$
2. $1 + 4 = 1 + 2$
3. $2 + 1 = 1 + 1 + 1$
4. $1 + 6 = 2 + 3$
5. $1 + 2 = 2 + 1 + 2$
6. $4 + 2 = 1 + 7$
7. $1 + 3 = 1 + 3$
8. $1 + 3 = 1 + 3$
9. $2 + 1 = 1$
10. $1 + 2 = 2 + 1$
11. $1 + 2 + 1 = 1$
12. $2 + 2 = 1 + 1$
13. $2 + 3 = 1 + 6$
14. $1 + 3 = 3 + 2$
15. $1 + 1 = 1 + 2$
16. $1 + 2 = 1 + 4$
17. $1 + 6 = 2 + 3$
19. a) N^V b) $N^{III}H_4N^VO_3$ c) $K_3Al^{III}F_6^{-1}$
d) $K^IBr^VO_3^{-II}$ e) $As^{III}H_3^I$
20. a) $Mn^{VII}O_4^-$ b) $Cr^{VI}O_4^{2-}$
c) $H_2P^IO_2^-$ d) $B_4^{III}O_7^{2-}$ e) $Sn^{IV}O_3^{2-}$
21. a) oxidace $6e^-$ b) redukce $8e^-$ c) oxidace $8e^-$
d) oxidace $6e^-$ e) redukce $1e^- \cdot 2$ f) oxidace $5e^- \cdot 2$
22. $4 + 5 = 4 + 6$
23. $1 + 5 + 6 = 2 + 10$
24. $1 + 8 = 1 + 8 + 4$
25. $1 + 3 + 2 = 2 + 2 + 3$
26. $2 + 3 = 2 + 3$
27. $6 + 1 = 3 + 1 + 4$
28. $1 + 2 + 5 = 2 + 4$
29. $2 + 5 + 3 = 2 + 1 + 5 + 8$
30. $2 + 5 + 3 = 2 + 1 + 5 + 3$
31. $1 + 3 + 4 = 1 + 1 + 3 + 7$
32. $3 + 2 + 6 = 3 + 3 + 2 + 4$
33. $6 + 2 + 3 = 3 + 2 + 4$

34. $1 + 3 + 16 = 2 + 3 + 6 + 8$
35. $6 + 1 + 6 = 6 + 2 + 3$
36. $1 + 4 + 5 = 2 + 8$
37. $2 + 10 + 8 = 2 + 5 + 6 + 8$
38. $6 + 1 + 7 = 3 + 1 + 4 + 7$
39. $10 + 2 + 8 = 5 + 2 + 1 + 8$
40. $6 + 6 = 5 + 1 + 6$
41. $2 + 2 = 1 + 1 + 1$
42. $3 + + = 1 + 2 + 3 + 1$
43. $4 + 10 = 4 + 1 + 3$
44. $1 + 10 = 1 + 1 + 8 + 4$
45. $2 + 3 + 6 = 2 + 3$
46. $3 + 4 = 3 + 1 + 2$
47. $4 = 3 + 1$
48. $3 + 8 = 3 + 2 + 4$
49. $1 + 2 = 1 + 1 + 2$
50. $2 + 16 = 2 + 2 + 5 + 8$
51. $4 + 10 = 4 + 1 + 3$
52. $1 + 4 = 1 + 1 + 2$
53. $1 + 5 + 3 = 3 + 3 + 3$
54. $2 + 1 = 3 + 2$
55. $1 + 5 + 6 = 3 + 6 + 3$
56. $1 + 2 + 3 = 1 + 2 + 2$
57. $1 + 1 + 2 = 1 + 1 + 1$
58. $8 + 1 + 10 = 4 + 1 + 4$
59. $1 + 4 + 5 = 2 + 8 + 10$
60. $8 + 3 + 5 + 18 = 8 + 3$
61. $2 + 10 + 16 = 2 + 5 + 8$
62. $2 + 3 + 10 = 2 + 8$
63. $4 + 10 + 4 = 2 + 10 + 2$
64. $2 + 5 + 4 = 2 + 10 + 2$
65. $5 + 2 + 16 = 5 + 2 + 8$
66. $2 + 5 + 14 = 2 + 5 + 7$
67. $3 + 24 = 3 + 6 + 15 + 6$
68. $1 + 10 = 2 + 3 + 10 + 2$
69. $2 + 15 = 1 + 4 + 11$
70. $2 + 5 + 4 = 2 + 10 + 2$
71. $2 + 1 + 3 = 1 + 1 + 3$
72. $1 + 1 + 1 = 1 + 2 + 2$
73. $1 + 2 + 6 = 1 + 2 + 2$
74. $1 + 1 + 3 = 1 + 2 + 2$
75. $1 + 3 = 1 + 1 + 2$

I.3. Základní výpočty.

1. a) 92p, 143n, 92e
b) 16p, 18n, 18e
c) 7p, 8n, 2e
2. $9,78 \cdot 10^{-26}$ kg
3. 63,54
4. ${}^{11}_5\text{B} = 81,08\%$ ${}^{10}_5\text{B} = 18,92\%$
5. a) 122,55 b) 170,49 c) 474,5
6. 15 mol
7. 500 g
8. $3,0115 \cdot 10^{23}$ molekul
9. 5,6 g
10. 53,12 g
11. 112 dm³
12. a) 96,963 g b) 1,34 mol c) $1,661 \cdot 10^{24}$ atomů
13. a) 0,2545 dm³ b) $6,023 \cdot 10^{24}$ atomů
14. a) 90g H₂O b) 1,5 mol O₂
15. Al = 53% O = 47%
16. $w_{(\text{Cl})} = 0,4185$
17. 72,3 g Fe
18. 130 kg Pb
19. CO (NH₂)₂
20. 84 g N, 24 g H, 96 g S, 192 g O
21. 76 g FeSO₄
22. 160 kg Cu
23. 48,06 % H₂O
24. 40,17% MgO 59,83% SiO₂
25. ZnCl₂
26. Mg₂P₂O₇
27. FeCl₃ · 6 H₂O
28. K₄ [Fe (CN)₆]
29. C₆H₆
30. C₆H₁₂O₆
31. KCl · MgCl₂ · 6H₂O
32. C₂H₅OH
33. FeS
34. Mn₂O₃

I.4. Roztoky.

1. 25 %ní
2. 12,3 %ní
3. 72,45 g HCl 100 %ní
4. 113,38 g Na₂SO₄ · 7 H₂O
5. 110 g Fe SO₄ · 7 H₂O
6. 20 %
7. 2 dm³
8. 50 % CO, 33,33 % H a 16,67 % CO₂
9. 0,017 a 1,7 mol %
10. 0,90
11. 71,5 % CO, 9,5 % H a 19 % CO₂
12. 0,5 mol · l⁻¹
13. 16,8 g KOH
14. 2 litry
15. 4,5 litru
16. 24,8 g Na₂S₂O₃ · 5 H₂O
17. 7,95 mol · l⁻¹
18. 1,12 mol · l⁻¹
19. 7,2 mol · l⁻¹
20. 3,72 cm³ NH₄OH 26 %ního
21. 7,13 %ní NaOH
22. 10,37 %
23. 2,33 mol · l⁻¹
24. 10,6 mol · l⁻¹
25. 0,156 mol · l⁻¹
26. 9,09 cm³ H₂SO₄ %ní
27. 13,1 cm³
28. 23,2 mol · % SO₂, 10,6 mol · % SO₃
13,2 mol · % O₂, 53,0 mol · % N₂
29. 833 ml H₂O
30. 19 %ní H₂SO₄
31. 30,2 %ní H₂SO₄
32. 200 g H₂O
33. 1 litr
34. 746 ml HCl 25 %ní
35. 12 %ní HNO₃
36. 26,6 %ní H₂SO₄

37. 62,5 g
38. 40 kg
39. a) nasycený b) nenasycený
40. a) nenasycený b) nasycený
41. 635 g roztoku
42. 627 g KI
43. 32,5 g KMnO₄
44. 44,4 g BaCl₂ · 2 H₂O
45. 330 g
46. 389,1 g H₂O
47. 291,5 g H₂O
48. 52,8 g NaCl, 147,2 g H₂O
49. 10,2 %ní
50. asi 1,4 g
51. 174,7 g FeSO₄ · 7 H₂O

I.5. Výpočty podle chemických rovnic:

1. 38,3 ml H₂SO₄ 96 %ní
2. 48,6 ml HCl 10 %ní
3. 30,4 g Cr₂O₃ 5,6 g N₂
4. reakce probíhá podle rovnice:

$$3 \text{ Cu} + 8 \text{ HNO}_3 + 5 \text{ H}_2\text{O} = 3 \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ NO}$$
 49,4 g Cu(NO₃)₂ · 3 H₂O 171,8 g HNO₃ 20 %ní
5. 280 g CaO a 220 g CO₂
6. 27,92 g Fe a 54,9 g H₂SO₄ 90 %ní
7. 7,95 % Ag
8. 30,3 g SO₂
9. 12,7 %
10. 255 g KClO₃
11. 48,7 l H₂
12. 127,6 l H₂S
13. 16,5 l O₂
14. 11,2 % nečistot
15. 12,7 litru
16. 4,29 m³ vzduchu
17. a) 8,63 g Fe b) 15,15 g H₂SO₄ 100 %ní
 c) 15,78 g H₂SO₄ 96 %ní d) 135,70 ml H₂O
18. a) 10,6 b) 11,8 c) 6,5 d) 3,7 e) 12,3
 f) 9,2 g) 61,5

19. a) 42,17 b) 380,2 c) 4,46 d) 17,84 e) 40,46
 f) 147,28
20. a) 30,82 b) 92,49 c) 5,9 d) 19,6 e) 17,7
21. a) 27,8 b) 250,2 c) 13,2 d) 118,8

I.6. Zákony plynů.

1. 2,5 dm³
2. 2 · 10⁶ Pa
3. 4 krát
4. 1,8 · 10⁵ Pa
5. 11 dm³
6. 68,3°C
7. 3,66 dm³
8. 12,84 dm³²
9. 9,5 · 10⁴ Pa
10. na 283°C
11. 62 dm³
12. 301,38 kPa
13. 5 g H₂
14. 88 litrů
15. p_{H₂} = 1,82 · 10⁵ Pa p_{Cl₂} = 8,59 kPa
16. 127 kPa p_{CH₄} = 94 kPa p_{C₂H₆} = 33 kPa
17. p_{N₂} = 0,65 · 10⁵ Pa p_{CO} = 0,27 · 10⁵ Pa
 p_{H₂} = 0,107 · 10⁵ Pa p_{CO₂} = 0,054 · 10⁵ Pa
18. 38 % CH₄ a 62 % C₂H₆
19. 2,56 l N₂ a 5,12 l O₂
20. p_{CH₄} = 0,098 MPa p_{C₂H₆} = 0,052 MPa

I.7. Výpočet pH

1. a) 5,22 b) 12,52
2. a) 13,18 b) 7,7
3. a) 1 · 10⁻² mol · l⁻¹ b) 2 · 10⁻⁹ mol · l⁻¹
4. a) 1 · 10⁻⁸ mol · l⁻¹ b) 3,16 · 10⁻⁴ mol · l⁻¹
5. 11
6. 13,6

7. 5,21
8. a) 2,3 b) 13,7
9. a) $3,54 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$ b) $1 \cdot 10^{-13} \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$
10. a) $4 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$ b) $1,58 \cdot 10^{-14} \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$
11. 6,5
12. 2,88
13. 3
14. 10,98
15. $7,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \Gamma^{-1}$
16. $1,6 \cdot 10^{-5}$
17. 8,65
18. 7
19. 5,6
20. 9,15
21. 4,58
22. 4,96

II.1. Obecná část.

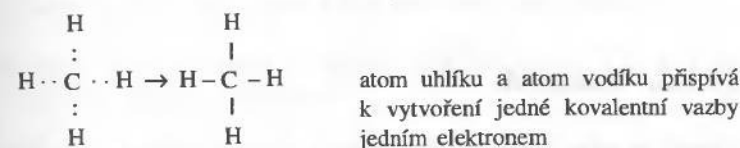
II.1.1. Vazby v organických sloučeninách.

Zatímco v anorganických sloučeninách převažuje vazba iontová (extrémně polární), v organických sloučeninách je to kovalentní vazba, ať již nepolární nebo polární. Kovalentní vazba mezi dvěma atomy vzniká obecně sdílením elektronů. Je-li rozdíl elektronegativity dvou atomů prvků podílejících se na vazbě v rozmezí hodnot $0 \leq \Delta x \leq 0,4$, hovoříme o kovalentní vazbě nepolární.

Jako příklad uvádíme vazby v molekule chloru a methanu.

Příklad 1. $\overline{\text{Cl}} \cdot \cdot \overline{\text{Cl}} \rightarrow \overline{\text{Cl}} - \overline{\text{Cl}}$ každý z atomu chloru přispívá k vytvoření kovalentní vazby jedním elektronem.

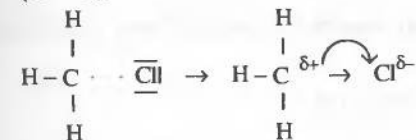
$$\Delta x_{\text{Cl}-\text{Cl}} = x_{\text{Cl}} - x_{\text{Cl}} = 3,0 - 3,0 = \underline{0}$$



$$\Delta x_{\text{C}-\text{H}} = x_{\text{C}} - x_{\text{H}} = 2,5 - 2,1 = \underline{0,4}$$

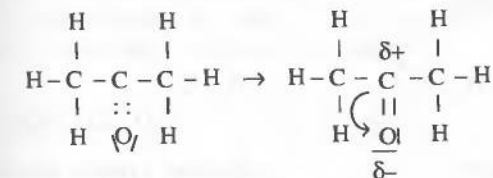
Je-li rozdíl elektronegativity dvou atomů prvků podílejících se na vazbě v rozmezí hodnot $0,4 < \Delta x \leq 1,7$, hovoříme o kovalentní vazbě polární.

Příklad 2. Vazba v molekule monochlormethanu (C - Cl) a v molekule acetonu (C = O).



$$\Delta x_{\text{C}-\text{Cl}} = x_{\text{Cl}} - x_{\text{C}} = 3,0 - 2,5 = \underline{0,5}$$

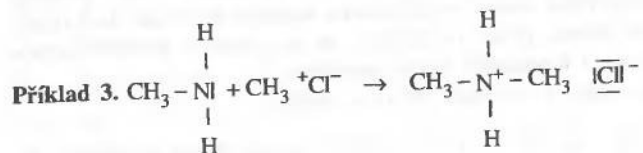
Na atomu uhlíku, jehož elektronegativita je nižší, se vytváří částečný (parciální) náboj $\delta+$, na atomu chloru, jehož elektronegativita je vyšší, se vytváří částečný (parciální) náboj $\delta-$.



$$\Delta x_{C-O} = x_O - x_C = 3,5 - 2,5 = 1,0$$

V organických sloučeninách (např. v tetraalkylamoniových solích) se vyskytuje **vazba donorakceptorová (dativní)**.

Donorem je atom prvku poskytující elektrony, akceptorem je atom prvku přijímající elektrony.



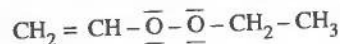
Donorem je atom dusíku, akceptorem CH_3^+ .

II.1.2. Vaznost.

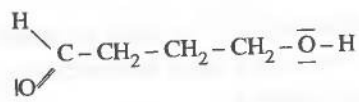
Vaznost je počet vazeb, tj. elektronových dvojic, kterými se atom váže s jiným atomem v molekule.

Příklad 4. V molekule chloru je chlor jednovazný, v molekule vody je kyslík dvojevazný, v molekule amoniaku dusík trojevazný, v molekule metanu uhlík čtyřvazný, atd.

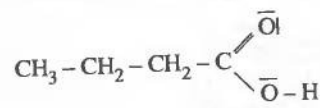
Příklad 5. Odvoďte struktury šesti organických sloučenin, které odpovídají sumárnímu vzorci $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.



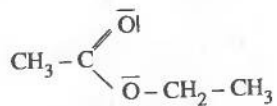
ethylvinylperoxid



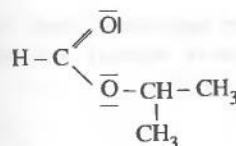
4-hydroxybutanal



butanová kyselina



ethylester kyseliny ethanové



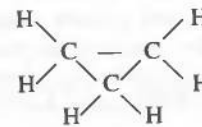
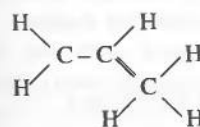
sekpropylester kyseliny metanové

II.1.3. Elektronové vzorce.

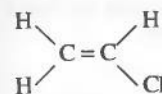
V elektronových strukturálních vzorcích se uvádějí jak vazebné, tak i ne vazebné elektronové páry a dále geometrický tvar struktur s využitím poznatků o úhlech vazeb. Jednoduché vazby vycházející z atomu uhlíku svírají úhel $109^\circ 28'$ (tetraedrické uspořádání), jednoduché vazby vycházející z atomů uhlíků spojených dvojnou vazbou spolu svírají úhel 120° , jednoduché vazby vycházející z atomů uhlíků spojených trojnou vazbou spolu svírají úhel 180° (leží v přímce).

Příklad 6. Naším úkolem je napsat elektronové strukturální vzorce:

a) C_3H_6 (propen, cyklopropan)



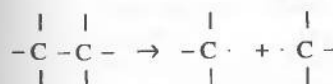
b) vinylchlorid



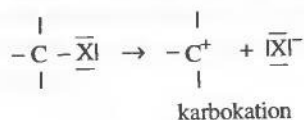
II. 1.4. Způsoby štěpení kovalentní vazby.

Štěpení kovalentní vazby probíhá dvěma různými způsoby a vede k dvěma zásadně rozdílným reakčním mechanismům.

a) **štěpení radikálové (homolytické)** - působením teploty nebo světelného kvanta. Toto štěpení probíhá na vazbě C-C (velmi pevná nepolární). Vznikají dvě částice s nepárovým elektronem, tzv. **radikály**.



b) štěpení iontové (heterolytické) - působením katalyzátoru (např. FeX₃). Při tomto štěpení vznikají ionty rozdílné elektronové struktury a je typické pro reaktivní polární vazbu. (C - X, C = O)



Heterolytické štěpení se dále dělí na elektrofilní a nukleofilní a to dle povahy činidla.



substrát

činidlo (reagens)

látka, na niž
reakce probíhá

látka způsobující
reakci

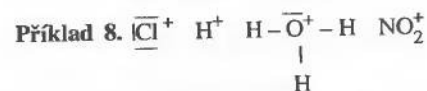
Je-li činidlo Lewisova báze, tj. látka schopná dodat elektronový pár, mluvíme o **nukleofilním reakčním mechanismu**, je-li činidlo Lewisova kyselina, tj. látka s nedostatkem elektronů, mluvíme o **elektrofilním reakčním mechanismu**.

Co tedy rozumíme pod pojmem **nukleofilní a elektrofilní činidla**?

Nukleofilní činidla - dodávají do vznikající kovalentní vazby svůj elektronový pár. Připojují se na to místo na substrátu, kde je částečný kladný náboj. Název nukleofilní vznikl z latinského nucleus = jádro a řeckého filos = druhý.



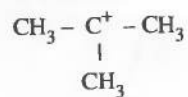
Elektrofilní činidla se účastní vzniku vazby svým vakantním orbitalem. Připojují se na to místo na substrátu, kde je částečný záporný náboj.



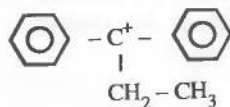
II.1.5. Organické ionty.

