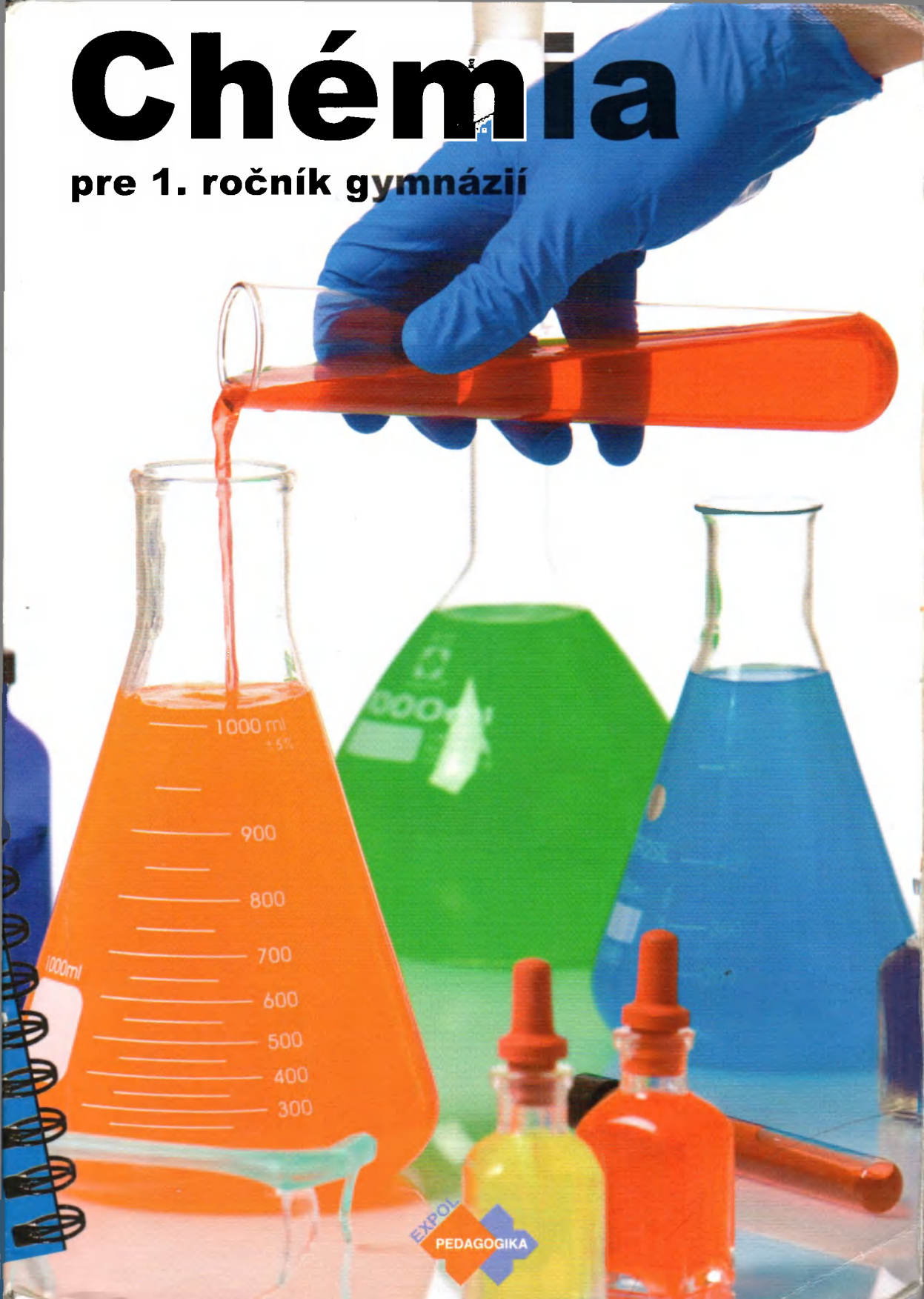
Chémia

pre 1. ročník gymnázií



EXPOL PEDAGOGIKA

Autori © doc. RNDr. Jarmila Kmeťová, PhD., prof. RNDr. Peter Silný, PhD.,
doc. RNDr. Miroslav Medveď, PhD., RNDr. Mária Vydrová, 2010

Lektorovali: PaedDr. Ivan Hnát, Ing. Peter Mäčko, prof. RNDr. Miroslav Prokša, CSc.,
RNDr. Svetozár Štefeček

Vydavateľské spracovanie © EXPOL PEDAGOGIKA, s. r. o., 2010

Schválilo Ministerstvo školstva, vedy, výskumu a športu Slovenskej republiky pod č.
2010-494/24341:5-919 zo dňa 2. júla 2010 ako učebnicu Chémia pre 1. ročník gymnázií.
Schvaľovacia doložka má platnosť 5 rokov.

Všetky práva vyhradené. Toto dielo ani žiadnu jeho časť nemožno reprodukovať bez
súhlasu majiteľa práv.

Prvé vydanie, 2010

ISBN 978-80-8091-174-4

OBSAH

ÚVOD 8

1 POZOROVANIE A POKUS V CHÉMII *(Vydrová)* 10

2 CHEMICKÉ LÁTKY *(Vydrová)* 14
2.1 Látky a ich vlastnosti 14
2.1.1 Chemicky čisté látky a zmesi 14
2.1.2 Oddeľovanie zložiek zo zmesí 17
2.2 Výpočet relatívnej atómovej a relatívnej molekulovej hmotnosti, látkového množstva a molárnej hmotnosti látok 23
2.2.1 Relatívna atómová a relatívna molekulová hmotnosť 23
2.2.2 Látkové množstvo 24
2.2.3 Molárna hmotnosť 25
2.2.4 Otázky a úlohy 28
2.3 Roztoky 29
2.3.1 Roztok, rozdelenie roztokov, rozpustnosť 29
2.3.2 Vyjadrovanie zloženia roztokov 32
2.3.2.1 Hmotnostný zlomok 32
2.3.2.2 Koncentrácia látkového množstva 34
2.3.3 Zmiešavame roztokov 36
2.3.4 Otázky a úlohy 38

3 ŠTRUKTÚRA ATÓMOV A IÓNOV *(Kmeťová)* 40
3.1 Jadro atómu 41
3.1.1 Nuklidy, izotopy 42
3.1.2 Rádioaktivita 44
3.1.3 Využitie rádionuklidov 45
3.2 Elektrónový obal atómu 46
3.2.1 Orbitál, elektrónová konfigurácia atómu 47
3.2.2 Valenčné elektróny, valenčná vrstva 50
3.2.3 Ióny 50
3.3 Otázky a úlohy 52

4 PERIODICKÁ SÚSTAVA PRVKOV *(Kmeťová)* 54
4.1 Periodický zákon 54
4.2 Periodická tabuľka prvkov 55
4.3 Periodicita vybraných vlastností prvkov 59
4.3.1 Kovy, nekovy, polokovy 59
4.3.2 Atómové polomery 59
4.3.3 Elektronegativita 60
4.4 Otázky a úlohy 62

5 ZÁKLADY NÁZVOSLOVIA ANORGANICKÝCH LÁTOK *(Kmeťova)* 64
5.1 Názvy a značky chemických prvkov 64
5.2 Názvy a vzorce anorganických zlúčenín 64

5.2.1 Chemické vzorce ... 65
5.2.2 Oxidačné číslo ... 66
5.2.3 Tvorba názvov a vzorcov anorganických zlúčenín ... 67
5.2.3.1 Oxidy ... 69
5.2.3.2 Hydroxidy ... 70
5.2.3.3 Halogenidy ... 70
5.2.3.4 Dvojprvkové zlúčeniny vodíka ... 71
5.2.3.5 Sulfidy ... 71
5.2.3.6 Bezkyslíkaté kyseliny a ich soli ... 71
5.2.3.7 Kyslíkaté kyseliny (oxokyseliny) ... 72
5.2.3.8 Soli kyslíkatých kyselín ... 74
5.2.3.9 Hydrogensoli ... 75
5.2.3.10 Kryštalohydráty ... 76
5.2.3.11 Podvojné a zmiešané soli ... 76
5.2.3.12 Koordinačné zlúčeniny ... 76
5.3 Otázky a úlohy ... 78

6 CHEMICKÁ VÄZBA A ŠTRUKTÚRA LÁTOK *(Medveď)* ... 79
6.1 Kovalentná väzba ... 79
6.2 Polarita chemickej väzby ... 85
6.3 Koordinačná väzba ... 88
6.4 Iónová väzba ... 88
6.5 Kovová väzba ... 90
6.6 Medzimolekulové sily a vodíková väzba ... 90
6.7 Kryštalické látky ... 92
6.8 Otázky a úlohy ... 95

7 CHEMICKÉ REAKCIE A CHEMICKÉ ROVNICE *(Silný, Kmeťová)* ... 97
7.1 Chemické reakcie ... 97
7.2 Schémy a rovnice chemických reakcií ... 98
7.2.1 Rôzne spôsoby zápisu rovníc chemických reakcií ... 99
7.3 Výpočty na základe chemických rovníc ... 100
7.3.1 Výpočet látkového množstva ... 101
7.3.2 Výpočet hmotnosti látok ... 102
7.4 Otázky a úlohy ... 103

8 ENERGETICKÉ ZMENY PRI CHEMICKÝCH REAKCIÁCH *(Silný)* ... 105
8.1 Exotermické reakcie ... 105
8.2 Endotermické reakcie ... 106
8.3 Reakčné teplo ... 106
8.4 Termochemické rovnice ... 108
8.4.1 Termochemické rovnice exotermických reakcií ... 109
8.4.2 Termochemické rovnice endotermických reakcií ... 109
8.5 Termochemické zákony ... 109
8.5.1 Prvý termochemický zákon ... 109
8.5.2 Druhý termochemický zákon ... 110
8.6 Tepelné javy pri rozpúšťaní tuhých látok ... 111
8.7 Otázky a úlohy ... 112

9 CHEMICKÁ KINETIKA *(Silný)* ... 115
9.1 Priebeh chemických reakcií ... 115
9.2 Rýchlosť chemických reakcií ... 117
9.3 Faktory ovplyvňujúce rýchlosť chemických reakcií ... 119
9.3.1 Vplyv koncentrácie reaktantov na rýchlosť chemických reakcií ... 119
9.3.2 Vplyv teploty na rýchlosť chemických reakcií ... 120
9.3.3 Vplyv katalyzátora na rýchlosť chemických reakcií ... 121
9.3.4 Vplyv veľkosti povrchu tuhých látok na rýchlosť chemických reakcií ... 123
9.4 Otázky a úlohy ... 124

10 CHEMICKÁ ROVNOVÁHA *(Silný)* ... 125
10.1 Dynamická rovnováha ... 125
10.2 Rovnováha v chemických reakciách ... 126
10.2.1 Rovnovážna konštanta ... 127
10.2.1.1 Rovnováha v homogénnych sústavách ... 127
10.2.1.2 Rovnováha v heterogénnych sústavách ... 130
10.2.2 Faktory ovplyvňujúce chemickú rovnováhu ... 130
10.2.2.1 Vplyv zmeny koncentrácie látok na chemickú rovnováhu ... 131
10.2.2.2 Vplyv zmeny teploty na chemickú rovnováhu ... 131
10.2.2.3 Vplyv zmeny tlaku na chemickú rovnováhu ... 133
10.2.2.4 Katalyzátor a chemická rovnováha ... 133
10.3 Otázky a úlohy ... 135

11 TYPY CHEMICKÝCH REAKCIÍ *(Silný, Kmeťová)* ... 138
11.1 Protolytické reakcie *(Silný)* ... 138
11.1.1 Arrheniova teória kyselín a zásad ... 138
11.1.2 Bronstedova teória kyselín a zásad ... 140
11.1.2.1 Sila kyselín a zásad ... 142
11.1.2.2 Vzťah medzi kyselinami a ich konjugovanými zásadami ... 144
11.1.3 Autoprotolýza vody ... 145
11.1.4 Neutrálne, kyslé a zásadité roztoky, pH ... 146
11.1.5 Hydrolýza solí ... 146
11.1.6 Otázky a úlohy ... 150
11.2 Redoxné reakcie *(Silný, Kmeťova)* ... 153
11.2.1 Redoxné reakcie, oxidácia a redukcia ... 153
11.2.2 Oxidovadlá a redukovadlá ... 154
11.2.3 Redoxné vlastnosti látok ... 156
11.2.3.1 Redoxné vlastnosti prvkov – elektrochemický rad napätia kovov ... 156
11.2.3.2 Redoxné vlastnosti zlúčenín ... 157
11.2.4 Rovnováha v redoxných reakciách ... 159
11.2.5 Výpočty stechiometrických koeficientov rovníc redoxných reakcií ... 159
11.2.6 Redoxné reakcie a elektrolýza ... 161
11.2.6.1 Elektrolýza chloridu meďnatého ... 161
11.2.6.2 Využitie elektrolýzy ... 162
11.2.7 Galvanické články ... 163
11.2.7.1 Akumulátory ... 164

11.2.8 Korózia ... 165
11.2.9 Otázky a úlohy ... 166

11.3 Zrážacie reakcie *(Silný)* ... 168
11.3.1 Súčin rozpustnosti látok ... 168
11.3.2 Využitie zrážacích reakcií ... 171
11.3.3 Otázky a úlohy ... 171
11.4 Komplexotvorné reakcie *(Silný)* ... 172
11.4.1 Využitie komplexotvorných reakcií ... 173
11.4.2 Otázky a úlohy ... 173

12 PRÁCA V LABORATÓRIU *(Kmeťová, Vydrová)* ... 174
12.1 Pravidlá bezpečnej práce v chemickom laboratóriu ... 174
12.2 Laboratórny protokol ... 177
12.3 Základné laboratórne pomôcky ... 178
12.4 LABORATÓRNE PRÁCE *(Kmeťová)* ... 181
Laboratórna práca 1 Oddeľovanie zložiek zmesí ... 181
Variant A Porovnajte účinnosť filtrácie pri použití rôznych filtrov ... 181
Variant B Destiláciou oddeľte zložky zmesi potravinárskeho farbiva a vody ... 182
Variant C Kryštalizáciou získajte z roztoku tuhé látky – kryštály ... 183
C1 Rušená kryštalizácia ... 183
C2 Voľná kryštalizácia ... 184
C3 Kryštalizácia zmenou rozpúšťadla ... 184
C4 Kryštalizácia roztoku soli pridaním látky so spoločným iónom ... 184
Variant D Pomocou chromatografie oddeľte od seba zmes farbív ... 185

Laboratórna práca 2 Príprava roztokov ... 186
Variant A Pripravte roztoky rozpustením tuhej látky ... 186
A1 Príprava roztoku hydroxidu draselného ... 186
A2 Príprava roztoku chloridu sodného ... 187
Variant B Pripravte roztoky zmiešaním kvapalných látok ... 189
B1 Príprava roztoku kvapalného hnojiva ... 189
B2 Príprava roztoku kyseliny sírovej s c = 2 mol·dm^{-3} ... 190
B3 Príprava roztoku kyseliny chlorovodíkovej zriedenej v objemovom pomere 1:1 ... 191
B4 Príprava roztoku kyseliny chlorovodíkovej zriedením jej roztoku ... 192

Laboratórna práca 3 Príprava chemických látok chemickou reakciou ... 194
Variant A Chemickou reakciou uhličitanu vápenatého s roztokom kyseliny chlorovodíkovej pripravte roztok chloridu vápenatého ... 194

Laboratórna práca 4 Faktory ovplyvňujúce rýchlosť chemickej reakcie ... 195
Variant A Experimentálne overte vplyv koncentrácie, teploty, veľkosti povrchu a katalyzátora na rýchlosť chemickej reakcie zinku s kyselinou chlorovodíkovou ... 195

Variant B Experimentálne overte vplyv katalyzátorov na priebeh chemickej reakcie ... 197
B1 Vplyv látok na rozklad peroxidu vodíka ... 197
B2 Horenie cukru za prítomnosti cigaretového popola ... 197

Laboratórna práca 5 pH roztokov, acidobázické indikátory, neutralizačná titrácia ... 199
Variant A Experimentálne určte pH roztokov a overte sfarbenie acidobázických indikátorov v závislosti od pH roztoku ... 199
Variant B Stanovenie uhličitanu vápenatého vo vzorke horniny titráciou ... 201

Laboratórna práca 6 Redoxné reakcie ... 203
Variant A Experimentálne overte priebeh niektorých redoxných reakcií ... 203
Variant B Experimentálne overte využitie redoxných reakcií pri premene chemickej energie na elektrickú ... 204
B1 Daniellov galvanický článok ... 204
B2 Ni-Fe alkalický akumulátor ... 204
Variant C Experimentálne overte vzájomné redoxné pôsobenie kovov a iónov ... 205
C1 Elektrochemický rad napätia kovov ... 205
C2 Korózia železa ... 205

13 SPRÁVNE ODPOVEDE ... 208

Použitá literatúra ... 213
Register ... 214

Úvod

Stali ste sa žiakmi gymnázia so štvorročným štúdiom, školy, ktorá poskytuje všeobecné vzdelanie. K tomuto vzdelaniu patria, samozrejme, aj prírodovedné predmety, ako napríklad chémia, fyzika či biológia. Vzdelaný človek by mal rozumieť prírodným zákonom.

Učebný predmet chémia už poznáte zo základnej školy. Získali ste mnoho poznatkov o látkach okolo vás, o ich vlastnostiach a štruktúre. Veľa viete aj o vplyve a význame anorganických či organických látok pre ľudský organizmus. Štúdiom chémie ste zistili, že chémia má pre nás veľký význam. S výrobkami chemického priemyslu sa stretávame denne a mnohé deje, ktoré pozorujeme, majú chemickú podstatu. Aj biochemické procesy prebiehajúce v našom organizme sú založené na chemických reakciách látok. Viete však aj to, že chémia vplýva na naše životné prostredie aj negatívne, čo v mnohých prípadoch spôsobuje naša nevedomosť či nesprávna aplikácia chemických poznatkov a princípov.

Obsahom učebného predmetu chémia v 1. ročníku gymnázia je všeobecná chémia. Prispôsobený je tomu aj obsah učebnice, ktorú držíte v rukách. Rozdelený je do 11 základných kapitol. Poznatky uvedené v jednotlivých kapitolách vám umožnia chápať vzťahy medzi zložením, štruktúrou, vlastnosťami a použitím látok, ako aj zákonitosti priebehu chemických reakcií. Ako sami zistíte, mnohé informácie vám budú známe, viete ich už zo základnej školy. Tu si ich rozšírite a prehlbite.

Okrem teoretických poznatkov obsahuje učebnica aj pokusy určené na experimentálnu činnosť žiaka, ale aj pokusy určené na demonštráciu učiteľom. Samostatne sú v kapitole 12 uvedené laboratórne práce. Ich výber, počet a zaradenie určí učiteľ podľa materiálno-technického vybavenia školy a priestorových podmienok. Štátny vzdelávací program uvádza, aby žiak vykonal pri 2-hodinovej dotácii minimálne 5 laboratórnych prác.

Učebný text obsahuje okrem základného učiva, ktoré by si mali osvojiť všetci žiaci, aj rozširujúce učivo určené pre žiakov, ktorí majú hlbší záujem o chémiu alebo ich daná problematika zaujala. V texte je rozširujúce učivo označené piktogramom a vytlačené modrou farbou.

V učebnici sú okrem pokusov aj cvičenia, ktoré umožňujú žiakom zistiť, či správne porozumeli sprístupneným poznatkom. Postup riešenia si možno overiť porovnaním s riešením uvedeným za každým cvičením. Cieľom niektorých cvičení je ich riešením objasniť problém, vysvetliť ho. Žiak tak sám môže dôjsť k záverom a pochopiť podstatu nového pojmu.

V závere jednotlivých tematických celkov je uvedené kľúčové učivo, v ktorom sú stručne zhrnuté základné poznatky. Za kľúčovým učivom sú otázky a úlohy rôznej zložitosti. Otázky a úlohy, ktorých riešenie si vyžaduje zložitejšie myšlienkové operácie alebo vychádzajú z rozširujúceho učiva, sú označené hviezdičkou *. Niektoré z nich sú pre mnohých žiakov veľmi náročné. Tieto úlohy však umožňujú učiteľom odhaliť žiakov nadaných na chémiu. Ku všetkým otázkam a úlohám sú v kapitole 13 uvedené správne odpovede.

Okrem učebnice môžete, samozrejme, siahnuť aj po iných informačných zdrojoch, ktoré vám pri štúdiu pomôžu alebo rozšíria a prehĺbia vaše vedomosti. Takými zdrojmi sú napríklad časopisy, knihy, multimediálny CD-ROM či internet. Mnohé užitočné informácie na internete môžete po zadaní kľúčových slov získať pomocou vyhľadávacích programov napríklad www.google.com, www.atlas.sk, www.wikipedia.sk a pod. Zaujímavé informácie a odkazy na ďalšie stránky sa dajú nájsť aj na stránkach projektu Infovek http://www.infovek.sk/predmety/chemia/index.php alebo na www stránkach vysokých škôl.

Autori

základné učivo

rozšírujúce učivo

Atómy tak zjednodušene predstavujú dve dotykajúce sa gule. Atómový polomer závisí od toho, akým spôsobom sú tieto atómy vzájomne viazané. Podľa toho rozlišujeme polomery kovalentné, iónové a kovové. Atómy toho istého prvku sú navyše viazané v jeho zlúčeninách rôznym spôsobom, a preto sa pre atómy prvkov uvádzajú stredné atómové polomery.

Atómové polomery prvkov:
- i a v periódach zľava doprava zmenšujú,
- v skupinách smerom zhora dolu rastú.

Ak porovnáme polomery atómov a od nich odvodené ióny, zistíme, že:
- katióny sú vždy menšie ako príslušné atómy,
- anióny sú vždy väčšie ako príslušné atómy.

Zmena atómového polomeru v závislosti od protónového čísla súvisí so vzdialenosťou valenčných elektrónov od jadra atómu, veľkosti náboja jadra atómu a tieniaceho efektu elektrónov nachádzajúcich sa na nižších vrstvách od valenčnej vrstvy (tzv. vnútorné elektróny).

V skupinách atómový polomer rastie, aj keď náboj jadra sa zväčšuje. Príbuda však počet elektrónových vrstiev a zväčšuje sa vzdialenosť valenčných elektrónov od jadra. Príťažlivé sily medzi kladne nabitým jadrom a valenčnými elektrónmi sa pribúdaním vrstiev s vnútornými elektrónmi zmenšujú, dôsledkom čoho je narastanie atómového polomeru.

V periódach sa náboj jadra atómu s rastúcim protónovým číslom zväčšuje, ale vzdialenosť valenčných elektrónov od jadra a tieniaci efekt vnútorných elektrónov sa takmer nemenia. Príbuda len počet elektrónov na valenčnej vrstve, čo spôsobuje väčšie príťažlivé pôsobenie medzi týmito elektrónmi a jadrom atómu. Čím väčší je náboj jadra, tým výraznejšie je príťahovanie, čo vedie k zmenšovaniu atómového polomeru.

4.3.3 Elektronegativita

Elektronegativita (X) je sila, ktorou atóm príťahuje elektróny chemickej väzby. S presnejším definovaním elektronegativity sa oboznámite v časti učiva o chemickej väzbe. Na zistenie závislosti hodnoty elektronegativity od protónového čísla m m postačí známa jednoduchá definícia.

Elektronegativita:
- v periódach s narastajúcim protónovým číslom rastie,
- v skupinách s narastajúcim protónovým číslom klesá.

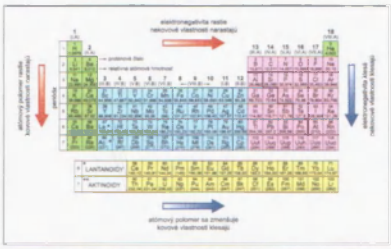
Z vyššie uvedenej závislosti hodnoty elektronegativity od protónového čísla vyplýva, že prvky nachádzajúce sa v ľavej časti periodickej tabuľky prvkov majú malé hodnoty elektronegativít. Naopak, prvky nachádzajúce sa napravo majú hodnoty elektronegativít veľké.

Cvičenie 6

V periodickej tabuľke prvkov vyhľadajte 4 prvky s malými a 4 prvky s veľkými hodnotami elektronegativity.

Riešenie 6

Medzi prvky s malou hodnotou elektronegativity patria predovšetkým prvky s, napríklad: lítium Li, sodík Na, draslík K, rubídium Rb, cézium Cs, Francium Fr, vápnik Ca, stroncium Sr, bárium Ba.
Medzi prvky s veľkou hodnotou elektronegativity patria napríklad prvky: fluór F, kyslík O, chlór Cl, dusík N.



Obr. 4.7 Periodicita niektorých fyzikálno-chemických vlastností v PTP

Kľúčové učivo

- Periodický zákon znie: Vlastnosti prvkov sú periodickou funkciou ich protónových čísel.
- Periodický zákon formuloval ruský chemik *D. I. Mendelejev*.
- Sústava prvkov obsahuje prvky usporiadané podľa stúpajúceho protónového čísla ich atómov. Na základe periodického zákona sú v periodickej tabuľke prvkov usporiadané pod sebou do 7 periód a 18 skupín. Periodicita vo vlastnostiach prvkov vyplýva zo štruktúry elektrónových obalov ich atómov, predovšetkým elektrónovej konfigurácie valenčnej vrstvy.
- V súčasnosti existuje nespočetné množstvo druhov periodických tabuliek prvkov, v ktorých sa uvádzajú rôzne charakteristiky a veličiny. Najpoužívanejšou formou je polodlhá forma periodickej tabuľky.

cvičenie

dôležité učivo

kľúčové učivo

1 POZOROVANIE A POKUS V CHÉMII

Svet, v ktorom žijeme, sa veľmi rýchlo mení. Vznikajú nové:

- materiály – napr. stavebné hmoty, plasty, alternatívne zdroje energie (vodík, bionafta), materiál na výrobu očných kontaktných šošoviek,
- technológie – napr. biotechnológie (spracovanie odpadu, výroba potravín, liekov), výroba mikročipov, bezodpadové výrobné procesy,
- výrobky (lieky, farby, kozmetické výrobky, hnojivá, syntetické vlákna, očkovacie látky).

Vývoj však okrem pokroku prináša aj nové:

- záťaže životného prostredia – jedovaté odpady, hluk, smog, kyslé dažde, ohrozenia ľudského zdravia – nezdravá strava, znečistené životné prostredie, stresujúci
- spôsob života.

Ak sa človek modernej doby chce správať tak, aby si udržal svoje telesné a duševné zdravie a neohrozujúce príjemné životné prostredie, potrebuje na to oveľa viac poznatkov ako ľudia predchádzajúcich generácií.

Cvičenie 1

Vymenujte aspoň 5 informácií dôležitých na udržanie alebo zlepšenie zdravia, ktoré nepoznali, resp. nepotrebovali vaši starí rodičia vo vašom veku.

Riešenie 1

Napríklad informácie o vplyve žiarenia počítačového monitora, mobilného telefónu na ľudské zdravie, poznatky o geneticky upravovaných potravinách, zaobchádzaní s kontaktnými očnými šošovkami, poznatky o nových lekárskych možnostiach – laparoskopických operáciách, použití optických káblov pri lekárskych vyšetreniach a zákrokoch, „rozbíjaní" obličkových a žlčníkových kameňov ultrazvukom, o existencii nových materiálov na výrobu umelých kĺbov, srdcových chlopní a iné.

Orientácia v modernom svete bez každodenného využívania poznatkov z prírodných vied, medzi ktoré patrí aj chémia, nie je prakticky možná.
Z predchádzajúceho štúdia viete, že **chémia je veda o látkach a ich chemických premenách.** Látky opisuje prostredníctvom ich vlastností, hľadá súvis medzi štruktúrou a vlastnosťami látok, pri chemických premenách sa zaoberá ich príčinami, opisuje a vysvetľuje ich priebeh, a tak dáva základ na ich praktické využitie.

Základnými metódami poznávania sveta v prírodovedných predmetoch, a teda aj v chémii sú:

- **pozorovanie (vnímanie zmyslami aj meranie),**
- **pokus (experiment).**

Pozorovanie je bežná činnosť, ktorou sa zaoberáme takmer vždy, často aj neuvedomelo. Na rozdiel od bežného pozorovania je pozorovanie v chémii **cieľavedomé,** jeho **cieľom je opísanie predmetu látok alebo chemických rekcií javu**. Prebieha tak, že zameriavame pozornosť, vnímame, prípadne meriame vlastnosti pozorovaného objektu. **Pri pozorovaní do pozorovaného objektu nezasahujeme, nemeníme jeho vlastnosti.** Na pozorovanie využívame **všetky zmysly** (samozrejme, len ak nám to umožňujú pravidlá bezpečnosti

pri práci). Priebeh aj výsledky pozorovania zaznamenávame. Pozorovanie môžeme vykonávať aj **samostatne.** V základnej škole ste pozorovali napr. skupenstvo, vzhľad, farbu sodíka a draslíka, rozpúšťanie jódu, síry a modrej skalice vo vode a pod. Pozorovanie je **súčasťou každého pokusu.**

Pokus (experiment) je na rozdiel od pozorovania charakteristický tým, že **do skúmaného objektu zasahujeme, tým meníme jeho vlastnosti a pozorujeme zmeny jeho správania** (napríklad rozpúšťame, zahrievame, pridávame reaktanty a pod.). Pokus (experiment) je pre chemikov **základným zdrojom poznatkov** – hovoríme, že chémia je experimentálna veda.

Hlavným **cieľom pokusu je overenie platnosti teoretických poznatkov.** Ak má experiment splniť svoj cieľ, musí byť vopred starostlivo naplánovaný a bezpečne uskutočnený. Po skončení pokusu treba urobiť o ňom písomný záznam – **laboratórny protokol.** Správne vypracovaný laboratórny protokol obsahuje všetky údaje potrebné na to, aby sme podľa neho mohli pokus kedykoľvek zopakovať. Pokus zopakovaný v inom laboratóriu a v inom čase musí viesť k rovnakým výsledkom.

Význam pozorovania a pokusu

Význam pozorovania pre poznanie sveta pochopili už starí Gréci. ***Aristoteles*** učil svojich žiakov tak, že s nimi trávil celé dni v prírode na brehu potoka, sledoval živočíchy v ňom, skúmal rastliny, neustále pozoroval okolitý svet. Poznatky získané pozorovaním považoval za prvoradé.

Chémia má svoje experimentálne začiatky v dielňach alchymistov. Alchymisti experimentovali vo svojich dielňach v starovekom Egypte, Indii, Číne, starovekom Grécku a Ríme, arabských krajinách, neskôr aj v Európe. Najznámejším cieľom alchymistov bolo nájsť **kameň mudrcov** (jeho úlohou bolo premeniť bežný kov na zlato, rozpustený vo víne mal pôsobiť ako všeliek na odstránenie všetkých chorôb, prostriedok na okamžité omladnutie a predĺženie života). Alchymisti sú často považovaní za podvodníkov a šarlatánov. Treba si však uvedomiť, že nemali k dispozícii dnešné pomôcky, poznatky a vedecké postupy a napriek tomu zaznamenali veľké úspechy v spracovaní kovov, vyrobili napríklad lúčavku kráľovskú, atrament, farby, kozmetiku, keramiku, objavili lieky na mnohé choroby, poznali spôsob získavania síry, sodíka, draslíka. Počas dlhých storočí experimentovania sa im síce nepodarilo splniť ciele alchýmie, napriek tomu vydláždili cestu modernej chémii „vedľajšími produktmi" svojho úsilia. Mnohé tvary laboratórneho skla a laboratórne aparatúry pochádzajú z alchymistických dielní. Alchymisti vypracovali mnohé laboratórne postupy, niektoré z nich sa používajú aj dnes (napr. destilácia, extrakcia). Pripravili aj mnohé nové chemikálie (napríklad síran sodný ako vedľajší produkt pri hľadaní alkagestu – univerzálneho rozpúšťadla, ktorý objavil ***John Rudolf Glauber***).

Aj súčasní chemici svoje teoretické poznatky overujú pokusom. Ak výsledky pokusov nie sú v súlade s teóriou, treba vytvoriť novú teóriu, ktorá dokáže vysvetliť výsledky pokusov. Výskumníci dnes využívajú moderné prístroje a výkonnú výpočtovú techniku, čo im umožňuje riešiť nové problémy.

Dobrý chemik – experimentátor musí mať dobré pozorovacie schopnosti. Vy si svoje pozorovacie schopnosti môžete overiť pomocou dvoch nasledujúcich „jednoduchých" praktických cvičení.

Cvičenie 2

Vezmite si sviečku, dobre si ju prezrite a poznačte si opis jej vlastností. Potom sviečku zapáľte a pozorne sledujte, ako horí. Pri pozorovaní neskúmajte len vlastnosti plameňa,

ale všímajte si aj zmeny sviečky. Urobte si svoj záznam z pozorovania a porovnajte ho so záznamom z pozorovania uvedenom v riešení 2.

Riešenie 2 – záznam z pozorovania

Sviečka má valcovitý tvar, jej priemer je približne 20 mm, na začiatku pokusu je dlhá 200 mm.
Vyrobená je z červenkastej tuhej látky slabého zápachu.
Sýtosť farby je rovnomerná po celej dĺžke sviečky (obr. 1.1).
Nechtom možno do sviečky ľahko urobiť ryhu, farba vrypu na sviečke je červená, ale menej sýta.
Stredom sviečky prechádza knôt, ktorý na jednom konci vyčnieva približne 10 mm, knôt sa skladá z troch bielych nití zapletených do tvaru vrkoča.
Sviečku zapálime zápalkou tak, že horiacu zápalku priblížime na niekoľko sekúnd ku knôtu. Zápalku oddialime a sviečka horí ďalej.
Plameň, ktorého výška je približne 25 mm, začína asi 3 mm od vrchu sviečky. Spodný okraj plameňa má modrú farbu. Bezprostredne okolo knôtu sa nachádza v plameni tmavá zóna, okolo nej je zóna svetložltej, ale nie oslepujúcej farby.
Ak je prúdenie vzduchu v miestnosti veľmi malé, sviečka horí pokojne a tvar jej plameňa sa prakticky nemení. Pri miernom závane vzduchu sa plameň sviečky odkloní (obr. 1.2), pri silnejšom prúdení vzduchu sa tvar plameňa veľmi mení – rýchlo sa mihá.
Počas horenia zostáva sviečka chladná, okrem jej vrchnej časti. Približne 10 mm od vrchného konca je teplá, no nie horúca a taká mäkká, že ju možno formovať prstami. Teplá časť sviečky má svetlejšiu červenú farbu ako chladná časť, sýtosť červenej farby sa plynule mení – najsvetlejšia je navrchu sviečky (obr. 1.3).
Časť knôtu vychádzajúceho zo sviečky má bielu farbu, farba horiaceho knôtu je tmavá až čierna, koniec knôtu má jasnočervenú farbu. Knôt sa asi 5 mm od konca zakrivuje.
Sviečka sa počas horenia skracuje asi 10 mm za hodinu, spolu s ňou sa skracuje aj knôt, takže sa nad sviečkou nachádza rovnako dlhá časť.
Plameň sviečky vyžaruje značné množstvo tepla. Presvedčíme sa o tom tak, že na niekoľko sekúnd priložíme k plameňu ruku – teplo vnímame zboku pri vzdialenosti 5 až 10 mm, zvrchu pri vzdialenosti 80 až 100 mm.
Navrchu pokojne horiacej sviečky sa zhromažďuje svetločervená kvapalina. Ak fúkneme do plameňa sviečky, kvapalina steká po sviečke smerom dole. Keď sa plameň znovu upokojí, kvapalina na boku sviečky rýchlo ochladne a stuhne. Ak v miestnosti nie je silné prúdenie vzduchu, sviečka môže horieť dlho bez stekania kvapaliny. Kvapalina zostáva v priehlbinke umiestnenej vo vrchnej časti sviečky, odtiaľ sa pomaly dvíha po knôte a zmáča ho na úroveň plameňa.

Obr. 1.1

Obr. 1.2

Obr. 1.3

Cvičenie 3

Prejdite sa vo vašej triede od dverí až po svoju školskú lavicu. Cestu pozorne vnímajte všetkými zmyslami. Po príchode do lavice si zapíšte čo najviac detailov, ktoré ste si všimli. Prejdite trasu ešte raz s poznámkami v ruke a overte účinnosť svojho pozorovania. Záznam z pozorovania si porovnajte a konfrontujte s učiteľom a spolužiakmi.

2 CHEMICKÉ LÁTKY

Každý deň prichádzame do kontaktu s predmetmi ako drevená tabuľa, sklená guľa, gumené koleso, mliečny kokteil a pod. – všimnite si, že na presnejší opis predmetu používame nielen názov, resp. tvar predmetu, ale aj materiál, z ktorého je predmet zhotovený (drevo, sklo, guma, mlieko).

Materiály, z ktorých sú vyrobené predmety, nazývame látky. Chémia je veda o látkach a ich premenách na iné látky.

2.1 Látky a ich vlastnosti

Látky charakterizujeme a rozlišujeme pomocou ich **vlastností**, ako sú:

- **skupenstvo** (tuhé, kvapalné, plynné),
- **hustota**,
- **vzhľad** (farba, lesk, kryštálový tvar),
- **tvárnosť** (krehkosť, kujnosť, ťažnosť, pružnosť),
- **vôňa**,
- **chuť**,
- **správanie sa pri zahrievaní** (topí sa, zuhoľnatie, rozkladá sa, horí),
- **horľavosť**,
- **rozpustnosť v rôznych rozpúšťadlách**,
- **magnetické vlastnosti**,
- **elektrická vodivosť** a iné.

Vlastnosti látky spravidla nezávisia od množstva látky.

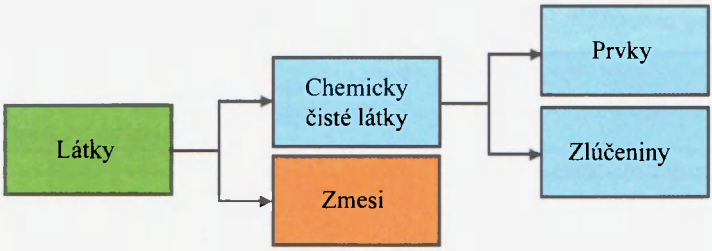
2.1.1 Chemicky čisté látky a zmesi

Látky môžu existovať ako **chemicky čisté látky** – chemické indivíduá (chemické prvky a chemické zlúčeniny), alebo vo forme **zmesí**.

Väčšina látok v našom okolí sú zmesi, chemicky čisté látky sa v prírode vyskytujú zriedka.

Zloženie **chemicky čistých látok** možno napísať pomocou chemickej značky (atómy prvkov, napr. Fe, C, O, H) alebo pomocou chemického vzorca (molekuly prvkov a zlúčenín, napr. O_2, H_2, HCl, NaOH). Chemicky čisté látky majú stále charakteristické fyzikálne a chemické vlastnosti, napr. hustotu, teplotu topenia a varu, reaktivitu.

Zmes (zložitejšia látka) vzniká zmiešaním dvoch alebo viacerých chemicky čistých látok (zložiek zmesi). Jej zloženie nemožno napísať pomocou chemického vzorca.



Obr. 2.1 Druhy látok

Cvičenie 1

Z uvedenej skupiny látok vyberte zmesi: roztok na pranie bielizne, medený drôt, bylinkový čaj s medom, kuchynská soľ, ovocný koláč, kyselina chlorovodíková, pleťové mlieko, sóda bikarbóna.

Riešenie 1

Roztok na pranie bielizne, bylinkový čaj s medom, ovocný koláč, pleťové mlieko.

Každá zložka zmesi má svoje fyzikálne aj chemické vlastnosti, ktoré so sebou „prináša" do zmesi.

Môžeme odhadnúť vlastnosti zmesi, ak poznáme jej zloženie a vlastnosti jednotlivých zložiek?

Porovnajte vlastnosti zložiek (skupenstvo, farba, vzhľad) s vlastnosťami bežne známych zmesí uvedených v tab. 2.1.

Tab. 2.1 Porovnanie vlastností zmesí a ich zložiek

Zložky	Zmes
prací prášok, voda, zmäkčovací prostriedok	roztok na pranie bielizne
marhule, cukor, voda	marhuľový kompót
voda, soli, oxid uhličitý	minerálna voda
voda, olej, cukor, soľ	nálev na zeleninový šalát
meď, cín	bronz

Porovnaním ste zistili, že **zmes má odlišné vlastnosti ako jej zložky.**

Vlastnosti zmesi závisia od toho, aké zložky ju tvoria a aké je ich zastúpenie v zmesi. Zloženie zmesi môžeme zmeniť napríklad pridaním niektorej zložky.

Zmesí v našom okolí je veľké množstvo, preto je výhodné usporiadať ich do skupín podľa vopred zvolených kritérií. Zmesi uvedené v tabuľke 2.2 môžeme roztriediť napríklad podľa týchto kritérií:

a) zmes je kvapalná,
b) zmes obsahuje tri zložky,
c) zložky zmesi sú viditeľné voľným okom.

Tab. 2.2 Druhy zmesí podľa zvolených kritérií

Zmes	Kvapalné skupenstvo	Zmes obsahujúca tri zložky	Zložky zmesi viditeľné voľným okom
orieškovo-mandľová zmes (lieskové oriešky, arašidy, vlašské orechy, kešu oriešky, mandle)			*
žula (kremeň, živec, sľuda)		*	*
roztok saponátu na umývanie riadu (saponát, voda)	*		
šperkárske zlato (zlato, meď, striebro)		*	
sypká zmes na výrobu malty (cement, vápno, piesok)		*	*

Najčastejšie rozdeľujeme zmesi podľa:

1. skupenstva:
a) **tuhé** (krmne zmesi pre zvieratá, čajové zmesi, sypké polotovary na prípravu zákuskov, záhradná zemina);
b) **kvapalné** (mäsový vývar, krv, pot, slzy);
c) **plynné** (vzduch, odpadové plyny).

2. veľkosti častíc:
a) **rovnorodé (homogénne)** – zložky zmesi nemožno rozoznať okom, lupou alebo mikroskopom; rovnorodé zmesi látok sa nazývajú roztoky (môžu byť tuhé, kvapalné, plynné);
b) **rôznorodé (heterogénne)** – zložky zmesi sa dajú rozoznať okom, lupou alebo mikroskopom; rôznorodé zmesi sú napr. zmesi tuhých látok, peny.

V každej rôznorodej zmesi môžeme rozlíšiť **zložku, ktorá prevláda (rozptyľujúcu), a zložku, ktorá je v prevládajúcej zložke rozptýlená.**

Ak je sypká tuhá látka nerozpustná vo vode (napr. piesok), po premiešaní s vodou sa vo vode len jemne rozptýli. Ak takúto zmes necháme odstáť, tuhé zložky sa (podľa hustoty) začnú usadzovať na dne nádoby – tento jav môžeme využiť napríklad pri prečisťovaní jemného piesku potrebného do akvária. Zmes piesku a vody je príkladom **suspenzie**.

Suspenzia je rôznorodá zmes nerozpustenej tuhej látky rozptýlenej v kvapaline.

Ak zmiešame dve kvapaliny, ktoré sa vzájomne nerozpúšťajú, napríklad olivový olej a vodu, po pretrepaní vzniká mliečny zákal. Obe kvapaliny sa rozdelia na jemné kvapôčky, ktoré sa v zmesi vzájomne premiešajú. Ak túto zmes necháme odstáť, kvapôčky každej kvapalnej látky sa spoja do vrstvy, olej sa oddelí od vody. Niektoré zmesi tohto typu sú časovo stálejšie (mlieko). Zmes rastlinného oleja a vody je príkladom **emulzie**.

Emulzia je rôznorodá zmes kvapalín, vytvorená rozptýlením nerozpustenej kvapaliny v inej kvapaline.

Zmes vzduchu a kvapalného prostriedku na umývanie riadu je príkladom **peny.**

Pena je rôznorodá zmes nerozpustenej plynnej látky a kvapaliny. Plyn je jemne rozptýlený v kvapaline.

Dym a hmla sú príkladmi **aerosólu.**

Aerosól je zmes čiastočiek nerozpustenej tuhej látky (dym) alebo nerozpustenej kvapaliny (hmla) jemne rozptýlenej v plyne, najčastejšie vo vzduchu *(gr. aér – vzduch).*

Častice látok rozptýlené v aerosóle bývajú veľmi malé, majú rozmery 1 – 100 nm, preto aerosóly nie sú typické rôznorodé zmesi, ale patria medzi tzv. koloidné roztoky.

Tab. 2.3 Zmesi a ich príklady z bežného života

Zložka rozptyľujúca	Zložka rozptýlená		
	tuhá látka	kvapalina	plyn
kvapalina	**suspenzia** (piesok a voda, čiastočky zeminy v riečnej vode, ovocný džús s vlákninou)	**emulzia** (mlieko, olejová zálievka na zeleninový šalát, šampóny, kozmetické krémy, pleťové mlieka, masážne prípravky, benzín vo vode)	**pena** (vyšľahaná šľahačka, pena na kofole, pive, mydlová pena)
plyn	**aerosól** (cigaretový dym, smog, prach zvírený na ulici)	**aerosól** (oblaky na oblohe, hmla, voňavka rozptýlená vo vzduchu, lak na vlasy, dezinfekčné prostriedky v spreji, farby v spreji)	*

2.1.2 Oddeľovanie zložiek zo zmesí

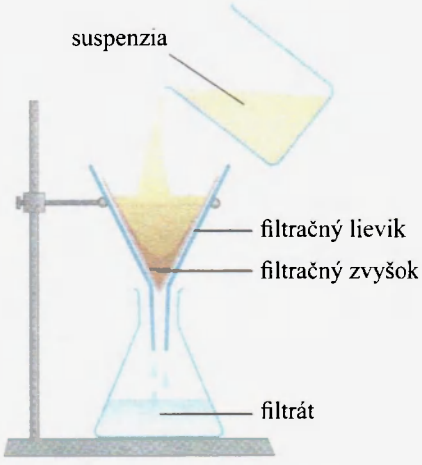
V bežnom živote je dôležité nielen vedieť pripraviť zmes s požadovaným zložením, ale ovládať aj opačný postup, t. j. získať zo zmesi niektorú jej zložku. Tento postup využívame napríklad pri čistení škvŕn z odevov, preosievaní zeminy, vysávaní prachu. Pretože cieľom oddeľovania zložiek je rozdeliť (separovať) zmes na jednoduchšie látky, niekedy sa pre oddeľovacie (separačné) metódy používa aj názov **čistiace metódy.**

Čisté látky možno izolovať zo zmesi mnohými metódami. Na to, aby sme dokázali vybrať najjednoduchšiu a najúčinnejšiu metódu, musíme poznať fyzikálne a chemické vlastnosti zložiek zmesi.
Pri oddeľovaní zložiek zo zmesi najčastejšie využívame ich **rozdielne fyzikálne vlastnosti.**

Ako vyberieme práve uvarené špagety z vriacej vody?
Použijeme oddeľovaciu metódu – filtráciu, úlohu filtra splní cedidlo.

Filtráciou sa oddeľujú nerozpustné tuhé látky od kvapalín alebo plynov na základe rozdielnej veľkosti častíc.

Tuhé zložky zostanú na filtri, kvapalina (filtrát) pretečie do nádoby. Ako filter v laboratóriu najčastejšie používame filtračný papier, v domácnosti filtrujeme aj cez tkaninu, sito alebo chumáč vaty. Vo vodárňach sa na čistenie vody používa filter zo štrku a piesku (filter zo štrku a piesku sa uplatňuje aj pri samočistiacej schopnosti riek). V chemických závodoch sa filtrujú odpadové plyny pomocou špeciálnych filtrov.
Usporiadanie filtračnej aparatúry v laboratóriu je znázornené na nasledujúcich obrázkoch.



Obr. 2.2 Schéma filtračnej aparatúry

Obr. 2.3 Filtračná aparatúra

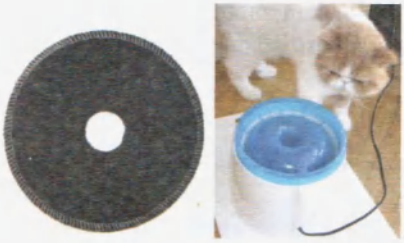
Filtráciu s použitím rôznych filtrov často používame aj v domácich podmienkach, napríklad pri varení čaju, kávy, lisovaní ovocnej šťavy, preosievaní zeminy. Filtre nájdeme aj v domácich vodárňach, bazénoch, akváriách, fontánkach na vodu pre mačky a malé psy, rýchlovarných kanviciach, práčkach, digestoroch, funkciu filtra plnia sitá a cedidlá.
Vysokoúčinné vzduchové filtre (tzv. HEPA filtre) zachytia častice s veľkosťou 300 nm s veľkou účinnosťou (až 99,97 %). Tieto filtre sa používajú napríklad v zdravotníctve, farmácii, pri výrobe mikroprocesorov, ale aj v domácnostiach náročných na účinné vysávanie (je nevyhnutné napríklad pre alergikov). HEPA filter spoznáte na prvý pohľad – je zložený do tvaru harmoniky (aby bola účinná plocha filtra čo najväčšia), býva zaradený ako posledný v sérii filtrov vysávača.

Obr. 2.4 Plastový filter je dôležitou súčasťou lisu na ovocnú šťavu

Obr. 2.5 Filter je nevyhnutnou súčasťou kuchynského digestora

Obr. 2.6 Filtračné zariadenie je umiestnené aj v akváriu

Obr. 2.7 Kovový filter v kávovare



Obr. 2.8 Fontánka na pitnú vodu pre mačky a malých psov obsahuje uhlíkový filter

Obr. 2.9 Vysokoúčinný HEPA filter je posledný v poradí filtrov vysávača

Obr. 2.10 Funkciu filtra pri príprave čaju plní papierové vrecúško

Obr. 2.11 Plastový filter v rýchlovarnej kanvici zachytáva vodný kameň

Obr. 2.12 Aj sitko na odtok vody v kuchynskom dreze plní funkciu filtra

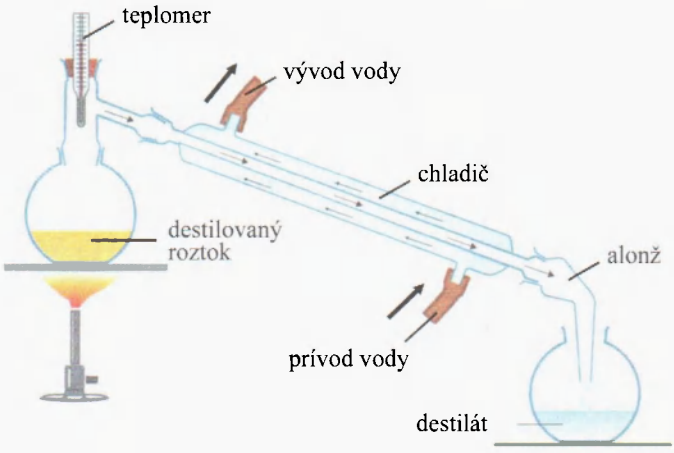
Obr. 2.13 Filter nájdeme aj v práčke

Obr. 2.14 Filtračné zariadenie záhradného bazéna

Ako sa z kvetov ruže alebo jazmínu dá získať voňavý olej potrebný na výrobu parfumov? Používa sa oddeľovacia metóda, ktorá sa nazýva destilácia.

Destiláciou sa oddeľuje kvapalina od inej kvapaliny na základe ich rozdielnej teploty varu.

Pri zahrievaní zmesi kvapalín v destilačnej banke začne ako prvá vrieť (destilovať) kvapalina s menšou teplotou varu, v podobe pár sa oddeľuje (separuje) zo zmesi. Jej pary sa opäť v chladiči skvapalnia a kvapalina (destilát) prekvapkáva do zbernej nádoby. Destilácia je oddeľovacia metóda, ktorú používali už stredovekí alchymisti.
Destiláciou sa vyrábajú napríklad potravinárske arómy, benzín, motorová nafta, asfalt, ale aj alkoholické nápoje – destiláty (napr. koňak sa vyrába destiláciou vína vo veľkých medených kotloch).



Obr. 2.15 Schéma destilačnej aparatúry

Obr. 2.16 Destilačná aparatúra

Deje, ktoré prebiehajú počas destilácie, môžeme pozorovať aj v domácnosti. Napríklad pri varení jedla – na pokrievke (obr. 2.17), ktorá plní funkciu chladiča, sa objavujú kvapky bezfarebnej vody. Voda je oddelenou zložkou zo zmesi (jedla).

Obr. 2.17 Kvapky vody sa destiláciou oddelili od jedla. Funkciu chladiča plní pokrievka

Po otvorení pohára so starším džemom môžete nájsť na povrchu džemu tvrdú kôru z cukru. Ako vznikla?
Z džemu sa počas dlhého státia odparuje voda, nadbytočný cukor vykryštalizoval a vytvoril na povrchu kôru.

Kryštalizáciou sa oddeľuje rozpustená tuhá látka od rozpúšťadla buď odparením rozpúšťadla, alebo ochladením nasýteného roztoku.

Pri kryštalizácii oddeľovaná zložka vykryštalizuje vo forme tuhej látky, ostatné zložky zmesi zostanú v roztoku. Kryštalizácia sa používa napríklad v cukrovaroch pri výrobe cukru, pri získavaní kuchynskej soli z morskej vody alebo pri výrobe veľmi čistých kryštálov potrebných na výrobu mikročipov.

Prečo na fľaštičkách s roztokmi liekov nájdeme upozornenie, že pred použitím treba fľaštičkou s obsahom potriasť?
Potrasením rovnomerne rozptýlime čiastočky liečiva usadené (sedimentované) na dne fľaštičky do roztoku.

Sedimentáciou (usadzovaním) sa oddeľujú tuhé alebo kvapalné látky od kvapalín na základe ich rozdielnej hustoty.

Princíp metódy je založený na využití Archimedovho zákona – látka s väčšou hustotou ako kvapalina klesá ku dnu, látka s menšou hustotou ako kvapalina pláva na povrchu kvapaliny. Túto metódu môžeme použiť napríklad na oddelenie stuhnutého tuku z polievky, „kože" z kakaa, smotany z mlieka.
Pri oddeľovaní kvapalín s rozdielnou hustotou, ktoré sa vzájomne nemiešajú, sa v laboratóriu používa oddeľovací lievik – kvapalinu s väčšou hustotou po oddelení vypustíme uzáverom do zbernej nádoby.

Obr. 2.18 Sedimentáciou sa oddelil olej (látka s menšou hustotou) od vody (látka s väčšou hustotou)

Tab. 2.4 Prehľad základných metód na oddeľovanie zložiek zo zmesí

Názov metódy	Odlišná fyzikálna vlastnosť zložiek zmesi	Príklady z praxe
filtrácia	veľkosť častíc	cedenie mäsového vývaru cez sitko
destilácia	teplota varu	výroba destilátov zo skvaseného ovocia
kryštalizácia	rozpustnosť pri danej teplote (produktom je tuhá látka)	biely povlak soli na snehom premočených zimných topánkach
sedimentácia	hustota	lekárske vyšetrenie krvi a moču

Kľúčové učivo

- **Chémia je veda o látkach a ich premenách na iné látky.**
- **Látky sú materiály, z ktorých sú vyrobené predmety.**
- **Látky charakterizujeme a rozlišujeme pomocou ich vlastnosti.**
- **Látky môžu existovať ako chemicky čisté látky – chemické indivíduá (chemické prvky a chemické zlúčeniny) alebo vo forme zmesí.**
- **Zloženie chemicky čistých látok možno napísať pomocou chemickej značky alebo chemického vzorca.**
- **Zmes (zložitejšia látka) vzniká zmiešaním dvoch alebo viacerých jednoduchších látok (zložiek zmesi). Jej zloženie nemožno napísať pomocou chemického vzorca. Zmesi sa môžu vzájomne odlišovať počtom zložiek, skupenstvom, veľkosťou častíc.**
- **Homogénne zmesi majú tieto charakteristické vlastnosti:**
  - **ich zložky nemožno rozoznať voľným okom ani pomocou prístrojov, dajú sa oddeliť napr. kryštalizáciou, destiláciou,**
  - **všetky časti, ktoré odoberieme zo zmesi, majú rovnaké vlastnosti,**
  - **kvapalné roztoky prechádzajú otvormi na filtračnom papieri.**
- **Heterogénne zmesi majú tieto charakteristické vlastnosti:**
  - **ich zložky sú rozoznateľné voľným okom, príp. pomocou prístrojov, dajú sa oddeliť napr. pinzetou, magnetom, filtráciou, usadzovaním,**
  - **ich čiastočky (zrnká) nemajú rovnaké vlastnosti.**
- **Na oddeľovanie (separáciu) zložiek zo zmesí využívame rozdielne fyzikálne vlastnosti zložiek zmesi:**
  - **filtráciou oddeľujeme zložky s rozdielnou veľkosťou častíc,**
  - **destiláciou oddeľujeme zložky s rozdielnou teplotou varu,**
  - **kryštalizáciou z roztoku oddeľujeme zložky s rozdielnou rozpustnosťou pri danej teplote,**
  - **sedimentáciou oddeľujeme zložky s rozdielnou hustotou.**

2.2 Výpočet relatívnej atómovej a relatívnej molekulovej hmotnosti, látkového množstva a molárnej hmotnosti látok

2.2.1 Relatívna atómová a relatívna molekulová hmotnosť

Vieme, že atómy sú veľmi malé častice, preto aj hmotnosť jedného atómu je veľmi malá (napríklad priemerná hmotnosť 1 atómu chlóru je $5{,}8871 \cdot 10^{-26}$ kg). Hmotnosti atómov sú také malé, že ich nedokážeme zistiť ani na najcitlivejších váhach. Sú vyjadrené číselnými hodnotami rádovo 10^{-24} až 10^{-27} kg. Keďže práca s jednotkami gram a kilogram pri určovaní hmotností atómov a molekúl je nepraktická, bolo nevyhnutné zaviesť iné spôsoby vyjadrovania hmotnosti týchto častíc.

Medzinárodnou dohodou sa ako porovnávací štandard zvolila **atómová hmotnostná konštanta m_u**, ktorej hodnota vyjadrená v kilogramoch je $m_u = 1{,}66057 \cdot 10^{-27}$ kg $= 1{,}66057 \cdot 10^{-24}$ g.

Pomocou atómovej hmotnostnej konštanty m_u sa v chémii vyjadrujú pomerné (relatívne) hmotnosti častíc (atómov, molekúl). Vtedy **porovnávame hmotnosť častice** (atómu, molekuly) **s hmotnosťou m_u**. Získame bezrozmerné čísla, ktoré udávajú, koľkokrát je hmotnosť určitého atómu alebo molekuly väčšia ako m_u.

Ak porovnávame s hmotnosťou m_u hmotnosť **atómu *m*(X),** získame jeho **relatívnu atómovú hmotnosť A_r(X).** Ak porovnávame s hmotnosťou m_u hmotnosť **molekuly *m*(Y),** získame jej **relatívnu molekulovú hmotnosť M_r(Y).**

$$A_r(\mathrm{X}) = \frac{m(\mathrm{X})}{m_u} \qquad M_r(\mathrm{Y}) = \frac{m(\mathrm{Y})}{m_u}$$

Relatívna atómová (molekulová) hmotnosť teda udáva, koľkokrát je hmotnosť daného atómu (molekuly) väčšia ako atómová hmotnostná konštanta.

Príklady relatívnych atómových hmotností:
$A_r(\mathrm{H}) = 1{,}008$
$A_r(\mathrm{O}) = 15{,}999$
$A_r(\mathrm{Cu}) = 63{,}546$

Z uvedených príkladov A_r vidíme, že atóm vodíka má hmotnosť 1,008-krát väčšiu ako m_u, atóm kyslíka má 15,999-krát väčšiu hmotnosť ako m_u a atóm medi má 63,546-krát väčšiu hmotnosť ako m_u.

Hmotnosť molekuly sa rovná súčtu hmotností atómov, z ktorých sa molekula skladá. Relatívnu molekulovú hmotnosť preto možno vypočítať ako súčet relatívnych atómových hmotností všetkých atómov tvoriacich molekulu.

Cvičenie 2

Vypočítajte relatívnu molekulovú hmotnosť kyseliny sírovej pomocou relatívnych atómových hmotností prvkov.

Riešenie 2

Molekulu kyseliny sírovej tvoria prvky: vodík, síra, kyslík.
$A_r(H) = 1{,}008$, $A_r(S) = 32{,}060$, $A_r(O) = 15{,}999$.

Relatívnu molekulovú hmotnosť kyseliny sírovej určíme ako súčet relatívnych atómových hmotností všetkých atómov, ktoré tvoria molekulu:
$M(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1{,}008 + 32{,}060 + 4 \cdot 15{,}999 = 98{,}072$

Relatívna molekulová hmotnosť kyseliny sírovej je 98,072.

2.2.2 Látkové množstvo

Často potrebujeme odmeriavať a porovnávať vzorky látky podľa počtu častíc (atómov, molekúl, iónov, elektrónov a pod.), ktoré obsahujú. V bežnom živote predmety jednoducho spočítame (banány môžeme nakupovať „na kilogramy" alebo „na kusy"). V bežnom živote aj v chemickej praxi sa však drobný kryštálik alebo kvapôčka látky skladajú z obrovského počtu častíc, ktoré nemožno jednoducho spočítať.

Na určenie počtu základných častíc vo vzorke látky slúži látkové množstvo. Jeho základnou jednotkou je mol.

Počet častíc v jednom móle látky sa nazýva Avogadrovo číslo N_A (alebo Avogadrova konštanta).

$$N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

To znamená, že **1 mól akejkoľvek látky obsahuje $6{,}022 \cdot 10^{23}$ častíc tejto látky.**

Hodnotu látkového množstva *n* látky A vyjadríme ako pomer hmotnosti vzorky tejto látky *m*(A) a molárnej hmotnosti látky *M*(A):

$$n(A) = \frac{m(A)}{M(A)} \qquad \text{jednotka mol}$$

Cvičenie 3

Vypočítajte látkové množstvo vzorky vody s hmotnosťou 1 kg. $M(H_2O) = 18\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Riešenie 3

$m(H_2O) = 1000$ g
$M(H_2O) = 18\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Látkové množstvo vody vypočítame podľa vzťahu:

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{1000\ \text{g}}{18\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 55\ \text{mol}$$

1 kg vody zodpovedá látkovému množstvu 55 mol.

Cvičenie 4

Vypočítajte hmotnosť 2,00 mólov kuchynskej soli (NaCl) v gramoch.
$M(NaCl) = 58{,}44\ g \cdot mol^{-1}$.

Riešenie 4

$n(NaCl) = 2{,}00\ mol$
$M(NaCl) = 58{,}44\ g \cdot mol^{-1}$
$m(NaCl) = n(NaCl) \cdot M(NaCl) = 2{,}00\ mol \cdot 58{,}44\ g \cdot mol^{-1} = 116{,}86\ g$
Hmotnosť 2,00 mólov kuchynskej soli je 116,886 gramov.

Hodnotu látkového množstva n látky A môžeme vyjadriť aj pomocou celkového počtu častíc N v sústave a počtu častíc N_A v 1 móle látky A:

$$n(A) = \frac{N(A)}{N_A}$$

Ak látkou A je plyn, môžeme jej látkové množstvo vyjadriť aj pomocou objemu látky V a objemu jedného mólu plynnej látky V_m, pričom využijeme poznatok, že **1 mól ľubovoľného plynu má pri normálnych podmienkach (0 °C, 101,3 kPa) objem približne 22,41 dm³. Tento objem sa nazýva normálny molárny objem a označuje sa V_m.**
$V_m = 22{,}41\ dm^3 \cdot mol^{-1}$.

$$n(A) = \frac{V(A)}{V_m}$$

2.2.3 Molárna hmotnosť

Molárna hmotnosť látky M je hmotnosť 1 mólu častíc chemicky čistej látky. Jednotkou molárnej hmotnosti v sústave SI je $kg \cdot mol^{-1}$, v bežnej praxi je výhodnejšie používať jednotku **$g \cdot mol^{-1}$.**

Hodnotu molárnej hmotnosti látky vypočítame úpravou vzťahu pre látkové množstvo:

$$M(A) = \frac{m(A)}{n(A)} \qquad \text{jednotka } g \cdot mol^{-1}$$

Hmotnosť jedného mólu atómov alebo molekúl (molárnu hmotnosť) **môžeme vyjadriť pomocou relatívnej atómovej alebo relatívnej molekulovej hmotnosti. Molárna hmotnosť vyjadrená v $g \cdot mol^{-1}$ sa číselne rovná relatívnej atómovej hmotnosti A_r (resp. relatívnej molekulovej hmotnosti M_r).**

Inak povedané: číselná hodnota hmotnosti jedného mólu látky vyjadrená v gramoch sa rovná relatívnej atómovej alebo molekulovej hmotnosti tejto látky. Pri výpočte M zistíme A_r alebo M_r a pripojíme jednotku $g \cdot mol^{-1}$.

Cvičenie 5

Relatívna molekulová hmotnosť kyseliny sírovej je 98,072. Aká je molárna hmotnosť tejto kyseliny?

Riešenie 5

$M(H_2SO_4) = 98{,}072\ g \cdot mol^{-1}$.
Molárna hmotnosť kyseliny sírovej je $98{,}072\ g \cdot mol^{-1}$.

Tab. 2.5 Porovnanie rôznych charakteristík kyslíka, chlorovodíka a metánu

	O_2 (plyn)	HCl (plyn)	CH_4 (plyn)
Hmotnosti atómov, ktoré tvoria molekulu, v gramoch.	$m(O) = 2{,}66 \cdot 10^{-23}$ g $m(O) = 2{,}66 \cdot 10^{-23}$ g	$m(H) = 1{,}67 \cdot 10^{-24}$ g $m(Cl) = 5{,}89 \cdot 10^{-23}$ g	$m(C) = 1{,}99 \cdot 10^{-23}$ g $m(H) = 1{,}67 \cdot 10^{-24}$ g
Relatívne atómové hmotnosti prvkov, ktoré tvoria molekulu.	$A_r(O) = 15{,}999$ $A_r(O) = 15{,}999$	$A_r(H) = 1{,}008$ $A_r(Cl) = 35{,}453$	$A_r(C) = 12{,}011$ $A(H) = 1{,}008$
Relatívna molekulová hmotnosť	$M(O_2) = 31{,}998$	$M(HCl) = 36{,}461$	$M_r(CH_4) = 16{,}043$
Molárna hmotnosť	$M(O_2) = 31{,}998\ g \cdot mol^{-1}$	$M(HCl) = 36{,}461\ g \cdot mol^{-1}$	$M(CH_4) = 16{,}043\ g \cdot mol^{-1}$
Počet molekúl v 1 móle	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ (N_A)	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ (N_A)	$6{,}022 \cdot 10^{23}$ (N_A)
Počet atómov v 1 móle	kyslík: $12{,}044 \cdot 10^{23}$	vodík: $6{,}022 \cdot 10^{23}$ chlór: $6{,}022 \cdot 10^{23}$	uhlík: $6{,}022 \cdot 10^{23}$ vodík: $24{,}088 \cdot 10^{23}$
Objem 1 mólu	22,41 dm^3 (V_m)	22,41 dm^3 (V_m)	22,41 dm^3 (V_m)

Cvičenie 6

Doplňte údaje v tabuľke.

	CO_2 (plyn)	SO_2 (plyn)
Relatívne atómové hmotnosti prvkov, ktoré tvoria molekulu.	$A_r(C) = 12{,}011$ $A(O) = 15{,}999$	$A_r(S) = 32{,}060$ $A_r(O) = 15{,}999$
Relatívna molekulová hmotnosť	$M(CO_2) =$	$M_r(SO_2) =$
Molárna hmotnosť	$M(CO_2) =$	$M(SO_2) =$
Počet molekúl v 1 móle		
Počet atómov v 1 móle	uhlík: kyslík:	síra: kyslík:
Objem 1 mólu		

Riešenie 6

	CO_2 (plyn)	SO_2 (plyn)
Relatívne atómové hmotnosti prvkov, ktoré tvoria molekulu.	$A_r(C) = 12,011$ $A_r(O) = 15,999$	$A_r(S) = 32,060$ $A_r(O) = 15,999$
Relatívna molekulová hmotnosť	$M(CO_2) = 44,009$	$M(SO_2) = 64,058$
Molárna hmotnosť	$M(CO_2) = 44,009\ g \cdot mol^{-1}$	$M(SO_2) = 64,058\ g \cdot mol^{-1}$
Počet molekúl v 1 móle	$6,022 \cdot 10^{23}$ (N_A)	$6,022 \cdot 10^{23}$ (N_A)
Počet atómov v 1 móle	uhlík: $6,022 \cdot 10^{23}$ kyslík: $12,044 \cdot 10^{23}$	síra: $6,022 \cdot 10^{23}$ kyslík: $12,044 \cdot 10^{23}$
Objem 1 mólu	22,41 dm^3 (V_m)	22,41 dm^3 (V_m)

Kľúčové učivo

- **Relatívna atómová (molekulová) hmotnosť udáva, koľkokrát je hmotnosť daného atómu (molekuly) väčšia ako atómová hmotnostná konštanta m_u:**

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

- **Hmotnosť molekuly sa rovná súčtu hmotností atómov, ktoré tvoria molekulu. Relatívnu molekulovú hmotnosť preto možno vypočítať ako súčet relatívnych atómových hmotností všetkých atómov tvoriacich molekulu.**
- **Látkové množstvo slúži na určenie počtu základných častíc vo vzorke látky. Jeho základnou jednotkou v sústave SI je mol.**
- **Počet častíc v jednom móle látky sa nazýva Avogadrovo číslo N_A (alebo Avogadrova konštanta), 1 mól látky obsahuje $6,022 \cdot 10^{23}$ častíc.**
- **Hodnotu látkového množstva n látky A vyjadríme ako pomer hmotnosti vzorky tejto látky $m(A)$ a molárnej hmotnosti látky $M(A)$:**

$$n(A) = \frac{m(A)}{M(A)} \qquad \text{jednotka } g \cdot mol$$

- **Molárna hmotnosť látky M je hmotnosť 1 mólu častíc chemicky čistej látky:**

$$M(A) = \frac{m(A)}{n(A)} \qquad \text{jednotka } g \cdot mol^{-1}$$

- **Hmotnosť jedného mólu atómov alebo molekúl (molárnu hmotnosť) môžeme vyjadriť pomocou relatívnej atómovej alebo relatívnej molekulovej hmotnosti. Molárna hmotnosť vyjadrená v $g \cdot mol^{-1}$ sa číselne rovná relatívnej atómovej hmotnosti A_r (resp. relatívnej molekulovej hmotnosti M_r).**

2.2.4 Otázky a úlohy

Pri riešení úloh budeme pre jednoduchšie počítanie používať zaokrúhlené čísla.

1. Pomocou relatívnych atómových hmotností vypočítajte relatívnu molekulovú hmotnosť:
   a) oxidu hlinitého,
   b) kyseliny dusičnej,
   c) hydroxidu vápenatého.

2. Na pokus potrebujete presne 0,5 mólu zinku. Akú hmotnosť zinku treba odvážiť?
   $M(Zn) = 65{,}38\ g \cdot mol^{-1}$.

3. Pri reakcii vznikla biela zrazenina chloridu strieborného s hmotnosťou 14,34 g. Vypočítajte látkové množstvo vzniknutého chloridu strieborného, ak viete, že $M_r(AgCl) = 142{,}22$.

4. Vitamín C má vzorec $C_6H_8O_6$. Koľko mólov vitamínu C sa nachádza v balení 30 ks tabletiek, z ktorých každá obsahuje 500 mg vitamínu C?
   $A_r(C) = 12$, $A_r(H) = 1$, $A_r(O) = 16$.

5. Vypočítajte molárnu hmotnosť oxidu hlinitého s použitím molárnych hmotností prvkov. Aká je hodnota relatívnej molekulovej hmotnosti tohto oxidu?
   $M(Al) = 27\ g \cdot mol^{-1}$, $M(O) = 16\ g \cdot mol^{-1}$.

6. Zdravý človek má mať v krvi celkový cholesterol v koncentrácii látkového množstva maximálne 5 $mmol \cdot dm^{-3}$. Vypočítajte hmotnosť 5 mmol cholesterolu. Relatívna molekulová hmotnosť cholesterolu je 386,7.

*7. Prsteň váži 3 gramy, je na ňom vyrazený punc s číslom 585 – to znamená, že je zhotovený zo 14-karátového zlata, ktoré obsahuje 58,5 % zlata. Koľko atómov zlata sa nachádza v prsteni?
   $A_r(Au) = 197$.

*8. Akú hmotnosť má pri normálnych podmienkach 0,7 mólu oxidu siričitého? Aký objem zaberá toto množstvo oxidu?
   $A_r(O) = 16$, $A_r(S) = 32$.

*9. Acetylén je plyn, ktorý sa používa na zváranie kovov, dodáva sa stlačený v oceľových fľašiach. Plná fľaša acetylénu váži 70 kg, prázdna 30 kg. Koľko mólov acetylénu sa nachádza v plnej fľaši acetylénu? Aký objem by zaberal tento plyn pri normálnych podmienkach?
   $M(C_2H_2) = 26$.

2.3 Roztoky

2.3.1 Roztok, rozdelenie roztokov, rozpustnosť

V našom okolí sa vyskytuje veľké množstvo homogénnych zmesí – najčastejšie sa stretávame s kvapalnými **roztokmi.**

Roztok je homogénna zmes dvoch alebo viacerých látok, ktorých zastúpenie v zmesi sa môže plynule meniť.

Roztok vzniká rozpustením jednej alebo viacerých látok v rozpúšťadle – **rozpustené látky aj rozpúšťadlo sú teda zložky homogénnej zmesi – roztoku. Rozpúšťadlom nazývame tú zložku zmesi, ktorá v zmesi prevláda.** Ak je v zmesi prítomná voda, považujeme ju vždy za rozpúšťadlo (bez ohľadu na jej množstvo) – pre takýto roztok používame tradičný názov **vodný roztok.** Okrem vody sa používajú aj iné rozpúšťadlá, napr. benzín, benzén, etanol – potom hovoríme o benzínovom, benzénovom, etanolovom roztoku.

Cvičenie 7

V prípade hnačky je veľmi dôležité doplniť tekutiny a soli, ktoré organizmus stráca. Na tento účel sa v lekárňach predávajú špeciálne rehydratačné roztoky. Podobný roztok sa dá pripraviť aj doma rozpustením 4 – 5 kociek cukru, 1 kávovej lyžičky soli, šťavy z citróna, pomaranča alebo grapefruitu v 1 litri pitnej vody. Viete v uvedenom roztoku určiť, ktorá jeho zložka je rozpúšťadlom?

Riešenie 7

Rozpúšťadlom je voda.

Výber vhodného rozpúšťadla je veľmi dôležitý – manganistan draselný sa vo vode rozpúšťa, v benzíne sa nerozpúšťa, stolový olej sa správa opačne. Mastná škvrna na látke sa pôsobením vody nerozpustí, pomocou benzínu ju odstránime (rozpustí sa), škvrna zo živice ihličnatých stromov sa z rúk nedá umyť vodou, ale rozpúšťa sa v tuku.
Z hľadiska zdravej výživy je dôležité vedieť, že niektoré vitamíny sa rozpúšťajú v tukoch a niektoré vo vode. Tento poznatok prakticky využívame napríklad pri príprave zálievok na ovocné a zeleninové šaláty – do ochuteného vodného roztoku pridávame niekoľko kvapiek oleja, ktorý je rozpúšťadlom vitamínov rozpustných v tukoch.

Predchodcovia chemikov – alchymisti považovali chémiu za „umenie, ktoré učí, ako rozpúšťať prírodné látky", a niekoľko storočí hľadali univerzálne rozpúšťadlo pre všetky látky (alkagest). Počas hľadania alkagestu objavili a podrobne preštudovali vlastnosti mnohých rozpúšťadiel (napr. lúčavka kráľovská) a hoci súčasná chémia už nie je len „umením o rozpúšťaní", mnohé poznatky alchymistov o rozpúšťaní a rozpúšťadlách sú užitočné aj dnes.

Proces rozpúšťania môžeme urýchliť napríklad:
- rozdrvením rozpúšťanej tuhej látky,
- miešaním,
- zahriatím (vo väčšine prípadov).

(Ak napríklad pohryzieme cukrík a pohybom jazyka premiešame so slinami, rozpustí sa v ústach skôr.)

