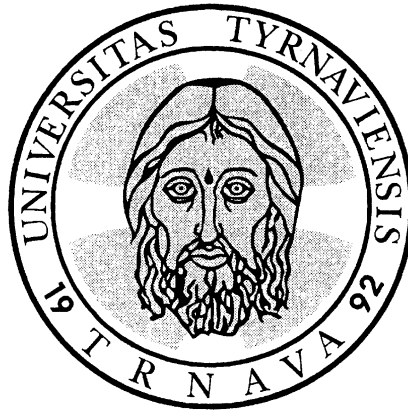


**Trnavská univerzita v Trnave
Pedagogická fakulta**



Mária Linkešová, Ivona Paveleková

**ZÁKLADY CHÉMIE
PRE UČITEĽOV BIOLÓGIE**

Táto publikácia vznikla v rámci riešenia a s podporou grantu MŠVaV SR KEGA 004TTU-4/2013 *Tvorba vzdelávacích materiálov pre pregraduálne a celoživotné vzdelávanie učiteľov chémie a pre riešiteľov úloh Chemickej olympiády.*

© doc. Ing. Mária Linkešová, PhD., Ing. Ivona Paveleková, CSc., 2014

Recenzenti: doc. Ing. Ján Reguli, CSc.

PaedDr. Mária Orolínová, PhD.

Text neprešiel jazykovou úpravou.

Za odbornú stránku týchto vysokoškolských skript zodpovedajú autorky.

Schválené Vedeckou radou Pedagogickej fakulty Trnavskej univerzity v Trnave dňa 24. 10. 2013 ako vysokoškolské skriptá.

ISBN 978-80-8082-795-3

EAN 9788080827953

PREDHOVOR

Študijný text *Základy chémie pre učiteľov biológie* je určený pre poslucháčov učiteľských študijných smerov študijného programu Učiteľstvo akademických predmetov s aprobačným predmetom Biológia, ktorí majú tento aprobačný predmet kombinovaný s inými predmetmi okrem chémie. Mal by slúžiť ako pomôcka nielen pre budúcich učiteľov biológie, ale môže byť vhodnou pomôckou aj pre učiteľov chémie v pedagogickej praxi, ktorí majú záujem prehĺbiť si svoj vedomosti z chémie. Študijný text môžu okrem toho využiť aj učitelia chémie na gymnáziách v krúžkoch chemickej olympiády pri príprave žiakov na riešenie súťažných úloh.

Biológia, rovnako ako chémia, sú prírodné vedy vychádzajúce z tých istých zákonov prírody. Všetky biologické pochody v živých organizmoch sú dôsledkom chemických, prípadne fyzikálno-chemických procesov, ktoré v nich prebiehajú, preto pre lepšie pochopenie biologických zmien v procese vývoja živej prírody je potrebné mať znalosti aspoň o základných zákonitostiach chemických dejov. V neposlednom rade sú užitočné vedomosti z chémie aj pre tých, ktorí sa zaujímajú o neživú prírodu – mineralógiu, geológiu, ale i paleontológiu.

Pri výbere obsahu študijného textu sme si kládli za cieľ poskytnutie základných poznatkov, prípadne rozšírenie a prehĺbenie vedomostí z chémie nadobudnutých predchádzajúcim štúdiom. Vzhľadom na to, že sumár chemických poznatkov je obrovský, nepokladali sme za potrebné do obsahu zahrnúť všetky kľúčové kapitoly chémie, nakoľko toto sa dá zvládnuť iba pri samostatnom štúdiu predmetu chémia. Snažili sme sa o to, aby si čitatelia sa zorientovali v odbore do tej miery, aby z informácií o zložení látok a o chemických procesoch dokázali vyvodiť správne závery o látkových premenách v živej aj neživej prírode. Kapitoly, ktoré sme do obsahu zaradili, sa venujú základným poznatkom zo všeobecnej chémie, anorganickej chémie, organickej chémie a chémie prírodných látok. Keďže prírodné vedy sú vedami experimentálnymi, zaradili sme do obsahu aj niekoľko jednoduchých laboratórnych cvičení, počas realizácie ktorých spoznajú študenti základné laboratórne techniky a operácie a nadobudnú tak praktické zručnosti a návyky nielen pre prácu v chemickom laboratóriu, ale budú pre nich využiteľné aj pri experimentoch s biologickým materiálom, prípadne pri poznávaní vlastností materiálov pochádzajúcich z neživej prírody.

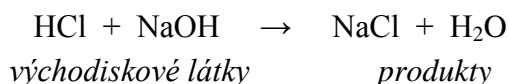
Autorky

1 ZÁKLADY VŠEOBECNEJ A ANORGANICKEJ CHÉMIE

1.1 CHÉMIA AKO PRÍRODNÁ VEDA

Chémia je prírodná veda, ktorá študuje štruktúru atómov, molekúl a látok z nich utvorených, sleduje ich vlastnosti a správanie sa pri chemických reakciách.

Chemická reakcia je dej, pri ktorom zanikajú východiskové látky (rušia sa chemické väzby v molekulách východiskových látok) a vznikajú nové látky – produkty reakcie (vznikajú nové chemické väzby a nové molekuly produktov reakcie).



V zásade môžeme rozdeliť chémiu na dve veľké základné disciplíny – anorganickú chémiu a organickú chémiu. *Anorganická chémia* sa zaoberá štúdiom látok zložených prakticky zo všetkých prvkov nachádzajúcich sa v prírode (patrí sem niekoľko stotisíc zlúčenín) s výnimkou väčšiny zlúčenín uhlíka. *Organická chémia* sa zaoberá štúdiom prevažnej väčšiny zlúčenín uhlíka (viac ako 25 miliónov zlúčenín).

Okrem tohto základného delenia sa počas vývoja chémie ako vednej disciplíny z nej vyčlenili ďalšie interdisciplinárne odbory a aplikované disciplíny, ako napr. analytická chémia, fyzikálna chémia, chemická fyzika, biochémia, molekulová biológia, makromolekulová chémia, chemická technológia, chemické inžinierstvo, geochémia, agrochémia atď.

Okrem teoretických disciplín, ktoré sa zaoberajú chémiou ako vedou, uplatňujú sa teoretické chemické poznatky aj v chemickej výrobe, bez produktov ktorej si už dnes nevieme predstaviť život.

1.2 LÁTKA

Látky možno klasifikovať podľa viacerých kritérií. Napr. podľa skupenstva delíme látky na:

- *tuhé* (solidus – s),
- *kvapalné* (liquidus – l),
- *plynné* (gaseus – g).

Pri vysokých teplotách (nad 10^6 °C) alebo v silnom elektrickom poli môže existovať ešte jedno skupenstvo – *plazma*, v ktorej môžu vedľa seba nezávisle existovať atómové jadrá a elektróny, pričom celá sústava je navonok elektroneutrálna.

Podľa inej klasifikácie delíme látky na:

- *prírodné* (nachádzajú sa v prírode – minerály, rudy, rastlinné a živočíšne produkty),
- *syntetické* (vyrábajú sa v chemickom priemysle alebo vo výskumných laboratóriách).

Všetky látky nachádzajúce sa v určitom priestore ohraničenom skutočným alebo mysleným rozhraním označujeme ako *sústavu*.

Sústava môže byť:

- *homogénna (rovnorodá)* – látka má v celej sústave rovnaké alebo plynulo sa meniace vlastnosti, napr. čistá voda, roztok NaCl a pod.,
- *heterogénna (rôznorodá)* – sústava nemá vo všetkých miestach rovnaké vlastnosti, napr. železo vo vode – železo a voda sú navzájom oddelené hraničnou plochou, na ktorej sa výrazne menia vlastnosti látok.

Homogénna časť heterogénnej sústavy sa nazýva *fáza*. Hraničná plocha oddeľujúca jednotlivé fázy sa nazýva *fázové rozhranie*.

Ak je v sústave iba jedna látka (voda, NaCl, O₂), t. j. všetky častice – atómy, molekuly alebo ióny sú rovnaké, hovoríme o *chemicky čistej látke* alebo o *chemickom indivíduu*.

Ak je v sústave viacero rôznych látok (voda + NaCl), t. j. rozdielne atómy, molekuly alebo ióny, sústava sa nazýva *zmes*. Zmes môže byť *homogénna* (soľ rozpustená vo vode), *heterogénna* (piesok vo vode) a *koloidná* (vaječný bielok vo vode). Toto delenie je podmienené veľkosťou rozptýlených častíc.

zmes	homogénna	koloidná	heterogénna
veľkosť rozptýlených častíc	menej ako 10^{-9} m	10^{-7} až 10^{-9} m	viac ako 10^{-7} m

1.3 ZÁKLADNÉ CHARAKTERISTIKY LÁTOK

Z chemického hľadiska za najmenšiu časticu látky považujeme *atóm*, ktorý charakterizuje:

- *atómové (protónové) číslo Z* – udáva počet protónov v jadre atómu a súčasne udáva poradové číslo prvku v periodickej sústave prvkov; píše sa vľavo dolu pred značku prvku (${}_Z\text{X}$, napr. ${}_8\text{O}$),
- *nukleónové (hmotnostné) číslo A* – udáva počet nukleónov (protónov a neutrónov) v jadre, a tým aj relatívnu hmotnosť atómu, zapisuje sa vľavo hore (${}^A\text{X}$, napr. ${}^{16}\text{O}$).

Spojením dvoch alebo viacerých atómov (rovnakých alebo rôznych) chemickou väzbou vzniká *molekula*. Väčšina látok je tvorená molekulami.

Chemicky čisté látky (chemické indivíduá) môžeme rozdeliť do dvoch veľkých skupín:

- *prvky* – látky zložené iba z jedného druhu atómov, t. j. z atómov s rovnakým atómovým číslom (napr. železo – Fe, kyslík – O_2 , diamant – C, síra – S_8),
- *zlúčeniny* – látky tvorené rovnakými molekulami, ktoré vznikli zlúčením atómov rôznych prvkov (voda – H_2O , oxid uhličitý – CO_2 , glukóza – $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

Látka, ktorá je zložená z atómov s rovnakým atómovým a nukleónovým číslom, sa nazýva *nuklid* (napr. súbor atómov ${}^{16}_8\text{O}$). Nuklidy s rovnakým atómovým, ale rôznym nukleónovým číslom sú *izotopy* toho istého prvku (${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$).

Významnou charakteristikou látok je hmotnosť atómov a molekúl, z ktorých sa látky skladajú. Hmotnosť týchto častíc je však veľmi malá (rádovo 10^{-25} až 10^{-27} kg) a práca s takýmito hodnotami by bola veľmi nepraktická, preto sa zaviedlo vyjadrovanie hmotnosti týchto častíc pomocou tzv. *atómovej hmotnostnej jednotky u*. Táto jednotka je definovaná ako 1/12 hmotnosti nuklidu uhlíka ${}^{12}\text{C}$:

$$\frac{m({}^{12}\text{C})}{12} = \frac{1,99267 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{12} = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1 u$$

Príklad:

Hmotnosť atómu nuklidu vodíka ${}^1\text{H}$ je $1,67355 \cdot 10^{-27}$ kg, vyjadrená pomocou atómovej hmotnostnej jednotky je:

$$m({}^1\text{H}) = \frac{1,67355 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 1,00782 u \quad (\text{bezrozmerné číslo})$$

Takéto vyjadrenie hmotnosti atómu sa nazýva *relatívna atómová hmotnosť* A_r . Udáva, koľkokrát je hmotnosť daného atómu X väčšia ako u :

$$A_r(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(u)}$$

Príklad:

Relatívna atómová hmotnosť vodíka: $A_r({}^1\text{H}) = \frac{1,67355 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 1,00782$

Podobne je definovaná aj *relatívna molekulová hmotnosť* M_r pre molekulu Y:

$$M_r(\text{Y}) = \frac{m(\text{Y})}{m(u)}$$

1.4 LÁTKOVÉ MNOŽSTVO

V chémii je často potrebné poznať počet častíc (atómov alebo molekúl) v nejakom súbore. Už sme povedali, že je veľmi ťažké pracovať s týmito časticami vzhľadom na ich veľkosť, resp. hmotnosť, pretože v určitom súbore ich bude obrovské množstvo, keďže sú veľmi malé. Na vyjadrenie množstva častíc v látke sa zaviedla veličina *látkové množstvo* n , ktorej jednotka je mól (značka: mol).

Jeden mól je také množstvo látky, v ktorom je rovnaký počet základných jednotiek (atómov, molekúl, iónov, elektrónov, ...), koľko je atómov v 12 g nuklidu uhlíka ^{12}C .

Počet častíc v 12 g nuklidu uhlíka je známy, je to $6,022 \cdot 10^{23}$ atómov. Toto číslo sa nazýva *Avogadrova konštanta* N_A (t. j. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$). Na základe tohto poznatku môžeme látkové množstvo látky B vyjadriť ako podiel celkového počtu častíc látky B v súbore, t. j. $N(\text{B})$ a Avogadrovej konštanty N_A :

$$n(\text{B}) = \frac{N(\text{B})}{N_A}$$

Súčin skutočnej hmotnosti jednej častice látky B $m(\text{B})$ a Avogadrovej konštanty je hmotnosť jedného mólu látky B, ktorú označujeme $M(\text{B})$:

$$M(\text{B}) = m(\text{B}) \cdot N_A$$

Veličina $M(\text{B})$ sa nazýva *molárna hmotnosť*. *Molárna hmotnosť* $M(\text{B})$ je hmotnosť jedného mólu látky B. Jej jednotkou je g mol^{-1} , resp. kg mol^{-1} a medzi látkovým množstvom, molárnou hmotnosťou a celkovou hmotnosťou látky je vzťah:

$$M(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{n(\text{B})}$$

Molárna hmotnosť je pre každú látku (prvok, zlúčeninu, ...) charakteristická veličina, ktorej hodnotu môžeme nájsť pre mnohé látky v chemických tabuľkách.

Hmotnosť vieme v praxi odmerať pomocou váh (odvážiť), dĺžku vieme odmerať pomocou metra, ale látkové množstvo nevieme zistiť pomocou žiadneho meracieho zariadenia alebo prístroja. Dá sa to urobiť iba nepriamo, a to práve výpočtom pomocou predchádzajúceho vzťahu na základe známej hmotnosti látky a jej molárnej hmotnosti.

1.5 CHEMICKÉ VZORCE

Význam chemických vzorcov spočíva v tom, že určujú danú látku, vyjadrujú jej časticové zloženie, pomerné zastúpenie častíc v molekule a umožňujú vypočítať látkové množstvo n a hmotnosť m látky. Rozlišujeme viacero druhov chemických vzorcov, podľa toho, čo opisujú.

Stechiometrické vzorce (empirické) – vyjadrujú základné zloženie zlúčeniny z prvkov, preto sa označujú aj ako sumárne vzorce. Ak sa zloženie určilo experimentálne, tieto vzorce sa nazývajú empirické.

Molekulové vzorce (sumárne, súhrnné) – vyjadrujú zloženie molekúl látky, t. j. presný počet atómov v molekule. Buď sú totožné so stechiometrickými vzorcami alebo sú ich násobkami:

<i>stechiometrický vzorec</i>	<i>molekulový vzorec</i>
HO	H ₂ O ₂
NO ₂	N ₂ O ₄
P ₂ O ₅	P ₄ O ₁₀

Funkčné vzorce (racionálne) – líšia sa od stechiometrických tým, že vyjadrujú aj charakteristické atómové zoskupenia, tzv. funkčné skupiny, ktoré sa pre väčšiu prehľadnosť môžu uvádzať aj v zátvorkách:

<i>stechiometrický vzorec</i>	<i>funkčný vzorec</i>
H ₂ NO	NH ₄ NO ₂ dusitan amónny
CaH ₂ O ₂	Ca(OH) ₂ hydroxid vápenatý

Ak sú v zlúčenine prítomné aj molekuly kryštálovej vody, ich počet sa uvádza za vzorcom zlúčeniny oddelený bodkou:

CuSO ₄ ·5H ₂ O	<i>pentahydrát síranu meďnatého</i>
CaSO ₄ ·2H ₂ O	<i>dihydrát síranu vápenatého</i>

Štruktúrne vzorce (konštitučné) – udávajú poradie (štruktúru) atómov v molekule.



Štruktúrne elektrónové vzorce – sú to štruktúrne vzorce, ktoré ukazujú aj usporiadanie valenčných elektrónov a väzieb medzi jednotlivými atómami.



Geometrické (konfiguračné) vzorce – znázorňujú priestorové usporiadanie atómov v molekule alebo v ióne.



1.6 NÁZVOSLOVIE ANORGANICKÝCH ZLÚČENÍN

Chemické názvoslovie je nevyhnutné pre štúdium chémie na jednotné dorozumenie sa chemikov medzi sebou.

Označovanie chemických prvkov symbolmi zaviedol začiatkom 19. storočia švédsky chemik J. J. Berzelius. Značky prvkov sú utvorené veľkým začiatočným písmenom ich latinského názvu a väčšinou sa pridáva aj ďalšie malé písmeno z názvu (O: oxygenium – kyslík, Fe: ferrum – železo). Počet atómov prvku vo viacatómovej molekule sa označuje indexom vpravo dolu (O_2 , P_4 , S_8).

Chemické zlúčeniny sa označujú *vzorcami* a príslušnými *názvami*. Pre odvodenie správneho slovenského názvu anorganickej zlúčeniny je potrebné správne určiť tzv. *oxidačné číslo atómu prvku*. Oxidačné číslo atómu prvku je náboj, ktorý by mal atóm prvku, ak by sa polárna kovalentná väzba, ktorou je viazaný s atómom iného prvku, roztrhla tak, aby väzbový elektrónový pár prešiel na stranu elektronegatívnejšieho atómu.

Oxidačné číslo sa označuje rímskou číslicou, zapisuje sa ako horný index vpravo za značku prvku, pričom záporná hodnota sa označuje znamienkom umiestneným pred číslicou. Pre jeho určovanie platia nasledujúce pravidlá:

1. Nezlúčený atóm alebo atóm v molekule zloženej z rovnakých atómov má oxidačné číslo rovné nule:



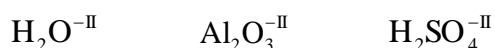
2. Oxidačné číslo jednoatómového iónu je zhodné s jeho nábojom:



3. Vzájomná väzba dvoch rovnakých navzájom viazaných atómov neprispieva k zmene oxidačného čísla:



4. Atóm kyslíka má v zlúčeninách vždy oxidačné číslo $-II$ (okrem fluoridu kyslíka $O^{II}F_2^{-I}$):



5. Atóm vodíka má v zlúčeninách oxidačné číslo $+I$, okrem hydridov kovov:



6. Súčet oxidačných čísel v molekule je rovný nule:

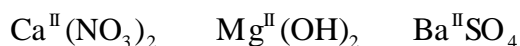


7. Viazanie liganda na centrálny atóm v koordinačnej zlúčenine koordinačnou väzbou nespôsobuje zmenu oxidačného čísla ani centrálnemu atómu, ani liganda.

8. Prvky 1. skupiny periodickej sústavy prvkov (alkalické kovy) majú vždy oxidačné číslo $+I$:



9. Prvky 2. skupiny periodickej sústavy prvkov majú vždy oxidačné číslo $+II$:



Pre väčšinu prvkov možno vysloviť pravidlo, že maximálne kladné oxidačné číslo, ktoré môže prvok dosiahnuť v zlúčenine, sa rovná počtu elektrónov na valenčnej vrstve jeho atómu. Je teda je totožné s číslom skupiny periodickej tabuľky, v ktorej sa daný prvok nachádza (pre prvky z 1. až 8. skupiny), resp. s číslom skupiny zmenšeným o 10 (pre prvky z 11. až 17. skupiny). Napr. mangán, ktorý sa nachádza v 7. skupine, má najčastejšie oxidačné čísla II, IV a maximálne VII.

Maximálne záporné oxidačné číslo, ktoré môžu nadobudnúť prvky v zlúčenine, sa rovná rozdielu počtu valenčných elektrónov daného prvku mínus osem (teda číslo skupiny v tabuľke, resp. číslo skupiny zmenšené o 10). Napr. halogény majú maximálne záporné oxidačné číslo $-I$, lebo sú v 17. skupine a $(17 - 10) - 8 = -1$, podobne síra alebo kyslík majú maximálne záporné oxidačné číslo $-II$, lebo sú v 16. skupine. Toto pravidlo neplatí absolútne a existujú z neho výnimky.

V slovenskom názvosloví sa používajú na označovanie oxidačných čísel valenčné prípony:

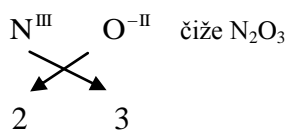
oxidačné číslo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
názvoslovná koncovka	-ný	-natý	-itý	-ičitý	-ečný -ičný	-ový	-istý	-ičelý

Názov väčšiny anorganických zlúčenín je dvojslovný a je tvorený podstatným menom a prídavným menom. Podstatné meno je odvodené od názvu a zloženia záporne nabitej (úplne alebo čiastočne) časti molekuly, ktorá sa vo vzorci nachádza na pravej strane, prídavné meno je utvorené od názvu kladne nabitej (úplne alebo čiastočne) časti molekuly, ktorá sa vo vzorci nachádza na ľavej strane.

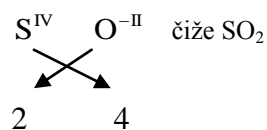
Pre dvojprvkové (binárne) zlúčeniny má podstatné meno (utvorené z názvu prvku s vyššou elektronegativitou) koncovku *-id*, napr. oxid, halogenid, hydroxid. Prídavné meno (utvorené z názvu prvku s nižšou elektronegativitou) má valenčnú príponu podľa oxidačného čísla, napr. sod-ný, vápe-natý (prípona *-ík*, ktorú majú niektoré slovenské názvy prvkov, sa odťaha). V slovenskom názvosloví anorganických zlúčenín sa dodržiava poradie: podstatné meno a za ním prídavné meno, napr. chlorid sodný.

Príklad:

oxid dusitý:



oxid siričitý:



1.7 STAVBA ATÓMU

Už v 5. storočí pred našim letopočtom grécki filozofi Leukippos a Demokritos vyslovili predstavu, že látky sa skladajú z maličkých, nezničiteľných a nedeliteľných častí – *atómov* (atomos – gr. nedeliteľný). Túto dlho zabudnutú atómovú teóriu oživil na konci 18. storočia anglický vedec J. Dalton. Sústredil sa na zisťovanie zákonitostí, ktorými sa riadi zlučovanie prvkov. Výsledky svojich výskumov uverejnil začiatkom 19. storočia a hlavné myšlienky jeho učenia možno zhrnúť do troch postulátov:

- Všetky látky sa skladajú z veľmi malých nedeliteľných čiastočiek – atómov, ktoré sú navzájom viazané príťažlivými silami.
- Atómy toho istého prvku sú totožné v kvalite, veľkosti aj hmotnosti a odlišujú sa svojimi vlastnosťami od atómov iných prvkov.
- Pri chemickom zlučovaní dochádza k spojeniu určitého počtu atómov jedného prvku s určitým počtom atómov druhého prvku. Počas chemickej reakcie atómy nevznikajú, ani nezanikajú, iba sa preskupujú.

Predpoklad o nedeliteľnosti atómu, ako aj tvrdenie, že atómy jedného prvku majú všetky vlastnosti rovnaké, boli v neskorších výskumoch síce vyvrátené (viď izotopy – rôzna hmotnosť atómov rovnakého prvku), to však neznižuje veľký význam Daltonovej atómovej teórie.

Z Daltonovej teórie priamo vyplývajú dôležité, tzv. empirické zákony: zákon zachovania hmotnosti, zákon zachovania energie a zákon stálych zlučovacích pomerov.

Zákon zachovania hmotnosti hovorí, že *hmotnosť uzavretej sústavy je konštantná a nezávisí od zmien, ktoré v sústave prebiehajú.*

Zákon zachovania energie hovorí, že *energia izolovanej sústavy je konštantná a nezávisí od zmien, ktoré v sústave prebiehajú.*

Podľa zákona stálych zlučovacích pomerov je zloženie chemickej zlúčeniny vždy rovnaké a nezávisí od spôsobu jej prípravy.

1.7.1 ATÓMOVÉ JADRO

Na začiatku 19. storočia sa anglický vedec M. Faraday venoval výskumu elektrickej vodivosti roztokov solí, pri ktorom dospel k poznatku, že v roztoku solí sa nachádzajú elektricky nabité častice (nazval ich ióny), ktoré prenášajú elementárny náboj alebo jeho celé násobky. Z toho vyvodil záver, že elektricky neutrálne molekuly sa v roztoku samovoľne štiepia na iné častice, ako sú atómy, čo by mohlo naznačovať, že sa rozštiepili aj atómy. Pri výskumoch elektrickej vodivosti v zriedených plynch bol objavený nositeľ elementárneho záporného náboja – *elektrón*. Je to častica, ktorej hmotnosť je asi 2000-krát menšia ako hmotnosť atómu vodíka a jej náboj má hodnotu $1,602 \cdot 10^{-19}$ C. Objav rádioaktivity na konci 19. storočia potvrdil Faradayov predpoklad, že atómy obsahujú menšie častice.

Už bolo spomenuté, že jadrá atómov sa skladajú z protónov a neutrónov, ktoré nazývame spoločným názvom *nukleóny* (nukleus – lat. jadro), súčet protónov a neutrónov, teda nukleónov, v jadre udáva tzv. *nukleónové (hmotnostné) číslo A*.

Protón p (protos – gr. prvý) – je častica, ktorá sa svojou hmotnosťou približuje hmotnosti atómu vodíka a nesie jeden *elementárny kladný náboj*. Počet protónov v jadre udáva tzv. *protónové (atómové) číslo Z*.

Neutrón n (neuter – lat. ani jeden z dvoch) – je elektricky neutrálna častica, ktorá má približne rovnakú hmotnosť ako protón. Počet neutrónov v jadre udáva *neutrónové číslo N*, pričom platí:

$$A = Z + N$$

Látka, ktorá je zložená z atómov s rovnakým protónovým (atómovým) a nukleónovým číslom, sa nazýva *nuklid* (napr. súbor atómov $^{16}_8\text{O}$).

Nuklidy s rovnakým protónovým, ale rôznym nukleónovým číslom sú *izotopy* toho istého prvku (napr. $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$). Obsahujú rovnaký počet protónov, ale líšia sa v počte neutrónov v jadre, čo nemá vplyv na celkový náboj jadra (lebo neutróny sú elektroneutrálne), ale vplýva na celkovú hmotnosť jadra. Izotopy jedného prvku sa v periodickej tabuľke zaraďujú vždy na to isté miesto spoločne.

Experimentálne stanovená atómová hmotnosť prvku je vlastne vážený priemer hmotnosti všetkých izotopov, ktoré daný prvok môže tvoriť. Napr. prvok $_{17}\text{Cl}$ sa skladá zo 75,4 % izotopu ^{35}Cl a 24,6 % izotopu ^{37}Cl . Z toho sa môže vypočítať priemerná atómová hmotnosť chlóru:

$$A_r = \frac{75,4 \cdot 35}{100} + \frac{24,6 \cdot 37}{100} = 35,49$$

je hodnota veľmi blízka chemicky stanovenej relatívnej atómovej hmotnosti chlóru 35,45.

Vlastnosť, ktorou sa môžu jednotlivé izotopy výrazne odlišovať, je stabilita ich atómových jadier. Atómové jadrá niektorých nuklidov môžu podliehať samovoľnej premene (rozpor s Daltonovými postulátmi) a pritom sa uvoľňuje žiarenie. Táto vlastnosť sa nazýva *rádioaktivita* a toto žiarenie sa nazýva *rádioaktívne* alebo *jadrové* žiarenie. V prírode sa nachádza približne 50 *rádionuklidov* a ich rádioaktivita sa nazýva *prírodná* alebo *prírodná*. Objavili ju svojimi výskumami manželia P. a M. Curieovci spolu s H. Becquerelom. Neskôr bola objavená aj *umelá* rádioaktivita. Pri ožarovaní stabilného (nerádioaktívneho) nuklidu hliníka jadrami hélia vzniká nestabilný (rádioaktívny) nuklid fosforu – dochádza tu k premene atómového jadra, teda k jadrovej reakcii a vzniká umelý rádionuklid.

Prírodné rádionuklidy vyžarujú tri druhy žiarenia:

- žiarenie α – prúd rýchlo letiacich atómových jadier hélia,
- žiarenie β – prúd elektrónov letiacich rýchlosťou blízkou rýchlosti svetla,
- žiarenie γ – elektromagnetické vlnenie (je najpenikavejšou časťou jadrového žiarenia).

1.7.2 PLANÉTOVÝ MODEL ATÓMU

Začiatkom 20. storočia sa výskumu štruktúry atómu venoval anglický vedec E. Rutherford. Na zistenie štruktúry atómu použil experiment, pri ktorom nechal prechádzať tenkou kovovou fóliou žiarenie α (t. j. prúd kladne nabitých častíc), ktoré po prechode fóliou dopadali na fluoreskujúcu platňu. Pri týchto pozorovaniach zistil, že väčšina lúčov prechádza kovovou fóliou bez zmeny smeru, priamo. Malá časť lúčov (častíc) sa však zo svojho pôvodného smeru vychýlila a zmenila uhol svojej dráhy, niekedy viac ako o 90° . Z tejto

skutočnosti vedec vyvodil záver, že vychýlené častice sa museli dostať do veľkej blízkosti silného kladného náboja vo vnútri atómu, ktorý spôsobil ich odpudzovanie, a teda vychýlenie z pôvodnej dráhy. Súčasne usúdil, že kladný náboj v atóme musí byť sústredený vo veľmi malom priestore, pretože iba malý počet častíc (lúčov) sa vychyľoval z pôvodnej dráhy. Tento veľmi malý priestor, v ktorom sa koncentruje takmer celá hmotnosť atómu, nazval *atómové jadro* a predpokladal, že okolo neho obieha toľko elektrónov so záporným elementárnym nábojom, aby tento ich náboj kompenzoval silný kladný náboj jadra a atóm pôsobil navonok elektroneutrálne. Takáto predstava atómu (v strede kladne nabité jadro a okolo neho obal tvorený elektrónmi nabitými záporne) je analogická heliocentrickej sústave, a preto Rutherfordov model atómu dostal pomenovanie planétový.

1.7.3 BOHROV MODEL ATÓMU

Rutherfordov planétový model atómu bol založený na predpoklade, že elektróny obiehajú okolo jadra atómu v obale ako planéty okolo Slnka, pričom nie je celkom jasné, ako sa elektróny udržia na určitých dráhach a prečo nesplynú po čase s jadrom. Rutherford si to vysvetľoval tým, že príťažlivá sila jadra je vyvážená odstredivou silou elektrónov. Toto tvrdenie však odporuje niektorým fyzikálnym zákonom, podľa ktorých elektróny sú zdrojom elektromagnetického vlnenia, ktoré postupne vyžarujú, čím by sa mala znižovať ich energia, a preto by elektróny v dôsledku tejto energetickej straty disponovali stále menšou odstredivou silou a postupne by sa približovali k jadru, až by s ním splynuli.

Tieto nezrovnalosti riešil dánsky fyzik N. Bohr, ktorý navrhol nové zákony pre pohyb elektrónov v atóme. Bohrova teória predpokladá, že elektróny sa môžu okolo jadra atómu pohybovať iba po určitých dráhach (kružniciach s istým polomerom – tzv. orbitoch), pričom hodnota energie elektrónu na týchto dráhach je stála. Energia elektrónu sa môže meniť iba pri prechode z jednej dráhy na druhú. Energia elektrónu sa pri prechode z jednej dráhy na druhú nemení plynulo, ale v určitých dávkach, tzv. *kvantách*. Tento model atómu teda vystihuje základnú vlastnosť elektrónu, t. j. že môže v atóme existovať iba v určitom energetickom stave, ktorý zodpovedá určitej dráhe obehu okolo jadra.