V této kapitole se zaměříme na ionty, se kterými se v organické chemii setkáváme:

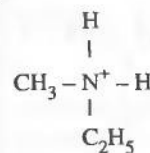
Kationty:



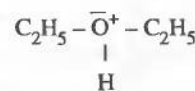
trimethylkarbonium



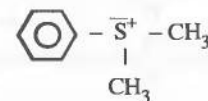
ethyldifenylnukleofilní karbokation



ethylmethylamonium



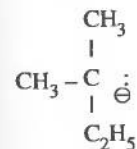
diethylloxonium



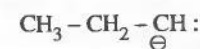
fenyldimethylsulfonium

Anionty.

Vezmeme-li uhlíkové anionty typické pro organickou chemii, bude v nich atom uhlíku trojvazný s dvojicí nevázaných elektronů.



2-methylbutanid



1-propanid

II.1.6. Rezonanční (mezomerní) vzorce.

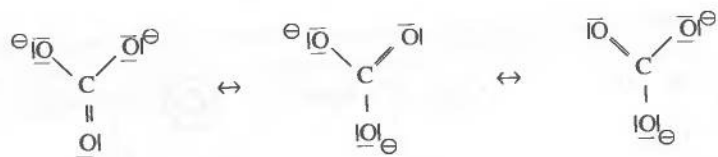
Mezomerie - pomocí ní vyjadřujeme strukturální vzorec určité sloučeniny ne běžným jejím strukturálním vzorcem, ale alespoň dvěma mezními strukturami.

Příklad 9. V molekule benzenu je šest rovnocenných vazeb mezi atomy uhlíku, v základním stavu benzenu neexistují lokalizované konjugované dvojné vazby, je zde vysloveně mezomerní systém, v němž všechny vazby mezi atomy uhlíku zaujímají střední postavení mezi jednoduchou a dvojnou vazbou. Základní stav je tedy znázorněn **dvěma mezomerními vzorci**, mezi něž klademe znaménko pro mezomerii (dvojitou šipku).



Skutečný stav molekuly benzenu leží mezi těmito Kekulého strukturami benzenu.

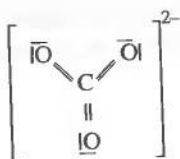
Podobně je tomu u karbonátového iontu, neboť dle fyzikálních měření všechny vazby C-O jsou si rovnocenné. Existují tedy tři mezní struktury.



Pro složitost zápisu rezonančních struktur se od nich upouští a používá se zápisu, který vystihuje rozložení elektronů a odráží i moderní poznatky v povaze vazeb.



benzen



karbonátový ion

II.1.7. Elektronegativita prvků a skupin.

Elektronegativita prvků je schopnost jejich atomů přitahovat elektronový pár. V periodickém systému v jednotlivých periodách vzrůstá zleva doprava.

Prvek	Li	Be	B	C	N	O	F
elektronegativita	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0

V jednotlivých skupinách klesá elektronegativita směrem dolů.

Prvek	H	Li	Na	K	Rb	Ca	Fr
elektronegativita	2,1	1,0	0,9	0,8	0,8	0,75	0,70

Nejvyšší elektronegativitu má fluor, nejnižší francium. Ve skupinách atomů je rozdíl elektronegativit následující:

$$\begin{array}{l} \delta+ \quad \delta- \\ \text{H}-\text{N} \end{array} \quad \Delta x = x_{\text{N}} - x_{\text{H}} = 3,0 - 2,1 = 0,9$$

$$\begin{array}{l} \delta- \quad \delta+ \\ \text{O}-\text{H} \end{array} \quad \Delta x = x_{\text{O}} - x_{\text{H}} = 3,5 - 2,1 = 1,4$$

II.1.8. Indukční efekt.

Indukční efekt je posuv elektronů vyvolaný elektronegativitou atomů v jednoduchých, tzv. σ vazbách.

Rozeznáváme: **kladný indukční efekt +I** vyvolaný atomy či skupinami atomů, které mají schopnost přesunout část náboje prostřednictvím jednoduché vazby směrem od sebe.

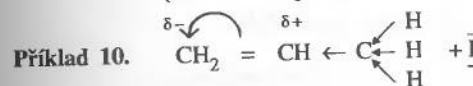


Takovéto atomy či skupiny atomů se nazývají **elektropozitivní (elektrondonorní)**.

záporný indukční efekt -I vyvolaný atomy či skupinami atomů, které způsobí posuv elektronů směrem k sobě.



Takovéto atomy či skupiny atomů se nazývají **elektronegativní (elektronakceptorní)**.



II.1.9. Charakteristické rysy radikálových a iontových reakcí.

Radikálové reakce.

- Bývají katalyzovány vyšší teplotou, světelným kvantem nebo rozkladem látek schopných produkovat jiné volné radikály.
- Probíhají v plynné fázi nebo za přítomnosti nepolárních rozpouštědel.

Mezi radikálové reakce patří oxidace, hydrogenace, elektrolytická redukce, převážná většina polymeračních reakcí katalyzovaných organickými peroxidy, fotochemické reakce a reakce diazoniových solí, při kterých se uvolňuje dusík.

Iontové reakce.

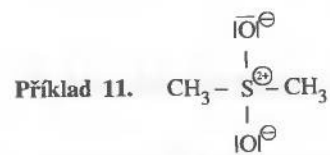
- Nejsou ovlivněny světelným kvantem, přítomností volných radikálů nebo peroxidů. Často jsou katalyzovány kyselinami (H_2SO_4), Lewisovými kyselinami (FeX_3 , AlX_3).

- Zřídka probíhají v plynné fázi. Vliv rozpouštědla na výsledek reakce je odvislý od jeho vlivu na její přechodný stav.
- Pro aromatickou substituci platí známé Hollemanovo pravidlo.

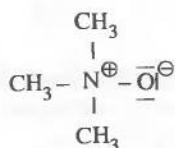
Mezi iontové reakce patří Friedel Craftsova reakce, halogenace, nitrace a sulfonace arenů, dehydratace, aldolová kondenzace, adice halogenů, halogenvodíku a vody na nenasycené sloučeniny.

II.1.10. Dipolární vazba.

Dipól je seskupení stejně velkého kladného a záporného náboje, jež jsou v molekule posunuty od sebe na určitou vzdálenost. Ve vazbě dipolární jsou jednoduchou vazbou spojeni vždy dva atomy nesoucí opačné náboje.



dimethylsulfon



trimethylaminoxid

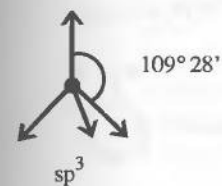
II.1.11. Orbital a hybridní orbitály uhlíku.

Energetickoprostorový popis elektronů (tj. z hlediska jeho pohybu a energie) se nazývá **orbital**. Pojem orbitalu vyplývá z aplikace Schrödingerovy vlnové rovnice. **Hybridizace orbitalů** je vlastně energetické sjednocování různých orbitalů při tvorbě kovalentní vazby. Vznikají nové tzv. **hybridní orbitály**, které např. u atomu uhlíku vypočteme lineární kombinací 2s a 2p orbitalů.

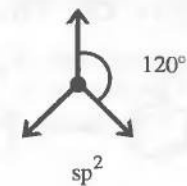
Hybridizace uhlíku.

- sp^3 – hybridizací tří orbitalů 2p atomu uhlíku a jednoho orbitalu 2s vznikají čtyři rovnocenné hybridní orbitály sp^3 .
- sp^2 – hybridizací dvou orbitalů 2p atomu uhlíku a jednoho orbitalu 2s vznikají tři rovnocenné hybridní orbitály sp^2 .
- sp – hybridizací jednoho orbitalu 2p atomu uhlíku a jednoho orbitalu 2s vznikají dva rovnocenné hybridní orbitály sp .

Směry hybridních orbitalů atomu uhlíku.



tetraedrická hybridizace



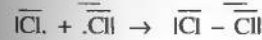
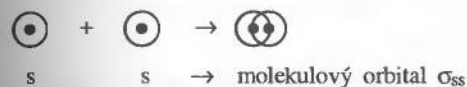
trigonální hybridizace



lineární hybridizace

II.1.12. σ a π vazby

σ vazby vznikají překryvem atomových orbitalů ve směru vazby (hustota σ elektronů leží na spojnici vazeb mezi dvěma atomy podléjícími se na vazbě).



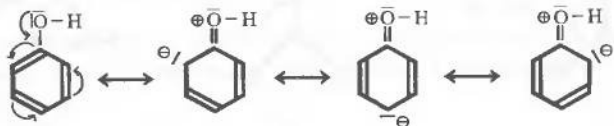
π vazby vznikají bočním překryvem orbitalu p (hustota π elektronů leží mimo spojnicí vazeb mezi dvěma atomy podléjícími se na vazbě).



II.1.13. Mezomerní efekt (M).

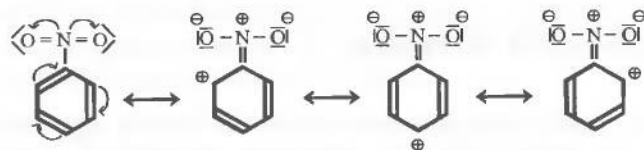
Schopnost substituentu řídit vstup dalšího substituentu do určité polohy je vyvolán mezomerním efektem, přičemž se elektrony posunují z jednoho oktetu na oktet sousední. Tím se změní původní rozložení elektronového oblaku v molekule organické sloučeniny.

Kladný mezomerní efekt (+M) vykazují atomy či skupiny atomů elektrondorní (poskytující elektron) tzv. **substituenty 1. třídy** - -X, -O-H, -S-H, -NH₂, -NR₂

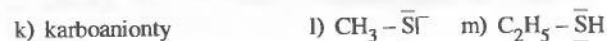
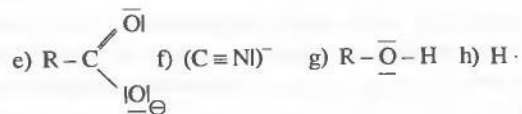


Záporný mezomerní efekt (-M) vykazují atomy či skupiny atomů elektronakceptorní (přijímající elektron) - tzv. substituenty II. třídy. -NO₂, -SO₃H, -CN, -COOH, -CHO, -COOR

Příklad 13.



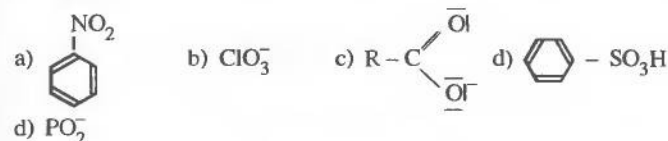
- Procvičení: 1. Určete typ vazby v molekule kyseliny mravenčí v ethanolu a v dimethylsulfidu mezi jednotlivými atomy prvků.
 2. Odvoďte struktury pěti organických sloučenin, které odpovídají sumárnímu vzorci C₃H₇N.
 3. Odvoďte struktury šesti uhlovodíků, které odpovídají sumárnímu vzorci C₅H₆.
 4. Napište elektronový strukturní vzorec octanu sodného a ketenu CH₂ = C = O.
 5. K uvedeným sumárním vzorcům napište vzorce elektronové:
 a) CO(NH₂)₂ b) (CH₃)₃-CCH₃ c) CH₃CONHCH₃
 d) (CH₃)₃N e) (CH₂)₂CBr₂
 6. Napište elektronový vzorec hydrazinu a kyseliny oxalové.
 7. Rozhodněte, které z uvedených iontů nebo molekul jsou činidla elektrofilní, nukleofilní a radikálová:



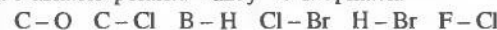
8. Napište strukturní vzorce iontů, které vzniknou připojením protonu k nezávislému elektronovému páru na atomu kyslíku, síry a dusíku v:

- a) ethanolu b) ethylmethyletheru
 c) difenylaminu d) dimethylsulfidu

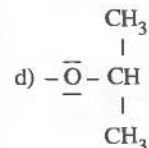
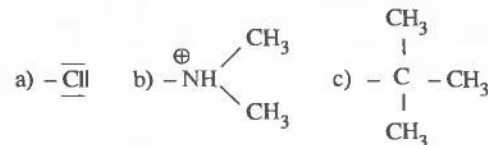
9. Vyjádřete pomocí mezomerních vzorců strukturu těchto molekul a iontů:



10. Naznačte polaritu vazby ve skupinách:



11. Které z níže uvedených atomů či skupin atomů jsou elektronodonorní (vykazují +I efekt) a které elektronakceptorní (vykazují -I efekt)?



12. Napište strukturní vzorce těchto sloučenin s dipolárními vazbami a označte polaritu dipólu.

- a) CH₃-CO-CH₃ b) CH₃-CH₂-CHO
 c) C₂H₅-SO-C₂H₅ d) nitroethan

13. Zapište pomocí symbolů počet elektronů u B, Na, I, Pb v jejich základním stavu.

14. Kolik elektronů v určitém atomu mohou mít tato kvantová čísla?
 a) n = 3 b) n = 2, l = 1 c) n = 1

15. Uveďte maximální počet elektronů ve sférách a v orbitalech základního stavu.

- a) sféra K b) sféra M c) orbital 3d
 d) orbital 2f e) orbital 2p_y

16. Napište elektronovou konfiguraci těchto iontů:

- a) Na⁺ b) O²⁻ c) S²⁻ d) Ca²⁺

17. K jakému hybridnímu typu náležejí orbitály středových atomů v uvedených strukturách?

- a) BeCl₂ b) BF₃ c) CH≡CH d) H₃O⁺ e) C₂H₆

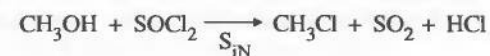
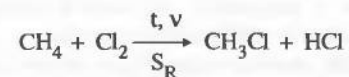
18. Naznačte mezomerní efekt:

- v molekule chlorbenzenu
- v molekule vinylkyanidu
- v molekule benzensulfonové kyseliny

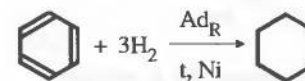
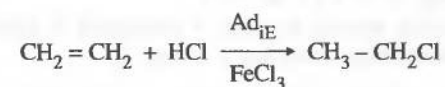
II.2. Základní reakce v organické chemii.

Reakce v organické chemii se dělí do čtyř základních skupin:

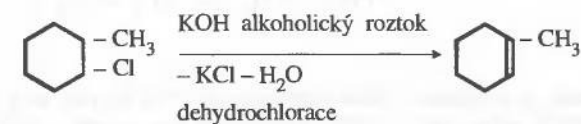
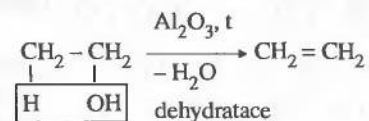
1. **substituční** = reakce, při nichž jeden nebo více atomů vodíku či funkčních skupin nahradíme odpovídajícími počty jiných atomů či skupin atomů.



2. **adiční** = reakce, při nichž ze sloučeniny nenasycené vzniká sloučenina nasycenější až nasycená. Hybridizační stupeň se mění: $sp - sp^2 - sp^3$.



3. **eliminační** = opak adičních reakcí. Při této reakci ze sloučeniny nasycené vzniká sloučenina nenasycená. Hybridizační stupeň se mění: $sp^3 - sp^2 - sp$.



4. **přesmyky** = reakce, při níž se mění kostra (struktura) organické sloučeniny.

II.2.1. Substituční reakce.

II.2.1.1. Radikálová substituce na nasyceném atomu uhlíku S_R (C-H vazeb).

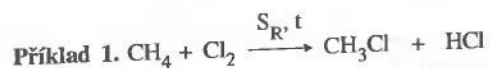
Tento typ reakce se vyskytuje u nasycených uhlovodíků alifatických (alkanů) a u nasycených uhlovodíků cyklických (cykloalkanů C_5 , C_6). Jak je známo z teorie organické chemie, alkany jsou uhlovodíky velmi málo reaktivní, neboť vazba C-H je prakticky nepolární a obsahují pouze σ vazby. Podobně je to u cykloalkanů C_5 a C_6 , kde neexistuje úhlové napětí (deformace valenčního úhlu). Proto podléhají radikálovým reakcím, vyžadujícím teplotu nebo světlo.

Reakce na vazbě C-H.

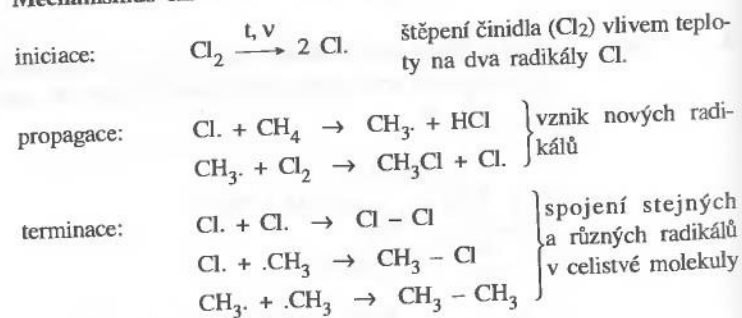
a) **halogenace** tj. substituční reakce, při níž se atomy vodíku v molekule uhlovodíku nahrazují atomy halogenů.

Reaktivita halogenů: $F \gg Cl > Br \gg I$

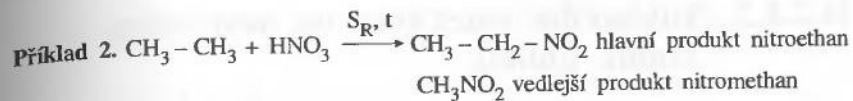
Reaktivita uhlíkových atomů: terciární > sekundární > primární (závislé na hodnotě energie homolytické disociace v kJ mol^{-1}).



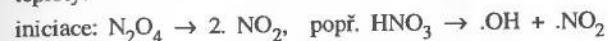
Mechanismus chlorace methanu do I. stupně:



b) **nitrace**, tj. substituce vodíku nitroskupinou $\cdot\text{NO}_2$. Provádí se v plynné fázi parami HNO_3 při teplotě $> 400^\circ\text{C}$. Vzhledem k této vysoké teplotě, která odpovídá teplotě krakování (teplota, při níž se štěpí uhlíkatý řetězec), produkty nitrace alkanů je vždy směs nitroalkanů, která se dělí destilačně. Produkty nitrace slouží jako rozpouštědla.



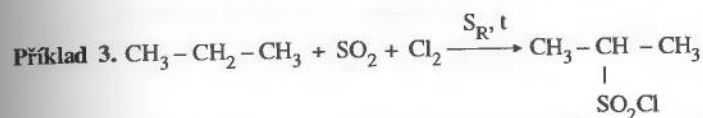
Nitrace je zahájena rozštěpením HNO_3 (N_2O_4) na radikály působením teploty:



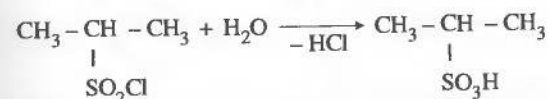
c) **sulfonace**, tj. substituce vodíku sulfonovou skupinou $-\text{SO}_3\text{H}$.

Poněvadž mechanismus sulfonace alkanů je radikálový, nelze použít jako sulfonáčného činidla H_2SO_4 (nepodléhá radikálovému štěpení, ale štěpení iontovému). Jednou z metod přípravy alkansulfonových kyselin je proto sulfochlorace, při níž jako sulfonáčného činidla použijeme směsi $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2$.