Roztoky najčastejšie rozdeľujeme:

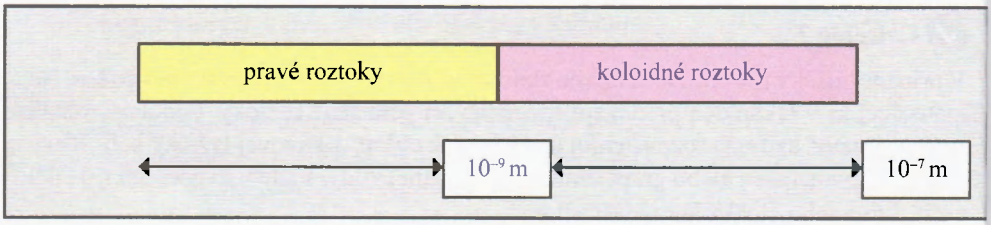
podľa skupenstva:

1. **tuhé** (sklo, zliatiny kovov, oceľ),
2. **kvapalné** (ovocná šťava, krv, ocot, minerálka, kvapalné hnojivo na izbové rastliny),
3. **plynné** (čistý vzduch, zemný plyn, výfukové plyny automobilových motorov);

podľa veľkosti častíc:

1. pravé roztoky – veľkosť častíc rozpustenej látky je menšia ako jeden nm (vodný roztok cukru, soli, manganistanu draselného, kyseliny sírovej); častice rozpustenej látky v pravom roztoku nevidíme voľným okom ani pod mikroskopom.

2. koloidné roztoky – veľkosť častíc je v rozsahu 1 – 500 nm (lymfa, krvná plazma, mydlový roztok, dym, hmla, smog); častice rozpustenej látky v koloidnom roztoku vidíme pod mikroskopom pri veľkom zväčšení.



Obr. 2.19 Rozdelenie roztokov podľa veľkosti častíc rozpustenej látky

Ak do pohára horúcej vody pridáme jednu kávovú lyžičku cukru (10 – 15 g) a premiešame, cukor sa rozpustí. Ak budeme v sladení vody pokračovať, zistíme, že ani po pridaní desiatej kávovej lyžičky cukru nezostáva na dne pohára nerozpustený cukor. Ak pokus zopakujeme, ale do rovnakého množstva horúcej vody budeme pri stálom miešaní pridávať kuchynskú soľ, rozpustia sa približne tri kávové lyžičky soli, po pridaní štvrtej lyžičky sa na dne pohára objaví nerozpustená soľ. Rozdiel v množstve rozpustenej látky je spôsobený tým, že cukor má väčšiu rozpustnosť ako kuchynská soľ. **Rozpustnosť látky** v danom rozpúšťadle je vlastnosťou látky. Najčastejšie sa udáva ako hmotnosť látky, ktorá sa pri danej teplote rozpustí, pričom vznikne nasýtený roztok.

Nasýtený roztok je roztok, v ktorom sa pri danej teplote už nerozpustí ďalšie množstvo látky. Ak roztok obsahuje menej rozpustenej látky, ako udáva hodnota rozpustnosti, roztok je **nenasýtený.**

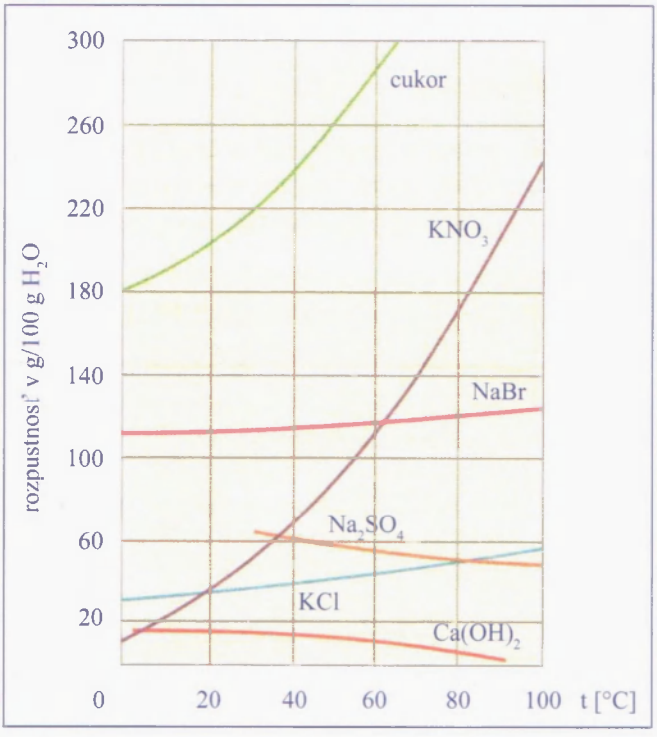
Rozpustnosť látky v rozpúšťadle závisí od:

a) vlastností rozpustenej látky,
b) vlastností rozpúšťadla,
c) teploty,
d) tlaku – ak rozpustenou látkou je plyn.

Rozpustnosť látky v danom rozpúšťadle v závislosti od teploty (v prípade plynov aj od tlaku) sa vyjadruje:

1. graficky pomocou tzv. kriviek rozpustnosti,
2. v tabuľkách:
   a) hmotnosťou látky v gramoch rozpustnej v 100 gramoch rozpúšťadla,
   b) hmotnosťou látky v gramoch rozpustnej v 100 gramoch nasýteného roztoku,
   c) koncentráciou nasýteného roztoku v $mol \cdot dm^{-3}$.

Hodnota rozpustnosti látky pri danej teplote (zistená v tabuľkách alebo odčítaná z krivky rozpustnosti látky) udáva zloženie nasýteného roztoku tejto látky pri danej teplote.



Obr. 2.20 Krivky rozpustnosti vybraných látok

Pomocou nasledujúcej tabuľky porovnajme rozpustnosť niektorých látok v 100 g vody pri teplote **20** °C (100 °C) a tlaku 101 kPa:

Tab. 2.6 Rozpustnosť niektorých látok v 100 g vody pri rôznej teplote a normálnom tlaku

Látka	Rozpustnosť v g/100 g vody pri teplote 20 °C	Rozpustnosť v g/100 g vody pri teplote 100 °C
kuchynská soľ, t. j. chlorid sodný	36	39
hasené vápno, t. j. hydroxid vápenatý	0,165	0,077
dusičnan sodný	85	163
dusičnan strieborný	218	9101
oxid uhličitý	0,1688	?
kyslík	0,0009	?

Rozpustnosť niektorých látok sa pri zahrievaní:

1. **zväčšuje** (napríklad v 100 g vody sa pri teplote 20 °C rozpustí 203,9 g cukru, pri teplote 60 °C už 290 g cukru). Takto sa správa väčšina látok;
2. **mení veľmi málo** (kuchynská soľ má pri teplote 20 °C rozpustnosť 36 g v 100 g vody, pri teplote 60 °C sa v 100 g vody rozpustí 37 g soli);
3. **zmenšuje** (hasené vápno, t. j. hydroxid vápenatý má pri teplote 20 °C rozpustnosť 0,165 g v 100 g vody, pri zahriatí na 100 °C sa jeho rozpustnosť zmenšuje na 0,077 g v 100 g vody).

Plyny sú typické látky, ktorých rozpustnosť sa pri zahrievaní zmenšuje. Pokles rozpustnosti kyslíka vo vode pri zahrievaní (pri teplote 20 °C sa v 100 g vody rozpustí 3,1 cm^3 kyslíka, pri teplote 0 °C 4,9 cm^3 kyslíka) je významným faktorom v živote vodných živočíchov.

2.3.2 Vyjadrovanie zloženia roztokov

Roztoky sú homogénne zmesi zložené z rozpúšťadiel a látok, ktoré sú v nich rozpustené. Vzájomný pomer týchto zložiek možno vyjadriť viacerými spôsobmi. V praxi sa najčastejšie používa hmotnostný zlomok w a koncentrácia látkového množstva c.

2.3.2.1 Hmotnostný zlomok

Pomocou hmotnostného zlomku w vieme určiť, koľko percent z hmotnosti roztoku (R) tvorí rozpustená látka a koľko percent rozpúšťadlo.

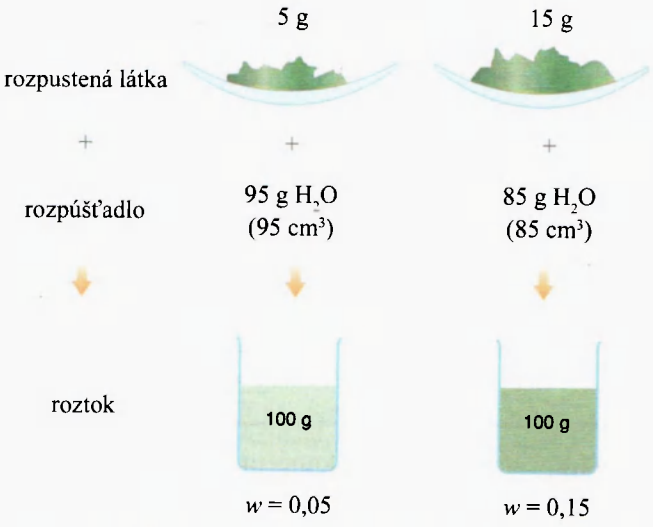
Hmotnostný zlomok rozpustenej látky A označíme w**(A)** a vypočítame ho ako **podiel hmotnosti rozpustenej látky** m**(A) a hmotnosti celého roztoku** m_R.

$$w(\mathrm{A}) = \frac{m(\mathrm{A})}{m_R}$$

Hmotnostný zlomok je bezrozmerné číslo, niekedy ho vyjadrujeme v percentách. Hmotnostný zlomok látky **A** vyjadrený v percentách dostaneme, ak w**(A)** vynásobíme 100.

Hmotnosť roztoku m_R je súčtom hmotnosti rozpustenej látky m**(A)** a hmotnosti rozpúšťadla, napríklad vody m**(H,O)**.

Hmotnostný zlomok $w(\mathrm{A}) < 1$, t. j. rozpustená zložka vždy tvorí menej ako 100 % roztoku. Hmotnostný zlomok používame pri výpočtoch úloh, v ktorých treba vypočítať hmotnosť zložky m**(A)**, hmotnosť rozpúšťadla $m_R - m$**(A)**, prípadne hmotnosť roztoku m_R.
Čím je hmotnostný zlomok rozpustenej látky väčšie číslo, tým je roztok koncentrovanejší, napríklad roztok s $w = 0{,}8$ je štyrikrát koncentrovanejší ako roztok s $w = 0{,}2$.



Obr. 2.21 Roztoky s rôznym hmotnostným zlomkom

Cvičenie 8

Rozpustením 5,0 g kuchynskej soli vo vode vzniklo 80 g roztoku. Aký je hmotnostný zlomok kuchynskej soli NaCl v roztoku?

Riešenie 8

NaCl je rozpustená látka, voda je rozpúšťadlo.
$m(\text{NaCl}) = 5,0$ g
$m_R = 80$ g

Hmotnostný zlomok NaCl v roztoku vypočítame podľa vzťahu:

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m_R} = \frac{5,0\text{ g}}{80\text{ g}} = 0,063$$

$w(\text{NaCl}) \cdot 100\ \% = 6,3\ \%$

Hmotnostný zlomok NaCl vo vodnom roztoku je 0,063, roztok je 6,3 %-ný.

Cvičenie 9

Na zaváranie určitého množstva malín potrebujeme 1250 g 20 %-ného vodného roztoku cukru. Akú hmotnosť cukru a akú hmotnosť vody potrebujeme na jeho prípravu?

Riešenie 9

$m_R = 1250$ g
$w(\text{cukor}) = 0,2$

Hmotnosť cukru vypočítame:
$m(\text{cukor}) = m_R \cdot w(\text{cukor}) = 1250\text{ g} \cdot 0,2 = 250,0\text{ g}$

Hmotnosť vody, ktorú pridáme k cukru, vypočítame:
$m_R - m(\text{cukor}) = 1250\ \text{g} - 250{,}0\ \text{g} = 1000\ \text{g}$

(Keďže hustota vody sa približne rovná 1,0 $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$, jej objem v cm^3 a hmotnosť v gramoch sa číselne rovnajú.)

Na prípravu 1250 g vodného roztoku cukru musíme k 250,0 g cukru pridať 1000 g (1000 cm^3, t. j. 1 liter) vody.

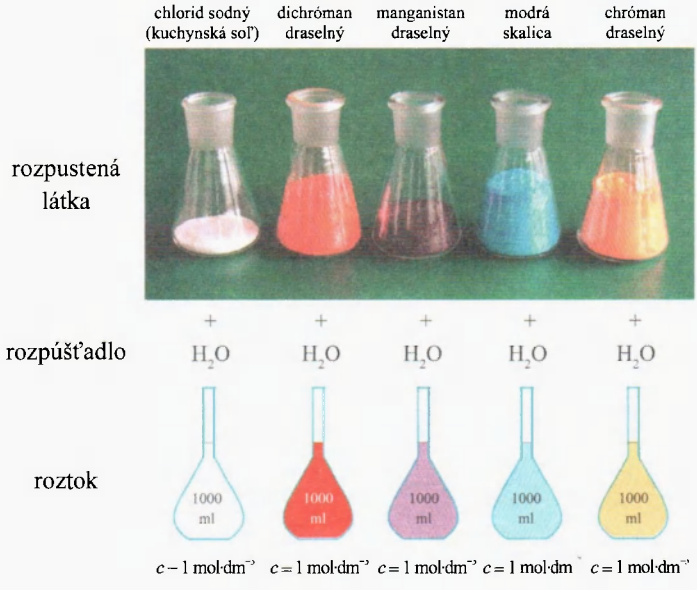
2.3.2.2 Koncentrácia látkového množstva

Koncentrácia látkového množstva (koncentrácia) vyjadruje, aké látkové množstvo rozpustenej látky pripadá na jednotku objemu roztoku.

Koncentráciu látkového množstva rozpustenej látky A označujeme *c*(A) a vypočítame ju ako podiel látkového množstva rozpustenej látky *n*(A) a objemu celého roztoku *V*.

$$c(\text{A}) = \frac{n(\text{A})}{V}$$

Jednotkou koncentrácie látkového množstva je $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$, častejšie sa však používa praktickejšia **jednotka mol·dm^{-3}**, resp. povolená jednotka $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$.
Číselná hodnota koncentrácie látkového množstva *c*(A) môže na rozdiel od hmotnostného zlomku nadobúdať aj hodnotu väčšiu ako 1.



Obr. 2.22 Roztoky rôznych látok s rovnakou koncentráciou látkového množstva $c = 1\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

Cvičenie 10

Aká je koncentrácia látkového množstva roztoku v $mol \cdot dm^{-3}$, ktorý v 2 dm^3 obsahuje 108 g glukózy? M(glukózy) = 180 $g \cdot mol^{-1}$.

Riešenie 10

n(glukóza) = 108 g
M(glukóza) = 180 $g \cdot mol^{-1}$
V = 2 dm^3

Pri výpočte použijeme vzťah:

$$c(\text{glukóza}) = \frac{n(\text{glukóza})}{V} = \frac{\frac{m(\text{glukóza})}{M(\text{glukóza})}}{V} = \frac{m(\text{glukóza})}{M(\text{glukóza}) \cdot V} = \frac{108\ \text{g}}{180\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 2\ \text{dm}^3} = 0{,}3\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Roztok glukózy má koncentráciu látkového množstva 0,3 $mol \cdot dm^{-3}$.

Cvičenie 11

Aký objem 98 %-nej kyseliny octovej (kyselina octová má vzorec CH_3COOH) treba odmerať na prípravu 0,5 dm^3 roztoku s koncentráciou látkového množstva 3 $mol \cdot dm^{-3}$? V chemických tabuľkách je uvedená číselná hodnota hustoty kyseliny octovej ρ(98 % CH_3COOH) = 1,054 $g \cdot cm^{-3}$.
Opíšte postup pri príprave tohto roztoku.

Riešenie 11

$c(CH_3COOH)$ = 3 $mol \cdot dm^{-3}$
$M(CH_3COOH)$ = 60,05 $g \cdot mol^{-1}$
ρ(98 % CH_3COOH) = 1,054 $g \cdot cm^{-3}$
V = 0,5 dm^3

a) Vypočítame, aké látkové množstvo kyseliny octovej sa nachádza v 0,5 dm^3 roztoku s koncentráciou 3 $mol \cdot dm^{-3}$:

$$c(CH_3COOH) = \frac{n(CH_3COOH)}{V}$$

$$n(CH_3COOH) = c(CH_3COOH) \cdot V = 3\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0{,}5\ \text{dm}^3 = 1{,}5\ \text{mol}$$

b) Vypočítame hmotnosť 1,5 mólu kyseliny octovej:
$m(CH_3COOH) = n \cdot M$ = 1,5 mol · 60,05 $g \cdot mol^{-1}$ = 90,075 g

c) Roztok pripravujeme z 98 %-nej kyseliny octovej, ktorá má menší hmotnostný zlomok ako 100 %-ná kyselina octová, preto jej budeme potrebovať viac ako 90,075 g. Potrebnú hmotnosť 98 %-nej kyseliny octovej v gramoch vypočítame:

| 100 %-nej kyseliny octovej by sme potrebovali . . . . . 90,075 g ↑
| 98 %-nej kyseliny octovej budeme potrebovať . . . . . x g |

$$x = \frac{90{,}075\ \text{g} \cdot 100\ \%}{98\ \%} = 91{,}913\ \text{g}$$

d) Objem (v cm^3) 98 %-nej kyseliny octovej, ktorý budeme potrebovať, vypočítame pomocou hustoty 98 %-nej kyseliny octovej:

$$\rho(98\ \%\ CH_3COOH) = \frac{m(98\ \%\ CH_3COOH)}{V(98\ \%\ CH_3COOH)}$$

$$V(98\ \%\ CH_3COOH) = \frac{m(98\ \%\ CH_3COOH)}{\rho(98\ \%\ CH_3COOH)} = \frac{91{,}913\ \text{g}}{1{,}054\ \text{g.cm}^{-3}} = 87{,}2\ \text{cm}^3$$

Na prípravu 0,5 dm^3 roztoku kyseliny octovej s koncentráciou 3 $mol \cdot dm^{-3}$ treba odmerať 87,2 cm^3 98 %-nej kyseliny octovej a doplniť vodou do celkového objemu 0,5 dm^3.

2.3.3 Zmiešavanie roztokov

V praxi často potrebujeme roztok s určitým hmotnostným zlomkom **zriediť**, t. j. zmenši jeho hmotnostný zlomok, alebo **zahustiť**, t. j. zväčšiť jeho hmotnostný zlomok tak, aby sme získa roztok s potrebným hmotnostným zlomkom.

Zriedenie roztoku používame napríklad pri riedení tekutých farieb riedidlom, príprave nápojo z tekutých koncentrátov (sirup, ovocné a zeleninové šťavy), nalievaní kúpeľovej peny či saponát do vody. **Roztok s určitým hmotnostným zlomkom zmiešame s rozpúšťadlom, ktoré považuje me za roztok s hmotnostným zlomkom $w = 0$, alebo s iným roztokom tej istej látky, ktorá m menší hmotnostný zlomok ako pôvodný roztok.**
Zahustenie roztoku používame napríklad pri zahusťovaní ovocnej šťavy cukrom pri varení dže mov, pri sladení čaju, solení polievky a pod. **Do pôvodného roztoku s určitým hmotnostný zlomkom pridáme rozpustenú látku, ktorú považujeme za roztok s $w = 1$, odparíme rozpúšťa dlo alebo pôvodný roztok zmiešame s iným roztokom tej istej látky, ktorý má väčší hmotnos ný zlomok ako pôvodný roztok.**
Hmotnostný zlomok výsledného roztoku je vždy v intervale hmotnostných zlomkov pôvod ných roztokov.

Ak je potrebné pri zmiešavaní roztokov pracovať presnejšie, používame zmiešavaciu rovnicu, ktor umožňuje vypočítať potrebné hmotnosti, hmotnostné zlomky, resp. objemy používaných roztoko resp. získaných roztokov. (Zmiešavaciu rovnicu možno použiť aj pri zmiešavaní troch alebo vi cerých roztokov.)
Zmiešavacia rovnica sa používa vo viacerých tvaroch – ktorý jej tvar si vyberieme na výpoč závisí od zadania úlohy.

$$m_1 w_1 + m_2 w_2 = mw$$
$$V_1 \rho_1 w_1 + V_2 \rho_2 w_2 = V \rho w$$
$$c_1 V_1 + c_2 V_2 = cV$$

Tab. 2.7 Význam symbolov v zmiešavacej rovnici

Pôvodný roztok 1		Pôvodný roztok 2		Výsledný roztok	
m_1	hmotnosť roztoku 1	m_2	hmotnosť roztoku 2	$m = m_1 + m_2$	hmotnosť výsledného roztoku
w_1	hmotnostný zlomok roztoku 1	w_2	hmotnostný zlomok roztoku 2	w	hmotnostný zlomok výsledného roztoku
V_1	objem roztoku 1	V_2	objem roztoku 2	$V = V_1 + V_2$ (Výsledný objem sa vždy nemusí rovnať súčtu objemov zložiek!)	objem výsledného roztoku
ρ_1	hustota roztoku 1	ρ_2	hustota roztoku 2	ρ	hustota výsledného roztoku
c_1	koncentrácia látkového množstva roztoku 1	c_2	koncentrácia látkového množstva roztoku 2	c	koncentrácia látkového množstva výsledného roztoku

Cvičenie 12

V jednej kadičke bolo 350 g 20 %-ného roztoku látky L a v inej kadičke 250 g 80 %-ného roztoku látky L. Laborantka zmiešala oba roztoky, na štítok napísala hodnotu hmotnostného zlomku roztoku, ktorý vznikol zmiešaním pôvodných roztokov. Akú hodnotu hmotnostného zlomku napísala laborantka na štítok, ktorým označila výsledný roztok?

Riešenie 12

roztok 1: $m_1 = 350$ g $w_1 = 0{,}2$
roztok 2: $m_2 = 250$ g $w_2 = 0{,}8$
výsledný roztok: $m_1 + m_2 = 350\text{ g} + 250\text{ g} = 600\text{ g}$ $w = ?$

Na výpočet hmotnostného zlomku výsledného roztoku použijeme zmiešavaciu rovnicu v tvare:

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

$$w = \frac{m_1 w_1 + m_2 w_2}{m_1 + m_2} = \frac{350\text{ g} \cdot 0{,}2 + 250\text{ g} \cdot 0{,}8}{600\text{ g}} = 0{,}45$$

Laborantka napísala na štítok hmotnostný zlomok roztoku látky L takto: $w(\mathrm{L}) = 0{,}45$.

Kľúčové učivo

- **Roztok je homogénna zmes dvoch alebo viacerých látok, ktorých zastúpenie v zmesi sa môže plynulo meniť. Zložkami tejto zmesi sú rozpustené látky a rozpúšťadlo. Rozpúšťadlom nazývame tú zložku zmesi, ktorá v zmesi prevláda.**
- **Proces rozpúšťania môžeme urýchliť napríklad:**
  - **a) rozdrvením rozpúšťanej tuhej látky,**
  - **b) miešaním,**
  - **c) zahriatím (vo väčšine prípadov).**
- **Roztoky rozdeľujeme podľa skupenstva na tuhé, kvapalné a plynné.**

- **Rozpustnosť látky v danom rozpúšťadle je vlastnosťou látky. Udáva sa ako hmotnosť látky, ktorá sa pri danej teplote rozpustí, pričom vznikne nasýtený roztok.**
- **Nasýtený roztok je roztok, v ktorom sa pri danej teplote už nerozpustí ďalšie množstvo látky. Rozpustnosť niektorých látok sa pri zahrievaní zväčšuje. Rozpustnosť plynov sa pri zahrievaní zmenšuje.**
- **Zloženie roztokov vyjadrujeme pomocou hmotnostného zlomku w a koncentrácie látkového množstva c.**

a) Pomocou hmotnostného zlomku w vieme určiť, koľko percent z hmotnosti roztoku tvorí rozpustená látka a koľko percent rozpúšťadlo.

Hmotnostný zlomok rozpustenej látky A označíme w(A) a vypočítame ho ako podiel hmotnosti rozpustenej látky m(A) a hmotnosti celého roztoku m_R.

$$w(\mathrm{A}) = \frac{m(\mathrm{A})}{m_R}$$

Hmotnostný zlomok látky A vyjadrený v percentách dostaneme, ak w(A) vynásobíme 100.

b) Koncentrácia látkového množstva vyjadruje, aké látkové množstvo rozpustenej látky n(A) pripadá na jednotku objemu roztoku.

Koncentráciu látkového množstva rozpustenej látky A označíme c(A) a vypočítame ju ako podiel látkového množstva rozpustenej látky n(A) a objemu celého roztoku V.

$$c(\mathrm{A}) = \frac{n(\mathrm{A})}{V}$$

Najčastejšie používaná jednotka koncentrácie látkového množstva je mol·dm^{-3}, resp. mol·l^{-1}.

2.3.4 Otázky a úlohy

Pri riešení úloh budeme pre jednoduchšie počítanie používať zaokrúhlené čísla.

1. Akú hmotnosť cukru v g treba rozpustiť v 2 dm^3 vody, aby sme získali 25 %-ný roztok? $\rho(H_2O) = 1\ g \cdot cm^{-3}$.

2. Potrebujeme pripraviť 20 %-ný vodný roztok cukru, máme k dispozícii 150 g cukru. Akú hmotnosť roztoku môžeme pripraviť? Koľko gramov vody budeme potrebovať?

3. Pri veľkej strate krvi sa pacientom do krvného obehu pridáva fyziologický roztok, čo je 0,9 %-ný roztok kuchynskej soli. Pacient dostal za deň tri infúzne dávky (jedna infúzna dávka je 500 g fyziologického roztoku). Koľko gramov NaCl pacient infúziami za deň prijal?

4. Vypočítajte hmotnostný zlomok etanolového roztoku KOH, ktorý vznikol rozpustením 14 g KOH v 500 cm^3 etanolu. Hustota etanolu je 0,818 g·cm^{-3}. Hmotnostný zlomok vyjadrite aj v percentách.

5. Kúpili sme trojlitrovú fľašu koncentrovanej (96 %-nej) kyseliny sírovej. Aké látkové množstvo čistej (100 %-nej) kyseliny sírovej sme získali?
$\rho(96\ \%\ H_2SO_4) = 1{,}84\ g \cdot cm^{-3}$, $M(H_2SO_4) = 98{,}07\ g \cdot mol^{-1}$.

6. Vypočítajte hmotnosť glukózy ($M_r = 180$) potrebnej na prípravu 4 dm^3 jej roztoku s koncentráciou látkového množstva glukózy $c = 0{,}3\ mol \cdot dm^{-3}$.

7. Vypočítajte hmotnosť chloridu sodného získaného odparením z 500 cm^3 jeho roztoku s koncentráciou látkového množstva $c = 0{,}5\ mol \cdot dm^{-3}$. $M_r(NaCl) = 58{,}44$.

*8. Aký objem roztoku HNO_3 s koncentráciou látkového množstva $c = 12\ mol \cdot dm^{-3}$ je potrebný na prípravu 400 cm^3 roztoku s koncentráciou látkového množstva $c = 3\ mol \cdot dm^{-3}$.

*9. Koľko g 20 %-ného roztoku KOH musíme zmiešať s 500 g 30 %-ného roztoku KOH, aby sme získali 25 %-ný roztok KOH?

*10. Do 2 000 g 10 %-ného roztoku cukru sme prisypali ešte 500 g cukru. Koľko percentný roztok vznikol po rozpustení pridaného cukru?

*11. Do 2 000 g 10 %-ného roztoku cukru sme priliali ešte 500 g vody. Koľko percentný roztok vznikol ?

12. Doplňte tabuľku:

Č.	Rozpustená látka	M / $g \cdot mol^{-1}$	c / $mol \cdot dm^{-3}$	Množstvo rozpustenej látky	Objem roztoku
1.	dusičnan sodný	85	**$mol \cdot dm^{-3}$**	0,1 mol	100 cm^3
2.	hydroxid sodný	40	0,1 $mol \cdot dm^{-3}$	25 mmol	**m^3**
3.	glukóza	180	2 $mol \cdot dm^{-3}$	**kg**	1,5 dm^3
4.	manganistan draselný	158	**$mol \cdot dm^{-3}$**	0,3 mol	2 l
5.	kyselina sírová	98	2 $mol \cdot dm^{-3}$	147 g	**dm^3**
6.	octan sodný	82	**$mol \cdot dm^{-3}$**	20,5 g	1,25 dm^3
7.	kyselina dusičná	63	0,5 $mol \cdot dm^{-3}$	2 mol	**cm^3**
8.	dusičnan amónny	80	0,5 $mol \cdot dm^{-3}$	**g**	0,5 dm^3
9.	jodid draselný	166	0,05 $mol \cdot dm^{-3}$	**mg**	100 ml

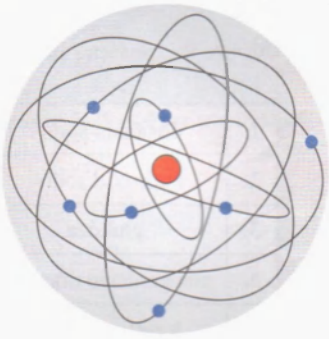
3 ŠTRUKTÚRA ATÓMOV A IÓNOV

Poznanie štruktúry atómov, ktoré je aj dnes neustále predmetom vedeckého výskumu, je nevyhnutné na pochopenie podstaty periodicity vlastností prvkov, platnosti periodického zákona, pochopenie vzniku chemických väzieb, priebehu chemických reakcií a vôbec, existencie života na planéte Zem.

História atómu siaha v skutočnosti do veku asi 100 000 rokov po Veľkom tresku. Viete, že prvý názor, že všetky látky sa skladajú z malých ďalej nedeliteľných častíc – atómov *(gr. atomos – nedeliteľný)*, vyslovili grécki filozofi ***Leukippós*** a ***Demokritos***. Ich názor však nebol dlho uznávaný a časom sa naň aj zabudlo. Až začiatkom 19. storočia ***John Dalton*** vypracoval tzv. atómovú hypotézu, ktorá po mnohých úpravách a doplneniach viacerými vedcami vytvorila základ **atómovej teórie** stavby hmoty. Snaha o potvrdenie tejto hypotézy otvorila vo vede obrovský priestor na pozorovania, experimenty a výpočty, ktorých cieľom bolo okrem samotného dôkazu existencie atómov aj hľadanie častíc menších než atómy. Dnes je opísaných takýchto častíc veľmi veľa, v chémii pre opis atómu stačia tri základné častice. Sú to, ako už dobre viete, **elektrón, protón** a **neutrón.**

Existencia týchto troch častíc bola ich objavom potvrdená nie tak dávno. Za objaviteľa **elektrónu** sa považuje ***Joseph John Thomson***, ktorý v roku 1897 dokázal, že katódové žiarenie je prúd záporne nabitých elektrických častíc. Určil aj špecifický náboj elektrónu a vyslovil názor, že atóm obsahuje elektróny.

Prvé experimenty, ktoré viedli k objavu **protónu,** sa datujú do roku 1911. Počas experimentu, keď nechali vedci dopadať kladne nabité častice na tenkú fóliu zlata, spozorovali, že väčšina častíc prechádzala cez fóliu bez odchýlky tak, ako sa očakávalo. Boli však častice (bolo ich veľmi málo), ktoré sa odrazili späť, a to pre vedcov znamenalo, že častice museli *„narazit"* na niečo s kladným nábojom, v porovnaní s atómom však na niečo veľmi malé. Na základe týchto pozorovaní a výsledkov anglický fyzik ***Ernest Rutherford*** navrhol oficiálne zaznamenaný prvý **model atómu** (nazývaný aj planetárny), ktorý následne v roku 1913 upravil a doplnil dánsky fyzik ***Niels Bohr.*** Rok 1911 možno tak pokladať za rok objavu **jadra atómu**, v ktorom je sústredená takmer celá hmotnosť atómu a jadro je obklopené elektrónmi, ktoré obiehajú okolo jadra po kružniciach (obr. 3.1). Neskôr v roku 1919 uskutočnil E. Rutherford mnohé ďalšie podobné experimenty, pri ktorých kladne nabitými časticami „ostreľoval" čistý dusík. Objavil tak, že súčasťou jadier je protón *(gr. protos – prvý)*.



Obr. 3.1
Planetárny model atómu

Tretia základná častica atómu bola objavená experimentmi, ktorých cieľom bolo objasniť nezrovnalosti medzi experimentálnymi výsledkami a teóriou, zakladajúcou sa na poznatku, že jadrá atómov všetkých prvkov sú zložené iba z protónov. Tento objav v roku 1932 sa pripisuje ***Jamesovi Chadwickovi***, ktorý časticu pomenoval **neutrón** *(lat. neuter – žiadny z dvoch)*. Nikto však vtedy netušil, že neutrón sa stane kľúčovou časticou riadenej štiepnej reakcie využívanej napríklad v reaktoroch jadrových elektrární.

Aká je dnešná definícia atómu?

Atóm sa skladá z kladne nabitého jadra, ktoré obsahuje protóny a neutróny a je v ňom sústredená takmer celá hmotnosť atómu. Z objemu atómu zaberá však jadro veľmi malú časť (priemer jadra je asi 100 000-krát menší ako priemer atómu). Obal atómu tvoria elektróny.

Tab. 3.1 Základné charakteristiky častíc atómu

Častica		Pokojová hmotnosť m / kg	Náboj Q / C
Názov	Symbol		
elektrón	e^-	$9{,}1091 \cdot 10^{-31}$	$-1{,}602 \cdot 10^{-19}$
protón	p	$1{,}6729 \cdot 10^{-27}$	$+1{,}602 \cdot 10^{-19}$
neutrón	n	$1{,}6749 \cdot 10^{-27}$	0

3.1 Jadro atómu

Jadrá atómov sú zložené z častíc **protóny** a **neutróny**. Protóny a neutróny sa spoločne nazývajú **nukleóny** *(lat. nucleus – jadro)*. Počet nukleónov v jadre udáva **nukleónové** (hmotnostné) **číslo**, označuje sa A. Počet protónov v jadre udáva **protónové** (atómové) **číslo**, označuje sa Z.

Atóm je navonok elektroneutrálna častica. Ak sa pozrieme na hodnoty elektrického náboja protónu a elektrónu uvedené v tab. 3.1, usúdime, že hodnota tohto náboja je pre tieto častice rovnaká, líši sa len znamienkom. Čo platí pre počet elektrónov v elektroneutrálnom atóme, ak je známy počet protónov?

Platí, že protónové číslo atómu udáva zároveň aj počet elektrónov v elektrónovom obale atómu. Udáva aj poradie prvku v periodickom systéme prvkov.

Okrem atómu vodíka s nukleónovým číslo 1 všetky atómy obsahujú v jadre protóny a neutróny.
Ak je známy počet nukleónov v jadre a zároveň počet protónov, potom na základe definície nukleónov vieme určiť v jadre aj počet neutrónov. Ich počet udáva **neutrónové číslo**, označuje sa N. Pre každé atómové jadro sa súčet protónového a neutrónového čísla rovná nukleónovému číslu:

$$A = N + Z$$

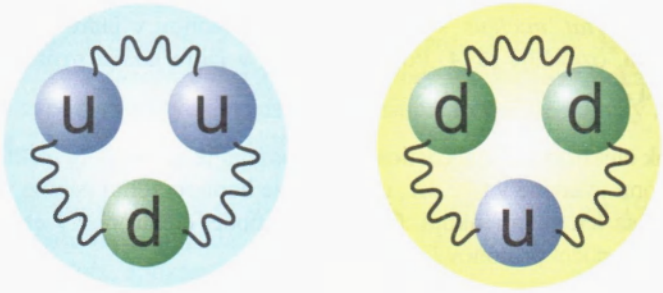
Cvičenie 1

Na základe zistenia protónového čísla atómu berýlia v periodickej tabuľke prvkov určte počet neutrónov a elektrónov v atóme berýlia. Jeho nukleónové číslo je 9.

Riešenie 1

Z periodickej tabuľky prvkov zistíme, že atóm prvku Be má protónové číslo $Z = 4$.
Vieme, že nukleónové číslo $A = 9$.
Potom počet neutrónov určíme výpočtom neutrónového čísla: $N = A - Z$.
Počet neutrónov v jadre atómu berýlia je: $N = 9 - 4 = 5$.
Počet elektrónov v atóme sa rovná počtu protónov v jeho jadre. Počet elektrónov je 4.

Súčasné poznanie štruktúry atómu je omnoho ďalej ako v 19. storočí. Predmetom výskumu modernej fyziky je poznanie a experimentálny dôkaz existencie množstva už známych, ale aj ešte nepoznaných elementárnych častíc. Dnes je dobre známe, že protón a neutrón majú svoju vnútornú štruktúru a sú zložené z jednoduchších častíc, nazývaných **kvarky** (obr. 3.2). Počet kvarkov je 6 a označujú sa malými písmenami u (up), d (down), s (strange), c (charm), t(top), b(bottom). Teoreticky kvarky predpovedal v roku 1964 ***Murray Gell-Mann*** (nezávisle od neho aj ***George Zweig***) v snahe vysvetliť vlastnosti vtedy známych častíc, za čo mu bola v roku 1969 udelená Nobelova cena za fyziku. Dnes vieme, že hmotu tvorí 12 elementárnych častíc: 6 kvarkov a 6 leptónov, medzi ktoré patrí aj elektrón. Každá z nich má antičasticu. Ich vzájomné pôsobenie je sprostredkované štyrmi druhmi interakcií. Tieto interakcie sú sprostredkúvané výmenou špeciálneho druhu častíc. Jednou z nich je fotón, ktorý sprostredkúva elektromagnetickú interakciu. Kvarky drží pohromade v nukleóne silná jadrová interakcia, ktorú sprostredkúvajú častice nazývane gluóny. Časť tejto interakcie sa prejaví aj mimo nukleónu a vedie k príťažlivým silám medzi nukleónmi v jadre. Jadrové sily sú veľmi účinné, majú však dosah iba na krátke vzdialenosti (rádovo 10 – 15 m). Pri stálych atómových jadrách tieto sily prevyšujú elektrické odpudivé sily medzi protónmi. Stálosť jadier závisí od pomeru $N : Z$. Výskumom elementárnych častíc v jadre atómu a interakciami medzi nimi sa zaoberajú vedné odbory **jadrová fyzika** a **fyzika vysokých energií.**



Obr. 3.2 Štruktúra protónu (uud) a neutrónu (ddu)

Najväčším laboratóriom na svete pre tento výskum, ktorého cieľom je hľadanie teoreticky predpokladaných, ale aj nových elementárnych častíc a objasnenie tak podstaty vzniku života či odhalenie tajomstiev vesmíru, je laboratórium európskej organizácie pre jadrový výskum CERN *(Conseil européen pour la recherche nucléaire)* v Ženeve.

Bližšie informácie získate na internete:
http://public.web.cern.ch

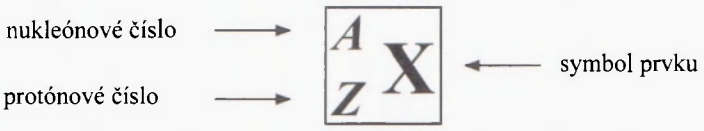
3.1.1 Nuklidy, izotopy

Prvok je chemická látka zložená z atómov, ktoré majú rovnaké protónové číslo.

Skúsme si však položiť otázku, či existujú látky zložené z atómov, ktoré majú rovnaké nielen protónové, ale aj nukleónové číslo. Zistíme, že existujú. Nazývajú sa **nuklidy.**

NUKLIDY sú látky, ktorých atómové jadrá majú rovnaké nielen protónové (nielen určitý rovnaký počet protónov), ale aj nukleónové číslo (určitý rovnaký počet neutrónov).

Nuklidy sa označujú tak, že nukleónové číslo A sa k symbolu prvku píše ako horný index vľavo a protónové číslo Z ako dolný index vľavo pri symbole prvku.



Napríklad $^{12}_{6}C$ nuklid je zložený z atómov, ktoré majú nukleónové číslo 12 a protónové číslo 6.

Cvičenie 2

Určte počet protónov, neutrónov a elektrónov v atóme nuklidu fluóru.

Riešenie 2

Počet protónov udáva protónové číslo, ktoré je v prípade nuklidu fluóru 9. Počet protónov v atóme je 9.

Počet neutrónov udáva neutrónové číslo, ktoré sa vypočíta: $N = A - Z$, kde A je nukleónové číslo udávajúce počet nukleónov v jadre, teda protónov a neutrónov.
V prípade nuklidu fluóru je nukleónové číslo 19, potom: $N = 19 - 9 = 10$. Počet neutrónov v jadre je 10.

Počet elektrónov v atóme sa rovná počtu protónov v jeho jadre, je ich teda 9.

Keďže chemický prvok je zložený z atómov s rovnakým protónovým číslom, potom všetky nuklidy, ktoré majú toto protónové číslo rovnaké, sú umiestnené v periodickej tabuľke prvkov na rovnakom mieste. Takéto nuklidy dostali názov **izotopické nuklidy**, skrátene **izotopy** *(gr. isos – rovnaký, topos – miesto)*.

IZOTOPY sú nuklidy toho istého prvku s rovnakým protónovým a rôznym nukleónovým číslom.

Izotop je užší pojem ako nuklid a mal by sa preto používať iba vtedy, ak hovoríme o nuklidoch toho istého prvku. Napríklad izotopy uhlíka, kyslíka, síry a pod. ^{17}O a ^{18}O sú izotopy, ^{18}O a ^{12}C sú nuklidy.

Izotopy daného prvku majú takmer rovnaké chemické vlastnosti, nie je možné ich oddeliť pomocou chemických reakcií.

Väčšina prvkov sa v prírode vyskytuje ako zmes niekoľkých izotopov, z ktorých jeden výrazne prevyšuje. Zastúpenie jednotlivých izotopov v určitom prvku je zvyčajne stále.

Urán má napríklad šesť izotopov s nukleónovým číslom 232, 233, 234, 235, 236, 238. Najvýznamnejšie z nich sú izotopy $^{235}_{92}U$ a $^{238}_{92}U$, používajú sa ako jadrové palivo.

Hlavný biogénny prvok uhlík je zmesou troch izotopov, a to: $^{12}_{6}C$, $^{13}_{6}C$, $^{14}_{6}C$, najväčšie zastúpenie má izotop s nukleónovým číslom 12.

Jeden prirodzený nuklid má napríklad hliník, hovoríme, že je mononuklidický.

Osobitné názvy a symboly majú izotopy vodíka:

$^{1}_{1}H$ – prótium, ľahký vodík *(gr. protos – prvý)*,

$^{2}_{1}H$ – deutérium, ťažký vodík *(gr. deuteros – druhý)*,

$^{3}_{1}H$ – trítium *(gr. tritos – tretí)*.

3.1.2 Rádioaktivita

Atómové jadrá niektorých nuklidov nie sú stabilné. Samovoľne sa premieňajú na iné jadrá a vyžarujú pritom prenikavé neviditeľné žiarenie. Tento druh žiarenia spozoroval prvýkrát koncom 19. storočia francúzsky fyzik ***Henri Becquerel***, ktorý vystavil rôzne látky schopné svetielkovať (fluorescencie) účinkom slnečného žiarenia. Následne na to spozoroval stopy tohto žiarenia na fotografickom papieri. Ako skúmanú látku použil minerál uránu – smolinec, ktorý zanechal na fotografickom papieri stopy aj napriek tomu, že nebol vystavený dennému svetlu. Ďalšími pokusmi sa dokázalo, že príčinou zanechania stopy sú neviditeľné lúče vychádzajúce z minerálu. Rok 1896 bol neskôr zapísaný do dejín ako rok, keď bola objasnená podstata týchto neviditeľných lúčov, žiarenia. Francúzski fyzici ***Marie Curie Sklodowska*** (pôvodom Poľka) spolu s manželom ***Pierrom Curie*** nazvala neskôr túto vlastnosť jadier **rádioaktivita** *(gr. radius – lúč)* a prenikavé žiarenie ako **rádioaktívne.**

Nestabilné nuklidy, ktoré sa premieňajú na iné nuklidy, pričom sa uvoľňuje žiarenie, sa nazývajú **rádionuklidy.** V prírode ich dnes existuje približne 50, nazývame ich aj **prírodné rádionuklidy.** Pri svojej premene sú zdrojom **prírodnej rádioaktivity.**

*Dôležitou charakteristikou rádionuklidov je **doba polpremeny**. Je to čas, za ktorý sa premení polovica pôvodného počtu rádioaktívnych jadier. Udáva sa v zlomkoch sekundy až v miliónoch rokov.*

Rádionuklidy vysielajú tri základné druhy rádioaktívneho žiarenia:

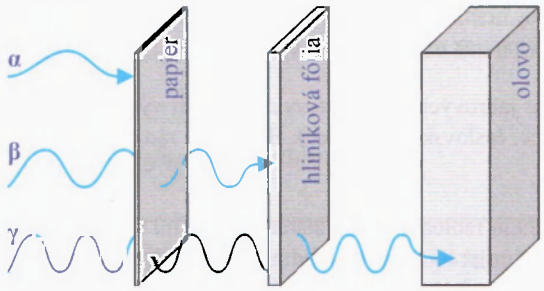
Žiarenie α je prúd rýchlo letiacich (až 10 % rýchlosti svetla) jadier atómov hélia $^{4}_{2}He$ ($^{4}_{2}\alpha$). Vyžarovaním tohto žiarenia z rádionuklidu vzniká nuklid, ktorý má nukleónové číslo o 4 jednotky menšie a protónové číslo o 2 jednotky menšie. Žiarenie α preniká vrstvou vzduchu hrubou niekoľko centimetrov, zachytí ho však tenký papier.

$$^{226}_{88}Ra \longrightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He$$

Žiarenie β tvorí prúd elektrónov, ktorých rýchlosť môže dosiahnuť až 99 % rýchlosti svetla. Je asi stokrát prenikavejšie ako žiarenie α. Elektróny sa pri tejto β premene uvoľňujú v jadre z neutrónov, z ktorých sa stanú protóny. Zjednodušene to možno napísať:

$$^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{1}_{1}p + {}^{0}_{-1}e$$

Žiarenie γ je elektromagnetické vlnenie podobne ako svetlo, ale s podstatne vyššou energiou. Zo všetkých žiarení je najprenikavejšie (obr. 3.3).



Obr. 3.3 Prenikavosť žiarenia α, β, γ

Okrem prírodných rádionuklidov existujú aj **umelé rádionuklidy**, ktoré sa získavajú napríklad pôsobením jadrového žiarenia na stabilné nuklidy. Ako prvý bol takýto rádionuklid pripravený v roku 1934 ožarovaním nuklidu hliníka α časticami, pričom vznikol rádioaktívny fosfor a uvoľnil sa neutrón. **Umelú rádioaktivitu** objavili ***Irena Curie*** (dcéra objaviteľov prírodnej rádioaktivity) s manželom ***Fredericom Joliotom-Curie.***

$$^{27}_{13}\mathrm{Al} + {}^{4}_{2}\alpha \longrightarrow {}^{30}_{15}\mathrm{P} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

Reakcie, pri ktorých dochádza k interakcii atómového jadra s iným jadrom (alebo časticou), pričom vzniká jedno alebo viacero nových jadier a uvoľní sa jedna alebo viacero častíc, sa nazývajú **jadrové reakcie.**

Jadrovými reakciami sa pripravilo veľa umelých rádionuklidov, v súčasnosti je ich vyše 1500. Takýmto spôsobom sa pripravili napríklad **transurány** (prvky nachádzajúce sa v periodickej tabuľke prvkov za uránom).
Zvláštnym prípadom jadrových reakcií sú **štiepne a termonukleárne (termojadrové) reakcie.** Pri štiepnych reakciách jadro atómu zasiahnuté neutrónom sa rozštiepi na dve pomerne ťažké jadrá a uvoľní sa obrovské množstvo energie (atómová bomba). Podstatou termonukleárnych reakcií je syntéza dvoch ľahkých jadier, pričom vzniká jedno ťažšie jadro (vznik energie hviezd, teda aj Slnka, vodíková bomba).

3.1.3 Využitie rádionuklidov

Rádionuklidy majú významné a rozsiahle využitie. V medicíne sa rádioaktívne žiarenie používa pri liečení onkologických chorôb alebo pri vyšetrovaní a sledovaní látkovej premeny, orgánov a tkanív či krvných procesov. V priemysle sa pomocou žiarenia rádionuklidov hľadajú chyby a poruchy v materiáloch, merajú základné veličiny ako napríklad hustota, koncentrácia, hrúbka alebo rýchlosť prúdenia tekutín. Rádionuklidy majú široké uplatnenie aj pri sterilizácii nástrojov či potravín alebo dezinfekcii odpadových vôd. Vo veľkej miere ich využívajú poľnohospodári na obmedzenie klíčivosti alebo vyšľachtenie špeciálnych druhov rastlín (šľachtiteľská genetika).

Dôležité je aj využívanie rádioizotopu uhlíka $^{14}_{6}\mathrm{C}$, ktorý vzniká premenou rádioaktívneho izotopu dusíka, obsiahnutého vo vzduchu, účinkom kozmického žiarenia. Využíva sa na určovanie veku organických nálezov, hornín či historických pozostatkov, tzv. rádiouhlíková metóda. Rádioizotop $^{14}_{6}\mathrm{C}$ uhlíka nie je stály a je zdrojom β žiarenia. Jeho doba polpremeny je 5 730 rokov. Tento izotop uhlíka je zložkou CO_2, a tak sa fotosyntézou dostáva do rastlín a potravovým reťazcom do ďalších organizmov. Po smrti organizmu príjem uhlíka nepokračuje, a tak obsah izotopu $^{14}_{6}\mathrm{C}$ klesá. Určením zostatku tohto izotopu v konkrétnom materiáli možno určiť vek nálezu.

Niektoré prvky sa nachádzajú v zemskej kôre len ako rádionuklidy. Je to napríklad astát, ktorého obsah sa odhaduje asi na 40 mg. Ďalším prvkom je francium, ktorého je asi 20 g. Pomerne dosť je

v zemskej kôre zastúpený urán. Jeho premenou vznikajú postupne izotopy rôznych prvkov, z ktorých je v životnom prostredí najviac monitorovaný izotop radónu $^{222}_{86}Rn$.

Energia uvoľnená počas jadrových reakcií sa využíva aj pri výrobe elektrickej energie v jadrových elektrárňach (Mochovce, Jaslovské Bohunice). Bohužiaľ, rádionuklidy sa využívajú aj na výrobu jadrových zbraní.

Vystavovanie sa pôsobeniu rádioaktívneho žiarenia je veľmi nebezpečné, môže spôsobiť mutáciu tkanív a buniek, preto sa pri práci s rádionuklidmi musia dodržiavať prísne bezpečnostné predpisy. Rádioaktívne materiály (obr. 3.4), ako aj miesta, kde sa pracuje s rádioaktívnym materiálom, musia byť označené podľa predpisov platnej legislatívy.

Obr. 3.4 Označenie rádioaktívneho materiálu

3.2 Elektrónový obal atómu

Elektrónový obal atómu tvoria elektróny, o ktorých už viete zo základnej školy alebo z poznatkov uvedených v predchádzajúcej časti pomerne dosť. Skúsme si to teda zosumarizovať:

- elektrón je nositeľom najmenšieho záporného elektrického náboja,
- jeho hmotnosť v porovnaní s hmotnosťou protónu a neutrónu je zanedbateľná,
- dnešná veda zaraďuje elektrón medzi 12 elementárnych častíc,
- v elektroneutrálnom atóme sa počet elektrónov v obale rovná počtu protónov v jadre,
- bol objavený v roku 1897 ***J. J. Thomsonom***,
- prvý model atómu (planetárny) navrhol v roku 1911 ***E. Rutherford***, ktorý predpokladal, že elektróny obiehajú okolo jadra atómu podobným spôsobom ako planéty okolo Slnka,
- elektróny sa nepohybujú okolo jadra atómu náhodne, ale usporiadane vo vrstvách označovaných číslami 1 až 7, kde najvzdialenejšia vrstva od jadra sa nazýva vonkajšia vrstva,
- počet vrstiev v elektrónovom obale atómu prvku obsadených elektrónmi udáva číslo periódy, v ktorej sa prvok nachádza v periodickej tabuľke prvkov (PTP),
- počet elektrónov vo vonkajšej vrstve atómov prvkov tej istej skupiny v periodickej tabuľke prvkov je rovnaký,
- maximálny počet elektrónov v 1. vrstve je $2e^-$, v druhej vrstve $8e^-$.

Tieto, na prvý pohľad jasné a jednoznačné, tvrdenia boli v prvých desaťročiach 20. storočia doplnené a spresnené. Prvým fyzikom, ktorý teóriu E. Rutherforda spresnil a rozšíril, bol už spomínaný Niels Bohr. Vyslovil tvrdenia, že **energia elektrónov obiehajúcich okolo jadra je kvantovaná** (nadobúda určité hodnoty), v závislosti od polomeru kružnice, po ktorej sa pohybujú. Táto teória bola krokom vpred, nedokázala však vysvetliť správanie sa elektrónu pozorované pri niektorých pokusoch. Dokázala to až všeobecnejšia teória – **kvantová (vlnová) mechanika.**

Teóriu kvantovej mechaniky atómu vypracovali v rokoch 1924 až 1926 francúzsky fyzik ***Louis de Broglie***, nemeckí fyzici ***Werner Heisenberg*** a ***Max Born***, a rakúsky fyzik ***Erwin Schrödinger.***

3.2.1 Orbitál, elektrónová konfigurácia atómu

Podľa kvantovej mechaniky má elektrón **dvojaký (dualistický) charakter**, ktorého podstatou je, že elektrón sa v niektorých situáciách správa **ako častica** (korpuskulárny – časticový charakter), v iných **ako vlnenie.**

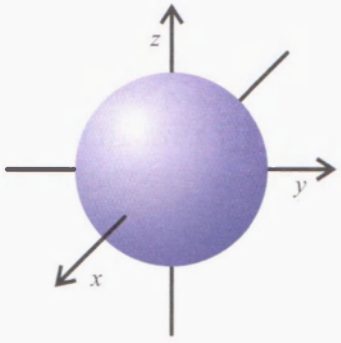
Dôsledkom dualizmu elektrónu sú tieto skutočnosti:

– Vlnový charakter elektrónu je príčinou toho, že energia elektrónu v atóme môže nadobúdať len určité hodnoty, elektrón je v určitom energetickom stave. Aby sa dostal do iného energetického stavu, musí určitú hodnotu (kvantum) energie prijať alebo vyžiariť.

– Presnú polohu elektrónu s určitou energiou v elektrónovom obale atómu nie je možné určiť. Kvantová mechanika ale umožňuje vypočítať pravdepodobnosť, s akou sa elektrón vyskytuje v určitej oblasti atómu. **Priestor v okolí jadra atómu, v ktorom sa elektrón vyskytuje s najväčšou pravdepodobnosťou, sa nazýva orbitál (atómový orbitál).**

Orbitály sa odlišujú svojou veľkosťou a tvarom. Podľa tvaru rozoznávame niekoľko typov orbitálov, označujeme ich *s*, *p*, *d* a *f*. Každý z typov orbitálov *s*, *p*, *d* a *f* môže byť obsadený maximálne 2 elektrónmi.

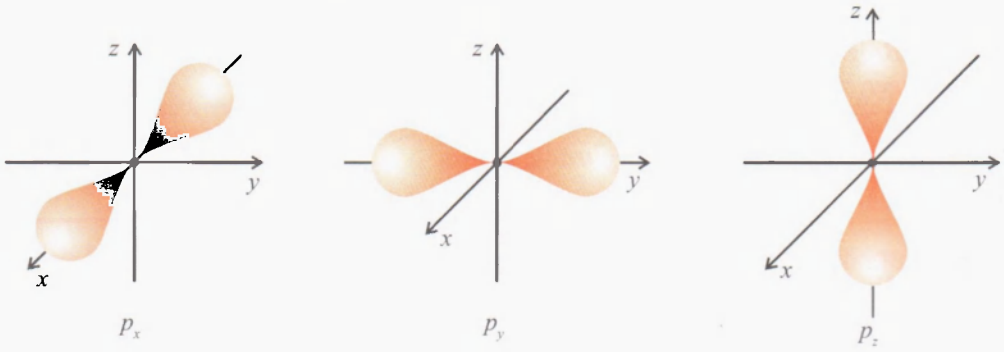
Orbitály *s* majú tvar gule. Maximálny počet elektrónov e^- v orbitáli *s* je $2e^-$. Elektróny obsadzujú orbitál *s* už v prvej elektrónovej vrstve v elektrónovom obale atómu a následne v každej ďalšej.



Obr. 3.5 Orbitál *s*

Orbitály *p* majú tvar priestorovej osmičky. V priestore môžu byť orientované podľa:

- osi *x* (orbitály p_x),
- osi *y* (orbitály p_y),
- osi *z* (orbitály p_z).



Obr. 3.6 Orbitály p_x, p_y, p_z

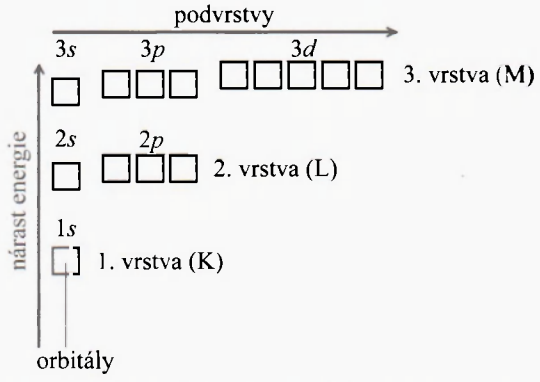
V každom orbitáli *p* orientovanom v smere jednej z osí môžu byť maximálne $2\,e^-$. Spolu môže byť teda v orbitáloch *p* $6\,e^-$. Elektróny obsadzujú orbitály *p* až v druhej elektrónovej vrstve v elektrónovom obale atómu.

Orbitály *d* a *f* majú zložitý priestorový tvar.

Orbitály *d* sú obsadzované elektrónmi až v tretej elektrónovej vrstve. Podľa priestorovej orientácie existuje 5 orbitálov *d*, pričom každý z nich môže byť obsadený maximálne $2\,e^-$ (podobne ako pri *s* a *p* orbitáloch). Maximálny počet elektrónov v *d* orbitáloch je teda $10\,e^-$.

Orbitály *f* sú obsadzované elektrónmi až v štvrtej elektrónovej vrstve. Podľa priestorovej orientácie existuje 7 orbitálov *f*, pričom každý z nich môže byť obsadený maximálne $2\,e^-$ (podobne ako pri *s*, *p* a *d* orbitáloch). Maximálny počet elektrónov v *f* orbitáloch je teda $14\,e^-$.

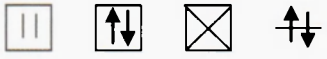
Štruktúra elektrónových vrstiev 1 až 3 je znázornená na obr. 3.7. Na 1. vrstve (K) sa nachádza 1 orbitál typu *s* (označujeme ho symbolom 1*s*), na 2. vrstve (L) sa nachádza 1 orbitál typu *s* (označujeme ho 2*s*) a 3 orbitály typu *p* (označujeme ich 2*p*), na 3. vrstve (M) sa nachádza 1 orbitál typu *s* (označujeme ho 3*s*), 3 orbitály typu *p* (označujeme ich 3*p*) a 5 orbitálov typu *d* (označujeme ich 3*d*).



Obr. 3.7 Štruktúra elektrónových vrstiev 1 až 3 pre viacelektrónové atómy

Obsadenosť orbitálov elektrónmi sa dá vyjadriť rôznym spôsobom, napríklad

orbitál s jedným elektrónom:

orbitál s dvoma elektrónmi: 

Všimnime si, že pri druhom a štvrtom spôsobe vyjadrenia obsadenia orbitálov sme použili ako symbol pre elektrón šípku. Tento symbol súvisí s ďalšou dôležitou vlastnosťou elektrónu (okrem náboja a hmotnosti), a to s jeho spinom. Experimenty ukázali, že elektrón vykazuje istú vnútornú rotáciu, ktorú nazývame spin elektrónu. Zjednodušene sa dá spin pochopiť pomocou predstavy, že elektrón je (malá) rotujúca guľôčka, ktorá môže rotovať dvoma možnými smermi. Tomu zodpovedajú dve opačne orientované šípky v našom vyjadrení obsadenia orbitálu. Ako vidíme, orbitály sa obsadzujú dvoma elektrónmi tak, že tieto elektróny majú opačný spin.

Usporiadanie elektrónov v elektrónovom obale atómu v jednotlivých orbitáloch sa nazýva elektrónová konfigurácia atómu.

Tab. 3.2 Usporiadanie elektrónov v atóme v prvých 4 elektrónových vrstvách

Elektrónová vrstva		Typ orbitálov*	Počet orbitálov	Maximálny počet elektrónov v orbitáloch	Symbol zaplnených orbitálov	Maximálny počet elektrónov vo vrstve
1	K	1*s*	1	2	$1s^2$	2
2	L	2*s* 2*p*	1 3	2 6	$2s^2$ $2p^6$	8
3	M	3*s* 3*p* 3*d*	1 3 5	2 6 10	$3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$	18
4	N	4*s* 4*p* 4*d* 4*f*	1 3 5 7	2 6 10 14	$4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $4f^{14}$	32

* Číslo uvedené pred typom orbitálu v danej vrstve je vždy rovnaké pre každý typ orbitálu a je totožné s číslom periódy v periodickej tabuľke prvkov (PTP), napríklad zápis $2s^2$ znamená, že orbitál *s* nachádzajúci sa v druhej vrstve je obsadený 2 elektrónmi.

Cvičenie 3

Napíšte elektrónovú konfiguráciu atómu fluóru $_9$F.

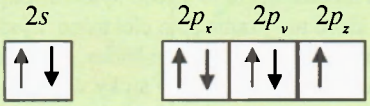
Riešenie 3

Počet elektrónov v atóme fluóru sa rovná počtu protónov v jadre.

Počet protónov je 9, potom počet e^- je 9.
Fluór sa nachádza v 2. perióde PTP, v elektrónovom obale má teda 2 vrstvy.

1. vrstva: $1s^2$
2. vrstva: $2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^2\ 2p_z^1$
   $2s^2\ 2p^5$

Pomocou rámikovej schémy môžeme obsadenie 2. vrstvy zapísať takto:

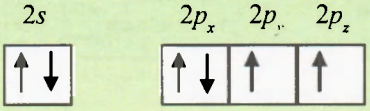


Poznámka: Ak by bol celkový počet elektrónov v atóme 8 (atóm kyslíka $_{8}O$), a teda v 2*p* orbitáloch 4 elektróny, orbitály $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ sa obsadia najprv každý po jednom elektróne a až potom sa dopĺňajú do páru druhým elektrónom.

Elektrónová konfigurácia atómu s počtom elektrónov 8, teda atómu kyslíka je:

1. vrstva: $1s^2$
2. vrstva: $2s^2\ 2p^2\ 2p^1\ 2p^1_z$
$2s^2\ 2p^4$

Pomocou rámikovej schémy môžeme obsadenie 2. vrstvy zapísať takto:



3.2.2 Valenčné elektróny, valenčná vrstva

Pre posudzovanie chemických vlastností prvkov sú najvýznamnejšie orbitály, ktoré sú vzdialené od jadra atómu čo najďalej. Nazývajú sa valenčné orbitály. Elektróny, ktoré tieto valenčné orbitály obsadzujú, sa nazývajú **valenčné elektróny.** Najvzdialenejšia elektrónová vrstva atómu obsadená valenčnými elektrónmi sa nazýva **valenčná vrstva.**

Valenčné elektróny sú k jadru atómu pútané najslabšími silami, a preto najochotnejšie interagujú s okolitými atómami a podieľajú sa na vzniku chemických väzieb.

Podľa obsadzovania valenčných atómových orbitálov elektrónmi v atómoch prvkov rozdeľujeme chemické prvky na prvky *s*, prvky *p*, prvky *d* a prvky *f* (pozri ďalej časť 4).

Elektrónová konfigurácia atómu alebo iónu je dôležitou charakteristikou pre chemické a fyzikálne vlastnosti látok.
Okrem počtu valenčných elektrónov je pre atóm daného prvku dôležitá aj možnosť odovzdávať svoje elektróny atómom iného prvku a elektróny prijímať od atómov iného prvku.

3.2.3 Ióny

O chemických pojmoch **ión, katión a anión** ste sa učili v základnej škole. Naučili ste sa napísať schému vzniku katiónu alebo aniónu z elektroneutrálneho atómu. Riešením cvičení si to zopakujte.

Cvičenie 4

Definujte kation, opíšte ako vzniká. Schémou napíšte vznik katiónu Fe^{2+}.

Riešenie 4

Kation je častica s kladným nábojom. Vzniká odštiepením jedného alebo viacerých elektrónov z elektrónového obalu atómu.

$_{26}Fe - 2e^- \longrightarrow {}_{26}Fe^{2+}$

Cvičenie 5

Definujte anión, opíšte ako vzniká. Schémou napíšte vznik aniónu F^-.

Riešenie 5

Anión je častica so záporným nábojom. Vzniká prijatím jedného alebo viacerých elektrónov do elektrónového obalu atómu.

$_9F + e^- \longrightarrow {}_9F^-$

Katióny a anióny nazývame spoločne ióny.
Proces, pri ktorom z elektroneutrálneho atómu vznikajú ióny, sa nazýva ionizácia.

Pojmy ión *(gr. ion – idúci)*, kation *(gr. katodos – cesta dole, späť)* a anión *(gr. anodos – cesta hore, výstup)* zaviedol v roku 1834 anglický chemik a fyzik ***Michael Faraday***. Skúmal prechod elektrického prúdu roztokmi solí. Tieto pojmy zaviedol pre častice v roztoku.

Energia potrebná na odtrhnutie elektrónu z atómu alebo iónu v plynnom stave sa nazýva ionizačná energia *I*.

Ak dôjde k odtrhnutiu jedného elektrónu, hovoríme o **prvej ionizačnej energii.** Energia potrebná na odtrhnutie druhého elektrónu sa nazýva **druhá ionizačná energia.**
Hodnota ionizačnej energie udáva pevnosť viazania elektrónu v atóme. Je mierou „ochoty" vzniku katiónu z atómu.
Prvky, ktoré ľahko tvoria katióny, napríklad Li, Na, K, majú nízke hodnoty ionizačných energií.

Energia, ktorá sa uvoľní prijatím elektrónu za vzniku aniónu z atómu v plynnom stave, sa nazýva elektrónová afinita *A*.

Prvky, ktoré ľahko tvoria anióny, napríklad F, Cl, Br, I, majú veľkú hodnotu elektrónovej afinity.

Hodnoty ionizačnej energie a elektrónovej afinity sa udávajú v jednotkách $kJ \cdot mol^{-1}$.

Kľúčové učivo

- **Atóm je zložený z jadra a elektrónového obalu.**
- **Základnými časticami jadra atómu sú protóny a neutróny. Spoločne sa nazývajú nukleóny. Protón je častica s kladným elektrickým nábojom, neutrón je častica bez elektrického náboja.**
- **Základnou časticou obalu atómu je elektrón. Elektrón je častica so záporným elektrickým nábojom.**
- **Atóm je charakterizovaný protónovým číslom *Z* a nukleónovým číslom *A*.**
- **Protónové číslo *Z* udáva počet protónov v jadre atómu.**
- **Nukleónové číslo *A* udáva počet nukleónov v jadre atómu.**
- **Nuklidy sú látky, ktorých atómové jadrá majú rovnaké nielen protónové, ale aj nukleónové číslo.**
- **Izotopy sú nuklidy toho istého prvku s rovnakým protónovým a rôznym nukleónovým číslom.**
- **Orbitál je priestor v okolí jadra atómu, v ktorom sa elektrón vyskytuje s najväčšou pravdepodobnosťou.**
- **Usporiadanie elektrónov v elektrónom obale atómu v jednotlivých orbitáloch sa nazýva elektrónová konfigurácia atómu.**
- **Najvzdialenejšia elektrónová vrstva atómu obsadená valenčnými elektrónmi sa nazýva valenčná vrstva.**
- **Katióny a anióny sa nazývajú ióny.**
- **Katión je častica s kladným elektrickým nábojom.**
- **Anión je častica so záporným elektrickým nábojom.**

3.3 Otázky a úlohy

1. Určte, ktoré tvrdenia o atómoch sú správne:
   a) Každý atóm je charakterizovaný protónovým a neutrónovým číslom.
   b) V jadre atómu sa nachádzajú nukleóny.
   c) Atóm je zložený z jadra a elektrónového obalu.
   d) Počet neutrónov v jadre atómov všetkých prvkov sa rovná počtu elektrónov v elektrónovom obale.

2. Určte názov chemického prvku, ktorého atóm má v elektrónovom obale 15 elektrónov.

3. Z atómov $^{14}_{6}C$, $^{16}_{8}O$, $^{14}_{7}N$, $^{19}_{9}F$, $^{12}_{6}C$, $^{20}_{10}Ne$, $^{39}_{19}K$, $^{18}_{8}O$, $^{32}_{16}S$ vyberte:
   a) atómy s rovnakým počtom neutrónov v jadre,
   b) dvojice izotopov,
   c) atómy, v ktorých sa počet elektrónov rovná počtu neutrónov,
   d) atómy obsahujúce 10 neutrónov.

4. Určte nukleónové číslo atómu chemického prvku, ktorý má v jadre 11 protónov a 12 neutrónov. Určte názov tohto chemického prvku.

5. Napíšte značku a názov chemického prvku, ktorý má v jadre atómu 1 protón a 1 neutrón.

6. Napíšte elektrónovú konfiguráciu atómu sodíka.

7. Určte počet valenčných elektrónov v atóme kyslíka.

8. Uvedené ióny roztrieďte na katióny a anióny:
Mg^{2+}, Cl^-, CO_3^{2-}, K^+, Al^{3+}, OH^-, Ca^{2+}.

9. Určte názov prvku, ktorého elektrónová konfigurácia atómu je: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$.

10. Určte, ktoré tvrdenia o elektróne nie sú správne:
a) elektrický náboj elektrónu má kladnú hodnotu,
b) počet elektrónov v obale atómu je rovnaký ako počet protónov v jadre atómu,
c) elektrón sa správa ako častica aj ako vlna,
d) s najmenšou pravdepodobnosťou sa vyskytuje v orbitáli.

11. Vytvorte správne dvojice:

a) orbitál *s*	1. maximálny počet elektrónov je 6
b) orbitál *p*	2. podľa priestorovej orientácie ich existuje 7
c) orbitál *d*	3. maximálny počet elektrónov je 5
d) orbitál *f*	4. elektrónmi sú obsadzované až v tretej vrstve
	5. má tvar gule

12. Schémou napíšte vznik katiónov Na^+ a Al^{3+}.

13. Schémou napíšte vznik aniónov O^{2-} a Cl^-.

4 PERIODICKÁ SÚSTAVA PRVKOV

Pojmy ako periodická tabuľka prvkov či periodický zákon sú vám iste známe. Viete, že v usporiadaní chemických prvkov existuje systém a že prvky nie sú v tomto systéme usporiadané náhodne. Skúsme si však priblížiť vývoj tohto systému a formulovania jedného zo základných zákonov chémie.

Niečo z histórie periodickej tabuľky prvkov

Ľudia poznali základné chemické prvky, napríklad meď, striebro či zlato, už v období antiky. Grécky matematik a prírodovedec Aristoteles považoval za základné substancie živly – zem, vodu, vzduch a oheň. Prvý, kto svojou experimentálnou prácou objavil chemický prvok, bol nemecký alchymista ***Henning Brand***, ktorý sa snažil objaviť Kameň mudrcov. Objavil biely fosfor, ktorého existenciu v roku 1680 potvrdil anglický prírodovedec ***Robert Boyle.***

Obr. 4.1
Antoine Laurent Lavoisier

Prvé snahy usporiadať prvky do určitého systému a objaviť nové uskutočnil koncom 18. storočia významný francúzsky chemik ***Antoine Laurent Lavoisier***, zakladateľ vedeckej chémie a autor vedeckej chemickej terminológie (obr. 4.1). V jeho vedeckej práci *„Traité Élémentaire de Chimie"* – Štúdia prvkov uviedol základný zoznam prvkov. Ten však obsahoval aj svetlo a teplo, ktoré pokladal Lavoisier za hmotné. Prvky boli roztriedené len na kovy a nekovy. V roku 1817 usporiadal nemecký chemik ***Johann Wolfgang Döbereiner*** známe prvky do triád. Kritériom zaradenia prvkov boli ich podobné vlastnosti.

Systém všetkých vtedy známych chemických prvkov, založený na tzv. „atómových váhach", predložil v roku 1862 francúzsky mineralóg a geológ ***Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois.*** Prvky zoradil podľa stúpajúcej atómovej hmotnosti do špirály, v ktorej prvky s podobnými vlastnosťami boli umiestnené pod sebou. Správne zaradených bolo len 23 prvkov. Ako prvý upozornil na periodicitu vlastností chemických prvkov a zaviedol pojem perióda.

Pre históriu periodickej tabuľky chemických prvkov je významný rok 1864. V tomto roku sa o systematiku prvkov pokúsili dvaja Angličania. ***John Alexander Reina Newlands*** rozdelil prvky do tzv. oktáv. ***William Odling*** predložil dokonalé usporiadanie, uplatnil výnimku pri telúre a jóde, vynechal miesta pre neobjavené prvky. V tomto roku uverejnil svoje prvé triedenie chemických prvkov aj nemecký chemik ***Julius Lothar Meyer.*** Toto triedenie neobsahovalo všetky prvky. Jeho zdokonalená tabuľka z roku 1869 vyšla tlačou až v roku 1872.

4.1 Periodický zákon

Obr. 4.2
Dmitrij Ivanovič Mendelejev

Prelomový rok pre systematizáciu chemických prvkov bol rok **1869**, v ktorom 6. marca ruský chemik ***Dmitrij Ivanovič Mendelejev*** (obr. 4.2) prezentoval svoju periodickú tabuľku prvkov (obr. 4.3). Jeho tabuľka obsahovala 63 prvkov, zoradených podľa stúpajúcej relatívnej atómovej hmotnosti. Mendelejev s úžasnou predvídavosťou a precíznym určením vzťahu medzi hmotnosťou atómu prvku a jeho vlastnosťami vynechal vo svojej tabuľke voľné miesta pre prvky v tom čase ešte neobjavené. Plne tak pochopil význam vzťahu hmotnosti

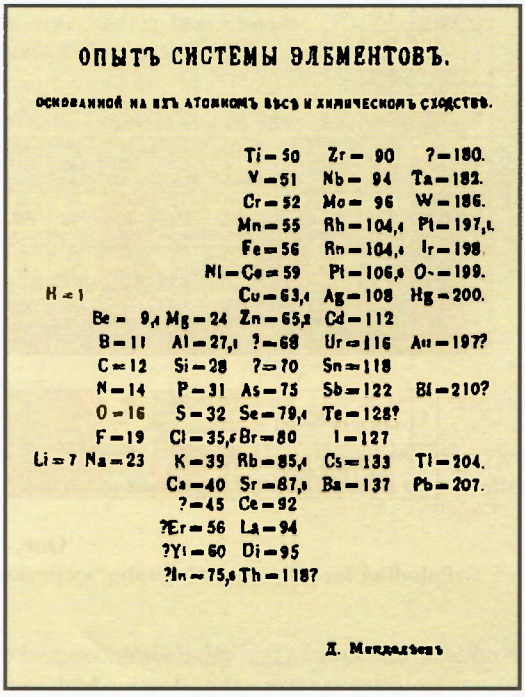
atómu a jeho vlastností a formuloval periodický zákon, často nazývaný aj ako prírodný zákon.

Podľa poznatkov dnešnej vedy **periodický zákon** znie takto:

Vlastnosti prvkov sú periodickou funkciou ich protónových čísel.