1.7.4 KVANTOVOMECHANICKÝ MODEL ATÓMU

Prudkým vývojom fyziky v 20. storočí sa výrazne menili aj predstavy o štruktúre atómu. Ukázalo sa, že pre elektróny v atóme sa nedajú vypočítať ani odmerať ich presné dráhy ani rýchlosti. Teória tzv. *kvantovej mechaniky* umožňuje vypočítať iba *pravdepodobnosť výskytu elektrónu v určitej oblasti atómu*. Pravdepodobnosť výskytu elektrónu na určitom mieste určuje elektrónovú hustotu v danom mieste. Na rozličných miestach v okolí jadra je hodnota elektrónovej hustoty rôzna, t. j. od miesta k miestu sa mení – hovoríme, že má určité priestorové rozloženie (rozdelenie). Priestor, v ktorom sa elektrón vyskytuje s pravdepodobnosťou 99 %, sa nazýva *orbitál*.

Tieto pozorované zákonitosti správania sa elektrónu vyplývajú z jeho osobitých vlastností – elektrón sa správa nielen ako častica, ale aj ako žiarenie, má teda dualistický (dvojaký) charakter, a to vlnovo-korpuskulárny.

1.8 PERIODICKÁ SÚSTAVA PRVKOV

S rastúcim počtom novoobjavených prvkov narastala potreba ich systemizácie, triedenia. Napriek viacerým pokusom rôznych autorov definitívny úspech zaznamenal až D. I. Mendelejev, ktorý usporiadal prvky do radu podľa ich stúpajúcej relatívnej atómovej hmotnosti, ktorá nezávisí od ostatných vlastností prvku. Pri tomto usporiadaní zistil, že sa po určitých intervaloch – *periódach* v tomto rade nachádzajú prvky s podobnými vlastnosťami. Na základe týchto pozorovaní formuloval tzv. *periodický zákon*. Podľa tohto zákona *vlastnosti prvkov a ich zlúčenín sú periodickou funkciou ich relatívnych atómových hmotností*. Neskoršie, na základe objasnenia štruktúry atómu, bola táto formulácia upravená nasledovne: *Vlastnosti prvkov a ich zlúčenín sú periodickou funkciou ich atómových (protónových) čísel*.

Mendelejev pri ukladaní prvkov do tabuľky nechal v nej voľné miesta pre neobjavené prvky, ktoré v jeho dobe neboli ešte známe, ale ich existenciu Mendelejev tušil, resp. predpovedal na základe svojich meraní a výpočtov. Predpovedal nielen ich existenciu, ale aj ich vlastnosti. Ich neskorší objav potvrdil platnosť Mendelejevových tvrdení.

Periodický zákon je výsledkom zákonitostí, ktoré boli pozorované pri štúdiu stavby elektrónového obalu atómu. Preto môžeme povedať, že prvky s podobnými vlastnosťami majú aj podobnú konfiguráciu (stavbu) poslednej vrstvy elektrónov (najvyššie uloženej, najďalej od jadra).

Elektróny, ktoré sa nachádzajú v najvyšších vrstvách elektrónového obalu, do značnej miery určujú vlastnosti prvku (atómu), predovšetkým ich schopnosť zlučovať sa s inými prvkami (atómami), pretože sa podieľajú na vytváraní chemickej väzby. Tieto elektróny sa nazývajú *väzbové (valenčné)* a vrstva, v ktorej sa nachádzajú, sa nazýva *väzbovou (valenčnou)* vrstvou (valens – lat. silný, mocný).

Keď sledujeme stavbu elektrónového obalu jednotlivých prvkov zoradených v periodickej tabuľke, zistíme, že jednotlivé skupiny prvkov majú na valenčnej vrstve rovnakú konfiguráciu a počet valenčných elektrónov. Napr. skupina vzácnych plynov má na vonkajšej vrstve 8 elektrónov, skupina halogénov pred ňou má na vonkajšej hladine iba 7 elektrónov atď.

Periodický zákon patrí k najvýznamnejším prírodným zákonom a periodická tabuľka prvkov, vytvorená na jeho základe, je nenahraditeľnou chemickou pomôckou.

Štruktúra periodickej tabuľky prvkov

1. Prvky sú usporiadané v tabuľke podľa stúpajúceho protónového čísla do 7 vodorovných radov – *periód*. Poradové číslo periódy označuje počet vrstiev obsadených elektrónmi.

2. Prvky sú súčasne usporiadané tak, že tvoria 18 stĺpcov – skupín. U prvkov z 1. až 8. skupiny udáva číslo skupiny počet elektrónov na poslednej vrstve, u prvkov z 11. až 17. skupiny udáva počet elektrónov na poslednej vrstve číslo skupiny zmenšené o 10.

3. Aby tabuľka nebola príliš dlhá, sú z nej vyčlenené dva riadky prvkov nachádzajúcich sa v 6. a 7. perióde v 3 skupine, ktoré sa umiestňujú zvyčajne pod tabuľkou a nazývajú sa *lantanoidy* a *aktinoidy*.

4. Niektoré skupiny prvkov majú aj osobitné zaužívané názvy, napr. *alkalické kovy* (prvky 1. skupiny: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), *kovy alkalických zemin* (prvky 2. skupiny: Ca, Sr,

Ba, Ra), *chalkogény* (prvky 16. skupiny: O, S, Se, Te, Po), *halogény* (prvky 17. skupiny: F, Cl, Br, I, At), *vzácne plyny* (prvky 18. skupiny: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), prípadne podľa prvého prvku v skupine (prvky 11. skupiny: prvky skupiny medi).

Grafická podoba tabuľky prešla tiež vývojom. Dnes poznáme doslova stovky rôznych foriem periodickej tabuľky prvkov. Musíme si však uvedomiť, že tabuľka je iba grafickým vyjadrením periodického zákona, to znamená, že tabuliek môže byť veľa, ale zákon je len jeden.

1.9 CHEMICKÁ VÄZBA

Všade okolo nás sa nachádzajú milióny rôznych chemických zlúčenín, ale keď sa pozrieme do periodickej tabuľky, zistíme, že prvkov v nej je pomerne málo (niečo vyše sto). Ako je to možné? Táto početnosť látok vyplýva zo schopnosti prvkov *zlučovať sa* a vytvárať zložitejšie útvary – *molekuly*. Molekuly sa skladajú z atómov iba jedného prvku, alebo aj z atómov rôznych prvkov a tiež majú schopnosť navzájom sa spájať a vytvárať tak veľmi rôznorodé zoskupenia, a teda aj látky. Sily, ktorými sa atómy v molekulách držia pohromade, nazývame *chemické väzby*. Teda podmienkou vzniku molekuly je *vytvorenie chemickej väzby* a naopak – podmienkou zániku (rozpadu) molekuly je *zánik chemickej väzby*.

Ak chceme existujúcu chemickú väzbu rozrušiť (rozštiepiť), musíme systému energiu dodávať. Naopak, keď sa atómy navzájom spájajú, teda keď vzniká chemická väzba, určitá energia sa uvoľňuje. Energia, ktorá sa uvoľní pri vytvorení chemickej väzby (nazýva sa *asociačná*) je rovnako veľká, ako energia potrebná na rozštiepenie tejto väzby (*disociačná energia väzby* alebo aj *väzbová energia*). Podľa hodnoty väzbovej energie môžeme posudzovať pevnosť chemickej väzby. Čím je hodnota väzbovej energie vyššia, tým je chemická väzba pevnejšia (zlúčenina je stálejšia). Hodnota väzbovej energie je ovplyvňovaná aj svojím okolím, t. j. ďalšími väzbami, ktoré sú v jej tesnej blízkosti, a preto sú v tabuľkách udávané zvyčajne priemerné hodnoty väzbových energií.

1.9.1 KOVALENTNÁ VÄZBA

Nevyhnutným predpokladom vzniku molekuly je, aby sa príslušné atómy priblížili k sebe čo najviac, resp. aby sa zrazili. Pri tomto priblížení dochádza k vzájomnému čiastočnému prieniku elektrónových obalov atómov. Elektróny na valenčných vrstvách jedného atómu sa dostanú do silového pôsobenia jadra druhého atómu (resp. atómov), čo vyvolá zvýšenie elektrónovej hustoty v priestore medzi jadrami. Aj elektróny pôsobia svojimi silami na vzájomné priblíženie jadier. Pôsobia tu teda príťažlivé sily medzi elektrónmi a jadrami. Súčasne však pôsobia aj odpudivé sily medzi jadrami rôznych atómov a elektrónmi navzájom. Či prevládne odpudzovanie alebo príťahovanie, to závisí od tzv. *medzijadrovej vzdialenosti*. Pri veľmi malej medzijadrovej vzdialenosti prevládne vzájomné odpudzovanie, pri väčších vzdialenostiach prevládne príťahovanie. Pri vzniku stálej molekuly, zloženej napr. z dvoch atómov, sú odpudivé a príťažlivé sily v rovnováhe (t. j. sú navzájom vyrovnané), čomu zodpovedá určitá medzijadrová vzdialenosť oboch zlúčených atómov. Takýto stabilný systém má minimálnu energiu a akákoľvek zmena medzijadrovej vzdialenosti vyžaduje aj zmenu energie (jej dodanie) a vynaloženie práce. Táto vzdialenosť medzi dvoma jadrami pri minimálnej energii sa nazýva *dĺžka väzby*. Dĺžka väzby je teda vzdialenosť medzi jadrami viazaných atómov.

Keďže elektróny v elektrónovom obale atómov tvoriacich molekulu patria obidvom atómom, nedá sa určiť, ku ktorému jadru ktorý elektrón patrí. Sú to spoločné elektróny pre oba atómy v molekule a takto vznikajúcu väzbu nazývame *kovalentná väzba*. Spoločná dvojica elektrónov sa nazýva *väzbový elektrónový pár*.

Kovalentná väzba, na tvorbe ktorej sa zúčastňuje iba jeden väzbový pár elektrónov, sa nazýva *jednoduchá väzba*. Dĺžka jednoduchej väzby medzi tou istou dvojicou atómov je

prakticky rovnaká aj v rôznych molekulách. To platí rovnako aj pre väzbovú energiu. Napr. dĺžka väzby C–C je v etáne, propáne aj v butáne vždy 0,154 nm. V eténe je však už len 0,133 nm a v etíne ešte kratšia – 0,120 nm. Príčinou týchto rozdielov je existencia tzv. *násobných väzieb*, a to dvoch v eténe a troch v etíne. To znamená, že v eténe sa vytvorili dva páry väzbových elektrónov ($\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$) – tzv. *dvojitá väzba* a v etíne až tri páry väzbových elektrónov ($\text{HC}\equiv\text{CH}$) – tzv. *trojitá väzba*.

Počet kovalentných väzieb, ktorými sa atóm viaže v zlúčenine s inými atómami, sa nazýva *väzbovosť* atómu.

Dôležitou vlastnosťou kovalentnej väzby je, že má v priestore určitý smer. Pokiaľ hovoríme o dvojatómových molekulách, tu smer nie je rozhodujúci – atómy ležia na priamke. Keď však už ide o trojatómovú molekulu, tak môžu nastať dva prípady. Buď jadrá atómov ležia na jednej priamke – molekula je *lineárna*, alebo neležia na jednej priamke – molekula je *lomená*. Uhol medzi spojnicami jadier, t. j. medzi väzbami, sa nazýva *väzbový uhol*. Hodnota tohto uhla môže mať značný význam pri reaktivite a štruktúre mnohých zlúčenín.

Ak je molekula tvorená rovnakými atómami, vzájomné priťahovanie a odpudzovanie elektrónov a jadier sa deje rovnakou silou a elektrónová hustota je rovnomerne rozložená v priestore medzi atómami, na spojnici ich jadier (najvyššiu hodnotu má presne uprostred). Keď je však molekula tvorená rôznymi atómami, tieto sily sú rôzne veľké a elektrónová hustota v okolí jedného jadra bude vyššia ako v okolí druhého jadra. Je to výsledok rôznej schopnosti priťahovania elektrónov a aj rôznej elektrónovej konfigurácie.

Mierou schopnosti atómu priťahovať valenčné elektróny je veličina, ktorá sa nazýva elektronegativita. Ak sa molekula skladá z dvoch atómov, ktoré majú rozdielnu elektronegativitu, potom pri atóme s väčšou elektronegativitou prevláda záporný náboj a pri atóme s menšou elektronegativitou prevláda kladný náboj. Hodnoty týchto nábojov sú menšie, ako je hodnota náboja elektrónu, ktorý je považovaný za jednotkový náboj (tzv. elementárny náboj). Preto sa tieto náboje označujú ako tzv. čiastkový záporný, resp. čiastkový kladný náboj. Molekula má teda dva opačne nabité póly: *záporný* a *kladný* a hovoríme, že je *polárna*, resp. že tvorí *elektrický dipól*. Kovalentná väzba medzi atómami, u ktorých je rozdiel v hodnotách elektronegativity väčší ako 0,4 (konvenčne prijatá hodnota), sa nazýva *polárna kovalentná väzba*. Ak je rozdiel hodnôt elektronegativity dvoch zlúčených atómov nulový, prípadne menší ako 0,4, hovoríme o nepolárnej kovalentnej väzbe. Polarita je významnou vlastnosťou kovalentnej väzby.

1.9.2 IÓNOVÁ VÄZBA

Pri veľkom rozdielne elektronegativít viazaných atómov môže nastať situácia, pri ktorej sa elektrón menej elektronegatívneho atómu prvku presunie z jeho elektrónového obalu úplne do elektrónového obalu elektronegatívnejšieho atómu. Zjednodušene možno povedať, že jeden atóm odovzdal elektrón druhému atómu. Z atómov vznikajú *ióny* (*katión* a *anión*), ktoré sú k sebe priťahované elektrostatickými silami. Vzniknutá väzba sa nazýva *iónová* a zlúčeniny, v ktorých sa vyskytuje, sa nazývajú *iónové zlúčeniny*.

Pojem iónu zaviedol ešte v 19. storočí M. Faraday, ktorý skúmal účinok elektrického prúdu na vodné roztoky kyselín, zásad a solí. Výsledkom jeho výskumov bol predpoklad, že vodivosť týchto roztokov je zapríčinená pohybom elektricky nabitých častíc nazvaných ióny. Častice, ktoré sa pod vplyvom elektrického prúdu začnú pohybovať ku záporne nabitej elektróde – *katóde*, musia niesť kladný náboj a nazývajú sa *katióny*, častice nesúce záporný náboj sa pohybujú ku kladne nabitej elektróde – *anóde*, a nazývajú sa *anióny*.

Iónová väzba vzniká zvyčajne vtedy, keď je rozdiel elektronegativít viazaných atómov väčší ako 1,7 (konvenčne prijatá hodnota). Treba si však uvedomiť, že prechod kovalentnej väzby na iónovú je plynulý a aj v iónových zlúčeninách sa môže čiastočne uplatňovať aj kovalentný charakter väzby.

1.9.3 KOVOVÁ VÄZBA

Veľmi dôležitou skupinou chemických prvkov sú *kovy*, vzhľadom na to, že tvoria viac ako tri štvrtiny zo všetkých prvkov. Kovy sa vyznačujú osobitými fyzikálnymi vlastnosťami, ktoré vyplývajú z väzby medzi jednotlivými atómami a ktorá sa nazýva *kovová väzba*. Každý atóm kovu je v kryštálovej štruktúre obklopený väčším počtom (väčšinou 8 až 12) rovnakých atómov v najtesnejšom možnom zoskupení. Neúplne obsadené valenčné orbitály sa pri tomto tesnom usporiadaní navzájom prekrývajú a vytvárajú tak tzv. *energetické pásy* – akýsi „molekulový orbitál“ prestupujúci celým kovovým kryštálom. Podobne ako u iónových zlúčenín celý kovový kryštál tvorí jednu obrovskú molekulu. To umožňuje valenčným elektrónom, ktoré tvoria kovovú väzbu, voľný pohyb v celej štruktúre kovu.

Táto štruktúra spôsobuje typické vlastnosti kovov, ktoré existujú v kvapalnom aj tuhom skupenstve: kovový lesk, dobrú elektrickú a tepelnú vodivosť a ďalšie, ktoré sa prejavujú iba v tuhom skupenstve: kujnosť a ťažnosť, nerozpustnosť. Kovy majú rôznu tvrdosť, ktorá závisí od počtu valenčných elektrónov, ktorými prispievajú jednotlivé atómy do energetického pásu – čím má atóm kovu viac elektrónov vo valenčnej vrstve, tým je tvrdší.

1.9.4 MEDZIMOLEKULOVÉ SILY

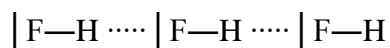
Doteraz sme sa zaoberali látkami, v ktorých sú základné stavebné častice (atómy alebo ióny) navzájom viazané pevnou chemickou väzbou (kovalentnou alebo iónovou).

Okrem nich však existujú aj tzv. *medzimolekulové sily*, ktoré rozhodujú o tom, aké bude mať látka fyzikálne vlastnosti. Týmito väzbami medzi molekulami sa zaoberal holandský fyzik J. D. van der Waals, a preto ich nazývame aj *van der Waalsove sily* (väzby). Tieto väzby vznikajú pôsobením elektrostatických príťažlivých síl medzi opačnými pólmi polárnych molekúl. V nepolárnych molekulách typu H_2 , Cl_2 , N_2 a pod. vznikajú dipóly na krátky okamih, a to z dôvodu krátkodobého nerovnomerného rozloženia elektrónov v molekule, ktoré nastane v dôsledku ich neustáleho pohybu v elektrónovom obale. Tento krátky okamih stačí na vzájomné pritiažnutie dipólov a zafixovanie ich polarít. Energia takýchto väzieb je výrazne menšia ako energia kovalentných alebo iónových väzieb, spravidla asi stonásobne.

Osobitým prípadom medzimolekulových väzieb je tzv. *vodíková väzba*, ktorú by sme na základe jej vlastností (pevnosť, dĺžka) mohli zaradiť medzi chemickú väzbu a van der Waalsove sily. Táto väzba sa vyskytuje iba v zlúčeninách *vodíka s fluórom, kyslíkom a dusíkom*, teda s tromi prvkami s najvyššou elektronegativitou.

Vodíková väzba vzniká v dôsledku silnej polarít väzieb F–H, O–H a N–H. Vzhľadom na silnú polaritu väzby vodíka s príslušným prvkom je elektrónová hustota (väzbový elektrónový pár) výrazne posunutá k elektronegatívnejšiemu atómu (F, O, N) a na atóme vodíka je pomerne vysoký čiastkový kladný náboj. To spôsobí, že atóm vodíka je schopný

tvoriť slabú väzbu s voľným elektrónovým párom atómu fluóru, kyslíka alebo dusíka susednej molekuly (vodíková väzba je znázornená bodkami):



Vodíková väzba je v porovnaní s kovalentnou alebo iónovou väzbou slabšia (približne desaťnásobne). Má veľký význam napr. pri priestorovom usporiadaní molekúl organických látok (bielkovín, nukleových kyselín a pod.). Je teda dôležitá z hľadiska stavby a štruktúry látok. Existencia vodíkovej väzby je tiež príčinou toho, že voda je za bežných podmienok v kvapalnom skupenstve. Väčšina ostatných látok s podobnou stavbou, ktoré majú popritom väčšiu molárnu hmotnosť než voda, je za rovnakých podmienok v plynnom skupenstve (napr. H_2S , H_2Se).

1.10 ŠTRUKTÚRA A VLASTNOSTI TUHÝCH LÁTOK

Fyzikálne vlastnosti tuhých látok závisia od vnútorného usporiadania ich stavebných častíc (atómov, molekúl, iónov, ...) a od charakteru a energie väzby medzi nimi. Látky, ktoré majú svoje stavebné častice usporiadané nepravidelne (napr. sklo, smola, vosk a i.), sa nazývajú *amorfné*. Amorfné látky nemajú ostrú teplotu topenia, pri zahrievaní postupne mäknú, až prejdú plynulo do kvapalného skupenstva. Ich protipólom sú tzv. *kryštalické látky*, ktorých stavebné častice sú pravidelne usporiadané, čím vytvárajú tzv. *kryštalovú štruktúru*. Kryštalické látky sa vyznačujú ostrou teplotou topenia.

Pravidelná vnútorná stavba kryštalických látok spôsobuje, že tieto látky majú spravidla tvar pravidelných geometrických telies, ktoré nazývame *kryštály*. Povrch kryštálu tvoria rovinné kryštalové plochy, ktoré sa pretínajú v kryštalových hranách a hrany sa pretínajú vo vrcholoch. V kryštáloch určitej látky zvierajú dvojice plôch, resp. hrán rovnaké uhly. Napr. v kryštáloch chloridu sodného zvierajú plochy aj hrany uhol 90° . V každej kryštalovej štruktúre možno určiť *základnú bunku*, ktorá sa mnohonásobne opakuje v celom kryštáli. Celú štruktúru kryštálu si potom môžeme predstaviť ako poskladanú z jednotlivých základných buniek.

V *kryštáloch iónových zlúčenín* je každý ión obklopený určitým počtom opačne nabitých iónov. Usporiadanie iónov v základnej bunke je rôzne, závisí predovšetkým od pomeru veľkostí katiónov a aniónov. Napr. v kryštáli NaCl je každý anión Cl^- obklopený šiestimi katiónmi Na^+ a každý katión Na^+ je obklopený šiestimi aniónmi Cl^- . V iónových kryštáloch neexistujú jednotlivé molekuly, všetky ióny sú navzájom spojené do jedného jednoliateho celku.

Ióny v iónových kryštáloch sú viazané veľkými elektrostatickými silami, preto sú iónové zlúčeniny tvrdé a majú vysoké teploty topenia a varu. V tuhom skupenstve sú iónové zlúčeniny elektricky nevodivé, ich roztoky alebo taveniny elektrický prúd vedú. Túto *elektrickú vodivosť* v roztokoch alebo taveninách umožňujú voľne pohyblivé ióny, v kryštáloch sú však viazané a nemôžu sa voľne pohybovať.

Ďalšou vlastnosťou iónových zlúčenín vyplývajúcou z ich vnútornej stavby je *krehkosť*. Keď sa posunú iónové vrstvy navzájom tak, že sa k sebe priblížia rovnako nabité ióny, začnú sa uplatňovať odpudivé sily a kryštál sa rozpadne. S tým súvisí aj dobrá *rozpustnosť* iónových zlúčenín v polárnych rozpúšťadlách (napr. vo vode). Po rozrušení kryštalovej štruktúry polárne molekuly rozpúšťadla obklopi jednotlivé ióny, pričom sa molekuly rozpúšťadla naorientujú k iónom svojim opačným pólom. Tento jav sa nazýva *solvatácia* iónov. Ak je rozpúšťadlom voda, tento proces sa nazýva *hydratácia*.

Okrem iónových kryštalových štruktúr existujú aj kryštalové štruktúry, v ktorých sú atómy viazané kovalentnými väzbami. Takéto kryštály sa nazývajú *atómové*, resp. *kovalentné*. Štruktúru tohto typu má napr. diamant, ktorý je tvorený atómami uhlíka. Každý atóm uhlíka je v jeho kryštalovej štruktúre viazaný pevnou kovalentnou väzbou s ďalšími štyrmi atómami uhlíka, takže celý kryštál tvorí jednu obrovskú molekulu. Tieto zlúčeniny sú veľmi tvrdé a majú vysoké teploty topenia (väčšinou nad $1\,000^\circ\text{C}$), čo vyplýva práve z veľkej pevnosti kovalentnej väzby. Sú nerozpustné, nevedú elektrický prúd ani v tuhom skupenstve, ani v tavenine.

Podobnú štruktúru má napr. i kryštál kremeňa (oxid kremičitý SiO_2), v ktorom je každý atóm kremíka viazaný so štyrmi atómami kyslíka a každý atóm kyslíka tvorí väzbu s dvomi atómami kremíka.

Existencia medzimolekulových síl podmieňuje tvorbu tzv. molekulových kryštálov. Molekulové kryštály sú tvorené jednotlivými molekulami zloženými zvyčajne iba z malého počtu atómov (napr. N_2 , O_2 , NH_3 , CO_2). Molekuly v týchto kryštáloch sú navzájom viazané van der Waalsovými silami alebo vodíkovými väzbami. Keďže tieto väzby sú slabé, zlúčeniny vytvárajúce molekulové kryštály sú mäkké, prchavé a majú nízku teplotu topenia a varu. Pri bežných teplotách sú to prevažne plynné alebo kvapalné látky, ktoré sú elektricky nevodivé.

Určitým prechodom medzi atómovými a molekulovými kryštálmi sú *vrstevnaté kryštály*. Príkladom je grafit, ktorý má atómy uhlíka v jednotlivých vrstvách viazané pevnou kovalentnou väzbou, ale vrstvy sú navzájom viazané slabými van der Waalsovými silami. Z tohto dôvodu sa grafit ľahko otiera a je mäkký.

Vlastnosti kovových *kryštálov* vyplývajú z existencie kovovej väzby a jej vlastností, tak, ako je uvedené na konci predchádzajúcej kapitoly.

Zhrnutie:

1. *Atómové (kovalentné) kryštály* sa skladajú z atómov navzájom pospájaných pevnými kovalentnými väzbami, takže celý kryštál predstavuje jednu obrovskú molekulu (diamant, kremeň). Energia kovalentných väzieb je veľká, preto tieto kryštály sú veľmi tvrdé, vyznačujú sa vysokými teplotami topenia a varu a úplnou nerozpustnosťou vo vode aj iných rozpúšťadlách.

2. *Iónové kryštály* sú tvorené pravidelne sa striedajúcimi kationmi a aniónmi, ktoré sú navzájom pútané elektrostatickými príťažlivými silami. Tieto sily sú veľké, preto sú iónové kryštály pomerne tvrdé, ale obvykle aj krehké, s vysokými teplotami varu a topenia. Tieto látky sú dobre rozpustné v polárnych rozpúšťadlách (napr. vo vode), pričom v roztokoch umožňujú svojim pohybom elektrickú vodivosť.

3. *Molekulové kryštály* sú tvorené jednotlivými molekulami, ktoré sú viazané slabými van der Waalsovými silami alebo vodíkovými väzbami. Preto sú tieto látky mäkké, prchavé, majú nízke *teploty* topenia a varu. Zvyčajne sú to za normálnych podmienok plyny alebo kvapaliny. Nepochopiteľne molekuly sa vo vode a polárnych rozpúšťadlách nerozpúšťajú alebo iba veľmi málo, rozpúšťajú sa iba v nepolárnych rozpúšťadlách. Ich roztoky nevedú elektrický prúd.

4. *Vrstevnaté kryštály* sú tvorené dvomi typmi väzieb – v rámci vrstvy sú atómy navzájom pútané pevnými kovalentnými väzbami a medzi vrstvami sa nachádzajú slabé medzimolekulové sily. Tieto látky sú obvykle mäkké a otierateľné, spravidla sa nerozpúšťajú v žiadnom rozpúšťadle. Niektoré z nich sa vyznačujú dobrou elektrickou vodivosťou (napr. grafit).

5. *Kovové kryštály* sú tvorené najtesnejšie usporiadanými atómami, u ktorých sa prekrývajú valenčné orbitály a tvoria tak energetické pásy umožňujúce elektrónom voľný pohyb v celom objeme kovu. Kovy majú preto dobrú elektrickú a tepelnú vodivosť, sú kujné a ťažné, nerozpúšťajú sa v bežných rozpúšťadlách a všetky sa vyznačujú výrazným kovovým leskom.

1.11 CHEMICKÉ REAKCIE

Látkové premeny, ktoré prebiehajú medzi prvkami a zlúčeninami v dôsledku ich vzájomného pôsobenia alebo účinkom rôznych druhov energie, sa nazývajú *chemické reakcie*.

V priebehu chemickej reakcie *sa východiskové látky menia na produkty, pričom väzby vo východiskových látkach zanikajú a v produktoch vznikajú nové väzby*. V priebehu chemickej reakcie sa nemení celkový počet a druh atómov, z ktorých sú zložené látky v sledovanej sústave, iba zanikajú staré a vznikajú nové väzby. Pri chemickej reakcii nedochádza ku zmenám jadier atómov (k tomu dochádza pri jadrových reakciách, ktorých štúdium patrí do sféry fyziky). Čo sa však pri chemickej reakcii mení, je rozloženie valenčných elektrónov reagujúcich častíc. Tieto zmeny v elektrónovom obale častíc majú za následok výrazné zmeny vlastností látok.

Príklad:

Sodík, striebrolesklý, mäkký vysoko reaktívny kov, pri reakcii s chlóróm, žltozeleným jedovatým reaktívnym plynom, vytvára kryštalickú tuhú bielu látku – chlorid sodný, kuchynskú soľ.

Chemické reakcie môžeme klasifikovať podľa rozličných hľadísk. Často sa používa delenie na reakcie *syntézne, rozkladné, substitučné a podvojnú zámenu*. Toto delenie je však iba formálne a nevystihuje dostatočne chemickú podstatu reakcie.

Mechanizmus jednotlivých druhov reakcie lepšie vystihuje delenie na:

- *protolytické reakcie* – pri ktorých sa vymieňa protón medzi kyselinou a zásadou,
- *oxidačno-redukčné reakcie* – pri ktorých nastáva výmena elektrónov medzi oxidovadlom a redukovadlom,
- *vylučovacie reakcie* – pri ktorých vznikajú plynné alebo málo rozpustné látky (zrazeniny),
- *komplexotvorné reakcie* – pri ktorých vzniká alebo sa štiepi koordinačná väzba za vzniku, resp. zániku komplexných zlúčenín.

Existujú aj iné kritériá delenia reakcií, napr. v závislosti od toho, či sa pri reakcii teplo uvoľňuje alebo spotrebuje (exotermické a endotermické reakcie) alebo podľa toho, či sú reagujúce zložky v jednej alebo vo viacerých fázach (homogénne a heterogénne reakcie).

1.12 ENERGETIKA CHEMICKÝCH REAKCIÍ

Okrem sledovania látkového zloženia reakčnej zmesi pred reakciou a po jej priebehu môžeme chemické reakcie študovať aj z iných hľadísk. Predmetom štúdia môže byť energetická stránka chemických reakcií. V tomto prípade hovoríme o *chemickej termodynamike*, ktorá sleduje počiatočný a konečný energetický stav reakčnej zmesi, ale nezaujíma sa o mechanizmus (spôsob, cestu), ktorý viedol ku konečnej zmene. Iné hľadisko sleduje tzv. *reakčná kinetika*, ktorá sleduje rýchlosť chemickej premeny a spôsob, akým sa určitý chemický proces uskutoční, čiže sleduje, aký je mechanizmom chemickej reakcie.

Úplné a podrobné poznatky o chemických reakciách môžeme získať iba vhodnou kombináciou obidvoch spomenutých výskumných smerov.

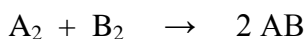
1.12.1 ZÁKLADY CHEMICKEJ KINETIKY

Tá časť chémie, ktorá sa zaoberá priebehom chemickej reakcie, t. j. skúmaním rýchlosti chemických reakcií a faktorov, ktoré túto rýchlosť ovplyvňujú, sa nazýva *chemická kinetika*. Poznatky chemickej kinetiky majú významné praktické využitie, pretože na základe poznania mechanizmu chemickej reakcie môžeme jej priebeh aktívne ovplyvňovať. Ak je to potrebné, môžeme reakciu urýchliť (pri výrobe) alebo spomaliť (kazenie potravín, korózia).