Reakce je zahájena štěpením činidla vlivem teploty:

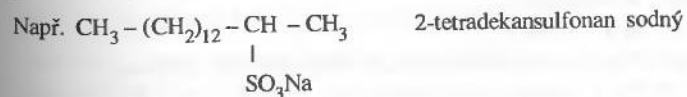


2-propansulfonylchlorid



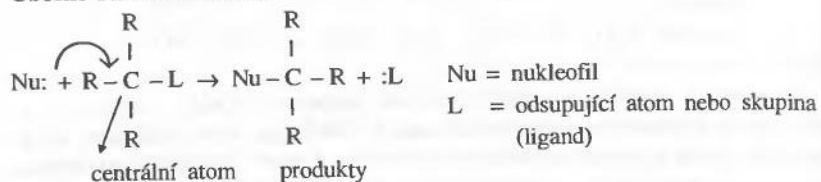
2-propansulfonová kyselina

Z alkanů C_{12} až C_{20} připravené alkansulfonylchloridy se podrobují alkalické hydrolyze a vzniklé alkansulfonany alkalické (sodné nebo draselné) jsou výborné čisticí prostředky (detergenty).



II.2.1.2. Nukleofilní substituce na nasyceném atomu uhlíku.

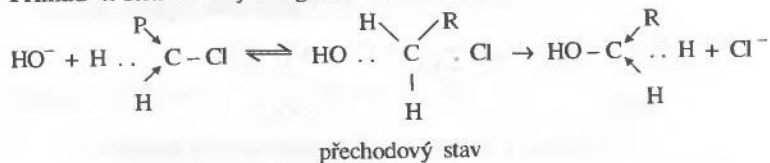
Obecné schema rovnice:



Nukleofily: Nu⁻ = Cl⁻, Br⁻, I⁻, OH⁻, OR⁻, RCOO⁻, CN⁻, R⁻, NH₂⁻, N₃⁻
Nu = R₃N
HNu = H₂O, ROH, RCOOH, NH₃

Uvedené obecné schema je příkladem bimolekulární nukleofilní substituce označované S_N2.

Příklad 4. Reakce alkylhalogenidu s iontem OH⁻.



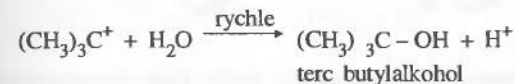
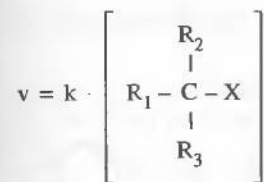
Při srážce polarizované molekuly alkylhalogenidu a iontu dojde k současné výměně halogenidového iontu za hydroxylový. Protože rychlost reakce je úměrná koncentraci obou reagujících látek, hovoříme o reakci bimolekulární.

$$v = k \cdot [\text{RX}] \cdot [\text{OH}^-]$$

Přechodovým stavem je komplex, v němž alkylová skupina, oba vodíkové atomy a centrální atom uhlíku leží v jedné rovině. Kolmo k této rovině jsou částečnými vazbami připojeny skupina hydroxylová a atom chloru. Tento komplex se pak rozpadá na alkohol a chloridový anion.

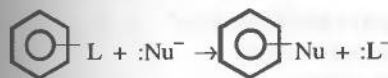
Příklad 5. Hydrolyza terc.butylchloridu.

Jde o dvoustupňovou reakci. Prvním stupněm je pomalá disociace terc.butylchloridu za vzniku přechodového stavu, kterým je karboniový kation. Rychlost II. stupně reakce je téměř okamžitá a spočívá v reakci karboniového kationtu s nukleofilním činidlem (H₂O) za vzniku alkoholu. Protože celková rychlost reakce závisí pouze na jedné z reagujících látek, hovoříme o nukleofilní substituci monomolekulární S_N1.



II.2.1.3. Nukleofilní substituce na aromatickém jádře.

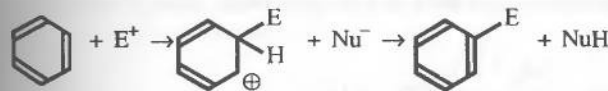
Obecné schema reakce:



Příkladem tohoto typu reakce je příprava fenolu z halogenderivátů (chlor-benzenu), alkalické tavení arensulfonátů alkalických a reakce diazoniových solí - hydrolyza, Sandmayerova reakce.

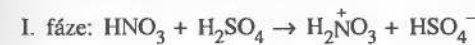
II.2.1.4. Elektrofilní substituce na aromatickém jádře.

Obecné schema rovnice:



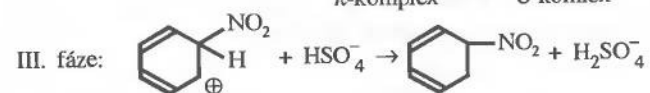
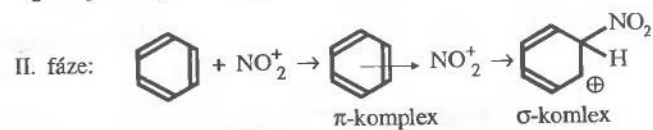
Elektrofilní činidla: X⁺, NO₂⁺, SO₃H⁺, H⁺, CH₃⁺, H₃O⁺, AlCl₃, BF₃, -C⁺

Příklad 6. Nitrace benzenu do I. stupně.



nitrační směs

Z K



Podobně probíhá sulfonace (sulfonační činidlo oleum nebo H_2SO_4 koncentrovaná), halogenace (činidlo X_2 , katalyzátor AlX_3 , FeX_3).

Pouze chlorace a bromace toluenu probíhá i radikálovým způsobem (působením teploty), přičemž vstupuje chlor (brom) do bočního řetězce.

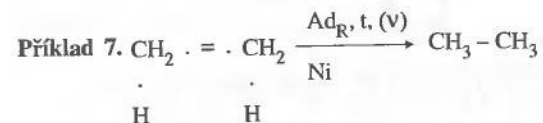
II.2.2. Adiční reakce.

Z hlediska mechanismu se rozdělují adiční reakce na:

- radikálové (homolytické) - zahajované radikály činidla
- iontové (heterolytické) - zahajované ionty činidla
 - elektrofilní - zahajované kationty činidla
 - nukleofilní - zahajované anionty činidla
- cykloadiční - např. dienové reakce - cykloadiční reakce Diels-Alderova

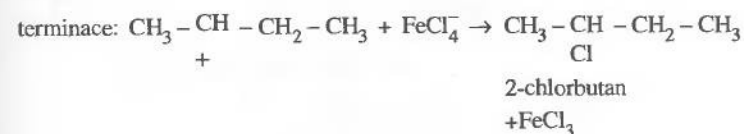
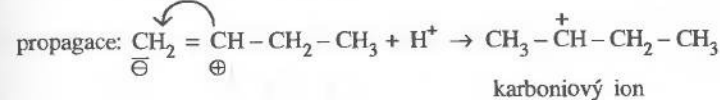
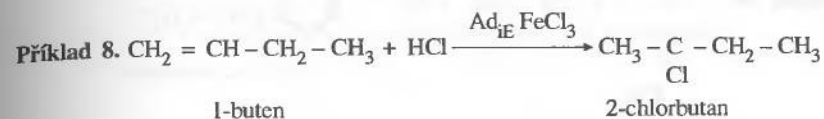
II.2.2.1. Radikálová adice.

K této adiční reakci patří především katalytická hydrogenace. Tato hydrogenace probíhá na povrchu jemně rozptýleného katalyzátoru (Pt, Pd, Ni), kde je absorbován vodík, který se přenáší pomocí katalyzátoru na hydrogenovanou vazbu (π elektrony).



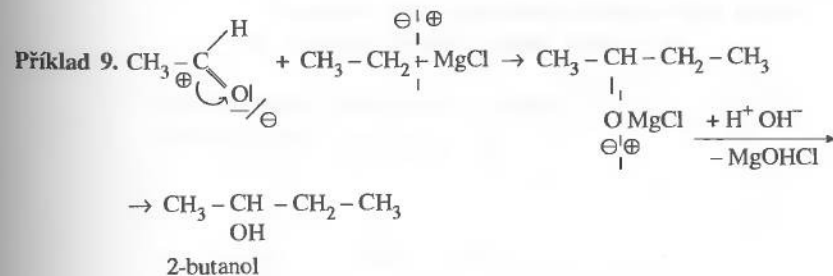
II.2.2.2. Elektrofilní adice.

K těmto adičním reakcím patří adice X_2 , HX, H_2SO_4 , kyselá katalyzovaná hydratace, adice HClO , kationtová polymerace a Kučerova reakce.



II.2.2.3. Nukleofilní adice.

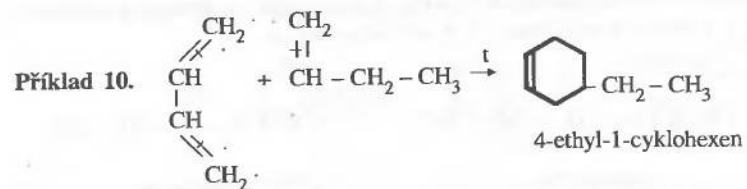
Do této skupiny adičních reakcí patří aniontová polymerace, většina adičních reakcí s aldehydy a ketony, aldolová kondenzace, Grignardovy reakce, adice Grignardových činidel, hydrolyza nitrilů.



II.2.2.4. Cykloadiční reakce.

Jde o reakci dienů s dienofilní složkou (složka obsahující dvojnou vazbu). Reakce probíhá za zvýšené teploty mechanismem 1,4- a produktem této reakce je cyklohexen, popř. jeho homology. Dle svých autorů se tato reakce nazývá Diels-Alderova.

Její přesnější název je cykloadiční reakce typu [4 + 2], protože při ní dochází k adici čtyřčlenného π -elektronového systému na π -systém dvoučlenný.

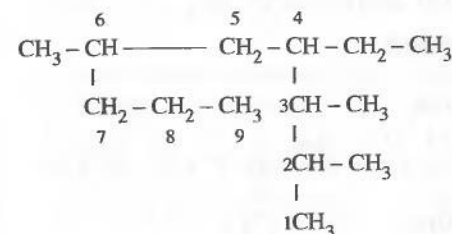


II.3. Názvosloví.

V teorii organické chemie se velmi podrobně probírá systematické názvosloví uhlovodíků a jejich derivátů. Velmi podrobně je popsáno v publikaci Dr. Blažek: Současné chemické názvosloví. Informativně se o systematickém názvosloví zmíníme i v našem textu.

II.3.1. Uhlovodíky.

Příklad 11. Nazvěte systematicky uhlovodík, jehož vzorec je:



- Postup:
1. Nalezneme základní řetězec (nejdelší uhlíkatý řetězec).
 2. Očíslujeme základní řetězec tak, aby soubor lokant (číselných předpon) nesl co nejnižší číslo.
 3. Nazveme bočné řetězce: **kmen + yl** a seřadí, e je abecedně podle počátečního písmene názvu kmene.
 4. Nazveme základní řetězec: **kmen + an**

Základní řetězec obsahuje 9 C - (oktan)

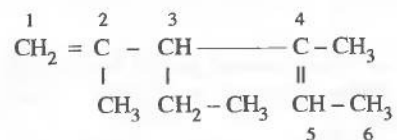
Číslování řetězce:

Bočné řetězce: 3x - CH₃, 1x - CH₂ - CH₃

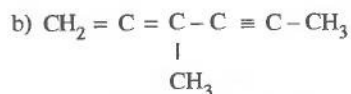
Systematický název: **4-ethyl-2,3,6-trimethylnonan**

U nenasycených uhlovodíků má při číslování základního řetězce přednost násobná vazba před bočnými řetězci. Nachází-li se dvojná i trojná vazba při číslování základního řetězce zleva i zprava ve stejné poloze, má přednost dvojná vazba před trojnou.

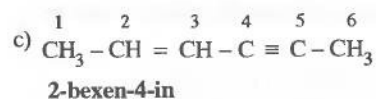
Příklad 12. a) Nazvěte systematicky uhlovodík, jehož vzorec je:



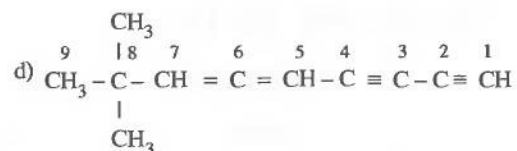
3-ethyl-2,4-dimethyl-1,4-hexadien



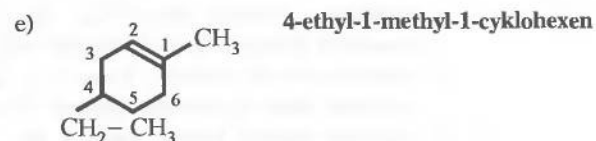
3-methyl-1,2-hexadien-4-in



2-bexen-4-in

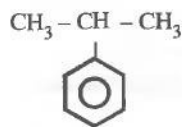


8,8-dimethyl-5,6-nonadien-1,3-diin

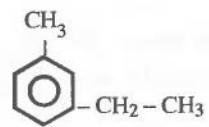


U arenů převládá triviální názvosloví.

Příklad 13. Nazvěte systematicky i triviálně:



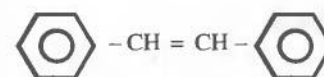
S: sekpropylbenzen
 T: kumen



S: 1-ethyl-3-methylbenzen



S: 1,4-dimethylbenzen
 T: p-xylen



S: 1,2-difenylethen

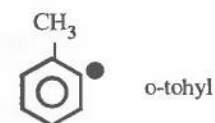
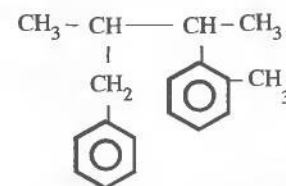
T: stilben

Je-li vázán na aromatický uhlovodík delší alifatický uhlíkatý řetězec, nazveme ho systematicky jako derivát alifatického uhlovodíku.

Příklad 14. a) $\text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3$ **1-fenyl-2-methyl-pentan**
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 $\quad \quad \quad 3 \quad 4 \quad 5$



b) napište vzorec uhlovodíku, jehož systematický název je
 2-benzyl-3-o-tolylbutan



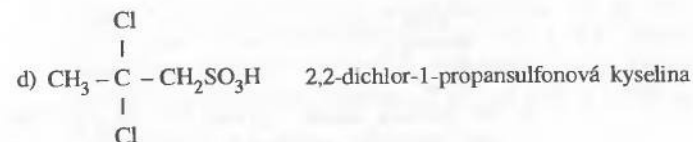
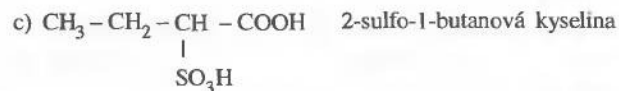
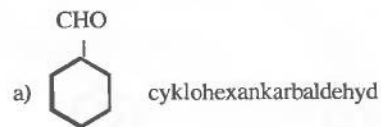
II.3.2. Deriváty uhlovodíků.

II.1.17. Přehled názvů nejdůležitějších funkčních skupin v pořadí klesajícího názvoslovného systému.

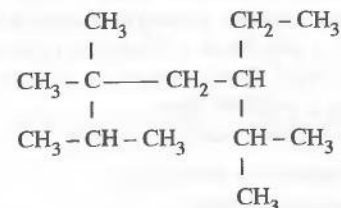
funkční skupina	předpona	zakočení
-COOH	karboxy-	-ová kyselina -karboxylová kyselina ^x
-SO ₃ H	sulfo-	-sulfonová kyselina
-COOR	alkyloxykarbonyl -	-alkyl-ová -alkyl-karboxylát ^x
-CONH ₂	karbamoyl-	-amid -karbamid ^x
-CN	kyan-	-nitril -karbonitril ^x
-CHO	formyl-	-al -karbaldehyd ^x
CO	oxo-	-on
-OH	hydroxy-	-ol
-SH	merkapto-	-thiol
-NH ₂	amino-	-amin
-X	halogen-	nemá
-NO ₂	nitro-	nemá
-NO	nitroso-	nemá
-OR	alk (yl)oxy-	nemá

^x tato zakončení se užívají tehdy, není-li C atom funkční skupiny součástí základního uhlíkatého řetězce.

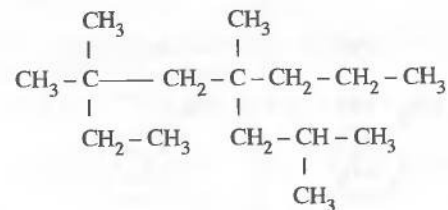
Příklad 15.



- Procvičování:
- Jestliže na ethin působíme dvěma molekulami HCl, co bude produktem reakce a o jaký typ reakce se jedná?
 - Vysvětlíte pojem dehydrogenace, uveďte příklad.
 - Wöhler v roce 1828 připravil synteticky první organickou látku zahříváním NH₄Cl a KCNO - močovinu. Napište reakci vzniku močoviny, o jaký typ reakce se jedná?
 - Napište reakci ethanu s dvěma molekulami chloru. O jaký typ reakce se jedná a co bude produktem této reakce?
 - Určete, který z níže uvedených názvů odpovídá zásadám nomenklatury IUPAC (systematické názvosloví).

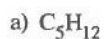


- 2-methyl-2,3-disek-propylhexan
 - 2,3,3-trimethyl-5-sek-propylheptan
 - 3-ethyl-2,5,5,6-tetramethylheptan
 - 2,3,3,6-tetramethyl-5-ethylheptan
 - 5-ethyl-2,3,3,6-tetramethylheptan
6. Je správný název alkanu 2,4,5,6-tetramethyl-4-propyloktan, jehož vzorec je?

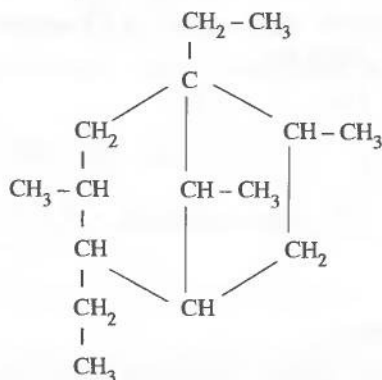


Vysvětlíte!

- Z teorie organické chemie znáte pojem izomerie. Napište vzorce a názvy všech izomerních sloučenin sumárního vzorce:

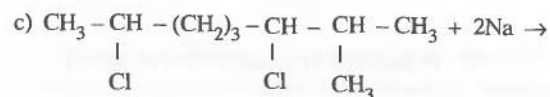
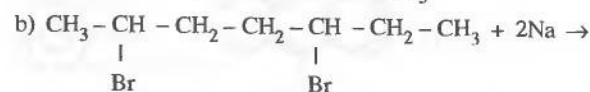
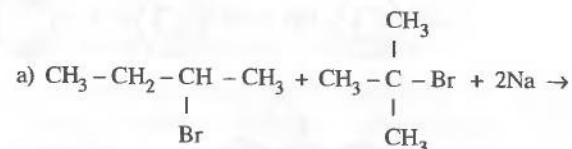


8. Při chloraci alkanů v plynné fázi při 250°C bylo zjištěno, že pro reaktivitu primárních, sekundárních a terciálních vodíkových atomů byl vyvozen poměr 1:4:6. Vypočítejte procentové složení monochlorační směsi z izopentanu.
9. Při chloraci neohexanu v plynné fázi při 250°C vznikají celkem dva produkty. Vypočítejte procentové složení monochlorační směsi.
10. Napište produkty nitrace butanu při 450°C.
11. Napište reakci izobutanu se směsí $SO_2 + Cl_2$. Produkt sulfonace nazvěte.
12. Co vznikne reakcí 1-methylcyklopentanu s $3Cl_2$? Produkt nazvěte.
13. Z teorie organické chemie víte, že jednou ze syntetických metod přípravy alkanů je Würtzova syntéza. Vaším úkolem je napsat:
- reaktanty, jestliže produkty reakce jsou 2-methylbutan (hlavní) a dále butan a 2,3-dimethylbutan (vedlejší).
 - napište reakci 2-chlorpropanu a 1-chlor-2-methylbutanu se sodíkem v prostředí éteru. Napište produkty reakce a nazvěte je.
14. Připravte Würtzovou syntézou:
- 1,2-dimethylcyklobutan
 - 1-ethyl-2-methylcyklopentan
15. V teorii organické chemie jste byli seznámeni se systematickým názvoslovím bicyklických uhlovdíků. Vaším úkolem je systematicky nazvat uhlovdík vzorce:



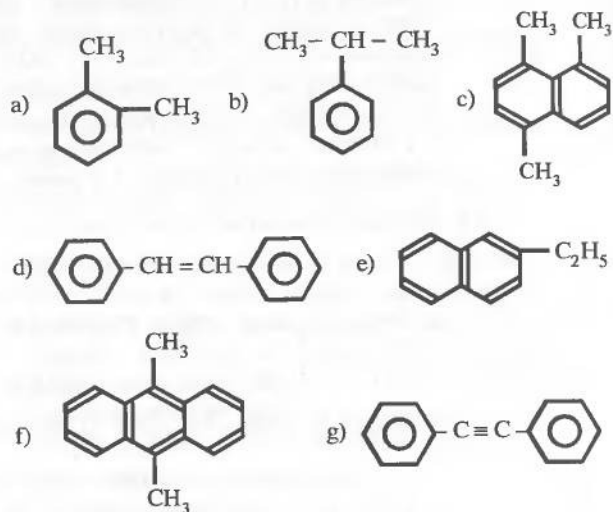
16. Z teoretické a praktické výuky organické chemie víte, že dokonalým spalováním uhlovdíků vzniká CO_2 a H_2O . Určete vzorec nacyklického nasyceného uhlovdíku, jehož 10 mg poskytl kvantitativním spálením 30,81 mg CO_2 a 14,38 mg H_2O .
17. Úhlové napětí cyklopropanu a cyklobutanu se projevuje jejich zvýšenou reaktivitou. Zatímco cyklopropan reaguje pomalu s bromem za tvorby 1,3-dibrompropanu a hydrogenací při teplotě 120°C za katalýzy Ni poskytuje propan, cyklobutan, u něhož je deformace valenčního úhlu nižší (110° – 60° | 110° – 90°) probíhá pouze hydrogenace za vzniku butanu (teplota 200°C, katalyzátor Ni). Se zředěným roztokem $KMnO_4$ (Bayerův test) cyklopropan a cyklobutan nereagují. Vaším úkolem je kvalitativně rozlišit cyklopentan, ethylcyklopropan a 2-penten.