To, že chemické prvky sú usporiadané do určitého systému práve na základe periodického zákona, ste sa učili v základnej škole. Usporiadanie prvkov podľa stúpajúceho protónového čísla do radov a stĺpcov nazývame **periodická sústava prvkov.**

Dnes poznáme názvy 112 prvkov, ktoré určila Medzinárodná únia pre čistú a aplikovanú chémiu IUPAC. Názvy prvkov 113 až 118 sú dočasne odvodené ako číslovka ich protónového čísla. Prvok s protónovým číslom 117 nie je dodnes objavený. Grafickým znázornením periodickej sústavy prvkov je **periodická tabuľka.**



ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.	
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.	
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.	
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,1.	
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.	
			Ni = Co = 59	Pl = 106,6	Os = 199.	
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.	
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112		
	B = 11	Al = 27,1	? = 68	Ur = 116	Au = 197?	
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118		
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?	
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?		
	F = 19	Cl = 35,6	Br = 80	I = 127		
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.	
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.	
		? = 45	Ce = 92			
		?Er = 56	La = 94			
		?Yt = 60	Di = 95			
		?In = 75,6	Th = 118?			

Д. Менделѣевъ

Obr. 4.3 Mendelejevova tabuľka z roku 1869

4.2 Periodická tabuľka prvkov

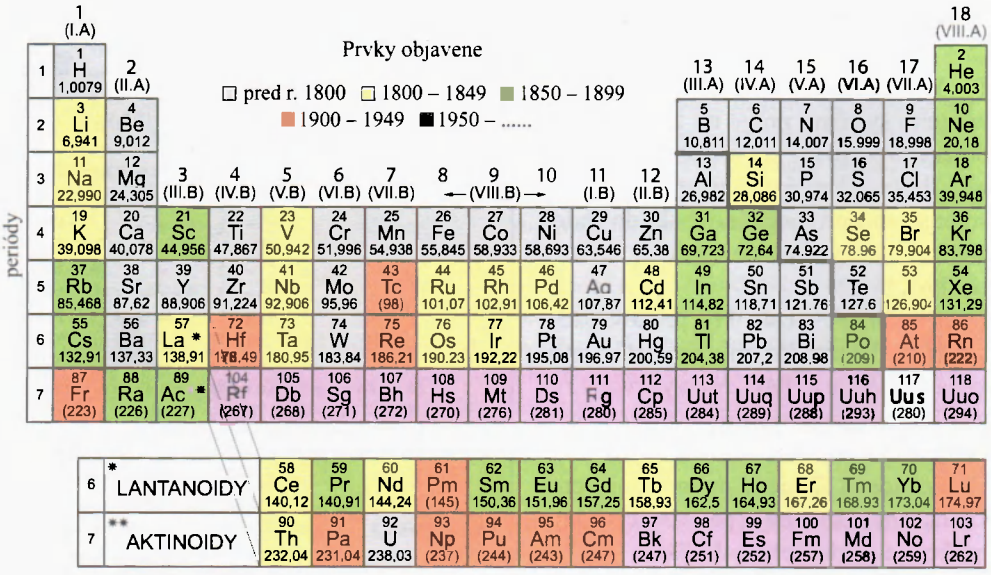
Dnes existujú a používajú sa rôzne formy periodickej tabuľky prvkov. Spoločným znakom všetkých periodických tabuliek je usporiadanie prvkov do 7 vodorovných radov – **periód** a 18 zvislých stĺpcov – **skupín** (obr. 4.4).

Za najpoužívanejšiu môžeme považovať tzv. polodlhú formu (obr. 4.4 a s. 219), ktorá má 14 prvkov zo 6. periódy za lantánom La (*lantanoidy* $_{58}$Ce – $_{71}$Lu) a 14 prvkov zo 7. periódy za aktíniom Ac (*aktinoidy* $_{90}$Th – $_{103}$Lr) umiestnených v spodnej časti pod tabuľkou. Ak sú tieto prvky vsunuté do tabuľky, hovoríme o tzv. dlhej forme.

Periódy sú číslované arabskými číslicami 1 až 7 (zatiaľ) a obsahujú 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32 prvkov. Niektorí autori označujú periódy písmenami K, L, M, N, O, P, Q tak, ako sú označované elektrónové vrstvy v atómovom obale. **Prvky jednej periódy majú rovnaký počet čiastočne alebo úplne obsadených elektrónových vrstiev.**

Skupiny sú číslované arabskými číslicami 1 až 18. **V skupinách sú umiestnené prvky s podobnou elektrónovou konfiguráciou valenčnej vrstvy.**

V niektorej literatúre nájdete aj tabuľku, ktorej skupiny sú označené rímskymi číslicami I. až VIII. a rozdelené na dve podskupiny A a B. Skupiny **A** sa nazývajú **hlavné, skupiny B vedľajšie skupiny**. Takéto označovanie skupín pochádza zo staršej, tzv. krátkej formy periodickej tabuľky, ktorá má 8 skupín a každá sa člení na hlavnú a vedľajšiu podskupinu. VIII.B podskupina obsahuje tri stĺpce prvkov.



Obr. 4.4
Polodlhá forma periodickej tabuľky prvkov s vyznačením obdobia objavu prvku

Keďže na chemické a fyzikálne vlastnosti prvkov majú podstatný vplyv valenčné elektróny, prvky umiestnené v rovnakej skupine budú mať aj podobné vlastnosti.
Počet valenčných elektrónov atómu je totožný s číslom hlavnej alebo vedľajšej skupiny, v ktorej je prvok umiestnený. Neplatí to v prípade prvkov 8. až 12. skupiny PTP.

Cvičenie 1

Určte protónové číslo a názov prvku, ktorý sa nachádza v 3. perióde a VI.A skupine. Určte aj počet valenčných elektrónov, napíšte elektrónovú konfiguráciu a elektrónovú konfiguráciu valenčnej vrstvy atómu neznámeho prvku.

Riešenie 1

Na základe opisu umiestnenia prvku v PTP (jeho súradnice) je jednoduché určiť, že je to prvok s **protónovým číslom 16**, názov je **síra.**
Keďže sa nachádza v VI.A skupine, **počet valenčných elektrónov** v atóme prvku je **6.**
Elektrónová konfigurácia: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
Elektrónová konfigurácia valenčnej vrstvy: $3s^2\ 3p^4$

Cvičenie 2

Bez použitia periodickej tabuľky prvkov určte protónové číslo prvku, ktorý sa nachádza v 3. perióde a IV.A skupine PTP. Napíšte elektrónovú konfiguráciu valenčnej vrstvy atómu prvku.

Riešenie 2

Prvok, ktorý sa nachádza v 3. perióde, má v elektrónovom obale atómov obsadzované elektrónmi 3 vrstvy.
Ak sa nachádza v IV.A skupine, počet elektrónov na valenčnej vrstve je 4.
Podľa tabuľky 3.2 sa potom vrstvy obsadzujú v poradí: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$. Zápisom elektrónovej konfigurácie atómu prvku zistíme, že počet elektrónov v obale atómu je 14. Keďže počet protónov v jadre atómu sa rovná počtu elektrónov v obale, potom **protónové číslo** prvku je **14** (Si – kremík).
Keďže je to prvok 3. periódy, jeho valenčnou vrstvou je 3. vrstva, v ktorej má 4 elektróny. Najprv sa obsadzuje orbitál *s* dvoma elektrónmi a potom orbitál *p* zvyšnými elektrónmi. **Elektrónová konfigurácia valenčnej vrstvy** atómu prvku je: $\mathbf{3s^2\ 3p^2}$.

Názvy skupín prvkov periodickej tabuľky prvkov

Názvy niektorých skupín prvkov sa používajú oddávna. Pôvod týchto názvov súvisí s výskytom a podobnými vlastnosťami týchto prvkov a ich zlúčenín. Niektoré z nich už poznáte zo základnej školy.

Cvičenie 3

Podľa periodickej tabuľky prvkov a internetu napíšte symboly a názvy prvkov, ktoré patria do skupiny prvkov nazývanej:

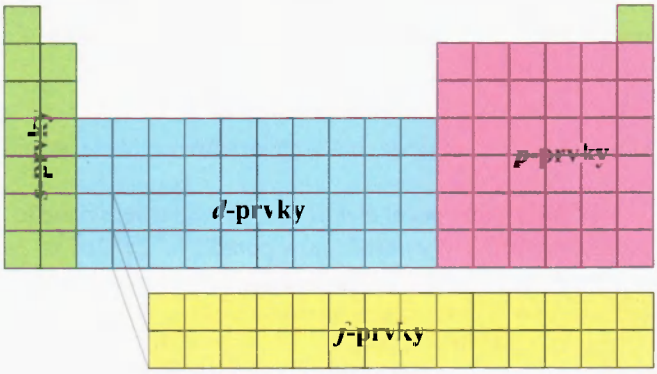
a) alkalické kovy,
b) kovy alkalických zemín,
c) halogény,
d) vzácne plyny.*

Riešenie 3

a) alkalické kovy (prvky 1. skupiny okrem H): Li – lítium, Na – sodík, K – draslík, Rb – rubídium, Cs – cézium, Fr – francium,
b) kovy alkalických zemín: Ca – vápnik, Sr – stroncium, Ba – bárium, Ra – rádium,
c) halogény (prvky 17. skupiny): F – fluór, Cl – chlór, Br – bróm, I – jód, At – astát,
d) vzácne plyny (prvky 18. skupiny): He – hélium, Ne – neón, Ar – argón, Kr – kryptón, Xe – xenón, Rn – radón.

** Medzi ďalšie patria napríklad: chalkogény (O, S, Se, Te, Po), kovy vzácnych zemín (Sc, Y, La, lantanoidy), skupina triády železa (Fe, Co, Ni), skupina ľahkých platinových kovov (Ru, Rh, Pd), skupina ťažkých platinových kovov (Os, Ir, Pt), lantanoidy, aktinoidy, transurány (prvky nasledujúce v PTP za uránom, t. j. začínajú Np).*

Prvky periodickej tabuľky môžeme roztriediť aj podľa toho, aký typ orbitálov je obsadzovaný valenčnými elektrónmi v ich atómoch. Podľa toho rozlišujeme prvky *s*, *p*, *d* a *f*. Ich umiestnenie v periodickej tabuľke prvkov je znázornené na obr. 4.5.



Obr. 4.5 Rozmiestnenie *s*, *p*, *d*, *f*-prvkov v PTP

***s*-prvky** – valenčné elektróny sa nachádzajú len v orbitáloch *s*.
***p*-prvky** – valenčné elektróny sa nachádzajú v orbitáloch *s* a *p*.
***d*-prvky** – valenčné elektróny sa nachádzajú v orbitáloch *s* a *d*.
***f*-prvky** – valenčné elektróny sa nachádzajú v orbitáloch *s*, *d* a *f*.

Cvičenie 4

Z elektrónovej konfigurácie atómu draslíka $_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ určte, v ktorej perióde a skupine periodickej tabuľky prvkov sa prvok draslík nachádza.

Riešenie 4

Valenčná vrstva atómu draslíka je $4s^1$. Z toho vyplýva, že prvok sa nachádza v 4. perióde, patrí medzi *s*-prvky. Keďže vo valenčnej vrstve má jeden elektrón, patrí do prvej skupiny periodickej tabuľky prvkov.

Bežne používané periodické tabuľky prvkov obsahujú základné charakteristiky prvkov. Sú to predovšetkým značka prvku, slovenský názov, protónové číslo, nukleónové číslo, relatívna atómová hmotnosť, elektronegativita podľa Paulinga. Medzi ďalšie charakteristiky, ktoré nie sú bežnou súčasťou periodických tabuliek, sú: latinský názov prvku, elektrónová konfigurácia prvku, typické oxidačné čísla prvku, skupenstvo pri bežných podmienkach a vybrané veličiny fyzikálnych vlastností. Sú to napríklad: hustota, teplota topenia, teplota varu.

Cvičenie 5

Na základe relatívnych atómových hmotností vodíka a kyslíka uvedených v periodickej tabuľke prvkov určte relatívnu molekulovú hmotnosť vody. Z tabuľky zistite hodnotu elektronegativity $X(H)$, $X(O)$ podľa Paulinga pre atóm vodíka a kyslíka.

Riešenie 5

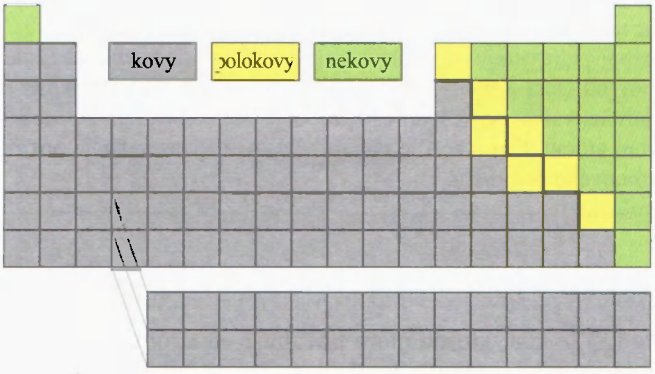
$A_r(H) = 1{,}0079$, $A_r(O) = 15{,}999$
$M(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1{,}0079 + 15{,}999 = 18{,}0148$
Elektronegativita $X(H) = 2{,}20$
Elektronegativita $X(O) = 3{,}44$

4.3 Periodicita vybraných vlastností prvkov

Už znenie periodického zákona hovorí, že v závislosti od protónového čísla sa menia vlastnosti prvkov. Ide, samozrejme, o fyzikálne aj chemické vlastnosti. Periodicita niektorých z nich je opísaná v nasledujúcom texte.

4.3.1 Kovy, nekovy, polokovy

Obrázok 4.6 schematicky znázorňuje rozdelenie prvkov v PTP na kovy, nekovy a polokovy. Medzi kovy patria predovšetkým prvky *s* (okrem vodíka), niektoré prvky *p* a všetky prvky *d* a *f*. Prvky *s* sa z chemického hľadiska považujú za typické kovy.



Obr. 4.6 Rozmiestnenie kovov, nekovov a polokovov v PTP

Nekovmi sú viaceré prvky *p* a vodík z *s*-prvkov. Medzi typické nekovy patria vzácne plyny, halogény (okrem astátu), väčšina prvkov 16. skupiny, uhlík, dusík a fosfor. Polokovy, v novšej literatúre nazývané metaloidy, majú niektoré vlastnosti kovov a niektoré nekovov.

V periodickej tabuľke prvkov narastajú kovové vlastnosti prvkov v skupinách zhora dolu. V periódach kovové vlastnosti klesajú zľava doprava (obr. 4.7). Nekovové vlastnosti prvkov majú opačný trend.

4.3.2 Atómové polomery

Atómový polomer sa udáva ako polovica vzájomnej vzdialenosti stredov dvoch susedných rovnakých atómov v molekule alebo kryštále spojených chemickou väzbou. Atómy tak

zjednodušene predstavujú dve dotýkajúce sa gule. Atómový polomer závisí od toho, akým spôsobom sú tieto atómy vzájomne viazané. Podľa toho rozlišujeme polomery kovalentné, iónové a kovové. Atómy toho istého prvku sú navyše viazané v jeho zlúčeninách rôznym spôsobom, a preto sa pre atómy prvkov uvádzajú stredné atómové polomery.

Atómové polomery prvkov:
- sa v periódach zľava doprava zmenšujú,
- v skupinách smerom zhora dolu rastú.

Ak porovnáme polomery atómov a od nich odvodené ióny, zistíme, že:
- katióny sú vždy menšie ako príslušné atómy,
- anióny sú vždy väčšie ako príslušné atómy.

Zmena atómového polomeru v závislosti od protónového čísla súvisí so vzdialenosťou valenčných elektrónov od jadra atómu, veľkosti náboja jadra atómu a tieniaceho efektu elektrónov nachádzajúcich sa na nižších vrstvách od valenčnej vrstvy (tzv. vnútorné elektróny).

V skupinách atómový polomer rastie, aj keď náboj jadra sa zväčšuje. Pribúda však počet elektrónových vrstiev a zväčšuje sa vzdialenosť valenčných elektrónov od jadra. Príťažlivé sily medzi kladne nabitým jadrom a valenčnými elektrónmi sa pribúdaním vrstiev s vnútornými elektrónmi zmenšujú, dôsledkom čoho je narastanie atómového polomeru.

V periódach sa náboj jadra atómu s rastúcim protónovým číslom zväčšuje, ale vzdialenosť valenčných elektrónov od jadra a tieniaci efekt vnútorných elektrónov sa takmer nemenia. Pribúda len počet elektrónov na valenčnej vrstve, čo spôsobuje väčšie príťažlivé pôsobenie medzi týmito elektrónmi a jadrom atómu. Čím väčší je náboj jadra, tým výraznejšie je priťahovanie, čo vedie k zmenšovaniu atómového polomeru.

4.3.3 Elektronegativita

Elektronegativita (X) je sila, ktorou atóm priťahuje elektróny chemickej väzby. S presnejším definovaním elektronegativity sa oboznámite v časti učiva o chemickej väzbe. Na zistenie závislosti hodnoty elektronegativity od protónového čísla nám postačí známa jednoduchá definícia.

Elektronegativita:
- v periódach s narastajúcim protónovým číslom rastie,
- v skupinách s narastajúcim protónovým číslom klesá.

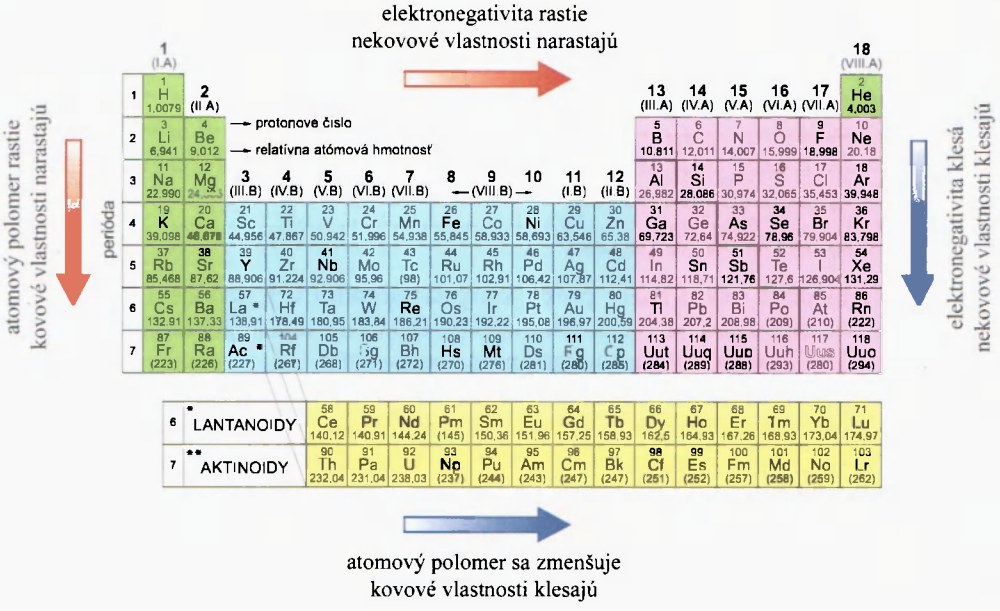
Z uvedenej závislosti hodnoty elektronegativity od protónového čísla vyplýva, že prvky nachádzajúce sa v ľavej časti periodickej tabuľky prvkov majú malé hodnoty elektronegativít. Naopak, prvky nachádzajúce sa napravo majú hodnoty elektronegativít veľké.

Cvičenie 6

V periodickej tabuľke prvkov vyhľadajte 4 prvky s malými a 4 prvky s veľkými hodnotami elektronegativity.

Riešenie 6

Medzi prvky s malou hodnotou elektronegativity patria predovšetkým prvky *s*, napríklad: lítium Li, sodík Na, draslík K, rubídium Rb, cézium Cs, Francium Fr, vápnik Ca, stroncium Sr, bárium Ba.
Medzi prvky s veľkou hodnotou elektronegativity patria napríklad prvky: fluór F, kyslík O, chlór Cl, dusík N.



Obr. 4.7 Periodicita niektorých fyzikálno-chemickych vlastností v PTP

Kľúčové učivo

- **Periodický zákon znie: Vlastnosti prvkov sú periodickou funkciou ich protónových čísel.**
- **Periodický zákon formuloval ruský chemik *D. I. Mendelejev*.**
- **Sústava prvkov obsahuje prvky usporiadané podľa stúpajúceho protónového čísla ich atómov. Na základe periodického zákona sú v periodickej tabuľke prvkov usporiadané pod sebou do 7 períód a 18 skupín. Periodicita vo vlastnostiach prvkov vyplýva zo štruktúry elektrónových obalov ich atómov, predovšetkým elektrónovej konfigurácie valenčnej vrstvy.**
- **V súčasnosti existuje veľké množstvo druhov periodických tabuliek prvkov, v ktorých sa uvádzajú rôzne charakteristiky a veličiny. Najpoužívanejšou formou je polodlhá forma periodickej tabuľky.**

4.4 Otázky a úlohy

1. Určte názov prvku, ktorý má v elektrónovom obale atómu 35 elektrónov.

2. Na základe periodickej tabuľky prvkov určte protónové číslo prvku hliník.

3. Roztrieďte prvky: Sb, Li, Cr, O, Sr, Ag, B, C, Cl na kovy, nekovy a polokovy.

4. Usporiadajte prvky Ba, I, F, Na, Ra, Co, Fe, N podľa stúpajúcej hodnoty Paulingovej elektronegativity.

5. Z dvojice prvkov určte ten, ktorého atóm má väčší polomer:

a) Li, Cs	d) Mg, Ba
b) B, O	e) N, Bi
c) F, I	f) K, Br

6. Určte protónové číslo a názov prvku, ktorý sa nachádza v 3. perióde a V.A skupine. Určte aj počet valenčných elektrónov, napíšte elektrónovú konfiguráciu a elektrónovú konfiguráciu valenčnej vrstvy atómov neznámeho prvku.

7. Bez použitia periodickej tabuľky prvkov určte protónové číslo prvku, ktorý sa nachádza v 2. perióde a IV.A skupine PTP. Napíšte elektrónovú konfiguráciu valenčnej vrstvy atómu prvku.

8. Z prvkov Na, Kr, Br, Al, As, I, S, F, Li, K, O vyberte tie, ktoré zaraďujeme medzi halogény.

9. Vytvorte správne dvojice:

a) Cs	1. vzácny plyn
b) Ba	2. alkalický kov
c) U	3. halogén
d) Br	4. lantanoid
e) Rn	5. kov alkalických zemín
	6. chalkogén
	7. aktinoid

10. Na základe elektrónovej konfigurácie valenčnej vrstvy atómu určte periódu a skupinu, v ktorej sa prvok nachádza v periodickej tabuľke, určte jeho slovenský názov a značku:
    a) $3s^1$,
    b) $2s^2\ 2p^5$,
    c) $3s^2\ 3p^1$,
    d) $4s^2$.

11. Napíšte elektrónovú konfiguráciu katiónu Na^+ a aniónu Cl^-.

12. Z dvojice kovov vyberte ten, ktorý má typickejšie vlastnosti kovov:
    a) sodík alebo hliník,
    b) lítium alebo draslík,
    c) vápnik alebo železo.

13. Z dvojice nekovov vyberte ten, ktorý má typickejšie vlastnosti nekovu:
    a) fluór alebo bróm,
    b) síra alebo chlór,
    c) kyslík alebo uhlík.

14. Vyberte správne tvrdenia o *s*-prvkoch:
    a) sú zlé vodiče elektrického prúdu,
    b) všetky sú kovy,
    c) spoločne sa nazývajú halogény,
    d) majú malé hodnoty elektronegativity.

*15. Určte počet nespárených elektrónov v elektrónových obaloch atómov: N, F, Si, Ar.

GYMNÁZIUM Hl. HAVLA
PETRA GOJDIČA
Bernolákova 21
080 01 PREŠOV
-3-

5 ZÁKLADY NÁZVOSLOVIA ANORGANICKÝCH LÁTOK

Na to, aby si chemici na celom svete vzájomne rozumeli, je potrebné, aby používali označovanie látok jednotne. Toto označovanie nazývame **chemické názvoslovie** (nomenklatúra). Je to súbor pravidiel, podľa ktorých sa tvoria názvy a vzorce látok. Tieto pravidlá sa v názvosloví anorganických či organických zlúčenín prispôsobujú odporúčaniam IUPAC (Medzinárodná únia pre čistú a aplikovanú chémiu).

O chemických látkach ako jednej z foriem hmoty už viete veľa nielen zo základnej školy, ale aj z učiva o látkach a ich klasifikácii v tejto učebnici. Viete, že látky delíme na chemicky čisté látky a zmesi. Medzi chemicky čisté látky patria **chemické prvky** a **chemické zlúčeniny**, ktorých zloženie možno napísať pomocou chemického vzorca. Názov zlúčenín je slovným vyjadrením ich chemického zloženia a štruktúry. Ak poznáme chemický vzorec, vieme určiť názov chemickej zlúčeniny a naopak.

5.1 Názvy a značky chemických prvkov

Chemický prvok je chemicky čistá látka zložená z atómov s rovnakým protónovým číslom. Každý prvok má medzinárodný názov latinského, gréckeho, prípadne iného pôvodu a národný názov. Značku (symbol) prvku tvorí začiatočné veľké písmeno medzinárodného názvu a pri väčšine prvkov je doplnené o niektoré malé písmeno tohto názvu. Napríklad prvok sodík (medzinárodný názov *natrium*) má značku Na, prvok uhlík (medzinárodný názov *carboneum*) má značku C.

Medzinárodné a slovenské názvy prvkov a ich značky sú uvedené v periodickej tabuľke prvkov. Rovnaké názvy a značky, ktoré sa používajú na označenie prvkov, sa používajú aj na označenie atómov týchto prvkov.

Molekuly prvkov sa označujú vzorcom, napr. O_2, O_3, P_4, S_8. Počet atómov tvoriacich molekulu sa uvádza za značkou prvku ako pravý dolný index. Tento počet sa pri tvorbe systémového názvu uvádza pomocou číslovkovej predpony pred slovenským názvom. Napríklad: O_2 – dikyslík, O_3 – trikyslík (ozón – tzv. tradičný názov), P_4 – tetrafosfor, S_8 – oktasíra.

5.2 Názvy a vzorce anorganických zlúčenín

Chemická zlúčenina je chemicky čistá látka zložená z atómov dvoch alebo viacerých prvkov spojených chemickými väzbami. Zlúčeninou je napríklad voda, kyselina sírová, chlorid sodný.

Podľa počtu prvkov tvoriacich zlúčeninu možno rozlíšiť zlúčeniny:

- dvojprvkové – HCl, CaO,
- trojprvkové – NaOH, HNO_3,
- viacprvkové – bielkoviny, plasty.

Zlúčeniny sa podobne ako prvky označujú názvom a vzorcom. Vzorce zlúčenín majú kvalitatívny (z ktorých prvkov je zlúčenina zložená) a kvantitatívny význam (pomer počtu atómov jednotlivých prvkov v zlúčenine). Napríklad vzorec kyseliny sírovej je H_2SO_4. Kyselina je zložená z atómov vodíka, síry a kyslíka. Pomer počtu atómov H : S : O je 2 : 1 : 4.

Cvičenie 1

Uveďte kvalitatívny a kvantitatívny význam vzorca vody H_2O.

Riešenie 1

Je to dvojprvková zlúčenina vodíka a kyslíka.
Jedna molekula vody je zložená z dvoch atómov vodíka a jedného atómu kyslíka.
Ich pomer je 2 : 1.

5.2.1 Chemické vzorce

Základom označenia zlúčenín vzorcom je poznanie ich zloženia a štruktúry. Prostriedkami na tvorbu vzorcov zlúčenín sú značky prvkov, indexy, bodky, čiarky, zátvorky atď. Poznáme viacero druhov chemických vzorcov zlúčenín, ktoré vyjadrujú rôzne chemické osobitosti zlúčeniny a poskytujú rôzne množstvo informácií. Niektoré vzorce charakterizujú zloženie zlúčeniny (stechiometrický, molekulový), iné poskytujú informácie o štruktúre zlúčeniny (štruktúrny, elektrónový štruktúrny).

Medzi základné vzorce anorganických zlúčenín patria:

1. Stechiometrický (v organickej chémii – empirický) vzorec

Stechiometrický vzorec vyjadruje základné (stechiometrické) zloženie zlúčeniny z prvkov, ktorých zastúpenie je dané pomerom počtu ich atómov. Pomer možno určiť zo známeho obsahu jednotlivých prvkov získaného experimentálnou analýzou. Napríklad: H_2O, NO_2, P_2O_5.

Z pomeru počtu atómov v stechiometrickom vzorci sa dá (pomocou n a M) určiť pomer hmotností prvkov v zlúčenine. Napríklad zo stechiometrického vzorca uhličitanu vápenatého $CaCO_3$ vyplýva, že 100,06 g $CaCO_3$ obsahuje 40,08 g Ca, 12,01 g C a 47,97 g O.

Zo známeho stechiometrického vzorca zlúčeniny možno teda vyjadriť zloženie zlúčeniny v hmotnostných zlomkoch, ktoré sú dané pomerom hmotností jednotlivých prvkov k hmotnosti zlúčeniny. Hmotnostné zlomky najčastejšie vyjadrujeme v %.

2. Molekulový (sumárny) vzorec

Molekulový vzorec vyjadruje skutočný počet atómov jednotlivých prvkov v molekule zlúčeniny. Je totožný so stechiometrickým vzorcom alebo je jeho celočíselným násobkom. Na určenie molekulového vzorca je potrebné stanoviť molárnu hmotnosť molekuly zlúčeniny. Napríklad: H_2O, N_2O_4, P_4O_{10}.

3. Štruktúrny (konštitučný rozvinutý) vzorec

Štruktúrny vzorec znázorňuje konštitúciu molekuly, t. j. poradie a spôsob, akým sú atómy v molekule viazané v tzv. rozvinutej (nezjednodušenej) podobe. Spojnice medzi symbolmi atómov nevyjadrujú ani relatívnu dĺžku väzby, ani uhly, ktoré väzby zvierajú. Napríklad štruktúrny vzorec vody je:

$$H - O - H$$

4. Elektrónový štruktúrny vzorec

Elektrónový štruktúrny vzorec znázorňuje konštitúciu molekuly vrátane znázornenia usporiadania valenčných elektrónov jednotlivých atómov. Elektróny sa označujú pri symbole prvku bodkami, neväzbový elektrónový pár dvomi bodkami alebo čiarkou, väzbový elektrónový pár sa označuje čiarkou medzi zlúčenými atómami. Napríklad elektrónový štruktúrny vzorec vody je:

$$H - \overline{O} - H$$

Čiastkové (parciálne) náboje na atómoch v polárnych molekulách sa označujú symbolmi δ^+ a δ^- najčastejšie vpravo hore vedľa značky prvku. Napríklad vzorec chlorovodíka je:

$$H^{\delta+} - \overline{Cl}^{\delta}$$

Formálny náboj na atóme v molekule sa označuje znamienkom + alebo –, prípadne znamienkom v krúžku, predovšetkým v organickej chémii.

5. Geometrický vzorec

Geometrický vzorec znázorňuje priestorové usporiadanie atómov alebo iónov v molekule.

6. Funkčný (konštitučný racionálny) vzorec

Funkčný vzorec znázorňuje konštitúciu zlúčeniny v racionálnej (zjednodušenej) podobe, pričom vyjadruje charakteristické atómové zoskupenie – funkčnú skupinu atómov. Príkladom funkčného vzorca v anorganickej chémii je vzorec dusitanu amónneho NH_4NO_2, ktorého stechiometrický vzorec je H_2NO. Ďalším príkladom je vzorec modrej skalice $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, v ktorej vzorci sa molekuly kryštálovej vody oddeľujú od základného vzorca bodkou a ich počet sa vyjadruje číslicou (viac názvoslovie hydrátov).

5.2.2 Oxidačné číslo

Základom slovenského názvoslovia anorganických zlúčenín je pojem oxidačné číslo.

Oxidačné číslo je počet chýbajúcich (kladné oxidačné číslo) alebo nadbytočných (záporné oxidačné číslo) elektrónov v atóme prvku za predpokladu, že jeho chemické väzby sa považujú za iónové.

Oxidačné čísla prvkov sú celé čísla, označujú sa rímskou číslicou. Píšu sa k značke prvku vpravo hore (pravý horný index). Tak ako náboj aj oxidačné číslo môže mať hodnotu kladnú (znamienko + sa nepíše), zápornú (znamienko – sa píše pred rímsku číslicu) alebo nula.
Nábojové číslo častice určíme ako súčet oxidačných čísel všetkých atómov, ktoré ju tvoria. Nábojové čísla iónov sa označujú arabskými číslicami so znamienkom uvedeným za číslicou vpravo hore, napríklad Ca^{2+}, O^{2-}.

Pravidlá na určovanie oxidačných čísel atómov prvkov

1. Oxidačné číslo voľného atómu prvku alebo atómu viazaného v molekule prvku je 0 (napríklad Na^0, Cl_2^0, S^0).
2. Oxidačné číslo ľubovoľného jednoatómového iónu sa rovná jeho nábojovému číslu, napríklad oxidačné číslo draselného katiónu (K^+) je I, železitého katiónu (Fe^{3+}) je III, sulfidového aniónu (S^{2-}) je –II, chloridového aniónu (Cl^-) je –I.
3. Nábojové číslo amónneho katiónu (NH_4^+), ako aj oxóniového katiónu (H_3O^+) je I.
4. Nábojové číslo hydroxidového aniónu (OH^-) je –I.
5. Oxidačné číslo atómu vodíka v zlúčeninách je I (napríklad H_2O, NH_3, HCl), okrem jeho zlúčenín s kovmi, v ktorých je –I (NaH, CaH_2).
6. Oxidačné číslo atómu kyslíka v zlúčeninách je najčastejšie –II (napríklad $H_2^{I}O^{-II}$, $C^{IV}O_2^{-II}$). Výnimkou sú napríklad peroxidy, v ktorých má kyslík oxidačné číslo –I (napríklad peroxid vodíka, H_2O_2), alebo difluorid kyslíka, OF_2, v ktorom má kyslík oxidačné číslo II.
7. Oxidačné číslo atómu fluóru je vo všetkých zlúčeninách –I. Atómy ostatných halogénov majú vo väčšine zlúčenín taktiež oxidačné číslo –I (napríklad $Na^{I}F^{-I}$, $Al^{III}Cl_3^{-I}$).
8. Atómy alkalických kovov (prvky s^1) majú v zlúčeninách oxidačné číslo I (napríklad NaOH, KBr).
9. Atómy kovov alkalických zemín (prvky s^2) majú v zlúčeninách oxidačné číslo II [napríklad $Ca(OH)_2$, $MgSO_4$].
10. Vo vzorcoch viacatómových častíc (molekúl, iónov) sa určí oxidačné číslo atómov jednotlivých prvkov tak, že väzbové elektróny sa pridelia vždy atómu prvku s väčšou hodnotou elektronegativity. Záporné oxidačné číslo bude mať v zlúčenine atóm prvku s väčšou hodnotou elektronegativity, kladné oxidačné číslo atóm s menšou hodnotou elektronegativity. Napríklad $S^{IV}O_2^{-II}$.
11. Súčet oxidačných čísel atómov prvkov:
    a) v elektroneutrálnej molekule zlúčeniny sa rovná 0 [napríklad molekula $Ca^{II}C^{IV}O_3^{-II}$, 1. II + 1. IV + 3 . (–II) = VI + (–VI) = 0],
    b) vo viacatómovom ióne sa rovná jeho nábojovému číslu [napríklad $(S^{VI}O_4^{-II})^{2-}$, 1. VI + 4 . (–II) = VI + (–VIII) = – 2].

5.2.3 Tvorba názvov a vzorcov anorganických zlúčenín

Názov väčšiny anorganických zlúčenín sa skladá z dvoch slov, **podstatného mena** a **prídavného mena.**

– **Podstatné meno** označuje zápornú zložku (s väčšou hodnotou elektronegativity) zlúčeniny – anión a udáva druh zlúčeniny (napríklad oxid, hydroxid, kyselina, chlorid, síran).
– **Prídavné meno** označuje kladnú zložku (s menšou hodnotou elektronegativity) zlúčeniny – katión. Príponu prídavného mena ku kmeňu slova slovenského názvu prvku určuje oxidačné číslo atómu prvku (napríklad Na^{I} sod-ný, Fe^{III} železi-tý, C^{IV} uhli-čitý).

V slovenskom názvosloví sa pri tvorbe názvu dodržiava poradie slovných druhov. Ako prvé sa v názve zlúčeniny udáva podstatné meno a za ním prídavné meno. Vo vzorci zlúčeniny je toto poradie opačné. Ako prvá sa píše katiónová zložka a potom aniónová zložka.

Napríklad:	chlorid sodný	NaCl
	oxid hlinitý	Al_2O_3
	uhličitan vápenatý	$CaCO_3$

Okrem dvojslovných názvov sa v slovenskom názvosloví anorganických zlúčenín používajú aj tzv. triviálne názvy, napríklad: voda (H_2O), peroxid vodíka (H_2O_2), amoniak (NH_3), sulfán (H_2S) atď. Pre ich tvorbu pravidlá nie sú, tieto názvy sa treba naučiť. Nie je z nich možné určiť zloženie zlúčeniny.

Vyjadrovanie oxidačného čísla v názvoch dvojprvkových zlúčenín

- **Záporné oxidačné číslo** atómu prvku vyjadruje prípona **-id** podstatného mena dvojslovného názvu zlúčeniny, pripojená ku kmeňu latinského názvu prvku. Veľkosť záporného oxidačného čísla príponu neovplyvňuje, je rovnaká (napríklad O^{-II} – oxid, Cl^{-I} – chlorid, H^{-I} – hydrid). Príponu **-id** majú aj názvy niektorých viacatómových aniónov (napríklad OH^{-I} – hydroxid, CN^{-I} – kyanid).

- **Kladné oxidačné číslo** prvku v katiónoch, kyslíkatých kyselinách a soliach vyjadruje osem názvoslovných prípon (tab. 5.1). V prípade katiónov a kyslíkatých kyselín je to prípona prídavného mena (kladná zložka zlúčeniny – katión), pri soliach kyslíkatých kyselín je to prípona pre podstatné meno (záporná zložka zlúčeniny – anión).

Tab. 5.1 Prehľad názvoslovných prípon

Oxidačné číslo	Prípona		
	prídavného mena (kladná zložka zlúčeniny – katión)		podstatného mena (záporná zložka zlúčeniny – anión)
	katiónu	kyslíkatej kyseliny	soli kyslíkatej kyseliny
I	-ný	-ná	-nan
II	-natý	-natá	-natan
III	-itý	-itá	-itan
IV	-ičitý	-ičitá	-ičitan
V	-ičný, -ečný	-ičná, -ečná	-ičnan, -ečnan
VI	-ový	-ová	-an
VII	-istý	-istá	-istan
VIII	-ičelý	-ičelá	-ičelan

Číslovkové predpony používané v názvosloví

V prípade potreby sa na vyjadrenie zloženia a štruktúry zlúčeniny v jej názve používajú jednoduché číslovkové predpony tab. 5.2.

Tab. 5.2 Číslovkové predpony

½ hemi-	4 tetra-	8 okta-	12 dodeka-
1 mono-*	5 penta-	9 nona-	13 trideka-
2 di-	6 hexa-	10 deka-	14 tetradeka-
3 tri-	7 hepta-	11 undeka-	atď.

* Predpona pre jednotku (mono) sa zvyčajne neuvádza.

5.2.3.1 Oxidy

Oxidy sú dvojprvkové zlúčeniny kyslíka a iného prvku, ktorých všeobecný vzorec je M_aO_b. Oxidačné číslo atómu kyslíka je –II.
Podstatné meno názvu je oxid, prídavné meno je utvorené zo slovenského názvu zlúčeného prvku s kyslíkom, ktorý tvorí kmeň slova, a prípony, ktorá je určená oxidačným číslom prvku (tab. 5.1). Prehľad tvorby názvov a vzorcov oxidov je uvedený v tabuľke 5.3.

Tab. 5.3 Tvorba názvov a vzorcov oxidov

Oxidačné číslo atómu prvku	Pomer počtu atómov prvku : kyslíka (a : b)	Všeobecný vzorec oxidu	Príklad oxidu
I	2:1	M_2O	Li_2O oxid lítny
II	1:1	MO	CaO oxid vápenatý
III	2:3	M_2O_3	Al_2O_3 oxid hlinitý
IV	1:2	MO_2	CO_2 oxid uhličitý
V	2:5	M_2O_5	P_2O_5 oxid fosforečný
VI	1:3	MO_3	SO_3 oxid sírový
VII	2:7	M_2O_7	Cl_2O_7 oxid chloristý
VIII	1:4	MO_4	OsO_4 oxid osmičelý

Cvičenie 2

Napíšte vzorce a názvy oxidov:
oxid železitý, oxid manganičitý, oxid meďný, oxid bárnatý, oxid sírový, ZnO, Cr_2O_3, Ag_2O, N_2O_5, Mn_2O_7.

Riešenie 2

Fe_2O_3, MnO_2, Cu_2O, BaO, SO_3, oxid zinočnatý, oxid chromitý, oxid strieborný, oxid dusičný, oxid manganistý.

Názvy molekulových oxidov sa tvoria pomocou číslovkových predpôn (tab. 5.2), ktoré udávajú počet jednotlivých atómov v molekule oxidu.
Napríklad: N_2O_4 – tetraoxid didusičitý, P_4O_{10} – dekaoxid tetrafosforečný.

V chémii sa často stretávame s tzv. podvojnými oxidmi, kde katiónovú zložku zlúčeniny tvoria atómy dvoch rôznych prvkov. Prídavné meno názvu zlúčeniny je vytvorené spojením názvov, zohľadňujúcich oxidačné číslo atómov prvkov, pomocou spojovníka v abecednom poradí prvých písmen ich názvov (prvé písmeno číslovkovej predpony sa nezohľadňuje). Poradie prvkov vo vzorci sa píše v abecednom poradí prvých písmen značiek prvkov. Ide v podstate o súčet vzorcov dvoch oxidov. V prípade prítomnosti dvoch atómov toho istého prvku s rozdielnym oxidačným číslom sa atómy uvádzajú vo vzostupnom poradí ich oxidačných čísel (prvé písmeno číslovkovej predpony sa nezohľadňuje).

Napríklad:

Cr_2FeO_4 – oxid dichromito-železnatý (Počet atómov kyslíka nie je potrebné uvádzať, ich počet sa vypočita zo stechiometrie vzorca.)

$CaCrO_3$ – oxid chromičito-vápenatý

Fe_3O_4 – $Fe^{II}Fe^{III}_2O_4$ ($FeO \cdot Fe_2O_3$) – oxid železnato-diželezitý (magnetit)

5.2.3.2 Hydroxidy

Hydroxidy sú zlúčeniny utvorené z katiónov kovov a aniónov OH^-. Všeobecný vzorec hydroxidov je $M(OH)_a$. Dolný index *a* sa zhoduje s oxidačným číslom atómu kovu. Prípona prídavného mena názvu hydroxidu je daná oxidačným číslom katiónu kovu (tab. 5.1). Napríklad $Ca^{II}(OH)_2$ je vzorec hydroxidu vápenatého.

Cvičenie 3

Napíšte vzorce a názvy hydroxidov:
hydroxid železitý, hydroxid sodný, hydroxid zinočnatý, hydroxid ciničitý, $Ba(OH)_2$, $LiOH$, $Bi(OH)_3$.

Riešenie 3

$Fe(OH)_3$, $NaOH$, $Zn(OH)_2$, $Sn(OH)_4$, hydroxid bárnatý, hydroxid lítny, hydroxid bizmutitý.

5.2.3.3 Halogenidy

Halogenidy sú dvojprvkové zlúčeniny aniónu halového prvku X^- a iného prvku. Ich všeobecný vzorec je MX_a, kde *a* je 1 až 8 a zhoduje sa s oxidačným číslom atómu prvku. Tvorba vzorcov a názvov halogenidov je podobná ako tvorba názvov a vzorcov hydroxidov. Príklady halogenidov sú uvedené v tab. 5.4.

Tab. 5.4 Príklady názvov a vzorcov halogenidov

Vzorec halogenidu	Názov halogenidu
KI	jodid draselný
$AlBr_3$	bromid hlinitý
CaF_2	fluorid vápenatý
$SiCl_4$	chlorid kremičitý

Cvičenie 4

Napíšte vzorce a názvy halogenidov:
chlorid sodný, chlorid železitý, jodid olovnatý, $CaCl_2$, NH_4Br, AgBr.

Riešenie 4

NaCl, $FeCl_3$, PbI_2, chlorid vápenatý, bromid amónny, bromid strieborný.

5.2.3.4 Dvojprvkové zlúčeniny vodíka

Oxidačné číslo atómu vodíka v týchto zlúčeninách závisí od toho, s akým prvkom je vodík v zlúčenine viazaný. Podľa toho poznáme iónové zlúčeniny (hydridy), kovalentné a kovové. V praxi sa najčastejšie stretávame s iónovými a kovalentnými dvojprvkovými zlúčeninami vodíka.

Hydridy

Hydridy sú zlúčeniny vodíka s kovom, medzi ktorými je v prevažnej miere iónová väzba (kovy s malou hodnotou elektronegativity). **Oxidačné číslo vodíka v iónových hydridoch je –I.** Názov iónových hydridov je zložený z dvoch slov. Podstatné meno je **hydrid**, prídavné meno je odvodené z názvu kovu a prípony určenej oxidačným číslom kovu, napríklad LiH – hydrid lítny.

Kovalentné zlúčeniny

Medzi kovalentné zlúčeniny patria zlúčeniny vodíka s prvkom, medzi ktorými je prevažne kovalentná väzba. **Oxidačné číslo vodíka v kovalentných zlúčeninách je I.** Kovalentné zlúčeniny prvkov 13. až 16. skupiny PTP okrem zlúčenín kyslíka (voda), dusíka (amoniak) a uhlíka (metán) majú jednoslovný názov odvodený z kmeňa medzinárodného názvu prvku s príponou **-án.** Názvy zlúčenín vodíka s halogénom sa tvoria príponou **-ovodík** ku kmeňu slovenského názvu prvku, napr. chlorovodík. Príponu -ovodík má v názve aj zlúčenina vodíka s uhlíkom a dusíkom HCN – kyanovodík.

Tab. 5.5 Príklady zlúčenín vodíka

Skupina PTP	1.	2.	13.	14.	15.	16.*	17.*
Vzorec a názov	LiH hydrid lítny	CaH_2 hydrid vápenatý	BH_3 borán	CH_4 metán	NH_3 amoniak	H_2O voda	HF fluorovodík
	NaH hydrid sodný	MgH_2 hydrid horečnatý	AlH_3 alán	SiH_4 silán	PH_3 fosfán	H_2S sulfán	HI jodovodík

* Vodné roztoky dvojprvkových zlúčenín 16. a 17. skupiny PTP sú kyseliny.

5.2.3.5 Sulfidy

Sulfidy sú formálnou obdobou oxidov, atóm síry má v sulfidoch oxidačné číslo –II. Názvy a vzorce sa tvoria podobne ako pri oxidoch. Napríklad PbS – sulfid olovnatý, $(NH_4)_2S$ – sulfid amónny.

5.2.3.6 Bezkyslíkaté kyseliny a ich soli

Bezkyslíkaté kyseliny sú vodné roztoky niektorých dvojprvkových zlúčenín vodíka. Vo svojich vodných roztokoch obsahujú oxóniové katióny (H_3O^+) (viac v časti 11.1). Ich názov je dvojslovný. Podstatné meno je **kyselina** a prídavné meno sa tvorí pridaním prípony

-ová k názvu zlúčeniny, z ktorej vznikli. Napríklad vodný roztok HCl je kyselina chlorovodíková, H_2S – kyselina sulfánová, HCN – kyselina kyanovodíková.
Soli bezkyslíkatých kyselín sú odvodené od príslušnej kyseliny nahradením atómu vodíka v jej molekule príslušným katiónom prvku. Príklady takýchto solí, napr. halogenidy alebo sulfidy sú uvedené v častiach 5.2.3.3 a 5.2.3.5.
Názvy aniónov, odvodených od bezkyslíkatých kyselín, majú zakončenie **-idový.** Ich náboj určuje počet odštiepených katiónov vodíka.
Napríklad: Cl^- – chloridový anión,
S^{2-} – sulfidový anión,
CN^- – kyanidový anión.

5.2.3.7 Kyslíkaté kyseliny (oxokyseliny)

Kyslíkaté kyseliny sú trojprvkové zlúčeniny so všeobecným vzorcom $H_xA_yO_z$, kde A je kyselinotvorný prvok (väčšinou nekov). Kyslíkaté kyseliny sa nazývajú aj oxokyseliny, kde predpona **oxo-** označuje prítomnosť kyslíka v molekule. Atóm vodíka má v molekule oxokyseliny oxidačné číslo I, kyslík –II.

Názov oxokyselín sa skladá z dvoch slov. Podstatným menom je **kyselina** a prídavné meno je odvodené od slovenského názvu kyselinotvorného prvku A. Prípona prídavného mena je utvorená podľa oxidačného čísla prvku A. Ich prehľad je uvedený v tabuľke 5.1.

Tvorba vzorcov je podobná ako napríklad tvorba vzorcov oxidov, pričom kladnú časť molekuly oxokyseliny tvorí vodík a kyselinotvorný prvok. Ak chceme zistiť názov oxokyseliny, musíme ako prvé určiť oxidačné číslo atómu kyselinotvorného prvku A vo vzorci.
Pri tvorbe názvu a vzorca oxokyseliny využívame vždy pravidlo, že súčet hodnôt oxidačných čísel atómov všetkých prvkov vo vzorci sa rovná nule.

Pre všeobecný vzorec oxokyseliny $H_xA_yO_z$ platí: $x \cdot \mathrm{I} + y \cdot n + z \cdot (-\mathrm{II}) = 0$, kde n je oxidačné číslo kyselinotvorného prvku.

Cvičenie 5

Určte vzorec kyseliny sírovej.

Riešenie 5

$H_xS_yO_z$, prípona -ová udáva, že oxidačné číslo kyselinotvorného prvku síra je VI. Podľa vyššie uvedeného pravidla by sme však pre súčet oxidačných čísel kladnej časti molekuly získali nepárne číslo 7, ktoré nie je deliteľné 2 a pre počet atómov kyslíka z by sme nezískali celé číslo. Je preto potrebné zdvojnásobiť počet atómov vodíka, aby sme pre kladnú časť získali párne číslo, potom bude platiť:
$2 \cdot \mathrm{I} + 1 \cdot \mathrm{VI} + z \cdot (-\mathrm{II}) = 0$, riešením rovnice $z = 4$.
Vzorec kyseliny sírovej je H_2SO_4.

Na základe riešenia cvičenia 5 môžeme všeobecný vzorec kyslíkatej kyseliny napísať takto:

$$H_x^{\mathrm{I}}\ A_y^{n}\ O_{(x+y\,.\,n)/2}^{-\mathrm{II}}$$

Cvičenie 6

Určte názov kyseliny, ktorej vzorec je HNO_3.

Riešenie 6

Platí: $1 \cdot I + 1 \cdot n + 3 \cdot (-II) = 0$, riešením rovnice $n = V$. Dusík má oxidačné číslo V. Názov je kyselina dusičná.

Cvičenie 7

Doplňte chýbajúce údaje v tabuľke.

Značka kyselinotvorného prvku	Oxidačné číslo kyselinotvorného prvku	Prípona príd. mena v názve oxokyseliny	Názov oxokyseliny	Vzorec oxokyseliny
			kyselina uhličitá	
N		-itá		
				H_2SO_3
N	V			
				HClO
I	VII			

Riešenie 7

Značka kyselinotvorného prvku	Oxidačné číslo kyselinotvorného prvku	Prípona príd. mena v názve oxokyseliny	Názov oxokyseliny	Vzorec oxokyseliny
C	IV	-ičitá	**kyselina uhličitá**	H_2CO_3
N	III	**-itá**	kyselina dusitá	HNO_2
S	IV	-ičitá	kyselina siričitá	**H_2SO_3**
N	**V**	-ičná	kyselina dusičná	HNO_3
Cl	I	-na	kyselina chlórna	**HClO**
I	**VII**	-istá	kyselina jodistá	HIO_4

Ak kyselinotvorný prvok s tým istým oxidačným číslom vytvára viac oxokyselín líšiacich sa vzájomne počtom atómov vodíka v molekule kyseliny, rozlišujú sa číslovkovou predponou (tab. 5.2) pred výrazom **hydrogen**, ktorý je súčasťou prídavného mena v názve kyseliny. Názov kyseliny sa tak stane jednoznačným. Ak je počet atómov vodíka jeden alebo dva, v názve sa tento počet zvyčajne neuvádza.

Číslovková predpona v spojení s predponou hydrogen- vyjadruje počet odštiepiteľných vodíkových katiónov v molekule kyseliny. Napríklad vzorec H_3PO_4 má kyselina trihydrogenfosforečná, jej molekula má 3 atómy vodíka, ktoré sa môžu odštiepiť.

Ak molekula oxokyseliny obsahuje viac atómov kyselinotvorného prvku s rovnakým oxidačným číslom, počet atómov vyjadríme v názve kyseliny číslovkovou predponou (tab. 5.2). Napríklad vzorec $H_2S_2O_5$ má kyselina disiričitá.

5.2.3.8 Soli kyslíkatých kyselín

Soli kyslíkatých kyselín sú odvodené od príslušnej kyseliny. Vzorec takejto soli obsahuje anión kyseliny a príslušný kation. Názov soli je odvodený taktiež od názvu kyseliny a názvu kationu.

Názov je dvojslovný. **Podstatné meno** vytvoríme z prídavného mena v názve kyseliny a prípony **-an**, napríklad kyselina siričitá, soľ je siričitan (tab. 5.1). Podstatným menom tak vyjadríme zápornú časť soli – **anión soli.** Výnimka je pri kyselinotvorných prvkoch s oxidačným číslom VI, kde sa názov aniónu soli skracuje, napríklad kyselina sírová – síran. Názov aniónu oxokyseliny má zakončenie podľa oxidačného čísla atómu kyselinotvorného prvku, nábojové číslo aniónu zodpovedá počtu odštiepených vodíkových katiónov. Napríklad anión CO_3^{2-} je odvodený od kyseliny uhličitej odštiepením dvoch katiónov vodíka, nazýva sa uhličitanový anión.

Zakončenie **prídavného mena** zodpovedá oxidačnému číslu kladnej časti molekuly – **katiónu soli.**

Tab. 5.6 Príklady solí kyslíkatých kyselín

Kyselina	Vzorec kyseliny	Anión kyseliny	Názov aniónu	Názov soli	Vzorec soli	Názov soli
chlórna	$HClO$	ClO^-	chlórnanový	chlórnan	$Na^{I}ClO$	chlórnan sodný
dusitá	HNO_2	NO_2^-	dusitanový	dusitan	$Ca^{II}(NO_2)_2$	dusitan vápenatý
uhličitá	H_2CO_3	CO_3^{2-}	uhličitanový	uhličitan	$Mg^{II}CO_3$	uhličitan horečnatý
siričitá	H_2SO_3	SO_3^{2-}	siričitanový	siričitan	K_2SO_3	siričitan draselný
trihydrogen-fosforečná	H_3PO_4	PO_4^{3-}	fosforečnanový	fosforečnan	$Ca^{II}_3(PO_4)_2$	**fosforečnan *trivápenatý
chrómová	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	chrómanový	chróman	$(NH_4)_2CrO_4$	chróman amónny
chloristá	$HClO_4$	ClO_4^-	chloristanový	chloristan	$Bi^{III}(ClO_4)_3$	chloristan bizmutitý

*Niekedy sa pre jednoznačnosť uvádza aj počet katiónov.

**Počet zložitejších viacatómových častíc v zlúčenine sa vyjadruje násobnou číslovkovou predponou, napríklad 2-krát – bis, 3-krát – tris. Názov skupiny za násobnou číslovkovou predponou sa vždy píše do zátvorky. Napríklad: $Ca_3(PO_4)_2$ má názov bis(fosforečnan) vápenatý, ak je cieľom zdôrazniť počet zložitejších viacatómových skupín. Ak sa zdôrazní počet katiónov, zlúčenina má názov uvedený v tab. 5.6.

Tvorba vzorca soli z jej názvu

Ak chceme určiť vzorec soli na základe jej názvu, musíme poznať vzorec a náboj aniónu príslušnej kyseliny, od ktorej soľ odvodzujeme. Tiež musíme poznať oxidačné číslo katiónu. Platí, že celkové nábojové číslo katiónov musí zodpovedať celkovému nábojovému číslu aniónov, pričom zastúpenie jednotlivých iónov vyjadríme najmenšími celými číslami.

Cvičenie 8

Určte vzorec síranu draselného.

Riešenie 8

Síran, anión odvodený od kyseliny sírovej H_2SO_4, ktorý vznikne odštiepením dvoch vodíkových katiónov, jeho nábojové číslo je – 2: SO_4^{2-}.
Kation draselný má nábojové číslo +1: K^+.
Aby si celkové nábojové čísla katiónov a aniónu navzájom zodpovedali, počet draselných katiónov musí byť 2. Potom bude platiť $2 \cdot 1 = 1 \cdot (-2)$.
Vzorec síranu draselného je K_2SO_4.

Tvorba názvu oxosoli z jej vzorca

Pri tvorbe názvu soli z jej vzorca treba poznať:

- nábojové číslo aniónu kyseliny, od ktorej je soľ odvodená,
- alebo oxidačné číslo kyselinotvorného prvku,
- alebo oxidačné číslo katiónu, aby sme mohli určiť nábojové číslo aniónu.

V prípade poznania jednej z týchto možností postupujeme podľa už známych pravidiel. Je to buď rovnosť celkových nábojových čísel katiónov a aniónu soli, alebo pravidlo, že súčet oxidačných čísel všetkých atómov prvkov sa rovná nule.

Cvičenie 9

Určte názov zlúčeniny, ktorej vzorec je $NaNO_3$.

Riešenie 9

Ak poznáme názov aniónu NO_3^- – dusičnanový, jednoducho vytvoríme názov zlúčeniny – soli. Atóm sodíka tak musí mať oxidačné číslo I.
Ak nepoznáme názov aniónu, musíme postupovať na základe známych oxidačných čísel atómov sodíka a kyslíka a určiť oxidačné číslo dusíka. Potom názov soli.
$Na^{I}N^{n}O_3^{-}$..... $1 \cdot I + 1 \cdot n + 3 \cdot (-II) = 0$, riešením rovnice $n = V$. Názov soli je dusičnan sodný.

5.2.3.9 Hydrogensoli

Kyselina, ktorá má vo vzorci väčší počet atómov vodíka (viacsýtna kyselina), nemusí odštiepiť všetky a nahradiť ich katiónmi. Anión takejto kyseliny obsahuje tak aj atómy vodíka. **Soli, ktoré obsahujú takéto anióny, nazývame hydrogensoli.** Počet nahradených atómov vodíka sa v názve podstatného mena soli vyjadrí výrazom hydrogen spolu s číslovkovou predponou, podobne ako pri hydrogenkyselinách.

Napríklad: $NaHSO_4$ – hydrogensíran sodný
$KHCO_3$ – hydrogenuhličitan draselný
KH_2PO_4 – dihydrogenfosforečnan draselný

Hydrogensoli môžu byť odvodené aj od bezkyslíkatých kyselín, ktorých molekula obsahuje väčší počet atómov vodíka. Napríklad kyselina sulfánová H_2S môže vytvárať dva druhy solí, a to: sulfidy s aniónom S^{2-} a hydrogensulfidy s aniónom HS^-. Napríklad NaHS – hydrogensulfid sodný.

Cvičenie 10

Napíšte názvy a vzorce hydrogensoli: $Ba(HCO_3)_2$, $KHSO_4$, dihydrogenfosforečnan horečnatý, hydrogensiričitan lítny.

Riešenie 10

Hydrogenuhličitan bárnatý, hydrogensíran draselný, $Mg(H_2PO_4)_2$, $LiHSO_3$.

5.2.3.10 Kryštalohydráty

Kryštalohydráty obsahujú v kryštálovej štruktúre zlúčeniny molekuly vody. V ich vzorcoch je vzorec molekúl vody oddelený od vzorca základnej zlúčeniny bodkou umiestnenou na stred výšky písmena (symbolizuje plus, nie krát). V názve sa molekuly vody vyjadrujú výrazom hydrát s predradenou číslovkovou predponou udávajúcou počet ich molekúl. Názov zlúčeniny sa uvedie za výrazom hydrát v genitíve.

Napríklad: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – pentahydrát síranu meďnatého
$CuCl_2 \cdot 2H_2O$ – dihydrát chloridu meďnatého
$CaSO_4 \cdot 1/2H_2O$ – hemihydrát síranu vápenatého

5.2.3.11 Podvojné a zmiešané soli

Podvojné soli obsahujú dva rozličné katióny. V ich názve sa spravidla jednotlivé katióny radia v abecednom poradí slovenských názvov katiónov, oddelené sú pomlčkou. Číslovkové predpony sa v abecednom poradí nezohľadňujú. Vo vzorci sa katióny radia v abecednom poradí značiek prvkov. Viacatómový katión sa vo vzorci uvádza v zátvorke.

Napríklad: $AlK(SO_4)_2$ – síran draselno-hlinitý
$CaMg(CO_3)_2$ – uhličitan horečnato-vápenatý
$Na(NH_4)HPO_4$ – hydrogenfosforečnan amónno-sodný

Zmiešané soli obsahujú dva rozličné anióny. Radenie aniónov vo vzorci a názve takejto soli je podobné ako pri podvojných soliach. Viacatómový anión sa vo vzorci uvádza v zátvorke.

Napríklad: $CaCl(ClO)$ – chlorid-chlórnan vápenatý
$MgCl(OH)$ – hydroxid-chlorid horečnatý
$Ca_5F(PO_4)_3$ – fluorid-tris(fosforečnan) pentavápenatý

5.2.3.12 Koordinačné zlúčeniny

Koordinačná (komplexná) zlúčenina obsahuje centrálny atóm, na ktorý sú koordinačnými (donorovo-akceptorovými) väzbami naviazané ligandy. O väzbách takéhoto druhu sa dozviete viac v nasledujúcej časti o chemických väzbách.

Centrálnym atómom je väčšinou atóm *d*-prvku s kladným oxidačným číslom. **Ligandy** sú najčastejšie anióny alebo neutrálne molekuly, ktoré vždy obsahujú atóm s voľným elektrónovým párom.

Počet atómov ligandov, ktoré sa koordinačnou väzbou viažu na centrálny atóm, udáva **koordinačné číslo centrálneho atómu**.

Tab. 5.7 Príklady ligandov

Neutrálne ligandy	H_2O	akva
	NH_3	ammin
	CO	karbonyl
Aniónové ligandy	F^-, Cl^-, Br^-, I^-	fluoro, chloro, bromo, jodo
	H^-	hydrido
	O^{2-}	oxo
	OH^-	hydroxo
	CN^-	kyano

Názvoslovie koordinačných zlúčenín vychádza z pravidiel chemického názvoslovia anorganických zlúčenín.
V názvoch koordinačných zlúčenín sa najprv uvádzajú v abecednom poradí názvy jednotlivých ligandov, ktorých počet sa udáva číslovkovou predponou. Ako posledný sa uvádza názov centrálneho atómu s príponou podľa jeho oxidačného čísla.
Vo vzorcoch koordinačných zlúčenín sa ako prvá uvádza značka prvku centrálneho atómu a za ním v abecednom poradí začiatočných písmen značiek prvkov nasledujú vzorce jednotlivých ligandov bez ohľadu na ich nábojové číslo. Vzorec celého koordinačného útvaru (komplexu) sa uvádza v hranatej zátvorke. Ak treba použiť viac druhov zátvoriek, ich usporiadanie vnútri hranatej zátvorky je zvyčajne [( )], [{( )}] a pod.

V závislosti od oxidačného čísla centrálneho atómu, náboja a počtu ligandov môžu vzniknúť:
a) komplexné katióny, napr. $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ – tetramminmeďnatý katión,
b) komplexné anióny, napr. $[CuCl_4]^{2-}$ – tetrachloromeďnatanový anión,
c) neutrálne komplexy, napr. $[CuCl_2(NH_3)_2]$ – diammin-dichloro meďnatý komplex.

Zlúčeniny s komplexným katiónom

Podstatným menom v názve takýchto zlúčenín je názov aniónu. Prídavné meno tvorí názov komplexného katiónu uvedením počtu a názvu ligandov s príponou oxidačného čísla centrálneho atómu.

Napríklad: $[Cu(H_2O)(NH_3)_4]SO_4$ – síran akva-tetraamminmeďnatý
$[Co(H_2O)_6](NO_3)_3$ – dusičnan hexaakvakobaltnatý
$[Cr(H_2O)(NH_3)_5]Cl$ – chlorid akva-pentaamminchromitý

Zlúčeniny s komplexným aniónom

Podstatným menom je v takýchto zlúčeninách názov komplexného aniónu. Prídavné meno je názov katiónu.

Napríklad: $K_4[Fe(CN)_6]$ – hexakyanoželeznatan draselný, pre jednoznačnosť sa niekedy uvedie tetradraselný
$Na[Al(OH)_4]$ – tetrahydroxohlinitan sodný

Cvičenie 11

Napíšte názvy a vzorce koordinačných zlúčenín: $[Cu(NH_3)_2]NO_3$, $K_2[CuCl_4]$, chlorid hexaakvaželezitý, tetrahydridohlinitan litny.

Riešenie 11

Dusičnan diamminmeďný, tetrachloromeďnatan draselný, $[Fe(H_2O)_6]Cl_3$, $Li[AlH_4]$.

5.3 Otázky a úlohy

1. Vo vzorcoch zlúčenín vyznačte oxidačné čísla atómov prvkov a určte ich názov: Cr_2O_3, $(NH_4)_2SO_4$, HNO, $KHSO_3$, HCl, AlF_3.

2. Zlúčeniny roztrieďte na oxidy, hydroxidy, halogenidy, kyseliny, soli, hydrogensoli: NaOH, HIO_4, Al_2O_3, KBr, $NaHSO_4$, HI, $Sn(OH)_4$, P_4O_{10}.

3. Napíšte názvy zlúčenín, ktorých vzorec je: Ag_2O, ClF, $Zn(OH)_2$, $HClO_3$, NH_3, V_2O_5, HBr, NH_4Cl, H_2O_2, H_3BO_3, $KMnO_4$, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, $Cr(NO_3)_3$.

4. Napíšte vzorce zlúčenín: dusitan olovnatý, oxid arzenitý, manganistan bárnatý, hydrogenfosforečnan vápenatý, síran amónny, heptahydrát síranu železnatého, hydroxid bizmutitý, fluorid jodistý, fluorovodík, kyselina pentahydrogenjodistá, sulfán.

*5. Napíšte názvy zlúčenín, ktorých vzorec je: PbS, PCl_5, LiH, $CaMg(CO_3)_2$, KHS, AlH_3, $K_3[AgI_4]$, $CrK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

*6. Napíšte vzorce zlúčenín: dusičnan hlinitý, dihydrogenfosforečnan bárnatý, oxid dusičitý, trihydroxoolovnatan sodný, hydrid vápenatý, sulfid zinočnatý, fosfán, hydrogensíran horečnatý.

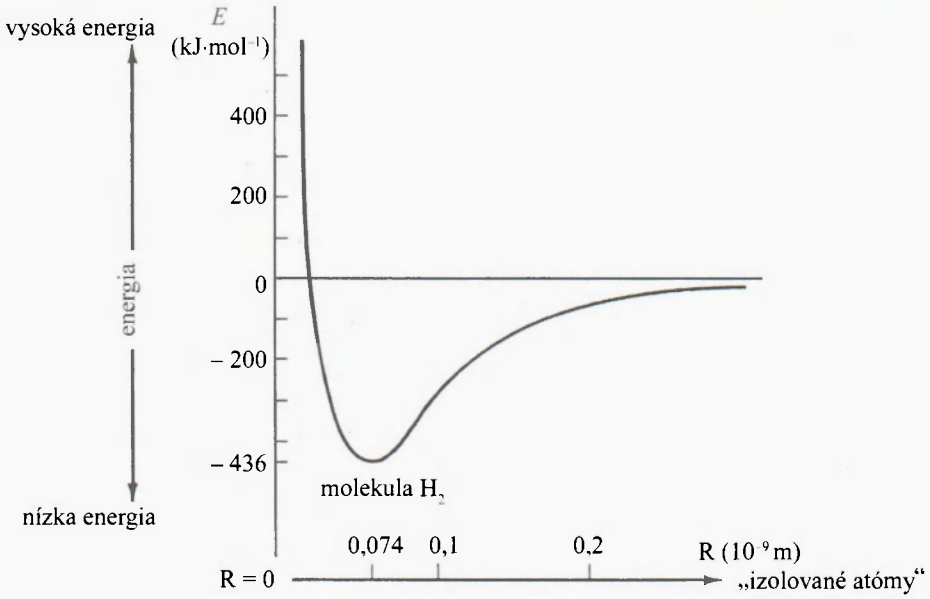
6 CHEMICKÁ VÄZBA A ŠTRUKTÚRA LÁTOK

Materiálny svet okolo nás je zložený z atómov, iónov a molekúl. Ak si uvedomíme, že v prírode sa vyskytuje len približne 80 stabilných prvkov, je podivuhodné, aká rozmanitosť chemických látok na svete existuje. Kým niektoré atómy ostávajú pri normálnych podmienkach nezlúčené (napr. argón, neón), iné vytvárajú **molekuly**, ktoré sa líšia veľkosťou (od molekuly vodíka až po bielkoviny či DNA), štruktúrnym usporiadaním, stabilitou a mnohými ďalšími vlastnosťami. Vysoká stabilita molekúl nasvedčuje tomu, že v molekulách pôsobia *medzi* atómami príťažlivé sily. Toto pôsobenie medzi atómami nazývame súhrnným pojmom **chemická väzba.** Ak chceme pochopiť rôznorodosť vlastností chemických látok, ako je ich reaktivita, rozpustnosť, farebnosť, výbušnosť, toxicita či liečivé účinky, je potrebné porozumieť podstate chemickej väzby. Ak hovoríme o svete atómov a molekúl, je dôležité spomenúť, že mnohé materiálne vlastnosti závisia od síl, ktoré pôsobia medzi molekulami. Takéto sily nazývame **medzimolekulové** a hoci sú podstatne slabšie ako chemické väzby, majú v prírode významnú úlohu. Okrem iného určujú skupenský stav látky, prchavosť, rozpustnosť, miešateľnosť kvapalín, ale napríklad aj pôsobenie liečiva na živý organizmus. Dôležitým typom medzimolekulových síl je **vodíková väzba.** Bez poznatkov o vodíkových väzbách by sme napríklad nevedeli vysvetliť, prečo ľad pláva na vode alebo prečo má DNA tvar dvojzávitnice.

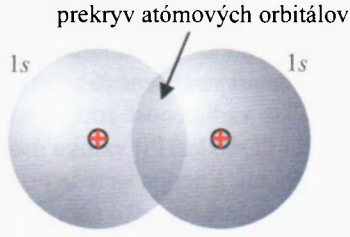
6.1 Kovalentná väzba

Princíp vzniku chemickej väzby si vysvetlíme na najjednoduchšej molekule, ktorou je molekula vodíka H_2. Na obr. 6.1 sú znázornené energetické zmeny pri približovaní sa dvoch atómov vodíka. Vidíme, že pri vzdialenosti atómových jadier $R = 0{,}074$ nm systém nadobúda najmenšiu energiu. Táto vzdialenosť zodpovedá vzdialenosti zlúčených atómov v molekule a hovoríme jej **väzbová dĺžka.** Pri vzniku molekuly vzniká **stabilnejší systém** v porovnaní s nezlúčenými atómami. Energia sa teda pri vzniku chemickej väzby uvoľňuje, a naopak, pri jej štiepení je potrebné *rovnakú* energiu dodať. Energia, ktorá je potrebná na rozštiepenie chemickej väzby, sa nazýva **väzbová energia** alebo **disociačná energia** *(z lat. dissociare = oddeľovať).*

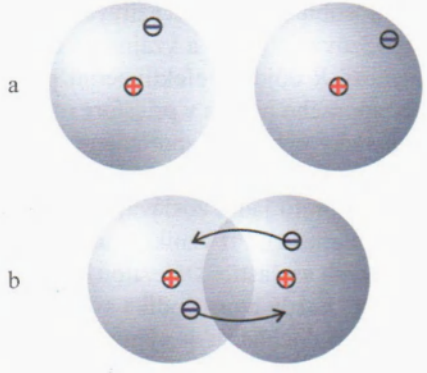
Na prvý pohľad sa môže zdať čudné, že dve nábojovo neutrálne častice (atómy) sú schopné vytvoriť stabilný systém (molekulu). Už však vieme, že atómy sú zložené z kladne nabitého jadra a záporne nabitého elektrónového obalu. Pri približovaní sa atómov začínajú na seba jadrá a elektróny pôsobiť (okrem príťažlivých síl medzi jadrami a elektrónmi sa uplatňuje aj vzájomné odpudzovanie jadier a vzájomné odpudzovanie elektrónov). Pri priblížení atómov na vzdialenosť R dôjde k efektívnemu **prekryvu ich elektrónových obalov** čo spôsobí *zväčšenie* záporného náboja v priestore medzi kladne nabitými jadrami, a systém tak nadobudne energeticky výhodné usporiadanie (obr. 6.2). Pri ďalšom zmenšovaní medzijadrovej vzdialenosti začnú prevládať odpudivé sily medzi atómovými jadrami, čo je pre molekulu nevýhodné, a preto jadrá zostávajú vo vzdialenosti R (presnejšie povedané kmitajú okolo tejto vzdialenosti). Pri vzniku chemickej väzby dochádza **k zmene elektrónových obalov,** zlučujúcich sa častíc. Dôležitou skutočnosťou pri tom je, že kým v izolovaných atómoch „vlastnil" každý atóm vodíka svoj elektrón, prekrytím elektrónových obalov môže medzi atómami dochádzať k **výmene elektrónov** (obr. 6.3). Táto výmena spôsobuje, že elektróny sa s väčšou pravdepodobnosťou vyskytujú v priestore medzi atómovými jadrami, a tak spolu s prekryvom elektrónových obalov prispieva k pevnosti chemickej väzby.



Obr. 6.1 Energetické zmeny pri približovaní sa dvoch atómov vodíka
Pri vzdialenosti atómových jadier $R = 0{,}074$ nm systém nadobúda najmenšiu energiu. Táto vzdialenosť zodpovedá vzdialenosti zlúčených atómov v molekule H_2.



Obr. 6.2 Prekryv elektrónových obalov (orbitálov 1*s*) dvoch atómov vodíka
Prekryv elektrónových obalov spôsobí zväčšenie záporného náboja v priestore medzi kladne nabitými jadrami.



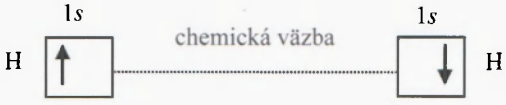
Obr. 6.3 Výmena elektrónov pri prekryve elektrónových obalov dvoch atómov vodíka
Kým v izolovaných atómoch každý atóm vodíka „vlastní" svoj elektrón (a), prekrytím elektrónových obalov môže medzi atómami dochádzať k výmene elektrónov (b). Táto výmena spôsobuje, že elektróny sa s väčšou pravdepodobnosťou vyskytujú v priestore medzi atómovými jadrami, čím spolu s prekryvom elektrónových obalov prispieva k pevnosti chemickej väzby.

Chemická väzba je sprostredkovaná dvoma elektrónmi, tzv. **väzbovým elektrónovým párom**, čo môžeme vyjadriť elektrónovým štruktúrnym vzorcom molekuly vodíka:

$$H\bullet \ \bullet H \longleftrightarrow H–H$$

kde symbol – zodpovedá väzbovému elektrónovému páru. Táto väzba je sprostredkovaná *jedným* väzbovým párom, preto jej hovoríme **jednoduchá väzba**. Je prirodzené, že pri priblížení atómov sa prekrývajú vonkajšie časti elektrónových obalov, t. j. ich *valenčné vrstvy*. Keďže pri chemickej väzbe atómy *zdieľajú* (predpona „**ko**") väzbové **val**enčné elektróny, nazývame ju **kovalentná väzba.** V molekule vodíka sú teda atómy viazané jednoduchou kovalentnou väzbou.