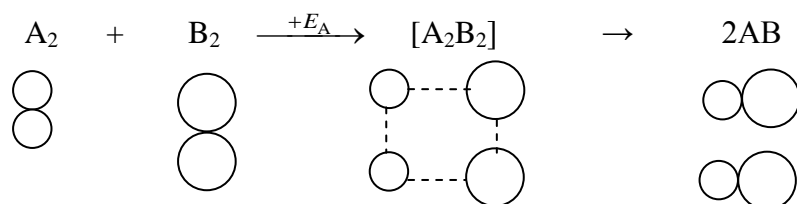
Aby mohli častice látok (atómy, molekuly, ióny) navzájom zreagovať, musia sa zraziť, pričom častice musia mať dostatočnú kinetickú energiu, aby bola zrážka aktívna. Minimálna energia, ktorá je potrebná na to, aby po zrážke nastala reakcia, sa nazýva *aktivačná energia*. Ale ani dostatočná aktivačná energia častíc pri zrážke ešte nemusí viesť ku chemickej reakcii, teda nie všetky takéto zrážky sú efektívne. Okrem aktivačnej energie je ešte potrebné, aby častice boli pri zrážke vhodne orientované, to znamená, aby častice boli navzájom k sebe obrátené tou časťou, ktorou sú schopné spolu zreagovať.

Pri zrážke častíc s dostatočnou aktivačnou energiou aj s vhodnou orientáciou vzniká najprv energeticky bohatý, ale nestabilný útvar, ktorý nazývame *aktivovaný (prechodný) komplex*. Tento komplex (keďže je nestabilný) sa okamžite rozpadáva, buď späť na východiskové látky alebo na produkty. Pri tomto procese, samozrejme, dochádza k uvoľňovaniu energie. Aktivovaný komplex predstavuje teda energetickú bariéru medzi východiskovými látkami a produktmi. Túto bariéru môžu prekonať iba častice, ktoré majú minimálne takú alebo väčšiu energiu, ako je aktivačná energia reakcie E_A .

Reakcia



prebieha v skutočnosti podľa nasledujúcej schémy:



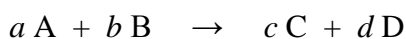
kde $[A_2B_2]$ je aktivovaný komplex.

1.12.1.1 Rýchlosť chemickej reakcie

Rýchlosti chemických reakcií sú pri bežných podmienkach veľmi rozdielne. Niektoré reakcie prebiehajú veľmi pomaly, iné prebehnú prakticky okamžite. Rýchlosť chemickej reakcie závisí od počtu efektívnych zrážok častíc v určitom objeme za jednotku času. Čím viac častíc bude mať v danom objeme aktivačnú energiu, tým viac ich môže za určitý čas zreagovať. Obyčajne platí, že čím je aktivačná energia reakcie nižšia, tým je reakcia rýchlejšia a naopak, pri vysokých hodnotách aktivačnej energie bude rýchlosť reakcie menšia. Počet efektívnych zrážok vo veľkej miere ovplyvňuje aj teplota, pretože od jej hodnoty závisí rýchlosť pohybu častíc: so stúpajúcou teplotou sa zvyšuje rýchlosť pohybu častíc. So stúpajúcou rýchlosťou (v dôsledku stúpajúcej teploty) stúpa medzi nimi počet zrážok za časovú jednotku a stúpa aj energia, ktorú majú v okamžiku zrážky.

Aby bolo možné rýchlosť chemických reakcií merať a navzájom porovnávať, bolo treba definovať vzťah pre jej výpočet. Pri určení tohto vzťahu sa vychádzalo zo skutočnosti, že v priebehu chemickej reakcie dochádza k znižovaniu koncentrácie východiskových látok a k zvyšovaniu koncentrácie produktov. Preto rýchlosť chemickej reakcie je možné vypočítať zo zmeny koncentrácie východiskových látok alebo produktov za jednotku času. Rýchlosťou chemickej reakcie sa zoberali nórski bádatelia C. M. Guldberg a P. Waage, ktorí formulovali tzv. *zákon účinku hmotností*. Podľa tohto zákona je *rýchlosť chemickej reakcie pri určitej teplote úmerná súčinu koncentrácií dosiaľ nezreagovaných východiskových látok*. Z tejto formulácie vyplýva, že ak sa n -krát zvýši koncentrácia východiskových látok, potom sa n -krát zvýši možnosť zrážok ich častíc, a tým sa n -krát zvýši prírastok koncentrácie konečných produktov.

Pre reakciu



(A, B sú východiskové látky, C, D sú produkty, a, b, c, d sú stechiometrické koeficienty)

platí pri konštantnej teplote vzťah pre rýchlosť reakcie v :

$$v = k \cdot [c(A)]^a \cdot [c(B)]^b$$

(k je rýchlostná konštanta, $c(A), c(B)$ sú koncentrácie východiskových látok)

Matematická rovnica sa často používa upravená do tvaru zjednodušeného zápisu:

$$v = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

Jednotkou rýchlosti chemickej reakcie je $\text{mol dm}^{-3} \text{s}^{-1}$.

Pre *rýchlostnú konštantu* platí:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_A}{R \cdot T}}$$

A – frekvenčný faktor, ktorý charakterizuje počet aktívnych (účinných) zrážok

E_A – aktivačná energia

$e = 2,71828$ – Eulerovo číslo, základ prirodzených logaritmov

$R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ – molárna plynová konštanta

T – teplota v K

1.12.1.2 Faktory ovplyvňujúce rýchlosť chemickej reakcie

a) Koncentrácia východiskových látok

Rýchlosť chemickej reakcie závisí od množstva častíc obsiahnutých v určitom objeme. Závislosť rýchlosti chemickej reakcie od koncentrácie teda vyplýva priamo zo znenia zákona účinku hmotností, ako aj z matematického vzťahu pre rýchlosť chemickej reakcie: zvýšenie koncentrácie východiskových látok má za následok zvýšenie možnosti zrážok ich častíc, a teda zvýšenie koncentrácie konečných produktov.

Premena východiskových látok na produkty prebieha zvyčajne vo viacerých krokoch, t. j. cez viacero reakčných medziproduktov idúcich za sebou rôznymi rýchlosťami. Výsledná rýchlosť reakcie je potom daná *najpomalšou* čiastkovou reakciou v celom reakčnom mechanizme.

b) Teplota

Zvyšovanie teploty spôsobuje zvýšenie kinetickej energie častíc, čo vedie k zvýšeniu počtu účinných zrážok medzi časticami – pri vyššej teplote sa častice zrážajú častejšie a s väčšou energiou, čo vedie k zrýchleniu reakcie. Tento vplyv sa odrazí na hodnote frekvenčného faktora ako aj na hodnote exponenta Eulerovho čísla, a teda na hodnote rýchlostnej konštanty, ako vyplýva zo vzťahu pre jej výpočet: zvyšovaním teploty sa zvyšuje hodnota rýchlostnej konštanty.

Výrazný vplyv teploty na rýchlosť reakcie je zrejmý aj z pozorovaní bežného života (potraviny chladíme, aby sme spomalili rozkladné procesy, varíme v tlakovom hrnci, aby sme zvýšili teplotu varu, a tým urýchlili varenie).

c) Prítomnosť katalyzátorov

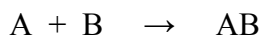
Rýchlosť mnohých chemických reakcií možno ovplyvniť prítomnosťou látok, ktoré sa nazývajú katalyzátory. Katalyzátory sa zúčastňujú chemickej reakcie, menia sa počas nej, po jej skončení sa však uvoľnia v pôvodnom stave. Ich účinok na rýchlosť chemickej reakcie sa nazýva *katalýza*.

Princíp katalýzy spočíva v tom, že *katalyzátor mení hodnotu aktivačnej energie chemickej reakcie*. Zo vzťahu pre výpočet rýchlostnej konštanty možno vidieť, že pri znížení aktivačnej energie vzrastie hodnota rýchlostnej konštanty, a teda aj rýchlosť chemickej reakcie a naopak.

Poznáme katalyzátory *pozitívne*, ktoré rýchlosť reakcie zvyšujú a *negatívne (inhibitory)*, ktoré spomaľujú reakcie. Katalyzátor môže byť súčasťou homogénnej sústavy, v ktorej prebieha reakcia – všetky reaktanty (východiskové látky a produkty) aj katalyzátor sú rovnakého skupenstva, buď kvapalného alebo plynného (*homogénna katalýza*) alebo môže vytvárať samostatnú fázu – najčastejšie býva katalyzátor tuhý a reaktanty sú plynné alebo kvapalné (*heterogénna katalýza*).

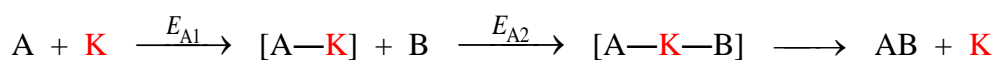
Objasniť mechanizmus katalýzy v jednotlivých prípadoch je často zložité, ale všeobecne sa dá vysvetliť nasledovne:

Uvažujme reakciu



ktorá vyžaduje veľkú aktivačnú energiu E_A , takže jej rýchlosť za normálnych podmienok je veľmi malá. Po pridaní katalyzátora **K** sa rýchlosť reakcie výrazne zvýši, čo si vysvetľujeme nasledovne. Katalyzátor s jednou z východiskových látok (napr. A) tvorí ľahko medziprodukt

– aktivovaný komplex [A—K], pretože aktivačná energia E_{A1} tejto reakcie je menšia ako aktivačná energia E_A nekatalyzovanej reakcie. Tento medziprodukt potom tiež ľahko reaguje s druhou z východiskových látok za vzniku druhého aktivovaného komplexu [A—K—B] s aktivačnou energiou E_{A2} , ktorá je tiež nižšia ako aktivačná energia E_A . Následne vzniká výsledný požadovaný produkt AB a katalyzátor K, ktorý sa zúčastnil reakcie, vychádza z tohto procesu v pôvodnom stave:



d) Veľkosť povrchu tuhých látok

Pozorovaním priebehu chemických reakcií, pri ktorých boli niektoré z východiskových látok v tuhom skupenstve, sa zistilo, že reakčná rýchlosť závisí od veľkosti povrchu reagujúcich tuhých látok. Je to spôsobené tým, že chemickej reakcie sa zúčastňujú najprv častice nachádzajúce sa na povrchu tuhej látky a až potom postupne častice uložené hlbšie, pod povrchom. To znamená, že jeden veľký kus tuhej látky bude za tých istých podmienok reagovať pomalšie ako rovnaké množstvo látky rozdelené na dva menšie kusy. Zväčšením povrchu látky (rozdrením, pomletím a pod.) sa zväčší počet dostupných – povrchových častíc východiskových látok, t. j. zväčší sa počet účinných zrážok a rýchlosť reakcie sa zvýši. (Tento poznatok sa využíva napr. v priemyselných výrobách, kde sa používané materiály rozmeľujú, t. j. drvia, melú a pod., ale môžeme to pozorovať aj v bežnom živote: kryštálový cukor s drobnými kryštálkami, prípadne práškový cukor sa v čaji rozpustí rýchlejšie ako hrubozrnný kryštálový.)

1.12.2 CHEMICKÁ TERMODYNAMIKA

1.12.2.1 Termochémia a termochemické zákony

Počas chemických reakcií sa môže uvoľňovať alebo spotrebúvať teplo, elektrická energia, prípadne iné druhy energií. Zmenami tepelnej energie (tepla) počas chemickej reakcie sa zaoberá časť chemickej termodynamiky nazvaná *termochémia*.

Každá chemická reakcia je sprevádzaná uvoľňovaním alebo pohlcovaním tepla. Množstvo tepla, ktoré sa pri reakcii uvoľňuje alebo spotrebuje, sa nazýva *reakčné teplo* alebo *tepelné zafarbenie reakcie*. Väčšina chemických reakcií prebieha pri konštantnom tlaku a pre tento prípad sa zaviedla energetická veličina nazvaná *entalpia H*. Pre chemickú reakciu sa udáva *zmena entalpie ΔH* , teda rozdiel entalpií sústavy po reakcii a pred ňou:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

H_1 – entalpia sústavy na začiatku deja

H_2 – entalpia sústavy na konci deja

Zmena entalpie je teda reakčné teplo reakcie prebiehajúcej pri konštantnom tlaku.

Z termochemického pohľadu môžeme rozdeliť chemické reakcie na exotermické a endotermické.

Exotermické reakcie sú také, pri ktorých sa počas reakcie (teda pri zániku väzieb východiskových látok a vzniku väzieb produktov) *uvoľňuje* teplo. Produkty exotermických reakcií majú menšiu energiu ako východiskové látky a ΔH má zápornú hodnotu ($\Delta H < 0$).

Endotermické reakcie sú také, pri ktorých sa teplo *spotrebuje*. Produkty týchto reakcií majú väčšiu energiu ako východiskové látky a ΔH má kladnú hodnotu ($\Delta H > 0$).

Exotermické reakcie niektorých látok prebiehajú spontánne, bez potreby dodania energie zvonku (napr. prudká reakcia sodíka s vodou). Ale aj mnohé exotermické reakcie prebehnú až po dodaní energie na rozbehnutie (iniciáciu) reakcie – aktivačnej energie, napr. iskrou a pod. (horenie plynu v sporáku: bez iskry zapaľovača plyn iba uniká, ale nehori – metán nereaguje s kyslíkom; uhlie na vzduchu nezačne horieť, kým sa nevloží do ohňa, v ktorom sa zohreje na zápalnú teplotu).

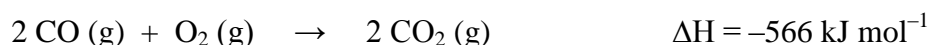
Endotermické reakcie prebiehajú len za neustálej spotreby energie, ktorú dodáva ich okolie prostredníctvom zahrievania. Keď prestaneme zahrievať, reakcia sa zastaví (napr. uhličitan vápenatý je pri bežnej teplote stály, zahrievaním sa mení na oxid uhličitý a pálené vápno – oxid vápenatý).

Hodnota reakčného tepla chemickej reakcie závisí od látkového množstva východiskových látok. Reakčné teplo je tým väčšie, čím zreaguje väčšie látkové množstvo východiskových látok (napr. čím viac uhlia v peci zhorí, tým viac tepla sa uvoľní). Preto sa zaviedla veličina molárne teplo reakcie. *Molárne teplo reakcie je množstvo tepla, ktoré sa uvoľní alebo spotrebuje, ak zreagujú také látkové množstvá východiskových látok, ako udávajú stechiometrické koeficienty v príslušnej chemickej rovnici.* Vyjadruje sa obvykle v jednotkách kJ mol^{-1} .

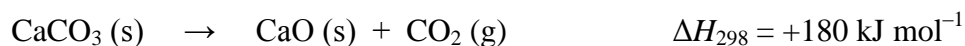
Okrem toho hodnota reakčného tepla závisí aj od podmienok, pri ktorých chemická reakcia prebieha, a to od teploty a tlaku. Aby sa mohli reakčné tepla jednotlivých chemických reakcií navzájom porovnávať, zaviedli sa štandardné podmienky – teplota $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, čiže $298,15\text{ K}$ a tlak $101,325\text{ kPa}$. Hodnoty molárneho reakčného tepla pri štandardných podmienkach boli stanovené pre veľký počet chemických reakcií a sú uvedené v tabuľkách.

Ak chceme pri zapisovaní chemickej reakcie uviesť súčasne aj tepelné zafarbenie reakcie, robíme to pomocou tzv. termochemickej rovnice.

Termochemická rovnica má určité pravidlá, podľa ktorých sa zapisuje. V termochemických rovniciach uvádzame vždy skupenstvo východiskových látok a produktov reakcie, za rovnicou sa píše hodnota reakčného tepla. Skupenský stav všetkých reaktantov je potrebné uviesť preto, že reakčné teplo tej istej látky v rôznych skupenstvách je rôzne (napr. reakciou kyslíka a vodíka môže vzniknúť buď vodná para alebo kvapalná voda, pričom vodná para má vyšší tepelný obsah ako kvapalná voda pri tej istej teplote). Na vyjadrenie skupenstva sú v termochemických rovniciach zaužívané skratky: g – gaseus (plynný), l – liquidus (kvapalný), s – solidus (tuhý), aq – aqua (pre vodný roztok). Napr.:



(Čítame: Pri reakcii dvoch mólov plynného oxidu uhoľnatého s jedným móлом plynného kyslíka vznikajú dva móly plynného oxidu uhličitého. Reakciou sa uvoľní 566 kJ tepla.)



(Čítame: Pri rozklade jedného mólu tuhého uhličitanu vápenatého vzniká jeden mól plynného oxidu uhličitého a jeden mól tuhého oxidu vápenatého. Na reakciu sa spotrebuje 180 kJ tepla.)

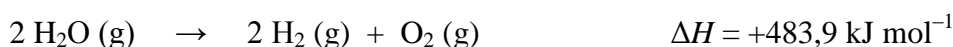
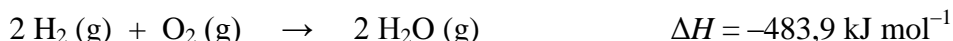
Poznať hodnotu reakčného tepla reakcie ešte pred jej priebehom je užitočná informácia, pretože nám umožní prispôbiť tejto vlastnosti praktický postup pri realizácii reakcie, t. j. či bude treba počas reakcie reakčnú zmes zahrievať alebo chladiť a s akou intenzitou. Stanovenie hodnoty reakčného tepla sa však nedá uskutočniť u všetkých reakcií rovnako. Pre niektoré reakcie sa toto meranie realizuje jednoducho, u niektorých to ide s určitými problémami a pre niektoré reakcie je toto meranie prakticky nerealizovateľné. Pre takéto reakcie sa stanovuje reakčné teplo výpočtom zo známych hodnôt reakčného tepla

iných, vhodných reakcií. Pri tomto výpočte sú pre nás neoceniteľnou pomôckou tzv. termochemické zákony.

a) *Prvý termochemický zákon*

Prvý termochemický zákon znie: *Hodnota reakčného tepla priamej a spätnej reakcie je rovnaká, líši sa iba znamienkom.*

To znamená, že pokiaľ sa nezmenia podmienky chemickej reakcie, reakčné teplo (t. j. zmena entalpie ΔH) vzniku aj rozkladu produktov má rovnakú hodnotu, iba s opačným znamienkom. Napr. pri vzniku dvoch mólov vodnej pary z dvoch mólov plynného vodíka a jedného mólu plynného kyslíka sa uvoľní 483,9 kJ (t. j. $\Delta H = -483,9 \text{ kJ mol}^{-1}$), naopak pri rozpade dvoch mólov vodnej pary na dva móly plynného vodíka a jeden mól plynného kyslíka sa spotrebuje rovnaké množstvo, čiže 483,9 kJ (t. j. $\Delta H = +483,9 \text{ kJ mol}^{-1}$):



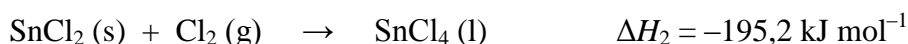
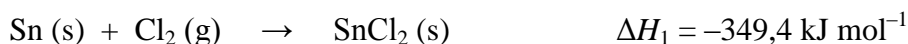
b) *Druhý termochemický zákon*

Druhý termochemický zákon znie: *Celkové reakčné teplo reakcie, ktorou vzniká určitý produkt, nezávisí od spôsobu, ako tento produkt vzniká z východiskových látok.*

To znamená, že reakčné teplo celkovej reakcie je rovnaké, či sa uskutoční reakcia naraz, v jednom kroku alebo cez čiastkové reakcie. Reakčné teplo určitej reakcie prebiehajúcej cez niekoľko medzistupňov je potom dané súčtom reakčných tepiel čiastkových reakcií. Napríklad reakcia kovového cínu s plynným chlórrom za vzniku kvapalného chloridu ciničitého prebieha v dvoch stupňoch. Najprv reaguje jeden mól kovového cínu s jedným móлом plynného chlóru za vzniku jedného mólu tuhého chloridu cínateho, pričom sa uvoľní teplo 349,4 kJ. Vzápätí prebehne reakcia jedného mólu chloridu cínateho s jedným móлом plynného chlóru za vzniku jedného mólu kvapalného chloridu ciničitého. Táto reakcia je tiež exotermická a uvoľní sa pri nej 195,2 kJ tepla. Výsledná hodnota reakčného tepla reakcie jedného mólu kovového cínu s dvomi mólmí plynného chlóru za vzniku jedného mólu kvapalného chloridu ciničitého je teda súčtom reakčných tepiel postupne uskutočnených čiastkových reakcií:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = (-349,4) + (-195,2) = -544,6 \text{ kJ mol}^{-1},$$

rovnako, ako je výsledná chemická reakcia súčtom oboch čiastkových chemických reakcií:



1.12.2.2 Tepelné javy pri rozpúšťaní, rozpúšťacie teplo

Rozpúšťacie teplo je tepelná zmena, ktorá nastane pri rozpúšťaní jedného mólu látky v takom množstve rozpúšťadla, aby vznikol roztok požadovaného zloženia. Skladá sa vlastne z dvoch častí. Prvá časť zodpovedá prechodu rozpúšťanej látky do roztoku a druhá časť naviazaniu molekúl rozpúšťadla na častice rozpustenej látky (solvatácii, resp. hydratácii).

To znamená, že pri rozpúšťaní tuhých látok sa najprv musí rozrušiť kryštálová mriežka, pričom sa teplo spotrebuje (ΔH – zmena entalpie má kladnú hodnotu). Potom sa na častice rozpustenej látky naviažu (solvatujú, hydratujú) molekuly rozpúšťadla, pričom sa

teplo uvoľňuje (ΔH – zmena entalpie má zápornú hodnotu). Výsledný tepelný efekt – rozpúšťacie teplo – je súčtom tepelných efektov oboch čiastkových dejov.

Znamienko rozpúšťacieho tepla teda závisí od množstva tepla sprevádzajúceho čiastkové deje. Ak sa pri solvácii (hydratácii) uvoľní viac tepla, ako bolo potrebné spotrebovať pri rozrušení kryštálovej mriežky, dej je *exotermický*. To znamená, že látky, ktoré sa ochotne solvujú (hydratujú), majú hodnotu rozpúšťacieho tepla zápornú. Teplota vzniknutého roztoku je vyššia, ako bola pôvodná teplota rozpúšťadla, čiže roztok sa počas rozpúšťania samovoľne zahreje. S takýmto tepelným efektom sa rozpúšťajú niektoré tuhé látky a väčšina kvapalín. Pri rozpúšťaní plynov netreba rozrušiť žiadne súdržné sily medzi jednotlivými časticami plynu (molekulami, príp. atómami), ale naopak, pri rozpúšťaní musia najprv skondenzovať na kvapalinu, čo je spojené s uvoľňovaním tepla, a preto rozpúšťacie teplo plynov je vždy záporné.

Ak sa na rozrušenie kryštálovej mriežky spotrebuje viac tepla ako sa pri solvácii (hydratácii) uvoľní, dej je *endotermický*, a teda soli s veľkou mriežkovou energiou budú mať rozpúšťacie teplo kladné. To znamená, že teplota vzniknutého roztoku je nižšia, ako bola pôvodná teplota rozpúšťadla, roztok sa počas rozpúšťania samovoľne ochladzuje, preto je vhodné pri príprave roztokov takýchto látok zmes zahrievať.

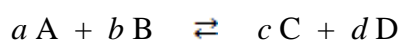
1.12.2.3 Chemická rovnováha

Výskum priebehu chemickej reakcie ukázal, že reakcie zväčša neprebiehajú až do úplného vymiznutia východiskových látok, ale v určitom okamihu nastane stav, kedy sa zdá, akoby chemická reakcia prestala prebiehať – nastáva stav *chemickej rovnováhy*.

Na začiatku je rýchlosť prebiehajúcej chemickej reakcie vysoká, pretože jej hodnota závisí od hodnôt koncentrácií východiskových látok (zákon účinku hmotností). Postupne, ako pribúdajú produkty, môžu sa i tie zrážať a navzájom reagovať, a to späť na východiskové látky – tzv. spätná reakcia. Jej rýchlosť je spočiatku nízka, ale so stúpajúcou koncentráciou produktov sa rýchlosť spätnej reakcie zvyšuje. Súčasne klesá rýchlosť premeny východiskových látok na produkty, pretože klesá ich koncentrácia. V určitom okamihu sa rýchlosť priamej reakcie vyrovná s rýchlosťou spätnej reakcie. Takáto sústava obsahuje východiskové látky aj produkty v určitých koncentráciách, ktoré sa už s časom nemenia. Preto sa zdá, akoby sa reakcia zastavila. V skutočnosti však prebieha neustále ďalej, ale v danom okamihu sa vytvorí práve toľko produktov, koľko sa ich v tom istom momente rozloží späť na východiskové látky. Preto rovnováha, ktorá nastala, nie je statická, ale je to *dynamická rovnováha*.

Takéto reakcie, ktoré prebiehajú oboma smermi, nazývame *vratné*. V súčasnosti prevláda názor, že všetky reakcie sú vratné. Iba v prípade, že je koncentrácia východiskových látok v rovnovážnom stave nepatrná, môžeme reakcie označiť za *jednosmerné*. O konečnom zložení reakčnej sústavy v rovnovážnom stave rozhodujú podmienky reakcie, t. j. počiatočné zloženie sústavy, teplota, tlak a charakter reakcie.

Pre vyjadrenie vratnosti chemickej reakcie používame obojsmernú šípku umiestnenú medzi východiskové látky a produkty. Pre vratnú chemickú reakciu vyjadrenú všeobecnou chemickou rovnicou



platí podľa zákona účinku hmotností vzťah pre rýchlosť priamej reakcie (prebiehajúcej zľava doprava):

$$v_1 = k_1 \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

a rýchlosť spätnej reakcie (zľava doprava) vyjadrená vzťahom

$$v_2 = k_2 \cdot c^c(\text{C}) \cdot c^d(\text{D})$$

Rovnovážny stav nastane v okamihu, keď sa rýchlosti priamej aj spätnej reakcie vyrovnajú, teda platí

$$v_1 = v_2$$

Po dosadení za v_1 a v_2 dostaneme:

$$k_1 \cdot c^a(\text{A}) \cdot c^b(\text{B}) = k_2 \cdot c^c(\text{C}) \cdot c^d(\text{D})$$

Po úprave, pri ktorej prenesieme konštantné veličiny (rýchlostné konštanty) na ľavú stranu rovnice a premenné (koncentrácie) na pravú stranu rovnice, dostaneme:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{c^c(\text{C}) \cdot c^d(\text{D})}{c^a(\text{A}) \cdot c^b(\text{B})} = K$$

Kde K je tzv. *rovnovážna konštanta*.

Z dôvodu zjednodušenia zápisu konvenčne používame pre zápis rovnovážnej koncentrácie symbol uvažovanej látky v hranatých zátvorkách. Napr. symbol rovnovážnej koncentrácie látky A: $c^a(\text{A})$ bude prepísaný zjednodušeným symbolom: $[\text{A}]$. Po tejto formálnej úprave bude mať vzťah pre rovnovážnu konštantu tvar:

$$K = \frac{[\text{C}]^c \cdot [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b}$$

čiže rovnovážna konštanta reakcie sa rovná podielu súčinu rovnovážnych koncentrácií produktov a súčinu rovnovážnych koncentrácií východiskových látok umocnených príslušnými *stechiometrickými* koeficientmi. Veľká hodnota rovnovážnej konštanty znamená, že rovnovážny stav sa ustálil na vysokých hodnotách koncentrácií produktov a nízkych hodnotách koncentrácií východiskových látok, čiže rovnováha je posunutá smerom k tvorbe reakčných produktov a naopak.

Hodnota rovnovážnej konštanty pre danú chemickú reakciu závisí iba od teploty, pri ktorej reakcia prebieha. Každý vratnej reakcii prislúcha jej vlastná hodnota rovnovážnej konštanty, ktorá je pre túto reakciu typická, charakteristická. Boli stanovené rovnovážne konštanty pre veľké množstvo chemických reakcií a ich hodnoty sú uvedené v tabuľkách.

1.12.2.4 Faktory ovplyvňujúce chemickú rovnováhu

Rovnovážny stav chemickej reakcie sa nemení, pokiaľ sa nezmenia vonkajšie podmienky, pri ktorých daná reakcia prebieha. Akonáhle sa však zmenia vonkajšie podmienky reakcie, rovnováha sa poruší a v sústave začnú prebiehať deje, ktoré smerujú k ustáleniu novej rovnováhy zodpovedajúcej zmeneným podmienkam. Je dôležité si uvedomiť, že pri ustálení novej rovnováhy sa nemení hodnota rovnovážnej konštanty (ak sa nezmení teplota, pri ktorej reakcia prebieha), pretože jej hodnota – ako napovedá i jej pomenovanie – je konštantná. To, čo sa pri tom zmení, sú koncentrácie reaktantov (východiskových látok aj produktov). Zmenia sa tak, že sa ustália na nových hodnotách, pri ktorých sa zachová pôvodná hodnota rovnovážnej konštanty.

Smer, ktorým sa posunie rovnováha pri zmene vonkajších podmienok, vieme určiť na základe tzv. *princípu pohyblivej rovnováhy*, ktorý vyslovili H. LeChatelier a K. F. Braun:

Porušenie rovnováhy sústavy vonkajším pôsobením vyvoláva zmeny, ktorými sa sústava usiluje zamedziť účinkom tohto pôsobenia.

Zjednodušene môžeme tento princíp vysvetliť tak, že porušenie rovnováhy vonkajším vplyvom (akciou) vyvolá dej (reakciu), ktorý smeruje k zrušeniu tohto účinku.

a) Zmena koncentrácie reaktantov

Ak po ustálení rovnováhy pridáme do reakčnej sústavy nové množstvá východiskových látok, nastáva posun rovnováhy reakcie v smere tvorby produktov (v smere zľava doprava). Tento jav si môžeme vysvetliť práve pomocou princípu pohyblivej rovnováhy: porušenie rovnováhy nastalo prídavkom východiskových látok, čo v reakčnej sústave vyvolalo reakciu smerujúcu k zrušeniu tohto účinku, čiže k zníženiu koncentrácie východiskových látok, a to ich zreagovaním na produkty. Tento spôsob sa využíva pri niektorých priemyselných výrobách, na získanie väčšieho výťažku produktu zo suroviny, a to vtedy, keď je jedna z východiskových látok lacná a môžeme si dovoliť pridať ju do reakčnej zmesi vo veľkom nadbytku.

Posúvanie rovnováhy smerom k produktom môžeme dosiahnuť aj odoberaním produktov zo sústavy. Čím viac produktov zo sústavy odoberieme, tým väčšie množstvo prítomných východiskových látok zreaguje za vzniku ďalšieho množstva produktov a reakcia sa opäť posúva zľava doprava, až pokým sa neustáli nová rovnováha (zodpovedajúca príslušnej koncentrácii reaktantov).