18. Doplňte pravou stranu rovnice:

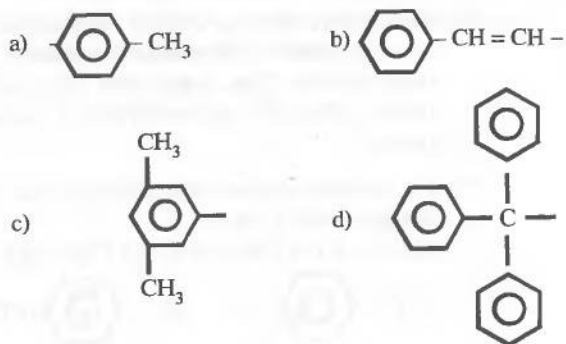


19. Pro přípravu éteru se využívá alkylace (arylace) alkoholátů či fenolátů, přičemž alkylačním (arylačním) činidlem je alkyl (aryl) halogen. Tato reakce patří mezi nukleofilní substituční reakce. Připravte ethylmethyléter a naznačte mechanismus reakce.
20. Jak rozlišíte jednoduchou zkumavkovou metodou dvě níže uvedené dvojice látek:
- $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CHCl}$ od $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2\text{Cl}$
 - CH_3 - Cl od - CH_2Cl
21. Napište přípravu p-krezolu z p-chlortoluenu a uveďte typ a mechanismus reakce.
22. Připravte rezorcinol a uveďte typ a mechanismus reakce.

23. Připravte p-krezol z diazoniové soli a uveďte typ a mechanismus reakce.
24. Připravte benzonitril z diazoniové soli a uveďte typ a mechanismus reakce.
25. Areny patří mezi nejdůležitější uhlovodíky. Důležité je i jejich názvosloví. Nazvěte tyto areny:



26. Pojmenujte tyto uhlovodíkové zbytky:

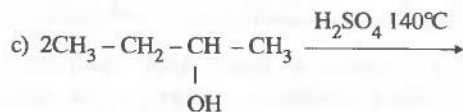
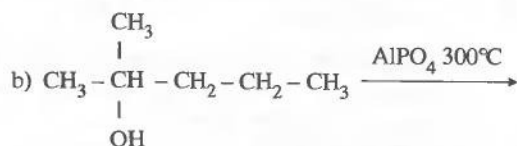
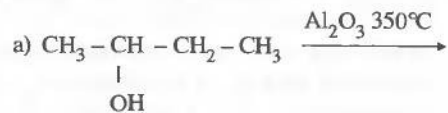


27. Kolik polohových izomerů je možno odvodit u:
- a) tribrombenzenu
- b) dichlornaftalenu

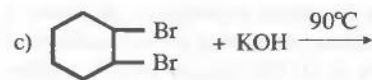
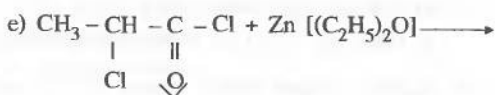
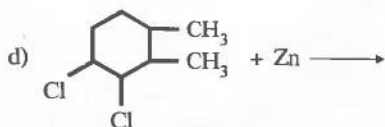
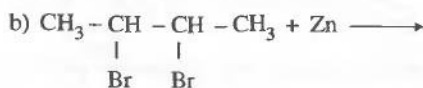
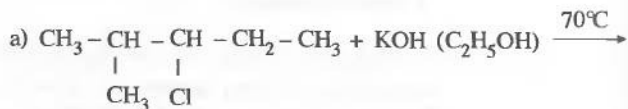
28. Které z níže uvedených substituentů jsou z hlediska elektrofilní substituce jako o,p-dirigující a jako m-dirigující ?
- | | | |
|---------------------|-----------------------------------|------------------------------------|
| a) -CH ₃ | e) -CH=O | ch) -COCH ₃ |
| b) -CF ₃ | f) -O ⁻ | i) -OC ₆ H ₅ |
| c) -NH ₂ | g) -CN | j) -COOH |
| d) -NO ₂ | h) -C ₆ H ₅ | k) -CONH ₂ |
29. Alkylskupiny patří mezi o,p-dirigující substituenty (I. třídy). Mononitrací vznikají o-a p-nitroderiváty. Nitrací toluenu vzniká o-nitrotoluenu 61 % a p-nitrotoluenu 39 %. Nitrací kumenu vzniká o-nitrokumenu 31 % a p-nitrokumenu 69 %. Vysvětlete a napište reakce.
30. Jako nitrační činidlo v aromatické řadě působí NO₂⁺, jehož koncentrace v reakční směsi závisí na podmínkách. Napište vznik nitroniového kationtu:
- a) ve zředěném HNO₃
- b) v roztoku acetylitrátu v acetanhydridu
31. O naftalenu je známo, že je reaktivnější než benzen (nevyvážený aromatický charakter - 10π elektronů). Co vznikne mononitrací:
- a) naftalenu
- b) 1-methylnaftalenu
- c) 2-methylnaftalenu
32. Podobně jako naftalen, tak i antracen je reaktivnější než benzen (má opět nevyvážený aromatický charakter, obsahuje 14π e). Do které polohy bude probíhat převážně mononitrace antracenu a proč ?
33. Do které polohy bude přednostně probíhat mononitrace:
- a) azoxybenzenu
- b) difenylsulfoxidu
34. Napište sumární reakce benzenu:
- a) s oleem
- b) s přebytkem kyseliny chlorsulfonové (minimálně 1 molárním)
- c) a acetylchloridem v přítomnosti AlCl₃
- d) s propenem v přítomnosti HCl a AlCl₃
- e) s Br₂ v přítomnosti AlBr₃
- U reakcí a), c), d), e) napište přesný mechanismus reakce.
35. Napište sumární reakce toluenu a jejich mechanismus:

- a) s Cl_2 v přítomnosti AlCl_3
 b) s Cl_2 za teploty 100°C

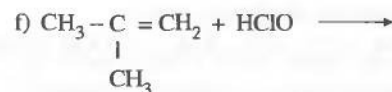
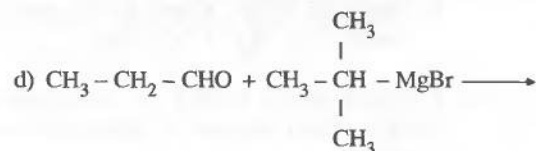
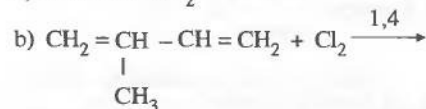
36. Z teorie organické chemie víte, že jednou z důležitých eliminačních reakcí je dehydratace (odnímání vody). Doplňte pravou stranu rovnice u těchto reakcí:



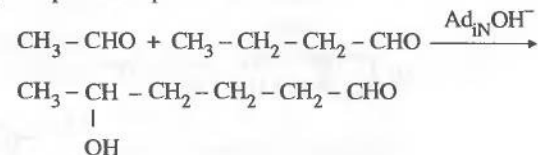
37. Doplňte pravou stranu rovnice u níže uvedených eliminačních reakcí:



38. Napište produkty adičních reakcí a uveďte jejich mechanismus. Produkty pojmenujte:



39. a) co vznikne reakcí 1-butinu s H_2O v přítomnosti HgSO_4 ?
 b) Jak bude reagovat 1,3-butadien s 3-hexenem (mechanismus 1,4-)?
 c) Je správně napsaná tato reakce?

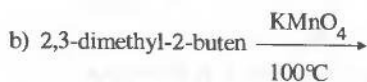
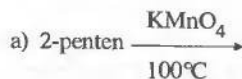


d) Co vznikne reakcí ethylkyanidu s $2\text{H}_2\text{O}$?

40. Navrhněte vhodné reakce pro níže uvedené přeměny:

- a) propen na 2-brompropan
 b) 2-chlorbutan na 2,3-butandiol
 c) 1-chlorcyklopentan na 1,2-dichlorcyklopentan
 d) 2-methyl-2-propanol na 2-methylpropan-1,2-diol
 e) 2-chlor-3-methylbutan na 2-methyl-2,3-butandiol

41. Z teorie organické chemie víte, že jedním z typů oxidace alkenů je oxidace **energická**, při níž oxidačním činidlem je KMnO_4 a teplota je 100°C . Při této oxidaci dochází k úplnému rozštěpení uhlíkatého řetězce v místě dvojné vazby. Produkty této oxidace jsou karbonylové sloučeniny a karboxylové kyseliny. Vyřešte následující úlohy:

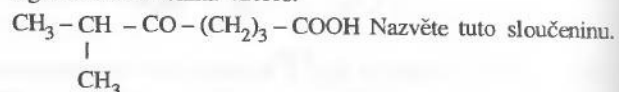


- c) energickou oxidací alkenů, jehož vzorec a název máte určit, vznikly CO_2 , H_2O a 2-butanon.

42. Energická oxidace probíhá i u nenasycených cyklických uhlovodíků. Vaším úkolem je zjistit reaktanty, jejichž oxidací vznikly:

a) 1,6-hexandiová kyselina

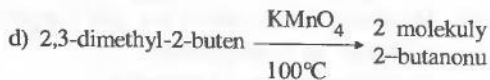
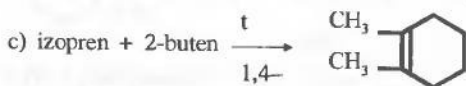
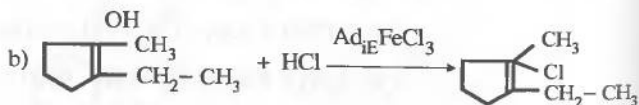
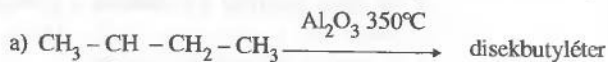
b) organická sloučenina vzorce:



c) 1,3-propandiová kyselina + 2CO_2 + H_2O

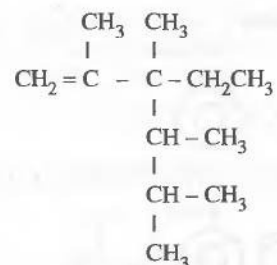
d) 2,5-oktandion

43. Jakých chyb jsme se dopustili v následujících reakcích a proč?



O jaký typ reakce se jedná v bodě a), c), d)?

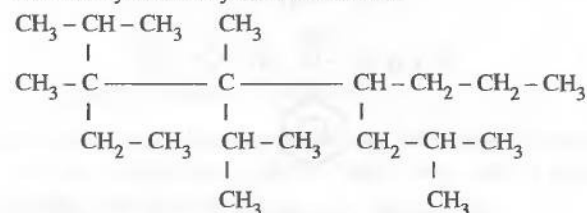
44. Je správný systematický název uhlovodíku, jehož vzorec je:



3-ethyl-2,3,4,5-tetramethyl-1-penten?

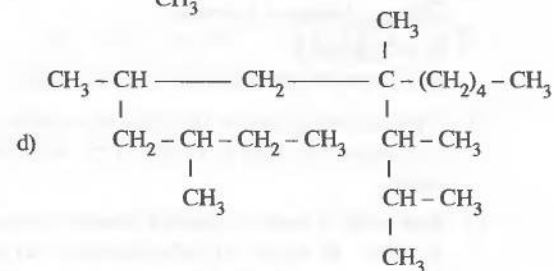
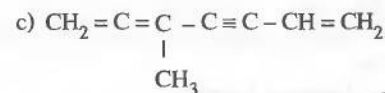
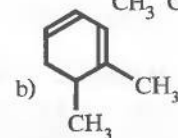
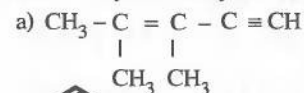
45. Radikálový název uhlovodíku je izobutyldimethylmethan. Napište jeho vzorec a odvoďte systematický název tohoto uhlovodíku.

46. Nazvěte systematicky tento uhlovodík:

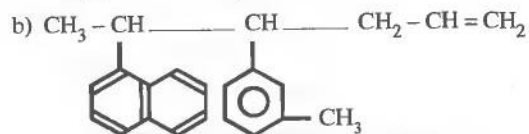
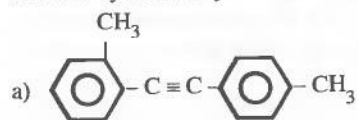


47. Ze systematického názvu alkanu odvoďte jeho vzorec: 3,4-diethyl-4-izobutyl-6,6-diterc.butyltetradekan

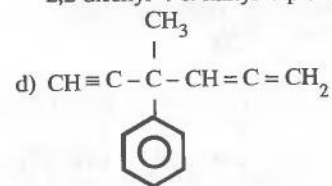
48. Nazvěte systematicky:



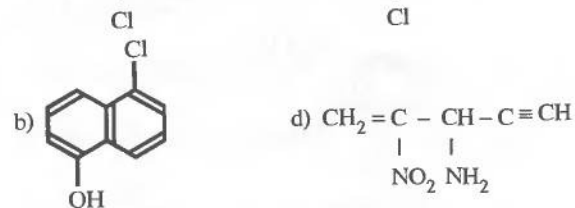
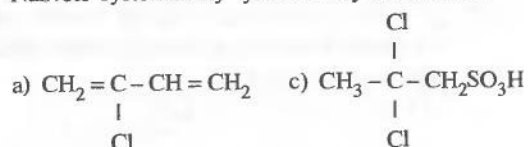
49. Nazvěte systematicky:



c) Napište vzorec uhlovodíku, jehož systematický je 2,2-difenyl-4- α -naftyl-4-p-tolylheptan.



50. Nazvěte systematicky tyto deriváty uhlovodíků:



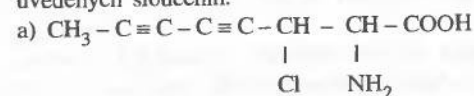
51. Napište vzorce organických sloučenin, jejichž systematický název je:

- a) 2-oxo-butanová kyselina
 b) 2,3-butandion
 c) 1-formyl-4-antracenkarboxylová kyselina

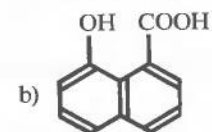
52. Kyselina sulfanilová je triviální název jedné důležité organické sloučeniny. Nazvěte ji dalšími typy názvosloví a napište její vzorec.

53. Jistě znáte z teorie organické chemie triviální názvy:
 a) freon b) teflon c) polychloropren d) aceton
 Napište vzorce těchto sloučenin a pojmenujte je systematicky.

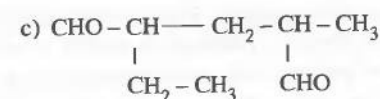
54. Odstraňte chyby z uvedených systematických názvů níže uvedených sloučenin:



2-amino-3-chlor-3,5-oktadienkarboxylová kyselina



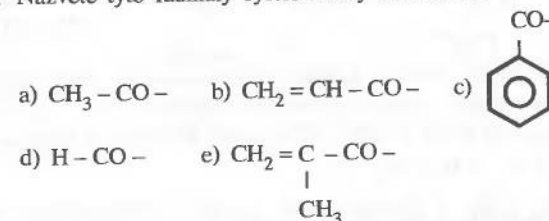
1-hydroxy-8-naftalenová kyselina



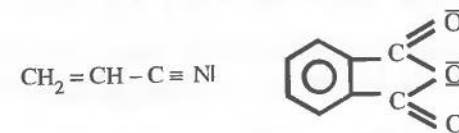
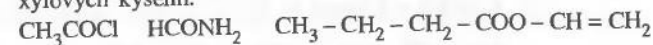
4-ethyl-2-methyl-1,5-pentandial

55. Při laboratorní přípravě chloroformu haloformovou reakcí vzniká jako meziprodukt chloral. Napište tuto reakci a pojmenujte chloral systematicky.

56. Nazvěte tyto radikály systematicky a triviálně:



57. Nazvěte všemi typy názvosloví tyto funkční deriváty karboxylových kyselin:



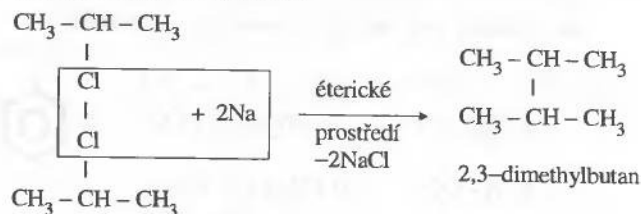
II.4. Vybrané reakce v organické chemii.

V organické chemii je pro přípravu organických sloučenin využíváno řady chemických reakcí, často označovaných dle jejich autorů. Vzhledem k významu těchto reakcí se v této kapitole seznámíme s průběhem podrobně a mechanismem některých vybraných chemických reakcí.

II.4.1. Würtzova syntéza.

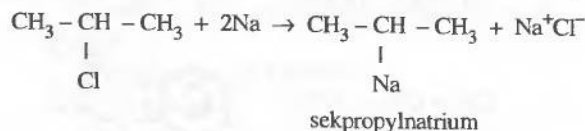
Je to reakce pojmenovaná po svém objeviteli francouzském chemiku K.A. Würtzovi (1817-1884). Je vhodná pro přípravu symetrických alkanů (obsahující sudý počet atomů uhlíku). Reaktanty jsou dvě molekuly monohalogenalkanů a kov snadno tvořící halogenidy. V případě, že reaktanty budou dva různé monohalogenalkany, produkty reakce je směs uhlovodíků, které se těžko oddělují v čistém stavu, neboť mají blízké teploty varu.

Příklad 1. Napište reakci dvou molekul 2-chloropropanu se sodíkem. Uveďte její pravděpodobný mechanismus.