Pri podrobnejšom opise chemickej väzby nevystačíme s vyjadrením o prekryve elektrónových obalov, ale musíme vziať do úvahy ich štruktúru. Vieme, že elektróny v atómoch obsadzujú atómové orbitály. Najslabšie pútané k jadru, a tým aj najschopnejšie vstupovať do chemických väzieb, sú valenčné elektróny, t. j. elektróny obsadzujúce valenčné orbitály. V prípade chemickej väzby v molekule vodíka ide teda o prekryv 1*s* orbitálov, čo môžeme schematicky pomocou rámikov (predstavujúcich atómové orbitály) vyjadriť takto:

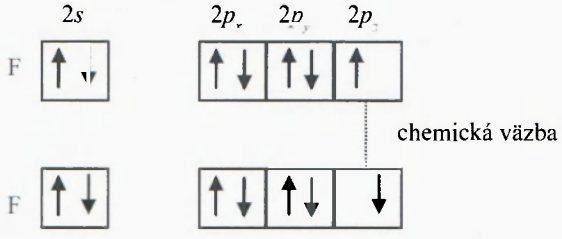


Všimnime si, že atómy vodíka majú na svojej valenčnej vrstve **nespárený elektrón**. Pri vzniku chemickej väzby dochádza k **spárovaniu týchto elektrónov.**

Významnou črtou kovalentnej chemickej väzby je jej **smerový charakter**, t. j. väzba pôsobí v smere spojnice atómových jadier.

Na obr. 6.2 vidíme, že prekryvom orbitálov typu 1*s* dochádza k zvýšeniu elektrónovej hustoty na *spojnici* atómových jadier. Väzbu, pre ktorú je charakteristické takéto rozloženie elektrónovej hustoty, nazývame **σ väzba** (sigma väzba). Neskôr uvidíme, že σ väzba môže vzniknúť nielen prekryvom dvoch *s* orbitálov, ale aj prekryvom dvoch *p* orbitálov, prípadne prekryvom *s* a *p* orbitálu.

Pozrime sa teraz na to, akým spôsobom sa spolu viažu dva atómy fluóru v molekule F_2. Najprv si musíme uvedomiť, že elektrónová konfigurácia atómu fluóru je $2s^2\ 2p^5$. Rámiková schéma vzniku chemickej väzby bude vyzerať takto:

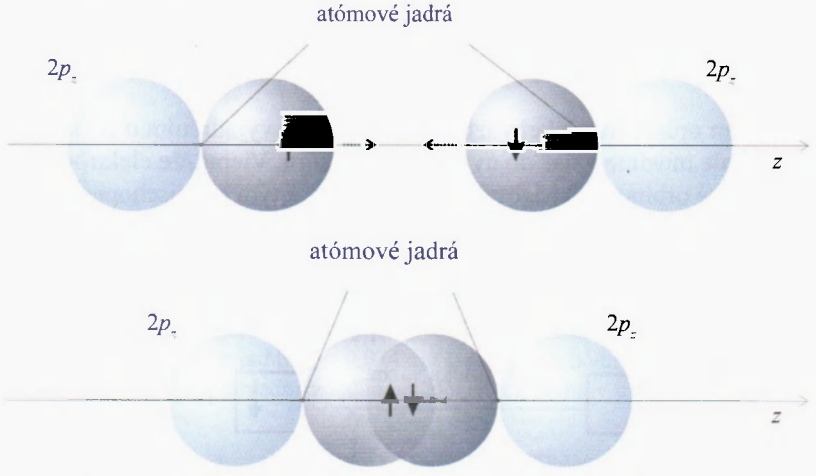


Elektrónový štruktúrny vzorec molekuly F_2 môžeme napísať takto:

$$|\overline{\underline{F}} - \overline{\underline{F}}|$$

Podobne ako v prípade molekuly vodíka aj tu vytvorili nespárené elektróny (z orbitálov $2p_z$) jeden väzbový elektrónový pár. V molekule fluóru je jednoduchá kovalentná väzba. Ostatné elektrónové páry (3 na každom z atómov fluóru) sa na väzbe nepodieľajú, a preto ich nazývame **neväzbové (voľné) elektrónové páry.**

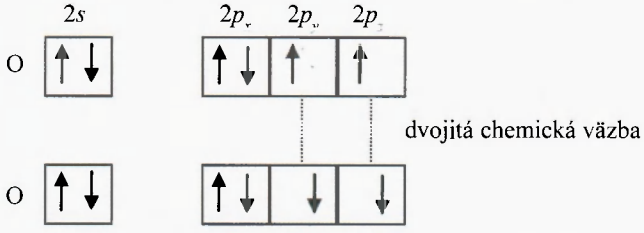
Na obr. 6.4 je znázornený prekryv $2p_z$ orbitálov atómov fluóru. Vidíme, že elektrónová hustota je maximálna opäť na *spojnici* atómových jadier, preto aj väzba v molekule fluóru je väzba typu σ (sigma).



Obr. 6.4 Prekryv $2p_z$ orbitálov atómov fluóru pri vzniku σ väzby

Čo sa stane, ak sa k sebe priblížia dva atómy, ktoré majú na valenčnej vrstve viac nespárených elektrónov? Dôjde k ich spárovaniu? Ukazuje sa, že ak tieto elektróny obsadzujú vhodné atómové orbitály (z hľadiska možného prekryvu), tak áno. Príkladom takýchto atómov sú atómy kyslíka, ktoré obsahujú dva nespárené elektróny, a atómy dusíka, ktoré majú tri nespárené elektróny.

Uvažujme najprv o chemickej väzbe v molekule kyslíka. Vieme, že elektrónová konfigurácia valenčnej vrstvy atómu kyslíka je $2s^2\ 2p^4$. Najprv nakreslíme rámikovú schému valenčnej vrstvy dvoch atómov kyslíka a potom naznačíme spárovanie nespárených elektrónov:



Zodpovedajúci elektrónový štruktúrny vzorec molekuly O_2 vyzerá takto:

$$\langle O=O \rangle$$

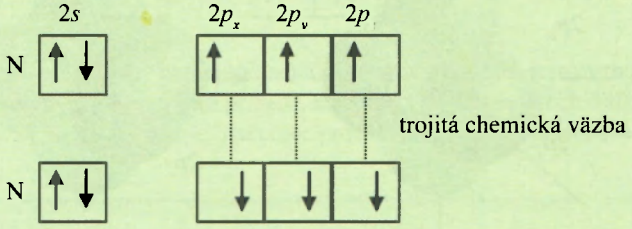
Dve čiary medzi atómami kyslíka znamenajú, že chemickú väzbu v tejto molekule sprostredkúvajú dva väzbové elektrónové páry. Hovoríme, že táto väzba je **dvojitá.** Keďže v medzijadrovom priestore je v porovnaní s jednoduchou väzbou viac elektrónov (a teda väčší záporný náboj), energia dvojitej väzby je väčšia a (pre podobne veľké atómy) väzbová dĺžka je menšia.

Cvičenie 1

Pomocou rámikovej schémy zistite, akým typom väzby sa viažu atómy v molekule dusíka N_2. Koľko väzbových elektrónových párov sprostredkúva väzbu? Napíšte príslušný elektrónový štruktúrny vzorec.

Riešenie 1

1. V prvom kroku určíme elektrónovú konfiguráciu valenčnej vrstvy atómu dusíka. Keďže dusík sa nachádza v 2. perióde a 15. skupine PTP, atóm dusíka má 5 valenčných elektrónov a jeho konfigurácia je $2s^2\ 2p^3$.
2. V ďalšom kroku napíšeme pod seba konfiguráciu valenčnej vrstvy oboch atómov dusíka v rámikovom tvare a vyznačíme spárovanie nespárených elektrónov:



3. Spočítame väzbové elektrónové páry. Sú tri, preto môžeme povedať, že v molekule je **trojitá kovalentná väzba.**

4. Nakoniec napíšeme elektrónový štruktúrny vzorec. Na rámikovej schéme vidíme, že okrem troch väzbových elektrónových párov každý atóm obsahuje jeden neväzbový elektrónový pár (v orbitále 2*s*), preto vzorec bude vyzerať takto:

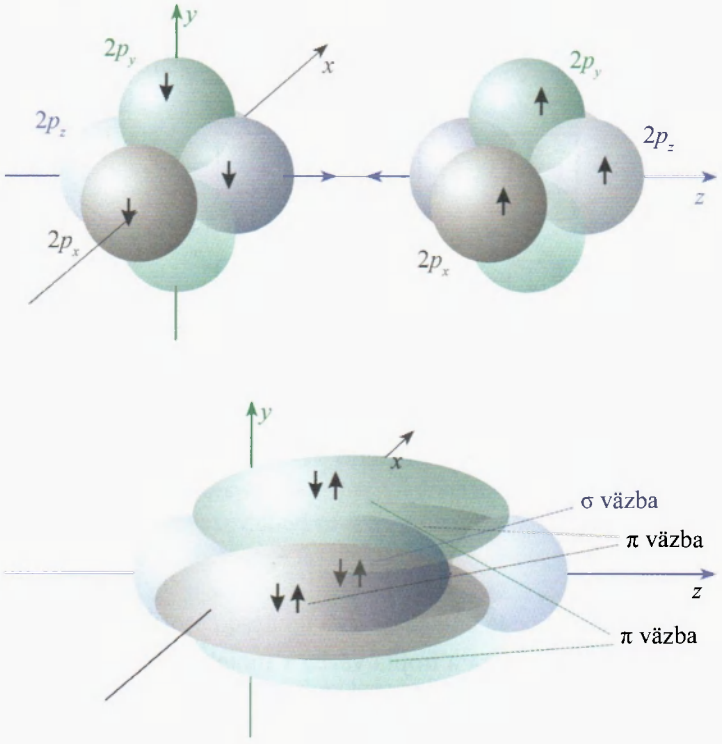
$$|N \equiv N|$$

Dvojitá väzba v molekule kyslíka a trojitá väzba v molekule dusíka sú príkladmi **násobnej väzby.** Pojem násobnosti vychádza z počtu väzbových elektrónových párov, ktoré sprostredkúvajú väzbu, v porovnaní s jednoduchou väzbou. Vo všeobecnosti platí, že väzbová energia násobných väzieb je v porovnaní s jednoduchými väzbami (medzi tými istými atómami) väčšia a že väzbová dĺžka je pri násobných väzbách menšia. Keďže hodnoty väzbových energií a dĺžok čiastočne závisia od okolitých väzieb v molekule, zvyčajne sa uvádzajú ich priemerné hodnoty (tab. 6.1).

Tab. 6.1 Priemerné väzbové energie a väzbové dĺžky vybraných chemických väzieb

Väzba	Väzbová energia / kJ·mol^{-1}	Väzbová dĺžka / nm	Väzba	Väzbová energia / kJ·mol^{-1}	Väzbová dĺžka / nm
H–H	436	0,074	H–Br	366	0,141
C–H	412	0,109	H–I	299	0,161
C–C	348	0,154	F–F	155	0,142
C=C	612	0,134	Cl–Cl	242	0,199
C=C	838	0,120	Br–Br	193	0,228
O–H	463	0,096	I–I	151	0,267
H–F	565	0,092	O=O	497	0,121
H–Cl	431	0,127	N≡N	946	0,110

Prekryv orbitálov $2p_x$, $2p_y$ a $2p_z$ pri vzniku trojitej väzby v molekule dusíka je znázornený na obr. 6.5. Vidíme, že pri prekryve orbitálov $2p_z$ je elektrónová hustota maximálna na *spojnici* atómových jadier, a teda táto väzba má charakter σ väzby. V prípade orbitálov $2p_x$ a $2p_y$ ide o bočný prekryv *nad* a *pod* spojnicou jadier (orbitály $2p_y$), respektíve *pred* a *za* (orbitály $2p_x$) spojnicou atómových jadier. Väzby, ktoré majú zvýšenú elektrónovú hustotu mimo spojnice jadier, nazývame **π väzby**. V molekule dusíka je teda trojitá kovalentná väzba, pričom jedna z väzieb má charakter σ a dve väzby charakter π. S násobnými väzbami sa budeme často stretávať pri zlúčeninách uhlíka. Okrem iného sú takéto väzby príčinou farebnosti mnohých organických farbív (napr. betakarotén v mrkve, flavonoidy v červenom víne a pod.). Ako vidieť na obr. 6.5, π väzby čiastočne „vytŕčajú" do priestoru mimo molekuly, a preto sú reaktívnejšie ako σ väzby.



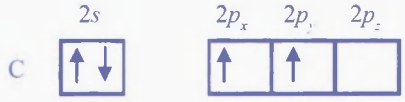
Obr. 6.5 Prekryv orbitálov $2p_x$, $2p_y$ a $2p_z$ pri vzniku trojitej väzby v molekule dusíka

Počet kovalentných väzieb, ktorými sa atóm daného prvku viaže v molekule, určuje jeho **väzbovosť.** Napríklad atóm kyslíka je v molekule O_2 dvojväzbový, atóm dusíka v molekule N_2 trojväzbový. Je zrejmé, že väzbovosť atómu prvku úzko súvisí s elektrónovou konfiguráciou jeho valenčnej vrstvy, ako aj s konfiguráciou valenčných elektrónov atómov, s ktorými sa viaže.

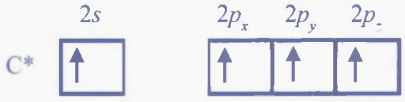
Pri určovaní väzbovosti atómov druhej periódy sa používa tzv. **oktetové pravidlo,** podľa ktorého sa atómy viazané v molekule snažia dostať do svojej blízkosti toľko elektrónov, koľko by zodpovedalo stabilnej elektrónovej konfigurácii najbližšieho vzácneho plynu (neónu), ktorý má osem valenčných elektrónov. **Spoločné väzbové elektróny** sa pritom započítavajú do valenčnej vrstvy *obidvoch* viazaných atómov. Napríklad atóm fluóru má 7 valenčných elektrónov, takže v molekule $|\underline{F}-\underline{F}|$ nadobudnú obidva atómy elektrónovú konfiguráciu neónu a atóm fluóru je teda jednoväzbový. Podobne by sme vedeli zdôvodniť dvojväzbovosť atómu kyslíka (napr.

v H_2O), trojväzbovosť atómu dusíka (NH_3) alebo štvorväzbovosť atómu uhlíka (CH_4).

Pozrime sa podrobnejšie na molekulu metánu CH_4. Uplatnením predtým opísaného postupu si môžeme napísať rámikovú schému obsadenia valenčnej vrstvy atómu uhlíka, ktorej elektrónová konfigurácia je $2s^2\ 2p^2$:



Podľa tejto schémy by mal byť uhlík dvojväzbový. Jeho štvorväzbovosť sa dá odvodiť od elektrónovej konfigurácie $2s^1 2p^3$, ktorú získame prechodom elektrónu z orbitálu $2s$ do orbitálu $2p_z$:



Hoci je táto konfigurácia energeticky menej výhodná (hovoríme, že atóm je vo vzbudenom stave a označujeme ho symbolom *) ako v prvom prípade, možnosť vytvorenia dvoch ďalších kovalentných väzieb (spojená s uvoľnením energie) nakoniec preváži a uhlík sa správa v zlúčeninách ako štvorväzbový.

6.2 Polarita chemickej väzby

Molekuly, ktorými sme sa zaoberali dosiaľ, sa vyznačovali tým, že boli zložené z rovnakých atómov. Vieme však, že zlučovať sa môžu aj atómy rôznych prvkov. Bude sa chemická väzba medzi takýmito atómami kvalitatívne líšiť od väzby medzi atómami rovnakých prvkov? Ukazuje sa, že áno. Dôvodom je, že atómy sa líšia svojou schopnosťou priťahovať väzbový elektrónový pár. Mieru tejto schopnosti nazývame **elektronegativita** a označujeme ju písmenom ***X***. Atóm prvku s väčšou hodnotou elektronegativity má schopnosť priťahovať väzbový elektrónový pár, ak sa viaže s atómom prvku s menšou hodnotou elektronegativity. Hodnoty elektronegativít prvkov sa zvyčajne uvádzajú v periodickej tabuľke prvkov.

Dôvodov, prečo sa atómy rôznych prvkov líšia svojou elektronegativitou, je niekoľko. Predovšetkým si treba uvedomiť, že schopnosť priťahovať väzbový elektrónový pár vyplýva z toho, ako ťažko daný atóm odovzdáva svoj elektrón a súčasne ako ľahko prijíma elektrón od susedného atómu. Kým prvá vlastnosť súvisí s ionizačnou energiou atómu, druhá súvisí s jeho elektrónovou afinitou. Keďže v atómoch s väčším polomerom sú valenčné elektróny slabšie pútané k jadru (pretože sú od neho ďalej), takéto atómy svoje elektróny ľahšie odovzdávajú a cudzie elektróny ťažšie prijímajú. Z tohto dôvodu elektronegativita v skupinách PTP smerom dolu klesá. Ďalším faktorom je, že náboj jadra (daný protónovým číslom Z) v periódach narastá. To spôsobuje, že v atómoch umiestnených v periodickej tabuľke prvkov napravo sú valenčné elektróny pútané silnejšie, teda svoje elektróny odovzdávajú ťažšie a, naopak, cudzie elektróny prijímajú ľahšie. Ak tieto úvahy zhrnieme, zistíme, že prvky s najväčšími hodnotami elektronegativity sa nachádzajú v tabuľke vpravo hore (napr. kyslík a fluór) a, naopak, prvky s najmenšími hodnotami elektronegativity vľavo dolu (napr. rubídium a cézium).

Dôsledkom posunu väzbového elektrónového páru je vznik **čiastkového záporného náboja** $\delta-$ (záporného pólu) na atóme prvku s *väčšou* hodnotou elektronegativity a vznik **čiastkového kladného náboja** $\delta+$ (kladného pólu) na atóme prvku s *menšou* hodnotou elektronegativity. Hovoríme, že vzniká **elektrický dipól.** Príkladom je molekula chloro-

vodíka HCl, kde sa väzbový pár posúva k atómu chlóru, ktorý má väčšiu hodnotu elektronegativity:

$$H^{\delta+} \longrightarrow Cl^{\delta-}$$

Takúto chemickú väzbu nazývame **polárna kovalentná väzba**. V prípade molekúl zložených z rovnakých atómov (napr. H_2, O_2, N_2, ...), prípadne z atómov s podobnou hodnotou elektronegativity, sú elektróny rozdelené rovnomerne medzi oba atómy. Hovoríme, že v týchto molekulách je **nepolárna kovalentná väzba.** Je zrejmé, že **polarita chemickej väzby závisí od *rozdielu* hodnôt elektronegativít ΔX viažucich sa atómov prvkov.** Všeobecne sa za polárnu považuje väzba, v ktorej je rozdiel elektronegativít väčší ako 0,4.

Cvičenie 2

Pomocou hodnôt elektronegativít prvkov uvedených v periodickej tabuľke prvkov zistite, či v molekulách Cl_2, HCl, CH_4 a CO_2 sú chemické väzby polárne alebo nepolárne.

Riešenie 2

Najprv si z periodickej tabuľky prvkov zistíme Paulingove hodnoty elektronegativít prvkov:

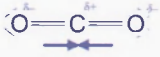
$X(H) = 2,1$; $X(Cl) = 3,0$; $X(C) = 2,5$; $X(O) = 3,5$.

Potom pre jednotlivé molekuly vypočítame rozdiely príslušných hodnôt elektronegativít a určíme polaritu väzby:

Cl_2: $\Delta X = X(Cl) - X(Cl) = 0$; väzba je nepolárna.
HCl: $\Delta X = X(Cl) - X(H) = 3,0 - 2,1 = 0,9$; väzba je polárna.
CH_4: $\Delta X = X(C) - X(H) = 2,5 - 2,1 = 0,4$; väzby sú nepolárne (resp. veľmi slabo polárne).
CO_2: $\Delta X = X(O) - X(C) = 3,5 - 2,5 = 1,0$; väzby sú polárne.

V prípade dvojatómovej molekuly HCl prítomnosť polárnej kovalentnej väzby viedla k tomu, že aj molekula ako celok je polárna (t. j. je elektrickým dipólom). Prítomnosť polárnych väzieb v molekule však ešte nezaručuje, že molekula ako celok je tiež polárna (pozri rozširujúce učivo nižšie). Na druhej strane, ak sú v molekule len nepolárne väzby, molekula je nepolárna.

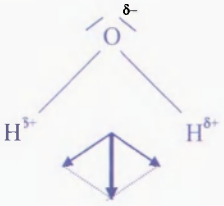
Prítomnosť polárnych väzieb v molekule ešte neznamená, že *molekula ako celok* je tiež polárna. Pozrime sa napríklad na molekulu CO_2, ktorej priestorové usporiadanie je lineárne. Z rozdielu hodnôt elektronegativít vyplýva, že väzby v tejto molekule sú polárne a vytvárajú tak dva **čiastkové dipóly**, ktoré smerujú oproti sebe (vektor dipólu smeruje vždy od záporného pólu ku kladnému):



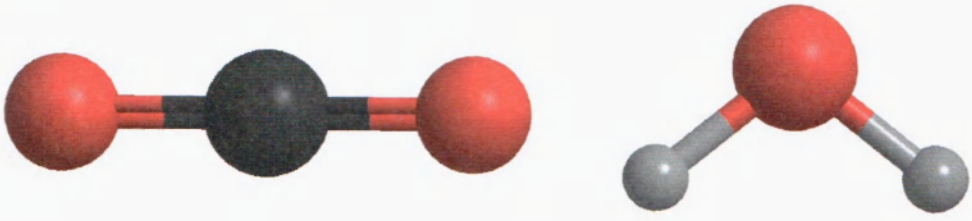
Výsledný dipól, ktorý získame ako vektorový súčet čiastkových dipólov, je nulový, a teda molekula CO_2 je vďaka svojmu lineárnemu tvaru nepolárna.

Naopak, príkladom polárnej molekuly je molekula vody. Z rozdielu hodnôt elektronegativít kyslíka

a vodíka vyplýva, že aj v tejto molekule sú väzby polárne. Ak si však napíšeme jej elektrónový štruktúrny vzorec:



vidíme, že výsledný vektor dipólu je nenulový, a teda molekula H_2O je polárna. Molekula vody má zalomený tvar (obr. 6.6) vychádzajúci z tvaru tetraédra, v ktorého strede je atóm kyslíka, pričom do dvoch jeho vrcholov smerujú atómy vodíka a do zvyšných dvoch vrcholov neväzbové valenčné elektrónové páry atómu kyslíka.



CO_2 H_2O

Obr. 6.6 Priestorové usporiadanie atómov v molekulách CO_2 a H_2O

Vlastnosti látok vo veľkej miere závisia od toho, či sú zložené z polárnych alebo nepolárnych molekúl. V bežnom živote majú veľký význam polárne (napr. voda), ale aj nepolárne rozpúšťadlá (napr. toluén, hexán). Vo všeobecnosti platí, že polárne látky sa dobre rozpúšťajú v polárnych rozpúšťadlách, ale nie v nepolárnych, a naopak. Pre zdravie človeka je napríklad dôležité, že vitamíny B a C majú polárny charakter, a teda sa dobre rozpúšťajú vo vode, kým vo vitamínoch A, D, E a K prevažuje nepolárny charakter, a preto sa dobre rozpúšťajú v tukoch, ktoré majú tiež nepolárnu povahu. Podobne platí, že polárne kvapaliny sú len veľmi málo miešateľné s nepolárnymi. Preto napríklad ropné látky, ktoré majú nepolárny charakter, vytvárajú na vodnej hladine pre život nebezpečnú olejovú vrstvu.

[illegible]osti látok zložených z molekúl, v ktorých sú atómy viazané kovalentnými väzbami, [illegible]mi rôznorodé. Kým skupenský stav látky je daný predovšetkým medzimolekulovými silami, jej chemická stabilita a schopnosť zúčastňovať sa na chemických reakciách určitého typu súvisí priamo s charakterom (t. j. násobnosťou, pevnosťou a polaritou) chemických väzieb v molekule. Napríklad prítomnosť veľmi pevnej trojitej väzby v molekule dusíka vedie k jej veľmi malej reaktivite. Pevné kovalentné väzby medzi atómami uhlíka (ako aj medzi atómami uhlíka a vodíka) v kombinácii s jeho štvorväzbovosťou umožňujú vznik a zabezpečujú stabilitu veľkej skupiny látok – uhľovodíkov. Veľká stabilita tvrdých freónov (zlúčenín uhlíka, fluóru, chlóru a vodíka) v troposférických podmienkach tiež vyplýva z pevnosti chemických väzieb medzi atómami uhlíka a chlóru. Ak to väzbovosť atómov dovoľuje, môžu vzniknúť aj mimoriadne veľké kovalentné molekulové útvary, či už v podobe reťazcov (polymérov) alebo trojrozmerných štruktúr (kryštálov).

6.3 Koordinačná väzba

Vo všetkých príkladoch vzniku jednoduchej kovalentnej väzby, ktoré sme doteraz uviedli, poskytovali obidva atómy do väzbového elektrónového páru po jednom elektróne. Kovalentná väzba však môže vzniknúť aj tak, že obidva elektróny poskytne len jeden z atómov – **donor** (darca). Podmienkou je, aby vo valenčnej vrstve druhého atómu – **akceptora** (príjemcu) bol neobsadený (prázdny) orbitál. Takýto typ väzby nazývame **donorovo-akceptorová** alebo **koordinačná väzba.** Dôležité je, že aj pri tomto type väzby atómy *zdieľajú* väzbový elektrónový pár, ide teda o kovalentnú väzbu a jej označenie vystihuje len spôsob jej vzniku.
Príkladom koordinačnej väzby je väzba, ktorá vzniká medzi atómom dusíka v molekule amoniaku a vodíkovým katiónom pri vzniku amónneho katiónu:

V tomto prípade atóm dusíka poskytuje do väzby svoj voľný elektrónový pár, je donorom, a vodíkový katión poskytuje do väzby neobsadený orbitál 1*s*, je akceptorom elektrónového páru. Všetky väzby v amónnom katióne sú pritom rovnocenné.

Koordinačná väzba má dôležitú úlohu pri vzniku **komplexných zlúčenín** *d*-prvkov. Týmto typom väzby sa viažu ligandy na centrálny atóm. Napríklad v hexaakvameďnatom katióne $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$, ktorý je prítomný napríklad vo vodnom roztoku po rozpustení modrej skalice ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), sú molekuly vody donormi elektrónových párov a meďnatý katión v centre komplexu je ich akceptorom.

6.4 Iónová väzba

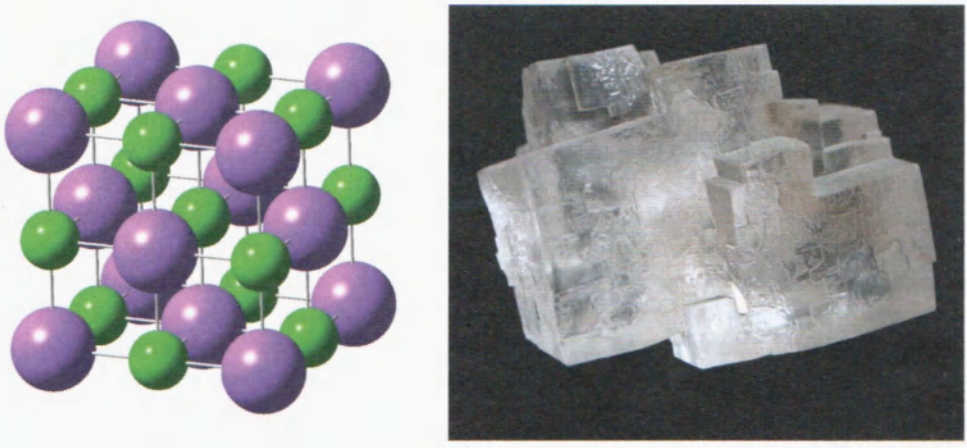
V prípade, ak sa k sebe priblížia atómy prvkov, ktorých rozdiel hodnôt elektronegativít je mimoriadne veľký ($\Delta X > 1,7$), je posun väzbového elektrónového páru k atómu prvku s vyššou hodnotou elektronegativity taký výrazný, že prakticky zodpovedá prechodu elektrónu od jedného atómu k druhému. Vznikajú tak opačne nabité častice – **katión** a **anión.** Elektrostatické sily, ktoré pôsobia medzi týmito časticami, nazývame **iónová väzba.** Na rozdiel od kovalentnej väzby iónová väzba **nemá smerový charakter.** To znamená, že katión (aj anión) vytvára okolo seba guľovo symetrické elektrostatické pole, ktoré katiónu umožňuje interagovať s viacerými aniónmi súčasne. Počet aniónov v okolí katiónu je limitovaný vzájomným odpudzovaním aniónov. Podobne každý anión má snahu stabilizovať sa vytvorením vrstvy z katiónov. Možnosť vzájomného obklopovania sa katiónov a aniónov vedie k vzniku pravidelných trojrozmerných štruktúr – **iónových kryštálov.**
Príkladom **iónovej zlúčeniny** je chlorid sodný, ktorého štruktúra je znázornená na obr. 6.7. Rozdiel elektronegativít chlóru a sodíka je 2,1. Prechodom elektrónu od atómu sodíka k atómu chlóru vzniká iónový pár Na^+Cl^-. Obe častice tak nadobudnú stabilnú elektrónovú konfiguráciu najbližšieho vzácneho plynu. Na obrázku vidíme, že v najbližšom okolí sodného katiónu je šesť chloridových aniónov a, naopak, v okolí chloridového aniónu je šesť sodných katiónov.

Iónová väzba sa vyznačuje mimoriadnou pevnosťou, pričom jej pevnosť závisí predovšetkým od veľkosti náboja katiónu a aniónu a od ich iónových polomerov. V úlohe kati-

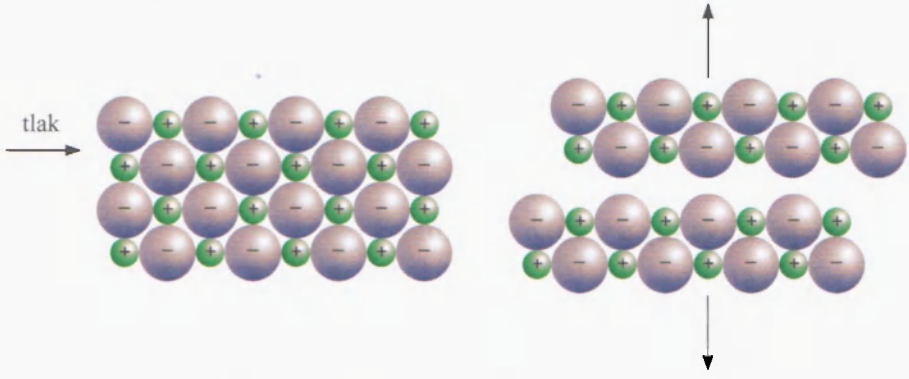
ónov zvyčajne vystupujú katióny prvej a druhej skupiny PTP, amónny katión NH_4^+ a komplexné katióny kovových prvkov. Aniónmi sú napríklad F^-, Cl^-, OH^-, SO_4^{2-}, NO_3^-, CO_3^{2-}. Typickými iónovými zlúčeninami sú napr. NaF, KBr, K_2SO_4, NH_4Cl.

S pevnosťou iónovej väzby súvisí **tvrdosť** a veľmi **vysoké hodnoty teploty topenia** iónových zlúčenín. Na druhej strane je z obrázka 6.8 zrejmé, prečo sú iónové zlúčeniny **krehké:** ak sa podarí posunúť vrstvy iónov v kryštáli tak, že sa k sebe priblížia ióny s rovnakým nábojom, medzi vrstvami prevládnu odpudivé sily a kryštál sa rozpadne. Ďalšou dôležitou vlastnosťou väčšiny iónových zlúčenín je ich **rozpustnosť v polárnych rozpúšťadlách** (napr. vo vode). Hoci sú iónové zlúčeniny **v tuhom stave nevodivé**, ich **roztoky a taveniny vedú elektrický prúd.**

Hranica medzi polárnou kovalentnou väzbou a iónovou väzbou nie je absolútna. Pri rozdiele elektronegativít prvkov 1,7 má príslušná chemická väzba približne 50 %-ný kovalentný a 50 %- ný iónový charakter. Aj v takom typickom príklade iónovej zlúčeniny, akou je NaCl, má väzba čiastočne kovalentný charakter. Pre iónové zlúčeniny je však typické, že vo veľmi polárnych rozpúšťadlách (napr. vo vode) disociujú na ióny.



Obr. 6.7 Kryštálová štruktúra iónového kryštálu chloridu sodného
Základná bunka (vľavo) – katióny Na^+ sú znázornené zelenou a anióny Cl^- fialovou farbou a minerál kamenná soľ – halit (vpravo, foto: S. Jeleň)



Obr. 6.8 Znázornenie krehkosti iónových kryštálov

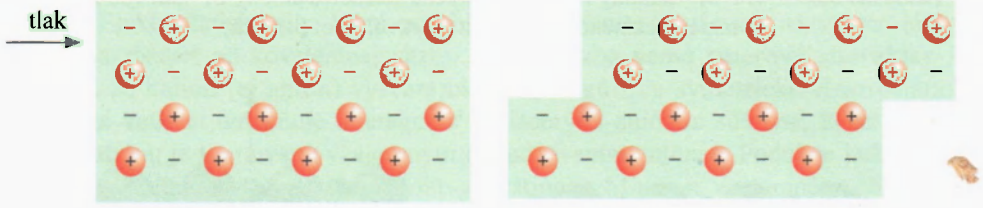
6.5 Kovová väzba

Zistili sme, že charakter chemickej väzby závisí od rozdielu hodnôt elektronegativít zlúčených atómov. Narastajúca hodnota tohto rozdielu viedla k rozdeleniu väzieb na nepolárne kovalentné, polárne kovalentné a iónové väzby. Ak si pozornejšie všimneme molekuly, o ktorých sme hovorili pri nepolárnych a polárnych molekulách, zistíme, že boli zložené z atómov **nekovových prvkov**, ktorých **hodnoty elektronegativít boli stredné až veľké** (napr. N_2, O_2, CH_4, HCl). Pripomeňme, že veľké hodnoty elektronegativity znamenajú neochotu odovzdávať valenčné väzbové elektróny. V dôsledku toho atómy takýchto prvkov síce vytvoria medzi sebou väzby, ale ich počet je limitovaný väzbovosťou a väzby majú výrazný smerový charakter.

Iná situácia nastane, ak sa začnú väzby vytvárať medzi atómami **kovových prvkov** s malými hodnotami elektronegativity, ktoré ľahko odovzdávajú valenčné elektróny. V takomto prípade vznikajú rozsiahle trojrozmerné systémy s pravidelným usporiadaním katiónov, pričom valenčné elektróny, ktoré poskytli jednotlivé atómy, sú zdieľané spoločne všetkými katiónmi a vytvárajú **elektrónový plyn.** Takýmto systémom hovoríme **kovové kryštály** a priestorovo rozloženú (delokalizovanú) kovalentnú väzbu, ktorá sprostredkúva interakcie v takýchto kryštáloch, nazývame **kovová väzba.**

Kovová väzba **nemá smerový charakter** a nemá zmysel pri nej hovoriť o násobnosti. Elektrické a mechanické vlastnosti kovov a ich zliatin (elektrická a tepelná vodivosť, kujnosť, ťažnosť) vyplývajú z jej podstaty. Dobrá **elektrická vodivosť** vyplýva z toho, že zdieľané elektróny vo forme elektrónového plynu sa môžu ľahko (už vplyvom slabého elektrického poľa) premiestňovať v mriežke kovového kryštálu. **Tepelná vodivosť** zase súvisí s tým, že vzruch, ktorý vyvolá zvýšenie teploty na jednej strane kovu, sa pomocou šírenia kmitov v kovovej mriežke rýchlo prenesie na druhú stranu. **Kujnosť a ťažnosť** kovov je výsledkom toho, že pri vzájomnom posune vrstiev katiónov (obr. 6.9) zostáva kryštálová mriežka kovu zachovaná (chemické väzby sa pritom narúšajú len nakrátko a minimálne).

Ako príklad látok s kovovou väzbou môžeme uviesť železo Fe, zinok Zn, hliník Al, 14-karátové zlato (zliatina obsahujúca 58,5 % zlata Au a ďalšie ušľachtilé kovy ako striebro Ag, meď Cu a ródium Rh), mosadz (zliatina medi Cu a zinku Zn) a bronz (zliatina medi Cu a cínu Sn).

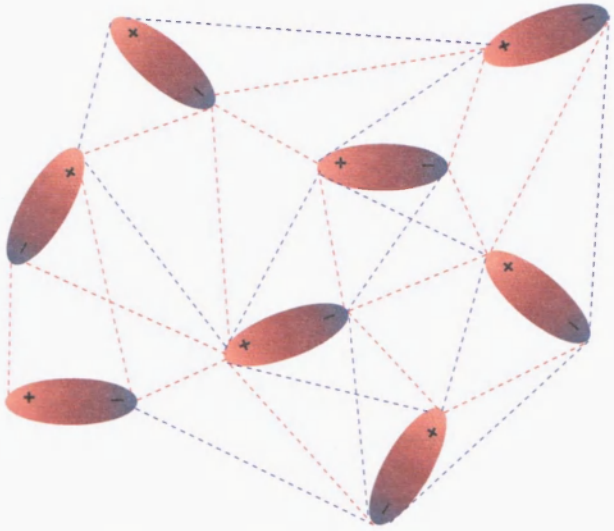


Obr. 6.9 Posun vrstiev v kryštáli kovu

6.6 Medzimolekulové sily a vodíková väzba

Medzi molekulami sa vo všetkých troch skupenstvách uplatňujú sily elektrostatického charakteru, ktoré nazývame **medzimolekulové sily.** Na existenciu týchto síl poukázal v roku 1873 holandský fyzik ***J. D. van der Waals***, preto sa tieto sily nazývajú aj **van der Waalsove sily.** Ich podstatou je **vzájomné pôsobenie medzi čiastkovými nábojmi na atómoch v molekulách** (obr. 6.10). Kým polárne molekuly (HCl, HBr, H_2S) sú trvalými elektrickými dipólmi, v nepolárnych molekulách a atómoch (H_2, N_2, O_2, Ar) môžu vznikať krátko-

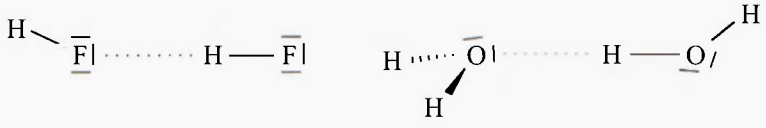
dobé (dočasné) dipóly ako dôsledok pohybu elektrónov v atómoch a molekulách. Energia väzieb, ktoré vznikajú pôsobením medzimolekulových síl, je asi stokrát menšia ako energia bežných kovalentných väzieb.



Obr. 6.10 Vzájomné pôsobenie medzi polárnymi molekulami
Medzimolekulové sily sú vyznačené čiarkovane.
Červenou farbou sú označené príťažlivé a modrou odpudivé sily.

Medzimolekulové sily ovplyvňujú skupenský stav látok zložených z kovalentne viazaných molekúl. Čím pevnejšie sú medzimolekulové sily v látke, tým väčšie sú jej hodnoty teploty topenia a varu. Pevnosť týchto síl závisí od veľkosti trvalého dipólu v molekule (čím polárnejšie sú molekuly, tým silnejšie sa k sebe priťahujú), ale aj od samotnej veľkosti molekuly (čím sú molekuly väčšie, tým sú väčšie dočasné dipóly, ktoré v nich vznikajú). Napríklad s nárastom veľkosti molekúl v rade F_2, Cl_2, Br_2 a I_2 narastajú aj príslúchajúce teploty topenia a varu, a tak pri bežných podmienkach sú F_2 a Cl_2 plyny, Br_2 je kvapalina a I_2 je tuhá látka.

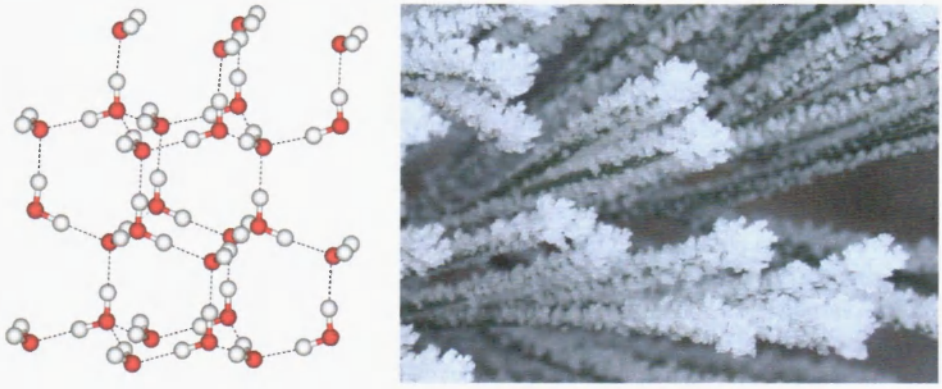
Na rozmedzí medzi kovalentnými väzbami a van der Waalsovými silami z hľadiska väzbovej energie je **vodíková väzba.** Tento typ medzimolekulového pôsobenia vzniká **medzi atómom vodíka,** ktorý je kovalentne viazaný na atóm prvku s veľkou hodnotou elektronegativity (napr. fluór, kyslík, dusík), **a atómom susednej molekuly,** na ktorom je veľký záporný čiastkový náboj a na ktorom je neväzbový elektrónový pár. Spravidla teda ide tiež o atóm s vysokou hodnotou elektronegativity. Príkladom na vodíkovú väzbu je pôsobenie medzi dvoma molekulami fluorovodíka alebo dvoma molekulami vody (obr. 6.11).



Obr. 6.11 Štruktúry dvojíc molekúl viazaných vodíkovou väzbou

Vysvetlenie podstaty vodíkovej väzby vychádza z existencie veľmi polárnych väzieb medzi atómami H–F, H–O a H–N. Napríklad v molekule HF sa pomerne veľký čiastkový kladný náboj na atóme vodíka môže silne priťahovať s veľkým čiastkovým záporným nábojom na atóme fluóru susednej molekuly: $H^{\delta+}–F^{\delta-}...H^{\delta+}–F^{\delta-}$. Okrem tohto elektrostatického priťahovania má vodíková väzba aj čiastočne kovalentný charakter pripomínajúci donorovo-akceptorovú väzbu. V molekule HF je totiž väzbový elektrónový pár natoľko posunutý k atómu fluóru, že atóm vodíka (svojím takmer prázdnym orbitálom 1*s*) môže vytvoriť slabú väzbu s voľným elektrónovým párom fluóru susednej molekuly. Väzbová energia vodíkovej väzby je 20 – 30 $kJ \cdot mol^{-1}$, čo je asi desaťkrát menej v porovnaní s hodnotami energie jednoduchej kovalentnej väzby (150 – 300 $kJ \cdot mol^{-1}$).

Vodíková väzba je mimoriadne dôležitá pre živé organizmy (vodíkovou väzbou sú medzi sebou pútané reťazce v dvojzávitnici DNA) a významne ovplyvňuje mnohé fyzikálne vlastnosti látok. Prítomnosť vodíkových väzieb zvyšuje teplotu topenia a teplotu varu látok v porovnaní s látkami s podobnou štruktúrou, ktoré tieto väzby neobsahujú (napr. voda je pri bežných podmienkach kvapalina na rozdiel od štruktúrou podobnej látky H_2S, ktorá je pri bežných podmienkach plynná). Vďaka vodíkovým väzbám má ľad menšiu hustotu ako kvapalná voda, čo okrem iného významne ovplyvňuje režim vodných biotopov v zimnom období. Štruktúra ľadu je znázornená na obr. 6.12.



Obr. 6.12 Štruktúra ľadu s bodkovane vyznačenými vodíkovými väzbami a kryštály ľadu na vetvičke stromu

6.7 Kryštalické látky

Pri uvádzaní príkladov látok s určitým typom chemických väzieb sme sa stretli s tým, že niektoré sú v tuhom skupenstve utvorené z veľkých zhlukov častíc (atómov, iónov alebo molekúl) s pravidelným priestorovým usporiadaním. Takéto **tuhé látky** nazývame **kryštalické látky** (alebo **kryštály**) a pravidelnému usporiadaniu ich častíc hovoríme **kryštálová štruktúra** (alebo **kryštálová mriežka**). V každej kryštálovej štruktúre môžeme určiť **základnú bunku** ako jednoduché zoskupenie **častíc kryštálu** (atómov, iónov, komplexov alebo molekúl), ktoré sa pravidelne (periodicky) opakuje v celom kryštáli. Poskladaním základných buniek získame celú štruktúru kryštálu.

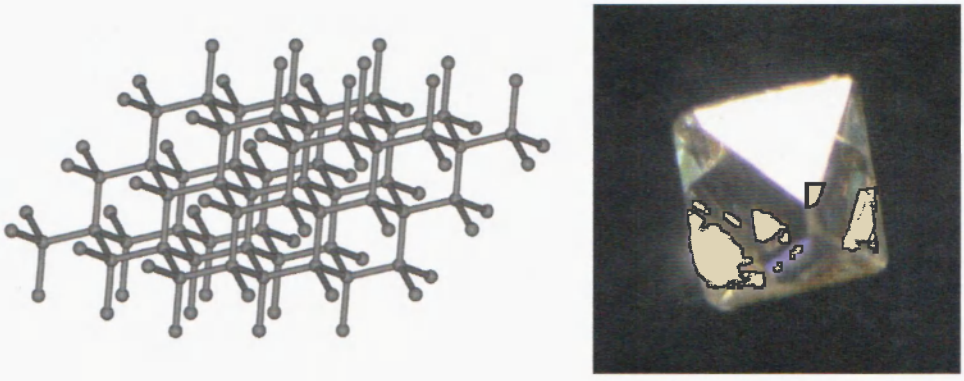
Vonkajším prejavom kryštálovej štruktúry kryštalických látok je ich pravidelný tvar. Ich povrch tvoria rovinné **kryštálové plochy, hrany** a **vrcholy.** Geometrický tvar kryštálov nezávisí od ich veľkosti. Významnou vlastnosťou kryštálov je ich **súmernosť** (symetria).

Na obr. 6.7 je znázornená kryštálová štruktúra NaCl so zvýraznenou základnou bunkou, ako aj kryštál kamennej (kuchynskej) soli s typickou kubickou (kockovou) štruktúrou.

Podľa typu častíc, z ktorých sú kryštály zložené, rozdeľujeme ich na **iónové, atómové (kovalentné)** a **molekulové.** Vlastnosti kryštalických látok vyplývajú predovšetkým z typu chemických väzieb, ktorými sú častice v kryštáli medzi sebou viazané.

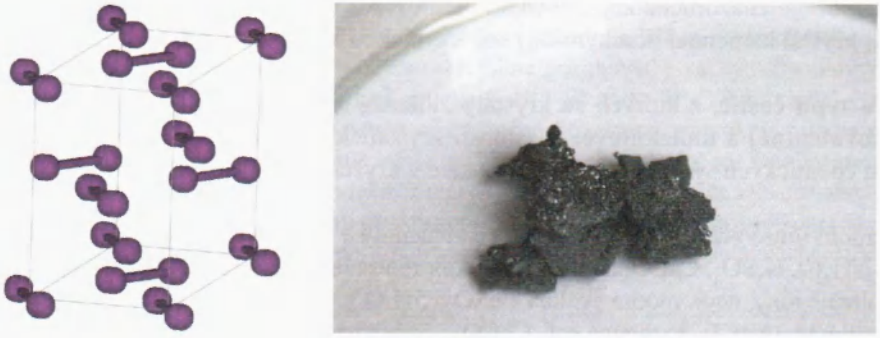
Príkladom **iónových kryštálov** sú iónové zlúčeniny v tuhom skupenstve, napríklad NaCl, KBr, NH_4Cl, K_2SO_4, $CaCO_3$ a pod. (Charakter iónových kryštálov majú aj soli obsahujúce komplexné ióny, napr. modrá skalica $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.) Mnohé z nich sa vyskytujú v prírode ako minerály (NaCl – kamenná soľ, $CaCO_3$ – kalcit, aragonit, vaterit). Pre iónové kryštály sú typické **veľké hodnoty teploty topenia** a **tvrdosť** spojená **s krehkosťou.** Ich rozpustnosť v polárnych rozpúšťadlách závisí od pevnosti kryštálovej mriežky (napr. NaCl je vo vode rozpustný, ale $CaCO_3$ je takmer nerozpustný).

Atómové kryštály sú tvorené z kovalentne viazaných atómov jedného alebo viacerých prvkov. Štruktúru tohto typu má napríklad diamant C, kremeň SiO_2 vyskytujúci sa v prírode vo viacerých odrodách (napr. ametyst, záhneda, ruženín) a korund Al_2O_3 s jeho odrodami (napr. rubín, zafír). V diamante sa každý atóm uhlíka viaže s ďalšími štyrmi uhlíkovými atómami pevnými kovalentnými väzbami (obr. 6.13).
Atómové kryštály sú mimoriadne **tvrdé.** Pri zmene ich skupenstva musí dôjsť k rozštiepeniu kovalentných väzieb, preto majú **vysokú teplotu topenia. V bežných rozpúšťadlách sa nerozpúšťajú a nevedú elektrický prúd.** Vďaka veľkej pevnosti kryštálovej mriežky sú však **dobrými vodičmi tepla.**



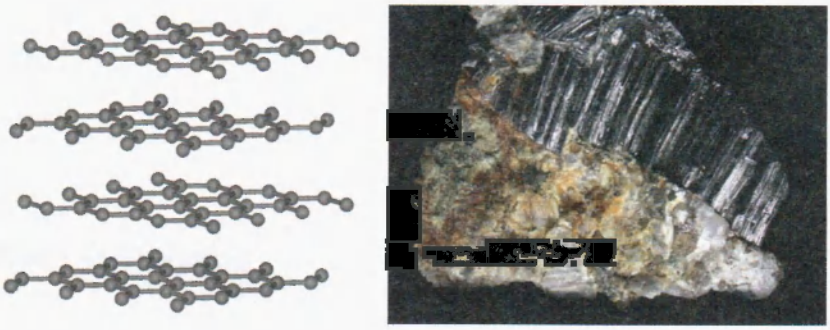
Obr. 6.13 Kryštálová štruktúra a kryštál diamantu (foto: S. Jeleň)

Molekulové kryštály sa skladajú z molekúl, ktoré sú navzájom pútané van der Waalsovými silami, prípadne vodíkovými väzbami. Do tejto skupiny patria kryštály H_2O (ľad), I_2, S_8, ako aj kryštály, ktoré získame ochladením (prípadne aj zvýšením tlaku) kvapalných alebo plynných molekulových látok, ako napríklad CO_2 (suchý ľad), NH_3, Br_2, mnohé uhľovodíky. Štruktúra kryštálu jódu je znázornená na obr. 6.14. Vďaka slabým medzimolekulovým silám majú tieto látky **nízku teplotu topenia** a sú **prchavé. Nepolárne látky** sa nerozpúšťajú vo vode, ale v nepolárnych rozpúšťadlách.



Obr. 6.14 Kryštálová štruktúra a kryštál jódu (foto: S. Jeleň)

Na rozmedzí medzi atómovými a molekulovými kryštálmi sú **vrstevnaté kryštály.** V týchto kryštáloch sa uplatňujú kovalentné, ako aj van der Waalsove sily. Príkladom je grafit (tuha), v ktorom sú atómy uhlíka v jednotlivých vrstvách pospájané kovalentnými väzbami, zatiaľ čo medzi vrstvami pôsobia van der Waalsove sily (obr. 6.15). Hoci má tuha rovnaké chemické zloženie ako diamant, vďaka slabým silám medzi vrstvami je mäkká a ľahko sa otiera.



Obr. 6.15 Kryštálová štruktúra a kryštál grafitu (foto: S. Jeleň)

Dôležitú skupinu látok s pravidelnou kryštálovou štruktúrou tvoria **kovy,** ktoré však vďaka charakteru kovovej väzby nemusia mať navonok pravidelný tvar. Okrem kryštalických látok sa v tuhom skupenstve môžu nachádzať aj **amorfné (beztvaré) látky,** ktoré nemajú pravidelnú vnútornú štruktúru (opál, sklo) a správajú sa ako kvapaliny s veľmi veľkou viskozitou.

Kľúčové učivo

- **Príťažlivé sily medzi atómami v molekulách nazývame chemická väzba. Pri vzniku chemickej väzby vzniká stabilnejší systém v porovnaní s nezlúčenými atómami. Energia, ktorá je potrebná na rozštiepenie väzby (väzbová energia), je rovnaká ako energia, ktorá sa pri jej vzniku uvoľní.**
- **Kovalentná chemická väzba je sprostredkovaná väzbovým elektrónovým párom. Jej podstatou je zväčšenie elektrónovej hustoty v priestore medzi atómovými jadrami v dôsledku prekryvu valenčných orbitálov a výmeny väzbových elektrónov. Kovalentná väzba má smerový charakter.**

- **Podľa počtu väzbových elektrónových párov rozlišujeme väzby jednoduché (1 väzbový pár), dvojité (2 väzbové páry) a trojité (3 väzbové páry). Dvojité a trojité väzby nazývame aj násobnými väzbami. Okrem väzbových elektrónových párov môže mať molekula aj neväzbové (voľné) elektrónové páry.**
- **Počet kovalentných väzieb, ktorými sa atóm prvku viaže v molekule, sa rovná jeho väzbovosti.**
- **Polarita väzby (t. j. veľkosť čiastkových kladných a záporných nábojov na zlúčených atómoch) závisí od rozdielu hodnôt elektronegativity zlúčených atómov prvkov. Elektronegativita (X) atómu prvku je miera schopnosti priťahovať väzbový elektrónový pár. Podľa polarity rozlišujeme kovalentné väzby nepolárne ($\Delta X \leq 0{,}4$) a polárne ($0{,}4 < \Delta X \leq 1{,}7$). Ak $\Delta X > 1{,}7$, hovoríme o iónovej väzbe.**
- **Kovová väzba je priestorovo rozložená (delokalizovaná) kovalentná väzba, ktorá sprostredkúva interakcie v kovoch. Kovy môžeme opísať ako rozsiahle trojrozmerné systémy (kovové kryštály) s pravidelným usporiadaním katiónov príslušného kovového prvku, pričom valenčné elektróny sú zdieľané všetkými atómami a vytvárajú elektrónový plyn.**
- **Medzi molekulami sa uplatňujú sily elektrostatického charakteru, ktorým hovoríme medzimolekulové sily (alebo aj van der Waalsove sily) Ich podstatou je vzájomné pôsobenie trvalých alebo dočasných molekulových dipólov. Medzimolekulové sily ovplyvňujú skupenský stav látok zložených z kovalentne viazaných molekúl. Väzbová energia medzimolekulových síl je asi stokrát menšia ako energia bežných kovalentných väzieb.**
- **Na rozmedzí medzi kovalentnými väzbami a van der Waalsovými silami z hľadiska väzbovej energie je vodíková väzba (vodíkový mostík). Vodíková väzba sa vyskytuje medzi molekulami zlúčenín vodíka s prvkami s veľkou hodnotou elektronegativity (napr. fluór, kyslík a dusík).**
- **Kryštalické látky (kryštály) sú trojrozmerné útvary v tuhom skupenstve s pravidelným priestorovým usporiadaním častíc (atómov, molekúl alebo iónov). V kryštálovej štruktúre môžeme určiť základnú bunku ako jednoduché zoskupenie častíc kryštálu, ktoré sa pravidelne (periodicky) opakuje v celom kryštáli. Podľa typu častíc, z ktorých sú zložené, rozdeľujeme kryštály na iónové, atómové (kovalentné) a molekulové.**

6.8 Otázky a úlohy

1. Pomocou rámikovej schémy určte, či je väzba medzi atómami v molekule chlóru Cl_2 jednoduchá alebo násobná. Koľko väzbových elektrónových párov sprostredkúva väzbu? Napíšte príslušný elektrónový štruktúrny vzorec.

2. Pomocou hodnôt elektronegativity prvkov uvedených v periodickej tabuľke prvkov zistite, či v molekulách Br_2, HBr, NaCl, H_2O, CsF, NH_3 a PH_3 sú chemické väzby nepolárne, polárne alebo iónové.

3. Nájdite v PTP hodnoty elektronegativity prvkov Rb, Na, Li, Sb, P, N, I, Cl, F a vyvoďte závery o tom, ako sa mení elektronegativita v skupinách a v periódach PTP. Nájdite najviac a najmenej elektronegatívny prvok PTP.

4. Zoraďte molekuly HBr, HCl, HF a HI podľa klesajúcej polarity väzby.

5. Napíšte pomocou rámikovej schémy vznik väzby v molekule HF. Koľko neväzbových párov sa nachádza v tejto molekule? Napíšte jej elektrónový štruktúrny vzorec. O aký typ väzby ide v tejto molekule z hľadiska násobnosti a polarity?

6. Na základe hodnôt väzbových energií uvedených v tab. 6.1 porovnajte pevnosť väzby v molekulách N_2, O_2 a F_2. Zoraďte molekuly podľa pevnosti väzby a vysvetlite, čo je príčinou rozdielnych hodnôt väzbových energií.

7. Určte väzbovosť atómu dusíka v N_2, NH_3 a NH_4^+, atómu kyslíka v O_2, H_2O a H_3O^+ a atómu chlóru v HCl a Cl_2.

8. Určte druh stavebných častíc a typ súdržných síl medzi časticami v kryštalických látkach: meď (Cu), síra (S_8), diamant (C), dusičnan draselný (KNO_3) a sulfid zinočnatý (ZnS, sfalerit). Zaraďte ich medzi iónové, kovalentné, kovové alebo molekulové tuhé látky.

9. Vyhľadajte vlastnosti látok uvedených v predchádzajúcej úlohe (farba, teplota topenia, hustota, elektrická vodivosť, použitie) a zostavte ich do tabuľky. Presvedčte sa, či vlastnosti látok, ktoré ste zistili, súhlasia s charakteristickými vlastnosťami iónových, kovalentných, kovových a molekulových tuhých látok.

10. Uveďte po dva príklady na chemické látky, v ktorých sú častice pútané nepolárnou kovalentnou, polárnou kovalentnou, iónovou a kovovou väzbou.

11. Vyberte z uvedenej skupiny látok tie, v ktorých medzi molekulami existuje vodíková väzba: HF, H_2, O_2, CO_2, H_2O, NaCl, HBr.

12. Naplňte plastovú fľašu vodou až po uzáver. Vodu nechajte opatrne (najlepšie vonku v snehu) zamrznúť. Pozorujte a vysvetlite zmeny objemu fľaše pri zamrznutí vody.

*13. Prečo nemôže byť jednoduchá väzba sprostredkovaná tromi elektrónmi?

*14. Aký charakter má väzba v molekule kyslíka? Koľko σ a π väzieb obsahuje?

*15. V molekule etylénu $H_2C=CH_2$ je medzi atómami uhlíka dvojitá väzba utvorená z jednej väzby typu σ a jednej väzby typu π. Ktorá z týchto väzieb sa pri reakciách ľahšie rozštiepi?

7 CHEMICKÉ REAKCIE A CHEMICKÉ ROVNICE

7.1 Chemické reakcie

Už poznáte chemické reakcie ako premeny, pri ktorých z určitých chemických látok vznikajú iné chemické látky.
Chemické reakcie majú pre človeka veľký význam. Prebiehajú napríklad pri fotosyntéze, pri ktorej vzniká kyslík nevyhnutný pre život, prebiehajú pri trávení potravín, ktoré sú zdrojom energie, pri príprave a výrobe rôznych látok, pri korózii kovov, hnití a kvasení rôznych látok.
Chemické látky, ktoré reagujú, sa nazývajú reaktanty. Chemické látky, ktoré počas reakcie vznikajú, sa nazývajú produkty.
Počas chemických reakcií nastávajú zmeny chemických väzieb medzi časticami chemických látok. Zanikajú pôvodné väzby v reaktantoch a vznikajú nové väzby v produktoch. Počet a druh atómov sa pri chemických reakciách nemení, čo potvrdzuje, že sa pri chemických reakciách hmotnosť reaktantov rovná hmotnosti produktov. Hovorí o tom zákon zachovania hmotnosti pri chemických reakciách.
Oboznámili ste sa aj s dvoma typmi chemických reakcií, a to s chemickým zlučovaním a chemickým rozkladom. Toto delenie chemických reakcií však nie je úplné.

Chemické reakcie látok možno triediť pomocou viacerých kritérií. Staršie triedenia vychádzajú z vonkajších, javových znakov reakcie, novšie rešpektujú väzbové zmeny pri reakciách, charakter reagujúcich alebo prenášaných častíc a pod. Za kritérium sa môže však považovať aj určitá charakteristika vystihujúca len niektorú čiastkovú stránku chemickej reakcie, ako napríklad energetické zmeny počas jej priebehu alebo či reakcia prebieha izolovane, alebo v sústave spolu ďalšími rôznymi reakciami.

V tomto školskom roku si budete podrobnejšie charakterizovať chemické reakcie anorganických látok.

Pre triedenie chemických reakcií anorganických látok považujeme za základné tieto kritéria:

1. Celková vonkajšia zmena pri chemickej reakcii:

a) skladné (syntetické, syntézy) reakcie – jednoduchšie východiskové látky sa zlučujú a vznikajú zložitejšie látky:

$A + B \longrightarrow C$ $\qquad$ $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$

b) rozkladné (analytické) reakcie – zložitejšie látky sa štiepia na jednoduchšie látky:

$A \longrightarrow B + C$ $\qquad$ $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

c) substitučné (vytesňovacie) reakcie – atóm alebo skupina atómov v molekule danej zlúčeniny je vymenená za iný atóm alebo skupinu atómov:

$AB + C \longrightarrow A + CB$ $\qquad$ $CuSO_4 + Fe \longrightarrow Cu + FeSO_4$

d) podvojná zámena (konverzia) – dochádza k dvom substitúciám:

$AB + CD \longrightarrow AD + CB$ $\qquad$ $BaCl_2 + K_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2KCl$

2. Mechanizmus priebehu chemickej reakcie:

a) redoxné reakcie – dochádza k zmene oxidačných čísel atómov alebo iónov:

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

b) protolytické reakcie – nastáva prijímanie a odovzdávanie protónov medzi kyselinou a zásadou:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

c) zrážacie reakcie – vznikajú málo rozpustné produkty (zrazeniny):

$$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NaNO_3$$

d) komplexotvorné reakcie – vznikajú komplexné (koordinačné) zlúčeniny:

$$BF_3 + F^- \longrightarrow [BF_4]^-$$

Všeobecne platné poznatky o uvedených typoch chemických reakcií spolu s poznatkami z termochémie, chemickej kinetiky a rovnováhy umožnia nielen vysvetliť, ale aj predpovedať priebeh mnohých chemických reakcií anorganických látok.

7.2 Schémy a rovnice chemických reakcií

Chemické reakcie môžeme zapisovať chemickými schémami alebo chemickými rovnicami. Na ich **ľavú stranu** píšeme značky prvkov alebo vzorce zlúčenín **reaktantov.** Na **pravú stranu** píšeme značky prvkov alebo vzorce zlúčenín **produktov.**

Schémy chemických reakcií

V schémach chemických reakcií sú strany reaktantov a produktov spojené prerušovanou šípkou. Napríklad:

$$H_2 + O_2 \dashrightarrow H_2O$$

Zo schémy chemickej reakcie vidíme, že počet atómov jednotlivých prvkov reaktantov sa nerovná počtu atómov prvkov v produktoch.
Reakčné schémy často obsahujú len hlavné reaktanty a hlavné produkty.

Rovnice chemických reakcií

V chemických rovniciach sú obidve strany spojené plnou šípkou smerujúcou od reaktantov k produktom. Celkový počet atómov jednotlivých prvkov reaktantov musí byť rovnaký ako celkový počet atómov prvkov v produktoch. V súlade so zákonom zachovania hmotnosti sa hmotnosť reaktantov rovná hmotnosti produktov. Preto pre vyššie uvedenú chemickú reakciu vodíka s kyslíkom je chemickou rovnicou:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

Číslo pred značkou prvku alebo vzorcom zlúčeniny nazývame **stechiometrický koeficient.**
Chemickú rovnicu uvedenej reakcie vodíka s kyslíkom za vzniku vody čítame napríklad takto:
Reakciou dvoch mólov vodíka s jedným mólom kyslíka vznikajú dva móly vody.

Cvičenie 1

Jednotlivé schémy chemických reakcií upravte na chemické rovnice:

a) $Fe + S \dashrightarrow FeS$

b) $Na + Cl_2 \dashrightarrow NaCl$

Riešenie 1

a) $Fe + S \longrightarrow FeS$

b) $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$

Na základe stechiometrických koeficientov môžeme určiť pomery látkových množstiev reaktantov a produktov. Nazývame ich stechiometrické pomery.

Napríklad z rovnice chemickej reakcie:

$$2Na(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow 2NaOH(aq) + H_2(g)$$

vyplýva, že sodík reaguje s vodou v pomere látkových množstiev 1 : 1, pomer látkového množstva sodíka k látkovému množstvu vzniknutého vodíka je 2 : 1.

Kvalitatívno-kvantitívny význam chemických rovníc

Chemické rovnice neudávajú len reaktanty a produkty reakcie, ale aj pomery hmotností, látkových množstiev, prípadne objemov látok, ktoré zreagovali alebo vznikli reakciou. Napríklad pri tepelnom rozklade tuhého uhličitanu vápenatého vzniká tuhý oxid vápenatý a plynný oxid uhličitý. Chemickú reakciu zapíšeme rovnicou:

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

Z rovnice napríklad vyplýva, že z 1 mólu $CaCO_3$ vznikne 1 mól CaO a 1 mól CO_2.

Na základe molárnych (starší názov mólových) hmotností reaktantov a produktov vieme, že zo 100,09 g $CaCO_3$ vznikne 56,08 g CaO a 44,01 g CO_2.
Reakciou vznikne 1 mól plynného CO_2, ktorý zaberá pri normálnych podmienkach objem 22,41 dm^3 (normálne podmienky 0 °C, 101,325 kPa).
Na základe chemických rovníc môžeme vypočítať látkové množstvo, hmotnosť a objem reaktantov a produktov.

7.2.1 Rôzne spôsoby zápisu rovníc chemických reakcií

Chemické reakcie môžeme zapísať rôznymi chemickými rovnicami. Budeme používať tieto spôsoby:

1. stechiometrický,
2. stavový,
3. úplný iónový,
4. skrátený iónový.

Ako zapisujeme chemické reakcie uvedenými spôsobmi zápisu, ukážeme na chemickej reakcii roztoku hydroxidu sodného s roztokom kyseliny chlorovodíkovej, ktorých produktom je roztok chloridu sodného a voda.

1. Stechiometrický zápis

V tomto zápise chemických reakcií sa používajú vzorce reaktantov a produktov. Napríklad zvolenú chemickú reakciu zapíšeme:

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

2. Stavový zápis

V tomto zápise symbolmi, ktoré vyjadrujú skupenstvo látok – s (tuhé), l (kvapalné), g (plynné), vyznačíme skupenský stav jednotlivých reaktantov a produktov. Symbolom aq označíme látku, ktorá sa nachádza vo vodnom roztoku.
Neutralizáciu zapíšeme stavovým zápisom:

$$NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

3. Úplný iónový zápis

V tomto zápise uvádzame vzorce všetkých iónov, ktoré sa nachádzajú v reakčnej sústave, spolu so vzorcami ostatných látok.
Uvažovanú neutralizáciu zapíšeme úplným iónovým zápisom:

$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$

Použitím symbolov označujúcich stav látok zapíšeme reakciu takto:

$$Na^+(aq) + OH^-(aq) + H^+(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(l)$$

4. Skrátený iónový zápis

V tomto zápise sa uvádzajú vzorce len tých iónov, ktoré spolu reagujú.
Vzorce iónov, ktoré sa nachádzajú na ľavej aj pravej strane rovníc zapísaných úplným iónovým zápisom, sa neuvádzajú.
Skrátený iónový zápis uvedenej neutralizácie:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

Ak uvedieme aj stav reaktantov a produktov, zápis je:

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(l)$$

7.3 Výpočty na základe chemických rovníc

Pri príprave a výrobe chemických látok je potrebné vedieť množstvo reaktantov, ktoré potrebujeme na získanie určitého množstva produktov.

Pri výpočte určitého množstva reaktantov a produktov na základe chemickej rovnice možno použiť niekoľko postupov. Oboznámime sa s dvoma:
- prvý postup používa trojčlenku,
- druhý postup používa vzťah medzi veličinami.

Pri výpočtoch z chemických rovníc vychádzame zo známeho poznatku, že podiel látkových množstiev látok sa rovná podielu ich stechiometrických koeficientov.

Pre reakciu zapísanú všeobecnou chemickou rovnicou:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

kde A a B sú reaktanty, C a D produkty; a, b, c, d sú príslušné stechiometrické koeficienty, platí:

$$\frac{n(B)}{n(A)} = \frac{b}{a}; \quad \frac{n(C)}{n(D)} = \frac{c}{d}; \quad \frac{n(C)}{n(A)} = \frac{c}{a}; \quad \frac{n(D)}{n(B)} = \frac{d}{b} \quad \text{atď.}$$

$n(A)$, $n(B)$ označujú látkové množstvá zreagovaných látok, $n(C)$, $n(D)$ látkové množstvá vzniknutých produktov.

Ďalej pri výpočtoch využívame napríklad vzťah medzi látkovým množstvom n, hmotnosťou m a molárnou hmotnosťou M.

7.3.1 Výpočet látkového množstva

Cvičenie 2

Vodík reaguje s kyslíkom za vzniku vody. Reakciu zapíšeme rovnicou:
$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$
Vypočítajte látkové množstvo kyslíka, ktoré zreaguje s 8 mólmi vodíka a látkové množstvo vzniknutej vody.

Riešenie 2

a) Výpočet látkového množstva kyslíka

Z rovnice chemickej reakcie vyplýva, že 2 móly H_2 zreagujú s 1 mólom O_2.
Zo zadania vieme:
$n(H_2) = 8$ mol

2 mol H_2 ..... 1 mol O_2
8 mol H_2 ..... x mol O_2

$$x = \frac{8}{2} \cdot 1 = 4$$

S 8 mólmi vodíka zreagujú 4 móly kyslíka.

b) Výpočet látkového množstva vody

Z rovnice vyplýva, že ak zreagujú 2 móly H_2, vzniknú 2 móly H_2O.

Zo zadania vieme:
$n(H_2) = 8$ mol

2 mol H_2 ..... 2 mol H_2O
8 mol H_2 ..... x mol H_2O

$$x = \frac{8}{2} \cdot 2 = 8$$

Reakciou 8 mólov vodíka s kyslíkom vznikne 8 mólov vody.

Cvičenie 3

Vypočítajte hmotnosť zinku, ktorá je potrebná na reakciu s kyselinou chlorovodíkovou, aby vzniklo 25 g chloridu zinočnatého $ZnCl_2$.

$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

Riešenie 3

Prvý postup

V chemických tabuľkách zistíme molárne hmotnosti zinku a chloridu zinočnatého.

$M(Zn) = 65{,}39\ g \cdot mol^{-1}$, $M(ZnCl_2) = 136{,}29\ g \cdot mol^{-1}$.

Z rovnice chemickej reakcie vyplýva:

Reakciou 1 mólu zinku (65,39 g) s kyselinou chlorovodíkovou vznikne 1 mól chloridu zinočnatého (136,29 g).

65,39 g Zn ..... 136,29 g $ZnCl_2$

x g Zn ..... 25 g $ZnCl_2$

$$x = \frac{65{,}39 \cdot 25}{136{,}29} = 12$$

Na prípravu 25 g chloridu zinočnatého je potrebných 12 g zinku.

Druhý postup

Zo zadanej hmotnosti chloridu zinočnatého $m(ZnCl_2) = 25$ g a známej molárnej hmotnosti $M(ZnCl_2) = 136{,}29\ g \cdot mol^{-1}$ vypočítame látkové množstvo $n(ZnCl_2)$.

$$n(ZnCl_2) = \frac{m(Zn)}{M(ZnCl_2)} = \frac{25\,g}{136{,}29\ g \cdot mol^{-1}} = 0{,}1834\ mol$$

Z chemickej rovnice

$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

na základe pomeru látkových množstiev zinku a chloridu zinočnatého odvodíme látkové množstvo zinku.

$$\frac{n(Zn)}{n(ZnCl_2)} = \frac{1}{1} = \ldots\ldots n(Zn) = n(ZnCl_2)$$

Hmotnosť zinku vypočítame z jeho látkového množstva a molárnej hmotnosti.

$m(Zn) = n(Zn) \cdot M(Zn) = 0{,}1834\ mol \cdot 65{,}39\ g \cdot mol^{-1} = 12\ g$

Na prípravu 25 g chloridu zinočnatého je potrebných 12 g zinku.

Kľúčové učivo

- **Premeny, pri ktorých z určitých chemických látok vznikajú iné chemické látky, nazývame chemické reakcie.**
- **Chemické látky, ktoré navzájom reagujú, nazývame reaktanty.**

- **Chemické látky, ktoré pri reakcii vznikajú, nazývame produkty.**
- **Chemické reakcie zapisujeme pomocou chemických rovníc.**
- **Existujú štyri základné spôsoby zápisu chemických reakcií: stechiometrický, stavový, úplný iónový, skrátený iónový.**
- **Na základe chemických rovníc môžeme vypočítať látkové množstvo a hmotnosť reaktantov a produktov.**

7.4 Otázky a úlohy

1. Vypočítajte hmotnosť oxidu horečnatého, ktorý vznikne zhorením 48,6 g horčíka v nadbytku kyslíka:
   $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$
   $M(Mg) = 24{,}3\ g \cdot mol^{-1}$, $M(MgO) = 40{,}3\ g \cdot mol^{-1}$.

2. Síra reaguje s kyslíkom za vzniku oxidu siričitého:
   $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
   Vypočítajte, aká hmotnosť síry je potrebná na prípravu 32,05 g SO_2.
   $M(S) = 32{,}10\ g \cdot mol^{-1}$, $M(SO_2) = 64{,}10\ g \cdot mol^{-1}$.

3. Vypočítajte, aká hmotnosť sodíka a vody je potrebná na prípravu 0,5 g vodíka:
   $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$
   $M(Na) = 23\ g \cdot mol^{-1}$, $M(H_2O) = 18\ g \cdot mol^{-1}$, $M(H_2) = 2{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.

4. Vypočítajte hmotnosť hydroxidu vápenatého, ktorý vznikne, ak zreaguje 4,5 g vody s oxidom vápenatým:
   $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
   $M(CaO) = 56\ g \cdot mol^{-1}$, $M[Ca(OH)_2] = 74\ g \cdot mol^{-1}$, $M(H_2O) = 18\ g \cdot mol^{-1}$.

5. Málo rozpustný biely chlorid strieborný možno pripraviť reakciou roztoku dusičnanu strieborného s roztokom chloridu sodného:
   $AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NaNO_3$
   Vypočítajte, aká hmotnosť $AgNO_3$ je potrebná na prípravu 10,0 g AgCl.
   $M(AgNO_3) = 170\ g \cdot mol^{-1}$, $M(AgCl) = 143\ g \cdot mol^{-1}$.

6. Vypočítajte hmotnosť striebra, ktorá sa získa tepelným rozkladom 1,0 kg oxidu strieborného:
   $2Ag_2O \longrightarrow 4Ag + O_2$
   $M(Ag_2O) = 232\ g \cdot mol^{-1}$, $M(Ag) = 108\ g \cdot mol^{-1}$.

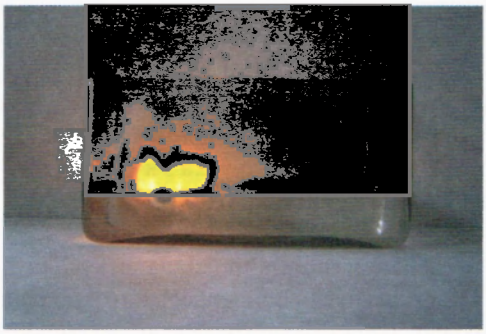
7. Zhorením 0,10 mólu horčíkovej pásky v plameni kahana vznikol biely prášok, oxid horečnatý. Vypočítajte jeho hmotnosť.
   $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$
   $M(Mg) = 24\ g \cdot mol^{-1}$, $M(MgO) = 40\ g \cdot mol^{-1}$.

8. Vypočítajte, koľko gramov oxidu ortutnatého sa musí rozložiť, aby vzniklo 3,2 g kyslíka:
$2HgO \longrightarrow 2Hg + O_2$
$M(HgO) = 217\ g \cdot mol^{-1}$, $M(O_2) = 32\ g \cdot mol^{-1}$.