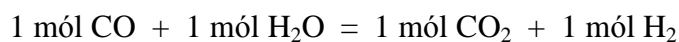
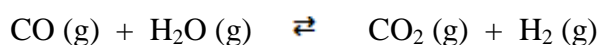
b) Zmena teploty

Zvyšovanie teploty posúva rovnováhu v smere priebehu tej reakcie, pri ktorej sa teplo pohlcuje (v smere endotermickej reakcie). Dochádza k zvýšeniu rovnovážnych koncentrácií produktov a k poklesu rovnovážnych koncentrácií východiskových látok. *Zvyšovaním teploty sa hodnota rovnovážnej konštanty zvyšuje.*

Naopak, ak teplota reakčnej zmesi klesá, posúva sa rovnováha v smere priebehu tej reakcie, pri ktorej sa teplo uvoľňuje (v smere exotermickej reakcie) – tým sa vlastne dosahuje opätovné zvýšenie teploty. Dochádza k zvýšeniu rovnovážnych koncentrácií východiskových látok a k zníženiu rovnovážnych koncentrácií produktov. *Znižovaním teploty sa hodnota rovnovážnej konštanty znižuje.*

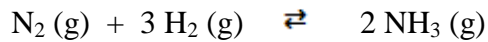
c) Zmena tlaku

Vplyv zmeny tlaku na chemickú rovnováhu sa prejavuje iba v plynných sústavách a iba pri tých reakciách, pri ktorých sa celkové látkové množstvo východiskových látok líši od celkového látkového množstva produktov (súčet stechiometrických koeficientov východiskových látok je iný ako súčet stechiometrických koeficientov produktov). Ak pri reakcii vzrastá celkové látkové množstvo, zvýšenie tlaku posunie rovnováhu v smere východiskových látok, lebo sa tým kompenzuje nárast celkového látkového množstva. Ak sa však celkové látkové množstvo reakciou znižuje, zvýšenie tlaku v sústave znamená posun rovnováhy v smere tvorby produktov, aby sa kompenzoval úbytok celkového látkového množstva. Ak sa pri reakcii celkové látkové množstvo zúčastnených plynných látok nemení, zmena tlaku nemá vplyv na rovnováhu reakcie, napr. v reakcii:



– na oboch stranách rovnice sú rovnaké látkové množstvá (2 móly) prítomných reaktanov, preto zmena tlaku na chemickú rovnováhu nemá vplyv.

Avšak v reakcii:



– na ľavej strane rovnice sú 4 móly východiskových látok, ale na druhej iba 2 móly produktov, teda zmena tlaku má vplyv na chemickú rovnováhu. V tomto prípade sa celkové látkové množstvo znižuje, takže zvyšovanie tlaku posúva rovnováhu v smere tvorby produktu amoniaku.

Pridanie katalyzátora do rovnovážnej sústavy nespôsobí posun chemickej rovnováhy, pretože katalyzátor urýchľuje (alebo spomaľuje) aj priamu aj spätnú reakciu rovnako, a teda nedochádza k posúvaniu rovnovážneho stavu (katalyzátor znižuje, resp. zvyšuje aktivačnú energiu oboch reakcií rovnako). Účinkom prítomného katalyzátora sa iba zvýši, resp. zníži rýchlosť, s ktorou sa rovnovážny stav dosiahne.

2 ZÁKLADY ORGANICKEJ CHÉMIE

2.1 PREDMET ORGANICKEJ CHÉMIE

2.1.1 DEFINÍCIA ORGANICKEJ CHÉMIE

Organická chémia skúma chemické správanie sa zlúčenín, ktorých podstatnou zložkou je uhlík. Predstavuje jednu z častí chémie, ktorá sa prirodzeným vývojom oddelila metodicky a vedecky od anorganickej chémie v 2. polovici 19. storočia a odvtedy zaznamenala výrazný pokrok. Neobmedzené možnosti syntézy nových zlúčenín, ktoré nastali s vývojom modernej prístrojovej techniky v 50. rokoch 20. storočia, znamenali skutočnú explóziu v príprave nových organických zlúčenín a vo výskume ich vlastností a reaktivity.

Vymedzenie pojmu organická chémia sa počas vývoja stále spresňovalo. Najstaršia definícia, ktorá dala organickej chémii jej meno, hovorila, že na vznik organickej zlúčeniny je potrebná „životná sila“ (lat. – vis vitalis). Tento názor bol pomerne skoro vyvrátený a na dlhú dobu sa ustálila definícia, ktorá považovala organickú chémiu za vedu, ktorá sa zaoberá skúmaním štruktúry, reakcií a vlastností zlúčenín uhlíka. Neskôr sa definícia spresnila a organická chémia sa definovala ako chémia uhlíkovodíkov (uhlíkovodíky = zlúčeniny uhlíka a vodíka) a ich derivátov (deriváty uhlíkovodíkov = zlúčeniny, v ktorých sa nachádzajú aj iné prvky).

2.1.2 UHLÍK V MOLEKULÁCH ORGANICKÝCH ZLÚČENÍN

Uhlík sa nachádza v 14. skupine a 2. perióde periodickej sústavy prvkov. Na valenčnej vrstve má štyri elektróny, a teda do elektrónovej konfigurácie najbližšieho vzácneho plynu mu chýbajú tiež štyri elektróny. Z tejto elektrónovej konfigurácie vyplývajú aj základné vlastnosti uhlíka, a to, že je štvorväzbový a vytvára iba kovalentné väzby, pretože možnosť priberania alebo odovzdávania elektrónov (tvorba iónov) pri tomto prvku prakticky neprichádza do úvahy. Charakteristickou vlastnosťou uhlíka je jeho schopnosť viazať sa navzájom a vytvárať reťazce s pevnou väzbou uhlík–uhlík, a to buď jednoduchou (C—C) alebo násobnou (dvojitou C=C, trojitou C≡C). Tvorba reťazcov je vlastnosť, ktorú do takej veľkej miery nemá žiadny iný prvok a umožňuje vznik a existenciu obrovského množstva zlúčenín. Keďže mnohé z týchto zlúčenín sa nachádzajú v prírode ako súčasť rastlinných a živočíšnych organizmov, boli pôvodne nazvané organickými zlúčeninami.

2.1.3 VLASTNOSTI A CHARAKTERISTIKA ORGANICKÝCH LÁTOK

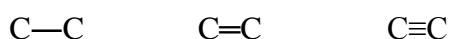
Základné prvky, z ktorých sú vystavané organické látky, sú uhlík a vodík. Okrem týchto prvkov sa v molekulách organických látok vyskytujú aj kyslík, halogény, dusík, fosfor, síra atď. (označujú sa ako *heteroatómy*). Väčšina organických zlúčenín sa vyznačuje *malou stálosťou* pri vyšších teplotách, sú teda labilné a mnohé sa rozkladajú už pri 200 °C. Zle sa rozpúšťajú vo vode, väčšina sa *rozpúšťa v organických rozpúšťadlách*, napr. v etanole, acetóne, chloroforme, benzéne a pod.

Tepelná labilita a zlá rozpustnosť organických látok vo vode súvisí s kovalentným charakterom väzieb s nízkou polaritou a neschopnosťou tvoriť väzby iónové (na rozdiel od anorganických zlúčenín, ktoré často tvoria iónové, prípadne polárne kovalentné väzby, a preto sú stálejšie pri vyšších teplotách a dobre rozpustné vo vode). Prchavé a plynné uhl'ovodíky bývajú *lahko zápalné* a so vzduchom tvoria *výbušné zmesi*.

2.2 VÄZBY V MOLEKULÁCH ORGANICKÝCH LÁTOK

Anorganické látky sú charakteristické tvorbou iónových väzieb, s ktorými sa v organických zlúčeninách takmer nestretávame. Pre organické zlúčeniny je charakteristická tvorba kovalentných väzieb, t. j. takých, v ktorých dva atómy majú spoločný jeden alebo viac elektrónových párov.

Ak dva atómy majú spoločný *jeden väzbový pár* elektrónov, hovoríme o *jednoduchej väzbe*. O *násobných väzbách* hovoríme, ak atómy majú spoločné *dva (dvojitá väzba)* alebo *tri (trojitá väzba) väzbové elektrónové páry*:



Jednoduchá kovalentná väzba sa skladá z väzby väzbovým orbitálom σ , v násobných väzbách je druhá a tretia väzba tvorená väzbovými orbitálmi π .

Atómy uhlíka tvoria jednoduchú väzbu najčastejšie medzi sebou C—C alebo s inými atómami (tzv. heteroatómami):

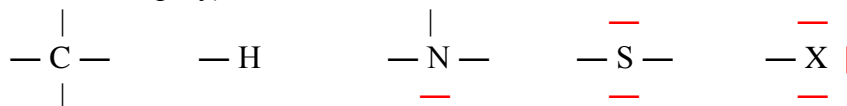


Dvojitú väzbu tvoria najčastejšie medzi sebou C=C alebo s kyslíkom a dusíkom:



Platí, že dĺžka väzby medzi atómami (a nielen uhlíkovými navzájom) klesá od jednoduchej k trojitej väzbe, na druhej strane pevnosť väzieb v tomto smere stúpa.

Počet kovalentných väzieb, ktorými sú atómy jednotlivých prvkov viazané v molekulách organických zlúčenín, sa nazýva *väzbovosť*. Atómy uhlíka sú štvorväzbové, vodík je jednoväzbový, dusík je obvykle trojväzbový, síra a kyslík sú obvykle dvojväzbové, halogény sú obvykle jednoväzbové (čiernymi čiarkami sú znázornené väzby, červenými voľné elektrónové páry):

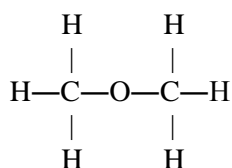


Vlastnosti organických zlúčenín závisia nielen od druhu atómov, ale aj od vnútorného usporiadania (štruktúry) ich molekúl, t. j. od poradia, v akom sú jednotlivé atómy usporiadané, ako aj od spôsobu, akým sú navzájom viazané. Tento spôsob usporiadania sa nazýva *konštitúcia* a v prípade organických zlúčenín má mimoriadny význam, pretože sa často stáva, že dve alebo aj viac zlúčenín má rovnaký sumárny vzorec, ale líšia sa v konštitúcii, čo predurčuje ich rozdielne vlastnosti.

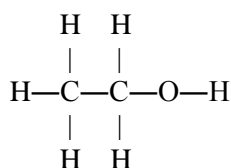
Príklad:

Etanol a dimetyléter – majú rovnaký sumárny vzorec $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, ale úplne rozdielne fyzikálne a chemické vlastnosti, pretože ich konštitúcia je rozdielna:

dimetyléter (t. v. – 24 °C)



etanol (t. v. + 78 °C)



Predchádzajúce vzorce sa nazývajú *konštitučné*, pretože vyjadrujú konštitúciu molekuly organickej zlúčeniny. Dimetyléter a etanol z predchádzajúceho príkladu sa nazývajú *konštitučné izoméry* a celý jav nazývame *konštitučná izoméria*.

Okrem pojmu konštitúcia treba vysvetliť aj pojem *štruktúra*, ktorý vyjadruje nielen spôsob usporiadania a vzájomného viazania jednotlivých atómov v molekule, ale označuje aj priestorové usporiadanie molekuly organickej látky. To znamená, že pojem štruktúra je nadradený pojmu konštitúcia a práve od štruktúry, t. j. priestorového usporiadania vo veľkej miere závisia mnohé chemické vlastnosti organických látok, predovšetkým ich reaktivita.

2.3 KLASIFIKÁCIA A NÁZVOSLOVIE VYBRANÝCH ORGANICKÝCH ZLÚČENÍN

Veľký počet organických zlúčenín vyskytujúcich sa v prírode nevyhnutne viedol k potrebe tvorby presných pravidiel ich názvoslovia. Spočiatku prevládajúce *triviálne názvoslovie* súviselo s pôvodom alebo vlastnosťami príslušných zlúčenín, napr. močovina, kyselina octová, kyselina mravčia. Vývoj a úzka špecializácia v organickej chémii si vyžiadali tvorbu názvov podľa presných pravidiel, tzv. *systémové názvoslovie*, ktoré určuje a upravuje medzinárodná názvoslovná komisia IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry).

2.3.1 KLASIFIKÁCIA UHLĽOVODÍKOV

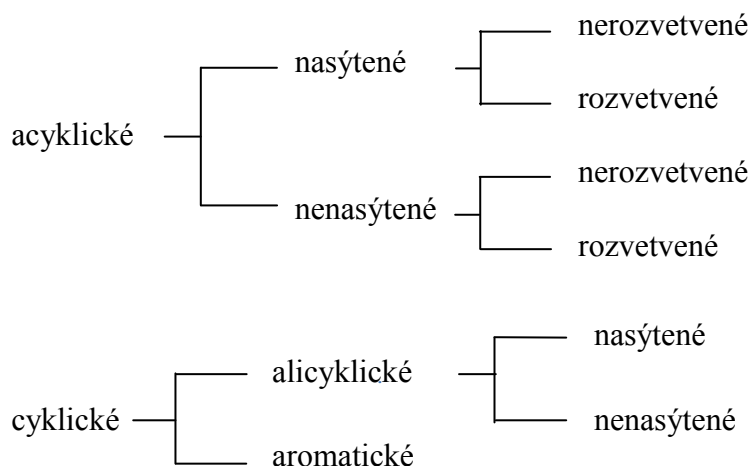
Organické zlúčeniny tvorené atómami uhlíka a vodíka nazývame *uhl'ovodíkmi*. Vzhľadom na schopnosť atómov uhlíka spájať sa do reťazcov rôznej dĺžky a tvaru, môže vznikáť veľa variácií, ktoré umožňujú vznik uhl'ovodíkov s *otvoreným reťazcom* alebo s *reťazcom uzavretým* do kruhu (cyklu). Na základe tohto usporiadania označujeme zlúčeniny s otvoreným reťazcom ako *acyklické (alifatické)* a zlúčeniny s uzatvoreným reťazcom ako *cyklické zlúčeniny*.

Dĺžka uhlíkových reťazcov môže byť rozličná. Najmenší počet uhlíkov v zlúčeninách acyklických je jeden, najmenší počet uhlíkov v zlúčeninách cyklických je tri (trojčlenný cyklus). Najväčšie acyklické reťazce môžu byť tvorené z tisícov uhlíkov, najväčšie cyklické zlúčeniny majú kruhy tvorené z niekoľko desiatok uhlíkových atómov.

Otvorené reťazce acyklických zlúčenín môžu byť *nerozvetvené* a *rozvetvené*, to znamená, že v nerozvetvených reťazcoch sa uhlík viaže najviac s dvoma ďalšími uhlíkmi a v rozvetvených reťazcoch sa atóm uhlíka môže viazať s tromi aj štyrmi ďalšími uhlíkmi:



Rozdielne spôsoby reťazenia uhlíkových atómov umožňuje existenciu obrovského množstva organických zlúčenín (odhaduje sa viac ako 20 miliónov). Kombinačné možnosti rozširuje aj schopnosť tvorby násobnej väzby. Preto ďalším kritériom klasifikácie organických zlúčenín (okrem tvaru reťazca) je typ väzieb. Uhl'ovodíky, ktoré majú v molekulách iba jednoduché väzby, sa nazývajú *nasýtené*, uhl'ovodíky s dvojitými a trojitými väzbami v molekulách sa nazývajú *nenasýtené*.



Pokiaľ sa v molekule organickej zlúčeniny vyskytuje okrem uhlíka a vodíka aj atóm alebo skupina atómov iných prvkov (heteroatómy), takéto zlúčeniny nazývame *deriváty uhl'ovodíkov*. Pre každý derivát je charakteristická určitá tzv. *funkčná skupina* atómov, ktorá obsahuje aspoň jeden heteroatóm. Podľa tejto charakteristickej skupiny atómov rozdeľujeme deriváty uhl'ovodíkov na:

- halogénderiváty,
- dusíkaté deriváty,
- kyslíkaté deriváty,
- deriváty síry,
- organické zlúčeniny fosforu a kremíka,
- organokovové zlúčeniny.

Osobitnú skupinu derivátov uhl'ovodíkov tvoria tzv. *heterocyklické zlúčeniny* – cyklické zlúčeniny, v ktorých sa nachádza jeden alebo viac heteroatómov naviazaných priamo v cykle.

2.3.2 NÁZVOSLOVIE ACYKlickÝCH (ALIFATICKÝCH) UHL'OVODÍKOV

2.3.2.1 Nasýtené uhl'ovodíky – alkány

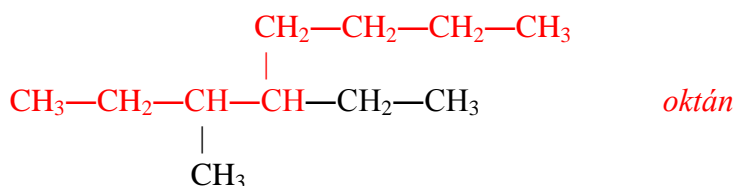
Najjednoduchšími uhl'ovodíkmi sú acyklické (alifatické) uhl'ovodíky, preto ich názvoslovie tvorí základ názvov zložitejších uhl'ovodíkov.

Sumárny vzorec alkánov je C_nH_{2n+2} (kde $n = 1, 2, 3, \dots$). Prvé štyri alkány majú triviálne názvy (metán CH_4 , etán CH_3CH_3 , propán $CH_3CH_2CH_3$, bután $CH_3CH_2CH_2CH_3$). Názov ďalších alkánov sa tvorí z gréckej číslovky označujúcej počet uhlíkov v reťazci a koncovky **-án** (pentán $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$, hexán $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$, ...). Z narastajúcej dĺžky vzorcov po sebe idúcich alkánov vyplýva, že každý nasledujúci alkán sa od predchádzajúceho líši o skupinu $-CH_2-$, ktorú nazývame *homologický prírastok*. Usporiadanie uhl'ovodíkov s podobnou štruktúrou na základe stúpajúcej relatívnej hmotnosti molekuly, pričom nasledujúci člen sa od predchádzajúceho v rade líši o homologický prírastok, sa nazýva *homologický rad*.

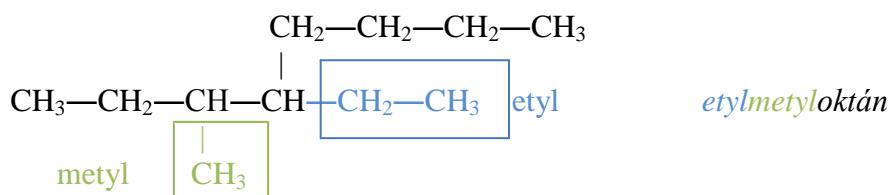
Odtrhnutím atómu vodíka z koncového uhlíka nerozvetveného uhl'ovodíka vzniká jednoväzbová skupina – **alkyl**, ktorej názov sa tvorí podobne ako názov príslušného uhl'ovodíka, iba namiesto koncovky -án sa použije koncovka **-yl** (metyl, etyl, ... pentyl, hexyl, heptyl, ...).

Názvoslovie rozvetvených uhlíkovodíkov sa tvorí podľa nasledujúcich pravidiel:

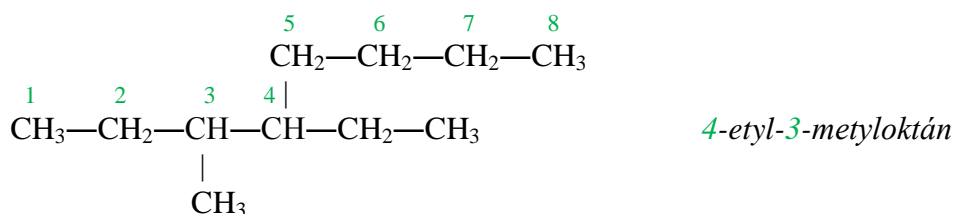
1. Vyberieme najdlhší, tzv. hlavný uhlíkový reťazec a pomenujeme ho:



2. Určíme a pomenujeme alkyl naviazaný na hlavný reťazec. Ak je alkylov viac ako jeden, uložíme ich postupne podľa abecedy:



3. Atómy uhlíka v reťazci očísľujeme tak, aby naviazané alkyly mali čo najmenšie čísla:

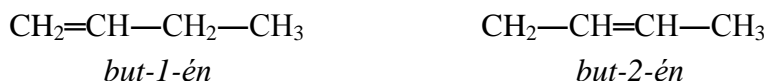


2.3.2.2 Nenasýtené uhlíkovodíky – alkény, alkíny

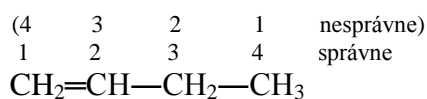
Nenasýtené uhlíkovodíky, ktoré obsahujú vo svojej štruktúre aspoň jednu dvojitú väzbu, sa nazývajú alkény, uhlíkovodíky s aspoň jednou trojitou väzbou sa nazývajú alkíny. Sumárny vzorec alkénov je C_nH_{2n} ($n = 2, 3, \dots$) a alkínov je $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ($n = 2, 3, \dots$). Názvoslovie nenasýtených uhlíkovodíkov sa tvorí podľa rovnakých pravidiel ako názvoslovie nasýtených uhlíkovodíkov, avšak násobná väzba sa vyjadruje koncovkou **-én** pre alkény a koncovkou **-ín** pre alkíny.

Pre najnižší uhlíkovodík s dvojitou väzbou etén sa používa aj triviálny názov etylén a podobne pre najnižší uhlíkovodík s trojitou väzbou etín aj triviálny názov acetylén.

Pri tvorbe názvu nenasýteného uhlíkovodíka je potrebné tiež správne určiť polohu násobnej väzby vzhľadom na existenciu *polohovej izomérie násobnej väzby*. Ide o jav, pri ktorom uhlíkovodík určitého zloženia môže mať rozdielnu polohu násobnej väzby, a tým aj rozdielne vlastnosti. Napríklad uhlíkovodík so sumárnym vzorcom C_4H_8 môže mať dvojitú väzbu vychádzajúcu z prvého alebo druhého uhlíka v reťazci:

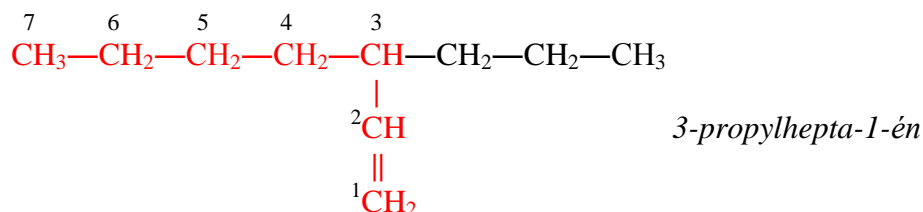


Číslo uhlíka, z ktorého vychádza násobná väzba, má byť čo najmenšie:



V prípade, že uhl'ovodík obsahuje v reťazci viac násobných väzieb, ich počet sa vyjadruje predponou príslušného počtu (dién, trién, tetraén, ...; diín, triín, tetraín, ...).

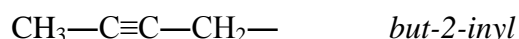
Názvy rozvetvených nenasýtených uhl'ovodíkov sa tvoria podobne ako u nasýtených uhl'ovodíkov, s tým rozdielom, že *násobná väzba musí byť vždy v hlavnom reťazci* (aj keby nebol najdlhší) a *má prednosť v číslovaní* pred alkylom:



Ak sa v reťazci uhl'ovodíka vyskytujú obidva druhy násobných väzieb, uprednostňuje sa v názve dvojitá väzba pred trojitou:



Názvy alkylov obsahujúcich násobné väzby tvoríme tiež koncovkou **-yl**. Číslo 1 má uhlík alkylu naviazaný na hlavný reťazec:



Pre niektoré alkyly sa používajú triviálne názvy:



2.3.3 NÁZVOSLOVIE CYKlickÝCH UHL'OVODÍKOV

Cyklické uhl'ovodíky ako aj ich alkyly pomenúvame rovnako ako acyklické iba pred ich názov kladieme predponu **cyklo-**:



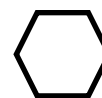
cyklopropán



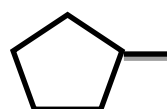
cyklobután



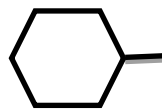
cyklopentán



cyklohexán



cyklopentyl

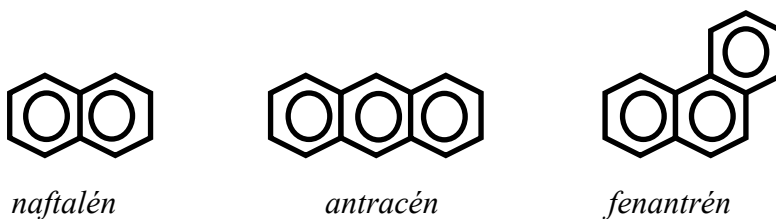


cyklohexyl

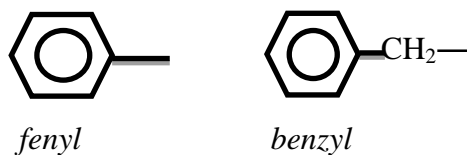
Samostatnú skupinu v rámci cyklických uhľovodíkov tvoria *aromatické uhľovodíky* (*arény*). Základnou aromatickou zlúčeninou je benzén, pre ktorý je možné použiť dva spôsoby zápisu:



Arény sa rozdeľujú na monocyklické (jednojadrové), ku ktorým zaraďujeme benzén a zlúčeniny od neho odvodené, a polycyklické (viacjadrové kondenzované), u ktorých sa často používa triviálne názvoslovie:



Jednoväzbové uhľovodíkové zvyšky odvodené od arénov sa všeobecne označujú ako **aryly**, ale často majú aj triviálne názvy:

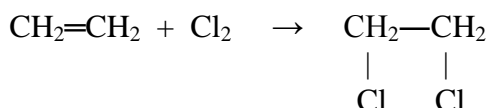


2.4 KLASIFIKÁCIA REAKCIÍ ORGANICKÝCH ZLÚČENÍN

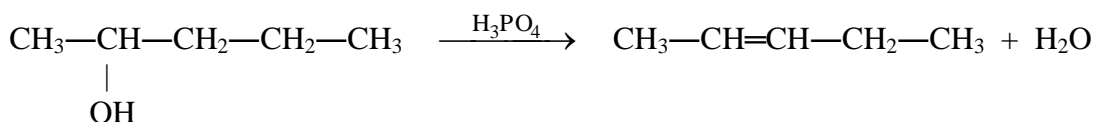
Pri reakciách organických zlúčenín platia tie isté zákony ako pri reakciách anorganických zlúčenín, majú však určité špecifiká. Zvyčajne prebiehajú pomalšie ako iónové reakcie anorganických zlúčenín a často pri nich dochádza k výraznej zmene v štruktúre reagujúcich molekúl (napr. cyklické molekuly sa rozštiepia na acyklické zlúčeniny a naopak; zo zlúčenín s malou molekulovou hmotnosťou vznikajú zlúčeniny zložené z obrovského množstva takýchto molekúl; môže nastať zmena priestorovej orientácie a pod.). Priebeh reakcií organických látok je veľmi zložitý a často vzniká pestrá zmes produktov. Napriek tomu je možné rozdeliť reakcie organických zlúčenín do štyroch základných skupín podľa určitých charakteristických znakov v *reakčnom mechanizme*:

- adície,
- eliminácie,
- substitúcie,
- prešmyky.

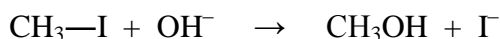
Adícia (pripojenie, pridanie) je reakcia, pri ktorej dochádza ku zmene násobnej väzby na väzbu jednoduchú a súčasne sa na molekulu naviažu dva nové atómy. Napríklad z nenасыteného uhl'ovodíka eténu vzniká adíciou chlóru 1,2-dichlóretán:



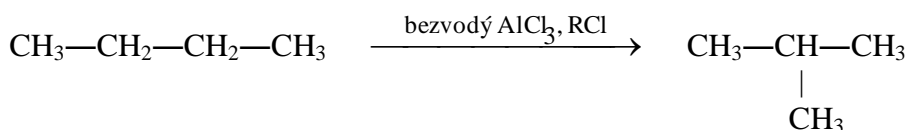
Eliminácia (odštepovanie) je opačná reakcia ako adícia, t. j. namiesto spájania dochádza k rozpadu jednej zlúčeniny na viac zlúčenín. Súčasne vznikajúce zlúčeniny obsahujú násobné väzby. Napríklad odštiepenie vody z pentán-2-olu účinkom kyseliny fosforečnej za vzniku pent-2-énu:



Substitúcia (výmena) – ako už názov hovorí, je výmena jedného atómu alebo skupiny atómov za iný atóm alebo skupinou atómov. Napríklad výmena atómu jódu v molekule jódmétánu účinkom hydroxidových iónov za hydroxylovú skupinu za vzniku metanolu:



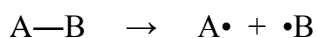
Prešmykom nazývame premenu jednej zlúčeniny na druhú preskupením atómov v molekule bez toho, aby sa zmenil sumárny vzorec zlúčeniny (vznikne teda nový izomér). Napríklad premena butánu na 2-metylpropán vplyvom bezvodého chloridu hlinitého za prítomnosti stopového množstva chlóralkánu (RCl):



Okrem toho existuje v organickej chémii viacero zložitých reakcií, ktoré však možno chápať ako kombináciu uvedených predchádzajúcich typov reakcií.

Iná klasifikácia reakcií organických zlúčenín delí reakcie z hľadiska *spôsobu zániku* väzby. Väzba medzi atómami A a B v zlúčenine A—B môže zaniknúť dvojakým spôsobom:

1. elektróny tvoriace väzbu v molekule A—B sa rozdelia rovnomerne medzi atómy A a B, t. j.:



Takéto štiepenie nazývame *homolytické (homopolárne)* alebo *radikálové* a častice, ktoré takto vzniknú, nazývame *radikály*. Homolytický zánik väzby sa najčastejšie vyvoláva teplom, svetlom alebo katalyzátormi a stretávame sa s ním väčšinou pri zlúčeninách nepolárnych alebo slabo polárnych. Uskutočňuje sa v plynnej fáze, v nepolárnych alebo slabo polárnych rozpúšťadlách.

2. elektróny tvoriace väzbu v molekule A—B sa posunú k jednému z atómov A, B, pričom na jednom z nich vznikne voľný elektrónový pár a atóm bude mať záporný náboj, na druhom atóme bude elektrónová medzera a tento atóm bude mať kladný náboj:



Takéto štiepenie väzby sa nazýva *heterolytické (heteropolárne)* alebo *iónové*. Pri zániku väzby sa väzbové elektróny posúvajú k elektronegatívnejšiemu atómu. Heterolytické reakcie sú najčastejším typom reakcií uplatňujúcich sa pri organických zlúčeninách. Tento typ štiepenia umožňujú tzv. heterolytické činidlá, ktoré sa delia na elektrofilné a nukleofilné. Pri heterolytických reakciách sa uplatňujú *elektrofilné* častice, ktoré sú príjemcami (akceptormi) elektrónov. Sú to niektoré katióny (H^+ , Br^+ , NO_2^+) alebo molekuly (SO_3). Častice, ktoré pri heterolytických reakciách poskytujú elektróny (sú donormi elektrónov), sa nazývajú *nukleofilné*. Patria k nim niektoré anióny (OH^- , Γ^-) aj molekuly (H_2O , NH_3). Podľa charakteru zúčastnených činidiel rozdeľujeme heterolytické reakcie na *elektrofilné* a *nukleofilné*.

2.5 ZÁKLADNÉ CHARAKTERISTIKY A VLASTNOSTI ORGANICKÝCH ZLÚČENÍN

2.5.1 ALKÁNY

Prvé štyri členy homologického radu alkánov (C_1 až C_4) sú za normálnych podmienok plyny, alkány s počtom uhlíkov C_5 až C_{15} sú kvapaliny a alkány s vyšším počtom uhlíkov v reťazci sú tuhé látky. S rastúcou molekulovou hmotnosťou alkánov teda rastie aj ich teplota topenia a varu.

Vzhľadom na to, že alkány majú nepolárne molekuly, rozpúšťajú sa iba v nepolárnych rozpúšťadlách. V polárnych rozpúšťadlách (teda aj vo vode) sú nerozpustné, na ich povrchu vytvárajú súvislú vrstvu (film).

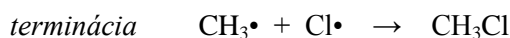
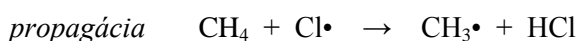
V porovnaní s alkénmi a alkínmi sú alkány najmenej reaktívne. Pretože medzi dvoma uhlíkovými atómami (C—C) vzniká typická nepolárna kovalentná väzba a väzba atómu uhlíka a vodíka (C—H) vykazuje len veľmi slabú polaritu, dochádza v alkánoch iba k homolytickému štiepeniu týchto väzieb za vzniku radikálov. Na uskutočnenie takejto radikálovej reakcie je potrebné dodať pomerne veľkú energiu, na čo sa využíva ultrafialové žiarenie (UV), vysoká teplota alebo vhodné reakčné činidlo, ktoré iniciujú vznik radikálov.