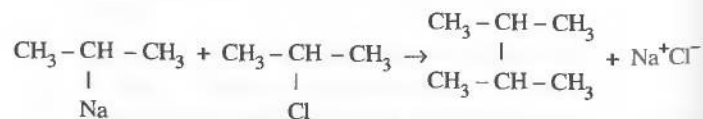


Pravděpodobný mechanismus

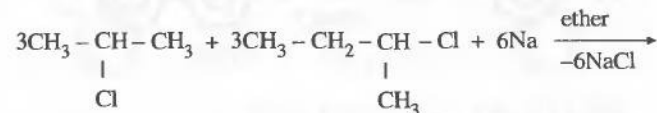
I. Působením sodíku se odštěpuje z molekuly 2-chloropropanu chlor a radikál sek. propyl se slučuje se sodíkem za vzniku sek. propylsodíku.



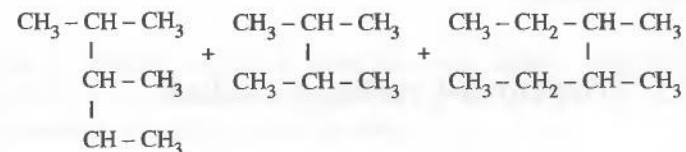
II. Molekula sekpropylsodíku reaguje s molekulou 2-chloropropanu za vzniku 2,3-dimethylbutanu a NaCl.



Příklad 2. Produkty Würtzovy syntézy jsou uhlovodíky 2,3-dimethylpentan (hlavní), 2,3-dimethylbutan a 3,4-dimethylhexan (vedlejší). Napište úplnou reakci a nazvěte reaktanty.



2-chloropropan 2-chlorbutan



2,3-dimethylpentan 2,3-dimethylbutan 3,4-dimethylhexan

H.P.

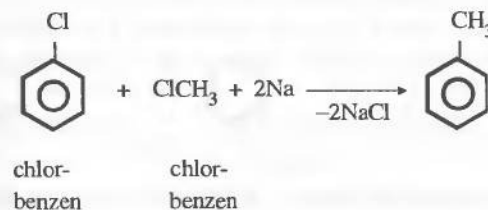
V.P.

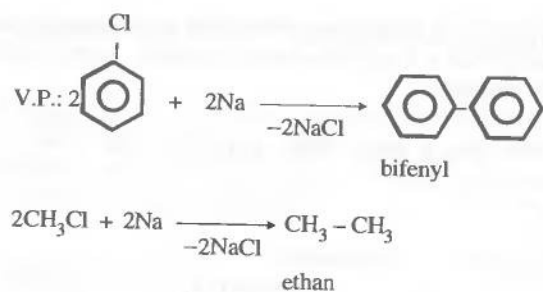
II.4.2. Würtzova - Fittigova reakce.

Fittig v roce 1864 ukázal, že Würtzovy metody se dá s výhodou použít při přípravě aromatických uhlovodíků. Jde o reakci monohalogenalkanu a monohalogenarenu (substituovaného halogenem přímo na benzenovém jádře) s kovy snadno tvořícími halogenidy.

Průběh reakce je dvoustupňový: v prvním stupni dochází k reakci mezi monohalogenarenem a sodíkem za vzniku arylsodíku. V druhém stupni arylsodík reaguje s monohalogenalkanem za vzniku aromatického uhlovodíku. Jako vedlejší produkty vznikají uhlovodíky, které lze snadno od sebe oddělit pro značnou odlišnost jejich teplot varu.

Příklad 3. Napište přípravu toluenu Würtzovou-Fittigovou reakcí. Reaktanty nazvěte. Nazvěte vedlejší produkty a napište úplné rovnice jejich vzniku.

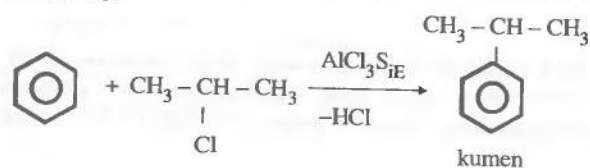




II.4.3. Friedelova-Craftsova reakce.

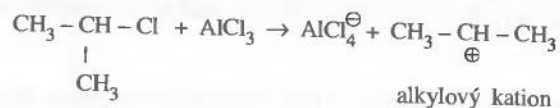
Reakci objevil v roce 1877 Charles Friedel, profesor v Paříži a jeho americký student James M. Crafts. Jde o iontovou elektrofilní substituci - alkylation či arylation arenů - v přítomnosti katalyzátoru bezvodého AlCl_3 . Jako alkylační (arylační) činidlo se používají halogenidy, alkoholy a alkeny.

Příklad 4. Napište úplnou rovnici reakce benzenu se sekpropylchloridem na základě této metody:

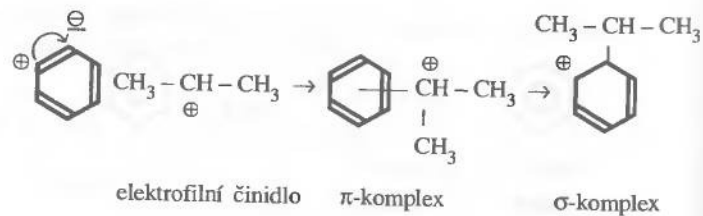


Mechanismus:

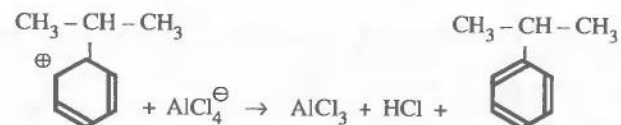
I. reakce činidla s katalyzátorem:



II. reakce alkylového kationtu s arenem:



III. reakce σ -komplexu s aniontem AlCl_4^-

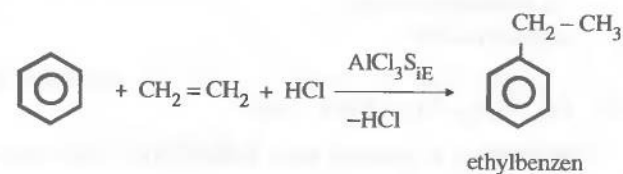


rearomatizace (obnovení původních vazeb v benzenovém jádře)

V případě, že činidlem je alken, je nutná přítomnost malého množství kyseliny chlorovodíkové k vytvoření karboniového iontu.

AlCl_3 - katalyticky působící Lewisova kyselina

Příklad 5. Napište rovnici reakce mezi benzenem a ethenem.



Mechanismus:



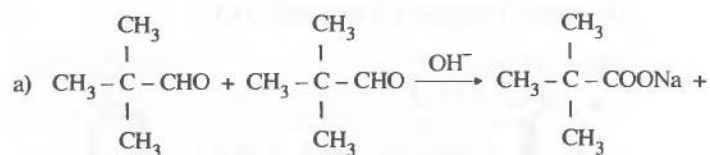
II., III. doplňte sami dle příkladu 4.

II.4.4. Cannizarova reakce.

Cannizarova reakce je reakce dvou molekul aldehydů, které nemají na α -uhlíku, tj. uhlíku sousedícím s aldehydicou skupinou, vázaný vodík. Reakce probíhá v silně alkalickém prostředí a má charakter oxidačně redukční reakce.

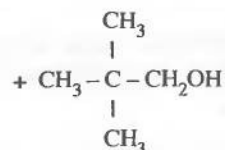
Příklad 6. Poskytuje: a) 2,2-dimethyl-1-propanal
 b) 1-butanal

tuto reakci? V případě, že ano, jaké jsou produkty reakce?

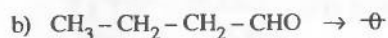


na α -není vodík
ano

produkt oxidace
2,2-dimetylpropionan
sodný



produkt redukce
2,2-dimethyl-1-propanol
neopentylalkohol

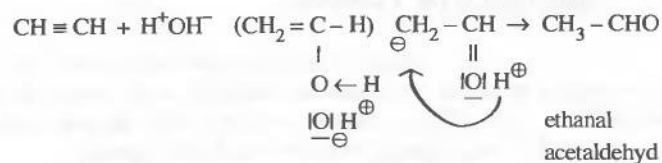


na α -uhlíku je přítomen atom vodíku, proto reakce neprobíhá.

II.4.5. Kučerovova reakce.

Je hydratace alkinů v přítomnosti HgSO_4 ($\text{HgO} + \text{H}_2\text{SO}_4$), jejímž produktem jsou karbonylové sloučeniny. Mechanismus této reakce je iontový elektrofilní.

Příklad 7. Co vznikne hydratací ethinu?

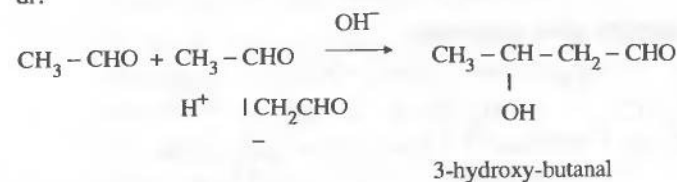


$\text{CH}_2=\text{CHOH}$ nestálá enolforma alkoholu (vinylalkohol). Platí zde II. Erlenmayerovo pravidlo (Erlenmayerův přesmyk).

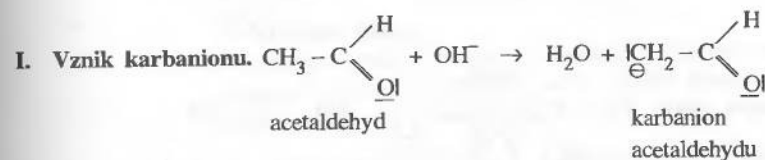
II.4.6. Aldolová kondenzace.

Je reakce dvou molekul aldehydů, z nichž alespoň jedna molekula (činidlo) má na α uhlíku tj. na uhlíku sousedícím s $-\text{CHO}$ skupinou vázaný atom vodíku. Reakce probíhá v slabě alkalickém prostředí a produktem reakce jsou **aldoly** (β -hydroxyaldehydy). V slabě kyselém prostředí dále dochází k eliminační reakci (dehydrataci) za vzniku nenasyceného aldehydu. Mechanismus reakce je iontový nukleofilní.

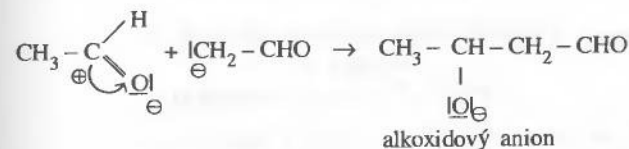
Příklad 8. Co vznikne reakcí dvou molekul acetaldehydu v slabě zásaditém prostředí?



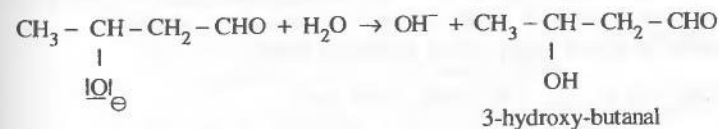
Mechanismus reakce:



II. Vzájemná adice mezi molekulou acetaldehydu a karbanionem acetaldehydu:



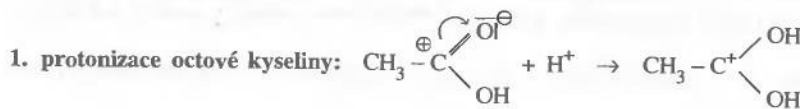
III. Reakce v nadbytku vody:



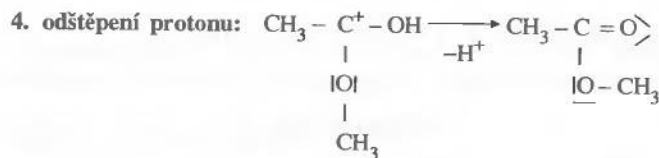
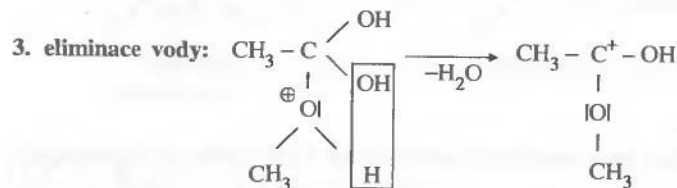
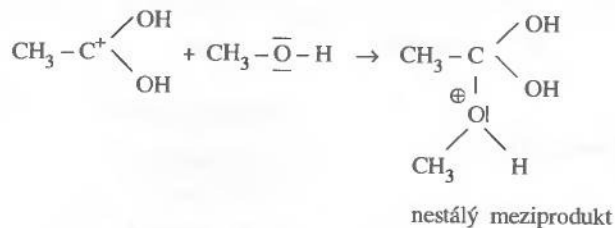
II.4.7. Esterifikace a hydrolyza esterů.

Esterifikace je reakce karboxylových kyselin s alkoholy v přítomnosti malého množství anorganické kyseliny.

Příklad mechanismu esterifikace kyseliny octové methanolem.

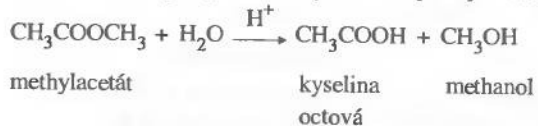


2. nukleofilní adice methanolu:



Z reakčního mechanismu vyplývá, že voda vzniká při esterifikaci se tvoří z hydroxyly karboxylové kyseliny a vodíku hydroxylové skupiny v alkoholu.

Opačná reakce je kyselou katalyzovaná hydrolyza esteru.



Zatímco esterifikaci nelze katalyzovat zásadami (pro neschopnost aniontu nukleofilně adovat), hydrolyzu esteru lze katalyzovat zásadami.

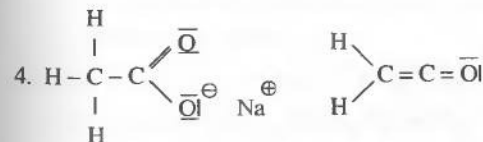
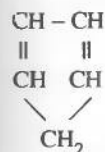
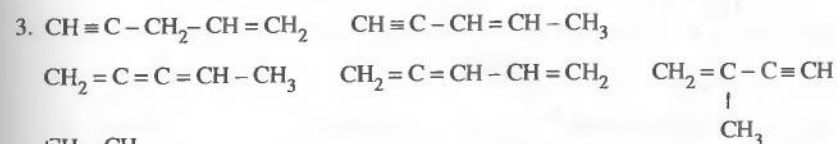
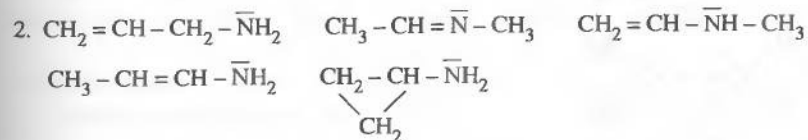
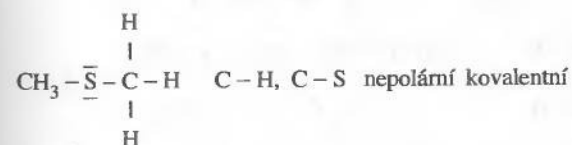
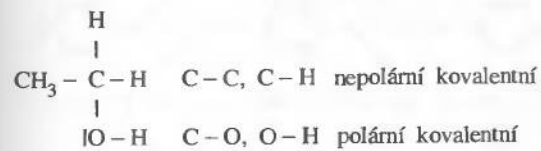
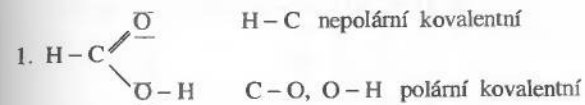
- Procvičování:**
1. Napište přípravu 2,5-dimethylhexanu Würtzovou reakcí, včetně pravděpodobného mechanismu.
 2. Reaktanty reakce jsou 2-chlorbutan a 2-methyl-2-chlorbutan. Napište úplnou reakci a produkty nazvěte.
 3. Je správně formulovaná úloha, že při Würtzově syntéze, kdy produkty reakce jsou 2,3-dimethylhexan (H.P.), hexan a 2,3,4,5-tetramethylhexan (V.P.) reaktanty reakce jsou 2-methyl-2-chlorpropan a 1-chlorpropan? Zda-li ne, opravte a vysvětlete.
 4. Připravte Würtzovou - Fittigovou reakcí ethylbenzen. Napište i úplné rovnice vzniku vedlejších produktů.
 5. Je pravda, že kumen jako hlavní produkt vznikne reakcí 2-chlortoluenu s 2-chlorpropanem a sodíkem? Zda ne, opravte toto zadání.
 6. Co vznikne reakcí p-chlortoluenu a 2-chlorbutanu s Na? Napište úplné rovnice vzniku hlavního i vedlejších produktů.
 7. Co vznikne reakcí benzenu a methylchloridu v přítomnosti AlCl₃?
 8. Je pravda, že reakcí benzenu s propenem v přítomnosti malého množství HCl a za katalýzy AlCl₃ vzniká kumen? Napište úplné rovnice včetně mechanismu.
 9. Co vznikne reakcí toluenu s 2-chlorpropanem v přítomnosti AlCl₃? Připravte p-chlortoluen.
 10. Jak bude reagovat benzaldehyd v silně alkalickém prostředí?
 11. Poskytuje a) 2,2-dimethyl-1-butanal
b) 1-propanal
Cannizarovu reakci? Vysvětlete.
 12. Obdobou Friedelovy - Craftsovy reakce se připravují i ketony alifatickoaromatické a aromatické. Acylačním činidlem je acylhalogenid (acylchlorid). Připravte touto metodou benzenofenon (difenylnketon).
 13. Kučerovou reakcí vznikl 2-pentanon. Napište úplnou chemickou reakci včetně mechanismu.
 14. Lze z 1-pentinu Kučerovou reakcí připravit i 3-pentanon? Vysvětlete.
 15. Lze aldolovou kondenzací provést s následujícími reaktanty (pořadí: substrát, činidlo)?

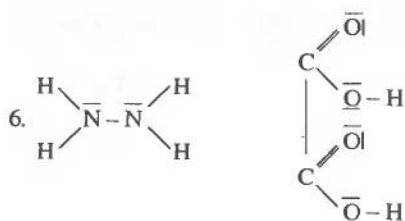
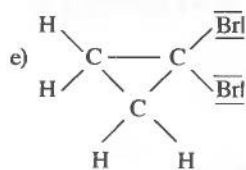
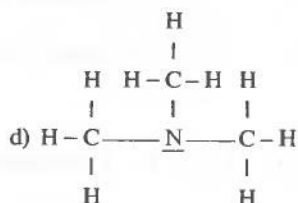
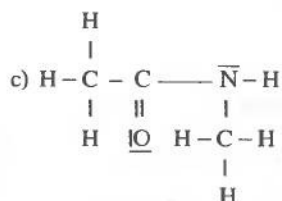
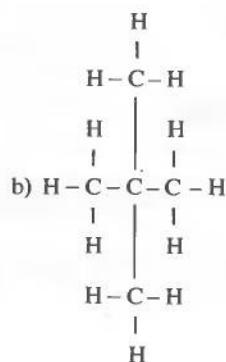
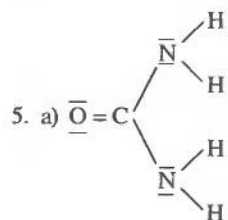
- a) benzaldehyd + formaldehyd
 b) acetaldehyd + benzaldehyd
 c) 2 molekuly propanalu
 d) aldehyd kyseliny skořicové + 2-methyl-1-propanal.

16. Produktem aldolizace je 3-hydroxy-4-hexankarbaldehyd. Napište úplnou chemickou reakci, pojmenujte reaktanty a uveďte mechanismus reakce.
 17. Napište reakci, při které vzniká benzylbenzoát. Uveďte mechanismus reakce.