*9. Tepelným rozkladom uhličitanu vápenatého vzniká oxid vápenatý a oxid uhličitý:
$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
Vypočítajte:
a) aká hmotnosť CaO,
b) aké látkové množstvo CO_2,
c) aký objem CO_2 pri normálnych podmienkach vznikne z 25 g $CaCO_3$.
$M(CaCO_3) = 100\ g \cdot mol^{-1}$, $M(CaO) = 56\ g \cdot mol^{-1}$, $M(CO_2) = 44\ g \cdot mol^{-1}$.

8 ENERGETICKÉ ZMENY PRI CHEMICKÝCH REAKCIÁCH

Z doterajších skúseností viete, že v priebehu niektorých chemických reakcií dochádza k uvoľňovaniu tepla. Napríklad pri horení papiera, dreva, plynu, ktorý sa používa v domácnostiach na varenie, pri reakcii sodíka s vodou (obr. 8.1), horčíka s kyslíkom, kyseliny s hydroxidom.



Obr. 8.1 Chemická reakcia sodíka s vodou

Oboznámili ste sa tiež s niektorými reakciami, pri ktorých sa teplo spotrebúva. Ide predovšetkým o fotosyntézu, ktorá má pre človeka nesmierny význam. Bez tejto endotermickej reakcie, ktorá získava energiu zo Slnka, by náš život nebol možný. Ďalšou významnou endotermickou reakciou je napríklad tepelný rozklad uhličitanu vápenatého, z ktorého sa vyrába pálené vápno, cenná surovina v stavebníctve.
Z uvedeného vyplýva, že pri chemických reakciách dochádza k uvoľňovaniu alebo spotrebúvaniu tepla.

Podľa toho, či sa počas chemických reakcií teplo uvoľňuje alebo spotrebúva, rozdeľujeme chemické reakcie na **exotermické** a **endotermické.**

Exotermické reakcie sú reakcie, pri ktorých sa teplo uvoľňuje.
Endotermické reakcie sú reakcie, pri ktorých sa teplo spotrebúva.

Vedná disciplína chémie, ktorá skúma tepelné javy pri chemických reakciách, sa nazýva **termochémia.**

8.1 Exotermické reakcie

Mnohé exotermické reakcie prebiehajú už pri vzájomnom pôsobení reaktantov bez toho, aby sa im musela dodať energia. Z reakcií, s ktorými ste sa už oboznámili, je to napríklad reakcia sodíka s vodou, reakcia kyseliny chlorovodíkovej s hydroxidom sodným. Existuje však mnoho exotermických reakcií, ktoré prebiehajú len vtedy, ak sa reaktantom na začiatku dodá energia. Mnohé z týchto reakcií majú v našom živote dôležitú úlohu. Ide najmä o chemické reakcie rôznych palív, ktoré sa používajú v bežnom živote, napríklad reakcia zemného plynu, dreva alebo uhlia s kyslíkom zo vzduchu.
Spoločným znakom všetkých exotermických reakcií je, že ich **produkty majú menšiu energiu** ako **reaktanty.**
Pri vzniku väzieb v produktoch sa pri exotermických reakciách uvoľní viac energie, ako sa spotrebuje pri zániku väzieb v reaktantoch.

8.2 Endotermické reakcie

Endotermické reakcie prebiehajú len pri neustálom spotrebúvaní tepla. Spoločným znakom všetkých endotermických reakcií je, že produkty majú väčšiu energiu ako reaktanty.

Napríklad uhličitan vápenatý $CaCO_3$ je pri bežných teplotách stály. Rozkladá sa pri teplote vyše 800 °C pri neustálom zahrievaní na oxid vápenatý CaO (pálené vápno) a oxid uhličitý CO_2.

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\text{teplo}} CaO(s) + CO_2(g)$$

Ak sa uhličitan vápenatý prestane zahrievať, jeho rozklad sa zastaví – reakcia neprebieha. Medzi endotermické reakcie patrí aj reakcia dusíka s kyslíkom, pri ktorej vzniká oxid dusnatý a ten ďalej reaguje s kyslíkom za vzniku oxidu dusičitého.

Molekulový dusík N_2 sa nachádza spolu s molekulami kyslíka O_2 vo vzduchu. Pri ich vzájomných zrážkach však pri bežných podmienkach k reakcii nedochádza, pretože v molekulách dusíka sa nachádza pevná trojitá väzba. Reakcia medzi molekulami dusíka a kyslíka prebieha pri vysokých teplotách.
Určité množstvo oxidov dusíka vzniká pri búrkach. Ich vznik umožňuje energia bleskov. Vzniknuté oxidy dusíka spolu s oxidmi síry reagujú s vodou a vznikajú tak kyslé dažde, ktoré negatívne pôsobia na životné prostredie.

8.3 Reakčné teplo

Efektívna práca v chemickom laboratóriu, ako aj v chemickej výrobe si vyžaduje poznať, aké množstvo tepla sa uvoľní alebo spotrebuje pri príprave a výrobe chemických látok. Väčšina chemických reakcií sa uskutočňuje pri konštantnom tlaku (najmä atmosférickom). Pri atmosférickom tlaku prebiehajú napríklad reakcie v prírode, realizujú sa pokusy v školskom chemickom laboratóriu.

V termochémii sa reakčné teplo *Q* reakcií, ktoré prebiehajú pri konštantnom tlaku, určuje ako rozdiel entalpie produktov reakcie a entalpie reaktantov. Entalpiu označujeme písmenom ***H*** **a vyjadrujeme v jednotkách kJ·mol^{-1}.**

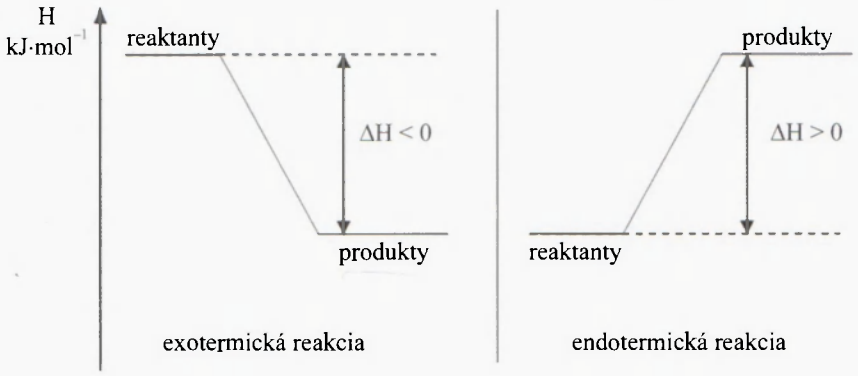
Možno ju zjednodušene chápať ako „*tepelný obsah látky*“, ktorý súvisí s množstvom energie obsiahnutej v chemických väzbách látky.
Rozdiel (zmenu) entalpie produktov a reaktantov označujeme ΔH, vyjadrujeme ju v jednotkách kJ·mol^{-1}:

$$\Delta H = \text{entalpia produktov} - \text{entalpia reaktantov}$$

Reakčné teplo pri konštantnom tlaku sa rovná zmene entalpií produktov a reaktantov chemických reakcií.

$$Q = \Delta H$$

Pri exotermických reakciách je entalpia produktov menšia ako entalpia reaktantov, $\Delta H < 0$ (obr. 8.2).
Pri endotermických reakciách je entalpia produktov väčšia ako entalpia reaktantov, $\Delta H > 0$ (obr. 8.2).



Obr. 8.2 Zmeny entalpie látok pri exotermických a endotermických reakciách

Od čoho závisí množstvo uvoľneného alebo spotrebovaného tepla?

Pokus

Do dvoch kadičiek nalejeme po 50 cm^3 zriedenej kyseliny chlorovodíkovej (1 : 1) a v každej kadičke odmeriame teplotu. Do prvej kadičky pridáme 2 g a do druhej 4 g hydroxidu sodného. Obsah oboch kadičiek zamiešame tyčinkou. Prebieha reakcia, pri ktorej vzniká roztok chloridu sodného a voda. Po skončení chemickej reakcie odmeriame teplomerom teploty oboch roztokov.

Pozorovanie

Teplota roztoku chloridu sodného, ktorý vznikol reakciou väčšieho látkového množstva hydroxidu sodného, bola vyššia.

Diskusia

Množstvo tepla uvoľneného pri uvedenej reakcii záviselo od látkového množstva reaktantov.

Množstvo uvoľneného alebo spotrebovaného tepla pri chemických reakciách závisí od látkového množstva reaktantov. Čím väčšie látkové množstvo reaktantov zreaguje, tým je množstvo tepla väčšie.

Aby sa vedelo, na aké látkové množstvo reaktantov a produktov sa vzťahuje uvoľnené alebo spotrebované teplo, zaviedol sa pojem **reakčné teplo.**

Reakčné teplo (zmena entalpie ΔH) reakcie je množstvo tepla, ktoré sa uvoľní alebo spotrebuje, ak zreaguje také látkové množstvo reaktantov, aké udávajú stechiometrické koeficienty v príslušnej chemickej rovnici.

Napríklad pre reakciu oxidu uhoľnatého s kyslíkom za vzniku oxidu uhličitého:

$$2CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g)$$

je hodnota reakčného tepla $\Delta H = -566\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Z definície reakčného tepla vyplýva, že pri uvedenej reakcii sa uvoľní 566 kJ tepla vtedy, ak zreagujú dva móly plynného oxidu uhoľnatého s jedným mólom plynného kyslíka za vzniku dvoch mólov plynného oxidu uhličitého.

Cvičenie 1

Na základe hodnoty reakčného tepla predtým (s. 107) uvedenej reakcie určte, aké množstvo tepla sa uvoľní počas reakcie, ak vznikne jeden mól oxidu uhličitého.

Riešenie 1

Ako vyplýva z chemickej rovnice, množstvo uvoľneného tepla 566 kJ sa vzťahuje na vznik dvoch mólov oxidu uhličitého. Pri vzniku jedného mólu sa uvoľní 283 kJ tepla.

Cvičenie 2

Vypočítajte reakčné teplo reakcie:
$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$
ak viete, že pri vzniku 0,5 mólu oxidu sírového sa uvoľní 49 kJ tepla.

Riešenie 2

Reakčné teplo reakcie sa vzťahuje na také látkové množstvo reaktantov a produktov, aké udávajú stechiometrické koeficienty v príslušnej rovnici. Ak pri vzniku 0,5 mólu oxidu sírového sa uvoľní 49 kJ tepla, tak pri vzniku dvoch mólov oxidu sírového sa uvoľní 196 kJ tepla.
Reakčné teplo uvedenej reakcie $\Delta H = -196\ kJ \cdot mol^{-1}$.

Reakčné teplo závisí od teploty a tlaku, pri ktorých sa uskutočňuje reakcia. Aby bolo možné porovnávať hodnoty reakčných tepiel chemických reakcií, zaviedli sa štandardné podmienky. Teplota 25 °C (298,15 K) a tlak 101,325 kPa. Reakčné teplo reakcií uskutočňovaných pri štandardných podmienkach sa označuje symbolom $\Delta H°$.

8.4 Termochemické rovnice

V termochemických rovniciach sa uvádza hodnota reakčného tepla a pri reaktantoch a produktoch vždy aj ich skupenský stav.

Skupenský stav reaktantov a produktov sa uvádza preto, lebo hodnota reakčného tepla závisí od skupenského stavu reaktantov a produktov.
Napríklad exotermickou reakciou vodíka s kyslíkom môže vzniknúť vodná para alebo voda v kvapalnom skupenstve. Vodná para má väčší tepelný obsah (entalpiu) ako kvapalná voda tej istej teploty, preto reakčné teplo, ktoré sa pri tejto reakcii uvoľní, bude pri vzniku vodnej pary menšie.

Označenie stavu reaktantov a produktov v termochemických rovniciach:
s – tuhá látka,
l – kvapalná látka,
g – plynná látka,
aq – vodný roztok látky.

Hodnotu reakčného tepla môžeme v termochemických rovniciach zapísať rôznymi spôsobmi. Najčastejšie sa uvádza pomocou ΔH vedľa chemickej rovnice. Reakčné teplo však môžeme uviesť ako súčasť chemickej rovnice, a to buď na stranu produktov, alebo reaktantov.

8.4.1 Termochemické rovnice exotermických reakcií

Pri exotermických reakciách je hodnota ΔH záporná.
Reakciu uhlíka s kyslíkom, pri ktorej sa energia uvoľňuje (produkty majú menšiu energiu ako reaktanty), možno zapísať:

1. $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -393{,}5\ kJ \cdot mol^{-1}$
2. $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 393{,}5\ kJ$

V druhej termochemickej rovnici je hodnota reakčného tepla v súlade so zákonom zachovania hmotnosti a energie uvedená na strane produktov so znamienkom plus (teplo môžeme považovať za produkt reakcie).

8.4.2 Termochemické rovnice endotermických reakcií

Pri endotermických reakciách je hodnota ΔH kladná.
Napríklad tepelný rozklad uhličitanu vápenatého zapíšeme pomocou ΔH takto:

$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ $\Delta H = 178\ kJ \cdot mol^{-1}$

Cvičenie 3

Napíšte termochemickú rovnicu tepelného rozkladu uhličitanu vápenatého tak, že hodnotu reakčného tepla zapíšete priamo v chemickej rovnici.

Riešenie 3

Hodnotu reakčného tepla možno napísať:

a) na ľavú stranu rovnice:
$CaCO_3(s) + 178\ kJ \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
b) na pravú stranu rovnice:
$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g) - 178\ kJ$

Pri uvádzaní hodnoty reakčného tepla priamo v chemickej rovnici endotermickej reakcie píšeme hodnotu reakčného tepla na stranu reaktantov so znamienkom plus (teplo sa dodávalo) alebo na stranu produktov so znamienkom mínus.

8.5 Termochemické zákony

8.5.1 Prvý termochemický zákon

Pre všetky chemické reakcie platí, že hodnota reakčného tepla priamej a spätnej reakcie je až na znamienko rovnaká. Túto skutočnosť vyjadruje prvý termochemický zákon.

Hodnota reakčného tepla priamej a spätnej reakcie je rovnaká a líši sa len znamienkom.

Prvý termochemický zákon objavili v roku 1780 ***A. L. Lavoisier*** a ***P. S. Laplace.***

Cvičenie 4

Na základe prvého termochemického zákona a termochemickej rovnice:
$2SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2SO_3(g)$ $\Delta H_1 = -196\ kJ \cdot mol^{-1}$
určte hodnotu reakčného tepla rozkladu oxidu sírového na oxid siričitý a kyslík.

Riešenie 4

Rozklad oxidu sírového na oxid siričitý a kyslík zapíšeme rovnicou:
$2SO_3(g) \longrightarrow 2SO_2(g) + O_2(g)$ $\Delta H_2 = ?$

Vznik oxidu sírového a jeho rozklad sú reakcie v opačnom smere.
Z uvedeného vyplýva, že reakčné teplo spätnej reakcie má až na znamienko rovnakú hodnotu.

Reakcia:
$2SO_3(g) \longrightarrow 2SO_2(g) + O_2(g)$ $\Delta H_2 = 196\ kJ \cdot mol^{-1}$

Hodnota reakčného tepla rozkladu oxidu sírového na oxid siričitý a kyslík je $196\ kJ \cdot mol^{-1}$.

8.5.2 Druhý termochemický zákon

Z poznatku, že reakčné teplo (zmena entalpie) závisí len od hodnoty entalpie produktov a reaktantov, možno vypočítať hodnotu reakčného tepla reakcie, ak poznáme hodnoty reakčných tepiel jej čiastkových reakcií. (Pod pojmom čiastkové reakcie rozumieme postupné kroky premeny reaktantov na produkty cez medziprodukty.)

Reakčné teplo určitej reakcie sa rovná súčtu reakčných tepiel jej čiastkových reakcií.

Toto tvrdenie sa nazýva **druhý termochemický zákon** a formuloval ho ***G. H. Hess*** v roku 1840. Tento zákon sa v literatúre často uvádza podľa jeho objaviteľa ako **Hessov zákon.**
Zo zákona vyplýva, že reakčné teplo chemickej reakcie zloženej z viacerých čiastkových reakcií nezávisí od spôsobu premeny reaktantov na produkty, ale iba od začiatočného a konečného stavu látok.

Cvičenie 5

Na základe termochemických rovníc:
$Zn(s) + S(s) \longrightarrow ZnS(s)$ $\Delta H_1 = -206\ kJ \cdot mol^{-1}$
$ZnS(s) + 2O_2(g) \longrightarrow ZnSO_4(s)$ $\Delta H_2 = -776{,}8\ kJ \cdot mol^{-1}$

vypočítajte reakčné teplo reakcie:
$Zn(s) + S(s) + 2O_2(g) \longrightarrow ZnSO_4(s)$ $\Delta H = ?$

Riešenie 5

Podľa druhého termochemického zákona platí:

$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -206\ \text{kJ·mol}^{-1} + (-776{,}8\ \text{kJ·mol}^{-1})$
$\Delta H = -982{,}8\ \text{kJ·mol}^{-1}$.

8.6 Tepelné javy pri rozpúšťaní tuhých látok

Pri rozpúšťaní tuhých látok vo vode, napríklad hydroxidu draselného, uhličitanu sodného, dekahydrátu uhličitanu sodného, sa teplo môže uvoľňovať (teplota vzniknutého roztoku je vyššia ako teplota vody, do ktorej sa pridala tuhá látka – KOH, Na_2CO_3) alebo spotrebúvať (teplota roztoku je nižšia – $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$).

Ako možno vysvetliť pozorované javy?
Pri rozpúšťaní tuhých látok vo vode sa musí najskôr rozrušiť ich kryštálová štruktúra. Na rozrušenie kryštálovej štruktúry sa spotrebuje teplo. (Zmena entalpie je kladná, dej je endotermický.)
Na častice rozpúšťanej látky sa viažu (hydratujú) molekuly vody. Pri tomto deji sa teplo uvoľňuje. (Zmena entalpie je záporná, dej je exotermický.)

Výsledný tepelný efekt sa rovná súčtu tepelných efektov (zmien entalpie) čiastkových dejov.

Či sa teplo uvoľní alebo spotrebuje, závisí od množstva tepla, ktoré sa spotrebuje na rozrušenie kryštálovej štruktúry, a množstva tepla, ktoré sa uvoľní pri hydratácii iónov. **Ak sa pri hydratácii iónov uvoľni viac tepla, ako sa spotrebuje na rozrušenie kryštálovej štruktúry, rozpúšťanie je exotermický dej. Ak sa uvoľní menej tepla, dej je endotermický.**

Napríklad na rozrušenie kryštálovej štruktúry jedného mólu NaCl treba 781 kJ tepla. Pri hydratácii iónov Na^+ a Cl^- sa uvoľní teplo 773 kJ·mol^{-1}. Z toho vyplýva, že na rozrušenie kryštálovej štruktúry sa spotrebuje viac energie, ako sa uvoľní pri hydratácii iónov. Rozpúšťanie chloridu sodného vo vode je endotermický dej.

Kľúčové učivo

- **Pri chemických reakciách dochádza k uvoľňovaniu alebo spotrebúvaniu tepla.**
- **Pri exotermických reakciách dochádza k uvoľňovaniu tepla. Produkty reakcie majú menšiu energiu ako reaktanty.**
- **Endotermické reakcie prebiehajú len počas neustáleho dodávania tepla. Produkty reakcie majú väčšiu energiu ako reaktanty.**
- **Uvoľnené alebo spotrebované teplo sa pri reakciách prebiehajúcich pri konštantnom tlaku vyjadruje pomocou zmeny entalpie produktov a reaktantov.**
- **Reakčné teplo reakcie je definované ako množstvo tepla, ktoré sa uvoľní alebo spotrebuje, ak zreaguje také látkové množstvo reaktantov, aké udávajú stechiometrické koeficienty v príslušnej chemickej rovnici. Vyjadruje sa v kJ·mol^{-1}.**

- **V termochemických rovniciach sa pri reaktantoch a produktoch uvádza ich skupenský stav a hodnota reakčného tepla.**
- **Prvý termochemický zákon: Hodnota reakčného tepla priamej a spätnej reakcie je rovnaká a líši sa len znamienkom.**

8.7 Otázky a úlohy

1. Vyberte správne tvrdenia:
   a) pri exotermických reakciách treba na začiatku vždy dodať energiu,
   b) endotermické reakcie prebiehajú len pri neustálom dodávaní tepla,
   c) produkty exotermických reakcií majú menšiu energiu ako reaktanty,
   d) reaktanty endotermických reakcií majú väčšiu energiu ako produkty,
   e) horenie je exotermická reakcia, pri ktorej sa uvoľňuje teplo a svetlo.

2. Ak na rozštiepenie väzieb v reaktantoch treba dodať menšie množstvo energie, ako sa uvoľní pri vzniku väzieb v produktoch, reakcia je .....termická.

3. V kadičke prebieha chemická reakcia látok A a B. Po určitom čase sme zistili, že sa kadička ochladila. Určte, či reakcia látok A a B je exotermická alebo endotermická. Odpoveď zdôvodnite.

4. Vytvorte správne dvojice označenia skupenstva látok.

1. tuhá látka	a) l
2. kvapalná látka	b) g
3. plynná látka	c) s
4. vodný roztok látky	d) aq

5. Napíšte chemickú rovnicu reakcie tuhej síry s plynným kyslíkom za vzniku plynného oxidu siričitého a tepla.

6. Porovnajte entalpiu reaktantov a produktov endotermických reakcií.

7. Kedysi sa na laboratórne pokusy pripravoval kyslík zahrievaním tuhého oxidu ortutnatého. Vyberte možné zápisy chemickej reakcie:
   a) $2HgO(s) \xrightarrow{teplo} 2Hg(l) + O_2(g)$
   b) $2HgO(s) + teplo \longrightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$
   c) $2HgO(s) \longrightarrow 2Hg(l) + O_2(g) + teplo$
   d) $2HgO(s) \longrightarrow 2Hg(l) + O_2(g) - teplo$

8. Ktoré z uvedených reakcií sú exotermické?
   a) $2NH_3(g) \longrightarrow 3H_2(g) + N_2(g)$ $\quad \Delta H - 92{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$
   b) $H_2(g) + Br_2(l) \longrightarrow 2HBr(g)$ $\quad \Delta H = -71\ kJ \cdot mol^{-1}$
   c) $H_2O(g) + C(s) \longrightarrow CO(g) + H_2(g)$ $\quad \Delta H = 131{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$
   d) $2CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -566\ kJ \cdot mol^{-1}$

9. Ktoré z uvedených reakcií sú endotermické?
   a) $4NH_3(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$ $\Delta H = -906\ kJ \cdot mol^{-1}$
   b) $CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + 802\ kJ$
   c) $2S(s) + C(s) \longrightarrow CS_2(l) - 128\ kJ$
   d) $3C(s) + 2Fe_2O_3(s) + 463{,}8\ kJ \longrightarrow 4Fe(s) + 3CO_2(g)$

10. Na základe údajov v termochemickej rovnici:
    $3H_2(g) + N_2(g) \longrightarrow 2NH_3(g)$ $\Delta H = -92{,}4\ kJ \cdot mol^{-1}$
    napíšte, aké množstvo tepla sa uvoľní pri vzniku 1 mólu $NH_3(g)$.

11. Vypočítajte hodnotu reakčného tepla ΔH reakcie:
    $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$
    ak viete, že na vznik 1 mólu plynného oxidu dusnatého sa spotrebuje 90,4 kJ tepla.

12. Vypočítajte hodnotu reakčného tepla ΔH reakcie:
    $H_2(g) + I_2(g) \longrightarrow 2HI(g)$
    ak viete, že pri vzniku 0,5 mólu HI sa uvoľní 2,75 kJ tepla.

13. Určte, ktoré z tvrdení týkajúcich sa termochemickej rovnice:
    $CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g) + 802\ kJ$
    je správne:
    a) reakcia je endotermická,
    b) $\Delta H < 0$,
    c) pri vzniku 1 mólu $H_2O(g)$ sa spotrebuje 401 kJ tepla,
    d) energia produktov je menšia ako energia reaktantov.

14. Určte, ktoré z tvrdení týkajúcich sa termochemickej rovnice:
    $3C(s) + 2Fe_2O_3(s) \longrightarrow 4Fe(s) + 3CO_2(g) - 463{,}8\ kJ$
    sú správne:
    a) reakcia je exotermická,
    b) $\Delta H > 0$,
    c) pri vzniku 1 mólu železa sa spotrebuje 1855,2 kJ energie,
    d) energia produktov je menšia ako energia reaktantov.

15. Na základe údajov v termochemickej rovnici:
    $2HgO(s) \longrightarrow 2Hg(g) + O_2(g)$ $\Delta H = 180{,}8\ kJ \cdot mol^{-1}$
    určte reakčné teplo vzniku 2 mólov tuhého oxidu ortutnatého reakciou Hg(g) a $O_2(g)$.

*16. Na základe termochemických rovníc:
    $S(s) \longrightarrow S(g)$ $\Delta H = 65{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$
    $S(g) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$ $\Delta H = -362{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$
    vypočítajte reakčné teplo reakcie:
    $S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$

* 17. Na základe termochemických rovníc:
    $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO(g)$ $\Delta H = 180{,}6\ kJ \cdot mol^{-1}$
    $2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$ $\Delta H = -114{,}2\ kJ \cdot mol^{-1}$
    vypočítajte reakčné teplo reakcie:
    $N_2(g) + 2O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$

*18. Na základe termochemických rovníc:

$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2 + 2H_2O(g)$ $\quad \Delta H = -802\ kJ \cdot mol^{-1}$

$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2 + 2H_2O(l)$ $\quad \Delta H = -890\ kJ \cdot mol^{-1}$

vypočítajte množstvo tepla, ktoré sa uvoľní alebo spotrebuje pri odparení jedného mólu $H_2O(l)$.

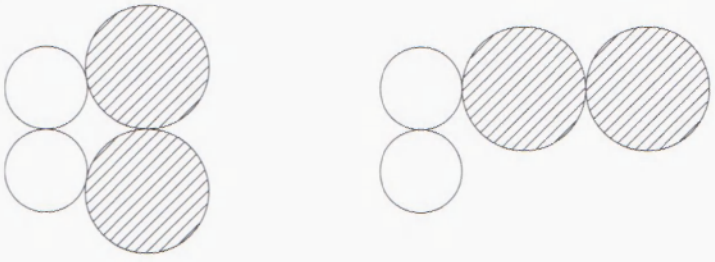
9 CHEMICKÁ KINETIKA

Dosiaľ ste sa na hodinách chémie zaoberali energetickými zmenami, ktoré sú súčasťou chemických reakcií. Neskúmali ste, akým spôsobom a ako rýchlo sa menia reaktanty na produkty. Je však veľmi dôležité poznať, akým spôsobom sa reaktanty menia na produkty a akými faktormi možno ovplyvniť rýchlosť chemických reakcií. Týmito problémami sa zaoberá chemická vedná disciplína, ktorá sa nazýva **chemická kinetika.**
Poznatky z chemickej kinetiky umožňujú ovplyvniť priebeh chemických reakcií, ktoré sa uskutočňujú pri príprave a výrobe rôznych látok, ako aj mnohých reakcií prebiehajúcich v ľudskom organizme. Vďaka poznatkom z chemickej kinetiky môžeme spomaliť priebeh nežiaducich chemických reakcií, ktoré prebiehajú napríklad pri hrdzavení železa, hnití dreva, kazení potravín. Priebeh chemických reakcií môžeme aj urýchliť, čo má význam napríklad pri výrobe liekov, potravín, čistiacich potrieb a mnohých ďalších látok každodennej potreby.
Skôr, ako sa budeme bližšie zaoberať rýchlosťami chemických reakcií a faktormi, ktoré ovplyvňujú rýchlosť reakcií, uvedieme niektoré základné poznatky o priebehu chemických reakcií.
Tieto poznatky umožňujú nielen vysvetliť, ale aj predpovedať vplyv niektorých faktorov na rýchlosť chemických reakcií.

9.1 Priebeh chemických reakcií

Aby sa mohli uskutočniť chemické reakcie, musia sa častice látok (molekuly, atómy, ióny) zraziť. **Zrážka častíc je účinná,** efektívna a vedie k chemickej reakcii len vtedy, **ak majú častice dostatočnú kinetickú energiu.**
Minimálna energia, ktorú musia mať častice, aby po ich zrážke došlo k chemickej reakcii, sa nazýva **aktivačná energia – E_A.**
Zrážkou častíc s aktivačnou energiou môžu vzniknúť produkty len vtedy, ak sú častice pri zrážke vhodne orientované.

Pre reakciu:
$A_2 + B_2 \longrightarrow 2AB$, v ktorej predpokladáme, že obe molekuly AB vznikajú súčasne, je na obrázku 9.1 uvedený príklad vhodnej a nevhodnej orientácie častíc pri zrážke.



$A_2 + B_2$
vhodná orientácia

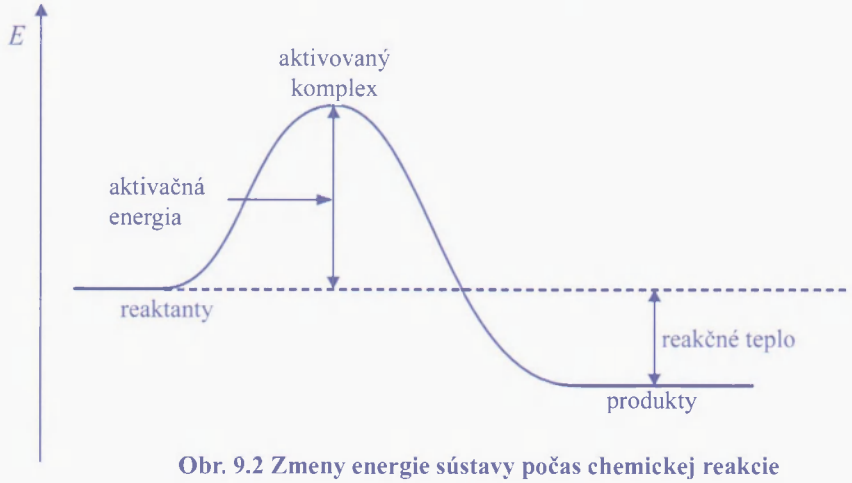
$A_2 + B_2$
nevhodná orientácia

Obr. 9.1 Schéma vhodnej a nevhodnej orientácie častíc pri zrážke

Vhodná orientácia molekúl má významnú úlohu pre uskutočnenie chemickej reakcie najmä pri zložitejších molekulách. Zrážka týchto molekúl je účinná vtedy, ak sa molekuly zrazia časťami (napr. atómami), ktoré sú schopné spolu reagovať.

Pri zrážke častíc s dostatočnou energiou ($E \geq E_A$) a vhodnou orientáciou vzniká nestály, energeticky bohatý, **aktivovaný (prechodový) komplex.** V aktivovanom komplexe je také usporiadanie častíc látok, ktoré má počas premeny reaktantov na produkty najväčšiu energiu. Aktivovaný komplex sa rýchlo rozpadá na produkty alebo spätne na reaktanty, pričom dochádza k uvoľňovaniu energie.

Počas priebehu chemickej reakcie dochádza k zmenám energie reakčnej sústavy (obr. 9.2).



Obr. 9.2 Zmeny energie sústavy počas chemickej reakcie

Hodnota aktivačnej energie reakcie sa rovná rozdielu hodnôt energie aktivovaného komplexu a energie reaktantov.

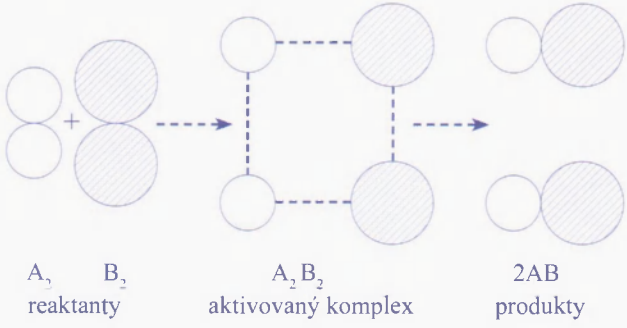
Hodnota reakčného tepla sa rovná rozdielu hodnôt energie produktov a energie reaktantov.

Aktivovaný komplex predstavuje energetickú bariéru medzi reaktantmi a produktmi. Bariéru môžu prekonať len častice, ktoré majú minimálne takú energiu, ako je aktivačná energia reakcie.

Priebeh reakcie:

$$A_2 + B_2 \longrightarrow 2AB$$

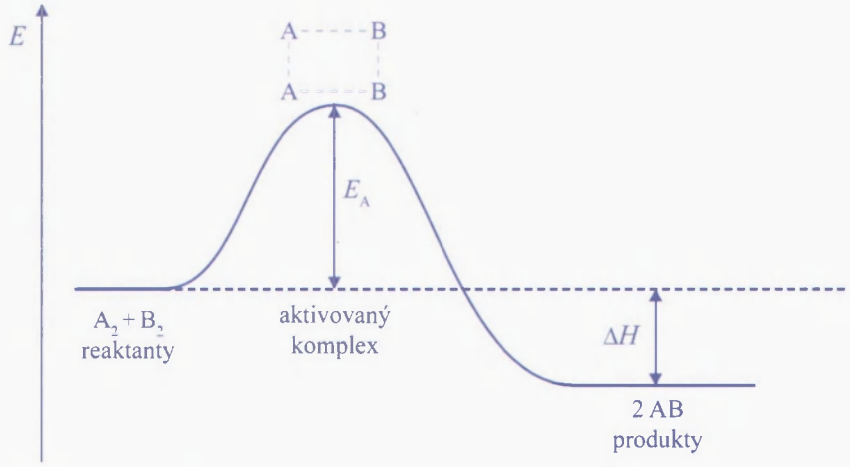
znázorňuje schéma na obrázku 9.3.



Obr. 9.3 Schéma reakcie $A_2 + B_2 \longrightarrow 2AB$

Pri zrážke molekúl A_2 a B_2, ktoré majú dostatočnú energiu a vhodnú orientáciu, vzniká aktivovaný komplex A_2B_2. V aktivovanom komplexe väzby medzi atómami v molekulách A_2 a B_2 zanikajú a súčasne vznikajú väzby medzi atómami A a B. (Táto skutočnosť je v schéme na obr. 9.3 znázornená

prerušovanými čiarami.) Aktivovaný komplex sa rozpadá za vzniku dvoch molekúl AB. Zmeny energie sústavy počas priebehu reakcie molekúl A_2 a B_2 sú znázornené na obrázku 9.4.



Obr. 9.4 Zmeny energie sústavy počas reakcie molekúl A_2 a B_2

Na obrázku 9.4 je znázornená zmena energie látok počas priebehu exotermickej reakcie.
V čom je odlišný priebeh exotermických a endotermických reakcií?

Pri exotermických reakciách teplo, ktoré sa uvoľní pri rozpade aktivovaného komplexu na produkty, umožňuje získať ďalším molekulám (reaktantom) aktivačnú energiu, lebo produkty reakcie majú menšiu energiu ako reaktanty.
Pri endotermických reakciách majú produkty väčšiu energiu ako reaktanty. Preto sa v priebehu týchto reakcií musí teplo neustále dodávať. Spotrebované teplo umožňuje reaktantom získať aktivačnú energiu potrebnú na uskutočnenie chemickej reakcie.

Z obrázka 9.4 vyplýva:

- pri vzájomnom pôsobení molekúl A_2 a B_2 dochádza k narastaniu energie, ktoré súvisí so zánikom väzieb A–A a B–B,
- molekuly A_2 a B_2 mali pri zrážke dostatočnú energiu (aktivačnú energiu), vznikol aktivovaný komplex,
- aktivovaný komplex A_2B_2 je charakterizovaný určitou hodnotou aktivačnej energie E_A, ktorá sa rovná rozdielu energie aktivovaného komplexu A_2B_2 a energie reaktantov A_2 a B_2,
- počas rozpadu aktivovaného komplexu na produkty dochádza k uvoľňovaniu energie,
- energia produktov je nižšia ako energia reaktantov,
- reakcia je exotermická, reakčné teplo $\Delta H < 0$.

9.2 Rýchlosť chemických reakcií

Pri pozorovaní chemických reakcií si môžeme vytvoriť určitú predstavu o ich rýchlosti napríklad podľa toho, ako rýchlo:

- vzniká plynná látka,
- sa mení intenzita sfarbenia reaktantov alebo produktov,
- sa zmenšuje objem tuhých látok,
- vzniká málo rozpustný produkt atď.

Rýchlosť chemických reakcií je pri bežných podmienkach veľmi rozdielna. Niektoré reakcie prebiehajú veľmi rýchlo, napríklad výbuch plynu, neutralizačné reakcie, reakcia draslíka s vodou. Iné prebiehajú veľmi pomaly – napríklad hrdzavenie železa, tuhnutie malty, hnitie dreva.

Rýchlosť chemických reakcií závisí od **počtu efektívnych zrážok častíc látok.** Čím má v určitej reakčnej sústave viac častíc aktivačnú energiu, tým viac ich môže za určitý čas zreagovať. Z uvedeného vyplýva, že **rýchlosť chemických reakcií závisí od hodnoty aktivačnej energie.** Spravidla platí, že čím je hodnota aktivačnej energie menšia, tým je rýchlosť reakcie väčšia. A naopak, čím je aktivačná energia reakcie väčšia, tým je jej rýchlosť menšia. Slovo spravidla sme uviedli z toho dôvodu, lebo o rýchlosti určitej reakcie pri daných podmienkach (napríklad teplota, koncentrácia reaktantov) nerozhoduje len veľkosť aktivačnej energie, ale aj vhodná orientácia molekúl pri ich zrážke. Pravdepodobnosť, s akou sa reaktanty zrazia reaktívnymi časťami molekúl, ovplyvňuje rýchlosť chemickej reakcie.

Reakcie, ktoré pri bežných podmienkach prebiehajú rýchlo, majú malú hodnotu aktivačnej energie. Takúto energiu má v reakčnom systéme veľký počet častíc. Napríklad neutralizačné reakcie roztokov kyselín a hydroxidov majú malú hodnotu aktivačnej energie.

Aby bolo možné presne merať rýchlosti chemických reakcií a navzájom ich porovnávať, definoval sa vzťah na ich výpočet. Pri definovaní rýchlosti chemických reakcií sa vychádzalo z toho, že v priebehu všetkých chemických reakcií dochádza k znižovaniu koncentrácie reaktantov a zväčšovaniu koncentrácie produktov.

Rýchlosť chemickej reakcie v možno vypočítať zo zmeny koncentrácie reaktantov alebo produktov za určitý časový interval.

Napríklad pre reakciu:

$$A + B \longrightarrow AB$$

$$v = \frac{\text{zmena koncentrácie AB}}{\text{časový interval}}$$

$$v = \frac{\Delta c(AB)}{\Delta t}$$

Rýchlosť chemických reakcií sa vyjadruje v jednotkách $mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$.

Cvičenie 1

Vypočítajte rýchlosť chemickej reakcie:
$A + B \longrightarrow AB$
ak viete, že počas 30 sekúnd sa koncentrácia látky AB zvýšila z 1 $mol \cdot dm^{-3}$ na 4 $mol \cdot dm^{-3}$.

Riešenie 1

$$v = \frac{\Delta c(AB)}{\Delta t} = \frac{3\ mol \cdot dm^{-3}}{30\ s} = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3} \cdot s^{-1}$$

Rýchlosť chemickej reakcie sa počas jej priebehu mení. S narastajúcim časom sa rýchlosť reakcie zmenšuje, pretože sa znižuje koncentrácia reaktantov. Pri určovaní rýchlosti chemických reakcií počas dlhších časových intervalov je preto správnejšie hovoriť o priemernej rýchlosti.

9.3 Faktory ovplyvňujúce rýchlosť chemických reakcií

9.3.1 Vplyv koncentrácie reaktantov na rýchlosť chemických reakcií

Čím je v určitom objeme vyššia koncentrácia reaktantov, tým je väčší počet účinných zrážok za určitý čas a tým je rýchlosť chemickej reakcie väčšia. Napríklad pri pozorovaní reakcie dvoch rovnakých hmotností zinku s kyselinou chlorovodíkovou s rôznou koncentráciou pozorujeme, že v skúmavke, v ktorej zinok reaguje s koncentrovanejšou kyselinou chlorovodíkovou, vzniká za daný čas viac bubliniek (a teda aj viac molekúl) vodíka (obr. 9.5). Reakciu zapíšeme rovnicou:

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$c_1 > c_2$ $c_2 > c_3$ c_3

Obr. 9.5 Rýchlosť reakcie Zn s HCl v závislosti od koncentrácie HCl

Vplyv koncentrácie na rýchlosť chemických reakcií potvrdzuje aj bežný život. Napríklad horenie dreva v kachliach pri rôznom prívode vzduchu, rýchlosť kazenia potravín pri bežnom alebo vákuovom balení, zlikvidovanie požiaru zamedzením prístupu kyslíka.
Chemici sa snažili zistiť vzťah medzi koncentráciou reaktantov a rýchlosťou chemických reakcií.

! ***C. M. Guldberg*** **a** ***P. Waage*** **(1867) zistili, že rýchlosť chemickej reakcie pri určitej teplote je úmerná súčinu koncentrácií nezreagovaných reaktantov (Guldbergov-Waageho zákon o účinku hmotnosti).**

Pre chemickú reakciu:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

možno závislosť rýchlosti reakcie od koncentrácie reaktantov vyjadriť vzťahom:

$$v = k \cdot c^{\alpha}(A) \cdot c^{\beta}(B)$$

Tento vzťah sa nazýva rýchlostná rovnica reakcie, vyjadruje vzťah medzi koncentráciami reagujúcich látok a reakčnou rýchlosťou reakcie.
V rýchlostnej rovnici:

- k je rýchlostná konštanta, ktorá závisí od aktivačnej energie reakcie a od teploty,
- $c(A)$ a $c(B)$ sú okamžité koncentrácie reaktantov,
- indexy (mocnitele) α a β sú čísla, ktoré sa zisťujú experimentálne, v niektorých prípadoch sú totožné so stechiometrickými koeficientmi a a b v príslušnej rovnici.

9.3.2 Vplyv teploty na rýchlosť chemických reakcií

O vplyve teploty na rýchlosť chemických reakcií sa presviedčame každodenne. Ak chceme napríklad zabrániť kazeniu potravín, dávame ich do chladničky, čím sa rýchlosť nežiaducich reakcií spomalí.
Ak chceme rýchlosť reakcií zväčšiť, tak reaktanty zahrievame. Experimentálne sa zistilo, že zvýšením teploty o 10 °C sa rýchlosť väčšiny reakcií zväčší dva- až štyrikrát.

Cvičenie 2

Vypočítajte, ako sa zmenila rýchlosť chemickej reakcie, ak sa teplota v reakčnej nádobe zvýšila z 20 °C na 50 °C a viete, že zvýšením teploty o 10 °C sa rýchlosť uvažovanej reakcie zväčší trikrát.

Riešenie 2

Pri teplote 30 °C je rýchlosť uvažovanej reakcie trikrát väčšia ako pri teplote 20 °C. Pri teplote 40 °C je rýchlosť reakcie trikrát väčšia ako pri teplote 30 °C a deväťkrát (3^2) väčšia ako pri teplote 20 °C. Pri zvýšení teploty o 30 °C (50 – 20) sa pôvodná rýchlosť zväčší 27-krát (3^3).

Zväčšenie rýchlosti chemickej reakcie v závislosti od teploty možno vysvetliť tým, že pri vyššej teplote majú častice látok väčšiu kinetickú energiu, čím sa zväčší počet častíc s aktivačnou energiou. Pri vyššej teplote sa častice látok častejšie a silnejšie zrážajú. Dochádza k zväčšovaniu počtu účinných zrážok, čo spôsobuje zväčšenie rýchlosti chemickej reakcie.
Zmena rýchlosti reakcie vplyvom teploty je veľká pri reakciách, ktoré majú veľkú hodnotu aktivačnej energie. Napríklad reakcie, ktoré prebiehajú pri varení väčšiny potravín, majú veľkú hodnotu aktivačnej energie. Preto pri použití tlakových nádob, ktoré umožňujú zvýšiť reakčnú teplotu (využíva sa závislosť teploty varu od tlaku, s narastajúcim tlakom teplota varu vody stúpa), sa čas varenia potravín výrazne skráti (obr. 9.6).

Obr. 9.6 Tlakový hrniec

9.3.3 Vplyv katalyzátora na rýchlosť chemických reakcií

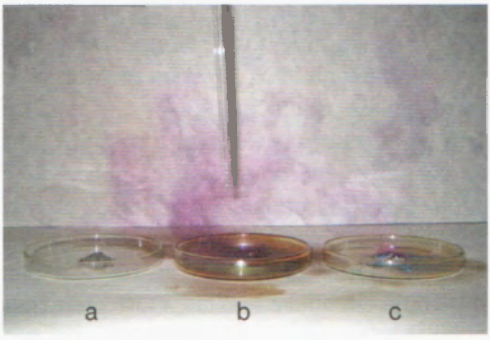
Rýchlosť chemických reakcií pri nezmenenej koncentrácii reaktantov a teplote možno výrazne ovplyvniť pridaním niektorých látok do reakčnej zmesi. Tieto látky sa nazývajú **katalyzátory.**

Katalyzátory sa zúčastňujú chemickej reakcie, ale po skončení reakcie sú nezmenené. V odbornej literatúre sa katalyzátory, ktoré priebeh chemických reakcií urýchľujú, nazývajú pozitívne katalyzátory. Látky, ktoré priebeh reakcií spomaľujú, sa nazývajú negatívne katalyzátory – inhibítory. My budeme nazývať látky, ktoré urýchľujú priebeh chemických reakcií, **katalyzátory.** Látky, ktoré priebeh reakcií spomaľujú, budeme nazývať **inhibítory.**

Vplyv niektorých látok na rýchlosť chemických reakcií potvrdzuje mnoho efektných pokusov. Napríklad cigaretový popol, ktorý je produktom horenia, umožňuje zapáliť kocku cukru, ktorá bez popola nehorí. Ako katalyzátor tam pôsobia zlúčeniny lítia nachádzajúce sa v popole (obr. 9.7).

Obr. 9.7 Horenie cukru v plameni kahana

Ak zmiešame dobre vysušený práškový hliník a jód, chemická reakcia neprebieha (obr. 9.8a). Ak pridáme vodu, ktorú používame často na hasenie ohňa, reakcia medzi hliníkom a jódom začne prebiehať za uvoľňovania tepla (obr. 9.8b). Reakciu medzi hliníkom a jódom umožní aj voda viazaná v pentahydráte síranu meďnatého (obr. 9.8c).



Obr. 9.8 Chemická reakcia hliníka s jódom v prítomnosti H_2O ako katalyzátora

Prečo katalyzátory urýchľujú priebeh chemických reakcií?
Katalyzátory zväčšujú rýchlosť chemických reakcií, pretože zmenšujú hodnotu aktivačnej energie reakcie.

Zmenšenú hodnotu aktivačnej energie má tak pri nezmenenej teplote väčší počet častíc látok. Z toho vyplýva, že menšiu energetickú bariéru môže prekonať väčší počet reaktantov za ten istý čas a tým sa rýchlosť reakcie zväčší. Reakcie bez prítomnosti katalyzátora a s katalyzátorom možno prirovnať k dvom turistickým cestám. Jedna vedie cez vysoký kopec a druhá cez dva nižšie kopce. Prvú cestu zdolajú len tí najzdatnejší turisti. Pre väčšinu ľudí je vysoký kopec neschodný. Po druhej ceste, ktorá vedie cez nižšie kopce, môže ísť oveľa viac ľudí.

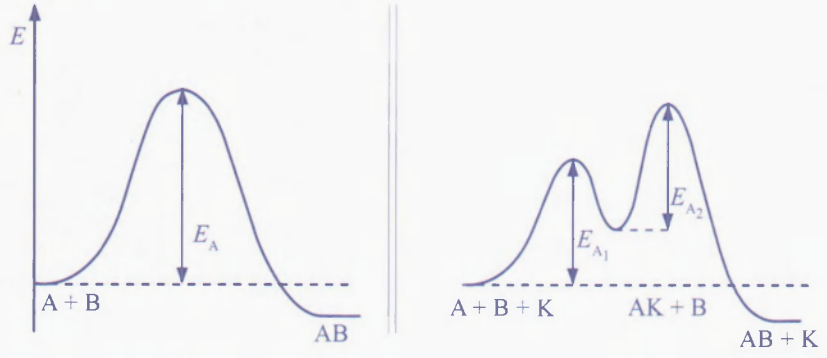
Pôsobenie katalyzátorov v priebehu reakcie sa vysvetľuje tak, že katalyzátor vytvára s reaktantom nestály medziprodukt. Tento medziprodukt reaguje s druhým reaktantom za vzniku produktu, pričom sa uvoľní katalyzátor. Reakciu látok A a B bez katalyzátora znázorňuje rovnica:

$$A + B \longrightarrow AB$$

a reakciu s katalyzátorom K čiastkové rovnice:

$$A + K \longrightarrow AK$$
$$AK + B \longrightarrow AB + K$$

Pre rýchlosť reakcie je rozhodujúce, že aktivačná energia reakcie bez katalyzátora E_A je väčšia ako aktivačná energia čiastkových reakcií E_{A_1}, E_{A_2} (obr. 9.9).



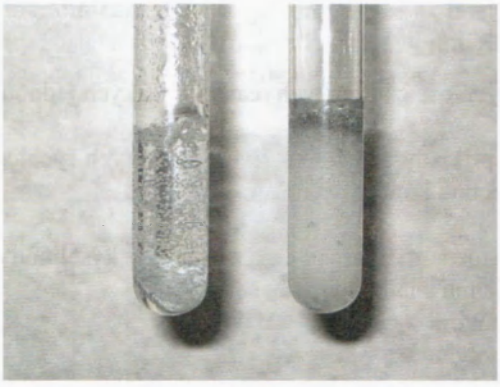
Obr. 9.9 Energetické zmeny látok pri nekatalyzovanej a katalyzovanej chemickej reakcii

Inhibítory spomaľujú rýchlosť chemickej reakcie, lebo zväčšujú jej aktivačnú energiu.
Reakcie, ktoré prebiehajú za prítomnosti katalyzátora, nazývame katalyzované reakcie. Podľa toho, či je katalyzátor v rovnakom alebo rozdielnom skupenstve ako reagujúce látky, rozdeľujeme katalýzu na **homogénnu** a **heterogénnu.**

V súčasnosti sa príprave nových katalyzátorov venuje veľká pozornosť. Katalyzátory umožňujú zefektívniť výrobu mnohých látok. Výroba niektorých látok by sa bez prítomnosti kladných katalyzátorov nedala uskutočniť.
Mimoriadny význam majú katalyzátory (paládium a ródium), ktoré sa dávajú do výfukov automobilov, pretože výrazným spôsobom znižujú negatívne vplyvy na naše životné prostredie tým, že umožňujú chemickú premenu výfukových plynov (oxidov dusíka, uhľovodíkov, oxidu uhoľnatého) na netoxickú formu (dusík, oxid uhličitý, vodu).
Mimoriadny význam majú katalyzátory pre živé organizmy. Tieto biokatalyzátory nazývame enzýmy. Výrazne ovplyvňujú chemické reakcie, ktoré prebiehajú pri látkovej premene v ľudskom organizme. Nedostatok enzýmov v ľudskom organizme negatívne ovplyvňuje túto činnosť. Pri ich nedostatočnom množstve v organizme sa človeku podávajú vo forme liekov.

9.3.4 Vplyv veľkosti povrchu tuhých látok na rýchlosť chemických reakcií

Pozorovaním priebehu reakcií tuhých látok (napríklad väčšieho kusa uhličitanu vápenatého a jeho drobných kúskov s tou istou hmotnosťou alebo práškového a granulovaného zinku rovnakej hmotnosti s kyselinou chlorovodíkovou) sa zistilo, že reakčná rýchlosť závisí od veľkosti povrchu tuhých látok (obr. 9.10).



Obr. 9.10 Chemická reakcia granulovaného a práškového Zn s HCl

Je to spôsobené tým, že na chemickej reakcii sa najskôr zúčastňujú častice tvoriace povrch reaktantov a až po ich zreagovaní vstupujú do reakcie ďalšie častice.
Ak rozdelíme napríklad kus $CaCO_3$ na menšie kúsky, zväčší sa jeho povrch, pretože mnohé častice nachádzajúce sa vnútri väčšieho kusa $CaCO_3$ sa dostanú na povrch. V dôsledku toho sa pri reakcii zväčší počet účinných zrážok reaktantov a dochádza k zväčšeniu rýchlosti chemickej reakcie.
Závislosť rýchlosti od veľkosti povrchu tuhých látok sa často využíva v chemickom priemysle. Pri chemických výrobách sa preto často drvia veľké kusy na menšie.
Na vplyv veľkosti povrchu tuhých látok na rýchlosť chemických reakcií by sme nemali zabúdať pri konzumovaní potravín. Pri dostatočnom rozhryzení potravy na menšie kúsky sa rýchlejšie a kvalitnejšie využijú živiny z potravy.

Kľúčové učivo

- **Chemická kinetika skúma, akým spôsobom sa menia reaktanty na produkty (reakčný mechanizmus), ako rýchlo dochádza k týmto zmenám a akými faktormi možno ovplyvniť rýchlosť chemických reakcií.**
- **Medzi časticami látok dochádza k účinnej zrážke – chemickej reakcii vtedy, ak sa častice látok zrazia, majú dostatočnú energiu a vhodnú orientáciu.**
- **Rýchlosť chemických reakcií je definovaná ako zmena koncentrácie reaktantov alebo produktov za určitý časový interval.**
- **Rýchlosť chemických reakcií závisí od:**
  - **veľkosti aktivačnej energie chemickej reakcie,**
  - **koncentrácie reaktantov,**
  - **teploty, pri ktorej prebieha reakcia,**
  - **katalyzátora,**
  - **veľkosti povrchu tuhých látok.**

9.4 Otázky a úlohy

1. Aké podmienky musia byť splnené, aby sa reaktanty premenili na produkty?

2. Z poškodenej propán-butánovej tlakovej nádoby unikal do miestnosti plyn, ktorý sa zmiešal so vzduchom. Vysvetlite, prečo nastal výbuch tejto zmesi až po zapálení zápalky v miestnosti.

3. Ako definujeme rýchlosť chemických reakcií a v akých jednotkách ju vyjadrujeme?

4. Uveďte aspoň tri príklady z bežného života, v ktorých rýchlosť chemických reakcií ovplyvňujeme zmenou koncentrácie látok.

5. Určte, v ktorom prípade zreagujú dva gramy zinku s kyselinou chlorovodíkovou skôr, ak použijeme kyselinu s látkovou koncentráciou:
   a) $c(HCl) = 0{,}4\ mol \cdot dm^{-3}$,
   b) $c(HCl) = 0{,}5\ mol \cdot dm^{-3}$.
   Odpoveď zdôvodnite.

6. Vypočítajte rýchlosť vzniku oxidu uhličitého:
   $CaCO_3(s) \overset{teplo}{\rightleftarrows} CaO(s) + CO_2(g)$
   ak viete, že v čase $t = 0$ s bola $c(CO_2) = 0\ mol \cdot dm^{-3}$ a po uplynutí 25 minút bola $c(CO_2) = 0{,}5\ mol \cdot dm^{-3}$.

7. Ako sa zmení rýchlosť chemickej reakcie, ak sa teplota reagujúcej zmesi zvýši z 20 °C na 100 °C a viete, že zvýšením teploty o 10 °C sa rýchlosť danej chemickej reakcie zväčší dvakrát?

8. V nádobe sa nachádzajú dva plyny A a B, ktoré spolu reagujú za vzniku látky C. Napíšte, ako ovplyvnia rýchlosť reakcie tieto faktory:
   a) zvýšenie koncentrácie látky B,
   b) zníženie teploty ochladením nádoby,
   c) pridanie inhibítora,
   d) zväčšenie objemu reakčnej nádoby.

9. Ovplyvní prítomnosť katalyzátora hodnotu reakčného tepla? Odpoveď zdôvodnite.

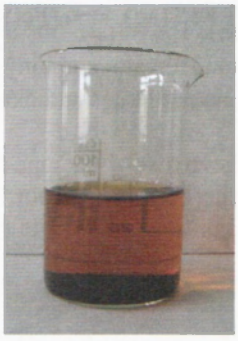
*10. Prečo vo vysokých horách trvá uvarenie vajíčka natvrdo dlhšie ako v nížinách?

*11. Pre chemickú reakciu:
   $2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$
   platí rýchlostná rovnica $v = k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2)$.
   Vypočítajte, ako sa zmení rýchlosť oxidácie oxidu dusnatého na oxid dusičitý:
   a) pri zvýšení koncentrácie oxidu dusnatého trikrát,
   b) ak sa zmenší objem reakčnej nádoby trikrát.

10 CHEMICKÁ ROVNOVÁHA

10.1 Dynamická rovnováha

Ak pozorujeme rozpúšťanie kryštálov jódu v zmesi vody a alkoholu (napríklad v pomere 1 : 1), zistíme, že bezfarebná kvapalina sa postupne sfarbuje a celkový objem kryštálov jódu sa zmenšuje. Po určitom čase možno spozorovať, že sa intenzita sfarbenia roztoku nemení a na dne kadičky zostáva rovnaký objem kryštálov jódu. Stála intenzita sfarbenia roztoku znamená, že koncentrácia jódu v roztoku sa nemení, je konštantná. Vznikol nasýtený roztok (obr. 10.1).



Obr. 10.1 Nasýtený roztok jódu v zmesi alkoholu a vody

Ako možno vysvetliť, že sa koncentrácia jódu v nasýtenom roztoku už ďalej nezvyšuje?
Pri rozpúšťaní jódu sa postupne zvyšuje jeho koncentrácia v roztoku. Súčasne s rozpúšťaním jódu sa určité množstvo molekúl I, vylučuje z roztoku na povrch kryštálu (kryštalizuje). Rýchlosť vylučovania jódu z roztoku rastie so zvyšovaním jeho koncentrácie v roztoku. Po určitom čase sa rýchlosť priameho deja (rozpúšťanie) a rýchlosť spätného deja (vylučovanie, kryštalizácia) vyrovnajú, v dôsledku čoho sa koncentrácia jódu v roztoku nemení – roztok je nasýtený.

V nasýtenom roztoku jódu sa ustáli **rovnovážny stav. Rovnováha**, v ktorej sa rýchlosti protismerných dejov rovnajú (napr. rozpúšťanie jódu a jeho kryštalizácia), sa nazýva **dynamická rovnováha.**

Koncentrácia jódu v rovnovážnom stave sa nazýva **rovnovážna koncentrácia.** Zapisuje sa pomocou hranatej zátvorky. Pre rovnovážnu koncentráciu jódu pri danej teplote platí:

$$[I_2] = \text{konštanta}$$

Stav dynamickej rovnováhy sa ustáli pri vzniku nasýteného roztoku (ľubovoľnej) látky.

Rovnovážna koncentrácia látky v roztoku závisí od vlastností rozpúšťanej látky, rozpúšťadla a teploty.

Rovnovážny stav dynamického charakteru nastáva napríklad aj pri vyparovaní kvapalín **v uzavretej sústave** (napr. voda v uzavretej fľaši).
V rovnovážnom stave je rýchlosť vyparovania a kondenzácie rovnaká.
Pri rozpúšťaní látok aj pri ich vyparovaní v uzavretej sústave dochádza k vzniku dynamickej rovnováhy.

10.2 Rovnováha v chemických reakciách

Dosiaľ ste pri pozorovaní viacerých chemických reakcií videli, že sa reaktanty úplne premenili na produkty. Napríklad pri reakcii sodíka s vodou alebo zinku s kyselinou chlorovodíkovou.

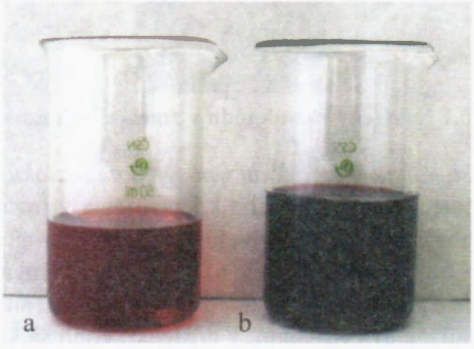
Dochádza v priebehu chemických reakcií vždy k úplnej premene reaktantov na produkty alebo nastáva v niektorých prípadoch medzi reaktantmi a produktmi rovnováha dynamického charakteru? Na túto otázku nám dá odpoveď napríklad pozorovanie priebehu chemickej reakcie tiokyanatanu draselného KSCN s chloridom železitým $FeCl_3$. Reakciu možno zjednodušene napísať rovnicou:

$$SCN^-(aq) + Fe^{3+}(aq) \longrightarrow [Fe(SCN)]^{2+}(aq)$$

Sfarbenie roztoku spôsobujú vzniknuté akvatované ióny $[Fe(SCN)]^{2+}$.

Po určitom čase sa intenzita sfarbenia roztoku v kadičke nemení – koncentrácia produktu je konštantná (obr. 10.2a).

Ak pridáme do kadičky ďalšie množstvo reaktantu, napr. KSCN, intenzita sfarbenia roztoku sa zväčší, lebo sa zväčší koncentrácia $[Fe(SCN)]^{2+}$ (obr. 10.2b).



Obr. 10.2 Chemické rovnováhy v sústave reakcie $SCN^-(aq)$ a $Fe^{3+}(aq)$
a – rovnováha pred ďalším pridaním SCN^-, b – rovnováha po ďalšom pridaní SCN^-

Z uvedeného vyplýva, že v roztoku, do ktorého sa pridal roztok KSCN, sa nachádzali aj katióny $Fe^{3+}(aq)$. Bolo to spôsobené tým, že pôvodná reakcia medzi $Fe^{3+}(aq)$ a SCN (aq) neprebehla do úplnej premeny reaktantov na produkty.

Pridaním roztoku KSCN sme dokázali prítomnosť iónov $Fe^{3+}(aq)$ v roztoku, ktorého intenzita sfarbenia sa už nemenila. Reaktanty a produkty boli v rovnovážnom stave. Po určitom čase od pridania roztoku KSCN (pridaním roztoku KSCN sa porušil rovnovážny stav) sa zväčšená intenzita sfarbenia roztoku opäť nemenila. Nastal nový rovnovážny stav (obr. 10.2b).

Stav, v ktorom sa v reakčnej sústave koncentrácia produktov a reaktantov nemení, nazývame chemická rovnováha.

Počas chemickej rovnováhy je rýchlosť priamej reakcie:

$$SCN^-(aq) + Fe^{3+}(aq) \longrightarrow [Fe(SCN)]^{2+}(aq)$$

a rýchlosť spätnej reakcie:

$$[Fe(SCN)]^{2+}(aq) \longrightarrow SCN^-(aq) + Fe^{3+}(aq)$$

rovnaká.

Chemická rovnováha má dynamický charakter.

Ako dochádza medzi reaktantmi a produktmi reakcie k vzniku dynamickej rovnováhy?

Rýchlosť reakcie reaktantov $SCN^-(aq)$ a $Fe^{3+}(aq)$ sa s narastajúcim časom zmenšuje. Rýchlosť premeny produktu $[Fe(SCN)]^{2+}$ na reaktanty sa s narastajúcou koncentráciou produktu zväčšuje. Po určitom čase sa rýchlosť priamej a spätnej reakcie vyrovná. Medzi reaktantmi a produktmi nastáva dynamická rovnováha.
Priamu a spätnú reakciu zapisujeme jednou rovnicou pomocou dvoch šípok ⇆ (⟶ priama reakcia, ⟵ spätná reakcia):

$$SCN(aq) + Fe^{3+}(aq) \leftrightarrows [Fe(SCN)]^{2+}(aq)$$

Koncentrácie látok v sústave v stave chemickej rovnováhy sa nazývajú **rovnovážne koncentrácie.**

Štúdiom priebehu mnohých chemických reakcií v uzavretej sústave sa zistilo, že **koncentrácie produktov a reaktantov sa po určitom čase nemenia. Medzi reaktantmi a produktmi sa ustáli chemická rovnováha dynamického charakteru.**

10.2.1 Rovnovážna konštanta

Meraním rovnovážnych koncentrácií produktov a reaktantov chemických reakcií sa zistilo, že: **podiel zo súčinu číselných hodnôt rovnovážnych koncentrácií produktov umocnených príslušnými stechiometrickými koeficientmi a súčinu číselných hodnôt rovnovážnych koncentrácií reaktantov umocnených príslušnými stechiometrickými koeficientmi je konštantný.**
Tento podiel sa nazýva rovnovážna konštanta. Označuje sa písmenom K_c.

10.2.1.1 Rovnováha v homogénnych sústavách

Pre reakciu:

$$aA + bB \leftrightarrows cC + dD$$

ktorá sa nachádza v rovnováhe za predpokladu, že reaktanty a produkty sú v rovnakom skupenstve, platí vzťah na výpočet rovnovážnej konštanty K_c:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Hranatými zátvorkami označujeme rovnovážne koncentrácie látok. Hodnota K_c sa udáva často bez rozmeru, preto vo vzťahu na výpočet rovnovážnej konštanty dosadzujeme len číselné hodnoty rovnovážnych koncentrácií jednotlivých látok.

Vzťah na výpočet rovnovážnej konštanty vyjadruje **zákon chemickej rovnováhy** a nazýva sa podľa jeho objaviteľov **Guldbergov-Waageho zákon (1867).**

Odvodenie Guldbergovho-Waageho zákona

Pre reakciu:

$$aA + bB \leftrightarrows cC + dD$$

platí:

- rýchlosť priamej reakcie: $v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$
- rýchlosť spätnej reakcie: $v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$
- pre rovnovážny stav platí $v_1 = v_2$, preto $k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$, potom:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

- k_1 a k_2 sú rýchlostné konštanty nezávislé od koncentrácie reaktantov aj produktov. Ich pomer je pri stálej teplote konštantný. Preto môžeme zaviesť rovnovážnu konštantu:

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Cvičenie 1

Napíšte vzťah na výpočet rovnovážnych konštánt reakcií:

a) $CH_4(g) + 2O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g) + 2H_2O(g)$

b) $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrows 2NH_3(g)$

Riešenie 1

a) $K_c = \frac{[CO_2] \cdot [H_2O]^2}{[CH_4] \cdot [O_2]^2}$

b) $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$

Cvičenie 2

Vypočítajte hodnotu rovnovážnej konštanty reakcie:

$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2HI(g)$

ak viete, že pri určitej teplote sa v reakčnej zmesi nachádzajú látky v týchto rovnovážnych koncentráciách:

$[H_2] = [I_2] = 0{,}221\ mol \cdot dm^{-3}$,

$[HI] = 1{,}563\ mol \cdot dm^{-3}$.

Riešenie 2

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \qquad K_c = \frac{[1{,}563]^2}{[0{,}221]^2} = 50$$

Hodnota rovnovážnej konštanty chemickej reakcie závisí od teploty, pri ktorej reakcia prebieha.

Napríklad rovnovážna konštanta K_c pre reakciu:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrows 2NH_3(g)$$

má pri teplote 25 °C hodnotu $K_c = 4{,}1 \cdot 10^8$ a pri teplote 127 °C hodnotu $K_c = 3{,}8 \cdot 10^4$.

Význam hodnoty rovnovážnej konštanty

Veľká hodnota rovnovážnej konštanty znamená, že sa reaktanty premenili vo veľkej miere na produkty. Hovoríme, že rovnováha je posunutá na **stranu produktov.** (Napríklad, ak je $K_c > 10^4$, je koncentrácia reaktantov v rovnovážnom stave chemickej reakcie veľmi nízka.)

Malá hodnota rovnovážnej konštanty znamená, že sa reaktanty premenili na produkty v malej miere. Rovnováha je posunutá na **stranu reaktantov.**

Príkladom rovnovážneho stavu, v ktorom je koncentrácia reaktantov v porovnaní s koncentráciou produktov zanedbateľná, je rovnováha, ktorá sa vytvorí pri reakcii metánu s kyslíkom:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

Pri teplote 25 °C je rovnovážna konštanta $K_c = 10^{140}$.

Príkladom rovnovážneho stavu, v ktorom je koncentrácia produktov v porovnaní s koncentráciou reaktantov zanedbateľná, je rovnováha, ktorá sa vytvorí pri reakcii dusíka s kyslíkom.
Hodnota rovnovážnej konštanty pre reakciu:

$$N_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2NO(g)$$

pri teplote 25 °C je $4{,}6 \cdot 10^{-31}$.

Reakciu dusíka s kyslíkom, ktoré tvoria hlavné zložky vzduchu, nemusíme pri bežných podmienkach uvažovať. Obrovské množstvo zrážok molekúl dusíka a kyslíka je neúčinné, lebo reakcia má veľkú hodnotu aktivačnej energie. Reakcia dusíka s kyslíkom je endotermická a prebieha vo väčšej miere len pri vysokých teplotách.

Rovnováhu v reakciách, v ktorých sa nachádzajú plynné látky, možno charakterizovať aj rovnovážnou konštantou, ktorú vypočítame na základe parciálnych (čiastkových) tlakov jednotlivých látok. (V plynnej zmesi možno každému plynu priradiť takzvaný parciálny tlak, ktorým daná plynná zložka prispieva k celkovému tlaku. Súčet parciálnych tlakov všetkých zložiek plynnej zmesi sa rovná celkovému tlaku tejto zmesi.)
V takomto prípade rovnovážnu konštantu označujeme K_p. Do vzťahu na výpočet rovnovážnych konštánt dosadíme miesto rovnovážnych koncentrácií jednotlivých látok ich parciálne tlaky.

10.2.1.2 Rovnováha v heterogénnych sústavách

V heterogénnych sústavách nie sú všetky látky v rovnakom skupenstve.
Napríklad tepelným rozkladom tuhého uhličitanu vápenatého vzniká tuhý oxid vápenatý a plynný oxid uhličitý:

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows CaO(s) + CO_2(g)$$

Rovnovážna konštanta pre uvedenú rovnováhu $K_p = p(CO_2)$.

(Predpokladáme, že parciálny tlak tuhých látok je konštantný a zahŕňame ho do rovnovážnej konštanty.)
Rovnovážnu konštantu môžeme vypočítať aj na základe rovnovážnych koncentrácií látok. Pre uvedenú reakciu:
$K_c = [CO_2]$

10.2.2 Faktory ovplyvňujúce chemickú rovnováhu

Ak sme do roztoku, v ktorom bola ustálená rovnováha:

$$SCN^-(aq) + Fe^{3+}(aq) \leftrightarrows [Fe(SCN)]^{2+}(aq)$$

pridali roztok KSCN, pozorovali sme intenzívnejšie sfarbenie roztoku. Zvýšením koncentrácie reaktantu $SCN^-(aq)$ sa zväčšila rýchlosť priamej reakcie. Nastalo porušenie rovnováhy. Po určitom čase sa ustálila nová rovnováha, ktorá sa od pôvodnej rovnováhy líši hodnotami rovnovážnych koncentrácií produktov a reaktantov.

K **zmene rovnovážnych koncentrácií** reaktantov a produktov dochádza nielen zmenou koncentrácie látok, ale aj **zmenou teploty a tlaku.**
Hovoríme, že dochádza k **posúvaniu chemickej rovnováhy.**

Smer, v ktorom sa posunie rovnováha vonkajším vplyvom, určuje **princíp akcie a reakcie,** ktorý sa tiež nazýva **princíp pohyblivej rovnováhy** (***H. Le Chatelier*** 1884, ***K. F. Braun*** 1886).

Porušenie rovnováhy vonkajším vplyvom (akcia) vyvoláva dej (reakcia), ktorý smeruje k zrušeniu účinku tohto vplyvu.

Posúvanie chemickej rovnováhy sa často využíva pri príprave a výrobe látok. Ak chceme napríklad získať čo najviac produktov reakcie, snažíme sa vonkajšími vplyvmi posunúť

rovnováhu reakcie v ich smere. Pri nežiaducich reakciách sa snažíme vonkajšími vplyvmi (zmenou koncentrácie látok, teplotou a tlakom) posunúť rovnováhu v smere reaktantov.

10.2.2.1 Vplyv zmeny koncentrácie látok na chemickú rovnováhu

Pridanie roztoku KSCN do rovnovážneho stavu:

$$SCN^-(aq) + Fe^{3+}(aq) \leftrightarrows [Fe(SCN)]^{2+}(aq)$$

spôsobilo vznik intenzívnejšieho sfarbenia roztoku (obr. 10.2b). Intenzívnejšie sfarbenie roztoku je spôsobené zvýšením koncentrácie produktu $[Fe(SCN)]^{2+}$.
Priebeh mnohých pokusov potvrdil, **že zvýšením koncentrácie reaktantov sa rovnováha posúva smerom k produktom reakcie.**

Po pridaní reaktantu do rovnovážneho stavu sa ustáli nová rovnováha, ktorú charakterizujú iné hodnoty rovnovážnych koncentrácií reaktantov a produktov, aké sa nachádzali v pôvodnej rovnováhe.
Ak dosadíme hodnoty nových rovnovážnych koncentrácií produktov a reaktantov do vzťahu na výpočet rovnovážnej konštanty reakcie, dostaneme rovnakú hodnotu rovnovážnej konštanty, ako bola hodnota rovnovážnej konštanty v pôvodnej rovnováhe (pred pridaním reaktantu).
Zmenou koncentrácie reaktantov nedochádza k zmene hodnoty rovnovážnej konštanty reakcie.

Posúvanie rovnováhy smerom k produktom reakcie možno dosiahnuť aj odoberaním produktov (znižovaním ich koncentrácie). Odoberaním produktov dochádza k porušovaniu rovnováhy. Spätná reakcia sa z dôvodu znižovania koncentrácie produktov spomaľuje, čím sa získavajú väčšie výťažky reakcie. (Reaktanty sa postupne premieňajú na produkty.)
Tento spôsob posúvania rovnováhy sa veľmi často využíva pri príprave a výrobe viacerých látok.

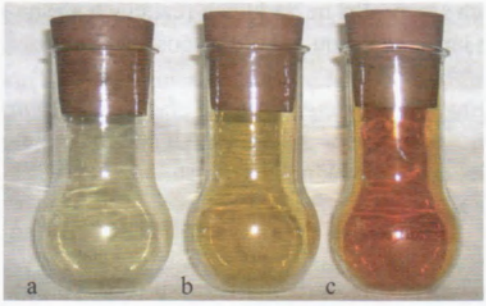
10.2.2.2 Vplyv zmeny teploty na chemickú rovnováhu

Vplyv zmeny teploty na posúvanie chemickej rovnováhy možno dobre pozorovať na rovnovážnom systéme:

$$\underset{\text{bezfarebný}}{N_2O_4(g)} \leftrightarrows \underset{\text{hnedý}}{2NO_2(g)} \qquad \Delta H = 57{,}3\ \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Na základe hodnoty zmeny entalpie vieme, že priama reakcia je endotermická a spätná exotermická.

V uzavretej banke sa nachádza zmes oboch plynov.
(Zmes plynov možno pripraviť reakciou kyseliny dusičnej s meďou alebo tepelným rozkladom dusičnanu olovnatého. Vhodné je naplniť zmesou plynov tri banky tak, aby v nich bola rovnaká intenzita sfarbenia.)
Ak ponoríme banku so zmesou monoméru (NO_2) a diméru (N_2O_4) oxidu dusičitého do kadičky s horúcou vodou, pozorujeme zväčšenie intenzity sfarbenia (obr. 10.3 c). Ak však ponoríme banku do kadičky s vodou a ľadom, pozorujeme zmenšenie intenzity sfarbenia (obr. 10.3 a). Sfarbenie zmesí v horúcej a studenej vode porovnávame s intenzitou sfarbenia v tretej banke (obr. 10.3 b).



Obr. 10.3 Farba zmesi monoméru a diméru oxidu dusičitého pri rôznej teplote
a – $t_1 < t_2$, b – t_2, c – $t_3 > t_2$

Priebeh pokusu potvrdil, že:

1. Zvýšením teploty reakčnej zmesi pri endotermických reakciách sa rovnováha chemickej reakcie posúva smerom k produktom reakcie. Pri vyššej teplote bude v rovnovážnom stave vyššia koncentrácia produktov a nižšia koncentrácia reaktantov (reaktanty sa premenili na produkty).
   Zníženie teploty reakčnej zmesi pri endotermických reakciách posunie rovnováhu v smere reaktantov.
2. Znížením teploty reakčnej zmesi pri exotermických reakciách sa rovnováha chemickej reakcie posúva smerom k produktom reakcie.
   Zvýšenie teploty reakčnej zmesi pri exotermických reakciách posunie rovnováhu v smere reaktantov.