Charakteristickými reakciami alkánov sú *radikálové substitúcie*, pri ktorých dochádza k nahradeniu atómu vodíka iným atómom alebo skupinou atómov. Radikálové substitúcie prebiehajú v troch stupňoch:

1. *iniciácia* – vznik radikálu,
2. *propagácia* – reakcia radikálu so substituentom a vznik nových radikálov,
3. *terminácia* – vzájomná reakcia radikálov a ich zánik t. j. ukončenie reakcie.

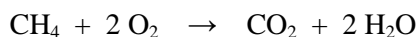
Príklad:

Chlorácia alkánov

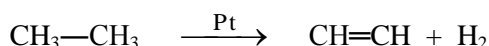


Pri iniciácii dochádza k štiepeniu molekuly chlóru na radikály vplyvom ultrafialového žiarenia. Vzniknutý radikál chlóru napadne molekulu metánu a spôsobí vznik metylového radikálu a molekuly chlorovodíka. Metylový radikál reaguje s ďalšou molekulou chlóru za vzniku chlórmetánu a radikálu chlóru. Tento proces sa cyklicky opakuje a nazýva sa propagácia. Ukončenie reakcie nastane počas procesu terminácie, t. j. vzájomnej reakcie metylového a chlórového radikálu. Pri chlorácii alkánov je možné nahradiť postupne všetky atómy vodíka atómami chlóru, a tak môže vzniknúť viacero produktov (CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 , CCl_4) v závislosti od reakčných podmienok.

Radikálovým mechanizmom sa uskutočňuje aj *oxidácia* (horenie) alkánov. Horenie alkánov je sprevádzané uvoľňovaním značného tepla, sú to silne exotermické reakcie, preto sa alkány používajú aj ako palivá.

Príklad:*Horenie metánu*

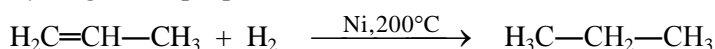
Eliminačné reakcie alkánov sa uskutočňujú pri vysokých teplotách (600 °C) alebo v prítomnosti katalyzátorov (Pt, Pd, Ni), pričom vznikajú nenasýtené uhľovodíky. Z molekúl alkánov sa pritom odštiepi vodík, a preto sa táto eliminačná reakcia nazýva *dehydrogenáciou*.

Príklad:*Dehydrogenácia etánu*

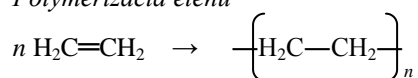
Medzi najvýznamnejšie alkány zaradujeme metán CH₄, bezfarebý plyn bez zápachu, ktorý so vzduchom tvorí výbušnú zmes. Je hlavnou súčasťou zemného plynu a svietiplynu. Súčasťou zemného plynu sú aj ďalšie dva hospodársky významné alkány – propán C₃H₈ a bután C₄H₁₀, ktoré sa využívajú ako vykurovacie plyny pre domácnosti a palivá pre spaľovacie motory.

2.5.2 ALKÉNY A ALKÍNY

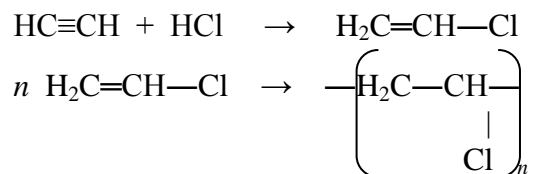
Fyzikálne vlastnosti alkénov sú veľmi podobné vlastnostiam alkánov. Najjednoduchšie alkény sú plyny, vyššie sú kvapaliny až tuhé látky. Chemické vlastnosti sú však výrazne ovplyvnené prítomnosťou dvojitej väzby, ktorá predstavuje reakčné centrum alkénov. Alkény sú v porovnaní s alkánmi reaktívnejšie, podliehajú predovšetkým *adíciam*, pri ktorých zaniká dvojité väzba a mení sa na jednoduchú. Dôležitou adičnou reakciou alkénov je *hydrogenácia*, t.j. reakcia alkénu s vodíkom pri zvýšenej teplote (200 °C) a v prítomnosti katalyzátora (Ni). Hydrogenácia prebieha radikálovým mechanizmom a je to reakcia, ktorá sa významnou mierou uplatňuje v potravinárstve pri výrobe stužených tukov.

Príklad:*Hydrogenácia propénu*

Významné sú tiež *polymerizačné reakcie* alkénov, pri ktorých sa molekuly jednoduchých alkénov (monoméry) spájajú do dlhých reťazcov za vzniku makromolekúl (polymérov). Týmto spôsobom sa vyrábajú plasty, napríklad z eténu (etylénu) polyetylén a z propénu (propylénu) polypropylén.

Príklad:*Polymerizácia eténu*

Fyzikálnymi vlastnosťami sa alkíny podobajú alkánom a alkénom. Aj reaktivitou sa alkíny podobajú alkénom. Charakteristické sú pre ne adičné reakcie na trojitej väzbe, ktoré vedú ku vzniku dvojitej až jednoduchej väzby. Veľmi významnou reakciou je adícia chlorovodíka na etín, pri ktorej vzniká chlórétén (vinylchlorid), ktorého polymerizáciou sa vyrába plast polyvinylchlorid (PVC):



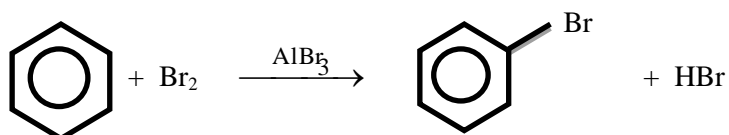
2.5.3 AROMATICKÉ UHLĽOVODÍKY (ARÉNY)

Monocyklické aromatické zlúčeniny sú kvapaliny, často príjemnej vône, horľavé a toxické. Dobré sa rozpúšťajú v organických rozpúšťadlách, vo vode sú nerozpustné, keďže majú nepolárny charakter. Polycyklické arény sú väčšinou tuhé látky, ktoré ľahko sublimujú.

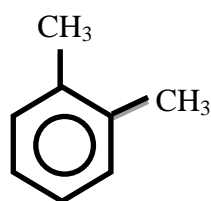
Pre aromatické zlúčeniny sú charakteristické predovšetkým energeticky výhodnejšie substitučné reakcie – halogenácia, nitrácia, alkylácia, sulfonácia. Pri týchto reakciách dochádza k nahradzovaniu atómu vodíka príslušným atómom alebo skupinou atómov (halogénom, –R, –NO₂, –SO₃H).

Príklad:

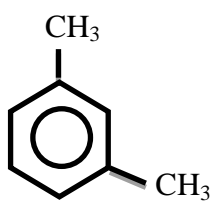
Halogenácia benzénu



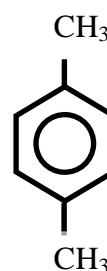
Ak sa na benzén naviažu dva substituenty, ich vzájomnú polohu 1,2 označujeme ako o-(orto), polohu 1,3 ako m-(meta) a polohu 1,4 ako p-(para), pričom číslovanie v benzéne sa začína vždy od uhlíka, na ktorom je naviazaný substituent:



o-xylén



m-xylén



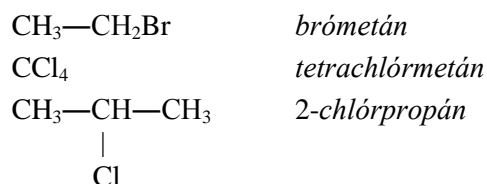
p-xylén

2.5.4 VYBRANÉ DERIVÁTY UHLĚOVODÍKOV

2.5.4.1 Halogénderiváty

Halogénderiváty uhľovodíkov majú v molekule jeden alebo viac atómov halogénov naviazaných na atómy uhlíka. Ich názov sa tvorí z predpony označujúcej halogén a príslušného uhľovodíka. Prítomnosť viacerých atómov halogénu sa vyjadruje zodpovedajúcou číslovkou, prípadne polohou.

Príklad:



Nižšie halogénderiváty sú plyny alebo prchavé, nehorľavé kvapaliny, niektoré majú narkotické (chloroform) alebo slzotvorné (benzylchlorid) účinky. Vyššie halogénderiváty sú tuhé látky nerozpustné vo vode, ktoré v porovnaní s uhľovodíkmi s rovnakým počtom uhlíkov majú vyššie hustoty a teploty varu.

Halogénderiváty sú veľmi reaktívne zlúčeniny, v dôsledku prítomnosti polárnej kovalentnej väzby medzi atómom uhlíka a atómom halogénu. Väzbový elektrónový pár je posunutý smerom k elektronegatívnejšiemu atómu halogénu, čo spôsobuje vznik čiastkového záporného náboja na strane atómu halogénu a rovnako veľkého čiastkového kladného náboja na strane atómu uhlíka. Takáto polarizácia väzby umožňuje pomerne jednoduché nahradenie atómu halogénu iným atómom alebo skupinou atómov. Halogénderiváty sa preto využívajú ako východiskové zlúčeniny pri rôznych organických syntézach. Sú pre ne charakteristické substitučné reakcie.

2.5.4.2 Dusíkaté deriváty

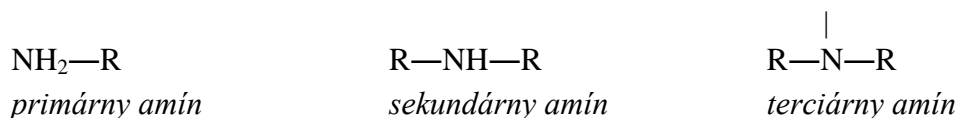
Dusíkaté deriváty uhľovodíkov sú organické zlúčeniny, ktoré majú v molekule na atóme uhlíka naviazaný aspoň jeden atóm dusíka. Najznámejšie z nich sú *nitrozlúčeniny* a *amíny*.

Nitrozlúčeniny majú v molekule na atóme uhlíka naviazanú nitroskupinu —NO_2 . Názvoslovie týchto zlúčení sa tvorí predponou nitro- a názvom príslušného uhľovodíka. Viacnásobný počet nitroskupín, resp. ich poloha na uhlíku sa vyjadruje podobne ako u halogénderivátov.

Nitrozlúčeniny sú kvapaliny alebo tuhé látky s charakteristickou vôňou, málo rozpustné vo vode. Sú veľmi reaktívne, najväčší význam má ich redukcia, pri ktorej sa redukuje nitroskupina až na aminoskupinu —NH_2 . Táto reakcia sa najčastejšie uskutočňuje v kyslom prostredí pomocou kovu (Fe, Sn) alebo vodíkom za prítomnosti katalyzátora (Ni, Pt).

Nahradením jedného až všetkých troch atómov vodíka v molekule amoniaku (NH_3) uhľovodíkovým zvyškom (—R) získavame amíny. Podľa počtu nahradených vodíkov rozlišujeme primárne, sekundárne alebo terciárne amíny:

R



Uhl'ovodíkové zvyšky (–R) v sekundárnych a terciárnych amínoch môžu byť rovnaké alebo rôzne. V takom prípade hovoríme o zmiešaných amínoch.

Názvoslovie amínov sa tvorí z názvu príslušného uhl'ovodíka predponou **amino-** alebo príponou **-amín**. Mnohé majú aj triviálne názvy.

Najjednoduchšie amíny sú plyny štiplavého zápachu, rozpustné vo vode. Amíny s vyššou molekulovou hmotnosťou sú kvapaliny tiež väčšinou nepríjemne zapáchajúce, ich rozpustnosť vo vode je však menšia. Mnohé sa vyskytujú v prírode, kde vznikajú rozkladom bielkovín. Amíny s väčším počtom atómov uhlíka sú tuhé látky bez zápachu.

Amíny sú zlúčeniny zásaditého charakteru, čo je spôsobené prítomnosťou voľného elektrónového páru na aminoskupine. Sú preto schopné reagovať s kyselinami, pričom vznikajú tzv. amóniové soli, dobre rozpustné vo vode. Z praktického hľadiska je významná reakcia aromatických amínov s dusitanom sodným v kyslom prostredí (diazotácia), ktorá poskytuje diazóniové soli. Tieto soli sú východiskovými látkami pri výrobe syntetických azofarbív.

2.5.4.3 Kyslíkaté deriváty

Kyslíkaté deriváty uhl'ovodíkov predstavujú bohatú skupinu rôznorodých látok, v ktorých je na atóm uhlíka naviazaný atóm kyslíka v rôznych funkčných skupinách. Atóm kyslíka je v týchto zlúčeninách vždy dvojitý, pričom vytvára buď dve jednoduché väzby alebo jednu dvojitú väzbu. Podľa naviazanej funkčnej skupiny rozdeľujeme kyslíkaté deriváty uhl'ovodíkov na:

- *alkoholy a fenoly* – obsahujú hydroxylovú funkčnú skupinu —OH,
- *aldehydy a ketóny* – obsahujú karbonylovú funkčnú skupinu $\text{C}\equiv\text{O}$,
- *karboxylové kyseliny* – obsahujú karboxylovú funkčnú skupinu $\begin{array}{c} \text{—C=O} \\ | \\ \text{OH} \end{array}$,
- *étery* – na kyslíkovom atóme majú naviazané dva uhl'ovodíkové zvyšky —O—.

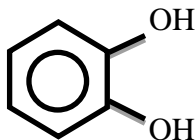
Ku kyslíkatým derivátom zaraďujeme aj deriváty karboxylových kyselín, ktoré majú hydroxylovú skupinu nahradenú atómom halogénu alebo nitroskupinou.

a) *Alkoholy a fenoly*

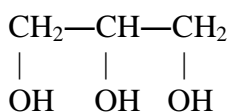
V alkoholoch je hydroxylová skupina —OH naviazaná na nasýtený alebo nenasýtený uhl'ovodíkový reťazec. Fenoly sú zlúčeniny, ktoré majú hydroxylovú skupinu naviazanú priamo na aromatický kruh. Názvoslovie týchto zlúčenín sa tvorí príponou **-ol** k názvu príslušného uhl'ovodíka (etanol), resp. **-fenol** k príslušnému alkylu alebo arylu (metylfenol). Viaceré fenoly majú aj triviálne názvy (naftol, krezol, pyrokatechol).

Podľa počtu naviazaných hydroxylových skupín rozdeľujeme tieto zlúčeniny na jednosýtné a viacsýtné:





dvojsýtny fenol



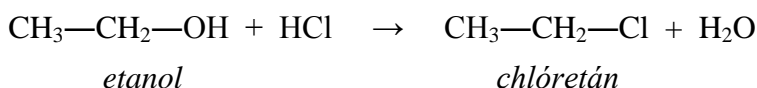
trojsýtny alkohol

Podľa umiestnenia hydroxylovej skupiny na uhlíkovom reťazci rozdeľujeme alkoholy na:

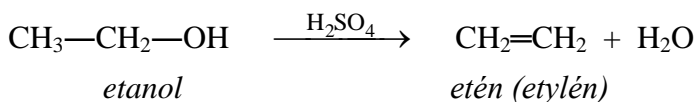
- *primárne* R—CH₂—OH
- *sekundárne* R—CH—OH
 |
 R
- *terciárne* R—C—OH
 |
 R

Nižšie alkoholy sú bezfarebné kvapaliny príjemnej vône, alkoholy viac ako s dvanástimi atómami uhlíka v reťazci sú tuhé látky. Najnižšie alkoholy – metanol, etanol a propanol, sa s vodou neobmedzene miešajú, od butanolu vyššie ich rozpustnosť vo vode klesá a zvyšuje sa rozpustnosť v nepolárnych rozpúšťadlách. Rozpustnosť najnižších alkoholov vo vode súvisí s polárnym charakterom hydroxylovej skupiny, ktorý umožňuje tvorbu vodíkových väzieb s molekulami vody.

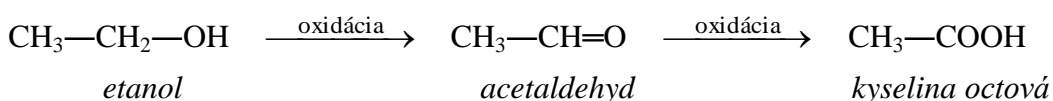
Charakteristickou reakciou alkoholov je substitúcia, pri ktorej je hydroxylová skupina nahradená inou skupinou, napr. halogénom:

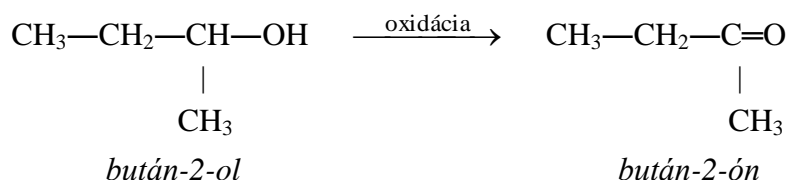


Z eliminačných reakcií je významná reakcia, pri ktorej sa z alkoholu odštiepi voda, pričom vznikne alkén. Táto reakcia (dehydratácia) prebieha v prítomnosti dehydratačných činidiel, napr. koncentrovanej H₂SO₄ alebo Al₂O₃.

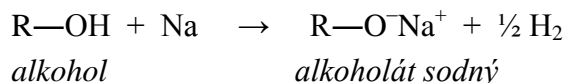


Reakcie alkoholov s oxidačnými činidlami (KMnO₄, K₂Cr₂O₇) v kyslom prostredí vedú ku vzniku aldehydov a ketónov. Primárne alkoholy sa takto oxidujú na aldehydy, ktoré sa hneď ďalej oxidujú až na príslušnú karboxylovú kyselinu. Sekundárne alkoholy sa oxidujú na ketóny. Terciárne alkoholy oxidácii nepodliehajú.

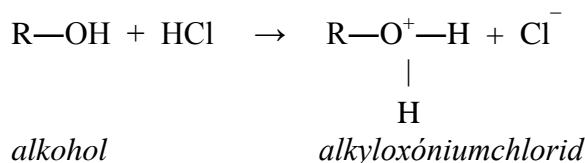




Alkoholy majú amfotérny charakter to znamená, že v závislosti od reakčných podmienok sa správajú buď ako zásady alebo ako kyseliny. Reakciou s alkalickými kovmi alebo ich hydroxidmi sa správajú ako slabé kyseliny a poskytujú soli – alkoholáty:



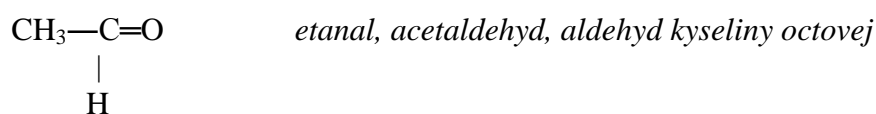
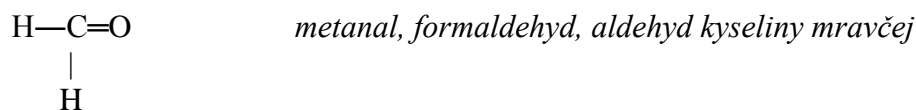
Pri reakcii so silnými kyselinami sa alkoholy správajú ako slabé zásady, prijímajú kation vodíka a tvoria oxóniové soli:



Fenoly sú bezfarebné kvapaliny alebo tuhé kryštalické látky nepríjemného zápachu s leptavými účinkami. Na vzduchu sa oxidujú pričom hnednú. Vo vode sa rozpúšťajú len veľmi málo, zato ich rozpustnosť v organických rozpúšťadlách je dobrá. Poskytujú podobné reakcie ako alkoholy majú však kyslejší charakter čo je spôsobené prítomnosťou benzénového jadra.

b) Aldehydy a ketóny

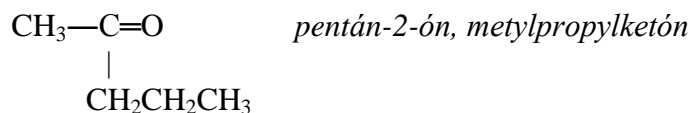
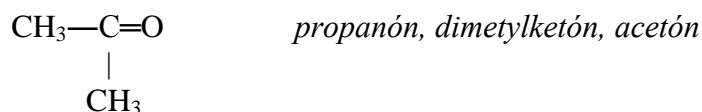
Aldehydy majú na karbonylovej funkčnej skupine naviazaný jeden uhlíkovodíkový zvyšok R—CH=O, okrem najjednoduchšieho aldehydu – formaldehydu H—CH=O, ktorý má na karbonylovej skupine naviazané dva vodíkové atómy. Názvoslovie aldehydov sa tvorí pridaním koncovky **-al** k názvu príslušného uhlíkovodíka. Niektoré jednoduché aldehydy si zachovali aj triviálne názvy:



Ketóny majú karbonylovú skupinu naviazanú na dva uhlíkovodíkové zvyšky R—C=O.

$$\begin{array}{c}
 | \\
 \text{R}
 \end{array}$$

Názvy ketónov sa tvoria, podobne ako u aldehydov, koncovkou **-ón** pripojením k názvu uhlíkovodíkových zvyškov. Viaceré ketóny majú tiež triviálne názvy:



Najnižší aldehyd – formaldehyd je plynná látka, so stúpajúcou molekulovou hmotnosťou sa mení skupenstvo aldehydov a ketónov od kvapalného až po tuhé. Súčasne sa znižuje ich rozpustnosť vo vode.

Reaktivita aldehydov a ketónov súvisí s polárnym charakterom karbonylovej skupiny, ktorý vzniká v dôsledku existencie čiastkového kladného náboja na atóme uhlíka a čiastkového záporného náboja na atóme kyslíka. Vznik týchto nábojov súvisí s rozdielnou elektronegativitou viazaných atómov (kyslík má vyššiu elektronegativitu ako uhlík).

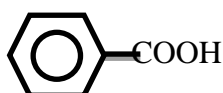
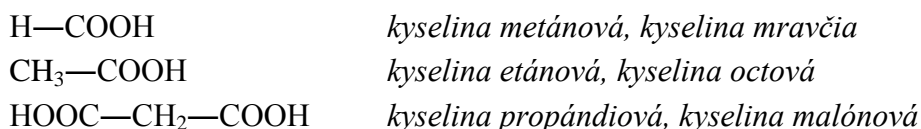
Charakteristické reakcie aldehydov a ketónov sú adície, oxidácie a redukcie. Nukleofilné adície sa uplatňujú pri reakcii aldehydov s alkoholmi. V karbonylovej skupine aldehydu pri tom zanikne dvojité väzba a s hydroxylovou skupinou alkoholu umožní vznik poloacetálu.

Účinkom bežných oxidovadiel dochádza k oxidácii aldehydov na karboxylové kyseliny. Oxidácia ketónov vyžaduje silné oxidačné činidlá, pričom vznikajú dve molekuly karboxylových kyselín. Aldehydy sa redukujú na primárne alkoholy, redukciou ketónov vznikajú sekundárne alkoholy.

c) Karboxylové kyseliny

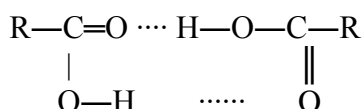
Karboxylové kyseliny sú konečné produkty oxidácie aldehydov a primárnych alkoholov. Podľa počtu karboxylových skupín ich rozdeľujeme na jednosýtné (monokarboxylové) a viacsýtné (di-, trikarboxylové atď.). Podľa druhu uhlíkovodíkového zvyšku rozlišujeme karboxylové kyseliny nasýtené, nenasýtené a aromatické.

Názvy karboxylových kyselín sa tvoria spojením prípony **-ová**, príp. **-karboxylová** (-diová, -triová,...) a slova **kyselina**. Mnohé majú aj triviálne názvy, ktoré súvisia s ich vlastnosťami alebo výskytom.



kyselina benzénkarboxylová, kyselina benzoová

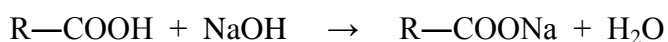
Nižšie monokarboxylové kyseliny sú kvapaliny ostrého zápachu, dobre rozpustné vo vode. S narastajúcim reťazcom klesá ich rozpustnosť vo vode a narastá rozpustnosť v nepolárnych organických rozpúšťadlách. Vyššie karboxylové kyseliny sú vo vode nerozpustné kryštalické látky. Dikarboxylové kyseliny sa vo vode rozpúšťajú ľahšie ako monokarboxylové s rovnakým počtom uhlíkov v molekule, pretože sú schopné vytvárať vodíkové väzby medzi karboxylovými skupinami molekúl kyseliny a molekulami vody. Súčasne sú schopné vytvárať vodíkové väzby prostredníctvom karboxylových skupín aj navzájom medzi svojimi molekulami (t. j. môžu existovať vo forme diméru), čo zapríčiňuje pomerne vysoké hodnoty ich teplôt varu:



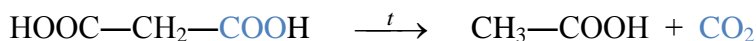
(vodíkové väzby sú znázornené bodkovanou čiarou)

Karboxylové kyseliny sú slabé až stredne silné organické kyseliny, ktoré sú, podobne ako anorganické kyseliny, schopné vo vodnom roztoku odštepovať protón H⁺. Vzniká pritom

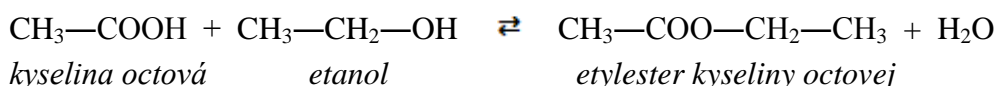
karboxylátový anión $R-COO^-$. Z tohto dôvodu pri reakcii so zásadami dochádza k neutralizácii karboxylových kyselín a ku vzniku príslušných solí:



Pri zahriatí nad teplotu topenia odštiepujú niektoré kyseliny karboxylovú skupinu vo forme oxidu uhličitého. Tento dej sa nazýva *dekarboxylácia*:



Významnou reakciou karboxylových kyselín je *esterifikácia*. Je to reakcia karboxylovej kyseliny a alkoholu v prítomnosti silnej anorganickej kyseliny ako katalyzátora. Vznikajú pri nej estery karboxylových kyselín:



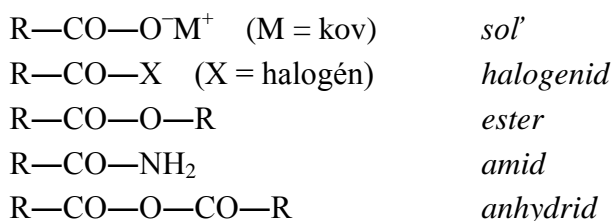
Esterifikácia je vratná reakcia, pri spätnej reakcii – *hydrolyze esterov* vzniká pôvodná kyselina a alkohol. Hydrolyza esterov v prítomnosti alkalických hydroxidov je významnou priemyselnou reakciou využívanou pri výrobe mydla.

d) Deriváty karboxylových kyselín

Od karboxylových kyselín odvodzujeme dva druhy derivátov – funkčné a substitučné.

Funkčné deriváty karboxylových kyselín vznikajú z karboxylových kyselín nahradením atómu vodíka alebo hydroxylovej skupiny karboxylu inou funkčnou skupinou. Vznikajú tak soli karboxylových kyselín, resp. **acyl**deriváty (acyl je zvyšok karboxylovej kyseliny po odtrhnutí hydroxylovej skupiny).

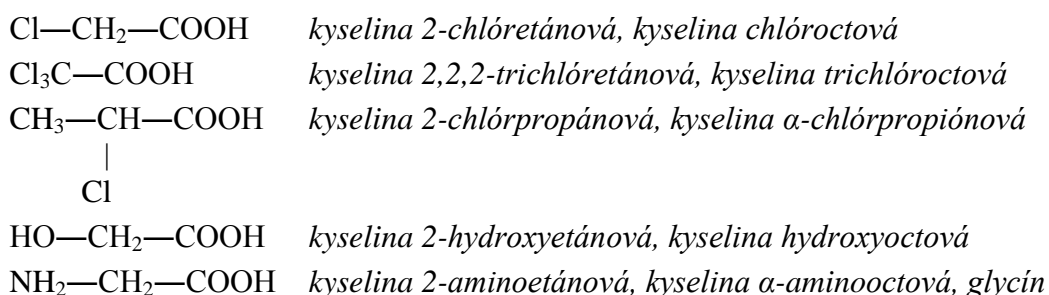
Najvýznamnejšie funkčné deriváty karboxylových kyselín sú:



Estery a amidy karboxylových kyselín sa bežne vyskytujú v prírode, na rozdiel od halogenidov a anhydridov, ktoré sa v prírode nevyskytujú. Soly karboxylových kyselín vznikajú reakciou organických kyselín s anorganickými hydroxidmi.

Substitučné deriváty karboxylových kyselín vznikajú nahradením atómu vodíka v uhl'ovodíkovom zvyšku kyseliny inou funkčnou skupinou. Takto vznikajú halogénkyseliny, hydroxykyseliny, ketokyseliny, aminokyseliny. Poloha substituenta na uhlíkovom reťazci sa označuje číslom alebo písmenom gréckej abecedy (α , β , γ , δ , ...).

Príklady substitučných derivátov karboxylových kyselín:



2.6 MAKROMOLEKULOVÉ LÁTKY

Makromolekulová chémia sa odčlenila od všeobecnej a organickej chémie v dvadsiatych rokoch 20. storočia. Študuje štruktúru, vlastnosti a zákonitosti vzniku prírodných aj syntetických makromolekulových látok.

Makromolekulové látky sú látky s veľkými molekulami, ktoré vznikajú z jednoduchých organických látok – uhľovodíkov a ich derivátov ich vzájomným spájaním sa do dlhých reťazcov, v ktorých sa viažu atómy uhlíka, ale aj atómy iných prvkov.

Makromolekuly sú molekulové systémy zložené z veľkého počtu atómov viazaných chemickými väzbami do dlhých reťazcov.

Reťazce makromolekúl tvoria pravidelne sa opakujúce časti (uhľovodíky alebo ich deriváty), ktoré nazývame **monoméry** (monoméne jednotky). Počet monomérov udáva tzv. **polymerizačný stupeň n** , ktorý má hodnotu 10 až 10^6 .

Zlúčeniny s polymerizačným stupňom $n < 10$ sa nazývajú **oligoméry**, zlúčeniny s vyšším polymerizačným stupňom $n > 10$ sa nazývajú **polyméry**. Polyméry biologického pôvodu sa nazývajú **biopolyméry** alebo biomakromolekulové látky (napr. celulóza – skladá sa z veľkého počtu glukózových jednotiek).

2.6.1 KLASIFIKÁCIA POLYMÉROV

Polyméry je možné klasifikovať podľa viacerých hľadísk.

Podľa pôvodu môžeme rozdeliť polyméry na:

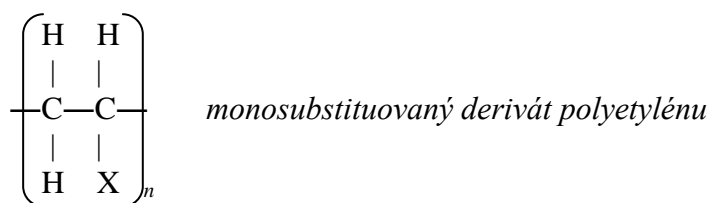
1. *syntetické polyméry*, ktoré ďalej delíme:

- podľa typu chemickej reakcie, ktorou vznikajú:
 - pripravené polymerizáciou,
 - pripravené polykondenzáciou,
 - pripravené polyadáciou,
- podľa tvaru molekúl:
 - lineárne,
 - rozvetvené,
 - sieťované,
 - priestorovo sieťované,
- podľa správania sa pri zvýšenej teplote:
 - termoplasty – zahrievaním sa stávajú plastické a znovu sa môžu tvarovať,
 - termosety – prechodne tvárnivé, zahrievaním sa chemicky menia a tým strácajú plasticnosť.