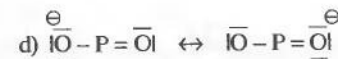
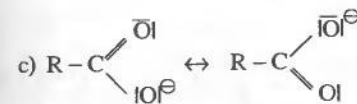
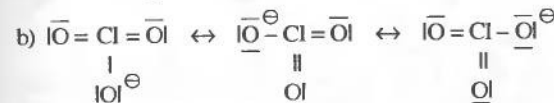
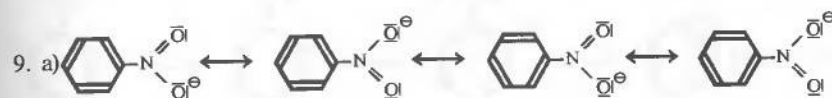
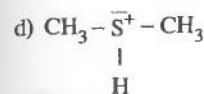
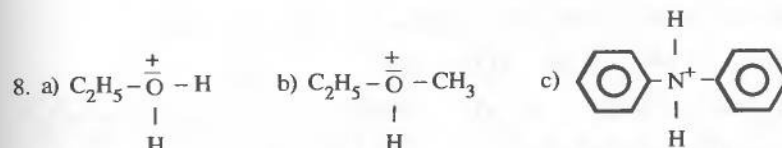
II.5. Výsledky.

II.1. Obecná část.



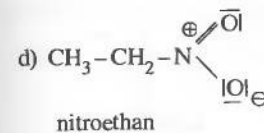
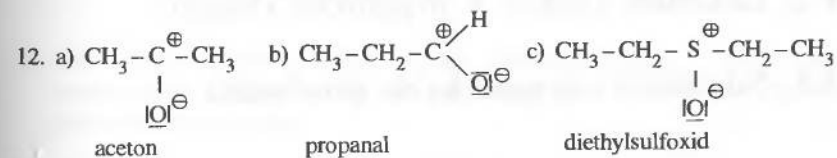


7. radikálová činidla: a), h)
 elektrofilní činidla: b), c), d), i), j)
 nuklofilní činidla: e), f), g), ch), k), l), m)



10. $\delta^+ \delta^-$ C-O $\delta^+ \delta^-$ C-Cl $\delta^+ \delta^-$ B-H $\delta^- \delta^+$ Cl-Br $\delta^+ \delta^-$ H-Br $\delta^- \delta^+$ F-Cl

11. elektrodonorní c)
 elektronakcerptorní a), b), d)



V molekule nitroethanu je polarita rovnoměrně rozdělena mezi dvě rovnocenné vazby dusík - kyslík.

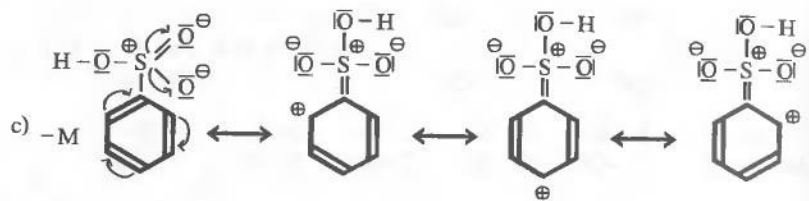
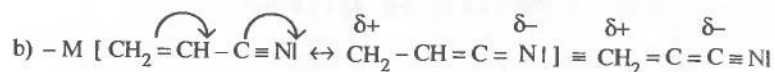
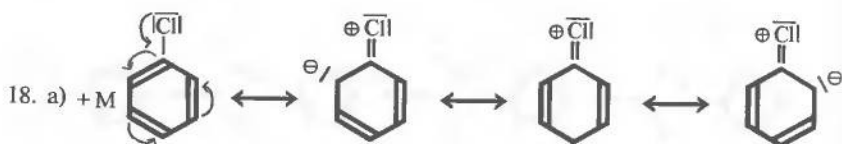
13. ${}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 1p^1$ $11\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 ${}_{53}\text{I} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
 ${}_{82}\text{Pb} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$

14. a) 18e b) 6e c) 2e

15. a) 2e b) 18e c) 10e d) 0e e) 2e

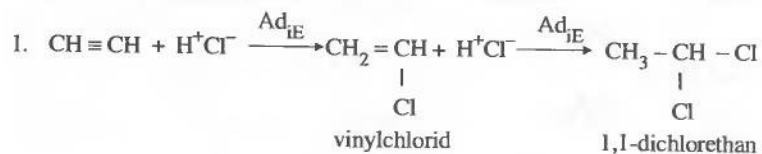
16. a) $_{10}\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$ b) $_{10}\text{O}^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6$ c) $_{18}\text{S}^{2-} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 d) $_{18}\text{Ca}^{2+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

17. a) sp b) sp^2 c) sp d) sp^3 e) sp^3



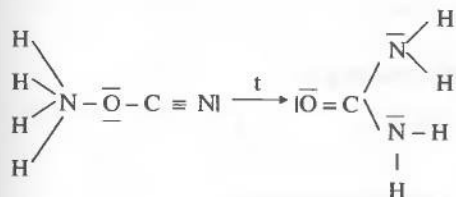
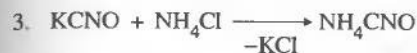
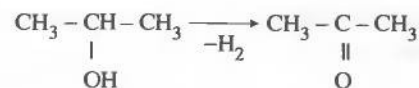
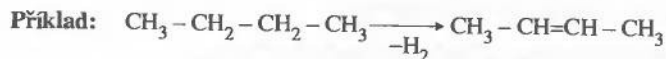
II.2. Základní reakce v organické chemii.

II.3. Názvosloví organických sloučenin.



Jedná se o adici iontovou elektrofilní.

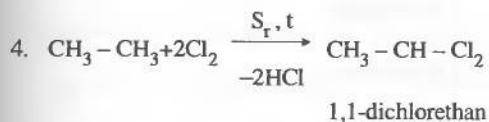
2. Dehydrogenace je eliminační reakce, při níž se z molekuly organické sloučeniny odštěpuje vodík. Je to reakce endotermní ($\Delta H = + [\text{kJ}]$).



kyanatan
amonný

diamid kyseliny uhličité
močovina

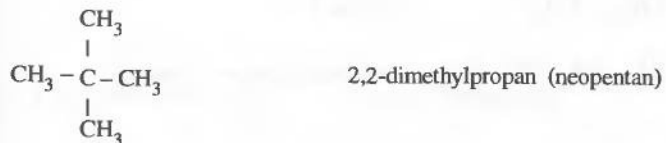
Poněvadž se jedná o změnu struktury sloučeniny, reakci řadíme mezi přesmyky (tzv. Wöhlerův přesmyk).

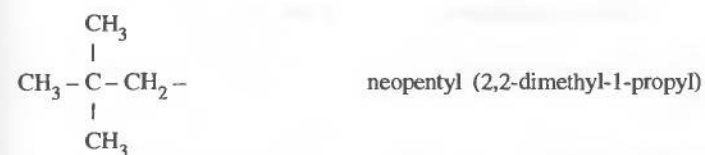
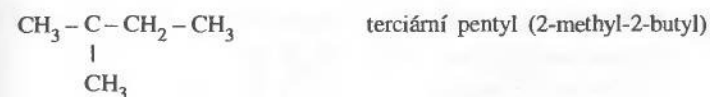
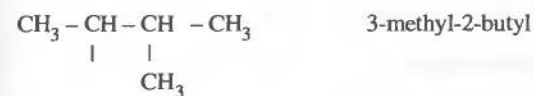
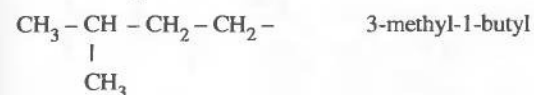
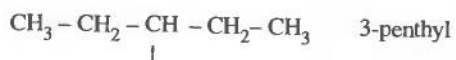
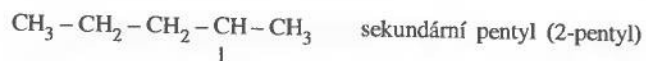
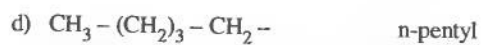
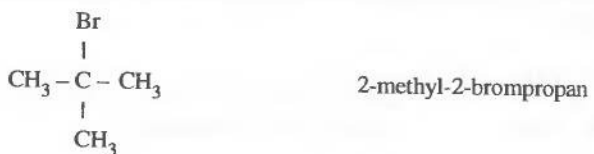
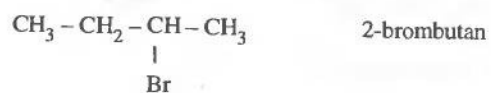
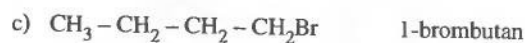
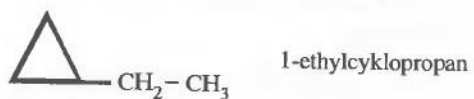
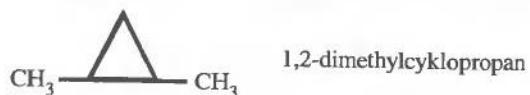
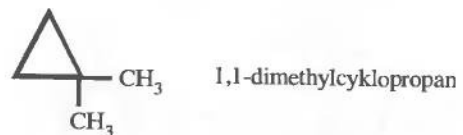
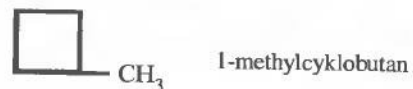


5. e)

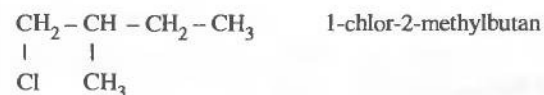
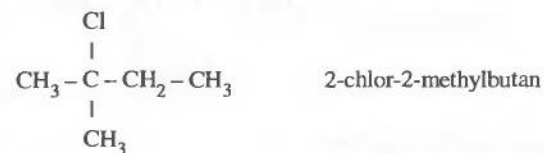
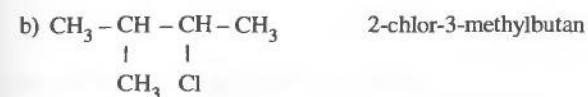
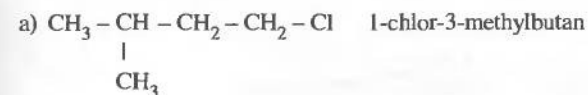
6. ano. V našem případě je dvojná možnost základního řetězce o stejném počtu atomů uhlíků. Přednost má ten základní řetězec, který má více a jednodušších uhlovodíkových zbytků.

7.a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ n-pentan

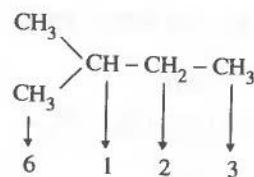




8. Monochlorace izopentanu vede ke vzniku:



počet chemických rovnocenných atomů H



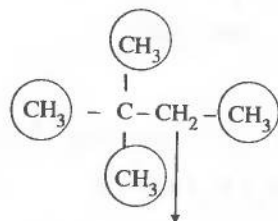
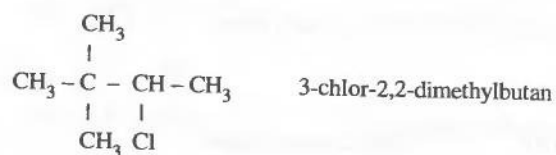
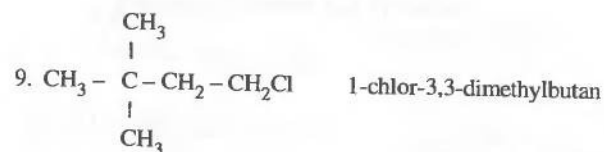
relativní reaktivita atomů H

1 6 4 1

počet izomerních monochlorproduktů

6 6 8 3

Složení:	1-chlor-2-methylbutan	26,09 %
	2-chlor-2-methylbutan	26,09 %
	2-chlor-3-methylbutan	34,78 %
	1-chlor-3-methylbutan	13,04 %



počet chemicky rovnocenných atomů H

12 2

relativní reaktivity atomů H

1 4

počet izomerních monochlorproduktů

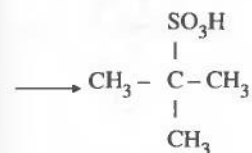
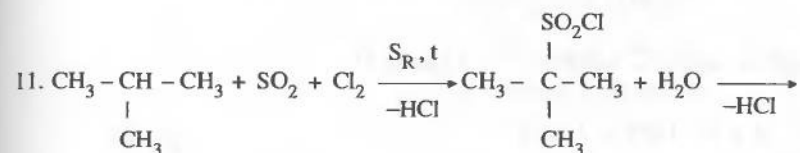
12 8

Složení:	1-chlor-3,3-dimethylbutan	60 %
	3-chlor-2,2-dimethylbutan	40 %

10. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{NO}_2) - \text{CH}_3$ 2-nitrobutan-hlavní produkt

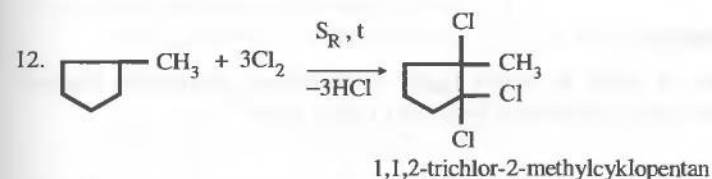
Vedlejší produkty:

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{NO}_2$	1-nitrobutan
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{NO}_2$	1-nitropropan
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NO}_2$	nitroethan
$\text{CH}_3 - \text{NO}_2$	nitromethan



2-methyl-2-propan-sulfonová kyselina

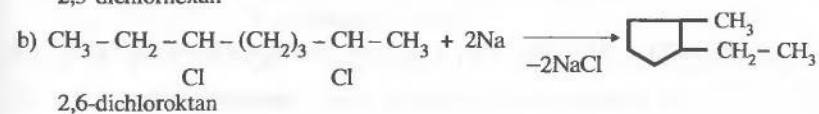
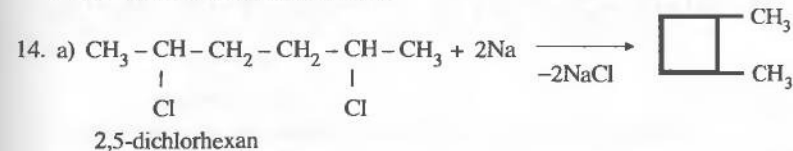
2-methyl-2-propansulfonylchlorid



13. a) reaktanty: 2-chloropropan a chlorethan

b) produkty reakce:	P.H.:	2,4-dimethylhexan
	P.V.:	2,3-dimethylbutan
		3,6-dimethyloktan

Nutno prostudovat kapitolu II.4.1.



Reaktanty při přípravě cykloalkanů C₃ – C₅ Würtzovou syntézou jsou vždy ditopické dihalogenalkany.

15. Číslování bicyklického uhlovodíku začíná u jednoho ze společných uhlíků, pokračuje přes větší kruh k menšímu až k nejmenšímu.

Systematický název: 1,4-diethyl-3,7,8-trimethyl-bicyklo [3,2,1] oktan

$$16. \text{mgC} = 30,81 \cdot \frac{3}{11} = 8,402 \quad 84,02 \% \text{ C}$$

$$\text{mgH} = 14,38 \cdot \frac{1}{9} = 1,598 \quad 15,98 \% \text{ H}$$

$$\text{C} : \text{H} = 7 : 15,98 = 7 : 16$$

C₇H₁₆ - heptan

17. 1. reakce se zředěným roztokem KMnO₄

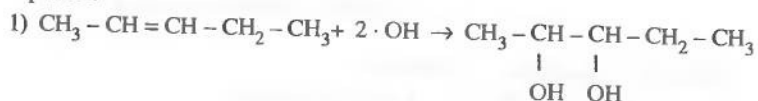
2. reakce s bromovou vodou

3. hydrogenace

	1)	2)	3)
cyklopentan	-	-	-
2-penten	+	+	+
ethylcyklopropan	-	+	+

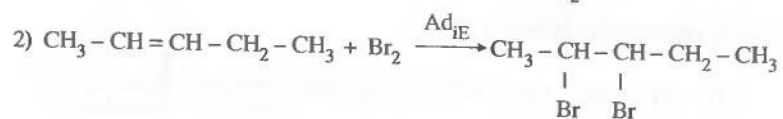
Cyklopentan, u něhož je úhlové napětí téměř nulové, neposkytuje uvedené reakce, které svým charakterem patří mezi reakce adiční.

2-penten:



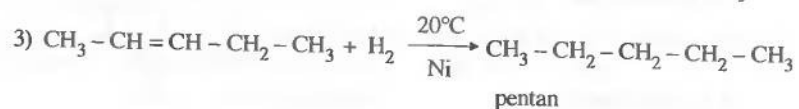
2,3-pentandiol

hnědé zbarvení vlivem vzniklého MnO(OH)₂



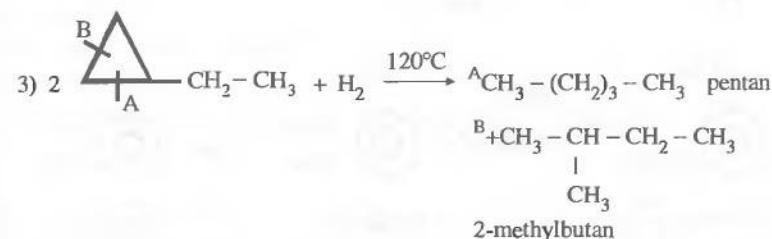
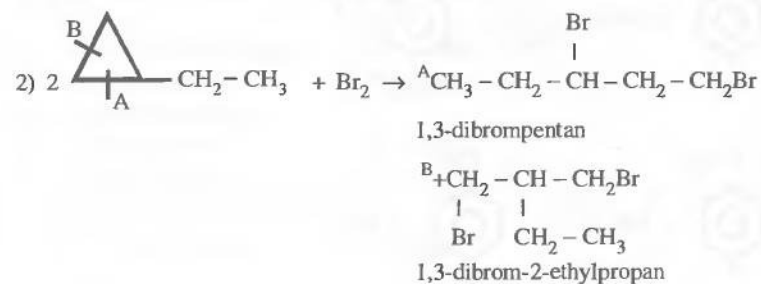
2,3-dibrompentan

odbarvení bromové vody



Ethylcyklopropan:

- 1) neprobíhá

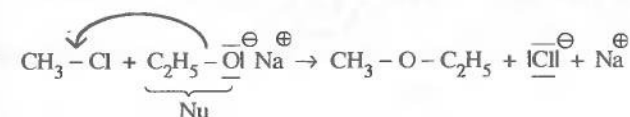
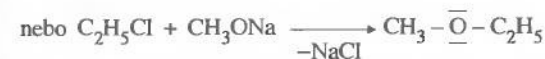
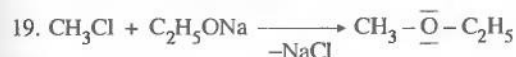


18. a) hlavní produkt: 2,2,3-trimethylpentan

vedlejší produkty: 3,4-dimethylhexan a 2,2,3,3-tetramethylbutan

- b) 1-ethyl-2-methylcyklobutan + 2NaBr

- c) 1-methyl-2-sek.propylcyklopentan + 2NaCl

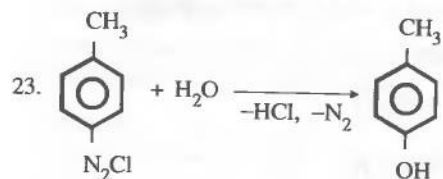
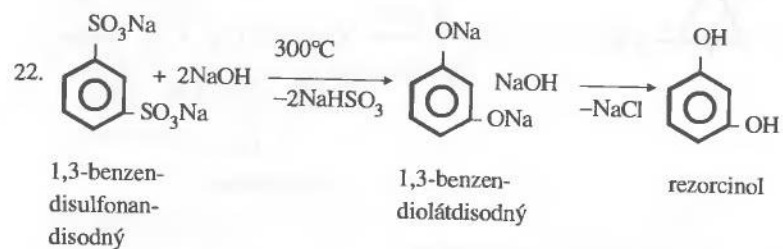
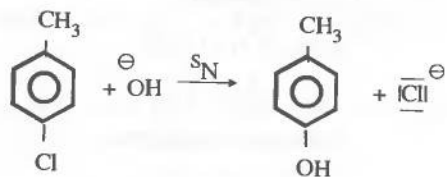
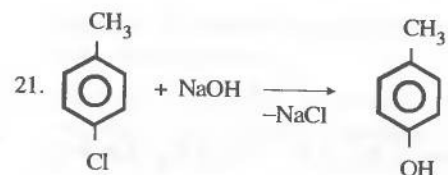