Cvičenie 3

Ako sa zmení hodnota rovnovážnej konštanty endotermickej reakcie zvýšením teploty reakčnej sústavy?

Riešenie 3

Zvýšením teploty pri endotermických reakciách sa chemická rovnováha posúva v smere produktov reakcie. Zvýši sa koncentrácia produktov a zníži koncentrácia reaktantov. Zo vzťahu na výpočet hodnoty rovnovážnej konštanty vyplýva, že pri vyššej teplote je väčšia hodnota čitateľa a menšia hodnota menovateľa. (V čitateli sú uvedené koncentrácie produktov a v menovateli koncentrácie reaktantov.) Hodnota rovnovážnej konštanty reakcie je preto pri vyššej teplote pri endotermických reakciách väčšia.

Zmenou teploty sa menia hodnoty rovnovážnych konštánt reakcií. S rastúcou teplotou sa pri endotermických reakciách hodnota rovnovážnej konštanty zväčšuje a pri exotermických reakciách sa hodnota rovnovážnej konštanty zmenšuje.

Poznatky o vplyve teploty na chemickú rovnováhu sa využívajú pri príprave a výrobe mnohých látok. Látky, ktoré vznikajú počas exotermických reakcií, je vhodné vyrábať pri nižších teplotách, lebo pri vyšších teplotách je rovnováha posunutá na stranu reaktantov. Napríklad výrobu amoniaku syntézou dusíka a vodíka:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$$

pri ktorej sa uvoľňuje teplo, neuskutočňujeme pri vysokých teplotách.

10.2.2.3 Vplyv zmeny tlaku na chemickú rovnováhu

Zmena tlaku spôsobí posun chemickej rovnováhy v rovnovážnych systémoch, v ktorých sa mení látkové množstvo plynných látok.
Pri chemických reakciách, v ktorých je látkové množstvo (počet mólov) reaktantov v plynnom skupenstve väčšie ako látkové množstvo (počet mólov) produktov v plynnom skupenstve, dochádza **zvýšením tlaku k posunutiu chemickej rovnováhy smerom k produktom. Rovnovážna koncentrácia produktov sa zvýši.**

Napríklad pri reakcii: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$
4 móly 2 móly

Zvýšením tlaku (zmenšením objemu reakčného systému) sa pri konštantnej teplote zväčší rýchlosť priamej reakcie. Po určitom čase sa rýchlosť priamej a spätnej reakcie vyrovná – ustáli sa nová rovnováha.

Znížením tlaku sa posúva chemická rovnováha v smere narastania počtu mólov plynných látok.
V uvedenom rovnovážnom systéme spôsobuje zníženie tlaku posúvanie rovnováhy smerom k reaktantom (v smere rozkladu amoniaku na vodík a dusík). Z toho dôvodu sa vyrába amoniak syntézou vodíka a dusíka pri vysokých tlakoch.
Ak sa pri chemickej reakcii nemení počet mólov plynných látok, ako je to napríklad pri reakcii:

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$$

nemá zmena tlaku vplyv na zloženie rovnovážnej zmesi. **Nedochádza k posúvaniu chemickej rovnováhy.**

10.2.2.4 Katalyzátor a chemická rovnováha

Katalyzátory zväčšujú rýchlosť chemických reakcií. Preto sa veľmi často používajú pri príprave a výrobe mnohých látok.

Ovplyvňujú katalyzátory aj rovnovážne koncentrácie produktov a reaktantov?

Katalyzátory urýchľujú priebeh chemických reakcií, pretože zmenšujú hodnotu ich aktivačnej energie. V čase rovnováhy je rýchlosť priamej aj spätnej reakcie rovnaká. Ak sa pridá do rovnovážneho reakčného systému katalyzátor, dochádza k zmenšeniu hodnoty aktivačnej energie priamej aj spätnej reakcie, a to v rovnakej miere. Znamená to, že katalyzátor zväčší rýchlosť priamej aj spätnej reakcie rovnako. Rovnovážne koncentrácie produktov aj reaktantov sa preto v prítomnosti katalyzátora nezmenia. **Nedochádza k posúvaniu chemickej rovnováhy.**

Pridanie katalyzátora do rovnovážneho stavu chemickej reakcie nespôsobuje posunutie chemickej rovnováhy.

Prečo sa potom používajú katalyzátory pri výrobe mnohých látok?

Katalyzátory zmenšujú hodnotu aktivačnej energie chemických reakcií, čo umožňuje uskutočňovať reakcie pri nižšej teplote. Ušetrí sa tým množstvo energie, čo spôsobuje väčšiu efektivitu výroby. Katalyzátory tým, že zväčšujú rýchlosť reakcií, skracujú čas, za ktorý sa vytvorí rovnováha.

Výrobu niektorých látok nie je vhodné uskutočňovať pri vysokej teplote. Napríklad výrobu amoniaku, mimoriadne významnej zlúčeniny pre mnohé chemické odvetvia, nie je efektívne uskutočňovať pri vysokej teplote. Pri vysokých teplotách je rovnováha exotermickej reakcie:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrows 2NH_3(g)$$

posunutá na stranu reaktantov.

Pri nízkej teplote však reakcia prebieha veľmi pomaly, lebo reakcia má veľkú hodnotu aktivačnej energie. Pridaním katalyzátora sa hodnota aktivačnej energie reakcie zmenší a rýchlosť reakcie sa zväčší.

Amoniak sa priamou syntézou dusíka a vodíka vyrába zvyčajne pri tlaku 20 až 100 MPa a pri teplote približne 500 °C v prítomnosti katalyzátora, napr. železa. Kvapalný amoniak sa zo zmesi plynov získava ochladením.
Niektoré látky by sa bez prítomnosti vhodných katalyzátorov nedali vôbec pripraviť.

Poznatky o posúvaní chemickej rovnováhy sú pre chemikov mimoriadne dôležité, lebo umožňujú predpovedať vhodné podmienky (teplota, tlak, koncentrácia) na výrobu chemických látok.

Cvičenie 4

Výroba oxidu sírového patrí medzi veľmi dôležité výroby v chemickom priemysle. Oxid sírový sa vyrába reakciou oxidu siričitého s kyslíkom. Pri reakcii oxidu siričitého s kyslíkom sa v uzatvorenom systéme utvorí rovnováha:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2SO_3(g) \qquad \Delta H = -196\ kJ \cdot mol^{-1}$$

Vyberte správnu odpoveď.
Rovnováhu smerom k produktu reakcie možno posunúť:

a) zvýšením koncentrácie SO_2 alebo O_2,
b) znížením koncentrácie SO_3,
c) zvýšením tlaku,
d) zvýšením teploty.

Riešenie 4

a, b, c.

Kľúčové učivo

- **V uzavretom systéme sa medzi reaktantmi a produktmi ustáli chemická rovnováha.**
- **Chemická rovnováha je charakterizovaná:**
  a) rovnakou rýchlosťou priamej a spätnej reakcie,
  b) stálou koncentráciou reaktantov a produktov.
- **Stupeň premeny reaktantov na produkty udáva hodnota rovnovážnej konštanty reakcie.**

- **Rovnovážna konštanta chemických reakcií K_c je definovaná ako podiel zo súčinu číselných hodnôt rovnovážnych koncentrácií produktov umocnených príslušnými stechiometrickými koeficientmi a súčinu číselných hodnôt rovnovážnych koncentrácií reaktantov umocnených príslušnými stechiometrickými koeficientmi.**
  Pre homogénnu chemickú reakciu $aA + bB \leftrightarrows cC + dD$ platí vzťah na výpočet rovnovážnej konštanty: $K_c = \frac{[C]^c . [D]^d}{[A]^a . [B]^b}$.
- **Hodnota rovnovážnej konštanty závisí od teploty, pri ktorej reakcia prebieha.**
- **Veľkú hodnotu rovnovážnej konštanty majú reakcie, ktorých reaktanty sa vo veľkej miere premenili na produkty.**
- **Malú hodnotu rovnovážnej konštanty majú reakcie, ktorých reaktanty sa v malej miere premenili na produkty.**
- **Chemickú rovnováhu možno ovplyvniť vonkajšími podmienkami – zmenou koncentrácie látok, teploty a tlaku.**
- **Smer, ktorým sa posunie rovnováha vonkajšími vplyvmi, určuje princíp akcie a reakcie, ktorý sa tiež nazýva princíp pohyblivej rovnováhy. Porušenie rovnováhy vonkajším vplyvom (akcia) vyvoláva dej (reakcia), ktorý smeruje k zrušeniu účinku tohto vplyvu.**
- **Zmeny v zložení rovnovážnej zmesi vplyvom zmeny koncentrácie látok, teploty a tlaku sú uvedené v tabuľke 10.1.**

Tab. 10.1 Zmeny v zložení rovnovážnej zmesi

Akcia	Reakcia
pridanie reaktantu	zvýšenie koncentrácie produktov
odoberanie produktu	zvýšenie koncentrácie produktov
zvýšenie teploty	zvýšenie koncentrácie látok v smere endotermickej reakcie
zníženie teploty	zvýšenie koncentrácie látok v smere exotermickej reakcie
zvýšenie tlaku	zvýšenie koncentrácie látok v smere menšieho počtu mólov plynných látok
zníženie tlaku	zvýšenie koncentrácie látok v smere väčšieho počtu mólov plynných látok

10.3 Otázky a úlohy

1. Určte, ktoré z týchto systémov sa nachádzajú v dynamickej rovnováhe:
   a) otvorená fľaša nesýtenej minerálky,
   b) tuhý chlorid sodný v jeho nasýtenom roztoku pri konštantnej teplote,
   c) zinok v kadičke so zriedenou kyselinou chlorovodíkovou,
   d) etylalkohol v uzavretej fľaši pri konštantnej teplote.

2. Vyberte správne tvrdenia o chemickej rovnováhe reakcií:
   a) rýchlosť priamej reakcie v stave rovnováhy je väčšia, ako bola začiatočná rýchlosť premeny reaktantov na produkty,
   b) koncentrácia reaktantov sa vždy rovná koncentrácii produktov,
   c) koncentrácia produktov sa nemení,
   d) rýchlosť premeny reaktantov na produkty a produktov na reaktanty je v čase rovnováhy rovnaká.

3. Napíšte vzťah na výpočet rovnovážnej konštanty K_c reakcií:

   a) $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2HI(g)$,

   b) $2H_2O(g) \leftrightarrows 2H_2(g) + O_2(g)$,

   c) $CO(g) + NO_2(g) \leftrightarrows CO_2(g) + NO(g)$.

4. Vypočítajte hodnotu rovnovážnej konštanty reakcie:

   $SO_2(g) + NO_2(g) \leftrightarrows SO_3(g) + NO(g)$

   keď viete, že v rovnovážnom stave sú tieto koncentrácie látok:
   $[SO_2] = 0{,}002\ mol \cdot dm^{-3}$,
   $[SO_3] = 0{,}003\ mol \cdot dm^{-3}$,
   $[NO_2] = 0{,}005\ mol \cdot dm^{-3}$,
   $[NO] = 0{,}003\ mol \cdot dm^{-3}$.

*5. Vypočítajte hodnotu rovnovážnej konštanty reakcie:

   $A + B \leftrightarrows C + D$

   ak viete, že začiatočná koncentrácia látky A aj B bola $0{,}9\ mol \cdot dm^{-3}$ a rovnovážna koncentrácia látky C je $0{,}6\ mol \cdot dm^{-3}$.

6. Na základe uvedených zápisov a hodnôt rovnovážnych konštánt K_c rozhodnite, v ktorej z uvedených reakcií je rovnováha najviac posunutá smerom ku vzniku produktov:

   a) $H_2(g) + Br_2(l) \leftrightarrows 2HBr(g)$, $\quad K_c = 7{,}2 \cdot 10^4$

   b) $2SO_3(g) \leftrightarrows 2SO_2(g) + O_2(g)$ $\quad K_c = 3{,}4$

   c) $2HI(g) \leftrightarrows H_2(g) + I_2(g)$ $\quad K_c = 1{,}8 \cdot 10^{-2}$

*7. V uzavretom systéme prebieha reakcia:

   $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2HI(g)$

   Pri 450 °C má rovnovážna konštanta hodnotu $K_c = 50$. Akú hodnotu má rovnovážna konštanta spätnej reakcie pri tej istej teplote?

*8. Porovnajte rovnovážne koncentrácie Na^+ v nasýtenom roztoku $NaNO_3$ pri nižšej a vyššej teplote, ak viete, že rozpúšťanie $NaNO_3$ je endotermický dej.

9. Na ktorú stranu sa posunie rovnováha chemickej reakcie:

$$2SO_3(g) \leftrightarrows 2SO_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = 196\ kJ \cdot mol^{-1}$$

a) znížením koncentrácie kyslíka,
b) ochladením reakčného systému,
c) zväčšením objemu reakčného systému pri konštantnej teplote,
d) pridaním katalyzátora.

*10. Určte, či bude hodnota rovnovážnej konštanty reakcie:

$$2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2SO_3(g) \qquad \Delta H < 0$$

vyššia pri teplote 25 °C alebo pri 100 °C. Odpoveď zdôvodnite.

11 TYPY CHEMICKÝCH REAKCIÍ

11.1 Protolytické reakcie

V základnej škole ste venovali značnú pozornosť na hodinách chémie kyselinám, zásadám a soliam. Medzi tieto látky patrí obrovský počet zlúčenín, s ktorými sa stretávame nielen v chemických laboratóriách, ale aj v každodennom živote. Kyseliny, zásady a soli sa nachádzajú v rôznych nápojoch, potravinách, čistiacich prostriedkoch atď. Niektoré kyseliny sú pre človeka významné, napríklad kyselina askorbová – vitamín C, či kyselina chlorovodíková nachádzajúca sa v žalúdku človeka. Naopak, iné pôsobia na človeka toxicky ako napríklad kyselina sírová.
Tieto látky ste charakterizovali z hľadiska Arrheniovej teórie kyselín a zásad. Pripomeňme si najdôležitejšie poznatky o kyselinách a zásadách tak, ako ich v 19. storočí definoval švédsky chemik ***A. S. Arrhenius.***

11.1.1 Arrheniova teória kyselín a zásad

Kyseliny sú látky, ktoré vo vodnom roztoku odštiepujú vodíkové katióny H^+.

Napríklad:
kyselina chlorovodíková $HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$
kyselina dusitá $HNO_2 \longrightarrow H^+ + NO_2^-$
kyselina octová $CH_3COOH \longrightarrow H^+ + CH_3COO^-$

Zásady sú látky, ktoré vo vodnom prostredí odštiepujú hydroxidové anióny OH^-.

Napríklad:
hydroxid sodný $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$
hydroxid vápenatý $Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$

Neutralizácia

Reakcia vodných roztokov kyselín a zásad sa nazýva neutralizácia. Neutralizáciou kyseliny a zásady vznikajú voda a soľ.

Pozrime sa bližšie na reakciu vodného roztoku kyseliny bromovodíkovej a vodného roztoku hydroxidu draselného. Rovnicu reakcie možno napísať:

$$HBr(aq) + KOH(aq) \rightleftharpoons KBr(aq) + H_2O(l)$$

Ióny K^+ a Br^- spolu nereagujú, preto podstatu reakcie vyjadruje iónový zápis:

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons H_2O(l)$$

Po odparení vody z roztoku vzniká tuhá látka bromid draselný KBr. Bromid draselný patrí z hľadiska Arrheniovej teórie medzi soli.

Na základe poznatkov z termochémie, chemickej kinetiky a chemickej rovnováhy môžeme neutralizáciu charakterizovať takto:
Neutralizácia je exotermická reakcia, ktorá prebieha samovoľne (bez dodania energie)

a veľmi rýchlo, pretože má nízku aktivačnú energiu. Rovnováha reakcie:

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftarrows H_2O(l)$$

je výrazne posunutá na pravú stranu, pretože voda je veľmi málo disociovaná na ióny $H^+ + OH^-$.

Využitie neutralizácie

Neutralizácia sa využíva často pri neutralizačných titráciách (kvantitatívna analytická metóda), ktoré umožňujú stanoviť koncentráciu H_3O^+ a OH^- v roztokoch rôznych látok, napr. nápoje, potraviny, odpadové vody atď.
Princípom neutralizačnej titrácie je, že do roztoku látky, ktorej koncentráciu máme stanoviť, pridávame odmerný roztok (napríklad roztok so známou koncentráciou H_3O^+) až do kvantitatívneho priebehu neutralizačnej reakcie, ktorý určuje indikátor, napríklad fenolftaleín alebo metylová oranžová.
Neutralizácia sa dá využiť napríklad pri odstraňovaní nežiaducich kyselín alebo hydroxidov v rôznych látkach (napr. v odpadových vodách).

Soli

Soli sú chemické zlúčeniny zložené z katiónov kovových prvkov (alebo amónneho katiónu NH_4^+) a aniónov kyselín.

V základnej škole ste sa okrem prípravy soli neutralizáciou oboznámili aj s inými možnosťami ich prípravy. Soli možno pripraviť napríklad reakciou:

a) kovu s nekovom,
b) kovu s kyselinou,
c) kyselinotvorného oxidu s hydroxidom,
d) hydroxidotvorného oxidu s kyselinou.

Cvičenie 1

K uvedeným spôsobom prípravy solí napíšte rovnice chemických reakcií konkrétnych látok.

Riešenie 1

Napríklad:
a) $Fe + S \longrightarrow FeS$,
b) $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$,
c) $CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$,
d) $CaO + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$.

Arrheniova teória kyselín a zásad je vhodná len pre vodné roztoky. Zistilo sa však, že chemické reakcie neprebiehajú len vo vodných roztokoch a zásaditý charakter majú aj niektoré látky, ktoré neobsahujú hydroxidové anióny OH^-. Preto vznikli nové teórie kyselín a zásad, ktoré platia aj pre nevodné prostredie.
Na hodinách chémie sa oboznámite s teóriou kyselín a zásad, ktorú v roku 1923 vypracoval ***J. N. Brönsted.***

11.1.2 Brönstedova teória kyselín a zásad

Podľa Brönstedovej teórie kyselín a zásad sú kyseliny definované ako látky, ktoré sú schopné odovzdávať protóny, a zásady ako látky, ktoré sú schopné viazať protóny.

Reakcie, pri ktorých dochádza k odovzdávaniu a prijímaniu protónov (katiónov H^+) medzi kyselinami a zásadami, nazývame protolytické reakcie.

Pri protolytických reakciách vždy reaguje kyselina *(acidum – latinsky kyselina)* so zásadou (bázou), preto sa tieto reakcie nazývajú aj **acidobázické.**

Látka môže mať vlastnosti **kyseliny** len v prítomnosti **zásady** a vlastnosti **zásady** len v prítomnosti **kyseliny**.
Napríklad pri reakcii kyseliny dusitej s vodou:

$$HNO_2 + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + NO_2^- \qquad (1)$$

molekuly HNO_2 odštiepujú protóny, správajú sa ako kyseliny, a molekuly H_2O prijímajú protóny, správajú sa ako zásady.
Napríklad pri reakcii amoniaku s vodou:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^- \qquad (2)$$

molekuly NH_3 viažu protóny, správajú sa ako zásady, a molekuly vody odštiepujú protóny, správajú sa ako kyseliny.

Z uvedených príkladov vyplýva, že tá istá látka (H_2O) sa môže správať ako zásada (v reakcii 1) aj ako kyselina (v reakcii 2).
To, či bude určitá látka reagovať s druhou látkou ako kyselina alebo zásada, závisí od ich schopnosti odštiepiť alebo viazať protón.

Pri protolytickej reakcii:

- z **kyseliny** odštiepením protónu vzniká **zásada,** ktorú nazývame **konjugovaná zásada:**

$$\text{kyselina} - H^+ \leftrightarrows \text{zásada}$$

- zo **zásady** prijatím protónu vzniká **konjugovaná kyselina:**

$$\text{zásada} + H^+ \leftrightarrows \text{kyselina}$$

Uvedené dvojice sa nazývajú **konjugované páry.**
Reakciu:

$$HNO_2 + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + NO_2^-$$

môžeme formálne rozdeliť na dve čiastkové reakcie:

1. $\underbrace{HNO_2}_{\text{kyselina}_1} - H^+ \leftrightarrows \underbrace{NO_2^-}_{\text{konjugovaná zásada}_1}$

konjugovaný pár_1

2. $H_2O + H^+ \leftrightarrows H_3O^+$

zásada$_2$ konjugovaná kyselina$_2$

konjugovaný pár$_1$

Rovnovážny stav protolytickej reakcie 1 možno napísať na základe predchádzajúcich poznatkov takto:

konjugovaný pár$_1$

$HNO_2 + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + NO_2^-$

kyselina$_1$ zásada$_2$ kyselina$_2$ zásada$_1$

konjugovaný pár$_2$

Všeobecne možno protolytické reakcie vyjadriť takto:

konjugovaný pár$_1$

kyselina$_1$ + zásada$_2$ $\leftrightarrows$ kyselina$_2$ + zásada$_1$

konjugovaný pár$_2$

Protolytické reakcie sú reakcie, pri ktorých kyseliny odštiepujú protón a zásady viažu protón. Reakciou kyseliny a zásady vzniká z kyseliny konjugovaná zásada a zo zásady konjugovaná kyselina.

Rovnováha v protolytických reakciách

Rovnovážny stav v protolytických reakciách je charakterizovaný dynamickou rovnováhou medzi reaktantmi a produktmi, stálou koncentráciou jednotlivých kyselín a zásad, ktorá pre určitú protolytickú reakciu závisí len od teploty.

Protolytickú reakciu kyseliny octovej s vodou možno znázorniť:

$$\underset{K_1}{CH_3COOH} + \underset{Z_2}{H_2O} \leftrightarrows \underset{K_2}{H_3O^+} + \underset{Z_1}{CH_3COO^-}$$

Medzi reaktantmi K_1 a Z_2 a medzi produktmi K_2 a Z_1 sa ustáli dynamická rovnováha. Rýchlosť priamej a spätnej reakcie je rovnaká, koncentrácie látok K_1, Z_2, K_2 a Z_1 sú stále. Ich hodnoty závisia len od teploty.

Cvičenie 2

V rovnici $H_2O + NH_3 \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$ vyznačte konjugované páry.

Riešenie 2

konjugovaný pár$_1$

$H_2O + NH_3 \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$

kyselina$_1$ zásada$_2$ kyselina$_2$ zásada$_1$

konjugovaný pár$_2$

Cvičenie 3

K jednotlivým kyselinám napíšte ich konjugované zásady.

Kyselina:	Konjugovaná zásada:
1. HNO_3	
2. HCl	
3. H_2SO_4	
4. HSO_4^-	
5. NH_4^+	

Riešenie 3

1. NO_3^-, 2. Cl^-, 3. HSO_4^-, 4. SO_4^{2-}, 5. NH_3.

Podľa Brönstedovej teórie kyselín a zásad môžu byť kyselinami a zásadami nielen elektroneutrálne molekuly, ale aj katióny a anióny.
Príklady kyselín: HNO_3, HCl, H_2SO_4, HSO_4^-, H_2CO_3, HCO_3^-, H_3PO_4, H_3O^+, NH_4^+, H_2O.
Príklady zásad: CO_3^{2-}, S^{2-}, NO_2^-, HCO_3^-, H_2O, OH^-, NH_3.

Niektoré látky, ako napríklad HCO_3^-, H_2O, sú uvedené medzi kyselinami aj medzi zásadami. Z toho vyplýva, že môžu reagovať aj ako kyseliny – odovzdávať protóny, aj ako zásady – viazať protóny.
Takéto látky nazývame **amfotérne** (amfolyty).

11.1.2.1 Sila kyselín a zásad

Silu kyselín – kyslosť (schopnosť odštiepovať protóny) a silu zásad – zásaditosť (schopnosť viazať protóny) určujeme najčastejšie vzhľadom na vodu. Protolytická reakcia:

$$HNO_2 + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + NO_2^-$$

predstavuje disociáciu kyseliny dusitej vo vode. Rovnovážna koncentrácia oxóniových katiónov H_3O^+ v roztoku závisí od jej sily. Čím je kyselina silnejšia, tým je viac vo vode disociovaná.

Silné kyseliny uvoľňujú protóny veľmi ľahko (disociácia – ionizácia kyseliny prebehne takmer úplne). Koncentrácia nedisociovaných (neionizovaných) molekúl sa blíži k nule.
Slabé kyseliny uvoľňujú protóny veľmi ťažko, ich disociácia je len čiastočná.

Medzi silné kyseliny zaraďujeme napríklad kyselinu chloristú, jodovodíkovú, bromovodíkovú, chlorovodíkovú, dusičnú a sírovú.
Medzi slabé kyseliny patrí napríklad kyselina sulfánová, kyanovodíková, octová a uhličitá.
Mieru sily kyselín a zásad vyjadruje hodnota ich **disociačných konštánt**.

Disociačné konštanty kyselín

Vzťah na výpočet disociačnej konštanty kyseliny dusitej vo vodnom roztoku možno odvodiť na základe vzťahu na výpočet rovnovážnej konštanty reakcie. Vzťah na výpočet rovno-

vážnej konštanty reakcie kyseliny dusitej s vodou:

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$$

má tvar:

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [NO_2^-]}{[HNO_2] \cdot [H_2O]}$$

Koncentrácia vody sa počas reakcie mení veľmi málo, považujeme ju za konštantnú. Preto môžeme písať:

$$K_c \cdot [H_2O] = K_a(HNO_2) = \frac{[H_3O^+] \cdot [NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$K_a(HNO_2)$ predstavuje disociačnú konštantu kyseliny dusitej.

Vzťah na výpočet disociačnej konštanty kyseliny HA, ktorej disociáciu znázorňuje rovnica:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

možno napísať takto:

$$K_a(HA) = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Podobne ako hodnota rovnovážnej konštanty aj hodnota disociačnej konštanty kyseliny K_a(HA) závisí od teploty.

Hodnoty disociačných konštánt kyselín K_a(HA) sa najčastejšie stanovujú pri teplote 25 °C. Uvádzajú sa v chemických tabuľkách a podľa nich sa určuje sila kyselín.
Čím je hodnota disociačnej konštanty kyseliny väčšia, tým je kyselina silnejšia. To znamená, že má väčšiu schopnosť odštiepovať protóny.

Napríklad hodnota disociačnej konštanty kyseliny dusitej $K_a(HNO_2) = 5{,}1 \cdot 10^{-4}$ a kyseliny chlorovodíkovej $K_a(HCl) = 1{,}3 \cdot 10^6$.
Z uvedených hodnôt disociačných konštánt vyplýva, že kyselina chlorovodíková je oveľa silnejšia kyselina ako kyselina dusitá.
Molekuly HCl sú vo vode takmer úplne disociované na ióny H_3O^+ a Cl^-, čo možno napísať rovnicou:

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Reakciu aniónu Cl^- s katiónom H_3O^+ nemusíme uvažovať, pretože kyselina chlorovodíková je takmer úplne disociovaná.

Silné kyseliny (napr. $HClO_4$, HCl, HI, HNO_3), **ktoré sú vo vodnom roztoku skoro úplne disociované, majú hodnoty disociačných konštánt veľké.**
Napríklad:
$K_a(HClO_4) = 1 \cdot 10^{10}$, $K_a(HI) = 3 \cdot 10^9$, $K_a(HNO_3) = 2 \cdot 10^1$.

Za silné kyseliny sa považujú kyseliny, ktorých disociačná konštanta $K_a(HA) > 10^{-2}$.
Kyseliny, ktoré majú hodnoty disociačných konštánt v rozmedzí 10^{-2} až 10^{-4}, zaraďujeme medzi **stredne silné kyseliny.**

Patrí tam napríklad kyselina trihydrogenfosforečná, ktorej $K_a(H_3PO_4) = 7{,}5 \cdot 10^{-3}$.
Z organických kyselín je to napríklad kyselina mravčia, ktorej $K_a(HCOOH) = 1{,}8 \cdot 10^{-4}$.

Slabé kyseliny majú disociačnú konštantu menšiu ako 10^{-4}.
Napríklad:
kyselina uhličitá $K_a(H_2CO_3) = 4{,}3 \cdot 10^{-7}$,
kyselina sulfánová $K_a(H_2S) = 9{,}1 \cdot 10^{-8}$.

Disociačné konštanty zásad

Vo vodnom roztoku zásady B sa ustáli rovnováha:

$$B + H_2O \leftrightarrows HB^+ + OH^-$$

Disociačná konštanta $K_b(B)$ sa vypočíta na základe vzťahu:

$$K_b(B) = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

Sila zásad sa určuje na základe veľkosti hodnôt ich disociačných konštánt. Čím je hodnota disociačnej konštanty väčšia, tým je silnejšou zásadou (tým má väčšiu schopnosť viazať protón).

11.1.2.2 Vzťah medzi kyselinami a ich konjugovanými zásadami

Konjugované zásady silných kyselín, ako sú napríklad anióny Cl^-, I^-, Br^-, NO_3^-, majú veľmi malú schopnosť viazať protóny z molekúl vody. Môžeme povedať, že s vodou nereagujú.
Konjugované zásady slabých kyselín, ako sú napríklad CH_3COO^-, S^{2-}, CO_3^{2-}, OH^-, NH_3, patria medzi látky, ktoré reagujú s vodou, pričom viažu z jej molekúl protóny. Vznikajú málo disociované látky.
Napríklad:

$$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3COOH + OH^-$$
$$CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrows HCO_3^- + OH^-$$
$$S^{2-} + H_2O \leftrightarrows HS^- + OH^-$$

Čím je kyselina silnejšia, tým je jej konjugovaná zásada slabšia. Čím je kyselina slabšia, tým je jej konjugovaná zásada silnejšia.

Cvičenie 4

Kyselina chlorovodíková HCl je silnejšia ako kyselina kyanovodíková HCN. Ktorá zásada je silnejšia: anión Cl^- alebo kyanidový anión CN^-?

Riešenie 4

Silnejšou zásadou je anión CN^-. Napríklad s vodou reaguje za vzniku málo disociovanej kyseliny kyanovodíkovej:

$$CN^- + H_2O \leftrightarrows HCN + OH^-$$

Chloridový anión Cl^- s vodou reaguje v nepatrnej miere, jeho reakciu môžeme zanedbať.

11.1.3 Autoprotolýza vody

Zistilo sa, že voda vedie nepatrne elektrický prúd. Je to spôsobené tým, že molekuly vody môžu protóny prijímať aj odovzdávať. Pri disociácii (ionizácii) vody, nazývanej ako **autoprotolýza vody**, sa vo vode ustáli dynamická rovnováha protolytickej reakcie:

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Vzťah na výpočet rovnovážnej konštanty autoprotolýzy vody má tvar:

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Disociácia vody je veľmi malá. preto možno koncentráciu vody považovať za konštantnú a vzťah upraviť takto:

$$K_c \cdot [H_2O]^2 = K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

Takto definovaná rovnovážna konštanta K_v sa nazýva **iónový súčin vody.** Jeho hodnota závisí od teploty. Experimentálne sa zistilo, že pri teplote 25 °C má iónový súčin vody hodnotu $1 \cdot 10^{-14}$.

$$K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Cvičenie 5

Vypočítajte koncentráciu iónov $[H_3O^+]$ a $[OH^-]$ vo vode pri teplote 25 °C, ak viete, že pri tejto teplote $K_v = 1 \cdot 10^{-14}$.

Riešenie 5

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{1 \cdot 10^{-14}}\ \text{mol dm}^{-3}$

$[H_3O^+] = 10^{-7}\ \text{mol dm}^{-3}$

$[OH^-] = 10^{-7}\ \text{mol dm}^{-3}$

Vo všetkých vodných roztokoch je koncentrácia iónov $[H_3O^+]$ a $[OH^-]$ taká, že ich súčin sa rovná hodnote K_v pri danej teplote.

Ak sa napríklad pridaním kyseliny do vody zväčší koncentrácia $[H_3O^+]$, musí v nej úmerne klesnúť koncentrácia $[OH^-]$.
Zo vzťahu pre K_v možno vypočítať koncentráciu $[H_3O^+]$, ak je známa koncentrácia $[OH^-]$, a naopak.

Cvičenie 6

Vypočítajte, aká je koncentrácia $[OH^-]$ v roztoku, ak koncentrácia $[H_3O^+] = 10^{-10}\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Riešenie 6

$K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

$$[OH^-] = \frac{K_v}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4}\ mol \cdot dm^{-3}$$

11.1.4 Neutrálne, kyslé a zásadité roztoky, pH

Podľa hodnoty koncentrácie iónov $[H_3O^+]$ rozdeľujeme roztoky na neutrálne, kyslé a zásadité.

Neutrálne roztoky: $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}\ mol \cdot dm^{-3}$

Kyslé roztoky: $[H_3O^+] > [OH^-]$

$[H_3O^+] > 10^{-7}\ mol \cdot dm^{-3}$

Zásadité roztoky: $[H_3O^+] < [OH^-]$

$[H_3O^+] < 10^{-7}\ mol \cdot dm^{-3}$

Či je roztok neutrálny, kyslý alebo zásaditý, určuje hodnota pH.

Každej hodnote koncentrácie $[H_3O^+]$ v roztoku prislúcha určitá **hodnota pH**.

Podľa hodnoty pH rozdeľujeme roztoky na:

– **neutrálne** **pH = 7,**

– **kyslé** **pH < 7,**

– **zásadité** **pH > 7.**

Hodnoty $[H_3O^+]$ a $[OH^-]$ prislúchajúce jednotlivým hodnotám pH sú uvedené v tabuľke 11.1.

Tab. 11.1 Hodnoty pH roztokov v závislosti od koncentrácie $[H_3O^+]$ a $[OH^-]$

pH	Roztoky														
	kyslé							neutrálne	zásadité						
	silno				slabo				slabo			silno			
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

11.1.5 Hydrolýza solí

Dosiaľ ste sa dozvedeli, že roztoky **kyselín** sú kyslé – koncentrácia iónov $[H_3O^+]$ v roztoku kyselín je väčšia ako koncentrácia iónov $[OH^-]$. Ich pH je menšie ako 7.

Roztoky **hydroxidov** sú zásadité, lebo obsahujú viac iónov $[OH^-]$ ako $[H_3O^+]$. Ich pH je väčšie ako 7.

Aké je však pH roztokov látok, ktoré v zmysle Arrheniovej teórie kyselín a zásad zaraďujeme medzi **soli**? Ide napríklad o zlúčeniny Na_2SO_4, KCl, Na_2CO_3, CH_3COOK, NH_4Cl, $FeCl_3$, CH_3COONH_4.

Meraním pH roztokov solí sa zistilo, že roztoky solí môžu byť kyslé, zásadité aj neutrálne. Napríklad roztok NH_4Cl je kyslý, Na_2CO_3 je zásaditý, CH_3COONH_4 je neutrálny.

Ako možno vysvetliť uvedenú skutočnosť?
Ak dáme do vody soľ, v mnohých prípadoch nedochádza len k jej disociácii na ióny (katióny a anióny), ale aj k následnej reakcii týchto iónov s vodou za vzniku katiónov H_3O^+ alebo aniónov OH^-.

Protolytickú reakciu iónov rozpustenej soli s vodou, pri ktorej vznikajú katióny H_3O^+ alebo anióny OH^-, nazývame hydrolýza solí.

To, či bude roztok solí kyslý, zásaditý alebo neutrálny, závisí od toho, z akých katiónov a aniónov je soľ zložená.

Podľa toho, z akých katiónov a aniónov je soľ zložená, rozoznávame štyri typy solí:

1. Soľ, ktorú tvorí kyslý katión (s vodou reaguje ako kyselina) a anión, ktorý s vodou nereaguje.

Soľ zložená z takýchto iónov je napríklad chlorid amónny NH_4Cl.

Cvičenie 7

Na základe vedomostí o protolytických reakciách predpovedajte, či vodný roztok chloridu amónneho je kyslý, zásaditý alebo neutrálny. Svoju odpoveď zdôvodnite na základe skráteného iónového zápisu reakcie.

Riešenie 7

Chlorid amónny sa vo vode rozpúšťa za vzniku katiónov NH_4^+ a aniónov Cl^-. Katión NH_4^+ reaguje s vodou – hydrolyzuje, čo znázorňuje rovnica:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

Anión Cl^-, ktorý predstavuje konjugovanú zásadu silnej kyseliny chlorovodíkovej HCl, s vodou nereaguje.
Pri hydrolýze NH_4^+ dochádza k postupnému narastaniu koncentrácie H_3O^+. Po určitom čase sa vytvorí rovnovážny stav, pre ktorý platí $[H_3O^+] > [OH^-]$.
Roztok je kyslý, jeho $pH < 7$.

Roztok soli, ktorú tvorí kyslý katión (s vodou reaguje ako kyselina) a anión, ktorý s vodou nereaguje, je kyslý.

2. Soľ, ktorú tvorí zásaditý anión (s vodou reaguje ako zásada) a katión, ktorý s vodou nereaguje.

Medzi takéto soli patrí napríklad octan sodný CH_3COONa, sulfid draselný K_2S, uhličitan sodný Na_2CO_3.

Cvičenie 8

Na základe vedomostí o protolytických reakciách predpovedajte, či vodný roztok octanu sodného CH_3COONa je kyslý, zásaditý alebo neutrálny. Svoju odpoveď zdôvodnite na základe skráteného iónového zápisu reakcie.

Riešenie 8

Octan sodný sa vo vode rozpúšťa za vzniku katiónov Na^+ a aniónov CH_3COO^-. Katión Na^+ s vodou nereaguje.
Anión CH_3COO^-, ktorý predstavuje konjugovanú zásadu slabej kyseliny octovej CH_3COOH, reaguje s vodou za vzniku aniónov OH^- a málo disociovanej kyseliny octovej. Hydrolýzu octanu sodného zapíšeme rovnicou:

$$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3COOH + OH^-$$

Pri hydrolýze CH_3COO^- dochádza k postupnému narastaniu koncentrácie OH^-. Po určitom čase sa vytvorí rovnovážny stav, pre ktorý platí $[OH^-] > [H_2O]$.
Roztok je zásaditý, jeho pH > 7.

Roztok soli, ktorú tvorí zásaditý anión (s vodou reaguje ako zásada) a katión, ktorý s vodou nereaguje, je zásaditý.

3. Soľ, ktorú tvorí kyslý katión a zásaditý anión.

Cvičenie 9

Na základe predchádzajúcich poznatkov o hydrolýze oboch typov solí uveďte príklad soli, ktorú tvorí kyslý katión a zásaditý anión, a predpovedajte, či roztok tejto soli je kyslý, zásaditý alebo neutrálny. Svoju odpoveď zdôvodnite na základe skráteného iónového zápisu reakcií.

Riešenie 9

Medzi takéto soli patrí napríklad octan amónny CH_3COONH_4. Pri rozpúšťaní tejto soli vo vode vznikajú katióny NH_4^+ a anióny CH_3COO^-. Tieto ióny reagujú s vodou:

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows NH_3 + H_3O^+$$

$$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3COOH + OH^-$$

Vznikajúce ióny H_3O^+ a OH^- spolu reagujú za vzniku molekúl vody.
Roztok soli CH_3COONH_4 je približne neutrálny.

Roztok soli, ktorú tvorí kyslý katión a zásaditý anión, je približne neutrálny.

Roztok soli, ktorú tvorí kyslý katión a zásaditý anión, je neutrálny len v tom prípade, ak je kyslosť katiónu a zásaditosť aniónu úplne rovnaká.
Vo väčšine prípadov je roztok slabo kyslý alebo slabo zásaditý. Napríklad roztok uhličitanu amónneho je slabo kyslý.

4. Soľ, ktorú tvorí katión a anión, ktoré s vodou nereagujú.

Cvičenie 10

Uveďte príklady solí utvorených z katiónu a aniónu, ktoré s vodou nereagujú. Napíšte, či roztok takejto soli je kyslý, zásaditý alebo neutrálny.

Riešenie 10

Medzi takéto soli patrí napríklad NaCl, KBr, $NaNO_3$, K_2SO_4. Takéto soli s vodou nereagujú – nehydrolyzujú. Ióny tvoriace takýto typ soli sa vo vode nachádzajú v hydratovanej podobe.
Roztok týchto solí je neutrálny.

Roztok soli, ktorú tvorí katión a anión, ktoré s vodou nereagujú, je neutrálny.

Všeobecne platné poznatky o hydrolýze solí majú veľký význam, pretože umožňujú nielen vysvetliť, ale aj predpovedať, či bude roztok určitej soli kyslý, zásaditý alebo neutrálny. Má to mimoriadny význam aj v spojitosti s ochranou životného prostredia. Teoretické poznatky o hydrolýze solí môžu zabrániť rôznym negatívnym vplyvom vodných roztokov solí na životné prostredie a zdravie človeka.

Kľúčové učivo

- **Podľa Arrheniovej teórie kyselín a zásad sú:**
  a) kyseliny látky, ktoré vo vodnom roztoku odštiepujú katióny H^+,
  b) zásady látky, ktoré vo vodnom roztoku odštiepujú hydroxidové anióny OH^-.
- **Neutralizácia je reakcia vodných roztokov kyselín a zásad, produktmi neutralizácie sú voda a soľ.**
- **Podľa Brönstedovej teórie kyselín a zásad sú kyseliny definované ako látky, ktoré sú schopné odovzdávať protóny, a zásady ako látky, ktoré sú schopné viazať protóny.**
- **Protolytické reakcie sú reakcie, pri ktorých kyseliny odštiepujú protóny a zásady viažu protóny. Reakciou kyseliny a zásady vzniká z kyseliny konjugovaná zásada a zo zásady konjugovaná kyselina.**
- **Silu kyselín určuje schopnosť kyseliny odštiepovať protóny. Čím je kyselina silnejšia, tým má väčšiu schopnosť odštiepovať protóny.**
- **Silu zásad určuje schopnosť zásady viazať protóny. Čím je zásada silnejšia, tým má väčšiu schopnosť viazať protóny.**
- **Iónový súčin vody $K_v = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$ má pri teplote 25 °C hodnotu $1 \cdot 10^{-14}$.**
- **Kyslosť, zásaditosť a neutrálnosť roztokov určujeme pomocou stupnice pH.**
  Neutrálne roztoky: $[H_3O^+] = [OH^-]$ pH = 7
  Kyslé roztoky: $[H_3O^+] > [OH^-]$ pH < 7
  Zásadité roztoky: $[H_3O^+] < [OH^-]$ pH > 7
- **Protolytickú reakciu iónov rozpustenej soli s vodou, pri ktorej vznikajú ióny H_3O^+ alebo OH^-, nazývame hydrolýza soli.**

11.1.6 Otázky a úlohy

1. Napíšte vzorce alebo názvy zlúčenín:
   a) kyselina dusičná,
   b) H_2SO_4,
   c) kyselina bromovodíková,
   d) KOH,
   e) hydroxid vápenatý,
   f) $Al(OH)_3$,
   g) síran draselný,
   h) $CaCO_3$,
   i) bromid sodný,
   j) hydrogenuhličitan horečnatý.

2. Napíšte rovnicu disociácie chlorovodíka vo vode a uveďte názov iónov, ktoré sa nachádzajú v roztoku.

3. Napíšte názvy iónov, ktoré sa nachádzajú v roztoku hydroxidu draselného.

4. Vyberte správne tvrdenie o kyselinách:
   a) všetky obsahujú atóm kyslíka,
   b) vo vodnom roztoku odštiepujú katióny H^+,
   c) všetky majú pre človeka toxické účinky,
   d) všetky vznikajú rozpúšťaním kyselinotvorných oxidov vo vode.

5. Vyberte rovnice neutralizácie:
   a) $2Na + 2H_2O \leftrightarrows 2NaOH + H_2$,
   b) $CaO + 2HCl \leftrightarrows CaCl_2 + H_2O$,
   c) $KOH + HBr \leftrightarrows KBr + H_2O$,
   d) $Ca(OH)_2 + CO_2 \leftrightarrows CaCO_3 + H_2O$,
   e) $CH_3COOH + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + CH_3COO^-$,
   f) $2NaOH + H_2SO_4 \leftrightarrows Na_2SO_4 + 2H_2O$.

6. Vyberte správne tvrdenia o neutralizácii:
   a) patrí medzi endotermické reakcie,
   b) prebieha pomaly,
   c) jeden z reaktantov je voda,
   d) môžeme ju napísať rovnicou: $H^+ + OH^- \leftrightarrows H_2O$.

7. Ktoré z uvedených látok zaraďujeme medzi Brönstedove kyseliny?
   HBr, H_2SO_4, CO_3^{2-}, H_2O, Na^+, Cl^-.

8. Z uvedených molekúl a iónov určte tie, ktoré môžu reagovať s vodou ako Brönstedove zásady.
   NH_3, H_2O, K^+, CH_3COO^-.

9. Ktoré z uvedených látok môžu mať amfotérne vlastnosti?
H_3O^+, I^-, H_2O, HCO_3^-

10. K jednotlivým kyselinám napíšte ich konjugované zásady:
a) HCl,
b) HNO_3,
c) HSO_4^-,
d) H_2O.

11. K jednotlivým zásadam napíšte ich konjugované kyseliny:
a) OH^-,
b) S^{2-},
c) CH_3COO^-,
d) NH_2^-.

12. Doplňte pravé strany:
a) $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrows$
b) $CH_3COOH + OH^- \leftrightarrows$
c) $HClO_4 + H_2O \leftrightarrows$
d) $NH_3 + H_3O^+ \leftrightarrows$

13. Určte, ktoré z kyselín zaraďujeme medzi silné kyseliny:
$HClO_4$, H_2S, HI, H_2SO_4, CH_3COOH, H_2CO_3.

*14. Kyselina bromovodíková je silnejšia kyselina ako kyselina sulfánová. Ktorá zásada je silnejšia Br^- alebo S^{2-}?

*15. Na základe hodnôt disociačných konštánt kyselín určte, ktorá kyselina je najsilnejšia a ktorá najslabšia:
a) $K_a(HNO_2) = 5{,}1 \cdot 10^{-4}$,
b) $K_a(CH_3COOH) = 1{,}7 \cdot 10^{-5}$,
c) $K_a(HCN) = 4{,}9 \cdot 10^{-10}$,
d) $K_a(HNO_3) = 2 \cdot 10^{1}$.

*16. Experimentálne sa zistilo, že koncentrácia oxóniových iónov H_3O^+ vo vode pri teplote 25 °C je $1 \cdot 10^{-7}$ mol.dm^{-3}. Určte, či je koncentrácia oxóniových iónov pri vyššej teplote menšia alebo väčšia, ak vieme, že autoprotolýza vody je endotermický proces. Odpoveď zdôvodnite.

17. Vypočítajte koncentráciu $[OH^-]$ v roztoku, ak je pri teplote 25 °C koncentrácia $[H_3O^+] = 10^{-8}$ mol·dm^{-3}.

*18. Uvedené roztoky usporiadajte od najkyslejšieho po najzásaditejší.
a) $[H_3O^+] = 10^{-8}$ mol·dm^{-3},
b) $[H_3O^+] = 10^{-4}$ mol·dm^{-3},
c) $[OH^-] = 10^{-7}$ mol·dm^{-3},
d) pH = 1,
e) $[H_3O^+] = 10^{-10}$ mol·dm^{-3},
f) $[OH^-] = 10^{-9}$ mol·dm^{-3}.

*19. Určte, ktoré z uvedených roztokov majú rovnakú koncentráciu iónov $[OH^-]$:
a) $[H_3O^+] = 10^{-12}$ mol·dm^{-3},
b) $[OH^-] = 10^{-9}$ mol·dm^{-3},
c) $[H_3O^+] = 10^{-4}$ mol·dm^{-3},
d) $[OH^-] = 10^{-6}$ mol·dm^{-3},
e) pH = 5,
f) $[H_3O^+] = 10^{-5}$ mol·dm^{-3}.

*20. Najmenšiu hodnotu pH bude mať roztok, ktorého 0,5 dm^3 obsahuje 0,2 mol:
a) H_2SO_4,
b) CH_3COOH,
c) KOH.

*21. Ako sa zmení pH roztoku kyseliny dusičnej, ak k nemu pridáme určité množstvo destilovanej vody? Odpoveď zdôvodnite.

*22. Vysvetlite, v čom je hlavný rozdiel medzi neutralizáciou a hydrolýzou soli.

*23. Napíšte:
a) aké deje prebiehajú, ak do vody nasypeme uhličitan draselný,
b) či bude pH vzniknutého roztoku kyslé, zásadité alebo neutrálne.

*24. Napíšte, aké je pH vodných roztokov solí (pH < 7, pH = 7, pH > 7):
a) KNO_3,
b) Na_2S,
c) $(NH_4)_2SO_4$,
d) Na_2CO_3.

11.2 Redoxné reakcie

Doteraz ste sa oboznámili s mnohými látkami, ktoré sa zaraďujú medzi kyseliny a zásady. Tieto zlúčeniny spolu reagujú tak, že medzi nimi dochádza k odovzdávaniu a prijímaniu protónov (katiónov H^+). Ako dobre viete, takéto reakcie sa nazývajú protolytické reakcie. Ich spoločným znakom je, že počas ich priebehu dochádza k výmene protónov, pričom sa nemení oxidačné číslo atómov alebo iónov.

Existuje však obrovské množstvo chemických reakcií, ktorých spoločným znakom je, že počas ich priebehu nastáva zmena oxidačného čísla atómov alebo iónov. Takéto reakcie sa nazývajú redoxné reakcie.

Redoxné reakcie prebiehajú napríklad pri horení látok, korózii, dýchaní, premene živín v organizmoch zvierat a človeka, fotosyntéze, kvasení, hnití a výrobe rozličných látok. Sú zdrojom elektrickej energie, ktorá sa využíva v rôznych batériách. Tieto batérie sú súčasťou každodenného života, ich použitie je veľmi rozmanité, napríklad v hodinkách, fotoaparátoch, videokamerách, automobiloch atď.

Všeobecne platné poznatky o redoxných reakciách vám umožnia nielen vysvetliť, ale aj predpovedať priebeh mnohých redoxných reakcií.

11.2.1 Redoxné reakcie, oxidácia a redukcia

Chemické reakcie, pri ktorých nastáva zmena oxidačného čísla atómov alebo iónov, nazývame redoxné reakcie.

Medzi redoxné reakcie patria niektoré chemické reakcie, s ktorými ste sa oboznámili v základnej škole. Napríklad reakcia sodíka s chlórom, reakcia železa so zriedenou kyselinou sírovou, reakcia sodíka s vodou patria medzi redoxné reakcie.

Zmena oxidačných čísel atómov alebo iónov je spôsobená odovzdávaním alebo prijatím elektrónov.

Pri reakcii sodíka s chlórom:

$$2Na^0(s) + Cl^0_2(g) \rightleftarrows 2Na^{I}Cl^{-I}(s)$$

atóm sodíka odovzdá elektrón a vzniká z neho kation Na^+. Atóm sodíka sa oxiduje.
Atóm chlóru prijme elektrón. Z atómu chlóru vzniká anión Cl^-. Atóm chlóru sa redukuje.

Pri reakcii železa so zriedenou kyselinou sírovou:

$$Fe^0(s) + 2H^+(aq) \rightleftarrows Fe^{2+}(aq) + H^0_2(g)$$

atóm železa odovzdá dva elektróny dvom katiónom vodíka. Atóm železa sa oxiduje, vzniká kation Fe^{2+}. Katióny vodíka sa redukujú, vznikajú atómy vodíka H, ktoré sa zlučujú na molekulu vodíka H_2.

Oxidácia je reakcia, pri ktorej atóm alebo ión odovzdá jeden alebo viac elektrónov, oxidačné číslo atómu alebo iónu sa pri oxidácii zväčšuje.
Redukcia je reakcia, pri ktorej atóm alebo ión prijme jeden alebo viac elektrónov, oxidačné číslo atómu alebo iónu sa pri redukcii zmenšuje.
Oxidácia a redukcia prebiehajú v každej reakcii súčasne.

Ak sa pri reakcii niektorý atóm alebo ión oxiduje, musí sa iný atóm alebo ión redukovať. V chemickej reakcii:

$$2Na^0(s) + Cl_2^0(g) \leftrightarrows 2Na^{I}Cl^{-I}(s)$$

môžeme oxidáciu a redukciu napísať:
oxidácia: $2Na^0 - 2e^- \longrightarrow 2Na^{I}$
redukcia: $Cl_2^0 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^{-I}$

Oxidácia a redukcia sú čiastkové reakcie redoxnej reakcie. Nazývame ich **polreakcie.** Píšeme ich tak, aby počet odovzdaných a počet prijatých elektrónov bol v obidvoch čiastkových reakciách rovnaký.

Cvičenie 11

Napíšte:
a) iónový zápis reakcie horčíka s kyselinou chlorovodíkovou,
b) čiastkové reakcie redoxnej reakcie (oxidácia, redukcia),
c) názov atómu alebo iónu, ktorý sa oxidoval a ktorý sa redukoval.

Riešenie 11

a) $Mg^0(s) + 2H^+(aq) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + H_2^0(g)$
b) oxidácia: $Mg^0 - 2e^- \leftrightarrows Mg^{2+}$
redukcia: $2H^+ + 2e^- \leftrightarrows H_2^0$
c) oxidoval sa atóm horčíka,
redukoval sa katión vodíka.

11.2.2 Oxidovadlá a redukovadlá

Pri redoxnej reakcii jedna látka odovzdáva elektróny a druhá látka prijíma elektróny.

Látka, ktorá je schopná redukovať inú látku (odovzdávať jej elektróny), sa nazýva redukovadlo.
Látka, ktorá je schopná oxidovať inú látku (prijímať od nej elektróny), sa nazýva oxidovadlo.

Cvičenie 12

Napíšte, ktorá látka je v reakcii sodíka s chlórom redukovadlo a ktorá oxidovadlo.
Napíšte, ktorá z týchto látok sa oxiduje a ktorá sa redukuje.

Riešenie 12

Reakciu sodíka s chlórom napíšeme rovnicou:
$2Na^0(s) + Cl_2^0(g) \leftrightarrows 2Na^{I}Cl^{-I}(s)$
Sodík je redukovadlo. Chlór je oxidovadlo.
Sodík sa oxiduje, chlór sa redukuje.

Ak dáme do roztoku síranu meďnatého zinok (obr. 11.1), pozorujeme, že modré sfarbenie roztoku slabne a na zinku sa vylučuje červená meď.

Obr. 11.1 Zinok pokrytý vrstvičkou medi

Cvičenie 13

Napíšte:

a) iónový zápis reakcie roztoku síranu meďnatého so zinkom,
b) čiastkové reakcie redoxnej reakcie (oxidácia, redukcia),
c) ktorá látka je oxidovadlo a ktorá redukovadlo.

Riešenie 13

a) $Zn^0(s) + Cu^{2+}(aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + Cu^0(s)$

b) oxidácia: $Zn^0 - 2e^- \rightleftharpoons Zn^{2+}$

redukcia: $Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu^0$

c) oxidovadlo je Cu^{2+}, redukovadlo Zn^0.

Redoxnú reakciu síranu meďnatého so zinkom možno stručne napísať pomocou oxidačných čísel atómov prvkov takto:

$$Cu^{II} + Zn^0 \rightleftharpoons Cu^0 + Zn^{II}$$

Atómy prvkov medi a zinku sa v uvedenej redoxnej reakcii vyskytujú v dvoch formách, ktoré sa líšia hodnotou oxidačného čísla.

V oxidovanej forme (skrátené ox.) ako Cu^{II} a Zn^{II} a v redukovanej forme (red.) ako Cu^0 a Zn^0. Ak priradíme atómom medi index 1 a atómom zinku index 2, možno redoxnú rovnicu napísať:

redukcia

Cu^{II} + Zn^0 ⟶ Cu^0 + Zn^{II}

ox. 1 red. 2 red. 1 ox. 2

oxidácia

Každú redoxnú reakciu možno znázorniť všeobecnou schémou:

$$\text{ox. 1} + \text{red. 2} \leftrightarrows \text{red. 1} + \text{ox. 2}$$

Redoxná reakcia sa skladá z dvoch konjugovaných dvojíc:

ox. 1 – red. 1 a red. 2 – ox. 2.

11.2.3 Redoxné vlastnosti látok

Pod pojmom redoxné vlastnosti látok rozumieme ich oxidačné a redukčné schopnosti. Väčšina látok môže v jednej redoxnej reakcii pôsobiť ako oxidovadlo (elektróny prijímať) a v druhej ako redukovadlo (elektróny odovzdávať).
To, či bude v určitej reakcii látka reagovať ako oxidovadlo alebo redukovadlo, závisí od redoxných schopností reakčného partnera. Označenie látky ako oxidovadlo a redukovadlo je relatívne. (Je to podobné ako pri kyselinách a zásadách, kde jedna látka, napríklad voda, môže reagovať ako kyselina alebo ako zásada. Či reaguje ako kyselina alebo zásada, závisí od schopnosti reakčného partnera odovzdávať alebo prijímať protóny.)

Napríklad pri reakcii vodíka s brómom:

$$H_2^0 + Br_2^0 \leftrightarrows 2H^{+}Br^{-}$$

je vodík redukovadlo (elektróny odovzdáva) a pri reakcii so sodíkom oxidovadlo (elektróny prijíma).

$$H_2^0 + 2Na^0 \leftrightarrows 2Na^{+}H^{-1}$$

11.2.3.1 Redoxné vlastnosti prvkov – elektrochemický rad napätia kovov

Oxidovadlá (oxidačné činidlá)

Z chemických prvkov ako oxidovadlá pôsobia prvky, ktoré ochotne prijímajú elektróny. Sú to predovšetkým nekovy – fluór, kyslík, bróm, chlór.
V každodennom živote je najznámejším oxidovadlom kyslík, ktorý sa nachádza vo vzduchu. Jeho reakcie s rôznymi palivami majú pre človeka nesmierny význam. Na druhej strane však požiare, pri ktorých mnohé látky reagujú s kyslíkom, predstavujú obrovské finančné škody a majú negatívne účinky na prírodu a človeka.

Redukovadlá (redukčné činidlá)

Ako redukovadlá používame predovšetkým kovy, ktoré ľahko odovzdávajú elektróny. Medzi takéto kovy možno zaradiť napríklad sodík, draslík, vápnik, zinok.
Z nekovov možno použiť ako redukčné činidlo uhlík a vodík, čo sa v praxi využíva pri príprave a výrobe kovov z ich zlúčenín.
Pri výrobe kovov možno ako redukovadlo použiť aj hliník. Hliník reaguje s oxidom určitého kovu za vzniku oxidu hlinitého a kovu. Uvedený postup sa nazýva **aluminotermia.** Ako príklad možno uviesť výrobu chrómu, ktorú znázorňuje rovnica:

$$Cr_2O_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2Cr$$

Elektrochemický rad napätia kovov

Porovnávaním vzájomného pôsobenia jednotlivých kovov napríklad s vodou, roztokmi kyselín a solí sa zistilo, že reaktivita kovov je veľmi rozdielna. Niektoré kovy reagujú už s vodou, iné zostávajú odolné aj voči pôsobeniu kyselín.
Redoxné vlastnosti kovov vo vodných roztokoch možno určiť na základe elektrochemického radu napätia kovov, v ktorom sú kovy zoradené podľa ich klesajúcich redukčných schopností (schopnosti oxidovať sa na svoje katióny).

Neúplný elektrochemický rad napätia kovov:

Na Mg Al Zn Fe Pb H Cu Ag Au

Z postavenia kovov v tomto rade vyplýva:
Kov nachádzajúci sa naľavo od daného kovu je schopný redukovať katión tohto kovu.

$$Zn^0(s) + Cu^{2+}(aq) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + Cu^0(s)$$

$$Cu^0(s) + 2Ag^+(aq) \leftrightarrows Cu^{2+}(aq) + 2Ag^0(s)$$

Kovy umiestnené naľavo od vodíka sú schopné redukovať katión vodíka vo vodnom roztoku. Tieto kovy nazývame **neušľachtilé kovy.**
Reakciou týchto kovov so zriedenými kyselinami vzniká vodík. Napríklad reakciou zinku so zriedenou kyselinou sírovou.

$$Zn^0(s) + 2H^+(aq) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + H^0(g)$$

Kovy umiestnené od vodíka napravo nereagujú so zriedenými kyselinami za vzniku vodíka. Tieto kovy nazývame **ušľachtilé kovy.**
Napríklad meď nereaguje so zriedenou kyselinou chlorovodíkovou.

11.2.3.2 Redoxné vlastnosti zlúčenín

Oxidovadlá (oxidačné činidlá)

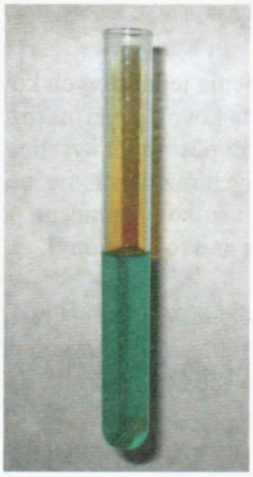
Zlúčeniny, ktoré sa môžu redukovať – prijímať elektróny, majú oxidacné účinky.

Napríklad: $KMnO_4$, HNO_3, H_2SO_4, MnO_2, H_2O_2.
Uvedené zlúčeniny majú oxidačné účinky, pretože ich atómy Mn^{VII}, N^V, S^{VI}, Mn^{IV}, $(O_2)^{-II}$ sa môžu nachádzať aj v zlúčeninách s nižšími oxidačnými číslami.

Kyseliny s oxidačnými schopnosťami, napríklad kyselina dusičná, kyselina sírová, reagujú aj s kovmi umiestnenými v elektrochemickom rade napätia kovov napravo od vodíka. Pri reakcii však nevzniká plynný vodík.

Pri reakcii koncentrovanej kyseliny dusičnej s meďou pozorujeme vznik plynného hnedého oxidu dusičitého a modrého roztoku dusičnanu meďnatého (obr. 11.2):

$$Cu + 4HNO_3 \leftrightarrows Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$



Obr. 11.2 Reakcia medi s koncentrovanou HNO_3

Redukovadlá (redukčné činidlá)

Zlúčeniny, ktoré sa môžu oxidovať – odovzdávať elektróny, majú redukčné účinky.

Napríklad:
CO, H_2S, $FeCl_2$, NH_3 majú redukčné účinky, pretože atómy C^{II}, S^{-II}, Fe^{II}, N^{-III} sa môžu nachádzať aj v zlúčeninách s vyššími oxidačnými číslami.
V hospodárstve každej krajiny je mimoriadne dôležitá výroba železa. Pri jeho výrobe sa ako redukčné činidlo používa oxid uhoľnatý, čo zjednodušene vyjadruje rovnica:

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

Oxidovadlá aj redukovadlá

Zlúčeniny, ktorých atómy sa môžu oxidovať aj redukovať, majú oxidačné aj redukčné účinky. Či bude zlúčenina reagovať ako oxidovadlo alebo redukovadlo, závisí od jej reakčného partnera.

Cvičenie 14

V ktorej z uvedených reakcií má peroxid vodíka vlastnosti oxidovadla a v ktorej vlastnosti redukovadla?

a) $2KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \leftrightarrows I_2 + K_2SO_4 + 2H_2O$

b) $2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \leftrightarrows 5O_2 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$

Riešenie 14

V reakcii a) pôsobí peroxid vodíka ako oxidovadlo (O^{-I} prijíma elektróny od aniónu jódu I^{-I}), v reakcii b) pôsobí peroxid vodíka ako redukovadlo (O^{-I} odovzdáva elektróny mangánu Mn^{VII}).

11.2.4 Rovnováha v redoxných reakciách

V redoxných reakciách sa v uzavretej sústave, podobne ako aj pri ostatných typoch reakcií, ustáli chemická rovnováha dynamického charakteru. V čase rovnováhy je rýchlosť priamej aj spätnej reakcie rovnaká, koncentrácia reaktantov aj produktov sa nemení.
Redoxnú rovnováhu (stupeň premeny reaktantov na produkty) charakterizuje rovnovážna konštanta. Jej hodnota závisí od redoxných schopností reagujúcich látok a od teploty.
V redoxných reakciách, ktoré prebiehajú v otvorených systémoch (napríklad v skúmavkách, kadičkách), sa neustáli chemická rovnováha, ak sa produkty uvoľňujú do okolia v podobe plynných látok a nemôžu reagovať za vzniku reaktantov.
Napríklad pri reakcii sodíka, draslíka, vápnika s vodou alebo horčíka, zinku, železa, hliníka so zriedenými kyselinami vzniká vodík. Reakcia prebieha až do úplného zreagovania aspoň jedného reaktantu.

11.2.5 Výpočty stechiometrických koeficientov rovníc redoxných reakcií

Pri určovaní stechiometrických koeficientov v rovniciach redoxných reakcií sa vychádza z princípu, že v priebehu redoxných reakcií sa:

a) počet odovzdaných elektrónov rovná počtu prijatých elektrónov,
b) počet atómov jednotlivých prvkov na jednej strane chemickej rovnice sa rovná počtu atómov jednotlivých prvkov na druhej strane rovnice.

Spôsob, ako možno vypočítať stechiometrické koeficienty určitej reakčnej schémy, ukážeme na nasledujúcom príklade:

$$KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \dashrightarrow MnSO_4 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

1. Vyznačíme oxidačné čísla atómov jednotlivých prvkov v každej látke:

$$K^{I}Mn^{VII}O_4^{-II} + K^{I}N^{III}O_2^{-II} + H_2^{I}S^{VI}O_4^{-II} \dashrightarrow Mn^{II}S^{VI}O_4^{-II} + K^{I}N^{V}O_3^{-II} + K_2^{I}S^{VI}O_4^{-II} + H_2^{I}O^{-II}$$

2. Zistíme, atómy ktorých prvkov zmenili v priebehu redoxnej reakcie svoje oxidačné číslo, a napíšeme, koľko elektrónov prijali alebo odovzdali pri zmene oxidačného čísla:

Redukcia: $Mn^{VII} + 5e^- \longrightarrow Mn^{II}$ (1)
Oxidácia: $N^{III} - 2e^- \longrightarrow N^{V}$ (2)

3. Pretože sa počet odovzdaných a prijatých elektrónov v redoxnej reakcii musí rovnať, vynásobíme predchádzajúce rovnice (1) a (2) tak (prvú číslom dva a druhú číslom päť), aby sa po sčítaní nových rovníc počet elektrónov rovnal nule:

$Mn^{VII} + 5e^- \longrightarrow Mn^{II}$ / . 2
$N^{III} - 2e^- \longrightarrow N^{V}$ / . 5

$2Mn^{VII} + 10e^- \longrightarrow 2Mn^{II}$
$5N^{III} - 10e^- \longrightarrow 5N^{V}$

$2Mn^{VII} + 5N^{III} = 2Mn^{II} + 5N^{V}$

Takto vypočítané koeficienty patria zlúčeninám, v ktorých sa nachádzajú dané prvky v príslušnom oxidačnom čísle. Do pôvodnej schémy doplníme vypočítané koeficienty takto:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + 5KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

4. Urobíme bilanciu atómov tých prvkov, pri ktorých sa počas redoxnej reakcie nemení oxidačné číslo. Vychádzame pritom z vypočítaných koeficientov rovnice.
Vidíme, že v uvedenej schéme sa skupina SO_4 vyskytuje na pravej strane rovnice v zlúčeninách $MnSO_4$ a K_2SO_4 a na ľavej strane v zlúčenine H_2SO_4.
Známe koeficienty pri $MnSO_4$ (dva) a K_2SO_4 (jeden) určujú koeficient pri H_2SO_4 (3). Pomocou koeficientu pri H_2SO_4 dopočítame koeficient pri molekule H_2O (tri).
Na základe uvedeného postupu napíšeme rovnicu:

$$2KMnO_4 + 5KNO_2 + 3H_2SO_4 \rightleftarrows 2MnSO_4 + 5KNO_3 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

Na záver urobíme skúšku správnosti spočítaním atómov kyslíka na ľavej aj pravej strane rovnice (po 30 atómov kyslíka).

(Pri niektorých chemických reakciách pre rovnosť počtu atómov vodíka a kyslíka na ľavej a pravej strane rovnice treba doplniť do chemickej rovnice vodu, a to na stranu reaktantov alebo produktov.)

Cvičenie 15

V reakčnej schéme doplňte stechiometrické koeficienty:
$Cu + HNO_3$ (zriedená) ------→ $Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

Riešenie 15

$Cu^0 + H^{I}N^{V}O_3^{-II}$ (zriedená) ------→ $Cu^{II}(N^{V}O_3^{-II})_2 + N^{II}O^{-II} + H_2^{I}O^{-II}$
$Cu^0 - 2e^- \longrightarrow Cu^{II}$ / . 3
$N^{V} + 3e^- \longrightarrow N^{II}$ / . 2
$3Cu^0 + 2N^{V} \longrightarrow 3Cu^{II} + 2N^{II}$

Koeficienty napíšeme do reakčnej schémy:

$3Cu + 2HNO_3$ ------→ $3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O$

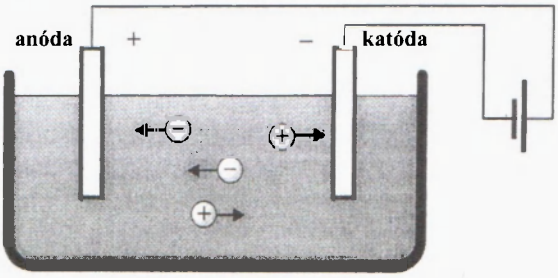
Urobíme bilanciu atómov tých prvkov, pri ktorých sa počas redoxnej reakcie nemení oxidačné číslo.
Na základe koeficientu pri $Cu(NO_3)_2$ (tri) pripočítame na ľavej strane rovnice $6HNO_3$:

$3Cu + 2HNO_3 \longrightarrow$
$6HNO_3 \longrightarrow$
$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow$

čím sa počet atómov dusíka na ľavej strane rovnice (osem) a na pravej strane rovnice vyrovná. Ľavá strana rovnice je $3Cu + 8HNO_3$. Aby bol počet atómov vodíka na pravej strane rovnice taký istý ako na ľavej (osem), pripočítame k pravej strane rovnice $3H_2O$. Pravá strana rovnice je $3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$.
Redoxná rovnica má tvar:
$3Cu + 8HNO_3 \rightleftarrows 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

11.2.6 Redoxné reakcie a elektrolýza

V základnej škole ste sa dozvedeli, že soli v tuhom skupenstve nevedú elektrický prúd. Ak ste ich však dali do vody, vznikol roztok soli, ktorý viedol elektrický prúd. Vysvetlili ste si to tým, že elektrický prúd prechádza roztokom preto, lebo roztok solí obsahuje voľne pohyblivé ióny, katióny a anióny.
Elektrický prúd prechádza aj roztokmi kyselín a hydroxidov, pretože tiež obsahujú voľne pohyblivé katióny a anióny.
Elektrický prúd prechádza uvedenými roztokmi len vtedy, ak sa v ňom nachádzajú dve elektródy, ktoré sú napojené na zdroj jednosmerného napätia. Elektróda, ktorá je napojená na záporný pól zdroja elektrickej energie, napríklad batérie, sa nazýva **katóda.** Elektróda pripojená na kladný pól zdroja sa nazýva **anóda.**
Prechod elektrického prúdu roztokom je naznačený na obrázku 11.3.



Obr. 11.3 Schéma elektrolýzy

Na katóde je nadbytok elektrónov, preto priťahuje kladné ióny – **katióny.** Katióny prijímajú z katódy elektróny – redukujú sa.
Na katóde prebieha redukcia. Dej na katóde môžeme vo všeobecnosti napísať:

Katóda: $X^+ + e^- \longrightarrow X$ redukcia

Na anóde je nedostatok elektrónov, preto priťahuje záporné ióny – **anióny.** Anióny odovzdávajú elektróny anóde – oxidujú sa.
Na anóde prebieha oxidácia. Dej na anóde môžeme vo všeobecnosti napísať:

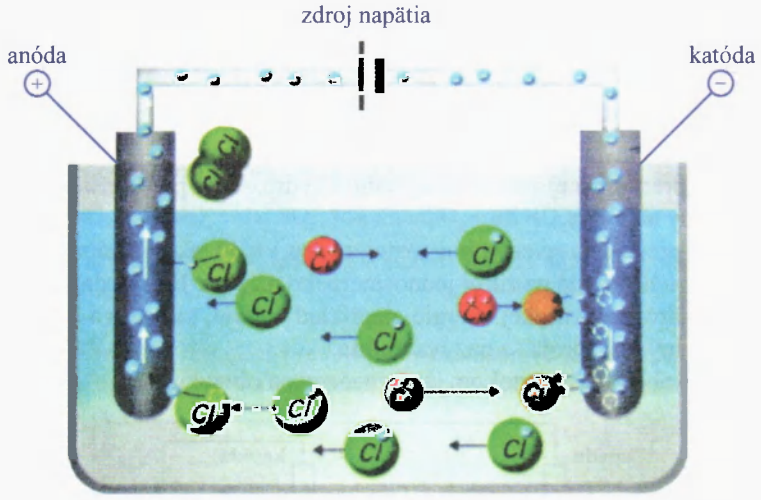
Anóda: $Y^- - e^- \longrightarrow Y$ oxidácia

Pri prechode elektrického prúdu roztokom alebo taveninou na elektródach prebiehajú redoxné reakcie.

Redoxné reakcie, ktoré prebiehajú pri prechode jednosmerného elektrického prúdu roztokom alebo taveninou, sa nazývajú elektrolýza.
Pri elektrolýze dochádza k rozkladu chemických látok jednosmerným elektrickým prúdom.

11.2.6.1 Elektrolýza chloridu meďnatého

Do roztoku chloridu meďnatého sú ponorené dve grafitové elektródy, ktoré sú napojené na zdroj jednosmerného napätia. Na katóde pozorujeme vylučovanie červenohnedej medi a na anóde uvoľňovanie žltozeleného plynu chlóru (obr. 11.4).



Obr. 11.4 Elektrolýza $CuCl_2$

Cvičenie 16

Na základe poznatkov o elektrolýze napíšte, aké deje prebiehajú na anóde a katóde pri prechode elektrického prúdu roztokom chloridu meďnatého.

Riešenie 16

Vodný roztok chloridu meďnatého obsahuje meďnaté katióny Cu^{2+} a chloridové anióny Cl^-.
Ióny Cu^{2+} sú priťahované k zápornej elektróde – katóde. Katióny Cu^{2+} prijímajú na katóde dva elektróny a menia sa na atómy medi.
Anióny Cl^- sú priťahované kladnou elektródou – anódou, na anóde anióny Cl^- odovzdávajú elektróny. Odovzdaním jedného elektrónu anóde vznikne z aniónu Cl^- atóm chlóru. Vzniknuté atómy chlóru spolu reagujú a vytvoria molekuly chlóru Cl_2.
Redoxné deje na elektródach možno zjednodušene napísať takto:
Katóda: $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ redukcia
Anóda: $2Cl^- - 2e^- \longrightarrow Cl_2$ oxidácia

11.2.6.2 Využitie elektrolýzy

Elektrolýza sa veľmi často využíva na prípravu a výrobu niektorých prvkov a zlúčenín, napríklad: sodíka, draslíka, horčíka, hliníka, vodíka, chlóru, hydroxidu sodného a draselného.

Galvanické pokovovanie

Mnohé neušľachtilé kovy sa pokrývajú počas elektrolýzy vrstvičkou kovu, ktorý je odolný proti vonkajším vplyvom. Najčastejšie sa využíva pomeďovanie, pochrómovanie, poniklovanie, postriebrenie, pozinkovanie a pod.
Predmety z kovu, ktoré sa majú pokovovať, tvoria katódu. Katióny kovu, ktorým sa pokovuje, sú prítomné v roztoku a vylučujú sa na katóde. Vytvoria súvislú lesklú vrstvu kovu, ktorá ochráni pôvodný kov (obr. 11.5).