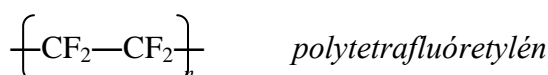
2. *prírodné polyméry*:

- pôvodné,
- modifikované, t. j. chemicky upravené.

podobné syntetické *vinylové polyméry*. Vinylové polyméry sú teda polymérne deriváty etylénu, ktorého skupina $\text{CH}_2=\text{CH}-$ sa nazýva **vinyľ**:

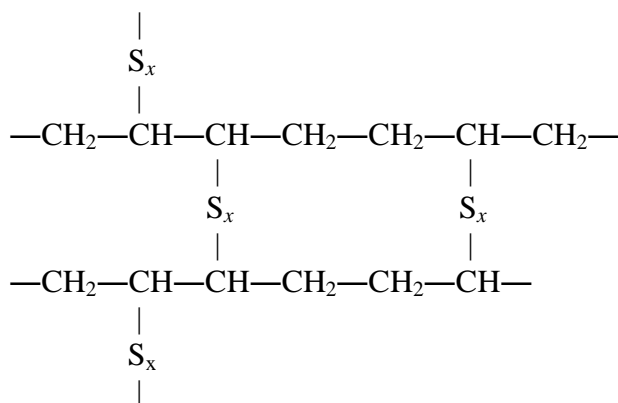


Nahradením všetkých štyroch atómov vodíka v etyléne vzniká polytetraederivát:



b) Sieťované syntetické polyméry

Vznikajú priečnym pospájaním všetkých lineárnych reťazcov do jedného celku. Napr. pri výrobe syntetického kaučuku sa medzi sebou spájajú lineárne reťazce polybutadiénu prostredníctvom atómov síry. Tento dej sa nazýva vulkanizácia kaučuku a má technický význam pri výrobe gummy.



c) Priestorovo sieťované syntetické polyméry

Vznikajú vtedy, keď sa stavebné jednotky chemicky viažu do trojrozmernej siete. Základom takejto trojrozmernej siete je rozvetvený polymér (napr. fenolformaldehýdová alebo močovinoformaldehýdová živica).

2.6.3 VLASTNOSTI SYNTETICKÝCH POLYMÉROV

Veľký počet atómov a zložitá štruktúra v makromolekulách určujú kvalitatívne nové vlastnosti vysokomolekulových látok, s ktorými sa u nízkomolekulových látok nestretávame.

Poznanie štruktúry makromolekúl polymérov umožňuje odstraňovanie niektorých nevhodných vlastností týchto látok (mäkkosť, nasiakavosť, napučíavanie) alebo na druhej strane posilnenie požadovaných fyzikálno-chemických parametrov.

Vlastnosti makromolekulových látok významne ovplyvňujú viaceré faktory.

1. *Veľkosť makromolekúl (polymerizačný stupeň n)*. Polyméry s nižším polymerizačným stupňom majú kratšie reťazce, a preto aj nižšiu molekulovú hmotnosť. Pri

bežných teplotách sú to látky kvapalné, lepkavé, rozpustné v organických rozpúšťadlách. S rastúcim reťazcom sa zvyšuje pevnosť polyméru a znižuje rozpustnosť v rozpúšťadlách.

2. *Tvar makromolekuly* určuje rozpustnosť makromolekulových látok v polárnych a nepolárnych rozpúšťadlách alebo správanie sa pri vyšších teplotách. Lineárne polyméry sú rozpustné, rozvetvené polyméry majú obmedzenú rozpustnosť a priestorovo sieťované polyméry sú nerozpustné.

3. *Energia a typ chemickej väzby*. Stabilita polyméru závisí od pevnosti (energie) chemických väzieb medzi atómami v základnom reťazci makromolekuly. Najpevnějšíe väzby sú jednoduché väzby medzi atómami uhlíka (C–C), prípadne ešte pevnejšia je väzba kremíka a kyslíka v základnom reťazci silikónov (–Si–O–). Typy chemickej väzby medzi atómami v makromolekulách polymérov rozhodujú o ich elektroizolačných vlastnostiach. Dobré elektroizolačné vlastnosti majú polyméry, v ktorých sú molekuly viazané nepolárnymi kovalentnými väzbami. S rastúcou polaritou kovalentných väzieb v polyméroch sa znižujú ich elektroizolačné vlastnosti, pretože sa zvyšujú medzimolekulové sily a zhoršuje ohybnosť reťazca.

4. *Príťažlivé medzimolekulové sily*. Fyzikálne vlastnosti polymérov sú ovplyvňované aj silami pôsobiacimi medzi reťazcami (nielen chemickými väzbami v rámci reťazca) t. j. príťažlivými medzimolekulovými silami. Medzi paralelnými reťazcami môžu vznikajú vodíkové väzby (napr. u polyamidov), čím sa zvyšuje pevnosť a súdržnosť, vláknovitnosť, ale aj teplota topenia a odolnosť voči rozpúšťadlám.

5. *Veľkosť atómov viazaných na základný reťazec* môže tiež výrazne ovplyvniť vlastnosti polymérov. Objemnejšie atómy fluóru v polytetrafluóretyléne (na rozdiel od polyetylénu, kde sú na hlavný reťazec naviazané menej objemné atómy vodíka) spôsobujú stratu ohybnosti reťazca, a tým aj vznik chemicky najodolnejších polymérov.

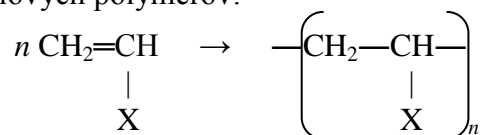
2.6.4 VZNIK A VÝROBA SYNTETICKÝCH POLYMÉROV

Chemické reakcie, ktorými sa makromolekulové látky pripravujú, sa nazývajú *polyreakcie*. Na prípravu syntetických polymérov sa využívajú:

- polymerizácia,
- polykondenzácia,
- polyadícia.

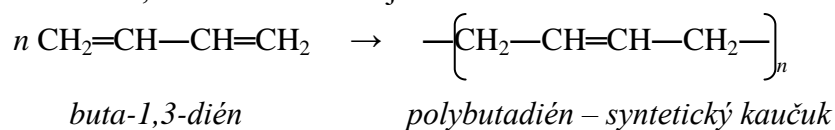
a) Polymerizácia

Je to polyreakcia, pri ktorej reagujú rovnaké monoméry na polymér bez vzniku vedľajších produktov. Typickým príkladom polymerizácie je vznik polyalkénových a vinylových polymérov:



kde X = –H, –CH₃, –C₆H₅, –OCOCH₃, –COOCH₃, –OH, –halogén a iné.

Medzi najvýznamnejšie polyméry z tejto skupiny patrí *syntetický kaučuk*. Vzniká polymerizáciou 1,3-butadiénu alebo jeho derivátov:



Tento typ polymerizácie sa nazýva *kopolymerizácia* a je charakteristický tým, že pri ňom dochádza k reakcii dvoch alebo aj viacerých rozličných monomérov s násobnou väzbou. Výsledný makromolekulový reťazec preto môže obsahovať stavebné jednotky oboch monomérov, ale v rozličnom pomere a poradí. To umožňuje výrobu rozličných syntetických kaučukov s vhodnými mechanickými vlastnosťami (pevnosť, pružnosť). Syntetické kaučuky spolu s prírodnými sa využívajú pri výrobe rôznych gumárenských výrobkov, na výrobu pneumatík, latexov a pod.

b) Polykondenzácia

Je to polyreakcia dvoch rozdielnych monomérov, ktoré majú najmenej dve reaktívne funkčné skupiny; vzniká pritom vedľajší produkt – nízkomolekulová zlúčenina, najčastejšie voda, amoniak, chlorovodík a pod. Polykondenzácia na rozdiel od polymerizácie je reakcia vratná. Preto treba vedľajší produkt počas reakcie neustále odvádzať, aby nenastal rovnovážny stav, ale reakcia bežala požadovaným smerom dostatočne dlho.

Polyméry vznikajúce polykondenzáciou sa všeobecne nazývajú *polykondenzáty*. Patria k nim predovšetkým *polyestery*, ktoré sa využívajú na výrobu textilných vlákien, náterových hmôt a živíc. Tieto materiály sa vyznačujú vysokou pevnosťou, majú dobré elektroizolačné vlastnosti a sú dobre odolné voči účinku chemikálií. Používajú sa na výrobu autokarosérií, strešných krytín, potrubia a pod.

Do tejto skupiny makromolekulových látok zaraďujeme aj *polyamidy*. Materiály z polyamidov sú veľmi pevné, tvrdé a málo sa opotrebovávajú. Preto sa používajú na výrobu ozubených kolies a ložísk, rôznych úžitkových predmetov, obalových materiálov, fólií a aj pri výrobe textilných vlákien (silon).

Fenolformaldehydové živice (fenoplasty, bakelity) patria medzi najstaršie syntetické polyméry pripravené polykondenzáciou. Sú vhodné na lisovanie, vyrábajú sa z nich rôzne výlisky, ktoré sa používajú v elektrotechnike, v stavebnom a chemickom priemysle.

Močovinoformaldehydové živice (aminoplasty) vznikajú polykondenzáciou močoviny a jej derivátov s metanalom (formaldehydom). Keďže ich možno ľubovoľne farbiť, majú široké využitie ako dekoračné, náterové a izolačné materiály a lepidlá. Sú zdravotne neškodné, preto sa môžu používať aj na výrobu potravinárskych obalov – pohárikov, misiek.

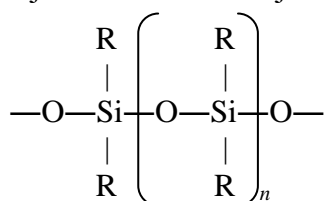
Epoxidové živice patria medzi polyétery a používajú sa na výrobu lakov a lepidiel.

c) Polyadícia

Polyadícia má buď stupňovitý charakter alebo môže mať aj charakter reťazovej polyreakcie. V oboch prípadoch je však pre polyadíciu charakteristické, že pri nej dochádza k presunu atómu vodíka v reťazci. Jeho presunom v reťazci sa umožní naviazanie ďalšieho monoméru do reťazca. Takto stupňovito vznikajú z monomérov napr. *polyuretány*, ktoré majú významné priemyselné využitie pri výrobe syntetických vlákien a koží, molitanu a lepidiel.

Silikóny (siloxány)

Silikóny predstavujú osobitý typ syntetických polymérnych zlúčenín s netypickým hlavným reťazcom, ktorý nie je tvorený atómami uhlíka. V hlavnom reťazci silikónov sa pravidelne striedajú atómy kyslíka a kremíka, pričom na kremík (ktorý je štvorväzbový, podobne, ako uhlík) sa môžu viazať dve alkylové skupiny, napr. $-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$, $-\text{C}_6\text{H}_5$ a pod. Stavebná jednotka silikónov je:



Silikóny tvoria skupinu významných polymérov. Vyznačujú sa teplovzdornosťou, mrazuvzdornosťou, nezmáčavosťou a dobrými elektroizolačnými vlastnosťami. Nižšie nesieťované silikóny sú kvapalné, príp. mazľavé a používajú sa ako mazacie oleje (použitelnosť od $-75\text{ }^\circ\text{C}$ do $+200\text{ }^\circ\text{C}$). Sieťované silikóny sa nazývajú silikónové kaučuky, sú elastické aj pri extrémnych teplotách (od $-100\text{ }^\circ\text{C}$ až do $+250\text{ }^\circ\text{C}$).

2.6.5 PRÍRODNÉ POLYMÉRY

a) Pôvodné prírodné polyméry

Pôvodné prírodné polyméry rozdelíme na:

- *polysacharidy* (škrob, celulóza) – ich stavebnou jednotkou je jednoduchý sacharid (monosacharid),
- *bielkoviny* (proteíny) – ich stavebnou jednotkou sú aminokyseliny,
- *nukleové kyseliny* – ich stavebnou jednotkou sú nukleotidy,
- *polyterpény* (prírodný kaučuk) – stavebnou jednotkou je nenasýtený uhl'ovodík s dvoma dvojitými väzbami (napr. izoprén = 2-metylbuta-1,3-dién). Polyizoprénový reťazec prírodného kaučuku pripomína (ako jeden z mála) svojou štruktúrou reťazec syntetických polymérov.

b) Modifikované prírodné polyméry

Prípravu modifikovaných prírodných polymérov si vynútila skutočnosť, že v druhej polovici 19. storočia sa začal prejavovať nedostatok prírodných materiálov na výrobu vlákien, napr. prírodného hodvábu. Preto sa výskum zamerával napr. na celulózu a neskôr aj na prírodný kaučuk, ktoré sa začali chemicky upravovať. Tieto dve prírodné látky sa zdali byť najvhodnejšie vzhľadom na to, že boli v dostatočnom množstve prístupné a pomerne lacné. Prírodné makromolekulové látky, biopolyméry, ktoré sú chemicky upravené, sa nazývajú *modifikované prírodné polyméry*.

Jedným z najznámejších a najpoužívanejších predstaviteľov tejto skupiny polymérov je *viskóza*. Viskóza sa vyrába z celulózy, ktorá však musí byť chemicky upravená tak, aby sa získali *viskózové vlákna*, ktoré je možné spriadat'. Viskózové vlákno sa dobre farbí, je lesklé a používa sa na výrobu viskózového hodvábu a striže. Z viskózy sa vyrába aj *celofán*, ktorý sa donedávna používal hlavne ako obalový materiál.

3 CHÉMIA PRÍRODNÝCH LÁTOK

3.1 LIPIDY

Lipidy sú látky rastlinného alebo živočíšneho pôvodu nachádzajúce sa hlavne v bunkových membránach a v nervových tkanivách. Plnia funkciu tepelnej izolácie organizmu, prípadne ochrany niektorých orgánov, ukladajú sa do tukových tkanív ako zásobné látky. Pre svoje hydrofóbne vlastnosti (odpuďujúce vodu) sú vhodným prostredím pre rozpúšťanie biologicky významných nepolárnych látok (tzv. lipofilných), napr. niektorých vitamínov, hormónov, liečiv, farbív.

Z chemického hľadiska sú to *estery alkoholov a vyšších (tzv. mastných) karboxylových kyselín*.

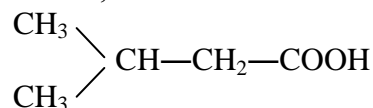
Alkoholy vyskytujúce sa v lipidoch:

- glycerol (C₃),
- cetylalkohol (C₁₆),
- cerylalkohol (C₂₆),
- myricylalkohol (C₃₀),
- sfingoín (C₁₈).

Mastné kyseliny najčastejšie sa vyskytujúce v lipidoch:

- *nasýtené*

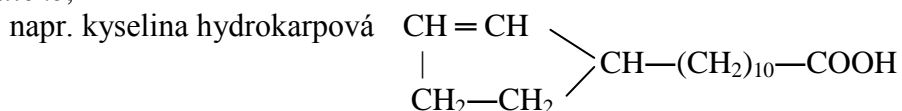
- s nerozvetveným uhlíkovým reťazcom, napr. kyselina palmitová CH₃(CH₂)₁₄COOH, kyselina stearová CH₃(CH₂)₁₆COOH
- s rozvetveným uhlíkovým reťazcom, napr. kyselina izovalérová



- *nenasýtené*

- s jednou dvojitou väzbou, napr. kyselina olejová CH₃(CH₂)₇CH=CH(CH₂)₇COOH
- s dvomi dvojitými väzbami, napr. kyselina linolová CH₃(CH₂)₄CH=CHCH₂CH=CH(CH₂)₇COOH

- *cyklické,*



- *hydroxymastné*,
napr. kyselina ricínolejová $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$

$$\begin{array}{c} | \\ \text{OH} \end{array}$$

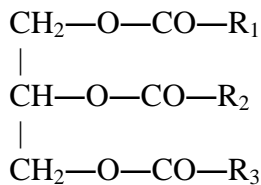
Klasifikácia lipidov:

1. jednoduché lipidy

- tuky (glycerol + 3 mastné kyseliny),
- vosky (vyšší alkohol + mastná kyselina),
- steridy (sterol + mastná kyselina),

2. *zložené lipidy* – okrem karboxylovej kyseliny a alkoholu obsahujú ešte ďalšiu zložku, napr. kyslinu fosforečnú (fosfolipidy), sacharidovú zložku (glykolipidy) a pod.

Tuky sú triglyceridy – t. j. estery mastných kyselín a trojsýtného alkoholu glycerolu. Triglycerid vzniká nahradením –OH skupín v glycerole:



Mastné kyseliny v tukoch majú zvyčajne páry počet uhlíkov a nerozvetvený uhlíkový reťazec. Môžu byť nasýtené aj nenasýtené. Najčastejšie sa v tukoch vyskytuje nenasýtená kyselina olejová. V živočíšnych tukoch prevládajú nasýtené mastné kyseliny a rastlinných tukoch je vyšší obsah nenasýtených mastných kyselín. Niektoré nenasýtené mastné kyseliny sú pre človeka nevyhnutné – *esenciálne*, musia byť prítomné v potrave, pretože organizmus človeka ich nevie syntetizovať, ale potrebuje ich na niektoré dôležité metabolické pochody.

Tuky možno kyselinami, hydroxidmi alebo enzýmami lipázami rozložiť na glycerol a príslušné mastné kyseliny. Hydrolýza pôsobením alkalických hydroxidov má priemyselný význam pri výrobe mydla a glycerolu. Pôsobením hydroxidu sodného alebo draselného vznikajú z triglyceridov (tukov) sodné, resp. draselné soli mastných kyselín – *mydlá*. Tento proces sa nazýva *zmydelňovanie*. Sodné mydlá sú tuhé a používajú sa ako čistiace alebo pracie prostriedky. Draselné mydlá sú viac mazľavé a používajú sa pri výrobe dezinfekčných prostriedkov.

Za prístupu svetla a vzduchu dochádza k tzv. *žltnutiu tukov*, čo je vlastne oxidačný proces, pri ktorom vznikajú peroxidy mastných kyselín. Preto sa do tukov pridávajú antioxidanty (vitamín C, E a pod.).

V bunke a v organizme majú tuky osobitné miesto. Sú dôležitou energetickou zásobnou látkou – z 1 g tuku sa uvoľní energia 38,1 kJ (9,1 kcal). Tuky tvoria tepelne aj mechanicky odolné vrstvy okolo orgánov, spolu s nimi sa do organizmu dostávajú vitamíny rozpustné v tukoch, v spojení s bielkovinami sa nachádzajú aj v cytoplazme buniek.

Vosky (ceridy) sú estery mastných kyselín s vyššími jednosýtnymi alebo dvojsýtnymi alkoholmi, najčastejšie ide o cetylalkohol $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{15}\text{OH}$, stearylalkohol $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{17}\text{OH}$ a myricylalkohol $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{21}\text{OH}$. Živočíšne vosky majú alkoholy so 14 až 18 uhlíkmi v molekule, rastlinné vosky majú alkoholy s 26 až 30 uhlíkmi v molekule. V rastlinách sa vyskytujú vosky hlavne na povrchu listov a plodov a chránia ich pred mechanickým poškodením a vysušením – palmový vosk. Zo živočíšnych voskov sú najznámejšie včelí vosk,

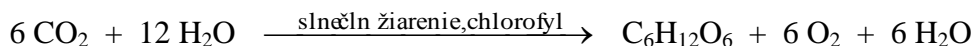
lanolín z ovčej vlny, vorvaňovina. Tieto vosky sa používajú v kozmetickom a farmaceutickom priemysle na výrobu masťí, krémov, ale aj sviečok.

Steridy sú estery mastných kyselín so sterolmi (alkoholy s komplikovanými cyklickými molekulami). Zo sterolov sa v nich najčastejšie uplatňujú živočíšne zoosteroly (napr. cholesterol) a rastlinné fytosteroly (napr. sitosterol). Z mastných kyselín sa najčastejšie vyskytuje kyselina linolová a palmitová.

Zložené lipidy sa vyskytujú vo všetkých rastlinných aj živočíšnych bunkách, v biologicky aktívnych tkanivách a orgánoch. Vyšší obsah má nervové tkanivo, semená, vajcia, mozog, miecha, srdce. Sú dôležitou zložkou bunkových membrán, pričom zabezpečujú heterogénnosť prostredia v bunke.

3.2 SACHARIDY

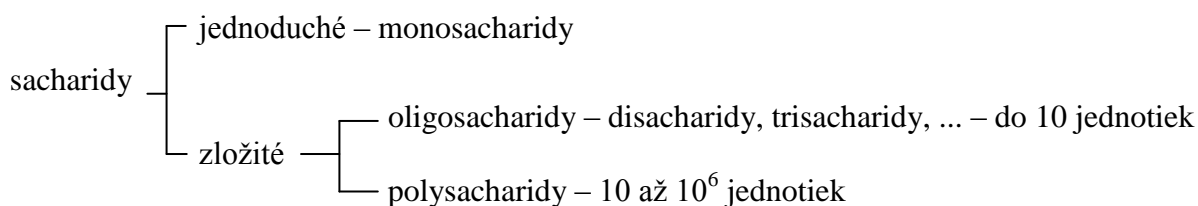
Sacharidy sú najrozšírenejšie prírodné látky, ktoré tvoria súčasť rastlinných aj živočíšnych organizmov. V prírode vznikajú pri najdôležitejšej prírodnej reakcii – fotosyntéze.



Takto vznikajú jednoduché sacharidy, ktoré sa kondenzujú do zložitejších štruktúr, až do makromolekúl polysacharidov.

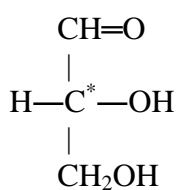
Polysacharidy predstavujú v rastlinných organizmoch dôležité stavebné zložky, tvoria súčasť rastlinných buniek (celulóza). V živočíšnych organizmoch sú spolu s lipidmi hlavným zdrojom energie, ktorá sa uvoľňuje v dôležitých biochemických pochodoch pri ich oxidácii až na konečné produkty – oxid uhličitý a vodu. Okrem toho sú sacharidy dôležitými zásobnými látkami (škrob, glykogén), ktoré sa uplatňujú pri syntéze iných biologicky významných látok, napr. karboxylových kyselín, aminokyselín, lipidov a bielkovín.

Klasifikácia sacharidov:

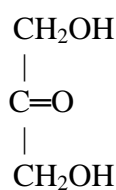


Monosacharidy majú v molekule buď aldehydickú skupinu >C=OH – aldózy, alebo ketoskupinu >C=O – ketózy. Sú to teda hydroxyaldehydy alebo hydroxyketóny, ktoré podľa počtu uhlíkov v reťazci molekuly označujeme ako aldo-, resp. keto- triózy, tetrózy, pentózy, hexózy a heptózy. Majú väčšinou triviálne názvy.

Štruktúrne najjednoduchšie sú aldotrióza glycerinaldehyd a ketotrióza dihydroxyacetón:



glycerinaldehyd

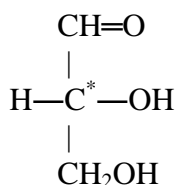


dihydroxyacetón

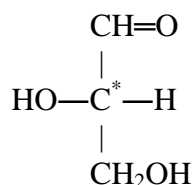
Glycerinaldehyd má druhý atóm uhlíka v reťazci asymetrický (chirálny), t. j. taký, ktorý má na všetkých väzbách rozdielne atómy alebo skupiny (vo vzorci je označený hviezdičkou). Na tomto, tzv. chirálnom mieste nastáva stereoizoméria, pri ktorej je štruktúra izomérov ako predmet a obraz v zrkadle. V dôsledku chiralítu uhlíka otáča glycerinaldehyd rovinu polarizovaného svetla. Táto konfiguračná (priestorová) izoméria sa nazýva *optická izoméria* a je typická pre sacharidy. Z chemického hľadiska sú oba izoméry rovnocenné, majú rovnaké chemické vlastnosti, odlišujú sa vo fyzikálnych vlastnostiach. Základný rozdiel je v ich schopnosti otáčať rovinu polarizovaného svetla opačným smerom.

Schopnosť tvoriť dva stereoizoméry a otáčať rovinu polarizovaného svetla vyznačujeme aj v názve sacharidu. Sacharid odvodený od glycerolu so skupinou $-\text{OH}$ na ľavej strane sa označuje L- (laevus = ľavý), druhý stereoizomér so skupinou $-\text{OH}$ na pravej

strane označujeme D- (dexter = pravý). Sacharid otáčajúci rovinu polarizovaného svetla doľava sa označuje v názve (-) a opačný stereoizomér sa označuje (+). Veľkosť a smer uhla otáčania roviny polarizovaného svetla je pre daný sacharid typická charakteristická veličina, ktorej hodnota sa stanovuje experimentálnym meraním a je uvedená v tabuľkách. Pre priradenie sacharidu k L- alebo D-radu sacharidov je rozhodujúca poloha -OH skupiny na asymetrickom uhlíku, a to nielen u sacharidov s tromi atómami uhlíka, ale aj u ostatných s vyšším počtom atómov uhlíka.



D-(+)-glyceraldehyd



L-(-)-glyceraldehyd

Najvýznamnejšie aldopentózy sú D-ribóza, 2-deoxy-D-ribóza, aldohexózy sú D-glukóza, D-manóza a D-galaktóza. Z ketóz je najvýznamnejšia D-fruktóza.

Molekuly pentóz a hexóz utvárajú aj cyklické formy. Pri tejto premene dochádza k intramolekulárnej adícii jednej z hydroxylových skupín (primárnej alebo sekundárnej) na karbonylovú skupinu pentózy alebo hexózy. Prechod monosacharidov na cyklickú formu sa prejaví aj zmenou niektorých vlastností, predovšetkým tých, ktoré súvisia s prítomnosťou voľnej karbonylovej skupiny.

Prítomnosť funkčných skupín ovplyvňuje predovšetkým reaktivitu monosacharidov. Pre monosacharidy sú typické nasledovné reakcie:

- oxidačno-redukčné – prítomnosť karbonylovej skupiny a hydroxylovej skupiny na poslednom uhlíku umožňuje oxidáciu na kyseliny hydroxykarboxylové; karbonylová skupina umožňuje aj redukciu na sacharidové alkoholy,
- esterifikačné – prítomnosť hydroxylových skupín v molekulách monosacharidov umožňuje reakcie s kyselinami za vzniku esterov,
- reakcie cyklických foriem monosacharidov s alkoholmi prostredníctvom hydroxylovej skupiny -OH, pričom sa uvoľňuje voda a zvyšky reagujúcich molekúl sa spájajú na glykozidy.

Zložité sacharidy sa pri hydrolýze rozkladajú na dva alebo viac molekúl monosacharidov. Podľa počtu monosacharidov tvoriacich molekulu zložitého sacharidu rozdeľujeme ich na disacharidy, trisacharidy až polysacharidy.

Medzi najdôležitejšie *disacharidy*, ktoré obsahujú dva zvyšky molekúl monosacharidov, patria sacharóza, laktóza a maltóza. Sacharóza je tvorená z molekúl monosacharidov glukózy a fruktózy. Tento disacharid sa nachádza vo všetkých rastlinách, jej najbohatším zdrojom je cukrová repa a cukrová trstina. Používa sa na sladenie potravín a nápojov. Laktóza (mliečny cukor) sa skladá z molekúl monosacharidov galaktózy a glukózy. Nachádza sa v mlieku cicavcov. Maltóza (sladový cukor) sa skladá z dvoch molekúl glukózy. Enzýmom maltázou z jačmenných klíčkov možno maltózu štiepiť na dve molekuly glukózy, čo sa využíva v potravinárskom priemysle, napr. pri výrobe glukózového sirupu, piva a pod.

Spájaním veľkého počtu monosacharidov vznikajú *polysacharidy*. Vysoká molekulová hmotnosť makromolekúl spôsobuje niektoré zmeny vo vlastnostiach v porovnaní

s monosacharidmi a disacharidmi. Napr. na rozdiel od monosacharidov nemajú sladkú chuť, nerozpúšťajú sa vo vode, iba v nej napučievajú. V organizmoch plnia funkciu zásobných a stavebných látok. Najvýznamnejšie sú škrob, glykogén a celulóza.

3.3 AMINOKYSELINY

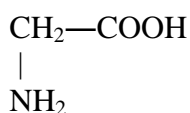
Aminokyseliny sú základné stavebné jednotky bielkovín, preto ich považujeme aj za základné dusíkaté zlúčeniny živej hmoty. V bielkovinách sa pravidelne vyskytuje asi 20 rôznych aminokyselín, napriek tomu dnes poznáme viac ako tristo rôznych aminokyselín.

Z chemického hľadiska sú aminokyseliny substitučné deriváty karboxylových kyselín, v uhlíkovodíkovom reťazci karboxylovej kyseliny je jeden alebo viac atómov vodíka nahradených aminoskupinou $-\text{NH}_2$. Okrem toho sa v molekule aminokyseliny môže nahradiť atóm vodíka aj inými funkčnými skupinami, napr. hydroxylovou $-\text{OH}$, tioskupinou $-\text{SH}$, fenylo $-\text{C}_6\text{H}_5$, amidovou $-\text{CO}-\text{NH}_2$ a pod.

Aminokyseliny delíme podľa viacerých kritérií. Podľa elektrochemických vlastností delíme aminokyseliny na:

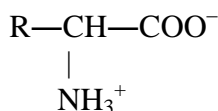
- neutrálne – obsahujú v molekule jednu karboxylovú skupinu $-\text{COOH}$ a jednu aminoskupinu $-\text{NH}_2$,
- kyslé – obsahujú v molekule dve karboxylové skupiny a jednu aminoskupinu,
- zásadité – obsahujú jednu karboxylovú skupinu a dve aminoskupiny.

Najjednoduchšou aminokyselinou je glycín (kyselina aminooctová):



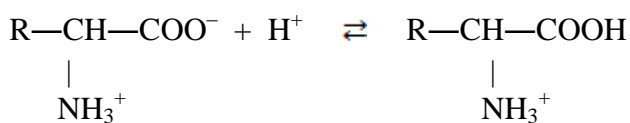
Prírodné aminokyseliny sú bezfarebné kryštalické látky, dobre rozpustné vo vode. Rozpúšťajú sa aj v zriedených kyselinách a zásadách za vzniku solí. Niektoré majú sladkú chuť, alebo sú bez chuti. Glutamát sodný sa pre mäsovú chuť používa v ochucovacích výrobkoch (Maggi, Glutasol).

Molekuly aminokyselín môžu vytvárať ióny, pretože karboxylová skupina je schopná odštepovať kation vodíka a aminoskupina je schopná kation vodíka prijať. V prípade, že nastane presun kationu vodíka v rámci molekuly aminokyseliny, vzniká tzv. obojaký ión – *amfión*:

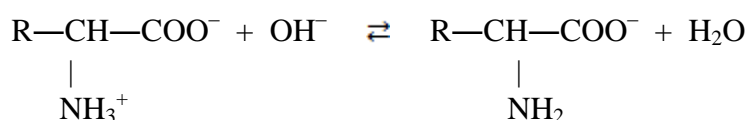


Hodnota pH, pri ktorej je aminokyselina vo forme obojakého iónu (amfiónu), sa nazýva *izoelektrický bod* (pI) – (aminokyselina sa vyskytuje v iónovej forme iba v stopách). V izoelektrickom bode je polarita aminokyselín najnižšia, a preto je aj ich rozpustnosť vo vode najmenšia.