20. a) povařením s NaOH, oksylením HNO₃ a přidáním AgNO₃:

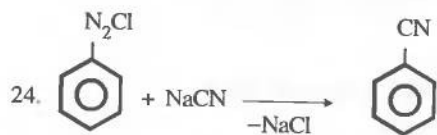
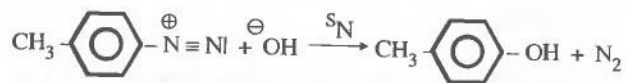
CH₃ - CH = CH - Cl neposkytuje reakci

CH₂ = CH - CH₂Cl poskytuje reakci

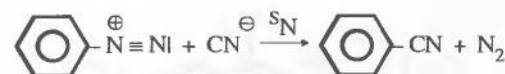
- b) viz a) p-tolylchlorid tuto reakci neposkytuje, benzylchlorid ano.



p-toluen-diazoniom-chlorid

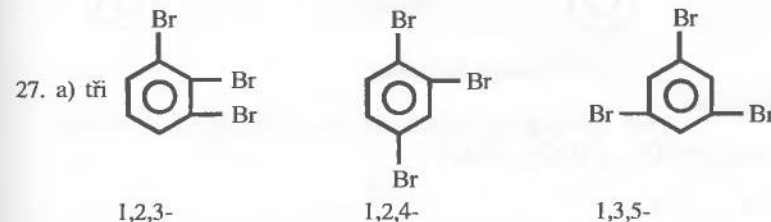


benzendiazoniomchlorid



25. a) 1,2-(o-) dimethylbenzen T: o-xylen
 b) sek. propylbenzen T: kumen
 c) 1,4,8-trimethylnaftalen
 d) 1,2-difenylethen T: stilben
 e) 2-(β-) ethylnaftalen
 f) 9, 10-dimethylantracen
 g) 1,2-difenylylacetylen T: tolan

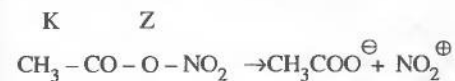
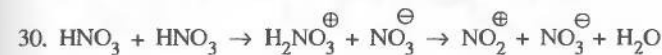
26. a) p-tolyl
 b) styryl (2-fenyl-1-ethenyl)
 c) 3,5-dimethylxylyl
 d) trifenylylmethyl



- b) deset: 1,2- 1,3- 1,4- 1,5- 1,6- 1,7- 1,8-
 2,3- 2,7- 2,6-
 vzorce si dopište sami.

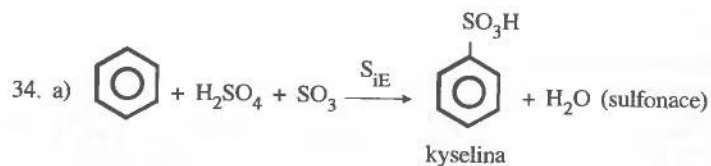
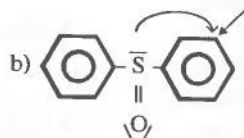
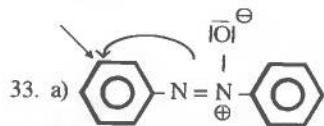
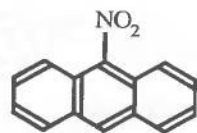
28. o,p-dirigující: a), c), f), h), i)
 m-dirigující: b), d), e), g), ch), j), k)

29. Vysvětlení: objemnější alkylová skupina stericky (prostorově) znevýhodňuje o-polohu.



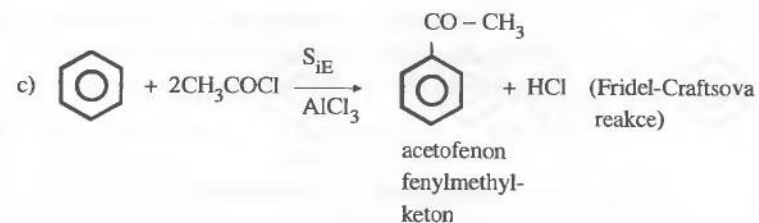
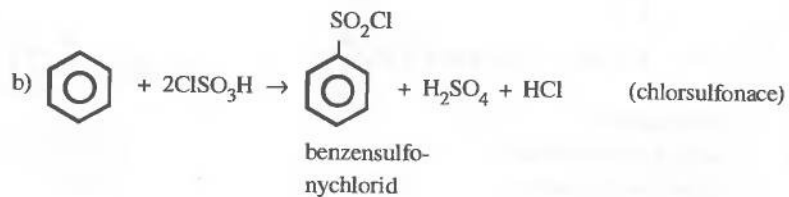
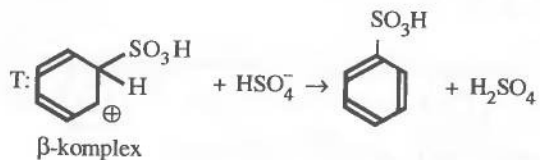
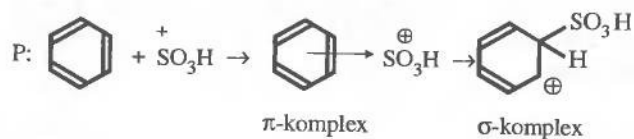
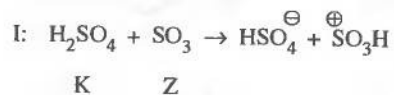
31. a) 1-nitronaftalen
 b) 4-nitro-1-methylnaftalen
 c) 1-nitro-2-methylnaftalen

32. Do polohy 9, nejreaktivnější poloha.

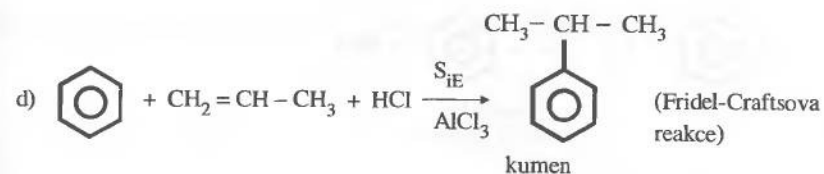
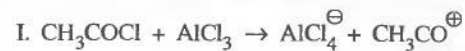


benzensulfonová

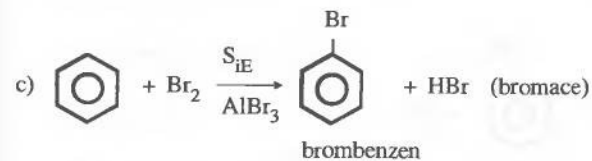
Mechanismus:



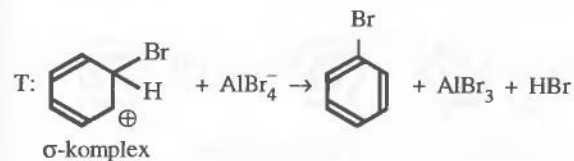
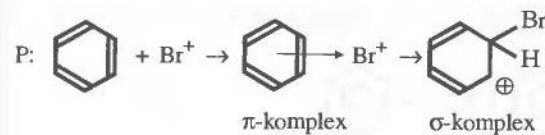
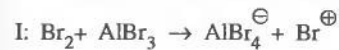
Mechanismus: zpracujte sami po prostudování kapitoly II.4.3. Uvádíme zde pouze I. stupeň reakce-iniaci.

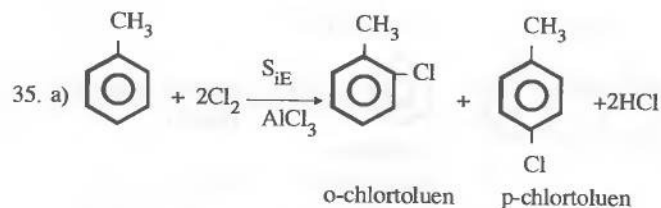


Mechanismus: zpracujte sami po prostudování kapitoly II.4.3.



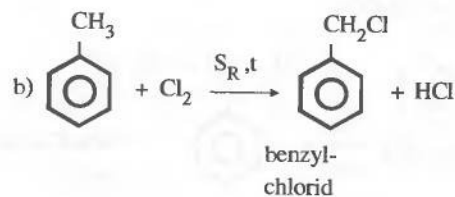
Mechanismus:



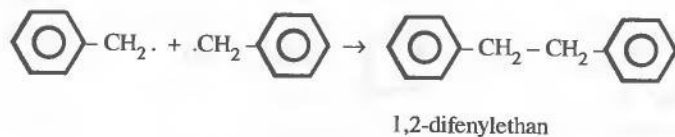
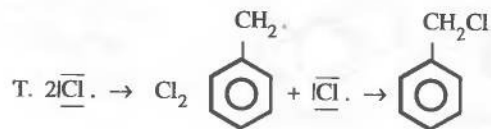
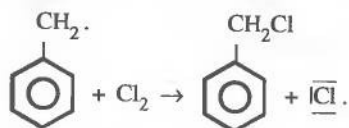
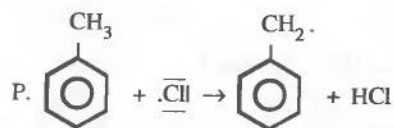
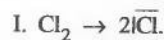


Mechanismus reakce si doplňte sami na základě prostudování odpovědi na otázku 34.e).

Pozor! -CH₃ je substituentem I. třídy - vykazuje +M efekt.

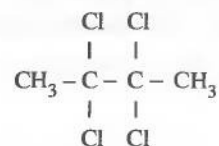
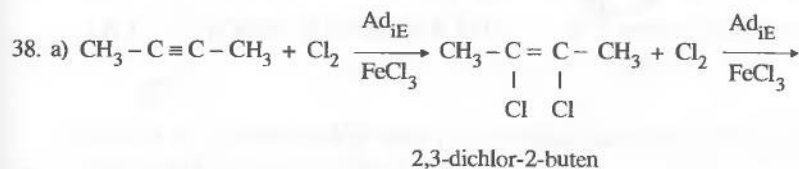


Mechanismus:



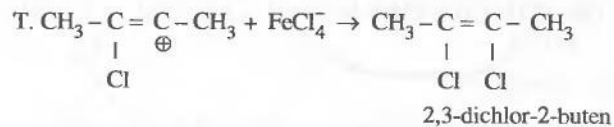
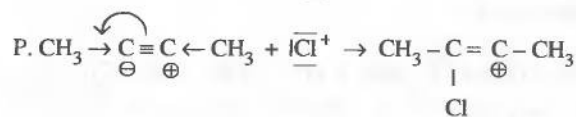
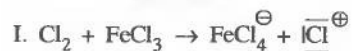
36. a) intramolekulární dehydratace: 2-buten
 b) intramolekulární dehydratace: 2-methyl-2-penten
 c) intermolekulární dehydratace: diskundárnbutyléter

37. a) dehydrochlorace: 2-methyl-2-penten + KCl + H₂O
 b) dechlorace: 2-buten + ZnBr₂
 c) dehydrochlorace: 1-methyl-1-cyklohexen + KCl + H₂O
 d) dechlorace: 3,4-dimethyl-1-cyklohexen + ZnCl₂
 e) dechlorace: $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{C}=\overline{\text{O}} + \text{ZnCl}_2$
 methylketen (ethylidenketon)
 f) dehydrobromace: 1,3-cyklohexadien + 2KBr + 2H₂O

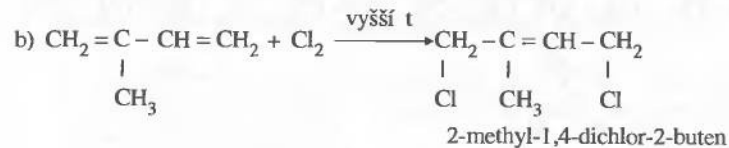


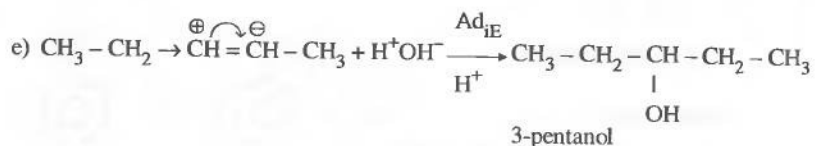
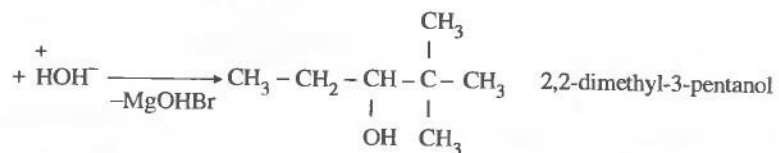
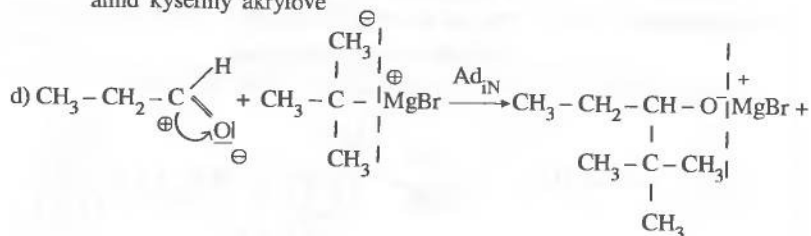
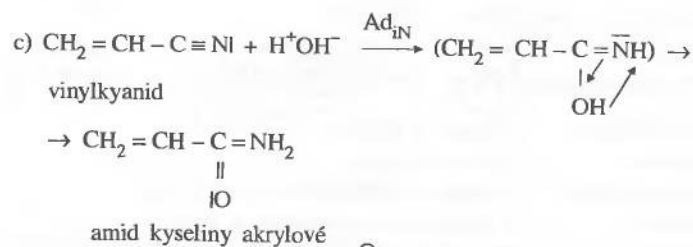
2,2,3,3-tetrachlorbutan

Mechanismus:

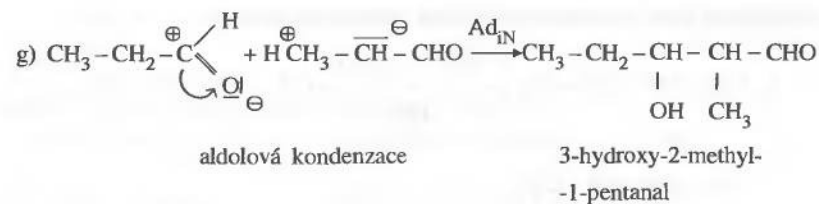
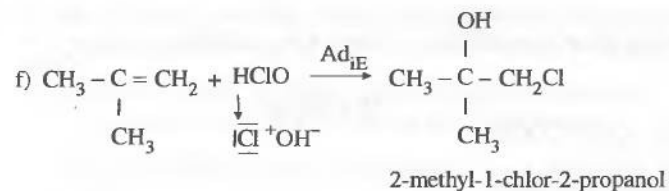
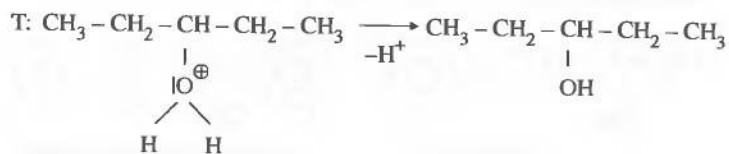
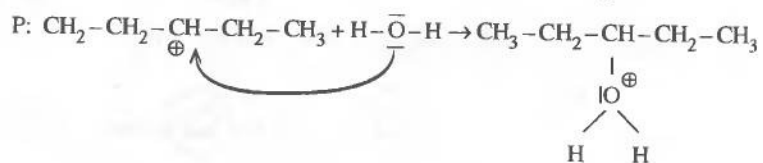
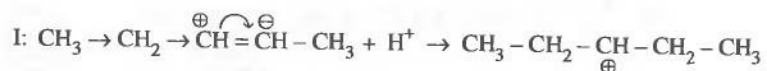


další průběh adice Cl₂ shodný s výše uvedeným, doplňte sami.



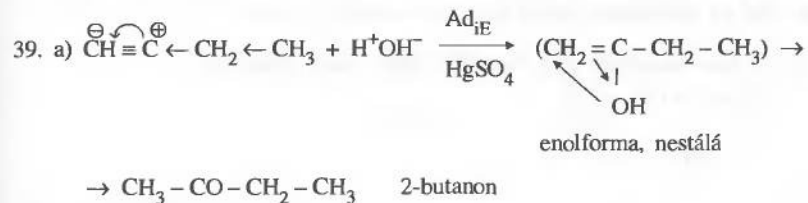
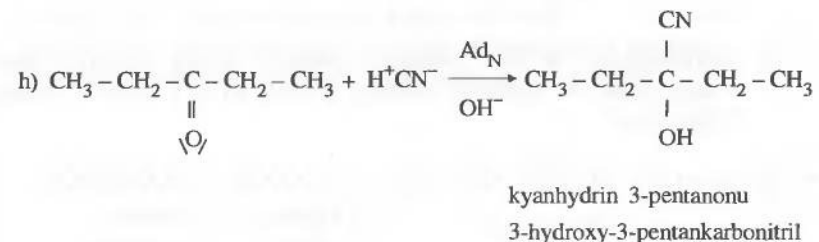


Mechanismus:



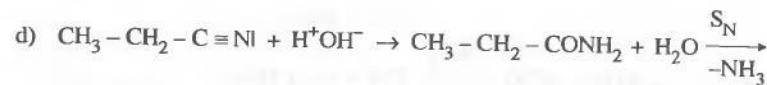
V prostředí H^+ z aldolů vznikají nenasycené aldehydy odštěpením H_2O (v našem případě vzniká 2-methyl-2-penten-1-ál).

Mechanismus: doplňte sami po prostudování kapitoly II.4.6.



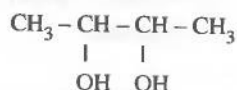
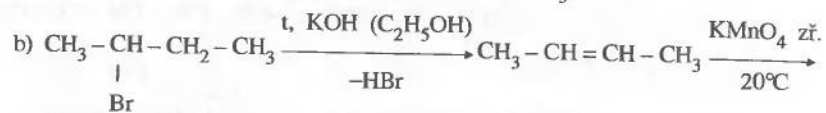
b) výsledkem této reakce je 3,4-diethyl-1-cyklohexen.
 Rovnici reakce si doplňte sami po prostudování kapitoly II.2.2.4.

c) ne - při aldolové kondenzaci se butanal štěpí na H^+ a $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\ominus}{\text{C}}\text{H}-\text{CHO}$ (nejreaktivnější je α -uhlík). Produktem této reakce je proto 2-hydroxy-pentan-3-karbaldehyd.

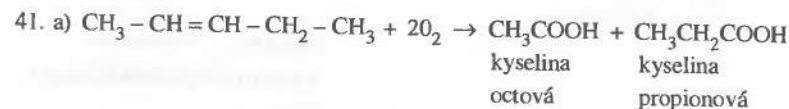


propanamid
 $\rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
 propanová kyselina

40. a) adicí HBr (mechanismus iontový elektrofilní, FeBr_3).