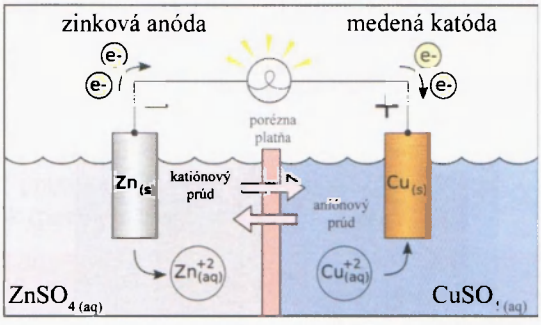
Obr. 11.5 Pochrómovaný nárazník na aute

11.2.7 Galvanické články

V galvanických článkoch vzniká počas redoxných reakcií jednosmerné elektrické napätie. V galvanickom článku prebieha oxidácia a redukcia v oddelených priestoroch na povrchu dvoch rôznych elektród, z ktorých kladnou elektródou je katóda a zápornou elektródou anóda. (Opačne ako pri elektrolýze.) Galvanické články môžu byť utvorené z rôznych elektród.

Galvanický článok, ktorý tvorí zinková elektróda (anóda) ponorená v roztoku síranu zinočnatého a medená elektróda (katóda) ponorená v roztoku síranu meďnatého, pričom sú oddelené poréznou látkou (umožňujúcou prechod iónov), sa nazýva **Daniellov článok.**

Spojením medenej a zinkovej elektródy galvanického článku elektrickým vodičom cez spotrebič dochádza k vytvoreniu elektrického obvodu a obvodom prechádza jednosmerný elektrický prúd (obr. 11.6).



Obr. 11.6 Daniellov článok

Pri prechode elektrického prúdu sa na elektródach uskutočňujú tieto deje:

zinková anóda:	$Zn^0 - 2e^- \longrightarrow Zn^{2+}$	zinok sa oxiduje
medená katóda:	$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu^0$	meďnaté katióny sa redukujú

Celkový redoxný dej možno vyjadriť schémou:

redukcia

$$Zn^0(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu^0(s)$$

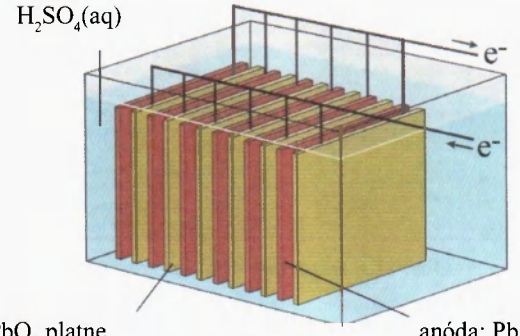
oxidácia

Chemická energia redoxnej reakcie sa mení na elektrickú energiu a galvanický článok sa stáva zdrojom elektrického prúdu.
Deje, ktoré prebiehajú v galvanickom článku, spôsobujú, že sa po určitom čase galvanický článok „vyčerpá", čo sa v prípade Daniellovho článku stane vtedy, ak sa zinková elektróda rozpustí.
Príkladom galvanických článkov sú rôzne batérie. S ich použitím sa často stretávame v každodennom živote (hodinky, kalkulačky a pod., obr. 11.7).

Obr. 11.7 Batérie

11.2.7.1 Akumulátory

Galvanické články, ktoré sa po vybití môžu znova nabiť, sa nazývajú akumulátory. Používame ich napríklad v osobných automobiloch, kde sa používajú ako zdroj elektrickej energie. Najčastejšie sa používajú olovené akumulátory. Skladajú sa z obalu, ktorý je naplnený vodným roztokom kyseliny sírovej, a z niekoľkých dvojíc elektród. Pri vybíjaní zápornou elektródou (anódou) je olovo a kladnou elektródou (katódou) je oxid olovičitý (obr. 11.8).



katóda: PbO_2 platne
$PbO_2(s) + 4H^+(aq) + 2e^- \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2H_2O$
(redukcia)

anóda: Pb platne
$Pb(s) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2e^-$
(oxidácia)

Obr. 11.8 Schéma oloveného akumulátora a zápis redoxných dejov na elektródach pri jeho vybíjaní

Akumulátor po jeho vybití nabíjame pripojením na zdroj jednosmerného napätia. Nabíja sa malým jednosmerným prúdom niekoľko hodín. Úroveň nabitia oloveného akumulátora sa zisťuje meraním hustoty roztoku kyseliny sírovej, prípadne meraním napätia jednotlivých článkov.
Ak chceme, aby nám akumulátor v aute dobre fungoval, musíme sa oň pravidelne starať. Niekoľkokrát za rok musíme do akumulátora dolievať destilovanú vodu (v súčasnosti exis-

tujú aj akumulátory, pri ktorých to netreba robiť). Dôležité je mať v čistom stave kontakty (póly akumulátora), lebo ich znečistenie nám môže veľmi znepríjemniť štartovanie auta, hoci je akumulátor dostatočne nabitý. Problémy so štartovaním auta môžu nastať najmä v zime pri nízkych teplotách. Ak je akumulátor málo nabitý, často sa stáva, že vodiči ráno nenaštartujú auto. Môžeme si pomôcť elektrickými káblami, pomocou ktorých naštartujeme auto funkčnou batériou z iného auta.
Olovené akumulátory majú životnosť v autách spravidla 4 – 5 rokov. V súčasnosti sa rôzne typy akumulátorov používajú napríklad v mobilných telefónoch, notebookoch a pod.

11.2.8 Korózia

Pri korózii vplyvom okolitého prostredia – účinkom vzdušného kyslíka, vodných pár, sulfánu, oxidu uhličitého, oxidu siričitého a niektorých ďalších látok dochádza k rozrušovaniu rôznych kovových predmetov. Ide predovšetkým o koróziu železa, pri ktorej vzniká hrdza. Tvorí ju predovšetkým hydratovaný oxid železitý. Hrdza môže postupne rozrušiť celý železný predmet, čím dochádza k nesmiernym ekonomickým stratám. Hrdza je produktom rôznych chemických reakcií, ktoré prebiehajú na povrchu kovov (obr. 11.9).

Obr. 11.9 Zhrdzavená železná reťaz

Poškodzovaniu kovov možno zabrániť zamedzením vplyvu vonkajšieho prostredia. Uskutočňuje sa to rôznymi spôsobmi. Najčastejšie sa chránia kovy rôznymi nátermi. Veľmi účinným spôsobom ochrany kovov je ich galvanické pokovovanie vrstvičkou kovu odolného voči korózii. V praxi sa najčastejšie na pokovovanie využíva napríklad chróm (pochrómovanie) a zinok (pozinkovanie).

Kľúčové učivo

- **Chemické rekcie, pri ktorých nastáva zmena oxidačného čísla atómov alebo iónov, sa nazývajú redoxné reakcie.**
- **Pri redoxných reakciách dochádza súčasne k oxidácii a redukcii látok. Pri oxidácii látok dochádza k odovzdávaniu elektrónov. Oxidačné číslo atómov alebo iónov sa pri oxidácii zväčšuje.**
- **Pri redukcii látok dochádza k prijímaniu elektrónov. Oxidačné číslo atómov alebo iónov sa pri redukcii zmenšuje.**
- **Redukovadlo je látka, ktorá odovzdáva elektróny – oxiduje sa.**
- **Oxidovadlo je látka, ktorá prijíma elektróny – redukuje sa.**
- **To, či bude v určitej reakcii látka reagovať ako oxidovadlo alebo redukovadlo, závisí od redoxných schopností reakčného partnera.**
- **V elektrochemickom rade napätia kovov sú kovy zoradené podľa ich klesajúcich redukčných schopností (schopnosti oxidovať sa na katió-**

ny). Poznatky vyplývajúce z postavenia kovov v elektrochemickom rade napätia kovov nám umožňujú predpovedať priebeh mnohých chemických reakcií.

- **Redoxné reakcie, ktoré prebiehajú pri prechode jednosmerného elektrického prúdu roztokom alebo taveninou, nazývame elektrolýza. Elektrolýza sa využíva pri výrobe rôznych chemických látok, ako aj pri pokovovaní rozličných predmetov.**
- **Galvanické články sú zdrojom elektrickej energie, ktorá v nich vzniká počas redoxných reakcií. Používajú sa ako rôzne batérie.**
- **Akumulátory sú také galvanické články, ktoré sa dajú po vybití znova nabiť. Používajú sa najmä olovené akumulátory, ktoré sú často zdrojom jednosmerného napätia v automobiloch.**
- **Pri korózii kovov v dôsledku priebehu redoxných reakcií dochádza k porušovaniu povrchu kovov. Najčastejšie dochádza ku korózii železných predmetov. Korózii zabraňujeme rôznymi nátermi alebo pokovovaním.**

11.2.9 Otázky a úlohy

1. Určte oxidačné čísla atómov prvkov v zlúčeninách:
   MgO, $AlBr_3$, HNO_3, KOH, $K_2Cr_2O_7$.

2. Napíšte, ako sa menia oxidačné čísla atómov alebo iónov reaktantov počas reakcií znázornených týmito rovnicami:
   a) $2Li + Br_2 \longrightarrow 2LiBr$,
   b) $Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$,
   c) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$,
   d) $2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$.

3. Určte, ktoré reakcie patria medzi redoxné:
   a) $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$,
   b) $AgNO_3 + HCl \longrightarrow AgCl + HNO_3$,
   c) $Cl_2 + H_2O \longrightarrow HClO + HCl$,
   d) $S^{2-} + H_2O \longrightarrow HS^- + OH^-$.

4. Doplňte počet prijatých alebo odovzdaných elektrónov:
   a) Mn^{VII} ..... $\longrightarrow Mn^{II}$,
   b) Cl_2^0 ..... $\longrightarrow 2Cl^-$,
   c) Br^- ..... $\longrightarrow Br^V$,
   d) N^{-III} ..... $\longrightarrow N^V$.

5. Oxiduje sa alebo sa redukuje ión Y^{2+}, ak sa počas redoxnej reakcie zmení na Y^-?

6. Ktoré z uvedených polreakcií znázorňujú oxidáciu a ktoré redukciu?
   a) $2Br^- - 2e^- \longrightarrow Br_2^0$,
   b) $Fe^{2+} - e^- \longrightarrow Fe^{3+}$,
   c) $Pb^{IV} + 2e^- \longrightarrow Pb^{II}$,
   d) $S^{-II} - 6e^- \longrightarrow S^{IV}$.

7. Z látok HNO_3, O_2, Cu^{2+}, $KMnO_4$, CO, Al vyberte tie, ktoré sa používajú ako:
   a) oxidovadlo,
   b) redukovadlo.

8. Napíšte, ktorá látka pôsobí v uvedenej reakcii ako oxidovadlo a ktorá ako redukovadlo:
   $Cl_2 + 2Br^- \rightleftarrows 2Cl^- + Br_2$.

9. Ktorá látka môže pôsobiť v chemických reakciách ako redukovadlo: atóm sodíka alebo sodný katión? Odpoveď zdôvodnite.

10. Uvedené prvky zoraďte podľa vzrastajúcej schopnosti tvoriť katióny:
    Na, Fe, Al, Cu, Zn, H, Pb, Au.

11. Napíšte čo najviac značiek prvkov, ktoré reagujú so zriedenou kyselinou chlorovodíkovou za vzniku vodíka.

12. Napíšte, ktoré z naznačených chemických reakcií prebiehajú. Neúplné schémy týchto reakcií upravte na chemické rovnice:
    a) $Zn(s) + H_2SO_4(aq)$ ------→
    b) $Cu(s) + AgNO_3(aq)$ ------→
    c) $Au(s) + HCl(aq)$ ------→
    d) $Ca(OH)_2(aq) + HNO_2(aq)$ ------→

13. Vyberte správne tvrdenia.
    Redoxná reakcia prebieha, ak sa zinok nachádza v roztoku:
    a) H_2SO_4,
    b) $NaNO_3$,
    c) $AgNO_3$,
    d) $MgCl_2$.

*14. Štyri chemické prvky A, B, C, D vytvárajú vo vodných roztokoch ióny A^{2+}, B^{2-}, C^{2+}, D^{2+}. Na základe uvedených zápisov zoraďte prvky za sebou podľa ich stúpajúcich redukčných schopností:
    $B^{2+} + D \longrightarrow D^{2+} + B$,
    $B^{2-} + A \longrightarrow$ reakcia neprebieha,
    $D^{2+} + C \longrightarrow C^{2+} + D$.

*15. Vypočítajte stechiometrické koeficienty v týchto redoxných reakciách:
    a) $aKMnO_4 + bFeSO_4 + cH_2SO_4 \longrightarrow xFe_2(SO_4)_3 + yMnSO_4 + zK_2SO_4 + wH_2O$,
    b) $aNa_2SO_3 + bK_2Cr_2O_7 + cH_2SO_4 \longrightarrow xCr_2(SO_4)_3 + yK_2SO_4 + zNa_2SO_4 + wH_2O$.

*16. Môže prebiehať medzi roztokom dusičnanu draselného a roztokom síranu sodného redoxná reakcia? Svoju odpoveď zdôvodnite.

*17. Ak chcete postriebriť lyžičku, urobíte z nej anódu alebo katódu? Odpoveď zdôvodnite pomocou polreakcií. Vypočítajte, aké látkové množstvo elektrónov treba na vylúčenie 0,1 g striebra.

11.3 Zrážacie reakcie

Doteraz ste sa bližšie oboznámili s protolytickými a redoxnými reakciami. Ako dobre viete, pri protolytických reakciách odovzdávajú kyseliny zásadám protóny. V redoxných reakciách dochádza k zmene oxidačného čísla atómov prvkov. Reakcie sa zúčastňujú súčasne látky s oxidačnými a redukčnými vlastnosťami. Redukovadlá elektróny odovzdávajú a oxidovadlá elektróny prijímajú.
Ďalším typom chemických reakcií sú reakcie, ktorých spoločným znakom je vznik málo rozpustných látok. Takéto reakcie sa nazývajú zrážacie reakcie.

Reakcie, pri ktorých z reaktantov v roztoku vzniká málo rozpustný produkt (zrazenina), nazývame zrážacie reakcie.

Napríklad málo rozpustný síran bárnatý $BaSO_4$ môže vzniknúť reakciou roztoku síranu sodného Na_2SO_4 s roztokom chloridu bárnatého $BaCl_2$. Síran sodný sa nachádza v roztoku vo forme hydratovaných iónov Na^+ a SO_4^{2-} a chlorid bárnatý vo forme hydratovaných iónov Ba^{2+} a Cl^-. Ióny Na^+ a Cl^- spolu nereagujú, preto môžeme reakciu roztoku síranu sodného s roztokom chloridu bárnatého napísať skráteným iónovým zápisom:

$$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons BaSO_4(s)$$

Z rovnice vyplýva, že reakciou katiónov $Ba^{2+}(aq)$ s aniónmi $SO_4^{2-}(aq)$ vzniká málo rozpustná látka $BaSO_4(s)$.

V skúmavke na obrázku 11.10 sa nachádza biela zrazenina síranu bárnatého $BaSO_4$ a nad ňou je nasýtený roztok. V nasýtenom roztoku sa koncentrácia katiónov Ba^{2+} a aniónov SO_4^{2-} nemení, pretože medzi zrazeninou $BaSO_4$ a jej nasýteným roztokom sa ustáli dynamická rovnováha. Koľko iónov sa za jednotku času vylúči na povrchu zrazeniny, toľko ich prejde zo zrazeniny do roztoku.

Obr. 11.10 Zrazenina $BaSO_4$

Reakcia $Ba^{2+}(aq)$ s $SO_4^{2-}(aq)$ za vzniku málo rozpustného bieleho síranu bárnatého prebieha rýchlo, lebo jej aktivačná energia je nízka. Rovnováha reakcie je výrazne posunutá na stranu produktu $BaSO_4$, pretože je veľmi málo rozpustný.
(Látky s veľmi malou rozpustnosťou, menšou ako 0,1 g v 100 g vody, sa v literatúre často označujú ako nerozpustné.)

11.3.1 Súčin rozpustnosti látok

Rovnováhu medzi zrazeninou a jej iónmi v jej nasýtenom roztoku kvantitatívne charakterizuje konštanta, ktorá sa nazýva súčin rozpustnosti a označuje sa K_s.

Pre rovnováhu:

$$BaSO_4(s) \rightleftarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

ıná vzťah na výpočet K_s tvar:

$$K(BaSO_4) = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

Rovnovážne koncentrácie Ba^{2+} a SO_4^{2-} sú pri danej teplote konštantné. Ich číselná hodnota závisí od teploty.

Súčin rozpustnosti je dôležitá konštanta, ktorá charakterizuje veľmi málo rozpustné látky. Jeho hodnota závisí pre danú látku od teploty.
Napríklad hodnota súčinu rozpustnosti $BaSO_4$ pri teplote 25 °C je $K_s(BaSO_4) = 1 \cdot 10^{-10}$.

Cvičenie 17

Napíšte vzťah na výpočet súčinu rozpustnosti málo rozpustného bromidu strieborného AgBr.

Riešenie 17

Bromid strieborný AgBr sa vo vode rozpúšťa vo veľmi malej miere za vzniku hydratovaných iónov Ag^+ a Br^-:
$AgBr(s) \rightleftarrows Ag^+(aq) + Br^-(aq)$

$K(AgBr) = [Ag^+] \cdot [Br^-]$

Cvičenie 18

Vypočítajte rovnovážne koncentrácie iónov Ag^+ a Cl^- v nasýtenom roztoku chloridu strieborného AgCl, ak viete, že $K_s(AgCl) = 2 \cdot 10^{-10}$.

Riešenie 18

$K_s(AgCl) = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$

$[Ag^+] = [Cl^-] = \sqrt{2 \cdot 10^{-10}} = 1{,}41 \cdot 10^{-5}$

Rovnovážna koncentrácia iónov Ag^+, ako aj Cl^- je $1{,}41 \cdot 10^{-5}$ mol·dm^{-3}.

Súčin rozpustnosti nepriamo vyjadruje rozpustnosť málo rozpustnej látky vo vode pri danej teplote. Čím je hodnota súčinu rozpustnosti látky pri danej teplote väčšia, tým je látka rozpustnejšia.

Cvičenie 19

Na základe hodnôt súčinu rozpustnosti pri teplote 25 °C $K_s(BaSO_4) = 1 \cdot 10^{-10}$. $K_s(SrSO_4) = 3 \cdot 10^{-7}$, $K_s(CaSO_4) = 2 \cdot 10^{-5}$ určte, ktorá z uvedených látok je najmenej a ktorá najviac rozpustná.

Riešenie 19

Najmenej rozpustný vo vode je síran bárnatý a najviac rozpustný síran vápenatý.

Z poznatkov o zrážacích reakciách a súčine rozpustnosti vyplýva:
1. Pri zlievaní dvoch roztokov sa začne vylučovať málo rozpustná látka vtedy, ak súčin koncentrácie iónov v roztoku prekročí hodnotu súčinu rozpustnosti málo rozpustnej látky pri danej teplote.

(Pre zrážanie síranu bárnatého $BaSO_4$ platí, že ak je súčin koncentrácií Ba^{2+} a SO_4^{2-} menší ako 10^{-10}, napr. 10^{-11}, 10^{-12}, zrazenina nevznikne. Zrazenina začne vznikať vtedy, ak je hodnota súčinu koncentrácie katiónov Ba^{2+} a aniónov SO_4^{2-} $1 \cdot 10^{-10}$ a viac.)

2. Ak dáme málo rozpustnú látku do vody, rozpúšťa sa dovtedy, kým sa v roztoku nedosiahne taká hodnota koncentrácie iónov, ktorá zodpovedá hodnote súčinu rozpustnosti látky pri danej teplote. (Síran bárnatý $BaSO_4$ sa vo vode rozpúšťa dovtedy, pokiaľ nie je v roztoku koncentrácia Ba^{2+} a SO_4^{2-} $1 \cdot 10^{-5}$ mol·dm^{-3} – vtedy vznikne nasýtený roztok $BaSO_4$.)

Cvičenie 20

Aká je hodnota súčinu rozpustnosti chrómanu bárnatého $BaCrO_4$ pri danej teplote, ak v jeho nasýtenom roztoku je koncentrácia katiónov Ba^{2+} $1 \cdot 10^{-5}$ mol.dm^{-3}?

Riešenie 20

Rozpúšťanie chrómanu bárnatého vo vode možno napísať:

$BaCrO_4(s) \rightleftarrows Ba^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$

$[Ba^{2+}] = [CrO^{2-}] = 1 \cdot 10^{-5}$ mol·dm^{-3}

$K(BaCrO_4) = [Ba^{2+}] \cdot [CrO_4^{2-}]$

Hodnota súčinu rozpustnosti $K(BaCrO_4) = 1 \cdot 10^{-10}$.

Málo rozpustné látky môžu byť nielen soli, ale aj hydroxidy, napríklad $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$.

Cvičenie 21

Navrhnite reaktanty, ktorých produktom je málo rozpustný hydroxid meďnatý $Cu(OH)_2$. Rovnicu reakcie napíšte pomocou skráteného iónového zápisu.

Riešenie 21

Reakciou roztokov, ktoré obsahujú meďnaté katióny Cu^{2+} (napríklad roztok síranu alebo dusičnanu meďnatého) a hydroxidové anióny OH^- (napríklad roztoky hydroxidu sodného alebo draselného).

Vznik málo rozpustného hydroxidu meďnatého $Cu(OH)_2$ môžeme napísať:

$Cu^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \rightleftarrows Cu(OH)_2(s)$

Cvičenie 22

V základnej škole ste sa dozvedeli o vzniku málo rozpustnej látky, ktorá nevzniká reakciou dvoch roztokov obsahujúcich katióny a anióny, ale reakciou roztoku hydroxidu a plynnej látky.

Napíšte rovnicu reakcie vzniku tejto málo rozpustnej látky, ak viete, že jedným z reaktantov je roztok hydroxidu vápenatého.

Riešenie 22

$Ca(OH)_2(aq) + CO_2(g) \rightleftarrows CaCO_3(s) + H_2O(l)$

Cvičenie 23

Z ktorých reaktantov (a – d) vzniká málo rozpustná látka? Pri riešení úlohy môžete použiť chemické tabuľky. Odpoveď zdôvodnite pomocou skráteného iónového zápisu chemickej reakcie:

a) $KOH + HCl \longrightarrow$

b) $CaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow$

c) $SO_3 + H_2O \longrightarrow$

d) $NaNO_3 + KBr \longrightarrow$

Riešenie 23

Zrazenina vzniká len reakciou reaktantov uvedených v bode b).

$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \leftrightarrows CaCO_3(s)$

11.3.2 Využitie zrážacích reakcií

Zrážacie reakcie majú rôzne praktické využitie. Využívajú sa pri príprave a výrobe mnohých zlúčenín, pri kvalitatívnom dôkaze a kvantitatívnom stanovení rôznych iónov, napríklad vo vode, potravinách a iných dôležitých látkach.

Kľúčové učivo

- **Reakcie, pri ktorých z reaktantov v roztoku vzniká málo rozpustný produkt (zrazenina), nazývame zrážacie reakcie.**
- **Medzi zrazeninou a iónmi, ktoré tvoria jej nasýtený roztok, sa ustáli dynamická rovnováha.**
- **Koncentrácia iónov v nasýtenom roztoku sa nemení a pre danú látku závisí len od teploty.**

11.3.3 Otázky a úlohy

Pri riešení úloh môžete použiť chemické tabuľky.

1. Iónovými rovnicami (skráteným zápisom) napíšte zrážacie reakcie roztokov:
   a) $AgNO_3 + KI \longrightarrow$
   b) $CaCl_2 + K_2CO_3 \longrightarrow$
   c) $Na_2S + Cu(NO_3)_2 \longrightarrow$

2. Určte, ktoré z reakcií patria medzi zrážacie:
   a) $KOH + HNO_3 \leftrightarrows KNO_3 + H_2O$,
   b) $Mg + 2HCl \leftrightarrows MgCl_2 + H_2$,
   c) $2Na + 2H_2O \leftrightarrows 2NaOH + H_2$,
   d) $AgNO_3 + NaI \leftrightarrows AgI + NaNO_3$.

*3. Vypočítajte hodnotu súčinu rozpustnosti jodidu meďného CuI pri danej teplote, ak v jeho nasýtenom roztoku je koncentrácia $[I^-] = 1 \cdot 10^{-6}$ mol.dm^{-3}.

*4. Do roztoku, ktorý obsahuje rovnakú koncentráciu katiónov Ca^{2+}, Ba^{2+} a Sr^{2+}, pridávame roztok Na_2SO_4. V akej postupnosti sa budú vylučovať zrazeniny síranov uvedených katiónov?

*5. Akú minimálnu koncentráciu aniónov brómu Br^- treba na vznik zrazeniny AgBr, ak viete, že koncentrácia katiónov Ag^+ v roztoku je $1 \cdot 10^{-5}$ mol.dm^{-3}? $K_s(AgBr) = 5 \cdot 10^{-13}$.

*6. Porovnajte rozpustnosť málo rozpustného chloridu strieborného v destilovanej a morskej vode. Odpoveď zdôvodnite.

*7. Katióny bária Ba^{2+} pôsobia na človeka toxicky. Napríklad požitie chloridu bárnatého by spôsobilo človeku vážne zdravotné problémy. Zdôvodnite, prečo sa môže používať síran bárnatý ako kontrastná látka pri röntgenovom vyšetrení žalúdka a čriev.

*8. Napíšte aspoň 5 názvov a vzorcov zlúčenín málo rozpustných látok, ktoré môžu vzniknúť reakciou roztokov týchto látok: KOH, $AgNO_3$, $CaCl_2$, KI, Na_2SO_4, $CuSO_4$, Na_2CO_3, $BaBr_2$.

11.4 Komplexotvorné reakcie

Komplexotvorné reakcie sú také reakcie, pri ktorých vznikajú koordinačné (komplexné) zlúčeniny.

Napríklad pri rozpúšťaní bezvodého síranu meďnatého $CuSO_4$ vo vode katióny Cu^{2+} reagujú s vodou za vzniku modrých komplexných katiónov, čo možno zjednodušene napísať rovnicou:

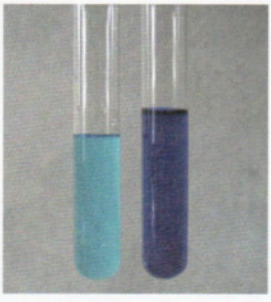
$$Cu^{2+} + 6H_2O \leftrightarrows [Cu(H_2O)_6]^{2+}(aq)$$

Komplexné zlúčeniny reagujú s niektorými látkami za vzniku stabilnejších komplexov, pričom dochádza k výmene ligandov.

Napríklad pridaním amoniaku do roztoku síranu meďnatého nastane výmena ligandov H_2O za NH_3, čo možno zjednodušene napísať rovnicou:

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+}(aq) + 4NH_3(aq) \leftrightarrows [Cu(NH_3)_4]^{2+}(aq) + 6H_2O(l)$$

Uskutočnenie reakcie sa prejaví tmavomodrým sfarbením roztoku od vzniknutého tetraamminmeďnatého katiónu $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ (obr. 11.11).



a b

Obr. 11.11 Komplexné zlúčeniny medi
a – $[Cu(H_2O)_6]^{2+}(aq)$, b – $[Cu(NH_3)_4]^{2+}(aq)$

Pri vzniku komplexných zlúčenín sa v uzavretom systéme medzi reaktantmi a produktmi ustáli chemická rovnováha podobne ako pri ostatných typoch chemických reakcií.

11.4.1 Využitie komplexotvorných reakcií

Využitie komplexotvorných reakcií je rôznorodé. Vznik nerozpustných komplexov sa často využíva v analytickej chémii – kvalitatívnej aj kvantitatívnej na dôkaz a stanovenie určitých iónov. Komplexotvorné reakcie možno využiť napríklad pri rozpúšťaní veľmi málo rozpustných látok vo vode. Napríklad AgCl, AgBr sa rozpúšťajú v roztoku amoniaku za vzniku $[Ag(NH_3)_2]^+$, čo sa využíva v procese tvorby fotografie. Pomocou komplexotvorných reakcií môžeme tiež napríklad odstrániť škvrny od atramentu alebo hrdze.

Kľúčové učivo

- **Reakcie, pri ktorých vznikajú koordinačné (komplexné) zlúčeniny, nazývame komplexotvorné reakcie.**

11.4.2 Otázky a úlohy

1. Napíšte vzorec komplexného katiónu železa, ktorý sa nachádza vo vodnom roztoku chloridu železitého, ak viete, že jeho koordinačné číslo je 6.

2. Z uvedených rovníc chemických reakcií vyberte komplexotvornú:

   a) $2SO_2 + O_2 \leftrightarrows 2SO_3$,

   b) $CaO + H_2O \leftrightarrows Ca(OH)_2$,

   c) $KOH + HCl \leftrightarrows KCl + H_2O$,

   d) $CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrows CH_3COOH + OH^-$,

   e) $AgBr + 2NH_3 \leftrightarrows [Ag(NH_3)_2]^+ + Br^-$.

12 PRÁCA V LABORATÓRIU

12.1 Pravidlá bezpečnej práce v chemickom laboratóriu

Pre bezpečnú prácu v chemickom laboratóriu je potrebné dodržiavať tieto základné pravidlá:

1. Podrobne naštudovať laboratórny postup.
2. Do laboratória vstupovať len v prítomnosti vyučujúceho, priestor laboratória možno opustiť len so súhlasom vyučujúceho.
3. Neopúšťať bezdôvodne svoje určené pracovné miesto, nevyrušovať pri práci spolužiakov.
4. Pri práci používať ochranný odev – laboratórny plášť (v prípade potreby aj ochranný štít na tvár, okuliare a rukavice), dlhé vlasy musia byť pevne zopnuté.
5. V laboratóriu sa nesmie jesť ani piť, nesmú sa robiť chuťové skúšky chemikálií.
6. Presne dodržiavať pracovný postup a doplňujúce pokyny vyučujúceho, všetky pochybnosti konzultovať s vyučujúcim.
7. Na prácu používať len vyhradený priestor a pridelené pomôcky, pracovať s nimi opatrne, starostlivo chrániť pomôcky a prístroje.
8. Zostavenú aparatúru používať až po skontrolovaní vyučujúcim.
9. Opatrne zaobchádzať s chemikáliami, rozliate a rozsypané chemikálie ihneď odstrániť, nikdy nepoužívať chemikálie z neoznačených nádob.
10. Chemikálie neovoniavať priamo – čuchová skúška sa robí tak, že rukou vháňame zriedené pary smerom k nosu.
11. Pri práci s horľavinami skontrolovať, či sa v ich blízkosti nenachádza otvorený oheň.
12. Dodržiavať čistotu a poriadok na všetkých pracovných miestach – na laboratórnom stole sú len tie pomôcky, ktoré potrebujeme k práve prebiehajúcemu experimentu.
13. Každý úraz ihneď oznámiť vyučujúcemu.
14. Rozbité sklo a odpad odkladať do nádob na to určených (nie do odpadových košov na papier a výleviek).
15. Po skončení práce a odovzdaní pomôcok je každý žiak povinný skontrolovať bezpečné uzavretie plynu a vody, pred odchodom z laboratória je potrebné umyť si ruky.

Cvičenie 1

Zopakujte si zásady prvej pomoci pri drobných popáleninách, zasiahnutí pokožky (oka) chemikáliou, drobnom porezaní.

Riešenie 1

Drobné popáleniny – chladíme pod prúdom studenej tečúcej vody.
Zasiahnutie pokožky (oka) chemikáliou – zasiahnuté miesto opláchneme prúdom studenej vody.

Drobné porezanie – ranu vypláchneme prúdom vody, v prípade potreby dezinfikujeme a prelepíme náplasťou.

Cvičenie 2

Zistite telefónne čísla SOS, hasičov a lekárskej záchrannej služby, napíšte si ich do zošita.

Riešenie 2

SOS: 112
Hasiči: 150
Záchranná služba: 155

Cvičenie 3

Vytvorte trojice z týchto údajov o niektorých druhoch nebezpečných látok:
1. piktogram výstražného označenia látky (obr. 12.1),
2. opis vlastností nebezpečných látok,
3. názov skupiny nebezpečných látok.

1.

12.1 Piktogramy výstražného označenia látok

2. Opis vlastností nebezpečných látok:

a) Látky, ktoré spôsobujú otravy už v malých dávkach.
Do tejto skupiny látok patrí napr. benzén, fosfor, ortuť, metanol.

b) Pri práci s týmito látkami nesmie byť v okolí otvorený oheň ani rozžeravený elektrický spotrebič. Do tejto skupiny látok patrí napr. etanol, acetón, benzén, benzín, síra.

c) Látky, ktoré vybuchujú napr. pri náraze, prehriatí, reakcii s vodou.
Pri práci s nimi používame ochranný štít na tvár, resp. nerozbitné okuliare.
Do tejto skupiny látok patrí napríklad manganistan draselný v prostredí koncentrovanej kyseliny dusičnej.

d) Chemikálie dráždia až leptajú sliznice (dýchacie cesty, oči), pokožku. Do tejto skupiny látok patrí napr. kyselina sírová, kyselina dusičná, kyselina chlorovodíková, hydroxid draselný, hydroxid sodný, amoniak.

3. Názov skupiny nebezpečných látok:

a) horľaviny,
b) jedy,
c) látky ohrozujúce životné prostredie,
d) výbušniny,
e) dráždivé látky,
f) žieraviny.

Riešenie 3

P. č.	Piktogram	Opis vlastností nebezpečných látok	Názov skupiny nebezpečných látok
1		Pri práci s týmito látkami nesmie byť v okolí otvorený oheň ani rozžeravený elektrický spotrebič. Do tejto skupiny látok patrí napr. etanol, acetón, benzén, benzín, síra.	Horľaviny
2		Chemikálie dráždia až leptajú sliznice (dýchacie cesty, oči), pokožku. Do tejto skupiny látok patrí napr. kyselina sírová, kyselina dusičná, kyselina chlorovodíková, hydroxid draselný, hydroxid sodný, amoniak.	Žieraviny
3		Látky, ktoré spôsobujú otravy už v malých dávkach. Do tejto skupiny látok patrí napr. benzén, fosfor, ortuť, metanol.	Jedy
4		Látky, ktoré vybuchujú napr. pri náraze, prehriatí, reakcii s vodou. Pri práci s nimi používame ochranný štít na tvár, resp. nerozbitné okuliare. Do tejto skupiny látok patrí napr. manganistan draselný v prostredí koncentrovanej kyseliny dusičnej.	Výbušniny

Piktogramy označujúce nebezpečné látky nájdete na etiketách chemikálií používaných v chemickom laboratóriu spolu s kódovým označením – tzv. R-vetami a S-vetami. Sú to vety, ktoré informujú o rizikách spojených s používaním danej látky a súčasne o bezpečnom zaobchádzaní s ňou.

Príklady R-viet:

R 10	Horľavý.
R 36	Dráždi oči.
R 37	Dráždi dýchacie cesty.

Príklady S-viet:

S 21	Pri používaní nefajčite.
S 25	Zabráňte kontaktu s očami.
S 52	Neodporúča sa použitie v interiéroch na veľkých plochách.

Na uvedených príkladoch R-viet a S-viet vidíte, aké dôležité je pozorne si preštudovať údaje na etikete chemikálie pred jej použitím.

12.2 Označenie chemikálie na štítku

Medzi nebezpečné látky patria aj mnohé prípravky používané bežne v domácnosti, napr. niektoré čistiace prostriedky, lepidlá a tmely, rozpúšťadlá, farby. Na obaloch týchto látok tiež nájdete piktogram označujúci druh nebezpečnej látky a informácie o bezpečnom zaobchádzaní s ňou. Pri domácom prieskume priestorov s čistiacimi prostriedkami, garáže či domácej dielne zistíte, že medzi nebezpečné látky sú zaradené mnohé takmer každodenne používané výrobky.

12.3 Označenie bežne používaných domácich chemikálií (prostriedok na umývanie skla, na ničenie hmyzu, leštenka na nábytok)

Ak má experiment v laboratóriu splniť svoj cieľ, musí byť vopred starostlivo naplánovaný a bezpečne uskutočnený, po skončení experimentu treba urobiť o ňom písomný záznam – **laboratórny protokol.** Správne vypracovaný laboratórny protokol obsahuje všetky údaje potrebné na to, aby sme podľa neho mohli experiment kedykoľvek zopakovať.

12.2 Laboratórny protokol

Bežný laboratórny protokol sa skladá:

- z častí, ktoré je výhodné pripraviť si vopred **vo fáze plánovania experimentu** (úloha, princíp, zoznam použitých chemikálií, pomôcok a prístrojov, náčrt aparatúry, postup),
- *z častí, ktoré vypracovávame až* ***po uskutočnení experimentu*** *(pozorovanie, záver).*

Správne vypracovaný laboratórny protokol obsahuje tieto údaje:

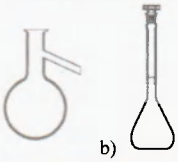
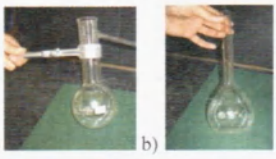
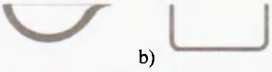
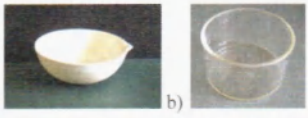
1. **nadpis** (Laboratórny protokol č....), **údaje o autorovi protokolu, dátum konania experimentu;**
2. **úloha** – cieľ experimentu (môže byť vo forme otázky);
3. **princíp** – veľmi stručne uvedieme podstatu pozorovaného javu, chemickú rovnicu pozorovaných chemických reakcií, princíp merania a pod.;
4. **chemikálie, pomôcky, prístroje** – vymenujeme použité pomôcky a prístroje, pri chemikáliách použité množstvo (ak používame roztoky chemikálií, uvedieme ich objem a zloženie v hmotnostných %, resp. ich koncentráciu látkového množstva, v prípade chemikálií v tuhom skupenstve uvedieme hmotnosť, pri plynoch objem);
5. **náčrt aparatúry** so stručným opisom umiestnenia jednotlivých chemikálií;
6. **postup** – najúčelnejšie je rozpísať ho do niekoľkých bodov;
7. **pozorovanie** – počas experimentu pozorne sledujeme prebiehajúce deje (napr. zmena farby, objemu, teploty, vznik plynu, orosenie pôvodne suchej skúmavky, vznik a farba zrazeniny...). Po skončení experimentu zapíšeme pozorovania. (Pozor na správne poradie a prehľadnosť zápisu!) V prípade meraní uvedieme aj tabuľky nameraných hodnôt meraných fyzikálnochemických veličín, grafy a pod. (v prípade počítačového spracovania možno túto časť priložiť k protokolu na samostatnom papieri ako prílohu). Pozorovania len uvedieme – v tejto časti protokolu ich nevysvetľujeme;

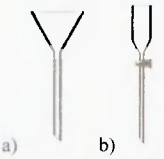
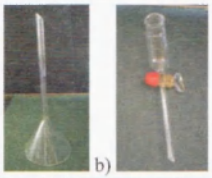
8. záver – táto časť protokolu je určená na vyhodnotenie experimentu – uvedieme v nej vysvetlenia pozorovaných javov, porovnáme namerané hodnoty s tabuľkovými a vysvetlíme odchýlky. Ak možno pozorovania vysvetliť viacerými spôsobmi, zaznamenáme to tiež do protokolu.

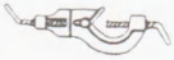
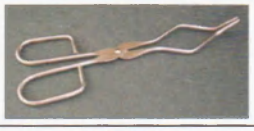
12.3 Základné laboratórne pomôcky

Pri experimentálnej práci v chémii používame viacero druhov laboratórnych pomôcok, ktoré sú zhotovené z rôznych materiálov – chemického skla (odoláva vplyvu chemikálií a vysokým teplotám), porcelánu, kovov, plastov, korku, gumy, papiera. Názvy a použitie niektorých z nich už poznáte zo základnej školy.

Základné laboratórne pomôcky:

Názov pomôcky	Náčrt pomôcky do laboratórneho protokolu	Vzhľad laboratórnej pomôcky
skúmavka		
kadička		
prachovnica	nepouziva sa	
hodinové sklíčko (sklo)		
chemická lyžička	nepouziva sa	
banky: a) frakčná b) odmerná	 a) b)	 a) b)
misky: a) odparovacia b) kryštalizačná	 a) b)	 a) b)

Názov pomôcky	Náčrt pomôcky do laboratórneho protokolu	Vzhľad laboratórnej pomôcky
lieviky: a) filtračný b) oddeľovací		
odmerný valec		
pipeta		
striekačka	nepouziva sa	
chladič		
tyčinka		
stojan		
trojnožka		
držiak na skúmavku		

Názov pomôcky	Náčrt pomôcky do laboratórneho protokolu	Vzhľad laboratórnej pomôcky
svorka		
železný kruh		
kovová sieťka s keramickou vložkou		
kahan (plynový, liehový)		
chemické kliešte	nepouziva sa	
teplomer		
filtračný papier	nepouziva sa	

Obr. 12.4 Základné laboratórne pomôcky

12.4 LABORATÓRNE PRÁCE

Laboratórna práca 1

Oddeľovanie zložiek zmesí

Variant A

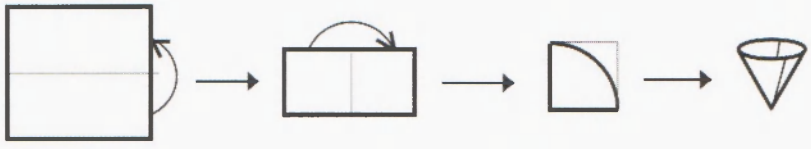
Experimentálna úloha: Porovnajte účinnosť filtrácie pri použití rôznych filtrov.

Pomôcky:
3 kadičky, filtračný lievik, 2 tyčinky, stojan, filtračný kruh, gáza, vata, filtračný papier, nožnice.

Chemikálie:
Farebná krieda, voda.

Obr. 12.5 Technika filtrácie

Pracovný postup:
- Pripravte zmes farebnej kriedy a vody. Rozdrvte polovicu tyčinky farebnej kriedy a rozmiešajte ju v 0,5 dm^3 vody.
- Podľa obrázka 2.3 v učebnici v časti 2.1.2 zostavte filtračnú aparatúru.
- Po dôkladnom premiešaní kriedy s vodou odoberte zo zmesi 150 cm^3 a po tyčinke zmes pomaly lejte do lievika, v ktorom je umiestnený filter. Dbajte na to, aby pri filtrácii cez filtračný papier bol hrot tyčinky opretý o lievik v mieste hrubšej vrstvy filtračného papiera. Stopka filtračného lievika je dlhšou zrezanou časťou opretá o stenu kadičky (obr. 12.5).
- Kadičku s filtrátom označte a odložte na porovnanie. Lievik opláchnite vodou.
- Ako filter použite postupne rôzne druhy filtrov:
  a) gázu (odstrihnite asi 1 m dlhý pás širšieho obväzu a poskladajte ho do filtračného lievika),
  b) vatu (chumáč vaty s priemerom asi 10 cm pevne stlačte a vložte do filtračného lievika),
  c) filtračný papier (hladký filter zhotovíme tak, že z filtračného papiera odstrihneme štvorec, ktorý dvakrát preložíme a vystrihneme štvrťkruh (obr. 12.6).



Obr. 12.6 Zhotovenie hladkého filtra

Porovnajte intenzitu sfarbenia zachytených filtrátov pri použití rôznych druhov filtrov a vyhodnoťte účinnosť filtrácie.

Úlohy:

1. Použitím ktorého filtra bol zachytený filtrát v kadičke najmenej znečistený?
2. Používajú sa v chemickom laboratóriu rôzne druhy filtračného papiera? Ak áno, pokúste sa vysvetliť, v čom je ich rozdiel a kedy je vhodné ich použiť.
3. Uveďte, kde všade sa v priemysle používajú filtre.

Variant B

Experimentálna úloha: Destiláciou oddeľte zložky zmesi potravinárskeho farbiva a vody.

Pomôcky:
Destilačná banka (frakčná banka), teplomer, chladič, kadička na zachytávanie destilátu, sklená tyčinka, kahan, stojan, držiaky, trojnožka, zátky, sklené rúrky, kovová sieťka s keramickou vložkou, varné kamienky, zápalky.

Chemikálie:
Potravinárske farbivo (napr. farba na veľkonočné vajíčka), voda.

Pracovný postup:

- Rozpustením malého množstva farbiva vo vode si v kadičke pripravte zmes farbiva a vody.
- Podľa obrázka 2.16 v učebnici v časti 2.1.2 zostavte destilačnú aparatúru.
- Destilačnú (alebo frakčnú) banku naplňte roztokom potravinárskeho farbiva vo vode (malú časť roztoku si odložte na porovnanie), pridajte varné kamienky.
- Chladič pripojte k prítoku a odtoku vody, potom začnite banku zahrievať.
- Po oddestilovaní asi polovice objemu kvapalnej zmesi zahrievanie skončite, po chvíli odstavte prívod vody do chladiča.
- Po vychladnutí rozoberte destilačnú aparatúru.
- Porovnajte sfarbenie zachyteného destilátu so sfarbením pôvodnej kvapalnej zmesi.

Úlohy:

1. Vysvetlite princíp destilácie.
2. Uveďte príklady využitia destilácie v bežnom živote.
3. Viete, prečo sa pridávajú do zmesi v destilačnej banke varné kamienky?
4. Poznáte chemickú látku, ktorá sa získava destiláciou?
5. Uveďte rozdiely medzi bežnou, minerálnou a destilovanou vodou.

Variant C

Experimentálna úloha: Kryštalizáciou získajte z roztoku tuhé látky – kryštály.

Pomôcky:
Kadičky, sklené tyčinky, lyžička na chemikálie, váhy, kahan, trojnožka, sieťka s keramickou vložkou, filtračný lievik, kužeľová (Erlenmayerova) banka, odparovacia miska, kryštalizačná miska, skúmavka, teplomer, hodinové sklíčko, Buchnerov lievik, odsávacia banka.

Chemikálie:
Voda, modrá skalica (s), dusičnan draselný (s), chlorid amónny (s), chlorid sodný (s), dodekahydrát síranu draselno-hlinitého (s), etanol, kyselina chlorovodíková ($w = 30\ \%$).

C1 Rušená kryštalizácia

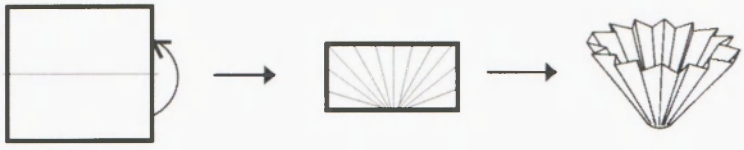
Pracovný postup:

- Pripravte nasýtený roztok vybranej soli pri teplote 50 °C podľa údajov uvedených v tabuľke 12.1. Odvážené množstvo látky uvedené v tabuľke rozpustite v 100 cm^3 vody a zahrejte.

Tab. 12.1 Rozpustnosť solí vo vode

Soľ	Rozpustnosť pri $t = 20$ °C g látky / 100 cm^3 H_2O	Rozpustnosť pri $t = 50$ °C g látky / 100 cm^3 H_2O
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	37	80
KNO_3	32	85
NH_4Cl	37,14	50,42
NaCl	36	39
$AlK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	11,27	35,61

- Roztok za horúca prefiltrujte cez skladaný filter (obr. 12.7) do kužeľovej banky.



Obr. 12.7 Zhotovenie skladaného filtra

- Kužeľovú banku s filtrátom prudko ochlaďte pod prúdom tečúcej studenej vody z vodovodu na 20 °C pri stálom miešaní krúživým pohybom.
- Vylúčené kryštály prefiltrujte.
- Zachytený kryštalizačný lúh prelejte do odparovacej misky a nechajte ho voľne vychladnúť na vodnom kúpeli.

C2 Voľná kryštalizácia

Pracovný postup:

- Pripravte nasýtený roztok vybranej soli pri zvolenej teplote. Roztok zahrejte a vylejte do odparovacej misky.
- Roztok v odparovacej miske zahrievajte na vodnom kúpeli. Roztok sa zahusťuje, čím vytvára na povrchu tzv. kryštalizačnú blanu.
- Po zahustení nechajte roztok v odparovacej miske voľne vychladnúť.
- Vzniknuté kryštály môžete odsať na Buchnerovom lieviku a následne premyť a opäť odsať.
- Pripravený nasýtený roztok môžete hneď preliať do kryštalizačnej misky a nechať voľne vychladnúť (napr. kryštály modrej skalice).
- Po úplnom odparení vody pozorujte vzniknuté kryštály.

C3 Kryštalizácia zmenou rozpúšťadla

Pracovný postup:

- Pripravte 50 cm^3 nasýteného roztoku modrej skalice pri teplote 20 °C podľa údajov uvedených v tabuľke 12.1.
- Do roztoku pomalým prúdom pridávajte etanol až sa začnú vylučovať kryštály, ktoré odsajete na Buchnerovom lieviku.

C4 Kryštalizácia roztoku soli pridaním látky so spoločným iónom

Pracovný postup:

- Pripravte nasýtený roztok chloridu sodného pri teplote 20 °C.
- Pripravený roztok zahrejte a prefiltrujte cez skladaný filter. Filtrát nechajte vychladnúť na teplotu 20 °C.
- Z vychladnutého roztoku odpipetujte 5 cm^3 do čistej skúmavky.
- Do skúmavky pomaly pridávajte niekoľko kvapiek roztoku kyseliny chlorovodíkovej.
- Pozorujte vylučovanie kryštálov NaCl.

Úlohy:

1. Porovnajte množstvo a tvar kryštálov tej istej soli, ktoré ste získali rôznym spôsobom kryštalizácie (napríklad kryštály modrej skalice).
2. Od čoho závisí tvar a veľkosť vzniknutých kryštálov?
3. Charakterizujte kryštalickú štruktúru.
4. V odbornej literatúre, tabuľkách či na internete vyhľadajte, v akých kryštalografických sústavách kryštalizujú soli uvedené v tabuľke 12.1.

Variant D

Experimentálna úloha: Pomocou chromatografie oddeľte od seba zmes farbív.

Pomôcky:
Kadička, trecia miska s roztieradlom, Petriho miska, skúmavka, filtračný papier, nožnice, kvapkadlo, biela krieda, bavlnená niť.

Chemikálie:
Etanol, piesok, červená repa, červená kapusta, červená paprika, listy príhľavy, šípky atď.

Pracovný postup:

- V trecej miske rozotrite s pieskom malé množstvo rastlinného materiálu a pridajte do zmesi 5 cm^3 etanolu.
- Vystrihnite kruh z filtračného papiera s priemerom o 1 cm väčším, ako je priemer použitej Petriho misky.
- Do stredu vystrihnutého kruhu naneste niekoľko kvapiek etanolového roztoku farbiva.
- Po zaschnutí farbiva urobte v strede kruhu dierku a vsuňte do nej knôt zhotovený zapletením viacerých bavlnených nití alebo zhotovený zvinutím filtračného papiera. Dlhší koniec knôtu ponorte do etanolu, ktorý ste naliali do Petriho misky.
- Petriho misku prikryte kadičkou alebo Petriho miskou s väčším priemerom.
- Keď rozpúšťadlo (etanol) dosiahne okraje filtračného papiera, pokus skončite. Pozorujte vzniknutú farebnú škálu.
- Postup zopakujte postupne s rôznymi druhmi farbív.
- Pokus môžete zrealizovať aj nanesením etanolového roztoku farbiva na prúžok filtračného papiera ponoreného do skúmavky s etanolom alebo nanesením na kriedu ponorenú v kadičke.

Úlohy:

1. Pomocou literatúry opíšte podstatu chromatografie ako separačnej metódy.
2. Pouvažujte o možnosti získať pestrofarebný obrazec nanesením na jeden filtračný papier viacerých farbív.
3. Urobte pokus aj s bežne dostupnými fixkami. Ako prvú použite čiernu. Do stredu filtračného papiera nakreslite bodku s priemerom 3 – 5 mm.

Laboratórna práca 2

Príprava roztokov

V chemickom laboratóriu je najčastejšie potrebné pripraviť vodné roztoky tuhých látok a kvapalín (neobmedzene miešateľných s vodou). Voľba postupu rozpúšťania tuhej látky a prípravy samotného roztoku závisí od druhu rozpúšťanej látky a druhu rozpúšťadla, ako aj účelu, na ktorý sa roztok má použiť.
Zriedené roztoky tuhých látok a kvapalín používaných na bežné chemické reakcie (zloženie sa vyjadruje v hmotnostných percentách) sa nepripravujú s presnou koncentráciou. Roztoky s presnou koncentráciou (vyjadrenou v $mol \cdot dm^{-3}$), používané najčastejšie v analytickej chémii, pripravujeme v odmerných bankách s presným objemom a kalibrovaných na teplotu 20 °C. Pri príprave takýchto roztokov používame chemikálie s požadovanou čistotou (napríklad p.a. – pre analýzu, č. – čisté), ktoré vážime na analytických váhach.
Pripravené roztoky prelejeme vždy do reagenčných fliaš, označíme štítkom s uvedením názvu, koncentrácie, dátumu prípravy a mena toho, kto roztok pripravil. Ak pripravený roztok potrebujeme v krátkom čase v laboratóriu, nádobu, v ktorej sa nachádza, zreteľne označíme potrebnými údajmi.

Poznámka:
Prípravu roztokov z koncentrovaných roztokov kyselín nerealizujte prakticky. Pracovný postup ich prípravy si preštudujte, prípravu roztokov môže demonštrovať učiteľ. Precvičte si však výpočty potrebné na prípravu týchto roztokov.

Variant A

Experimentálna úloha: Pripravte roztoky rozpustením tuhej látky.

Pomôcky:
Kadičky, lyžička na chemikálie, odvažovačka, váhy, odmerné valce, sklená tyčinka, lievik, odmerné banky, pipety, zátky, striekačka.

Chemikálie:
Destilovaná voda, hydroxid draselný (s), chlorid sodný (s).

A1 Príprava roztoku hydroxidu draselného

Pripravte 100 cm^3 5 %-ného roztoku KOH. Vypočítajte hmotnosť hydroxidu a objem vody potrebný na jeho prípravu. Vypočítajte koncentráciu látkového množstva tohto roztoku.
ρ(5 % KOH) = 1,042 $g \cdot cm^{-3}$, $\rho(H_2O)$ = 1,0 $g \cdot cm^{-3}$, M(KOH) = 56,1 $g \cdot cm^{-3}$.

Výpočet:

$$\rho(R) = \frac{m(R)}{V(R)}$$

$m(R) = \rho(R) \cdot V(R) = 1{,}042\ g \cdot cm^{-3} \cdot 100\ cm^3 = 104{,}2\ g$
$m(R) = m(KOH) + m(H_2O)$
$m(KOH) = w(KOH) \cdot m(R) = 0{,}05 \cdot 104{,}2\ g = 5{,}21\ g$

Alebo:
ak $w = 5\ \%$, to znamená, že:

$$\uparrow \begin{array}{l} 5\ \text{g KOH sa nachádza v } 100\ \text{g roztoku} \\ x\ \text{g KOH sa nachádza v } 104{,}2\ \text{g roztoku} \end{array} \uparrow$$

$$x = 5{,}21\ \text{g KOH}$$

$$m(H_2O) = m(R) - m(KOH) = 104{,}20\ \text{g} - 5{,}21\ \text{g} \doteq 99\ \text{g}$$

$$V(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)} = \frac{99\ \text{g}}{1{,}0\ \text{g}\cdot\text{cm}^{-3}} = 99\ \text{cm}^3$$

Na prípravu 100 cm^3 5 %-ného roztoku KOH potrebujeme 5,21 g KOH a 99 cm^3 vody.

Výpočet koncentrácie látkového množstva:

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

$$c(KOH) = \frac{n(KOH)}{V(R)} = \frac{m(KOH)}{M(KOH)\cdot V(R)} = \frac{5{,}21\ \text{g}}{56{,}1\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot 0{,}1\ \text{dm}^3} = 0{,}93\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

5 %-ný roztok KOH zodpovedá roztoku s koncentráciou látkového množstva $c(KOH) = 0{,}93\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$.

Pracovný postup:

- Vypočítanú hmotnosť tuhej látky (zo zadania na prípravu konkrétneho roztoku) odvážte na technických alebo predvažovacích váhach.
- Odvážené množstvo preneste v odvažovačke do kadičky a rozpustite v potrebnom vypočítanom množstve destilovanej vody, ktoré odmeriate v odmernom valci.
- Látky, ktoré sa spekajú, pridávajte do destilovanej vody po malých dávkach pri stálom miešaní (NaOH, KOH).
- Rozpúšťanie môžete urýchliť vhodným zahrievaním pri stálom miešaní.

A2 Príprava roztoku chloridu sodného

Pripravte 100 cm^3 roztoku NaCl s koncentráciou látkového množstva $c(NaCl) = 0{,}25\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$. Vypočítajte, koľko g NaCl potrebujeme odvážiť.
Vypočítajte hmotnostný zlomok pripraveného roztoku vyjadrený v %, ak hustota roztoku je $\rho(0{,}25\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\ NaCl) = 1{,}008\ \text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$, $M(NaCl) = 58{,}44\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Výpočet:

$$c(NaCl) = \frac{n(NaCl)}{V(R)} = \frac{m(NaCl)}{M(NaCl)\cdot V(R)}$$

$$m(NaCl) = c(NaCl)\cdot V(R)\cdot M(NaCl) = 0{,}25\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot 0{,}1\ \text{dm}^3\cdot 58{,}44\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1{,}46\ \text{g}$$

Alebo: ak $c(NaCl) = 0{,}25\ mol \cdot dm^{-3}$, znamená to, že:

v 1000 cm^3 roztoku sa nachádza 0,25 mólu NaCl
v 100 cm^3 roztoku sa nachádza x mólov NaCl

$$x = \frac{100 \cdot 0{,}25}{1000} = 0{,}025\ mol$$

$m(NaCl) = n(NaCl) \cdot M(NaCl) = 0{,}025\ mol \cdot 58{,}44\ g \cdot mol^{-1} = 1{,}46\ g$

Na prípravu 100 cm^3 roztoku NaCl s koncentráciou látkového množstva 0,25 $mol \cdot dm^{-3}$ potrebujeme 1,46 g NaCl.

Výpočet hmotnostného zlomku:

$m(R) = \rho(R) \cdot V(R) = 1{,}008\ g \cdot cm^{-3} \cdot 100\ cm^3 = 100{,}8\ g$

$$w(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m(R)} = \frac{1{,}46\ g}{100{,}8\ g} = 1{,}5 \cdot 10^{-2}$$

$w(NaCl) \cdot 100\ \% = 1{,}5\ \%$

Hmotnostný zlomok roztoku NaCl s koncentráciou látkového množstva $c(NaCl) = 0{,}25\ mol \cdot dm^{-3}$ je $w(NaCl) = 1{,}5 \cdot 10^{-2}$ (1,5 %).

Pracovný postup:

- Podľa údajov o pripravovanom roztoku uvedených v zadaní vypočítajte potrebné veličiny: hmotnosť tuhej rozpúšťanej látky a objem rozpúšťadla.
- Do kadičky odmerajte odmerným valcom menší objem destilovanej vody, ako ste vypočítali.
- Na váhach odvážte vypočítané množstvo tuhej látky a kvantitatívne preneste do kadičky s vodou (odvažovačku opláchnite striekačkou malým množstvom destilovanej vody).
- Pri stálom miešaní tuhú látku vo vode rozpustite. (Rozpúšťanie niektorých látok môžeme urýchliť miernym zahriatím pri stálom miešaní.)
- Po rozpustení a prípadnom vychladnutí roztok pomocou lievika a tyčinky prelejte do odmernej banky. Kadičku, kde bol roztok, opláchnite striekačkou malým množstvom destilovanej vody a prelejte do odmernej banky.
- Pipetou doplňte destilovanou vodou objem po rysku odmernej banky, zazátkujte a premiešajte.
- Pripravený roztok prelejte do reagenčnej fľaše označenej štítkom s názvom roztoku, hodnotou koncentrácie a dátumom prípravy.

Úlohy:

Vypočítajte veličiny potrebné na prípravu roztokov uvedených v zadaní.

1. Pripravte 100 cm^3 roztoku síranu meďnatého s koncentráciou látkového množstva $c = 0{,}5\ mol \cdot dm^{-3}$, ak máte k dispozícii modrú skalicu.
   $M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 249{,}5\ g \cdot mol^{-1}$.
   [$m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 12{,}475\ g$]

2. Pripravte 100 cm^3 roztoku manganistanu draselného s koncentráciou látkového množstva 0,05 $mol \cdot dm^{-3}$.
$M(KMnO_4) = 158{,}03\ g \cdot mol^{-1}$.

[$m(KMnO_4) = 0{,}79$ g]

3. Pripravte 100 cm^3 roztoku hydroxidu sodného s hmotnostným zlomkom vyjadreným percentuálne: 1 %; 5 %; 10 %; 20 %, ak hustota ρ(1 % NaOH) = 1,0095 $g \cdot cm^{-3}$; ρ(5 % NaOH) = 1,0538 $g \cdot cm^{-3}$; ρ(10 % NaOH) = 1,1089 $g \cdot cm^{-3}$; ρ(20 % NaOH) = = 1,2192 $g \cdot cm^{-3}$. Vypočítajte koncentráciu látkového množstva roztoku v $mol \cdot dm^{-3}$.
$M(NaOH) = 39{,}997\ g \cdot mol^{-1}$.

[1%: $m(NaOH) = 1{,}01$ g; $c = 0{,}25\ mol \cdot dm^{-3}$;
5 %: $m(NaOH) = 5{,}27$ g; $c = 1{,}32\ mol \cdot dm^{-3}$;
10 %: $m(NaOH) = 11{,}09$ g; $c = 2{,}77\ mol \cdot dm^{-3}$;
20 %: $m(NaOH) = 24{,}38$ g; $c = 6{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$]

4. Pripravte 100 cm^3 roztoku hydroxidu sodného s koncentráciou látkového množstva $c = 1\ mol \cdot dm^{-3}$. Vypočítajte hmotnostný zlomok v pripravovanom roztoku v hmot. %, ak jeho hustota $\rho = 1{,}0427\ g \cdot cm^{-3}$.
$M(NaOH) = 39{,}997\ g \cdot mol^{-1}$.

[$m(NaOH) = 4{,}0$ g; $w = 3{,}84$ %]

5. Pripravte 100 cm^3 10 %-ného (hmot. %) roztoku chloridu draselného s hustotou ρ(10 % KCl) = 1,063 $g \cdot cm^{-3}$. K dispozícii máte 100 cm^3 5 %-ného (hmot. %) roztoku KCl s hustotou ρ(5 % KCl) = 1,030 $g \cdot cm^{-3}$. Koľko g KCl treba pridať do roztoku KCl?

[$m(KCl) = 5{,}48$ g]

Variant B

Experimentálna úloha: Pripravte roztoky zmiešaním kvapalných látok.

Pomôcky: Kadičky, odmerné valce, sklená tyčinka, odmerné banky, lievik, pipety, zátky.

Chemikálie: Destilovaná voda, voda, kvapalné hnojivo, koncentrovaná kyselina sírová, koncentrovaná kyselina chlorovodíková, kyselina chlorovodíková ($c = 6\ mol \cdot dm^{-3}$).

B1 Príprava roztoku kvapalného hnojiva

Pripravte zriedený roztok kvapalného hnojiva s vodou v objemovom pomere 1 : 2.

Pracovný postup:

- Zrieďovanie v objemovom pomere 1 : 2 znamená, že budete riediť 1 objemový diel pôvodného roztoku kvapalného hnojiva s 2 dielmi vody.
- Zvoľte si objem, ktorý chcete riedením získať na ďalšie použitie. Tento objem pri vašom pomere sa skladá z 3 dielov, je teda potrebné pre čo najpresnejšiu prípravu roztoku v danom pomere zvoliť objem deliteľný tromi s výsledkom celého čísla.
- Napríklad zvolený výsledný objem pripravovaného roztoku hnojiva je 300 cm^3.
- V odmernom valci odmerajte 100 cm^3 hnojiva a potom 200 cm^3 vody.
- Odmerané objemy kvapalín spolu zmiešajte v kadičke a prelejte do zásobnej nádoby.

B2 Príprava roztoku kyseliny sírovej s $c = 2\ mol \cdot dm^{-3}$

Pripravte 100 cm^3 roztoku kyseliny sírovej s koncentráciou látkového množstva $c(H_2SO_4) = 2{,}2\ mol \cdot dm^{-3}$ zriedovaním koncentrovanej (98 %-nej) kyseliny sírovej s hustotou $\rho(98\ \% H_2SO_4) = 1{,}836\ g \cdot cm^{-3}$. Vypočítajte, koľko cm^3 koncentrovanej kyseliny sírovej potrebujete na jeho prípravu.
Vypočítajte hmotnostný zlomok (%) takto pripraveného roztoku kyseliny sírovej, ak jeho hustota $\rho(2{,}2\ mol \cdot dm^{-3}\ H_2SO_4) = 1{,}132\ g \cdot cm^{-3}$. $M(H_2SO_4) = 98{,}07\ g \cdot mol^{-1}$.

Výpočet:

$$c(H_2SO_4) = \frac{n(H_2SO_4)}{V(R)} = \frac{m(100\ \%\ H_2SO_4)}{M(H_2SO_4) \cdot V(R)}$$

$$m(100\ \%\ H_2SO_4) = c(H_2SO_4) \cdot V(R) \cdot M(H_2SO_4) =$$

$$= 2{,}2\ mol \cdot dm^{-3} \cdot 0{,}1\ dm^{-3} \cdot 98{,}07\ g \cdot mol^{-1} = 21{,}6\ g$$

$$\begin{array}{l} 21{,}6\ g \ldots\ldots 100\ \%\ H_2SO_4 \\ x\ g \ldots\ldots\ldots\ 98\ \%\ H_2SO_4 \end{array}$$

$$x = \frac{21{,}6\ g \cdot 100\ \%}{98\ \%} = 22\ g\ 98\ \%\ H_2SO_4$$

$$\rho(98\ \%\ H_2SO_4) = \frac{m(98\ \%\ H_2SO_4)}{V(98\ \%\ H_2SO_4)}$$

$$V(98\ \%\ H_2SO_4) = \frac{m(98\ \%\ H_2SO_4)}{\rho(98\ \%\ H_2SO_4)} = \frac{22\ g}{1{,}836\ g \cdot cm^{-3}} = 12\ cm^3$$

$$V(H_2O) = V(R) - V(\text{konc. } H_2SO_4) = 100\ cm^3 - 12\ cm^3 = 88\ cm^3$$

Na prípravu 100 cm^3 kyseliny sírovej s koncentráciou látkového množstva $c = 2{,}2\ mol \cdot dm^{-3}$ potrebujeme 12 cm^3 koncentrovanej (98 %-nej) kyseliny sírovej a 88 cm^3 destilovanej vody.

Výpočet hmotnostného zlomku kyseliny:

$$m(R) = \rho(R) \cdot V(R) = 1{,}132\ g \cdot cm^{-3} \cdot 100\ cm^3 = 113{,}2\ g$$

$$w(H_2SO_4) = \frac{m(100\ \%\ H_2SO_4)}{m(R)} = \frac{21{,}6\ g}{113{,}2\ g} = 0{,}19$$

$$w(H_2SO_4) \cdot 100\ \% = 19\ \%$$

Hmotnostný zlomok kyseliny sírovej s koncentráciou $c = 2{,}2\ mol \cdot dm^{-3}$ je $w(H_2SO_4) = 0{,}19$ (19 %).

Pracovný postup:

- Podľa údajov o pripravovanom roztoku uvedených v zadaní vypočítajte veličiny potrebné na prípravu roztoku, objem koncentrovanej kyseliny.
- Odmerným valcom odmerajte 12 cm^3 koncentrovanej (98 %-nej, hmot. %) kyseliny sírovej.

- Do kadičky odmerajte odmerným valcom menší objem destilovanej vody, ako ste vypočítali.
- Kyselinu z odmerného valca pridávajte pri stálom miešaní do kadičky s destilovanou vodou. **Vždy pridávame kyselinu do vody, nie opačne.**
- Po ochladení roztok pomocou tyčinky a lievika prelejte do odmernej banky s objemom 100 cm^3.
- Kadičku, kde bol roztok, opláchnite striekačkou malým množstvom destilovanej vody a prelejte do odmernej banky.
- Odmernú banku doplňte destilovanou vodou po rysku pomocou pipety.
- Odmernú banku zazátkujte a premiešajte.
- Pripravený roztok prelejte do reagenčnej fľaše označenej štítkom s názvom roztoku, hodnotou koncentrácie a dátumom prípravy. Ak pripravený roztok krátkodobo necháte v odmernej banke, banku starostlivo označte potrebnými údajmi.

B3 Príprava roztoku kyseliny chlorovodíkovej zriedenej v objemovom pomere 1 : 1

Pripravte roztok kyseliny chlorovodíkovej zriedením v objemovom pomere 1 : 1. Vypočítajte hmotnostný zlomok $w(HCl)$ v pripravenom roztoku a koncentráciu látkového množstva $c(HCl)$, ak na prípravu roztoku použijete koncentrovanú kyselinu chlorovodíkovú (37 %-nú), ktorej hustota je $\rho(37\ \%\ HCl) = 1{,}184\ g \cdot cm^{-3}$. $M(HCl) = 36{,}46\ g \cdot mol^{-1}$.

Výpočet hmotnostného zlomku:

Zrieďovanie v objemovom pomere 1 : 1 znamená 1 objemový diel koncentrovanej HCl a 1 objemový diel destilovanej vody, napríklad 100 cm^3 koncentrovanej HCl a 100 cm^3 vody.

$$w(HCl) = \frac{m(100\ \%\ HCl)}{m(R)}$$

$m(37\ \%\ HCl) = \rho(37\ \%\ HCl) \cdot V(37\ \%\ HCl) = 1{,}184\ g \cdot cm^{-3} \cdot 100\ cm^3 = 118{,}4\ g\ (37\ \%\ HCl)$

$$\begin{array}{l} 118{,}4\ g \ldots\ldots\ldots\ldots\ 37\ \%\ HCl \\ x\ g \ldots\ldots\ldots\ldots\ 100\ \%\ HCl \end{array}$$

$$x = \frac{118{,}4\ g \cdot 37\ \%}{100\ \%} = 43{,}8\ g\ 100\ \%\ HCl$$

$m(H_2O) = \rho(H_2O) \cdot V(H_2O) = 1\ g \cdot cm^{-3} \cdot 100\ cm^3 = 100\ g$

$m(R) = m(HCl) + m(H_2O) = 118{,}4\ g + 100\ g = 218{,}4\ g$

$$w(HCl) = \frac{43{,}8\ g}{218{,}4\ g} = 0{,}2$$

$w(HCl) \cdot 100\ \% = 20\ \%$

Hmotnostný zlomok pripraveného roztoku HCl je $w(HCl) = 0{,}2$ (20 %).

Výpočet koncentrácie látkového množstva:

V tabuľkách si nájdeme hustotu 20 %-ného roztoku HCl.
$\rho(20\ \%\ HCl) = 1{,}098\ g \cdot cm^{-3}$

$$V(\mathrm{R}) = \frac{m(\mathrm{R})}{\rho(\mathrm{R})} = \frac{218{,}4\ \mathrm{g}}{1{,}098\ \mathrm{g \cdot cm^{-3}}} = 198{,}9\ \mathrm{cm^3} = 0{,}1989\ \mathrm{dm^3}$$

$$c(\mathrm{HCl}) = \frac{n(\mathrm{HCl})}{V(\mathrm{R})} = \frac{m(100\ \%\ \mathrm{HCl})}{M(\mathrm{HCl}) \cdot V(\mathrm{R})} = \frac{43{,}8\ \mathrm{g}}{36{,}46\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}} = 6\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$$

Koncentrácia látkového množstva pripraveného roztoku HCl je 6 $\mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$.

Pracovný postup:

Obdobný ako pri príprave roztoku B1.
Objemy koncentrovanej kyseliny chlorovodíkovej aj destilovanej vody odmeriame odmerným valcom. Pri zmiešaní kvapalín v kadičke **lejeme kyselinu do vody pri stálom miešaní tyčinkou.**

B4 Príprava roztoku kyseliny chlorovodíkovej zriedením jej roztoku

Pripravte 250 $\mathrm{cm^3}$ roztoku kyseliny chlorovodíkovej s koncentráciou látkového množstva $c(\mathrm{HCl}) = 0{,}25\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$ zriedením roztoku HCl s $c(\mathrm{HCl}) = 6\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$ destilovanou vodou. Vypočítajte, koľko $\mathrm{cm^3}$ HCl s koncentráciou $c(\mathrm{HCl}) = 6\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$ potrebujete na prípravu tohto roztoku.

Výpočet:

Vychádzame zo zmiešavacej rovnice:

$$c_1(\mathrm{HCl}) \cdot V_1(\mathrm{R}) + c_2(\mathrm{HCl}) \cdot V_2 = c_3(\mathrm{HCl}) \cdot V_3(\mathrm{R})$$

Ak $c_2(\mathrm{HCl}) = 0$ (zriedenie vodou), potom platí: $c_1(\mathrm{HCl}) \cdot V_1(\mathrm{R}) = c_3(\mathrm{HCl}) \cdot V_3(\mathrm{R})$

$$V_1(\mathrm{R}) = \frac{c_3(\mathrm{HCl}) \cdot V_3(\mathrm{R})}{c_1(\mathrm{HCl})} = \frac{0{,}25\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}} \cdot 0{,}25\ \mathrm{dm^3}}{6\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}}} = 0{,}0104\ \mathrm{dm^3} = 10{,}4\ \mathrm{cm^3}$$

Na prípravu 250 $\mathrm{cm^3}$ roztoku HCl s $c(\mathrm{HCl}) = 0{,}25\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$ potrebujeme 10,4 $\mathrm{cm^3}$ roztoku HCl s $c(\mathrm{HCl}) = 6\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$.

Pracovný postup:

Podobný ako pri príprave roztokov B1 až B3.

Úlohy:

Vypočítajte veličiny potrebné na prípravu nižšie uvedených roztokov podľa zadaní.

1. Pripravte 150 $\mathrm{cm^3}$ roztoku kyseliny chlorovodíkovej zriedenej v objemovom pomere 1 : 4. Vypočítajte koncentráciu pripraveného roztoku v $\mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$, ak ste mali k dispozícii koncentrovanú 37 %-nú HCl s hustotou $\rho(37\ \%\ \mathrm{HCl}) = 1{,}184\ \mathrm{g \cdot cm^{-3}}$, $M(\mathrm{HCl}) = 36{,}46\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

   [30 $\mathrm{cm^3}$ (37 % HCl) + 120 $\mathrm{cm^3}$ ($\mathrm{H_2O}$), $c = 2{,}4\ \mathrm{mol \cdot dm^{-3}}$]

2. Pripravte roztoky kyseliny sírovej s objemom 150 cm^3 zriedenej v objemovom pomere 1 : 3. Vypočítajte koncentráciu pripraveného roztoku v $mol \cdot dm^{-3}$, ak ste mali k dispozícii koncentrovanú 98 %-nú H_2SO_4 s hustotou $\rho(98\ \%\ H_2SO_4) = 1{,}836\ g \cdot cm^{-3}$, $M(H_2SO_4) = 98{,}07\ g \cdot mol^{-1}$.

[37,5 cm^3 (98 % H_2SO_4) + 112,5 cm^3 (H_2O), $c = 4{,}6\ mol \cdot dm^{-3}$]

3. Pripravte roztoky kyseliny sírovej s objemom 100 cm^3 a s koncentráciami látkového množstva $c = 1\ mol \cdot dm^{-3}$, $c = 2\ mol \cdot dm^{-3}$, $c = 4\ mol \cdot dm^{-3}$ z 98 %-nej kyseliny sírovej s hustotou $\rho(98\ \%\ H_2SO_4) = 1{,}836\ g \cdot cm^{-3}$. Vypočítajte koncentráciu pripravených roztokov kyseliny sírovej v hmotnostných percentách, ak ich hustota je $\rho(1\ mol \cdot dm^{-3}) = 1{,}06\ g \cdot cm^{-3}$, $\rho(2\ mol \cdot dm^{-3}) = 1{,}124\ g \cdot cm^{-3}$; $\rho(4\ mol \cdot dm^{-3}) = 1{,}235\ g \cdot cm^{-3}$, $M(H_2SO_4) = 98{,}07\ g \cdot mol^{-1}$.