Iónová štruktúra aminokyselín spôsobuje, že majú vlastnosti iónových zlúčenín. V silne kyslom prostredí sa potlačí disociácia karboxylovej skupiny a aminokyselina vytvára kation:



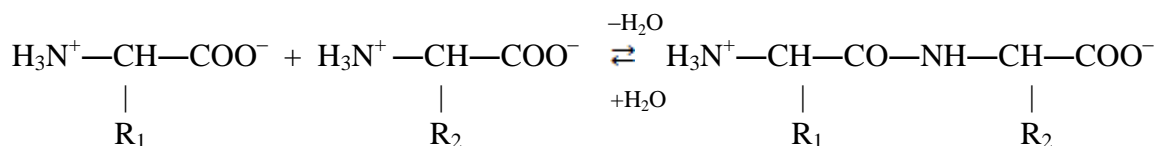
V silne alkalickom prostredí sa potlačí disociácia aminoskupiny a vzniká anión:



Z nutričného hľadiska rozdeľujeme aminokyseliny na nenahradiateľné – *esenciálne* a nahradiateľné. Pojmom esenciálne označujeme tie aminokyseliny, ktoré živočíchym nie sú schopné syntetizovať vo svojom organizme z iných látok, ale ich musia prijať v potrave v hotovom stave. Nahradiateľné aminokyseliny vznikajú v živočíšnom organizme hlavne ako medziprodukty metabolizmu sacharidov a lipidov.

Zdrojom aminokyselín pre živočíchym sú bielkoviny. Pre plné využitie nutričnej hodnoty potrebuje živočíšny organizmus nielen prítomnosť všetkých esenciálnych kyselín, ale aj ich optimálne vzájomné pomery. Nadbytok určitej aminokyseliny v porovnaní s ostatnými organizmus nevie využiť a navyše môže znamenať aj nepriaznivý vplyv na metabolizmus ostatných aminokyselín. Na druhej strane, nedostatok tiež môže vyvolať nepriaznivé účinky pri metabolizme ostatných aminokyselín.

Významnou vlastnosťou aminokyselín je ich schopnosť navzájom sa viazať do väčších celkov. Pri tejto kondenzácii dochádza ku vzniku väzby medzi karboxylovou skupinou jednej aminokyseliny a aminoskupinou druhej aminokyseliny. Vzniká pritom tzv. *peptidová väzba* —CO—NH—:



Každá molekula aminokyseliny môže peptidovou väzbou viazať dve ďalšie molekuly, buď tej istej alebo rôznych aminokyselín. Takouto polykondenzáciou vznikajú *peptidy* s rôznym počtom aminokyselín (dipeptidy, tripeptidy až polypeptidy). Relatívna molekulová hmotnosť polypeptidov je 10 000, pri vyššej relatívnej molekulovej hmotnosti už hovoríme o bielkovinách.

3.4 BIELKOVINY

Rastliny a niektoré mikroorganizmy dokážu syntetizovať bielkoviny zo základných substrátov ako sú oxid uhličitý, voda a anorganické dusíkaté látky. Živočíchy túto schopnosť nemajú, a preto sú odkázané na príjem rastlinných alebo živočíšnych bielkovín, ktoré potom vo svojom organizme v procese trávenia štiepia na základné zložky – aminokyseliny a prebudovávajú na svoje vlastné špecifické bielkoviny.

Bielkoviny môžu byť *jednoduché* – zložené iba z aminokyselín, alebo *zložené* – obsahujúce aj iné zložky, napr. kovy, sacharidy, nukleové kyseliny a pod.. Aminokyseliny sú v molekulách bielkovín kondenzované do polypeptidových reťazcov, ktoré sú v priestore určitým spôsobom orientované a vytvárajú tak zložitú trojrozmernú štruktúru. Pre lepšie pochopenie štruktúry bielkovín rozdeľujeme ju na *primárnu*, *sekundárnu*, *terciárnu* a *kvarternú*.

Primárna štruktúra bielkovín je charakterizovaná poradím jednotlivých aminokyselín v peptidových reťazcoch ich molekúl. Základná väzba, ktorou sú aminokyseliny pospájané, je peptidová väzba. Okrem tejto väzby sú však možné aj väzby priečne, ktoré vznikajú pri reakciách funkčných skupín bočných reťazcov aminokyselín. Všetky vyššie typy štruktúr bielkovinovej molekuly (sekundárna, terciárna a kvarterná) závisia od primárnej štruktúry.

Sekundárna štruktúra znamená geometrické usporiadanie polypeptidového reťazca, ktorý môže mať formu skladaného listu alebo pravotočivej závitnice (α -helixu). Vznik týchto geometrických štruktúr umožňujú vodíkové väzby, ktoré sa tvoria medzi polárnymi skupinami peptidových reťazcov. Podľa toho, či sa vodíkové väzby tvoria prevažne medzi dvoma rôznymi peptidovými reťazcami alebo v rámci jedného reťazca (medzi jeho časťami), rozdeľujeme bielkoviny na dva typy:

- vláknité (fibrilárne) – majú pretiahnutý tvar,
- globulárne – majú tvar klobka.

Terciárna štruktúra molekúl bielkovín sa vytvára v dôsledku ohýbania peptidových reťazcov vytvorených sekundárnou štruktúrou na určitých miestach do priestoru. Táto štruktúra je stabilizovaná väzbami medzi bočnými reťazcami aminokyselín. Ide najčastejšie o vodíkové väzby medzi skupinami $-\text{OH}$ a $-\text{NH}_2$, alebo o iónové väzby medzi kyslými a zásaditými aminokyselinami, prípadne o van der Waalsove sily medzi alifatickými a aromatickými bočnými reťazcami aminokyselín. Terciárna štruktúra dáva molekule definitívnu priestorovú podobu a má podstatný vplyv na biologickú aktivitu bielkovín. Biologická aktivita bielkovinovej molekuly súvisí s existenciou určitých aktívnych miest na jej povrchu. Ak sa terciárna štruktúra poruší, stratia aktívne miesta svoje špecifické priestorové usporiadanie, čo sa prejaví na vonkajších vlastnostiach bielkoviny. Napr. účinkom zvýšenej teploty alebo účinkom kyselín a zásad dochádza k tzv. denaturácii bielkovín, t. j. k strate biologickej aktivity, ktorá je nevratná. Denaturácia má svoj praktický význam v potravinárskom priemysle a v domácnosti pri uchovávaní potravín. Varom denaturované bielkoviny sú ľahšie stráviteľné, pričom si však zachovávajú svoju nutričnú hodnotu.

Molekuly mnohých bielkovín sú tvorené určitými subjednotkami, ktoré majú menší počet peptidových reťazcov, ale podobnú biologickú aktivitu ako celá makromolekula. Usporiadanie rovnakých subjednotiek do jednej makromolekuly predstavuje *kvarternú štruktúru*. Napr. základná subjednotka inzulínu má relatívnu molekulovú hmotnosť 6 000. Dve subjednotky vytvárajú pomocou atómu zinku akýsi dimér s relatívnou molekulovou

hmotnosťou 12 000. V roztoku sa takéto útvary spájajú do jednej supermolekuly, ktorá má relatívnu molekulovú hmotnosť 36 000. Sily, ktoré udržiavajú kvartérnu štruktúru, majú zvyčajne nekovalentný charakter. Subjednotky obvykle ľahko disociujú a opäť sa môžu spájať do kvartérnej štruktúry. Táto disociácia je teda vratná a existuje jej rovnováha.

3.5 NUKLEOVÉ KYSELINY

Ako hovorí názov, tieto látky sú zložkami bunkového jadra (nukleus = jadro). V hierarchii látok potrebných pre existenciu živej hmoty stoja najvyššie. Sú nositeľom informácií pre priebeh všetkých životných procesov, uchovávajú genetickú informáciu bunky, zodpovedajú za jej organizáciu a reprodukciu. Nukleové kyseliny sa nachádzajú predovšetkým v jadre bunky, ale ich prítomnosť bola dokázaná aj mimo jadra, v cytoplazme a v iných bunkových štruktúrach, napr. v ribozómoch, mitochondriách, chloroplastoch.

Nukleové kyseliny sú *polynukleotity*, ktoré vznikajú kondenzáciou mononukleotidov. Mononukleotid je základná stavebná jednotka nukleovej kyseliny, ktorá sa skladá z purínovej alebo pyrimidínovej zásady, zvyšku kyseliny trihydrogenfosforečnej a monosacharidu deoxyribózy alebo ribózy, podľa čoho rozlišujeme kyseliny deoxyribonukleovú DNK (DNA) a ribonukleovú RNK (RNA).

Kyselina deoxyribonukleová (DNA)

Molekula DNA obsahuje pravidelne štyri zásady, dve purínové – adenín, guanín, a dve pyrimidínové – cytozín a tymín, 2-deoxyribózu a kyselinu trihydrogenfosforečnú. Ako každá makromolekula aj DNA je okrem primárnej štruktúry charakterizovaná aj sekundárnou a terciárnou štruktúrou. Molekulu DNA tvoria dva polynukleotidové reťazce spojené medzi sebou vodíkovými mostíkmi medzi purínovými a pyrimidínovými bázami. Tieto dva reťazce sú spletené do pravotočivej dvojzávitnice, pričom výška jedného závitku je 3,4 nm a nachádza sa v nej 10 párov zásad. Molekula DNA sa podobá točitému schodisku, kde deoxyribozofosfátové zvyšky tvoria zábradlie a pospájané dvojice zásad jednotlivé schody. Takáto štruktúra je pomerne stála, pretože ju stabilizujú vodíkové väzby medzi zásadami. Tieto vodíkové väzby sa z priestorových dôvodov tvoria vždy iba medzi určitými zásadami, a to medzi adenínom a tymínom a medzi guanínom a cytozínom. DNA sa nachádza hlavne v bunkových jadrách, kde tvorí súčasť chromozómov, ale nachádza sa aj v cytoplazme určitých buniek a v niektorých iných bunkových štruktúrach. Je *hmotným nositeľom genetickej informácie* každého organizmu. Táto genetická informácia je uložená vo forme poradia jednotlivých dusíkatých báz v jej molekule.

Kyselina ribonukleová (RNA)

Molekula RNA má primárnu štruktúru veľmi podobnú DNA, s tým rozdielom, že sacharidovú zložku tvorí D-ribóza a namiesto tymínu obsahuje uracil. Dusíkaté zásady sa v RNA párujú nasledovne: adenín s uracilom, guanín s cytozínom. Molekula RNA nemá všade rovnakú priestorovú štruktúru. Niektoré jej časti sú usporiadané vo forme dvojzávitnice, niektoré sú tvorené jedným polynukleotidovým vláknom a majú neusporiadaný charakter.

Jednotlivé ribonukleové kyseliny sa podstatne líšia relatívnou molekulovou hmotnosťou, štruktúrou, ale aj lokalizáciou a funkciou v bunke. Poznáme 5 typov RNA:

- transferová RNA (prenosová, rozpustná) – t-RNA,
- ribozómová RNA – r-RNA,
- informátorová (messengerová) RNA – i-RNA, m-RNA,
- jadrová RNA – n-RNA,
- vírusová RNA.

Transferové RNA sa nachádzajú v bunke rozpustené v cytoplazme (preto aj rozpustné). Ich biologickou funkciou je prenos aktivovaných aminokyselín pri syntéze. Existuje viacero transferových RNA, minimálne toľko, koľko je aminokyselín prirodzene sa vyskytujúcich v bielkovinách (asi 20). Všetky majú tvar d'atelinového listu.

Ribozómová RNA je stavebnou zložkou ribozómov. Niektoré časti tejto kyseliny majú tvar dvojzávitnice, iné vytvárajú akési laloky a porušujú pravidelnosť usporiadania.

Informátorová RNA sa nazýva aj messengerová, pretože sprostredkuje prenos genetickej informácie z DNA na bielkoviny. Veľkosť jej molekúl závisí od množstva informácií, ktoré nesie. O štruktúre i-RNA je zatiaľ pomerne málo poznatkov, tvorí ju jedno vlákno. Rýchlo sa syntetizuje, ale aj odbúrava.

Štruktúra a funkcia *jadrovej RNA* je zatiaľ najmenej známa. Nachádza sa v bunkovom jadre, v jadierku, aj v chromozómoch.

Zvláštnym typom je *vírusová RNA*, ktorá sa nachádza v rastlinných a živočíšnych vírusoch. Tieto kyseliny sú jednovláknové, niektoré majú aj dvojlákno s dvojzávitnicovou štruktúrou.

4 LABORATÓRNE CVIČENIA

4.1 ZÁSADY BEZPEČNOSTI PRÁCE V CHEMICKOM LABORATÓRIU, NAJČASTEJŠIE LABORATÓRNE NEHODY A PRVÁ POMOC

Látky používané v chemických laboratóriách a na iných chemických pracoviskách predstavujú špecifický zdroj ohrozenia zdravia. Je preto v záujme pracovníkov týchto pracovísk, aby sa pred prípadným škodlivým účinkom niektorých látok intenzívne chránili.

V študentskom laboratóriu je najčastejšou príčinou ohrozenia zdravia neskúsenosť študentov. Študenti danú prácu vykonávajú prvýkrát, v časovom obmedzení, bez praktických skúseností, čo môže predstavovať určitý stres. To vedie zvyčajne častejšie k úrazom ako škodlivé pôsobenie niektorých látok na organizmus, pretože študenti sú vystavení účinkom týchto látok iba v obmedzenom čase počas laboratórnych cvičení.

Chemické laboratórium je pracovisko, na ktorom musia byť dodržiavané niektoré základné pravidlá bezpečnosti pri práci, aby sa nezvyšovalo riziko ohrozenia zdravia.

Základnou podmienkou bezpečnosti pri práci v chemickom laboratóriu je používanie pracovného odevu a obuvi. Odev a obuv slúži ako ochrana pri náhodnom postriekaní škodlivou látkou, nesmie však byť prekážkou pri práci. Vhodným pracovným odevom je plášť z bavlnených vlákien (syntetická tkanina nie je vhodná), prípadne aj nohavice. Nebezpečnou súčasťou odevu môžu byť voľne vľajúce rukávy alebo iné súčasti, ktorými môžeme náhodne zhodiť nádoby z pracovného stola. Najvhodnejšia pracovná obuv je uzavretá, z kože alebo z umelých materiálov, na nízkom podpätku.

V prípade práce s agresívnymi, resp. toxickými látkami je vhodné použiť ochranné rukavice z gumeného, prípadne iného plastu.

Ochrana očí je jednou z najdôležitejších, vzhľadom na to, že oko je veľmi citlivý orgán a jeho poškodenie v dôsledku vstreknutia chemikálie môže mať fatálne následky. Dioptrické okuliare v žiadnom prípade nenahradzujú ochranné okuliare, ktoré sú prispôbené na ochranu očí aj z bokov a sú z nerozbitného skla, resp. plastu. Preto pri potenciálnom nebezpečenstve ohrozenia zraku používame ochranné okuliare alebo ochranný štít.

Riziko otravy pri náhodnom požití chemikálie je veľmi veľké, a preto platí prísny zákaz jedenia a pitia v chemickom laboratóriu. Na prípravu jedál je zakázané používať chemické sklo, prípadne skladovať nápoje a potraviny v chladničkách spolu s chemikáliami.

Fajčenie predstavuje riziko požiaru, preto je pri práci v laboratóriu prísne zakázané. Okrem toho sa pri fajčení zvyšuje riziko otravy, pretože cigarety položené na pracovnom stole môžu adsorbovať náhodne rozliate chemikálie alebo toxické látky z ovzdušia.

Nebezpečenstvo úrazu predstavujú pri práci v laboratóriu aj dlhé voľne rozpustené vlasy.

Návštevy cudzích osôb v laboratóriu môžu odpútať pozornosť a sústredenosť pracovníka, preto sú neprípustné. Okrem toho aj cudzia osoba je vystavená nebezpečenstvu úrazu, vzhľadom na to, že nie je informovaná a poučená o rizikách práce na chemickom pracovisku.

Úrazy, ktoré sa môžu v laboratóriu prihodiť, sú rôzne a podľa typu poškodenia treba preto postupovať osobitým spôsobom aj pri poskytovaní prvej pomoci.

a) Úrazy pri práci so sklom

Tieto úrazy sa najčastejšie vyskytujú práve v študentských laboratóriách. Zvyčajne k nim dochádza pri nasadzovaní teplomerov a sklenených trubičiek do prevrtaných zátok alebo gumených hadíc.

Prvá pomoc:

Najdôležitejšou zásadou pri akomkoľvek úraze je zachovať pokoj a rozvahu. Pri úraze porezaním zistíme najprv rozsah poranenia a v prípade, že v rane je kus skla, odstránime ho sterilnou pinzetou.

Malé rany vydezinfikujeme a obviažeme sterilným obvazom. Väčšie tržné alebo rezné rany vyžadujú predovšetkým zastavenie krvácania. V takom prípade je nevyhnutné okamžite vyhľadať lekársku pomoc.

b) Poleptanie žieravinami

Postriekanie žieravinami, t. j. silnými kyselinami a zásadami, je bežným úrazom v chemickom laboratóriu. Účinok týchto látok je lokálny, dráždia pokožku a sliznice dýchacích ciest. Pri manipulácii so žieravinami je nutné používať ochranný odev a rukavice, prípadne štít. Poleptanie sa prejavuje bolesťou sprevádzanou začervenaním až vznikom pľuzgierov a nekroz na pokožke. Vo vážnych prípadoch dochádza až k šoku.

Prvá pomoc:

Pri postriekaní žieravinami postihnuté miesto umývame prúdom vody, premočený odev a obuv bez zábran okamžite vyzlečieme, môžu rozhodovať aj sekundy. V prípade poleptania väčšieho rozsahu prekryjeme miesto sterilným materiálom a vyhľadáme odborné ošetrenie.

c) Popálenie a obarenie

Mnohé nehody v laboratóriu vedú k popáleniu alebo obareniu sa. Pritom môže ísť o priamy kontakt s plameňom kahanu, špirálou elektrospotrebiča alebo úraz v dôsledku vzplanutia horľavých pár a kvapalín, výbuchu pri nesprávnej manipulácii so zariadeniami pod tlakom, utajený var a pod.

Prvá pomoc:

Z rozsahu a hĺbky popáleniny môžeme odhadnúť aj jej závažnosť. Rozoznávame viacero stupňov popálenín (povrchové, stredne hlboké a hlboké), ktoré je však niekedy ťažké rozlíšiť. Veľké popáleniny určite zahŕňajú všetky stupne a môžu viesť u postihnutého k šoku. Pri poskytovaní prvej pomoci v prvom rade zastavíme pôsobenie tepla, resp. prúdu, popálené miesto chladíme studenou vodou, prípadne ľadom, aby sme zmiernili bolesť. Popáleného miesta sa nedotýkame bez použitia sterilného materiálu, nikdy nestrhávame priškvařený odev a neprikladáme zásypy a masti. Tekutiny podávame len obmedzene, nikdy nepodávame alkohol ani kávu. Zabezpečíme lekárske ošetrenie.

d) Otravy chemickými látkami

Pri bežnom zahrievaní, rozliatí, pri neuzatvorení zásobnej nádoby, v priebehu reakcie, pri horení a pod. sa môže vytvárať oblak pár a plynov uvoľňujúcich sa do priestoru laboratória. Zvýšená koncentrácia pár alebo plynov môže vyvolať otravu vdýchnutím, inhaláciou. Otravy môžu byť vyvolané aj náhodným alebo úmyselným požitím škodlivých látok, prípadne prienikom škodlivej látky cez pokožku alebo sliznicu pri neopatrnnej manipulácii.

Prvá pomoc:

Postihnutého vyvedieme zo zamoreného miesta a keď je pri vedomí, snažíme sa zistiť akou látkou sa otrávil. Ak je to možné, zabezpečíme jej zvyšok, zistíme dĺžku expozície látky, prípadne ďalšie údaje, ktoré poskytneme lekárovi. V prípade, že postihnutý je v bezvedomí, uložíme ho do stabilizovanej polohy na boku, zabezpečíme mu dostatok čerstvého vzduchu a okamžitú lekársku pomoc. Pri požití škodlivej látky sa snažíme zriediť obsah žalúdka pitím vody alebo vyvoláme zvracanie. V žiadnom prípade nepodceňujeme lekárske vyšetrenie ani vtedy, keď príznaky otravy sú len nepatrné.

4.2 VYBRANÉ OPERÁCIE A POSTUPY V CHEMICKOM LABORATÓRIU

4.2.1 MERANIE HMOTNOSTI – VÁŽENIE

Jednou zo základných operácií využívaných v chemickom laboratóriu je zisťovanie hmotnosti vzorky – váženie. Pri tejto operácii porovnávame hmotnosť skúmanej vzorky s hmotnosťou závažia pomocou váh. Výsledok analýzy do veľkej miery závisí od presnosti a správnosti váženia.

V laboratóriu sa zvyčajne používajú buď bežné predvažovacie (technické) váhy na menej presné určovanie hmotnosti (na dve desatinné miesta v gramoch), alebo váhy analytické na presné určovanie hmotnosti (na štyri desatinné miesta v gramoch). V laboratóriách sa vyskytujú konštrukčne rôzne typy analytických váh, no dnes sú najrozšírenejšie analytické digitálne váhy.

Analytické váhy sú veľmi citlivým a zvyčajne aj finančne nákladným prístrojom, ktorého správna funkčnosť môže výrazne ovplyvniť výsledok analýzy. Preto pri inštalácii váh a pri práci s nimi treba dodržiavať určité podmienky a pravidlá. Ak nemáme vybudovanú samostatnú miestnosť – váhovňu, umiestňujeme váhy do priestoru, kde nebudú vystavené korozívnym vplyvom ovzdušia a zmenám teploty. Inštalujeme ich zvyčajne na masívne konzoly, kde nepodliehajú otrasom a vibráciám, vzdialené od tepelných zdrojov, priameho slnečného žiarenia a výrazného prúdenia vzduchu.

Pracovný postup pre váženie na analytických váhach:

Pred samotným vážením sa presvedčíme, či sú váhy čisté, vo vodorovnej polohe a skontrolujeme ich nulovú polohu. Najmodernejšie digitálne váhy sa automaticky kalibrujú, čím kontrolujú svoje správne nastavenie. Predmet, ktorého hmotnosť zisťujeme, kladieme do stredu misky najlepšie pinzetou alebo kliešťami. Jeho hmotnosť nesmie presahovať váživosť váh (maximálnu hmotnosť, ktorú môžeme na váhach odvážiť – zvyčajne 150 až 200 g), aby sa váhy nepreťažili. Vážený predmet musí byť suchý, čistý a jeho teplota má mať teplotu váh.

Navažované chemikálie nesmú prísť do styku s miskami váh, a preto sa vážia vo vhodných nádobách, napr. na hodinovom sklíčku, navažovacej lodičke, v sklenených navažovacích bankách so zabrúseným viečkom (tzv. navažovačku).

Váženie uskutočňujeme pri zatvorených dvierkach, ktoré musia byť uzavreté aj po každom prídavku chemikálie. Prúdenie vzduchu pri otvorených dvierkach môže zapríčiniť, že sa údaj na digitálnom displeji neustáli na konštantnej hodnote.

Po ukončení váženia sa vážený predmet odstráni z misiek váh, prípadné rozsypané zvyšky chemikálií sa odstránia jemným vlasovým štetcom. Dvierka váh sa uzavru. Takýto postup pri ošetrovaní váh dodržiavame vždy pri každom meraní, aj keď budeme váhy v krátkom časovom odstupe používať znova.

4.2.2 ZRÁŽANIE, FILTRÁCIA, DEKANTÁCIA A PREMÝVANIE ZRAZENÍN

Zrážanie je fyzikálno-chemický proces, pri ktorom sa z roztoku pôsobením skúmadla – zrážadla vylúči stanovovaná zložka vo forme málo rozpustnej zlúčeniny – zrazeniny.

Zrážadlom môže byť kvapalina, plyn alebo tuhá látka. Podmienky zrážania (koncentráciu reagujúcich látok, pH, teplotu, spôsob zrážania a pod.) volíme tak, aby sme dostali zrazeninu s presne definovaným zložením, ktoré sa dá vyjadriť vzorcom, aby sa hľadaná zložka mohla jednoznačne stanoviť. Získaná zrazenina sa musí tiež vylúčiť v dobre filtrovateľnej forme, jej vylúčenie musí byť kvantitatívne a znečistenie minimálne.

Pre zabezpečenie uvedených požiadaviek je potrebné presne dodržiavať pracovný postup zrážania:

- roztok vzorky sa dostatočne zriedi vo vhodnej kadičke a podľa potreby sa upraví hodnota jeho pH, prípadne teplota,
- zrážadlo sa opatrne a pomaly po kvapkách pridáva do roztoku z pipety, byrety, odmerného valca alebo kadičky, pričom sa zmes neustále mieša sklenenou tyčinkou, ktorá sa z kadičky nevyberá,
- zrážadlo sa pridáva v malom, presne stanovenom nadbytku, aby sa zrazenina vylúčila kvantitatívne.

Takto získaná zrazenina sa z roztoku oddeľuje filtráciou. Najjednoduchšia filtračná aparatúra je tvorená filtračným lievikom upevneným pomocou filtračného kruhu na laboratórny stojan tak, aby sa stopka lievika opierala svojím šikmým ukončením o stenu podloženej nádoby. Do lievika sa vkladá filtračný papier, ktorý môže byť skladaný alebo hladký. Tuhé častice zrazeniny sa pri filtrácii zachytia na filtračnom papieri a číra kvapalina – filtrát, pretečie do podloženej nádoby.

Okrem papiera sa na filtráciu kryštalických zrazenín môžu používať sklené alebo porcelánové filtračné téglíky so sklenenou alebo keramickou pórovitou vložkou – fritou. Filtrácia pomocou filtračných téglíkov sa uskutočňuje za zníženého tlaku, pričom téglík sa vkladá do gumového prstenca priamo do hrdla odsávacej banky. Filtračné téglíky sa plnia filtrovanou suspenziou najviac 0,5 až 1 cm pod horný okraj.

Proces filtrácie býva sprevádzaný dekantáciou a premývaním zrazeniny. Zrazenina sa nechá v kadičke usadiť, a potom sa číry roztok opatrne zvrchu zleje cez filtračný papier. K zrazenine sa pridá malé množstvo kvapaliny na premytie a po premiešaní sa zrazenina opäť nechá usadiť. Tento postup sa opakuje 3 až 5-krát a nazýva sa *dekantácia*. Po poslednej dekantácii sa zrazenina kvantitatívne prenesie na filtračný papier spolu s roztokom.

Úlohou dekantácie a premývania je odstránenie cudzích iónov a zvyškov rozpustených nečistôt zo zrazeniny. Najčastejšie používanou kvapalinou na premývanie je destilovaná voda, ktorá ľahko rozpúšťa väčšinu solí strhnutých do zrazeniny. Nevýhodou použitia destilovanej vody je, že zvyčajne mierne rozpúšťa aj samotnú zrazeninu. Preto pri premývaní použijeme iba nevyhnutné množstvo vody a priebeh premývania sledujeme reakciou citlivou na dôkaz odstraňovaného iónu.

Namiesto destilovanej vody je možné použiť aj roztok, ktorý obsahuje rovnaký ión ako premývaná zrazenina. Zmenší sa tým rozpustnosť zrazeniny pri premývaní. Na premývanie zrazenín, ktoré sú vo vode veľmi rozpustné, sa používajú organické rozpúšťadlá.

4.2.3 SUŠENIE, SPALOVANIE A ŽIHANIE

Obsah prchavých látok v anorganických aj organických materiáloch sa zisťuje sušením. Podľa druhu materiálu sa sušenie uskutočňuje v elektrických sušiarňach s automatickou reguláciou, prípadne v elektrických piekch alebo v hliníkových blokoch.

Sušená látka sa naváži do vopred vysušenej a odvázenej hliníkovej nádoby s viečkom – vysušovačky a vloží sa do sušiarne vyhriatej na predpísanú teplotu. Pri sušení je vysušovačka otvorená, pri vážení musí byť zatvorená, aby obsah nenaberal vzdušnú vlhkosť. Sušenie sa uskutočňuje do konštantnej hmotnosti, to znamená, že po vysušení a vychladnutí v exsíkátore sa vysušovačka s obsahom odváži a údaj sa zaznamená. Vysušovačka sa potom opäť vráti do sušiarne a sušenie pokračuje ešte asi 30 minút. Tento postup sa opakuje, pokiaľ rozdiel dvoch za sebou nasledujúcich vážení nie je menší ako 0,5 mg. Postup sušenia pri použití filtračných téglíkov je podobný.

Obsah nespáliteľných anorganických látok, tzv. popola v organických materiáloch sa zisťuje spaľovaním. Materiál sa odváži do vopred vysušeného a ochladeného porcelánového alebo kovového téglíka a postaví sa šikmo do trianguľa, aby sa zabezpečil dostatočný prístup vzduchu. Zahrievaním sa postupne obsah téglíka vysuší, a potom spaľuje pomocou plynového kahana. Pri spaľovaní sa postupuje veľmi opatrne aby obsah téglíka nezačal horieť, lebo pri prudkom vzplanutí môžu byť s plynmi strhnuté aj čiastočky spaľovanej látky, môže prísť ku stratám, a tým k nepresnosti v stanovení. Keď obsah téglíka zuhoľnatie, zohrieva sa v nesvietivom plameni, pokiaľ sa úplne nespáli. Spaľovanie látky pri vyšších teplotách (600 až 1 000 °C a viac) – žihanie sa uskutočňuje v elektrickej žihacej piecke alebo v muflovej peci.

4.2.4 MERANIE OBJEMU KVAPALÍN, ODMERNÉ SKLO

Vzhľadom na to, že pri väčšine chemických analýz sa pracuje s roztokmi, je meranie objemu roztokov vzoriek a skúmadiel jednou z najdôležitejších operácií. Hlavnou jednotkou vyjadrujúcou objem je 1 meter kubický (m^3). Diely tejto jednotky sú decimeter kubický (dm^3), centimeter kubický (cm^3) a milimeter kubický (mm^3). V praxi je povolené používať aj jednotky liter (l) a mililiter (ml), pričom platia vzťahy $1\ l = 1\ dm^3 = 10^{-3}\ m^3$.

Na meranie objemu kvapalín sa používajú rôzne odmerné nádoby, ktorých tvar, veľkosť a rozmery sú presne normalizované a štandardizované. Vzhľadom na objemovú rozťažnosť v dôsledku zvyšovania teploty je potrebné odmeriavať objemy telies pri určitej konštantnej teplote. Preto je na odmerných nádobách okrem objemu vyznačená aj príslušná teplota, pri ktorej bol objem nádoby kalibrovaný (najčastejšie 20 °C).

Odmerné nádoby rozdeľujeme podľa presnosti merania objemu na dve základné skupiny:

- odmerné valce sú valcovité kalibrované nádoby s výlevkou, ktoré sa používajú na približné odmeriavanie objemu kvapalín,
- odmerné banky, pipety a byrety sú kalibrované pri určitej teplote a používajú sa na presné odmeriavanie objemov.

Odmerné banky slúžia na prípravu roztokov s presnou koncentráciou. Sú to sklenené úzkohrdlé nádoby hruškovitého tvaru, do ktorých sa kvapaliny nalievajú až po vyznačenú rysku na hrdle označujúcu presný objem, na ktorý je banka kalibrovaná pri danej teplote.

Presne tento objem má kvapalina, ktorá sa práve nachádza v odmernej banke (t. j. odmerná banka je „kalibrovaná na doliatie“). Ak kvapalinu z odmernej banky vylejeme, malé množstvo kvapaliny zostáva prilipnuté na jej stenách. Preto objem vyliatej kvapaliny je vždy menší ako objem odmernej banky.

Pri dávkovaní presného objemu kvapaliny používame *pipety* a *byrety*. Sú to sklené rúrky, ktoré môžu byť dielikované alebo nedielikované. Roztoky z nich vytekajú, a tak môžu byť dávkované presné objemy kvapalín (pipety a byrety sú kalibrované „na vylatie“). Nedielikované pipety majú presný objem kalibrovaný pri určitej teplote a tiež označený ryskou. Dielikované pipety a byrety majú vyznačenú stupnicu delenú na mililitre (cm^3) alebo ich zlomky.