- c) dehydrochlorací za výše uvedených podmínek vznikne 1-cyklopenten, z něhož adicí Cl_2 za přítomnosti FeCl_3 vznikne 1,2-dichlorcyklopentan
- d) dehydratací intramolekulární (350°C , Al_2O_3) vznikne izobuten, z kterého 2-methylpropan-1,2-diol vznikne reakcí se zředěným roztokem KMnO_4 při 20°C .
- e) dehydrochlorací za výše uvedených podmínek vzniká 2-methyl-2-buten, z něhož reakcí se zředěným roztokem KMnO_4 při 20°C vzniká 2-methyl-2,3-butandiol



- b) viz a), produktem reakce jsou dvě molekuly acetonu
- c) výchozí uhlovodík je 2-methyl-1-buten, jehož vzorec je:
 $\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

42. a) reaktantem je 1-cyklohexen

- b) reaktantem je 1-sekpropyl-1-cyklopenten. Vzniklý produkt má systematický název 6-methyl-5-oxo-1-heptanová kyselina
- c) reaktantem je 1,3-cyklopentadien
- d) reaktantem je 1-methyl-2-propyl-1-cyklobuten

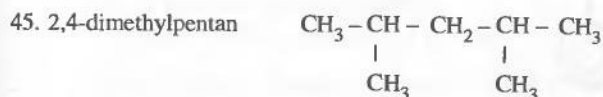
43. a) za uvedených podmínek probíhá intramolekulární dehydratace za vzniku 2-buten. Disekbutyléter by vznikl intermolekulární dehydratací při 140°C

b) produktem reakce je 1-ethyl-1-chlor-2-methylcyklopentan. Vysvětlení: silnější +I efekt působí od C_2H_5 radikálu.

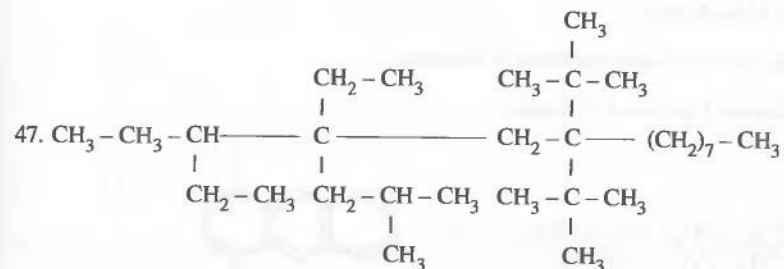
c) jde o cykloadiční reakci mechanismem 1,4- a produktem reakce je 1,4,5-trimethyl-1-cyklohexen

d) jedná se o energickou oxidaci, produktem reakce jsou dvě molekuly acetonu.

44. Ne. Základní uhlíkatý řetězec obsahuje 6 atomů C. Správný název je: 3-ethyl-2,3,4,5-tetramethyl-1-hexen.



46. Zde se vyskytnou dvě možnosti stejné délky základního uhlíkatého řetězce (obsahují 8 atomů C). Přednost má ten základní řetězec, který obsahuje více jednodušších bočných řetězců. Systematický název tedy je: 3-ethyl-2,3,4,7-tetramethyl-5-propyl-4-sek-propyloktan. Uhlovodíkové zbytky (radikály) se seřazují dle abecedy. U jednoduchých uhlovodíkových zbytků je rozhodující první písmeno jejich názvu.

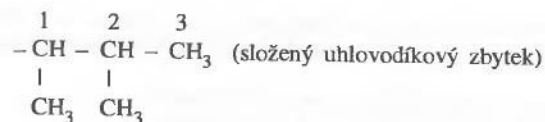


48. a) 3,4-dimethyl-3-penten-1-in

b) 1,6-dimethyl-1-3-cyklohexadien

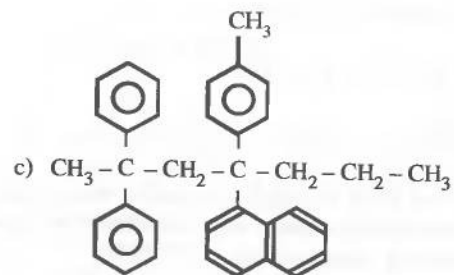
c) 3-methyl-1,2,6-heptatrien-4-in

d) uhlíkatý řetězec obsahuje 12 atomů uhlíku. Uhlovodík obsahuje 3x - CH_3 (jednoduché bočné řetězce) a 1x



Pro název složeného uhlovodíkového zbytku je rozhodující prvé písmeno jeho úplného názvu: 1-2-dimethylpropyl
Systematický název je: 7-(1,2-dimethylpropyl)-3,5,7-trimethyldekan

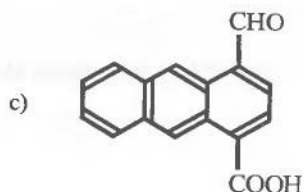
49. a) o-tolyl-p-tolylenin (acetylen)
b) 5- α -naftyl-4-m-tolyl-1-hexen



- d) 4-fenyl-4-methyl-1,2-hexadien-5-in

50. a) 2-chlor-1,3-butadien
b) 1-chlor-5-naftol
c) 2,2-dichlor-1-propansulfonová kyselina
d) 2-nitro-1-penten-4-in-3-amin

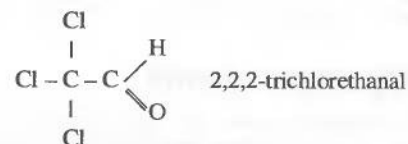
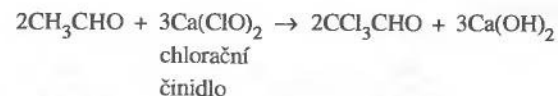
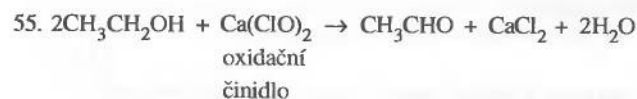
51. a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{COOH}$
b) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CO} - \text{CH}_3$



52.
S: 1-aminobenzen-4-sulfonová kyselina
anilin-4-(-p-) sulfonová kyselina

53. a) CF_2Cl_2 -difluordichlormethan - freon 14
b) $-(\text{CF}_2 - \text{CF}_2)-$ polytetrafluorethen (etylen)
c) $-(\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2)_n-$ poly-2-chlor-1,3-butadien
d) CH_3COCH_3 2-propanon

54. a) Základní řetězec obsahuje 8 atomů C, -COOH skupina je součástí základního řetězce - proto koncovka -ová kyselina. Správný název: 2-amino-3-chlor-4,6-oktadiin-1-ová kyselina.
b) -COOH skupina není součástí základního cyklu, proto koncovka -karboxylová kyselina. Správný název je: 8-hydroxy-1-naftalenkarboxylová kyselina
c) základní řetězec obsahuje 6 atomů C. Uhlík -CHO skupiny není součástí základního řetězce, proto koncovka -karbaldehyd. Správný název: 2,4-hexandikarbaldehyd



56. Tyto radikály vznikají z karboxylových kyselin odtržením .OH v COOH skupině. Obecně se nazývají ACYLY a mají strukturální vzorec $\text{R} - \overset{\cdot}{\text{C}} = \overset{\ominus}{\text{O}}$. Triviální názvy se tvoří z latinského názvu kyseliny a přípony -yl. Systematické názvy se tvoří ze systematického názvu kyseliny a přípony -oyl (je-li C/COOH součástí základního řetězce) nebo přípony -karbonyl (není-li C/COOH součástí základního řetězce).

	systematický název	triviální název
a)	ethanoyl	acetyl
b)	2-propenoyl	akryloyl
c)	benzenkarbonyl	benzoyl

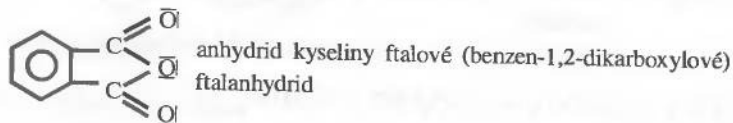
	systematický název	triviální název
d)	methanoyl	formyl
e)	2-methyl-2-propenoyl	metakryloyl

57. CH_3COCl : opisné: chlorid kyseliny ethanové (octové)
radikálové: acetylchlorid
systematické: ethanoylchlorid

HCONH_2 amid kyseliny methanové (mravenčí)
formamid
methanamid

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH} = \text{CH}_2$:
vinylester kyseliny butanové (máselné)
vinylbutyrát
máselnan vinylnatý

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CN}$: nitril kyseliny akrylové (2-propenové)
vinylkyanid
akrylonitril



II.4. Vybrané reakce v organické chemii

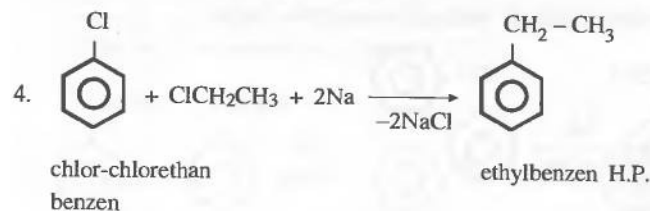
Pro správné vyřešení příkladů z této kapitoly je třeba dobře zvládnout teorii ve výše uvedené kapitole.

1. Reaktanty jsou 2 molekuly izobutylchloridu $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{Cl}$

Mechanismus: prostudujte kapitolu II.4.1. a pak doplňte.

2. Produkty: H.P. 3,3,4-trimethylhexan
V.P. 3,4-dimethylhexan a 3,3,4,4-tetramethylhexan
Reakci doplňte sami.

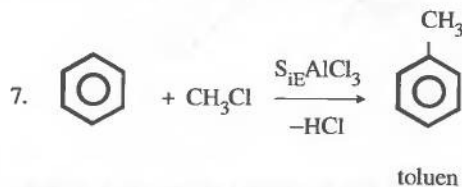
3. Ne. Reaktanty jsou 1-chlor-propan a 2-chlor-3-methylbutan. Při takto zadané úloze hlavním produktem by byl 2-2-dimethylpentan, vedlejšími produkty hexan a 2,2,3,3-tetramethylbutan.



Vedlejšími produkty je bifenyl a butan. Rovnici napište sami po prostudování kapitoly II.4.2.

5. Kumen nevzniká, výsledkem reakce je 1-methyl-2-sekpropylbenzen. Jako vedlejší produkty vznikají: di-*o*-tolyl a 2,3-dimethylbutan. Rovnice napište sami, opět po prostudování kapitoly II.4.2.

6. Produktem reakce je 1-methyl-4-sek.butylbenzen. Vedlejšími produkty jsou: di-*p*-tolyl a 3,4-dimethylhexan. Rovnice napište sami po prostudování kapitoly II.4.2.



Mechanismus této reakce (kapitola II.4.3.) doplňte sami. V I. stupni reakce vzniká CH_3^{\oplus} -elektrofilní činidlo.

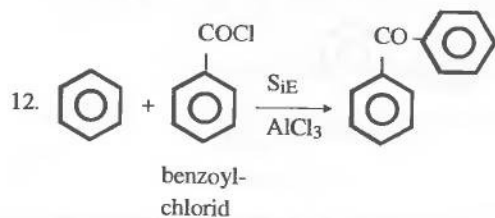
8. Ano - viz kapitola II.4.3.

9. Produkty této reakce jsou 1-methyl-4-sek.propylbenzen (*p*-cymen) a 1-methyl-2-sek.propylbenzen. Jedná se o Friedel-Craftsovu reakci. Reakci napište sami, včetně jejího mechanismu po prostudování kapitoly II.4.3. *p*-chlortoluen se připraví iontovou substituční chlorací toluenu za přítomnosti AlCl_3 , reakci doplňte sami.

10. Jedná se o Cannizarovu reakci - viz kapitola II.4.4. Produkty reakce jsou: benzoan sodný a benzylalkohol. Reakci napište sami.

11. a) ano - uvedený aldehyd neobsahuje na α -uhlíku vázaný vodík. Produktem reakce je 2,2-dimethylbutanoát sodný a 2,2-dimethyl-1-butanol. Reakci dopište sami.

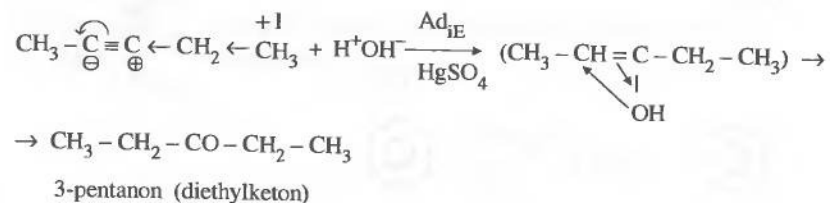
b) Ne, neboť uvedený aldehyd obsahuje na α -uhlíku vodík.



Mechanismus reakce: obdoba příkladu 34. Je nutné prostudovat kapitolu II.4.3. Doplněte sami.

13. Reaktantem reakce je 1-pentin. Reakci dopište sami po prostudování kapitoly II.4.5.

14. Nelze, hydratací 1-pentinu vzniká pouze 2-pentanon. 3-pentanon připravíme hydratací 2-pentinu.



15. a) reakce není možná, formaldehyd $\text{H}-\text{CHO}$ je aldehyd, který nemá α -uhlík.

b) reakce není možná, benzaldehyd $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CHO}$ nemá na α -uhlíku vázaný vodík. Aldolová kondenzace by proběhla tehdy, bude-li benzaldehyd substrátem a acetaldehyd činidlem.

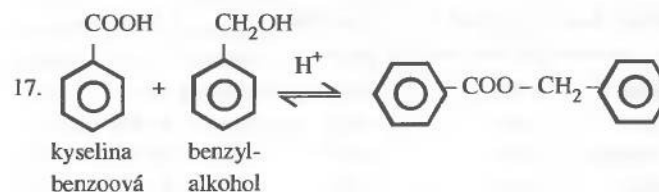
c) Reakce probíhá. V mírně alkalickém prostředí vzniká 2-methyl-3-hydroxy-1-pentanal. V prostředí H^+ iontů vzniká 2-methyl-2-penten-1-al. Reakci dopište sami po prostudování kapitoly II.4.6.

d) Reakce probíhá. Aldehyd kyseliny skořicové má vzorec $\text{CH}=\text{CH}-\text{CHO}$. Produktem této reakce v mírně alkalickém prostředí je



1-fenyl-3-hydroxy-4,4-dimethyl-1-penten-5-al. Napište úplnou chemickou reakci po prostudování kapitoly II.4.6.

16. Reaktanty této aldolové kondenzace jsou: 1-propanal a 1-butanal. Úplnou chemickou reakci, včetně jejího mechanismu doplňte sami po prostudování kapitoly II.4.6.



Mechanismus reakce doplňte sami po prostudování kapitoly II.4.7.

Příloha I.

Názvy, symboly a relativní atomové hmotnosti nejdůležitějších prvků, seřazených v abecedním pořadí.

Český název	latinský název	symbol	at. číslo	at. hmotnost
antimon	stibium	Sb	51	121,75
argon	argon	Ar	18	39,948
arsen	arsenicum	As	33	74,9216
baryum	barium	Ba	56	137,34
beryllium	beryllium	Be	4	9,01218
bismut	bismuthum	Bi	83	208,98
bor	borum	B	5	10,81
brom	bromum	Br	35	79,904
čín	stannum	Sn	50	118,69
draslík	kalium	K	19	39,098
dusík	nitrogenium	N	7	14,0067
fluor	fluorun	F	9	18,9984
fosfor	phosphorus	P	15	30,973
helim	helium	He	2	4,0026
hliník	aluminium	Al	13	26,981
hořčík	magnesium	Mg	12	24,305
chlor	chlorum	Cl	17	35,453
chrom	chrom	Cr	24	51,996
jod	iodum	I	53	126,904
kadmium	cadmium	Cd	48	112,40
kobalt	cobaltum	Co	27	58,933
křemík	silicium	Si	27	28,086
kyslík	oxygenium	O	8	15,9994
litium	lithium	Li	3	6,941
mangan	manganum	Mn	25	54,938
měď	cuprum	Cu	29	63,546
nikl	niccolum	Ni	28	58,71
olovo	plumbum	Pb	82	207,2
platina	platinum	Pt	78	195,09
rtuť	hydrargyrum	Hg	80	200,59
selen	selenium	Se	34	78,96
síra	sulphur	S	16	32,06

Český název	latinský název	symbol	at. číslo	at. hmotnost
sodík	natrium	N	11	22,989
stroncium	strontium	Sr	38	87,62
stříbro	argentum	Ag	47	107,868
uhlík	carboneum	C	6	12,011
vanad	vanadium	V	23	50,941
vápník	calcium	Ca	20	40,08
vodík	hydrogenium	H	1	1,0079
wolfram	wolframium	W	74	183,85
zinek	zincum	Zn	30	65,38
zlato	aurum	Au	79	196,966
železo	ferrum	Fe	26	55,847

Příloha II.

Tabulka rozpustnosti I. (uvedeny pouze rozpustnosti solí potřebné pro řešení příkladů).

sloučenina	g sloučeniny na 100 ml. H ₂ O při:		
	20°C	20°C	100°C
Ba(NO ₃) ₂	9	17	34
FeSO ₄ · 7H ₂ O	62	149	100
KBr	65	81	105
KCl	34	43	57
KMnO ₄	6,5	17	–
Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O	58,3	241	209
NH ₄ Cl	37,2	50,4	77,3

Tabulka rozpustnosti II.

sloučenina	g bezvodé sloučeniny na 100 g roztoku při:		
	20°C	50°C	100°C
BaCl ₂	26,3	30,4	37,0
Ba(NO ₃) ₂	8,1	14,6	25,5
CuSO ₄	17	25,1	42,6
H ₃ BO ₃	4,9	10,4	28,1
HgCl ₂	6,2	10,2	35,1
KCl	25,5	30,1	36,0
K ₂ SO ₄	10	14,2	19,4
KI	59,1	62,7	67,6
KOH	52	59	65
NaCl	26,4	26,9	28,2
NH ₄ Cl	27,1	33,5	43,6

Příloha III.

Hustoty roztoků nejdůležitějších kyselin a zásad při 20°C (g · cm⁻³).

hmotnostní %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NH ₃
5	1,032	1,018	1,025	1,044	0,977
10	1,066	1,054	1,050	1,090	0,957
15	1,103				
20	1,139	1,115	1,100	1,186	0,923
25	1,178				0,907
30	1,218	1,180	1,150	1,288	
35	1,259		1,175		
40	1,303	1,246		1,396	
50	1,395	1,310		1,511	
60	1,498	1,366			
65	1,551	1,391			
70	1,610				
75	1,669				
80	1,727				
90	1,814				
95	1,833				
100	1,830				

120

Literatura:

- Klikorka, Hájek, Votinský: Obecná a anorganická chemie SNTL 1989
Holzbecher, Churáček: Analytická chemie SNTL 1987
Vláčil a kol.: Příklady z chemické a instrumentální analýzy SNTL 1983
Remy: Anorganická chemie I. a II. SNTL 1963
Hájek, Jenšovský, Klimešová: Příklady z obecné a anorganické chemie SNTL 1967
Šindelář, Smrž: SI nová soustava jednotek SPN 1977
Beneš: Příklady chemických a fyzikálně-chemických výpočtů SNTL 1963
Adamkovič, Liška, Šramko: Analytická chemie I. SNTL 1987
Šrámek, Kosina: Chemie Orfeus 1992
Andrlík: Chemické tabulky SNPL 1963
Pacák: Stručné základy organické chemie SNTL 1982
Akademie: Nomenklatura organické chemie 1974

Chemické výpočty a reakce I.

Zpracovali: Ing. Ludvík Kosina, Ing. Vratislav Šrámek
Grafická úprava a obrázky: Luděk Malý
Obálka ZAPO
Vydalo nakladatelství ALBRA
Havlíčková 92, 250 82 Úvaly u Prahy v roce 1996
Obch. číslo 16 - 61



16 - 61