[1 $mol \cdot dm^{-3}$: $V(98\ \%\ H_2SO_4) = 5{,}45\ cm^3$, $w = 9{,}25\ \%$;
2 $mol \cdot dm^{-3}$: $V(98\ \%\ H_2SO_4 = 10{,}89\ cm^3$, $w = 17{,}44\ \%$;
4 $mol \cdot dm^{-3}$: $V(98\ \%\ H_2SO_4) = 21{,}79\ cm^3$, $w = 31{,}74\ \%$]

4. Vypočítajte, koľko cm^3 60 %-nej (hmot. %) kyseliny dusičnej s hustotou $\rho(60\ \%\ HNO_3) = 1{,}367\ g \cdot cm^{-3}$ potrebujete na prípravu 1 dm^3 roztoku s koncentráciou látkového množstva $c = 0{,}2\ mol \cdot dm^{-3}$. $M(HNO_3) = 63{,}013\ g \cdot mol^{-1}$.

[15,36 cm^3]

5. Vypočítajte, koľko g destilovanej vody treba pridať do 250 g 50 %-ného (hmot. %) roztoku, aby ste získali 10 %-ný (hmot. %) roztok.

[$m(H_2O) = 1000\ g$]

6. Zdôvodnite, prečo je potrebné pri riedení koncentrovaných kyselín dodržiavať pravidlo, že vždy lejeme kyselinu do vody, a nie opačne (pozri časť 8).

Laboratórna práca 3

Príprava chemických látok chemickou reakciou

Variant A

Experimentálna úloha: Chemickou reakciou uhličitanu vápenatého s roztokom kyseliny chlorovodíkovej pripravte roztok chloridu vápenatého.

Pomôcky:
Kadičky s objemom 100 – 400 cm^3, sklené tyčinky, lyžička na chemikálie, váhy, odvažovačka, hodinové sklíčko, odmerný valec, trojnožka, kovová sieťka, zápalky, filtračný kruh, filtračný lievik, filtračný papier, nožnice, stojan, kahan, triangel, porcelánový téglik, chemické kliešte.

Chemikálie:
Uhličitan vápenatý (práškový), kyselina chlorovodíková (c = 1 $mol \cdot dm^{-3}$).

Pracovný postup:

- Na váhach odvážte 5 g práškového uhličitanu vápenatého.
- V odmernom valci odmerajte objem kyseliny chlorovodíkovej, ktorý ste vypočítali na základe chemickej reakcie tak, aby zreagoval všetok uhličitan vápenatý.
- Do kadičky (400 cm^3) s kyselinou chlorovodíkovou pridávajte postupne po čiastkach 5 g práškového uhličitanu vápenatého.
- Po každom pridaní uhličitanu kadičku zakryte, aby unikajúci oxid uhličitý nestrhával kvapky roztoku z reakčnej nádoby. Po každom pridaní roztok premiešajte.
- Po zreagovaní celého množstva uhličitanu vápenatého roztok zahrejte takmer do varu, aby sa odstránil oxid uhličitý.

Úlohy:

1. Chemickú reakciu uhličitanu vápenatého s kyselinou chlorovodíkovou napíšte chemickou rovnicou.
2. Vypočítajte objem kyseliny chlorovodíkovej s koncentráciou látkového množstva c = = 1 $mol \cdot dm^{-3}$ potrebnej na chemickú reakciu, pri ktorej zreaguje 5 g uhličitanu vápenatého. $M(HCl)$ = 36,46 $g \cdot mol^{-1}$.
3. Vypočítajte teoretické množstvo vzniknutého chloridu vápenatého z 5 g uhličitanu vápenatého za predpokladu 100 %-ného výťažku chemickej reakcie.
   $M(CaCO_3)$ = 100,09 $g \cdot mol^{-1}$, $M(CaCl_2)$ = 110,99 $g \cdot mol^{-1}$.
4. Pripravte 100 cm^3 roztoku kyseliny chlorovodíkovej s koncentráciou látkového množstva c = 1 $mol \cdot dm^{-3}$. K dispozícii máte koncentrovanú kyselinu chlorovodíkovú, ktorej hustota je ρ(37 % HCl) = 1,184 $g \cdot cm^{-3}$. $M(HCl)$ = 36,46 $g \cdot mol^{-1}$.

Laboratórna práca 4

Faktory ovplyvňujúce rýchlosť chemickej reakcie

Variant A

Experimentálna úloha: Experimentálne overte vplyv koncentrácie, teploty, veľkosti povrchu a katalyzátora na rýchlosť chemickej reakcie zinku s kyselinou chlorovodíkovou.

Pomôcky:
Kadičky, skúmavky, lyžička na chemikálie, stojan na skúmavky, držiak na skúmavky, trojnožka, kovová sieťka, kahan, zápalky, vanička, sklené rúrky, zátky, teplomer.

Chemikálie:
Zn – granulovaný, Zn – práškový, roztoky kyseliny chlorovodíkovej zriedené v objemovom pomere 1 : 1, 1 : 2, 1 : 4, močovina, ľad.

Kritériom na vyhodnotenie vplyvu daného faktora na rýchlosť chemickej reakcie bude pozorovanie intenzity vyvíjania vodíka vznikajúceho počas chemickej reakcie:

$$Zn(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$$

Intenzitu vyvíjania vodíka pozorujte podľa množstva unikajúcich bubliniek. Na presnejšie pozorovanie zvoľte prípravu aparatúry na zachytávanie plynu do skúmavky naplnenej a ponorenej pod vodou (nad vodným uzáverom). Experimentujte semimikrotechnikou. Zachytené objemy vodíka za určitý konštantný čas zaznamenajte, porovnajte a vyvoďte závery.

Pracovný postup:

Vplyv koncentrácie
- Na sledovanie vplyvu koncentrácie kyseliny chlorovodíkovej na rýchlosť chemickej reakcie použite roztoky kyseliny zriedenej v objemových pomeroch uvedených v tab. 12.2.
- Do skúmaviek umiestnených v stojane na skúmavky nalejte asi do 1/3 objemu roztoky kyseliny chlorovodíkovej s rôznou koncentráciou. Zachovajte rovnaké poradie skúmaviek, ako je v tab. 12.2, alebo si skúmavky označte. Do každej skúmavky nalejte jeden roztok kyseliny s danou koncentráciou. Dodržte rovnaké objemy kyselín v skúmavkách.
- Do každej z troch skúmaviek naraz vhoďte granulovaný zinok. Snažte sa do každej skúmavky pridať rovnaké množstvo, granulky zinku rovnakej veľkosti.
- Pozorujte intenzitu vyvíjania vodíka a výsledky pozorovania zaznamenajte do tabuľky 12.2.

Vplyv teploty
- Na sledovanie vplyvu teploty použite granulovaný zinok a roztok kyseliny chlorovodíkovej zriedenej v objemovom pomere 1 : 4.
- Skúmavky do 1/3 objemu naplňte roztokom kyseliny. Jednu ponorte do kúpeľa so studenou vodou, druhú vložte do stojana na skúmavky a tretiu ponorte do kúpeľa s teplou vodou.

- Po chvíli, keď bude teplota v skúmavkách ponorených vo vodných kúpeľoch rovnaká ako kúpeľ, vhoďte do každej z troch skúmaviek rovnaké granulky zinku.
- Pozorujte intenzitu vyvíjania vodíka a výsledky pozorovania zaznamenajte do tabuľky 12.2.

Vplyv veľkosti povrchu

- Do dvoch skúmaviek s rovnakým objemom roztoku kyseliny chlorovodíkovej (1 : 4) pridajte zinok.
- Do jednej pridajte granulovaný zinok a do druhej rovnakú hmotnosť práškového zinku.
- Pozorujte intenzitu vyvíjania vodíka a výsledky pozorovania zaznamenajte do tabuľky 12.2.

Vplyv katalyzátora

- Do dvoch skúmaviek s rovnakým objemom roztoku kyseliny chlorovodíkovej (1 : 4) pridajte po jednej granulke zinku. Pozorujte priebeh chemickej reakcie.
- Približne po 20 sekundách pridajte do reakčnej zmesi polovicu lyžičky močoviny a zmes premiešajte.
- Porovnajte priebeh reakcie v skúmavkách po pridaní močoviny. Výsledok pozorovania zaznamenajte do tabuľky 12.2.

Tab. 12.2 Vplyv faktorov na rýchlosť chemickej reakcie Zn s HCl

Vplyv koncentrácie			
	skúmavka č. 1 HCl – 1 : 1	**skúmavka č. 2 HCl – 1 : 2**	**skúmavka č. 3 HCl – 1 : 4**
Zn – granulovaný			
Vplyv teploty			
	reakčná sústava ponorená do vody s ľadom s teplotou asi 3 °C	**laboratórna teplota**	**reakčná sústava ponorená do teplej vody s teplotou asi 60 °C**
Zn(gran.) + HCl (1 : 4)			
Vplyv veľkosti povrchu			
	Zn – granulovaný		**Zn – práškový**
HCl (1 : 4)			
Vplyv katalyzátora			
	bez pridania katalyzátora		**s pridaním močoviny**
Zn(gran.) + HCl (1 : 4)			

Úlohy:

1. Pozorované zmeny v priebehu chemických reakcií pri sledovaní vplyvu rôznych faktorov zaznamenajte do tabuľky 12.2.
2. Vyvoďte závery vplyvu jednotlivých faktorov.
3. Možno vplyvom inej chemickej látky dosiahnuť opačný efekt na rýchlosť chemickej reakcie ako v prípade močoviny? Ak áno, uveďte príklad.

Variant B

Experimentálna úloha: Experimentálne overte vplyv katalyzátorov na priebeh chemickej reakcie.

B1 Vplyv látok na rozklad peroxidu vodíka

Pomôcky:
6 skúmaviek, kadičky, pipety, lyžička na chemikálie, stojan na skúmavky, sklené rúrky, zátky, vanička.

Chemikálie:
Peroxid vodíka (w = 6 %), oxid manganičitý (s), kyselina trihydrogenfosforečná (c = = 0,5 mol·dm^{-3}), kyselina sírová (c = 0,5 mol·dm^{-3}), jodid draselný (c = 1 mol·dm^{-3}), železné piliny.

Pracovný postup:

- Do každej zo šiestich skúmaviek v stojane na skúmavky nalejte po 1 cm^3 peroxidu vodíka.
- Do skúmaviek postupne pridajte:
  - do prvej niekoľko železných pilín,
  - do druhej malé množstvo oxidu manganičitého,
  - do tretej 0,5 cm^3 kyseliny trihydrogenfosforečnej,
  - do štvrtej 0,5 cm^3 kyseliny sírovej,
  - do piatej 1 cm^3 roztoku jodidu draselného,
  - v šiestej skúmavke nechajte prebiehať rozklad peroxidu vodíka samovoľne.
- Pozorujte intenzitu vyvíjania kyslíka. Na presnejšie zistenie vzniknutého objemu kyslíka ho zachytávajte do skúmavky naplnenej a ponorenej pod vodou (nad vodným uzáverom).
- Pozorované zmeny v jednotlivých skúmavkách zaznamenajte a vyvoďte závery.

Úlohy:

1. Na základe zaznamenaných záverov určte vplyv látok pridávaných do skúmaviek na rozklad peroxidu vodíka.
2. Z pridávaných látok určte katalyzátory a inhibítory rozkladu peroxidu vodíka.

B2 Horenie cukru za prítomnosti cigaretového popola

Pomôcky:
Kahan, zápalky, chemické kliešte, lyžička na chemikálie.

Chemikálie:
Kockový cukor, cigaretový popol.

Pracovný postup:

- Kocku cukru uchopte chemickými kliešťami a vložte do plameňa kahana.

- Keď sa začne cukor topiť a černieť (uhoľnatieť), vyberte ho z plameňa a pozorujte, či horí.
- Po ochladení posypte kocku cukru cigaretovým popolom, na chvíľu vložte do plameňa a pozorujte, či cukor horí.

Úlohy:

1. Pozorované zmeny si zaznamenajte a porovnajte horľavosť kocky cukru bez prítomností a za prítomnosti cigaretového popola.
2. Uveďte význam cigaretového popola v tomto pokuse. Objasnite podstatu pozorovaného javu.

Laboratórna práca 5

pH roztokov, acidobázické indikátory, neutralizačná titrácia

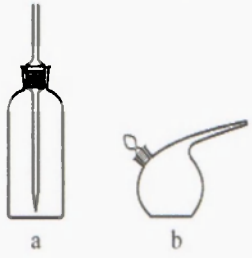
Variant A

Experimentálna úloha: Experimentálne určte pH roztokov a overte sfarbenie acidobázických indikátorov v závislosti od pH roztoku.

Hodnotu pH roztokov možno jednoducho určiť použitím vhodných **indikátorov** (*lat. indicator – ukazovateľ*). Tieto chemické látky alebo ich zmesi (tzv. zmesné indikátory) menia svoje sfarbenie v závislosti od pH daného roztoku. Hodnoty pH, pri ktorých toto sfarbenie menia, sa nazýva **funkčná oblasť indikátora** alebo aj jeho farebný prechod.
Sú známe indikátory, ktoré menia svoje sfarbenie buď v kyslých roztokoch, alebo zásaditých roztokoch. Sú však indikátory, ktorých sfarbenie sa mení v oboch prostrediach, majú teda dve funkčné oblasti. Najbežnejšie používané v chemickej praxi sú **acidobázické indikátory.** Svoje sfarbenie menia v závislosti od zmeny koncentrácie oxóniových katiónov H_3O^+.

Často sa používa **univerzálny indikátorový papierik,** pomocou ktorého možno určiť približnú hodnotu pH porovnaním sfarbenia papierika so stupnicou na jeho obale. Na presné meranie pH sa používajú meracie prístroje nazývané pH-metre.

Indikátory sa uchovávajú v **indikátorových fľaštičkách,** ktoré slúžia aj na ich prikvapkávanie. Vyrábajú sa v rôznych tvaroch. Najbežnejšie z nich sú na obrázku 12.8.



Obr. 12.8 Indikátorové fľaštičky
a – so zabrúsenou pipetkou, b – kvapkačka podľa Schustera (undinka)

Pomôcky:
Skúmavky, stojan na skúmavky, kadičky, odmerný valec (10 cm^3), univerzálny indikátorový papierik, indikátorová fľaštička.

Chemikálie:
Kyselina sírová (w = 5 %), hydroxid sodný (w = 5 %), pitná voda, indikátorové roztoky lakmusu, fenolftaleínu, metylovej oranžovej, antokyanín.

Pracovný postup:

- Do stojana na skúmavky si pripravte štyri trojice čistých a suchých skúmaviek. Jedna skúmavka z každej trojice je na kyslý roztok, druhá na neutrálny roztok a tretia na zásaditý roztok.

- Do jednotlivých skúmaviek v trojici nalejte: 3 cm^3 roztoku kyseliny sírovej – kyslý roztok, 3 cm^3 pitnej vody – neutrálny roztok a 3 cm^3 roztoku hydroxidu sodného – zásaditý roztok.
- Pomocou univerzálneho indikátorového papierika určte približnú hodnotu pH roztokov, ktoré ste použili v každej trojici skúmaviek. Hodnoty určíte porovnaním sfarbenia papierika so stupnicou pH na jeho obale.
- Zistené hodnoty pH kyslého, neutrálneho a zásaditého roztoku si zapíšte k jednotlivým roztokom do tabuľky (tab. 12.3).
- Do každej trojice skúmaviek pridajte 1 až 2 kvapky zvoleného indikátora.
- Pozorujte sfarbenie indikátora v jednotlivých roztokoch a farebnú zmenu si zapíšte do tabuľky.

Tab. 12.3 Sfarbenie acidobázických indikátorov

Indikátor	Roztok		
	kyslý pH = ...	neutrálny pH = ...	zásaditý pH = ...
lakmus			
metylová oranžová			
fenolftaleín			
antokyaníny*			

* Antokyaníny sú prírodné rastlinné farbivá, ktoré spôsobujú napríklad sfarbenie červenej kapusty, ruží, pivónií a ďalších kvetov, sú tiež súčasťou mnohých bobúľ rastlín.
Na indikáciu zmeny pH roztoku ich získame ako výluh pokrájaných a rozotretých listov povarením vo vode. Vznikne tak roztok farbiva slúžiaceho ako indikátor.

Úlohy:

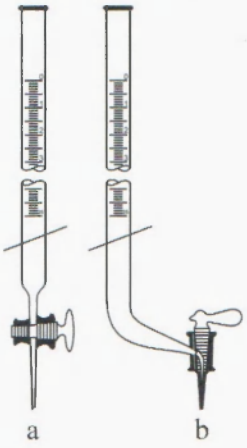
1. Na základe doplnených údajov a porovnania sfarbenia indikátorov v kyslom, neutrálnom a zásaditom roztoku určte farbu jednotlivých indikátorov v kyslom, neutrálnom a zásaditom prostredí.
2. Závery o farebnom prechode indikátorov získané vašou experimentálnou činnosťou v tejto laboratórnej práci porovnajte s údajmi pre jednotlivé indikátory v chemických tabuľkách.
3. Ak máte v školskom chemickom laboratóriu aj iné indikátory, overte aj ich sfarbenie v roztokoch s rôznym pH.
4. Pomocou univerzálneho indikátorového papierika určte pH niektorých týchto roztokov: šťava z citrónu, z pomaranča, ocot, mlieko, Savo, roztok pracieho prášku, mydlová voda, roztok na depiláciu (rozpustená pasta vo vode), čierna káva, čierny čaj, zelený čaj, paradajková šťava, pivo, víno a pod.
5. Aká je hodnota pH ľudskej krvi? Pri akej odchýlke tejto hodnoty nastáva zlyhávanie orgánov?
6. Nájdite v literatúre, aká je koncentrácia žalúdočnej kyseliny a vypočítajte jej pH.

Variant B

Experimentálna úloha: Stanovenie uhličitanu vápenatého vo vzorke horniny titráciou.

Titráciou sa vo všeobecnosti nazýva pridávanie odmerného roztoku (roztok so známou koncentráciou) do roztoku stanovovanej látky so známym objemom, ale s neznámym zložením. Odmerný roztok sa pridáva dovtedy, kým stanovovaná látka s ním úplne nezreaguje (tzv. bod ekvivalencie). Spotrebovaný objem odmerného roztoku so známou koncentráciou umožní vypočítať obsah stanovovanej látky v analyzovanom roztoku.

Titrácie patria medzi kvantitatívne analytické metódy. Podľa priebehu chemickej reakcie medzi odmerným roztokom a stanovovanou látkou, ako aj chemického deja existujú rôzne typy titrácií. Jednou z najznámejších je **neutralizačná titrácia**. Jej princípom je reakcia oxóniových katiónov s hydroxidovými aniónmi za vzniku prakticky nedisociovaných molekúl vody. Koniec neutralizačnej titrácie sa zisťuje acidobázickými indikátormi, ako sú napríklad fenolftaleín alebo metylová oranžová. Ich výber závisí od ich funkčnej oblasti pH. Ak titráciou stanovujeme látku, ktorá zostala v nadbytku ako nezreagovaná počas priebehu chemickej reakcie, nazývame tento postup **spätná titrácia.**



Obr. 12.9 Byrety
a – s rovným kohútom
b – s bočným kohútom

Na presné meranie objemov pri titráciách slúžia **byrety** (obr. 12.9). Sú to sklené rúrky rôznej dĺžky s rovným alebo bočným kohútom a pre látky, ktoré poškodzujú zábrusový kohút (alkalické hydroxidy), s gumovou hadičkou s tlačkou. Guma nesmie s roztokom reagovať. Sú dielikované zhora dolu, pričom značky sa nachádzajú okolo celého obvodu, prípadne je na nich tzv. Schellbachov pás pre lepšiu viditeľnosť polohy menisku. Byrety sa plnia pomocou byretového lievika. Počas titrácie vypúšťame odmerný roztok z byrety pomaly, aby sme stihli spozorovať farebný prechod indikátora. Citlivosť indikátorov je vysoká, už jedna kvapka dokáže vyvolať farebnú zmenu. Preto presnosť titrácie závisí od čo najpresnejšieho postrehu zmeny farebnosti indikátora. Pri titráciách sa odmerným roztokom titruje do titračnej banky, v ktorej krúživým pohybom neustále premiešavame stanovovaný roztok. Na presnejší postreh farebnej zmeny indikátora používame pod titračnú banku biely filtračný papier.

Pomôcky:
Váhy, odvažovačka, lyžička na chemikálie, hodinové sklíčko, byretový lievik, byreta, kadičky, filtračný papier, titračná banka, kovová sieťka, trojnožka, kahan, stojan, držiaky, svorky.

Chemikálie:
Vzorka horniny – napríklad vápenec, roztok kyseliny chlorovodíkovej (c = 1 mol·dm^{-3}), roztok hydroxidu sodného (c = 1 mol·dm^{-3}), roztok indikátora metylová oranžová.

Pracovný postup:
- Čo najpresnejšie odvážte 0,5 g vzorky horniny. Horninu rozdrvte a nasypte ju do kadičky.
- Do kadičky prilejte 16 ml roztoku kyseliny chlorovodíkovej a kadičku prikryte hodinovým sklíčkom. Kadičku s reakčnou zmesou pomaly zahrievajte, kým unikajú bublinky plynu.

Dbajte na to, aby reakčná zmes nezačala vrieť. Ak máte k dispozícii v laboratóriu titračnú banku, použite ju namiesto kadičky.

- Po ochladení roztoku pridajte niekoľko kvapiek metylovej oranžovej a roztok titrujte odmerným roztokom hydroxidu sodného až do farebnej zmeny indikátora. Titrujte objem kyseliny chlorovodíkovej, ktorý nezreagoval s uhličitanom vápenatým obsiahnutým vo vzorke horniny (kyselina v kadičke bola teda v nadbytku).
- Spotrebovaný objem roztoku hydroxidu sodného si zapíšte.

Úlohy:

1. Napíšte chemickú rovnicu reakcie uhličitanu vápenatého s kyselinou chlorovodíkovou.
2. Napíšte chemickú rovnicu reakcie nezreagovanej kyseliny chlorovodíkovej s hydroxidom sodným.
3. Na základe spotrebovaného objemu roztoku hydroxidu sodného vypočítajte objem kyseliny chlorovodíkovej, ktorá s uhličitanom vápenatým nezreagovala.
4. Na základe pôvodného objemu roztoku kyseliny chlorovodíkovej a nezreagovaného objemu zistite výpočtom z chemickej rovnice hmotnosť uhličitanu vápenatého vo vzorke horniny.
5. Vypočítajte hmotnostný zlomok uhličitanu vápenatého vo vzorke horniny s hmotnosťou, ktorú ste odvážili na začiatku.

Laboratórna práca 6

Redoxné reakcie

Variant A

Experimentálna úloha: Experimentálne overte priebeh niektorých redoxných reakcií.

Pomôcky:
Skúmavky, stojan na skúmavky, kadičky, odmerný valec, kužeľová (Erlenmayerova) banka, špachtlička, drevená špajdľa, zápalky, kahan.

Chemikálie:
Roztok síranu meďnatého (w = 10 %), železný klinec, roztok peroxidu vodíka (w = 6 %), oxid manganičitý (s), roztok kyseliny dusičnej (1 : 1), medený pliešok (drôtik), roztok jodidu draselného (c = 1 mol·dm^{-3}), roztok kyseliny sírovej (1 : 1), roztok kyseliny chlorovodíkovej (1 : 4), roztok manganistanu draselného (c = 0,01 mol·dm^{-3}), roztok siričitanu draselného (c = 0,1 mol·dm^{-3}), etanol.

Pracovný postup:

Postupne podľa uvedených postupov uskutočnite chemické reakcie. Prebiehajúce deje pri chemických reakciách pozorujte a zapisujte ich.

- Do skúmavky nalejte 10 cm^3 vodného roztoku síranu meďnatého a ponorte do neho odmastený železný klinec.
- Do kužeľovej banky nalejte 5 cm^3 roztoku peroxidu vodíka a pridajte asi polovicu špachtličky oxidu manganičitého. Po krátkej chvíli vsuňte do hrdla banky nad reakčnú zmes tlejúcu špajdľu.
- Do skúmavky nalejte 5 cm^3 roztoku kyseliny dusičnej (1 : 1) a ponorte do nej medený pliešok alebo do špirály stočený medený drôtik.
- Do skúmavky nalejte 5 cm^3 roztoku jodidu draselného (c = 1 mol·dm^{-3}). Roztok okyslite pridaním 3 – 5 kvapiek zriedenej kyseliny sírovej (1 : 1). Potom po kvapkách pridávajte do skúmavky roztok peroxidu vodíka.
- Do plameňa kahana vložte do špirály stočený medený drôtik. Po zmene sfarbenia ho z plameňa vytiahnite. Potom drôt ponorte do roztoku kyseliny chlorovodíkovej v skúmavke.
- Do 5 cm^3 roztoku manganistanu draselného (c = 0,01 mol·dm^{-3}) v skúmavke pridajte 5 cm^3 roztoku siričitanu draselného (c = 0,1 mol·dm^{-3}).

Úlohy:

1. Na základe pozorovaných zmien zapíšte, v poradí podľa pracovného postupu, prebiehajúce deje schémami chemických reakcií.
2. Vyznačte oxidačné čísla atómov prvkov vo vzorcoch zlúčenín a určte, či dané chemické reakcie patria medzi redoxné.
3. V chemických reakciách určte látku, ktorá sa oxidovala, a látku, ktorá sa redukovala.
4. Schémy chemických reakcií upravte na chemické rovnice.

Variant B

Experimentálna úloha: Experimentálne overte využitie redoxných reakcií pri premene chemickej energie na elektrickú.

B1 Daniellov galvanický článok

Pomôcky:
Medená elektróda, zinková elektróda, 2 kadičky, spojovacie vodiče, filtračný papier, nožnice, krokosvorky, voltmeter (avomet).

Chemikálie:
Roztok síranu meďnatého (c = 1 mol·dm^{-3}), roztok síranu zinočnatého (c = 1 mol·dm^{-3}), nasýtený roztok chloridu draselného.

Pracovný postup:

- Jednu kadičku naplňte roztokom síranu meďnatého a ponorte do nej medenú elektródu.
- Druhú kadičku naplňte roztokom síranu zinočnatého a ponorte do nej zinkovú elektródu.
- Roztoky v kadičkách navzájom prepojte viacvrstvovým prúžkom filtračného papiera navlhčeným nasýteným roztokom chloridu draselného.
- Na elektródy pripojte voltmeter a pozorujte výchylku meracieho prístroja. Nameranú hodnotu napätia si zapíšte.

Úlohy:

1. Porovnajte experimentálne nameranú hodnotu napätia voltmetrom s hodnotou, ktorú Daniellov galvanický článok poskytuje. Prípadné vzniknuté odchýlky zdôvodnite.

B2 Ni-Fe alkalický akumulátor

Pomôcky:
Železná elektróda, niklová elektróda, sklená vanička, zdroj jednosmerného napätia (alebo plochá batéria 4,5 V), spojovacie vodiče, krokosvorky, voltmeter.

Chemikálie:
Roztok hydroxidu draselného (w = 21 %).

Pracovný postup:

- Sklenú vaničku naplňte roztokom hydroxidu draselného.
- Do roztoku vo vaničke ponorte železnú a niklovú elektródu a zapojte zdroj napätia.
- Nechajte obvodom pretekať elektrický prúd 5 minút. Prebieha nabíjanie akumulátora.
- Odpojte zdroj napätia a pozorujte, či voltmeter naďalej registruje výchylku napätia, ktoré predstavuje napätie nabitého Ni-Fe akumulátora.

Variant C

Experimentálna úloha: Experimentálne overte vzájomné redoxné pôsobenie kovov a iónov.

C1 Elektrochemický rad napätia kovov

Pomôcky:
Skúmavky, stojan na skúmavky, pipety, lyžička na chemikálie, kadičky, brúsny papier.

Chemikálie:
Granulovaný zinok, kusový horčík, železné klince, medený drôtik, roztok chloridu železitého ($w = 5\ \%$), roztok síranu meďnatého ($w = 5\ \%$), roztok síranu zinočnatého ($w = 5\ \%$), roztok chloridu sodného ($w = 5\ \%$).

Pracovný postup:

- Štyri skúmavky naplňte postupne roztokmi solí: chlorid železitý, síran meďnatý, síran zinočnatý, chlorid sodný.
- Do všetkých štyroch roztokov solí v skúmavkách pridajte granulku zinku.
- To isté zopakujte s kovmi horčík, železo a meď. Kovy pred pridaním do roztokov solí očistite a odmastite.
- Pozorujte zmeny, ktoré prebiehajú na povrchu jednotlivých kovov v rôznych roztokoch solí a zapíšte si ich. Zapíšte si aj prípadné farebné zmeny roztokov solí.

Úlohy:

1. Na základe pozorovania dejov prebiehajúcich v reakčných sústavách usporiadajte kovy podľa ich klesajúcich redukčných schopností (schopnosti oxidovať sa na svoje katióny).
2. Zoradenie kovov na základe vašej experimentálnej práce overte s usporiadaním kovov v elektrochemickom rade napätia kovov.
3. Napíšte chemické rovnice prebiehajúcich chemických reakcií v iónovom tvare.

C2 Korózia železa

Pomôcky:
Skúmavky, stojan na skúmavky, pipety, vata, trojnožka, kadičky, kovová sieťka, kahan, zápalky.

Chemikálie:
Železné klince, medený drôtik, roztok chloridu sodného ($c = 0{,}1\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$), destilovaná voda, voda z vodovodu.

Pracovný postup:

- Do stojana na skúmavky umiestnite skúmavky nasledujúcim spôsobom:
  - do prvej nalejte 10 cm^3 prevarenej destilovanej vody,
  - do druhej nalejte 10 cm^3 roztoku chloridu sodného,
  - do tretej nalejte 10 cm^3 vody z vodovodu,
  - štvrtú skúmavku nechajte prázdnu,
  - do piatej vložte chumáč vaty navlhčený vodou z vodovodu.

- Do prvých štyroch skúmaviek vložte odmastený železný klinec.
- Do piatej skúmavky vložte železný klinec pevne obtočený medeným drôtikom, aby sa klinca dotýkal a medzi jednotlivými závitmi bola medzera.
- Prvú a štvrtú skúmavku uzavrite zátkou, ostatné uzavrite chumáčmi vaty.
- Skúmavky odložte na nerušené miesto. Po niekoľkých dňoch pozorujte zmeny, ktoré nastali.

Úlohy:

1. Na základe zmien, ktoré pozorujete, vyhodnoťte priebeh korózie železného klinca v jednotlivých skúmavkách.
2. Určte, v ktorom prostredí korózia neprebiehala a, naopak, v ktorom prebiehala najrýchlejšie.

Tab. 12.4 Zoznam chemických látok a nebezpečných chemických látok používaných v pokusoch zaradených v učebnom texte a laboratórnych prácach v tejto učebnici

Chemická látka	Symbol	R-veta	S-veta
amoniak – roztok	C, N	R 34-50	S (1/2-)26-36/37/39-45-61
dusičnan draselný		R 8-36/37/38	S 17-22-26-36/37/39
etanol	F	R 11	S (2-)7-16
fenolftaleín		R 36/37/38	S 26-36
hliník práškový	F	R 15-17	S (2-)7/8-43
hydroxid draselný*	C	R 22-35	S (1/2-)26-36/37/39-45
hydroxid sodný*	C	R 35	S (1/2-)26-37/39-45
chlorid amónny	X_n	R 22-36	S (2-)22
chlorid bárnatý	T	R 20-25	S (1/2-)45
chlorid meďnatý		R 20/21/22-36/37/38	S 26-28-36/37/39-45
chlorid železitý		R 22-34-41	S 7/8-26-36/37/39-45
jodid draselný		R 61-42/43-36/38	S 45-26-36/37/39
kyselina dusičná*	O, C	R 8-35	S (1/2-)23-26-36-45
kyselina chlorovodíková*	C	R 34-37	
kyselina sírová*	C	R 35	S (1/2-)26-30-45
kyselina trihydrogenfosforečná*	C	R 34	S (1/2-)26-45
manganistan draselný	O, X_n, N	R 8-22-50/53	S (2-)60-61
meď		R 10-36/37/38	S 16-22-26-36
močovina		R 40-36/37/38	S 26-36-22
oxid manganičitý	X_n	R 20/22	S (2-)25
pentahydrát síranu meďnatého	X_n	R 22-36/38	S (2-)22
peroxid vodíka*	O, C	R 5-8-20/22-35	S (1/2-)17-26-28-36/37/39-45
síran meďnatý	X_n, N	R 22-36/38-50/53	S (2-)22-60-61
síran sodný		R 36/37/38	S 26-36/37
síran zinočnatý		R 36/37/38	S 26-36/37
sodík	F, C	R 14/15-34	S (1/2-)5-8-43-45
tiokyanatan draselný		R 20/21/22	S 13
uhličitan vápenatý		R 37/38	S 26-36
zinok práškový		R 10-15	S (2-)7/8-43

Legenda:

* Zmenou koncentrácie týchto látok sa ich nebezpečné vlastnosti menia, preto majú zadávané aj koncentračné limity (Výnos MH SR č. 2/2002 a č. 2/2005 na vykonanie zákona č. 163/2001 Z. z. o chemických látkach a chemických prípravkoch).

O – oxidujúce látky a prípravky, F – veľmi horľavé látky a prípravky, T – jedovaté látky a prípravky, X_n – škodlivé látky a prípravky, C – žieravé látky a prípravky, N – látky a prípravky nebezpečné pre životné prostredie.

13 SPRÁVNE ODPOVEDE

2 CHEMICKÉ LÁTKY

2.2 Výpočet relatívnej atómovej a relatívnej molekulovej hmotnosti, látkového množstva a molárnej hmotnosti látok (časť 2.2.4)

1. a) $M(Al_2O_3)$ = 101,958, b) $M(HNO_3)$ = 63,013, c) $M(Ca(OH)_2)$ = 74,095. **2.** 32,69 g zinku. **3.** 0,1 mol AgCl. **4.** 0,085 mol vitamínu C. **5.** $M(Al_2O_3)$ = 102 g·mol^{-1}, $M(Al_2O_3)$ = = 102. **6.** 1,93 g cholesterolu. **7.** 5,3.10^{21} atómov zlata. **8.** m = 44,8 g, V = 15,687 dm^3. **9.** n = 1538,46 mol, V = 34 461,53 dm^3.

2.3 Roztoky (časť 2.3.4)

1. 666,7 g cukru. **2.** 750 g roztoku, 600 g vody. **3.** 13,5 g NaCl. **4.** w = 0,033, roztok je 3,3 %-ný. **5.** 54,035 mol. **6.** 216 g glukózy. **7.** 14,61 g. **8.** 0,1 dm^3. **9.** 500 g 20 %-ného roztoku. **10.** 28 %-ný roztok cukru. **11.** 8 %-ný roztok cukru.
12.

Č.	Rozpustená látka	M / g·mol^{-1}	c / mol·dm^{-3}	Množstvo rozpustenej látky	Objem roztoku
1.	dusičnan sodný	85	**1 mol·dm^{-3}**		
2.	hydroxid sodný	40			**250 cm^3**
3.	glukóza	180		**0,54 kg**	
4.	manganistan draselný	158	**0,15 mol·dm^{-3}**		
5.	kyselina sírová	98			**0,75 dm^3**
6.	octan sodný	82	**0,2 mol·dm^{-3}**		
7.	kyselina dusičná	63			**4 000 cm^3**
8.	dusičnan amónny	80		**20 g**	
9.	jodid draselný	166		**830 mg**	

3 ŠTRUKTÚRA ATÓMOV A IÓNOV (časť 3.3)

1. b, c. **2.** Fosfor. **3.** a) $^{14}_{6}C$ a $^{16}_{8}O$, $^{19}_{9}F$ a $^{20}_{10}Ne$ a $^{18}_{8}O$, b) $^{14}_{6}C$ a $^{12}_{6}C$, $^{16}_{8}O$ a $^{18}_{8}O$, c) $^{16}_{8}O$, $^{14}_{7}N$, $^{12}_{6}C$, $^{20}_{10}Ne$, $^{32}_{16}S$, d) $^{19}_{9}F$, $^{20}_{10}Ne$, $^{18}_{8}C$ **4.** A = 23, sodík. **5.** $^{2}_{1}H$, deutérium. **6.** $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$. **7.** 6 valenčných elektrónov. **8.** Katióny: Mg^{2+}, K^+, Al^{3+}, Ca^{2+}. Anióny: Cl^-, CO_3^{2-}, OH^-. **9.** Síra. **10.** a, d. **11.** a5, b1, c4, d2. **12.** $_{11}Na - e^- \longrightarrow {}_{11}Na^+$, $_{13}Al - 3e^- \longrightarrow {}_{13}Al^{3+}$. **13.** $_{8}O + 2e^- \longrightarrow {}_{8}O^{2-}$, $_{17}Cl + e^- \longrightarrow {}_{17}Cl^-$.

4 PERIODICKÁ SÚSTAVA PRVKOV (časť 4.4)

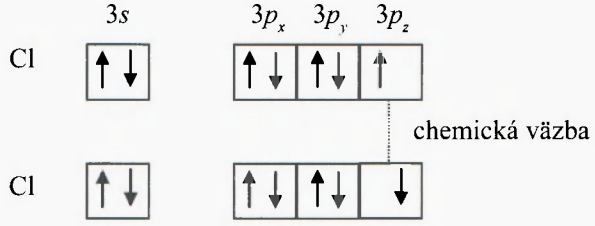
1. Bróm. **2.** Z(Al) = 13. **3.** Kovy: Li, Cr, Sr, Ag, nekovy: O, C, Cl, polokovy: Sb, B. **4.** Ba, Ra, Na, Fe, Co, I, N, F. **5.** a) Cs, b) B, c) I, d) Ba, e) Bi, f) K. **6.** Z = 15, fosfor, 5 valenčných elektrónov, elektrónová konfigurácia $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$, el. konfigurácia val. vrstvy $3s^2\,3p^3$. **7.** Z = 6, $2s^2\,2p^2$. **8.** Br, I, F. **9.** a2, b5, c7, d3, e1. **10.** a) 3. perióda, 1. skupina, sodík Na, b) 2. perióda, 17. skupina, fluór F, c) 3. perióda, 13. skupina, hliník Al, d) 4. perióda, 2. skupina, vápnik Ca. **11.** Na^+ $1s^2\,2s^2\,2p^6$, Cl^- $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$. **12.** a) sodík, b) draslík, c) vápnik. **13.** a) fluór, b) chlór, c) kyslík. **14.** b, d. **15.** N-3, F-1, Si-2, Ar-0.

5 ZÁKLADY NÁZVOSLOVIA ANORGANICKÝCH LÁTOK (časť 5.3)

1. $Cr^{III}_2O_3^{-II}$ – oxid chromitý, $(N^{-III}H^{I}_4)^{+}_2S^{VI}O_4^{-II}$ – síran amónny, $H^{I}N^{I}O^{-II}$ – kyselina dusná, $K^{I}H^{I}S^{IV}O_3^{-II}$ – hydrogensiričitan draselný, $H^{I}Cl^{-I}$ – kyselina chlorovodíková, $Al^{III}F_3^{-I}$ – fluorid hlinitý. **2.** Oxidy: Al_2O_3, P_4O_{10}, hydroxidy: NaOH, $Sn(OH)_4$, halogenidy: KBr, kyseliny: HIO_4, HI, soli: KBr, hydrogensoli: $NaHSO_4$. **3.** oxid strieborný, fluorid chlórny, hydroxid zinočnatý, kyselina chlorečná, amoniak, oxid vanadičný, bromovodík alebo kyselina bromovodíková, chlorid amónny, peroxid vodíka, kyselina trihydrogenboritá, manganistan draselný, dihydrát síranu vápenatého, dusičnan chromitý. **4.** $Pb(NO_2)_2$, As_2O_3, $Ba(MnO_4)_2$, $CaHPO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, $Bi(OH)_3$, IF_7, HF, H_5IO_6, H_2S. **5.** sulfid olovnatý, chlorid fosforečný, hydrid lítny, uhličitan horečnato-vápenatý, hydrogensulfid draselný, alán, tetrajodostriebornan draselný, dodekahydrát síranu draselno-chromitého. **6.** $Al(NO_3)_3$, $Ba(H_2PO_4)_2$, NO_2, $Na[Pb(OH)_3]$, CaH_2, ZnS, PH_3, $Mg(HSO_4)_2$.

6 CHEMICKÁ VÄZBA A ŠTRUKTÚRA LÁTOK (časť 6.8)

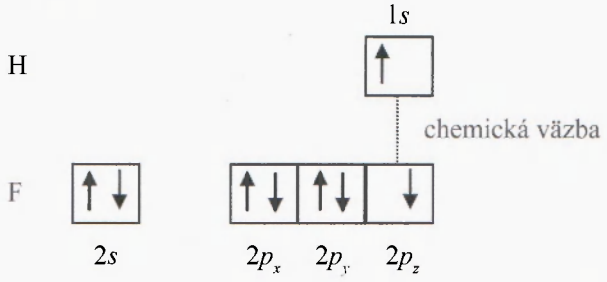
1. Rámiková schéma vzniku väzby v molekule Cl_2:



Väzbu sprostredkúva jeden väzbový elektrónový pár, ide teda o jednoduchú kovalentnú väzbu. Elektrónový štruktúrny vzorec molekuly Cl_2 môžeme napísať takto:

$$|\overline{\underline{Cl}}—\overline{\underline{Cl}}|$$

2. Nepolárne väzby sú v molekulách Br_2 a PH_3, polárne v HBr, H_2O a NH_3 a iónové v CsF, NaCl. **3.** Hodnoty elektronegativity prvkov sú: Rb 0,8; Na 0,9; Li 1,0; Sb 1,9; P 2,1; N 3,0; I 2,5; Cl 3,0; F 4,0. Hodnoty elektronegativity prvkov v skupinách smerom dolu klesajú a v periódach zľava doprava narastajú. **4.** Z rozdielu hodnôt elektronegativity prvkov vyplýva, že polarita väzby klesá v poradí HF > HCl > HBr > HI. **5.** Rámiková schéma vzniku väzby v molekule HF:



V molekule HF sú tri neväzbové elektrónové páry. V molekule HF je jednoduchá polárna kovalentná väzba. Elektrónový štruktúrny vzorec molekuly môžeme napísať takto:

$$H — \overline{\underline{F}}|$$

6. Pevnosť väzby klesá v poradí $N_2 > O_2 > F_2$. Príčinou je rozdielna násobnosť väzby. **7.** Väzbovosť atómu dusíka v molekulách N_2 a NH_3 je 3 a v NH_4^+ je väzbovosť 4. Väzbovosť atómu kyslíka v molekulách O_2, H_2O je 2 a v H_3O^+ je väzbovosť 3. Väzbovosť atómu chlóru v molekulách HCl a Cl_2 je 1.
8. Druh stavebných častíc a typ súdržných síl medzi časticami v kryštalických látkach je uvedený v tabuľke:

Látka	meď (Cu)	síra (S_8)	diamant (C)	dusičnan draselný (KNO_3)	sulfid zinočnatý (ZnS, sfalerit)
Druh stavebných častíc	atómy	molekuly (S_8)	atómy	ióny (K^+ a NO_3^-)	ióny (Zn^{2+} a S^{2-})
Typ súdržných síl medzi časticami	kovová väzba	van der Waalsove sily	kovalentné väzby	iónová väzba	polárne kovalentné väzby
Typ kryštálu	atómový (kovový)	molekulový	atómový	iónový	iónový

10. Nepolárna kovalentná väzba je napr. v molekulách N_2, Br_2, I_2, polárna kovalentná väzba je napr. v molekulách CO_2, H_2O, NH_3, iónová väzba je napr. v kryštáloch KCl, CsBr, NH_4Cl (medzi katiónom NH_4^+ a aniónom Cl^-) a kovová väzba je napr. v Fe, Cu, bronze. **11.** Vodíkovou väzbou sú medzi sebou pútané molekuly HF a H_2O. **12.** Fľaša zväčšila svoj objem. Pri tvorbe štruktúry ľadu sa molekuly vody (vzájomne viazané vodíkovou väzbou) usporiadajú voľnejšie ako v kvapalnom skupenstve. Ľad má menšiu hustotu ako kvapalná voda, a tak voda pri zamrznutí zväčší svoj objem. Tento jav možno pozorovať aj v prírode. Ak sa voda nachádza v dutinách skál, pri teplotách nižších ako 0 °C zväčšuje svoj objem, čo môže spôsobiť praskanie skál. K podobnému procesu dochádza v zime na cestách, keď zmeny objemu pri zamŕzaní a topení ľadu spôsobujú praskanie ciest. **13.** Jednoduchú väzbu vždy tvorí jeden väzbový elektrónový pár, v ktorom dochádza k spárovaniu elektrónov s opačným spinom. V prípade troch elektrónov by sa museli dostať do vzájomnej blízkosti minimálne dva elektróny s rovnakým spinom, čo je pre molekulu nevýhodné. **14.** Väzba v molekule kyslíka je dvojitá nepolárna. Obsahuje jednu σ a jednu π väzbu. **15.** Keďže väzba typu π je vysunutá mimo spojnice atómových jadier uhlíka, je slabšia (ľahšie sa rozštiepi) a bude sa ochotnejšie zapájať do chemických reakcií. Rozštiepením tejto väzby a spojením (mnohých) fragmentov C_2H_4 vzniká veľmi dôležitá látka – polyetylén (PE), ktorá sa používa napríklad na výrobu plastových obalov, hadíc a pod. Podrobnejšie sa budeme reakciami zlúčenín uhlíka s násobnými väzbami zaoberať v ďalších rokoch štúdia chémie.

7 CHEMICKÉ REAKCIE A CHEMICKÉ ROVNICE (časť 7.4)

1. 80,6 g. **2.** 16,05 g. **3.** $m(Na) = 11,5$ g, $m(H_2O) = 9$ g. **4.** 18,53 g. **5.** 11,9 g. **6.** 0,93 kg. **7.** 4,0 g. **8.** 43,4 g. **9.** a) 14 g, b) 0,25 mol, c) 5,6 dm^3.

8 ENERGETICKÉ ZMENY PRI CHEMICKÝCH REAKCIÁCH (časť 8.7)

1. b, c, e. **2.** Exotermická. **3.** Reakcia je endotermická, pri reakcii sa teplo spotrebúva z okolia. **4.** 1c, 2a, 3b, 4d. **5.** $S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$ + teplo. **6.** Entalpia reaktantov je menšia ako entalpia produktov. **7.** a, b, d. Najčastejšie sa používa zápis a. **8.** b, d. **9.** c, d. **10.** Uvoľní sa 46,2 kJ tepla. **11.** $\Delta H = 180,8$ kJ.mol^{-1}. **12.** $\Delta H = -11$ kJ·mol^{-1}. **13.** b, d. **14.** b.

15. $\Delta H = -180.8$ kJ·mol^{-1}. **16.** $\Delta H = -297$ kJ·mol^{-1}. **17.** $\Delta H = 66{,}4$ kJ·mol^{-1}. **18.** Spotrebuje sa 44 kJ·mol^{-1} tepla.

9 CHEMICKÁ KINETIKA (časť 9.4)

1. Častice reaktantov sa musia zraziť, musia mať pri zrážke dostatočnú energiu a vhodnú orientáciu. **2.** Reakcia uniknutého plynu s kyslíkom prebehla až po dodaní určitého množstva energie z horiacej zápalky. **3.** Ako časovú zmenu koncentrácie reaktantov alebo produktov. Jednotka je mol·dm^{-3}·s^{-1}. **4.** Napríklad: rýchlosť reakcií, ktoré prebiehajú pri praní, ovplyvňujeme množstvom pridaného pracieho prášku, horenie dreva alebo uhlia v kachliach ovplyvňujeme reguláciou prívodu vzduchu, vákuovým balením zmenšujeme rýchlosť reakcií, počas ktorých dochádza ku kazeniu potravín. **5.** b, pretože rýchlosť chemickej reakcie závisí od koncentrácie reaktantov. Čím je koncentrácia reaktantov vyššia, tým je väčší počet účinných zrážok a rýchlosť chemickej reakcie je väčšia. **6.** $3{,}33 \cdot 10^{-7}$ mol·dm^{-3}·s^{-1}. **7.** Zväčší sa 256-krát. **8.** Rýchlosť reakcie sa: a) zväčší, b) zmenší, c) zmenší, d) zmenší. **9.** Nie, pretože katalyzátor ovplyvňuje len hodnotu aktivačnej energie reakcie. **10.** Vo veľkej nadmorskej výške voda vrie pri nižšej teplote ako 100 °C (vo vyššej nadmorskej výške je nižší tlak). Pri teplote nižšej ako 100 °C má menej molekúl vajíčka dostatočnú energiu na to, aby prebehla denaturácia bielkovín. Preto príprava vajíčka natvrdo si vyžaduje pri týchto podmienkach dlhší čas. **11.** Rýchlosť sa zväčší: a) 9-krát, b) 27-krát.

10 CHEMICKÁ ROVNOVÁHA (časť 10.3)

1. b, d. **2.** c, d. **3.** a) $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$, b) $K_c = \frac{[H_2]^2 \cdot [O_2]}{[H_2O]^2}$, c) $K_c = \frac{[NO] \cdot [CO_2]}{[CO] \cdot [NO_2]}$

5. $K_c = 4$. **6.** a. **7.** $K_c = 0{,}02$. **8.** Pri vyššej teplote je v nasýtenom roztoku rozpusteného viac $NaNO_3$. Rovnovážna koncentrácia Na^+ je pri vyššej teplote vyššia ako pri nižšej teplote. **9.** a) na stranu produktov, b) na stranu reaktantov, c) na stranu produktov, d) neposunie sa. **10.** Hodnota rovnovážnej konštanty je vyššia pri nižšej teplote, lebo pri vyššej teplote je rovnováha posunutá na stranu reaktantov.

11 TYPY CHEMICKÝCH REAKCIÍ

11.1 Protolytické reakcie (časť 11.1.6)

1. a) HNO_3, b) kyselina sírová, c) HBr, d) hydroxid draselný, e) $Ca(OH)_2$, f) hydroxid hlinitý, g) K_2SO_4, h) uhličitan vápenatý, i) NaBr, j) $Mg(HCO_3)_2$. **2.** $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$, H_3O^+ – oxóniový katión, Cl^- – chloridový anión. **3.** draselný katión, hydroxidový anión. **4.** b. **5.** c, f. **6.** d. **7.** HBr, H_2SO_4, H_2O. **8.** NH_3, H_2O, CH_3COO^-. **9.** H_2O, HCO_3^-. **10.** a) Cl^-, b) NO_3^-, c) SO_4^{2-}, d) OH^-. **11.** a) H_2O, b) HS^-, c) CH_3COOH, d) NH_4^+. **12.** a) $NH_3 + H_3O^+$, b) $CH_3COO^- + H_2O$, c) $ClO_4^- + H_3O^+$, d) $NH_4^+ + H_2O$. **13.** $HClO_4$, HI, H_2SO_4. **14.** Silnejšia zásada je sulfidový anión S^{2-}. **15.** Najsilnejšia d, najslabšia c. **16.** Koncentrácia oxóniových iónov bude pri vyššej teplote väčšia ako pri teplote 25 °C. Autoprotolýzu vody napíšeme rovnicou: $H_2O + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^- \quad \Delta H > 0$. Pri vyššej teplote je koncentrácia H_3O^+ väčšia, pretože sa rovnováha pri endotermických reakciách pri vyššej teplote posúva na stranu produktov. **17.** $[OH^-] = 10^{-6}$ mol·dm^{-3}. **18.** d, b, f, c, a, e. **19.** b, e, f. **20.** a. **21.** pH roztoku sa zväčší, pretože po pridaní destilovanej vody do roztoku kyseliny dusičnej dôjde k zmenšeniu koncentrácie oxóniových iónov H_3O^+. **22.** Pri neutralizácii vznikajú reakciou katiónov H_3O^+ a aniónov OH^- molekuly vody. Pri hydrolýze reakciou iónov rozpustenej

soli s vodou vznikajú ióny H_3O^+ alebo OH^-. **23.** a) uhličitan draselný sa vo vode rozpúšťa za vzniku katiónov K^+ a aniónov CO_3^{2-}. Katióny K^+ s vodou nereagujú, len sa hydratujú. Anióny CO_3^{2-} reagujú s vodou – hydrolyzujú za vzniku slabej kyseliny HCO_3^- a aniónov OH^- b) roztok uhličitanu draselného bude zásaditý. **24.** a) pH = 7. b) pH > 7, c) pH < 7, d) pH > 7.

11.2 Redoxné reakcie (časť 11.2.9)

1. $Mg^{II}O^{-II}$, $Al^{III}Br_3^{-I}$, $H^{I}N^{V}O_3^{-II}$, $K^{I}O^{-II}H^{I}$, $K_2^{I}Cr_2^{VI}O_7^{-II}$. **2.** a) $Li^0 \longrightarrow Li^I$, $Br_2^0 \longrightarrow 2Br^-$, b) $Mg^0 \longrightarrow Mg^{II}$, $2H^I \longrightarrow H_2^0$, c) oxidačné čísla atómov sa nemenia, d) oxidačné čísla atómov sa nemenia. **3.** c. **4.** a) $Mn^{VII} + 5e^- \longrightarrow Mn^{II}$, b) $Cl_2^0 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$, c) $Br^- - 6e^- \longrightarrow Br^V$, d) $N^{-III} - 8e^- \longrightarrow N^V$. **5.** Redukuje sa. **6.** Oxidácia: a, b, d, redukcia: c. **7.** a) HNO_3, O_2, Cu^{2+}, $KMnO_4$, b) CO, Al. **8.** Oxidovadlo – Cl^I, redukovadlo – Br^-. **9.** Ako redukčné činidlo môžu pôsobiť atómy sodíka, pretože odštiepenie elektrónu z atómového obalu sodíka je oveľa pravdepodobnejšie ako z katiónu Na^+. **10.** Au, Cu, H, Pb, Fe, Zn, Al, Na. **11.** Napríklad: Na, Ca, Mg, Al, Fe. **12.** a) $Zn(s) + H_2SO_4(aq) \leftrightarrows ZnSO_4(aq) + H_2(g)$, b) $Cu(s) + 2AgNO_3(aq) \leftrightarrows \leftrightarrows Cu(NO_3)_2(aq) + 2Ag(s)$, c) reakcia neprebieha, d) $Ca(OH)_2(aq) + 2HNO_2(aq) \leftrightarrows \leftrightarrows Ca(NO_2)_2(aq) + 2H_2O(l)$ (reakcia nie je redoxná). **13.** a, c. **14.** A, B, D, C. **15.** a) $a = 2$, $b = 10$, $c = 8$, $x = 5$, $y = 2$, $z = 1$, $w = 8$, b) $a = 3$, $b = 1$, $c = 4$, $x = 1$, $y = 1$, $z = 3$, $w = 4$. **16.** Redoxná reakcia neprebieha, pretože nedochádza k odovzdávaniu a prijímaniu elektrónov. Atómy N^V, S^{VI} sa nachádzajú v maximálnom oxidačnom čísle a elektróny už odovzdať nemôžu. Taktiež elektróny neprijímajú, lebo katióny Na^+, K^+ nie sú schopné odovzdávať elektróny. **17.** Vylučovanie kovu z roztoku sa uskutočňuje na katóde, pričom dochádza k redukcii katiónov príslušného kovu. Preto v uvedenom prípade použijeme lyžičku ako katódu. Postriebrenie lyžičky môžeme napísať rovnicou $Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag^0(s)$. Na vylúčenie 0,1 g striebra treba $0{,}93 \cdot 10^{-3}$ mólu elektrónov.

11.3 Zrážacie reakcie (časť 11.3.3)

1. a) $Ag^+(aq) + I^-(aq) \leftrightarrows AgI(s)$, b) $Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \leftrightarrows CaCO_3$, c) $S^{2-}(aq) + Cu^{2+} \leftrightarrows \leftrightarrows CuS(s)$. **2.** d. **3.** $K_s(CuI) = 1 \cdot 10^{-12}$. **4.** $BaSO_4$, $SrSO_4$, $CaSO_4$. **5.** $c(Br^-) = 5 \cdot 10^{-8}$ mol·dm^{-3}. **6.** Rozpustnosť chloridu strieborného AgCl je v destilovanej vode väčšia ako v morskej vode, pretože morská voda obsahuje určité množstvo aniónov Cl^-. Určitá koncentrácia chloridových iónov v morskej vode spôsobuje nižšiu rovnovážnu koncentráciu iónov Ag^+ v porovnaní s koncentráciou iónov Ag^+, ktorá sa nachádza po rozpustení AgCl v destilovanej vode. **7.** Síran bárnatý je veľmi málo rozpustná zlúčenina. Koncentrácia katiónov Ba^{2+}, ktorá vznikne po rozpustení síranu bárnatého v tele, je taká nízka, že nepôsobí toxicky na ľudský organizmus. **8.** Napríklad: chlorid strieborný AgCl, bromid strieborný AgBr, jodid strieborný AgI, uhličitan strieborný Ag_2CO_3, síran strieborný Ag_2SO_4, uhličitan bárnatý $BaCO_3$, síran vápenatý $CaSO_4$, síran bárnatý $BaSO_4$, hydroxid meďnatý $Cu(OH)_2$.

11.4 Komplexotvorné reakcie (časť 11.4.2)

1. $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$. **2.** e.

Použitá literatúra

1. ADAMKOVIČ, E., RUŽIČKOVÁ, M., ŠRAMKO, T.: *Základy chémie pre gymnáziá s osemročným štúdiom*. Bratislava : SPN, 2000. 160 s. ISBN 80-08-02846-7.
2. ADAMKOVIČ, E., ŠIMEKOVÁ, J., ŠRAMKO, T.: *Chémia pre 8. ročník základnej školy*. Bratislava : SPN, 2000. 120 s. ISBN 80-08-01380-X.
3. BENEŠ, P., PUMPR, V., BANÝR, J.: *Základy chemie pro 2. stupeň základní školy, nižší ročníky víceletých gymnázií a střední školy*. Praha : Fortuna, 1993. 143 s. ISBN 80-7168-043-5.
4. ČIPERA, J.: *Základy obecné chemie*. Praha : SPN, 1980. 334 s. 14-426-80.
5. ČTRNÁCTOVÁ, H. et al.: *Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost*. Praha : Prospektrum, 2000. 296 s. ISBN 80-7175-057-3.
6. DAUČÍK, K. et al.: *Chemické laboratórne tabuľky pre stredné odborné školy a stredné odborné učiliština chemické a gymnáziá*. Bratislava : Alfa, 1984. 328 s.
7. FLEMR, V., DUŠEK, B.: *Chemie – Obecná a anorganická I. pro gymnáziá*. Praha : SPN, 2001. 120 s. ISBN 80-7235-147-8.
8. GAŽO, J. et al.: *Všeobecná a anorganická chémia*. Bratislava : Alfa, 1981. 808 s. ISBN 63-557-81.
9. ISCED 3A. *Štátny vzdelávací program, chémia*. Bratislava : ŠPÚ, 2009.
10. KANDRAČ, J., SIROTA, A.: *Výpočty v stredoškolskej chémii*. Bratislava: SPN, 1996, 295 s. ISBN 80-08-01323-0.
11. KOHOUT, J., MELNÍK, M.: *Anorganická chémia 1*. Bratislava : STU, 1997. 365 s. ISBN 80-227-0972-7.
12. MEDVEĎ, M., SKORŠEPA, M.: *Úvod do teórie chemickej väzby*. Banská Bystrica : FPV UMB, 2006. 139 s. ISBN 80-8083-331.
13. NAGYOVÁ, I., MELICHOVÁ, Z., KMEŤOVÁ, J.: *Laboratórna technika*. Banská Bystrica : FPV UMB, 2001. 151 s. ISBN 80-8055-480-3.
14. PROKŠA, M. et al.: *Technika a didaktika školských pokusov z chémie*. Bratislava : UK, 1998. 200 s. ISBN 80-223-1258-4.
15. SEABORG, G. T. et al.: *Teachers Guide for Chemistry an Experimental Science*. San Francisco and London, 1973. Ruský preklad. 427 s.
16. SILNÝ, P., BRESTENSKÁ, B.: *Prehľad chémie 1, všeobecná chémia s riešenými otázkami a úlohami*. Bratislava : SPN, 1996. 243 s. ISBN 80-08-00376-6.
17. SILNÝ, P., BRESTENSKÁ, B., PICHANIČOVÁ, I.: *Úlohy a modely usmerňovania riešenia úloh zo všeobecnej chémie*. Bratislava : EXPOL PEDAGOGIKA, 1999. 171 s. ISBN 80-967957-7-5.
18. SILNÝ, P., KMEŤOVÁ, J.: *Otázky a úlohy z chémie pre 9. ročník základných škôl*. Bratislava : Feminia, 2005. 86 s. ISBN 80-969438-0-4.
19. SILNÝ, P., PROKŠA, M.: *Chemické reakcie a ich zákonitosti*. Bratislava : SPN, 2006. 183 s. ISBN 80-10-00765-X.
20. ŠRÁMEK, V.: *Chemie obecná a anorganická*. Olomouc : Olomouc, 2000. 262 s. ISBN 80-7182-099-7.
21. VACÍK, J.: *Přehled středoškolské chemie*. Praha : SPN, 1999. 365 s. ISBN 80-7235-108-7.
22. VACÍK, J. et al.: *Chémia pre 1. ročník gymnázia*. Bratislava : SPN, 1992. 194 s. ISBN 80-08-02091-1.
23. WERNER, E. et al.: *Elemente chemie I. Český preklad*. Praha : SPN, 1996. 165 s. ISBN 80-7183-043-7.
24. ZIKMUND, M.: *Ako tvoriť názvy v anorganickej chémii*. Bratislava : SPN, 1995. 236 s. ISBN 80-08-01600-0.
25. ŽÚRKOVÁ, Ľ., BRESTENSKÁ, B., VYDROVÁ, M.: *Zloženie a štruktúra anorganických látok*. Bratislava : SPN, 2002. 127 s. ISBN 80-08-02456-9.

Register

A

aerosól, 17
akceptor, 88
aktivovaný komplex, 116
akumulátory, 164
  – olovené, 164
aluminotermia, 156
anión, 50, 88, 161
anóda, 161
antičastica, 42
Arrhenius A. S., 138
atóm, 41
  – centrálny, 76
autoprotolýza vody, 145

B

biokatalyzátory, 122
bod ekvivalencie, 201
Becquerel H., 44
Bohr N., 40
Born M., 47
Boyle R., 54
Brand H., 54
Braun K. F., 130
de Broglie L., 47
Brönsted J. N., 139

C

Curie I., 45
Curie Sklodowska M., 44

Č

čísla nábojové, 67
číslo
  – Avogadrovo, 24
  – koordinačné centralného atómu, 77
  – neutrónove, 41
  – nukleónové (hmotnostné), 41
  – oxidačné, 66, 153
    – kladné, 66
    – záporne, 66
  – protónové (atómové), 41

D

Dalton J., 40
Daniellov článok, 163
Demokritos, 40
destilácia, 20
dipól elektrický, 85
dipóly
  – dočasné, 91
  – trvalé, 91
disociácia, 142
doba polpremeny, 44
donor, 88
Dobereiner J. W., 54
dualistický charakter elektrónu, 47

E

efektívne zrážky častíc, 115
elektrická vodivosť, 90
elektrochemický rad napätia kovov, 157
elektrolýza, 161
elektrón, 40
  – nespárený, 81
elektróny
  – valenčné, 50
  – väzbové, 84
elektronegativita, 60
elektrónová afinita, 51
elektrónová konfigurácia atómu, 49
valenčnej vrstvy, 56
elektrónová vrstva, 50
elektrónový obal atómu, 46
elektrónový pár
  – nevä zbový (voľný), 82
  – väzbový, 85
emulzia, 17
energia
  – aktivačná, 115
  – disociačná, 79
  – ionizačná, 51
  – kinetická, 115
  – väzbová, 79
entalpia, 106
enzýmy, 122

F

Faraday M., 51
filtrácia, 22
fotón, 42
funkčná oblasť indikátora, 199

G

galvanické pokovovanie, 162
galvanický článok, 163
Gell-Mann M., 42
gluóny, 42
Guldberg C. M., 119

H

halogenidy, 70
Heisenberg W., 47
Hess G. H., 110
heterogénne sústavy, 130
hmotnosť atómu, 41
hmotnostný zlomok, 32
hodnota pH. 146
hydratácia iónov, 111
hydridy, 71
hydrogensoli, 75
hydrolýza solí, 146
hydroxidy, 70

CH

Chadwick J., 40
de Chancourtois A. B., 54
le Chatelier H., 130
chemická kinetika, 115
chemické názvoslovie (nomenklatúra), 64
chemické prvky, 14, 64
chemické vzorce, 65
– elektrónový štruktúrny, 66
– funkčný (konštitučný racionálny), 66
– geometrický, 66
– molekulový (sumárny), 65
– stechiometrický (empirický), 65
– štruktúrny (konštitučný), 66
chemicky čisté látky, 14, 64
chromatografia, 185

I

indikátory, 139, 199
– acidobazické, 199
– zmesné, 199
ión, 50
ionizácia, 51, 142
iónový súčin vody, 145
izotopy, 43

J

jadro atómu, 41
jadrová fyzika, 42
Joliot-Curie F., 45

K

katalýza, 122
– heterogénna, 122
– homogénna, 122
katalyzátory, 121
– negatívne (inhibítory), 121
– pozitívne, 121
kation, 51, 89, 161
katóda, 161
koncentrácia látkového množstva, 32, 34
konjugované páry, 140
konštanta
– atómová hmotnostná, 23
– Avogadrova, 24
– rovnovažna, 127
konštanty
– disociačné kyselín, 142
– rýchlostné, 128
korózia, 165
kovy, 59, 94
– neusľachtilé, 157
– usľachtilé, 157
krivky rozpustnosti, 31
kryštalizácia, 21
kryštalohydráty, 76
kryštálová mriežka, 90, 92
kryštálová štruktúra, 92
kryštály, 92
– atómové (kovalentné), 93
– iónové, 93
– kovové, 90
– molekulové, 93
– vrstevnaté, 94
kujnosť, 90
kvarky, 42
kyseliny, 138
– bezkyslíkaté, 71
– konjugované, 140
– kyslíkaté, 72
– silné, 142
– slabé, 142
– stredne silné, 143
kyslosť, 142

L

laboratórne pomôcky, 178
laboratórny protokol, 177
látkové množstvo, 24
látky, 14
– amfotérne (amfolyty), 142
– amorfné, 94
– kryštalické, 95
– nepolárne, 93
Laplace P. S., 110
Lavoisier A. L., 54, 110
leptón, 42
Leukippós, 40
ligandy, 76

M

medzijadrová vzdialenosť, 79
Mendelejev D. I., 54
Meyer J. L., 54
mol, 24
molárna hmotnosť látky, 25
molekuly, 79
– nepolárne, 87
– polárne, 90
– zrážka, 116

N

náboj
– čiastkový (parciálny), 85
– kladný, 85
– záporny, 85
– formálny, 66
nekovy, 59
neutralizácia, 138
neutrón, 40
normálny molárny objem, 25
nukleóny, 41
nuklidy, 42

O

oddeľovacie (separačné) metódy, 17
Odling W., 54
oktetové pravidlo, 84
orbitál (atómový orbitál), 47
– typy orbitálov, 47
– valenčné, 50
oxidácia, 153
oxidovadlo, 154
oxidy, 69
oxokyseliny, 72

P

parciálny tlak, 130
pena, 17
periodická sústava prvkov, 54
periodická tabuľka prvkov, 55
periódy, 55
pH-metre, 199
pH roztoky, 199
podvojná zámena (konverzia), 97
polokovy, 59
polomery
– atómové, 59
– iónové, 60
– kovalentné, 60
– kovové, 60
– stredné , 60
polreakcie, 154
posúvanie chemickej rovnováhy, 131
prekryv, 79
princíp
– akcie a reakcie, 130
– pohyblivej rovnováhy, 130
produkty, 97
protón, 40
prvky
– kovové, 90
– nekovové, 90
prvok, 42

R

rádioaktivita
– prírodná, 44
– umelá, 45
rádionuklidy
– prírodné, 44
– umelé, 45
reakcie
– acidobázické, 140
– čiastkové, 110
– endotermické, 106
– exotermické, 105
– chemické, 98
– jadrové, 45
– katalyzované, 122
– komplexotvorné, 98, 172

– protolytické, 98, 141, 149
– redoxné, 153
– rozkladné (analytické), 97
– skladné (syntetické, syntézy), 97
– substitučné (vytesňovacie), 917
– štiepne, 45
– termonukleárne (termojadrové), 45
– zrážacie, 98, 168
reakčné teplo, 106
reakčný mechanizmus, 123
reaktanty, 97
redoxné vlastnosti látok, 156
redukcia, 153
redukovadlo, 154
Reina Newlands J. A., 54
relatívna atómová hmotnosť, 23
relatívna molekulová hmotnosť, 23
rovnice
– chemických reakcií, 98
– termochemické, 109
– zmiešavacia, 36
rovnováha, 127
– dynamická, 125
– chemická, 125
– v redoxných reakciách, 159
rovnovážna koncentrácia, 125
rovnovážny stav, 125
rozpustnosť
– látky, 30
– v polárnych rozpúšťadlách, 89
rozpúšťadlo, 29
– nepolárne, 87
– polárne, 87
rozpúšťanie, 111
roztok, 30
– nasýtený, 30, 125
– nenasýtený, 30
– odmerný, 139
– vodný, 29
roztoky, 30
– koloidné, 30
– kvapalné, 30
– kyslé, 146
– neutrálne, 146
– plynné, 30
– pravé, 30
– príprava, 186
– tuhé, 30
– zásadité, 146
– zmiešavanie, 36
Rutherford E., 40
R-vety, 176
rýchlostná rovnica reakcie, 120
rýchlosť chemických reakcií, 117

S

sedimentácia (usadzovanie), 21
schémy chemických reakcií, 98
Schrödinger E., 47
sily
– elektrostatické, 88
– medzimolekulové, 91
– van der Waalsove, 90
skupenský stav látok, 91
skupiny, 55
– hlavné, 56
– vedľajšie, 56
smerový charakter, 81, 88
soli, 139
– podvojné, 76
– zmiešané, 76
stechiometrický koeficient, 98
súčin rozpustnosti, 168
sulfidy, 71
súmernosť, 92
suspenzia, 16
S-vety, 176

T

teória
– atómová, 40
– kyselín a zásad
– Arrheniova, 138
– Brönstedova, 140
tepelná vodivosť, 90
tepelný efekt, 111
teplota topenia, 58
termochémia, 105
Thomson J. J., 40
transurány, 45
tvrdosť, 89
ťažnosť, 90

U

uzavretá sústava, 125

V

valenčná vrstva, 50
väzba
– donorovo-akceptorová (koordinačná), 88
– chemická, 79
– iónová, 88
– kovalentná, 81
– delokalizovaná, 95
– dvojitá, 83
– jednoduchá, 81
– nepolárna, 86
– polárna, 86
– trojitá, 83
– kovová, 90
– násobná, 83
– vodíková, 79, 90
– π, 84
– σ, 81
väzbová dĺžka, 79
väzbovosť, 84
vlnový charakter, 47
výpočet
– hmotnosti látok, 102
– látkového množstva, 101
výpočty z chemických rovníc, 100
vzduchové filtre, 18

W

van der Waals J. D., 91
Waage P., 119

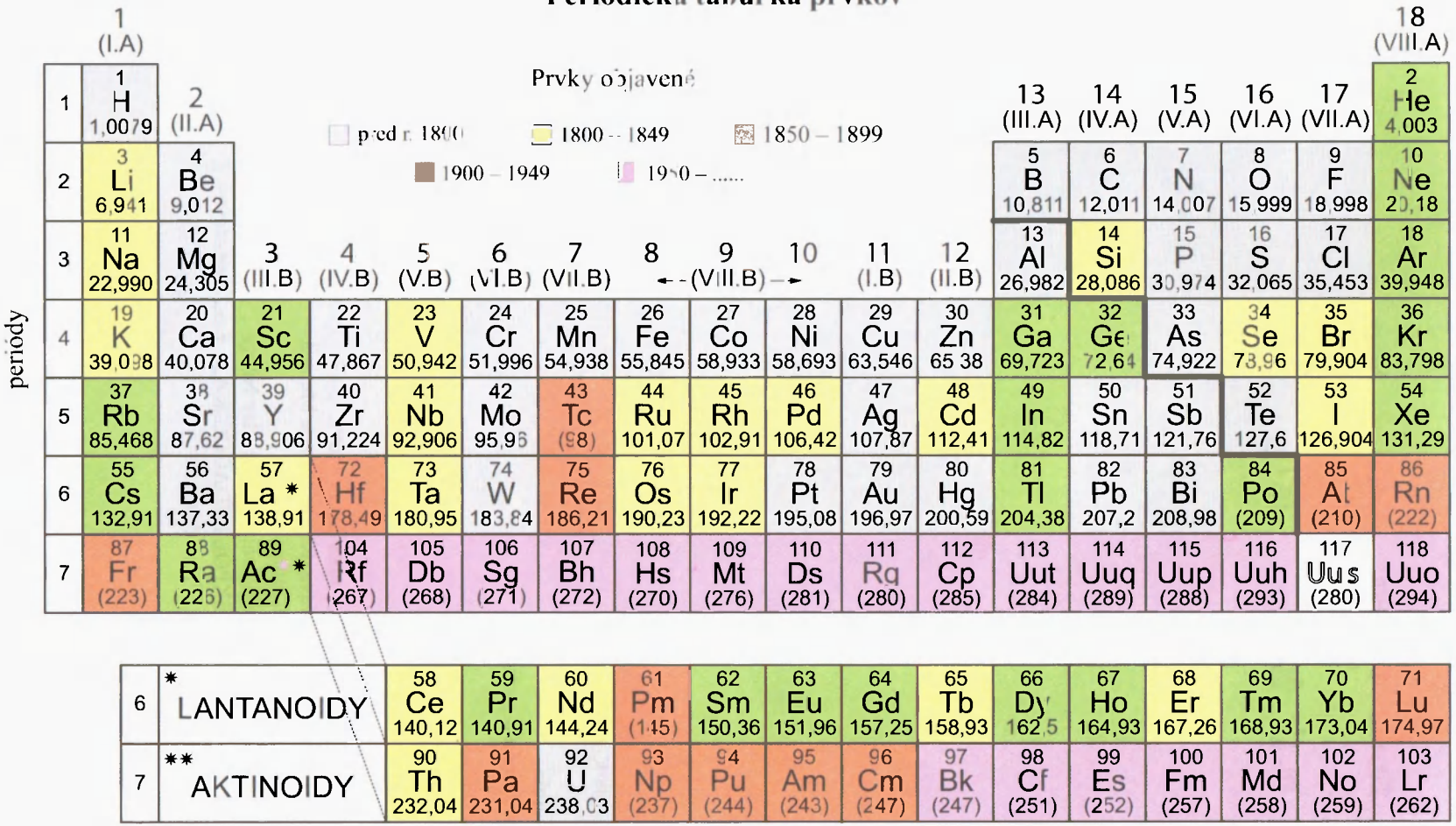
Z

zahustenie, 36
základná bunka, 92
zákon
– zachovania hmotnosti, 97
– termochemický
– druhý, 110
– prvý, 109
– Guldbergov–Waageho (chemickej rovnováhy), 127
– Guldbergov–Waageho (o účinku hmotnosti), 119
– Hessov, 110
– periodický, 54
zápis rovníc chemických reakcií, 100
– skrátený iónový, 99
– stavový, 99
– stechiometrický, 99
– úplný iónový, 99
zásaditosť, 142
zásady
– konjugované, 140
– silných kyselín, 144
– slabých kyselín, 144
– protolytické, 140
zliatiny, 30, 90
zlúčeniny
– anorganické, 64
– chemické, 14, 64
– iónové, 89
– koordinačné (komplexné), 172
– kovalentné, 71
zmena
– entalpie, 107
– koncentrácie látok, 130
– teploty a tlaku, 130
zmesi, 15
– kvapalné, 16
– plynné, 16
– rovnorodé (homogénne), 16
– rôznorodé (heterogénne), 16
– tuhé, 16
zriedenie, 36
Zweig G., 42

Ž

žiarenie, 44
– α, 44
– β, 44
– γ, 44

Periodická tabuľka prvkov



Periodická tabuľka prvkov

Publikácia bola hradená z finančných prostriedkov
Ministerstva školstva Slovenskej republiky

ISBN 978-80-8091-174-4

skl. č. 931 147