Pre správne odmeriavanie objemu je dôležité jeho presné odčítanie zo stupnice alebo rysky na odmernej nádobe. Pri naliatí tekutiny do odmernej nádoby dochádza na rozhraní kvapaliny, steny nádoby a vzduchu vplyvom medzipovrchového napätia k oblúkovitému prehnutiu kvapaliny, vytvorí sa tzv. *meniskus* (☾). Pri odčítavaní objemu musí byť oko pozorovateľa v kolmej pozícii k spodnému okraju menisku, inak dochádza k tzv. paralaxnej chybe a objem nie je správne odčítaný. Pri práci s farebnými alebo nepriehľadnými roztokmi sa odčítava objem pri hornom okraji menisku.

Všeobecný postup pri pipetovaní je nasledovný. Dolný, zašpicatený koniec dokonale čistej a suchej pipety ponoríme do roztoku a pomocou gumeného balónika nasajeme kvapalinu do pipety asi 1 cm nad kalibračnú rysku. Pipetu vyberieme z roztoku a špičku pipety jemne utrieme filtračným papierom. Opatrne vypustíme prebytočné množstvo kvapaliny tak, aby sa meniskus hladiny meranej kvapaliny dotýkal rysky na pipete. Potom pipetu oprieme o stenu nádoby, do ktorej chceme roztok preniesť a kvapalinu necháme samovoľne vytečť. Pri opakovanom pipetovaní toho istého roztoku môžeme pipetu použiť bez úpravy. Ak však pipetujeme iný roztok, treba pipetu vypláchnuť destilovanou vodou a najmenej raz roztokom, ktorý budeme pipetovať, aby na stenách pipety nezostali zvyšky predchádzajúcej kvapaliny a neznečistili tak pipetovaný roztok.

Byrety sú určené na presné odmeriavanie objemov pri odmerných stanoveniach – titráciách a práca s nimi sa riadi nasledovnými pravidlami. Suchá a čistá byreta sa naplní roztokom asi 1 cm nad kalibračnú rysku. Vytekanie roztoku sa reguluje otáčaním výpustného kohúta byrety a meniskus kvapaliny sa musí dotýkať kalibračnej rysky. Presnosť merania závisí aj od rýchlosti vypúšťania kvapaliny, pretože kvapalina sa pri vytekaní zachytáva na stenách byrety. Meniskus roztoku nastavíme na nulovú hodnotu na stupnici tak, aby v byrete nezostali vzduchové bubliny. Po ukončení titrácie počkáme niekoľko sekúnd, kým všetok roztok prilnutý na stenách byrety stečie a odčítame presný objem na stupnici. Pri opakovanej titrácii postupujeme podobne ako pri pipetovaní. Ak v byrete zostáva ten istý roztok, doplníme ju po nulovú hodnotu a odmeriavanie opakujeme. V prípade použitia iného roztoku, musí sa byreta vypláchnuť destilovanou vodou a najmenej raz novým roztokom.

4.3 NÁVODY NA LABORATÓRNE CVIČENIA

Laboratórne cvičenie 1

Téma: VÁŽENIE A ODMERIAVANIE OBJEMU

Úloha 1: a) Odvážte na predvažovacích a analytických váhach ľubovoľný predmet a porovnajete výsledky.
b) Odvážte 15 sklenených guľiek a vypočítajte hmotnosť 1 guľky.

Úloha 2: a) Porovnajete presnosť merania objemu odmerným valcom a pipetou.
b) Presne naplňte odmernú banku ľubovoľnej veľkosti vodou.
c) Pomocou byrety zistíte, koľko kvapiek predstavuje 1 cm³ vody.
d) Odvážte presne 2 – 3 cm³ vody a vypočítajte hmotnosť 1 cm³ vody.

Princíp:

Cieľom váženia je naváženie presného množstva východiskových látok, zistenie množstva získaných produktov, prípadne sledovanie zmeny hmotnosti látok počas laboratórnej činnosti. Princípom váženia je porovnanie hmotnosti váženého materiálu s hmotnosťou závažia.

Pri príprave roztokov v chemickej praxi je nevyhnutné správne a presné odmeriavanie objemov kvapalín. Presnosť určenia objemu závisí od použitého odmerného skla.

Pomôcky:

predvažovacie váhy, analytické váhy, sklenené guľky, odmerný valec, pipeta, byreta, odmerná banka, kadička, navažovačka so zabrúseným viečkom, laboratórny stojan, laboratórny držiak

Postup:

Úloha 1

Pri vážení je potrebné udržiavať čo najväčšiu čistotu a pozornosť. Navažované látky neklademe nikdy priamo na miskú váh, ale používame vhodné nádoby, napr. hodinové sklíčko, navažovaciu lodičku, alebo sklenenú navažovaciu banku so zabrúseným viečkom (navážovačku). Prchavé látky navažujeme do uzavretých navažovačiek. Po navážení skontrolujeme čistotu váh a prípadné nečistoty odstránime pomocou vlasového štetca.

Úloha 2

Odmerným valcom odmerajte postupne 5, 10, 15, 20 a 25 cm³ vody. Rovnaké množstvá vody odmerajte nedielikovanými a dielikovanými pipetami do odmerných valcov a výsledky porovnajte.

Do odmernej banky presne odmerajte príslušné množstvo vody. Dodržujte zásady správneho odmeriavania kvapalín.

Pomocou byrety zistíte, koľko kvapiek predstavuje 1 cm³ vody. Meranie zopakujte ešte 2-krát a vypočítajte priemernú hodnotu.

V navažovačke so zabrúseným viečkom odvážte 2 až 3 cm³ vody. Vypočítajte hmotnosť 1 cm³ vody.

Laboratórne cvičenie 2

Téma: PRÍPRAVA ROZTOKOV

Úloha: Pripravte roztoky rôznych objemov a koncentrácií.

Princíp:

Roztoky sú homogénne zmesi dvoch alebo viacerých látok, ktorých zastúpenie môžeme v určitých medziach meniť. Skladajú sa z rozpúšťadla a rozpustnej látky. Vo vodných roztokoch je vždy rozpúšťadlom voda, v ostatných považujeme za rozpúšťadlo prevládajúcu zložku sústavy. Podľa skupenstva sa roztoky delia na plynné, kvapalné a tuhé.

Zloženie roztokov vyjadrujeme udaním hmotnosti, objemu alebo látkového množstva rozpúšťanej látky v určitom objeme alebo hmotnosti roztoku. V bežnej praxi sa využíva aj vyjadrenie zloženia roztokov v percentách.

Hmotnostný zlomok $w(B)$ je daný podielom hmotnosti rozpustenej látky $m(B)$ a hmotnosti celého roztoku $m_{\text{celk.}}$:

$$w(B) = \frac{m(B)}{m_{\text{celk.}}}$$

Objemový zlomok $\varphi(B)$ je daný podielom objemu rozpustenej látky $V(B)$ a objemu celého roztoku $V_{\text{celk.}}$:

$$\varphi(B) = \frac{V(B)}{V_{\text{celk.}}}$$

Hmotnostný a objemový zlomok sú bezrozmerné veličiny. Percentuálne zloženie roztoku je dané ako súčin hmotnostného, resp. objemového zlomku a čísla 100:

$$p(B) = w(B) \cdot 100 \qquad p(B) = \varphi(B) \cdot 100$$

Koncentrácia látkového množstva (skrátene látková koncentrácia) látky B je podiel látkového množstva rozpustenej látky $n(B)$ a objemu celého roztoku $V_{\text{celk.}}$:

$$c(B) = \frac{n(B)}{V_{\text{celk.}}}$$

pričom látkové množstvo vypočítame ako podiel hmotnosti rozpustenej látky $m(B)$ a jej molárnej hmotnosti $M(B)$:

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

Jednotkou látkovej koncentrácie je mol dm^{-3} , jednotkou látkového množstva je mól, (značka mol) a jednotkou molárnej hmotnosti je g mol^{-1} .

Pomôcky:

laboratórne váhy, laboratórna lyžička, navažovačka alebo hodinové sklíčko, sklenená tyčinka, kadička, odmerná banka

Chemikálie:

zvoľte podľa aktuálnych potrieb a možností, napr. 250 cm³ roztoku NaCl s koncentráciou $c = 0,10 \text{ mol dm}^{-3}$, 500 cm³ roztoku NaCl s koncentráciou $c = 1,00 \text{ mol dm}^{-3}$, 500 cm³ roztoku NaCl s koncentráciou $c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$

Postup:

Vypočítané a presne navážené množstvo chemickej látky kvantitatívne preneste do kadičky a rozpustite v malom objeme destilovanej vody. Obsah kadičky opäť kvantitatívne preneste do odmernej banky s požadovaným objemom a doplňte destilovanou vodou po značku. Odmerná banka sa plní pomocou lievika, ktorého stopka siaha pod kalibračnú značku, aby sa zbytočne nenavlhčilo hrdlo banky. Ak je to potrebné, môže sa banka s roztokom temperovať vo vodnom kúpeli na predpísanú teplotu. Banku naplňte vodou približne 1cm pod značku, lievik vyberte a pomocou pipety opatrne doplňte na požadovaný objem po rysku. Pri doplnení postupujte tak, aby ste pozorovali značku v kolmom pohľade, a tým zabránili paralaxnej chybe. Banku uzavrite a niekoľkokrát prevráťte hore dnom, aby ste roztok dokonale premiešali.

Laboratórne cvičenie 3

Téma: MERANIE HUSTOTY KVAPALÍN

Úloha:

1. Odmerajte hustotu kvapaliny hustomerom – vztlaková metóda.
2. Odmerajte hustotu kvapaliny pyknometrom – vážková metóda.

Princíp:

Hustota (ρ) homogénneho telesa je definovaná ako podiel jeho hmotnosti (m) a objemu (V). Závisí od teploty a u plynov aj od tlaku. Hustota sa udáva v jednotkách kg m^{-3} alebo g cm^{-3} .

Vztlaková metóda merania hustoty kvapalín je založená na princípe Archimedovho zákona. Na meranie hustoty sa v tomto prípade používajú hustomery (areometre, denzimetre). Sú to sklené rúrky so stupnicou, na koncoch zatavené. Na dolnom konci sú rozšírené do nádobky naplnenej olovenými guľôčkami alebo ortuťou. Hustomery sú určené na rýchle, orientačné stanovenie.

Vážkové stanovenie hustoty kvapalín pyknometrom je presnejšie. Hustota kvapaliny sa zisťuje vážením hmotnosti známeho objemu kvapaliny. Pyknometre sú sklené nádobky, ktorých objem je presne kalibrovaný pri určitej teplote, najčastejšie pri 20 °C.

Pomôcky:

analytické váhy, kadička, sklený valec (250 cm³), teplomer, hustomer, pyknometer so sklenou zátkou s kapilárnym otvorom

Chemikálie:

etanol, benzén, glycerol

Postup:

1. Vztlaková metóda

Kvapalinu, ktorej hustotu zisťujete, nalejte do skleného valca (250 cm³) a teplomerom odmerajte jej teplotu. Hustomer vložte do kvapaliny tak, aby voľne plával. Nesmie sa opierať o steny ani o dno valca. Pri odčítaní hodnoty na stupnici hustomera musí byť oko pozorovateľa v kolmom postavení k menisku kvapaliny. Odmeranú hodnotu zapíšete do tabuľky:

Meraná kvapalina	hustomerom (g cm ⁻³)	pyknometrom (g cm ⁻³)
etanol		
benzén		
glycerol		

2. Vážková metóda

Čistý a suchý pyknometer odvážte na analytických váhach (m). Potom ho po okraj naplňte destilovanou vodou, ktorej teplotu ste odmerali teplomerom a uzavrite sklenou zátkou s malým otvorom, ktorým vytečie prebytočná voda. Pyknometer opatrne poutierajte a opäť odvážte (m_1). Vodu vylejte, pyknometer vysušte a naplňte kvapalinou, ktorej hustotu zisťujete. Pri plnení pyknometra neznámou kvapalinou postupujte tak, ako pri plnení vodou. Osušený pyknometer s neznámou vzorkou odvážte (m_2) a jej hustotu vypočítajte zo vzťahu:

$$\rho = \frac{m_2 - m}{m_1 - m} \cdot \rho_{\text{H}_2\text{O}}$$

pričom $\rho_{\text{H}_2\text{O}}$ je hustota destilovanej vody pri danej teplote, ktorú zistíte v tabuľkách.

Vypočítanú hodnotu zapíšte do tabuľky a porovnajte s hustotou kvapaliny zistenou pomocou hustomera.

Laboratórne cvičenie 4

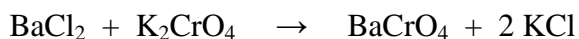
Téma: ZRÁŽANIE A FILTRÁCIA ZRAZENINY

Úloha: Pripravte chróman bárnatý.

Princíp:

Chróman bárnatý BaCrO_4 pripravíme z roztoku chloridu bárnateho (BaCl_2) vyzrážaním chrómanom draselným (K_2CrO_4). Podstatou stanovenia je zrážacia reakcia, pri ktorej sa získa žltá zrazenina. Zrazenina sa oddelí z roztoku filtráciou a po vysušení odváži. Zistí sa výťažok reakcie a vypočítajú straty.

Priebeh reakcie znázorňuje rovnica:



Pomôcky:

analytické váhy, laboratórna lyžička, navažovačka, sklená tyčinka, kadičky, laboratórny stojan s filtračným kruhom, filtračný lievik, filtračný papier, hodinové sklíčko

Chemikálie:

tuhý BaCl_2 (jed!), roztok K_2CrO_4 ($w = 0,05$), destilovaná voda

Postup:

Na analytických váhach navážte presne asi 0,50 g chloridu bárnateho do navažovačky (alebo na hodinové sklíčko) a kvantitatívne preneste do kadičky s malým množstvom destilovanej vody ($20 - 30 \text{ cm}^3$) zahriatej do varu a mierne ochladenej. Látku rozpustíte miešaním sklenenou tyčinkou. Do získaného horúceho roztoku chloridu bárnateho pridávajte po malých dávkach pripravený roztok (15 cm^3) chrómanu draselného. Zrážací roztok lejte po tyčinke a po každom prídavku zrážadla obsah kadičky premiešajte sklenenou tyčinkou. Vzniká žltá zrazenina chrómanu bárnateho.

Pripravte si filtračnú aparatúru. Filtračný papier odvážte na analytických váhach, jeho hmotnosť si zaznamenajte. Zrazeninu získanú zrážaním prefiltrujte cez odvážený filtračný papier. K filtrátu v kadičke pridajte malé množstvo chrómanu draselného, aby ste sa uistili, že zreagoval všetok chlorid bárnatý. Ak zrazenina už nevzniká, premyte pripravený chróman bárnatý na filtračnom papieri troškou destilovanej vody a vysušte ho spolu s filtračným papierom na hodinovom sklíčku v sušiarňi. Po sušení získaný produkt odvážte. Po odpočítaní hmotnosti filtračného papiera získate výťažok zlúčeniny chrómanu bárnateho. Pri správnom postupe by ste mali získať nasledovný teoretický výťažok:

$$m(\text{BaCrO}_4) = \frac{M(\text{BaCrO}_4) \cdot m(\text{BaCl}_2)}{M(\text{BaCl}_2)} = \frac{253,36 \text{ g mol}^{-1} \cdot 0,50 \text{ g}}{208,24 \text{ g mol}^{-1}} = 0,61 \text{ g}$$

Výsledok porovnajte s hodnotou, ktorú ste skutočne získali a vyjadrite ho v %. Straty zdôvodnite.

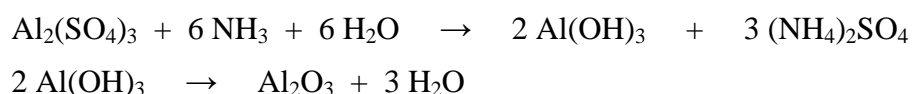
Laboratórne cvičenie 5

Téma: ZRÁŽANIE, FILTRÁCIA A ŽÍHANIE ZRAZENINY

Úloha: Príprava oxidu hlinitého

Princíp:

Hydroxid hlinitý Al(OH)_3 pripravíme zrážaním síranu hlinitého $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ roztokom amoniaku NH_3 . Následným žíhaním hydroxidu hlinitého získame oxid hlinitý. Tieto deje vyjadrujú nasledovné rovnice:



Pomôcky:

laboratórne váhy, odmerný valec, sklená tyčinka, kadička, stojan s filtračným kruhom, filtračný lievik, filtračný papier, hodinové sklíčko, trojnožka, triangel, železné kliešte, kahan, porcelánový téglik

Chemikálie:

roztok $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ($w = 0,20$), roztok NH_3 ($w = 0,10$), roztok BaCl_2 ($w = 0,05$), destilovaná voda

Postup:

Do kadičky (250 cm^3) odmerajte 50 cm^3 roztoku síranu hlinitého. Do tohto roztoku pridávajte po malých dávkach roztok amoniaku, pričom obsah kadičky intenzívne miešajte sklenou tyčinkou, pokiaľ sa tvorí biela zrazenina hydroxidu hlinitého. Vzniknutú zmes zohrejte do varu, ktorý udržiajte asi 2 minúty. Potom zmes 2-krát dekantujte horúcou vodou a ešte teplú prefiltrujte cez odvážený filtračný papier. Zrazeninu na filtračnom papieri premývajte destilovanou vodou a prítomnosť nežiaducich síranových iónov vo filtráte kontrolujte roztokom BaCl_2 . Keď sa už biela zrazenina síranu bárnateho vo filtráte netvorí, opatrne vyberte filtračný papier so zrazeninou a preneste ho na hodinové sklíčko. Vložte do sušiarne vyhriatej na teplotu $150 \text{ }^\circ\text{C}$ a vysušte.

Vysušený produkt spolu s filtračným papierom vložte do vopred vyžihaného a odváženého porcelánového téglika. Téglik vložte do triangu a nechajte ho žihať v plameni. Po vyžíhaní ochlaďte téglik v exsikátore a odvážte. Odčítaním hmotnosti prázdneho téglika zistíte hmotnosť pripraveného oxidu hlinitého.

Laboratórne cvičenie 6

Téma: SUŠENIE A SPALOVANIE PRÍRODNÝCH LÁTOK

Úloha: Stanovenia obsahu vody a popola vo vzorke potravín.

Princíp:

Obsah vody v prírodných látkach sa stanovuje sušením do konštantnej hmotnosti. Následným spálením a žíhaním sa odstráni zo vzorky organická látka a výsledok operácie – popol tak predstavuje obsah minerálnych látok vo vzorke.

Pomôcky:

hliníková vysušovacia miska, roztieracia miska s roztieradlom, analytické váhy, laboratórna lyžička, sušiareň, exsikátor, trojnožka, triangel, porcelánový téglik, kahan

Chemikálie:

ovocie, zelenina, bylinné vňate, múka, ovsené vločky a pod.

Postup:

Niekoľko gramov vzorky rozotrite v roztieracej miske na jemný prášok. Prázdnu hliníkovú vysušovaciu misku sušte asi 30 minút pri teplote 130 °C, ochladte v exsikátore a odvážte na analytických váhach. Do takto pripravenej misky navážte 3 až 5 g zhomogenizovanej vzorky a po uzatvorení misky odvážte na analytických váhach. Otvorenú misku vložte do sušiarne a pri teplote 130 °C sušte do konštantnej hmotnosti. Po vychladnutí v exsikátore odvážte. Obsah vody v % w_v vypočítajte podľa vzťahu:

$$w_v = \frac{m_a - m_b}{m_a - m} \cdot 100$$

m – hmotnosť prázdnej vysušovacej misky v gramoch

m_a – hmotnosť misky so vzorkou pred sušením v gramoch

m_b – hmotnosť misky so vzorkou po sušení v gramoch

Do vysušeného a odváženého porcelánového téglika (podobne ako vysušovacia miska v predchádzajúcom prípade) navážte asi 1 g vysušenej vzorky na analytických váhach. Obsah téglika opatrne spáľte nad plameňom tak, aby nedošlo k prudkému vzplanutiu a k stratám vzorky. Dokonalé spálenie dosiahnete vyžíhaním po dobu minimálne 60 minút. Popol v tégliku musí byť bledošedý až biely a nesmie obsahovať zuhoľnatené zvyšky. Ak to tak nie je, pokračujte ešte v žíhaní do konštantnej hmotnosti. Po spálení vzorky, preneste téglik kliešťami do exsikátora a nechajte vychladnúť. Odvážte na analytických váhach s presnosťou na štyri desatinné miesta. Percentuálny obsah popola (minerálnych látok) vo vzorke P_p vypočítajte podľa vzťahu:

$$P_p = \frac{m_p}{m_n} \cdot 100$$

P_p – množstvo popola v percentách

m_p – hmotnosť popola v gramoch

m_n – návažok vzorky v gramoch

Laboratórne cvičenie 7

Téma: KYSLOSŤ A ZÁSADITOSŤ VODNÝCH ROZTOKOV

Úloha:

1. Zistíte sfarbenie acidobázických indikátorov vo vodných roztokoch kyselín, zásad a solí.
2. Zistíte pH roztokov rôznych kyselín, zásad a solí pomocou indikátorového papierika.

Princíp:

Kyseliny sú látky schopné odštepovať protón (kation vodíka H^+), sú teda donormi protónov. Zásady sú akceptormi protónov, t. j. sú schopné protóny prijímať. Sila kyselín a zásad sa meria ich schopnosťou odovzdávať, resp. prijímať protóny. Silné kyseliny odovzdávajú protóny ľahšie a silné zásady ich ľahšie prijímajú. Mieru kyslosti, resp. zásaditosti vodných roztokov udávame pomocou stupnice pH, pričom pH definujeme ako záporný logaritmus látkovej koncentrácie kationov vodíka. Táto stupnica sa pohybuje pre bežné vodné roztoky v rozpätí hodnôt 0 až 14, pričom kyslé roztoky majú $pH < 7$, neutrálne roztoky majú $pH = 7$ a zásadité sú roztoky s $pH > 7$.

Kyslosť, resp. zásaditosť roztokov určujeme pomocou indikátorov. Sú to organické látky, ktoré podľa hodnoty pH prostredia charakteristicky menia svoju farbu.

Pomôcky:

skúmavka, sklená tyčinka, univerzálny indikátorový papierik, fenolftaleín, metylová oranž, metylová červená, tymolová modrá, xylenolová oranž, hodinové sklíčko

Chemikálie:

roztoky HCl, H_2SO_4 , CH_3COOH , NaCl, NaOH, NH_3 , NH_4Cl , $BaCl_2$, $Ba(OH)_2$, $(NH_4)_2CO_3$

Postup:

Úloha 1:

Do skúmavky nalejte asi 1 cm^3 skúmaného roztoku. Pridajte niekoľko kvapiek indikátora, pretrepte a výsledné sfarbenie roztoku si zapíšte.

Úloha 2:

Na hodinové sklíčko si nastrihajte niekoľko kúskov univerzálneho indikátorového papierika. Na indikátorový papierik naneste sklenou tyčinkou skúmaný roztok. Sfarbenie papierika porovnajte s farebnou stupnicou na obale indikátorového papierika a odčítajte príslušnú hodnotu pH.

Okrem pripravených roztokov kyselín, zásad a solí budete zisťovať aj hodnotu pH biologického materiálu (slín). Overíte pravdivosť tvrdenia reklamy, podľa ktorej žuvačky neutralizujú kyslosť slín. Naneste malé množstvo slín na indikátorový papierik a zistíte ich hodnotu pH, podobne, ako v predchádzajúcich úlohách. Potom zjedzte kúsok čokolády,

následne naneste sliny na indikátorový papierik a zistite ich hodnotu pH. Potom použijte žuvačku a pokus zopakujte. Porovnajete výsledok s tvrdením reklamy.

Svoje pozorovania z oboch úloh zapisujte prehľadne do tabuliek.

Úloha 1:

indikátor	roztok HCl	roztok NaCl	roztok NaOH

Úloha 2:

roztok	farba	hodnota pH

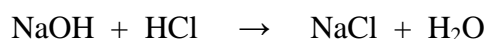
Laboratórne cvičenie 8

Téma: ODMERNÁ ANALÝZA – NEUTRALIZÁCIA

Úloha: Uskutočnite neutralizačnú titráciu vodného roztoku hydroxidu sodného kyselinou chlorovodíkovou.

Princíp:

Odmerná analýza (titrácia) je založená na stanovení látok reakciou so skúmadlom (titračným činidlom) so známou koncentráciou, pričom ekvivalentné množstvo skúmadla reaguje so stanovovanou zložkou podľa presne stechiometricky známej rovnice. Reakcie kyselín a zásad nazývame neutralizačnými a vznikajú pri nich soli príslušných kyselín a voda. Reakcia kyseliny chlorovodíkovej a hydroxidu sodného prebieha podľa rovnice:



Pomôcky:

titračná aparatúra (stojan, svorky, byreta, titračné banky), odmerné banky (100 cm³), kadičky, hodinové sklíčko, sklená tyčinka

Chemikálie:

vzorka – roztok NaOH ($c = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$), titračné činidlo – roztok HCl ($c = 1,5 \text{ mol dm}^{-3}$), indikátor fenolftaleín

Postup:

a) *Príprava 100 cm³ vzorky NaOH s koncentráciou 1 mol dm⁻³*

Na technických váhach navážte 3,99 g NaOH, rozpustíte v kadičke v destilovanej vode a kvantitatívne preneste do odmernej banky. Doplňte na objem 100 cm³. Uzavrite a dobre premiešajte.

b) *Príprava 100 cm³ titračného roztoku HCl s koncentráciou 1,5 mol dm⁻³*

Odmernú banku (100 cm³) naplňte asi do tretiny destilovanou vodou, opatrne prilievajte po stene nádoby 12,7 cm³ koncentrovanej HCl z odmerného valca. Doplňte po značku, uzatvorte a dobre premiešajte.

c) *Titrácia*

Najprv prepláchnite byretu pripraveným titračným roztokom HCl, t. j. naplňte ju asi 1 – 2 cm nad rysku s nulovou hodnotou objemu, titračný roztok vypustíte a vylejte do výlevky. Opäť naplňte byretu roztokom HCl, hladinu upravte na nulovú hodnotu a môžete začať titrovať.

Do titračnej banky odpipetujte 25 cm³ roztoku NaOH, pridajte 3 kvapky indikátora fenolftaleínu a ružový roztok titrujte roztokom HCl do odfarbenia. Spotrebu HCl si zapíšte. Titráciu zopakujte 3-krát. Vypočítajte priemernú spotrebu všetkých titrácií a túto hodnotu porovnajte s teoreticky vypočítanou spotrebou.

Po ukončení titrácie vypustíte zvyšok roztoku HCl z byrety a 2-krát ju prepláchnite destilovanou vodou.

Teoretická (vypočítaná) spotreba roztoku HCl:

$$V(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot c(\text{HCl})} = \frac{0,9975}{39,99 \cdot 1,5} = 0,01663 \text{ dm}^3 = 16,63 \text{ cm}^3$$

POUŽITÁ LITERATÚRA

ČAKRT, M. a kol. *Praktikum z analytickej chémie*. Bratislava : ALFA, 1989. ISBN 80-05-00112-6

GAŽO, J. a kol. *Všeobecná a anorganická chémia*. Bratislava : ALFA / Praha : SNTL, 1981, 3. vydanie. ISBN 63-552-77

GREENWOOD, N. N., EARNSHAW, A. *Chémie prvků, I., II.* Praha : Informatorium, 1993. ISBN 80-85427-38-9

HRNČIAR, P. *Organická chémia*. Bratislava : Osveta, 1997. ISBN 80-223-1161-8

KRÄTSMÁR–ŠMOGROVIČ, J. a kol. *Všeobecná a anorganická chémia*. Martin : Osveta, 2007. ISBN 80-806-3245-9

LINKEŠOVÁ, M. *Repetitóriium stredoškolskej chémie v úlohách*. Trnava : PdF TU v Trnave, 2002. ISBN 80-89074-19-7

PAVELEKOVÁ, I., ŽOLDOŠOVÁ, K. *Laboratórne cvičenia z analytickej chémie*. Trnava : PdF TU v Trnave, 2001. ISBN 80-88774-94-2

ŠIMA, J. a kol. *Anorganická chémia*. Bratislava : Slovenská technická univerzita v Bratislave, 2009. ISBN 978-80-227-3087-7

ŠKÁRKA, B. a kol. *Biochémia*. Bratislava : Slovak Academic Press, s. r. o., 2000. ISBN 80-889-0857-4

OBSAH

1	Základy všeobecnej a anorganickej chémie	4
1.1	Chémia ako prírodná veda	4
1.2	Látka.....	5
1.3	Základné charakteristiky látok	6
1.4	Látkové množstvo	8
1.5	Chemické vzorce	9
1.6	Názvoslovie anorganických zlúčenín.....	10
1.7	Stavba atómu.....	12
1.7.1	Atómové jadro.....	12
1.7.2	Planétový model atómu.....	13
1.7.3	Bohrov model atómu.....	14
1.7.4	Kvantovomechanický model atómu.....	14
1.8	Periodická sústava prvkov.....	15
1.9	Chemická väzba	17
1.9.1	Kovalentná väzba	17
1.9.2	Iónová väzba	18
1.9.3	Kovová väzba	19
1.9.4	Medzimolekulové sily	19
1.10	Štruktúra a vlastnosti tuhých látok.....	21
1.11	Chemické reakcie	23
1.12	Energetika chemických reakcií	24
1.12.1	Základy chemickej kinetiky	24
1.12.2	Chemická termodynamika.....	27
2	Základy organickej chémie.....	34
2.1	Predmet organickej chémie.....	34
2.1.1	Definícia organickej chémie.....	34
2.1.2	Uhlík v molekulách organických zlúčenín.....	34
2.1.3	Vlastnosti a charakteristika organických látok.....	35
2.2	Väzby v molekulách organických látok.....	36
2.3	Klasifikácia a názvoslovie vybraných organických zlúčenín	38
2.3.1	Klasifikácia uhl'ovodíkov	38
2.3.2	Názvoslovie acyklických (alifatických) uhl'ovodíkov	39
2.3.3	Názvoslovie cyklických uhl'ovodíkov.....	41
2.4	Klasifikácia reakcií organických zlúčenín	43
2.5	Základné charakteristiky a vlastnosti organických zlúčenín.....	45
2.5.1	Alkány	45
2.5.2	Alkény a alkíny	46
2.5.3	Aromatické uhl'ovodíky	47
2.5.4	Vybrané deriváty uhl'ovodíkov	48
2.6	Makromolekulové látky	54
2.6.1	Klasifikácia polymérov	54
2.6.2	Zloženie a štruktúra polymérov.....	55
2.6.3	Vlastnosti syntetických polymérov	56
2.6.4	Vznik a výroba syntetických polymérov.....	57
2.6.5	Prírodné polyméry.....	59

3	Chémia prírodných látok.....	60
3.1	Lipidy	60
3.2	Sacharidy.....	63
3.3	Aminokyseliny	66
3.4	Bielkoviny	68
3.5	Nukleové kyseliny.....	70
4	Laboratórne cvičenia.....	72
4.1	Zásady bezpečnosti práce v chemickom laboratóriu, najčastejšie laboratórne nehody a prvá pomoc	72
4.2	Vybrané operácie a postupy v chemickom laboratóriu.....	75
4.2.1	Meranie hmotnosti – váženie	75
4.2.2	Zrážanie, filtrácia, dekantácia a premývanie zrazenín	75
4.2.3	Sušenie, spaľovanie a žíhanie.....	77
4.2.4	Meranie objemu kvapalín, odmerné sklo	77
4.3	Návody na laboratórne cvičenia.....	79