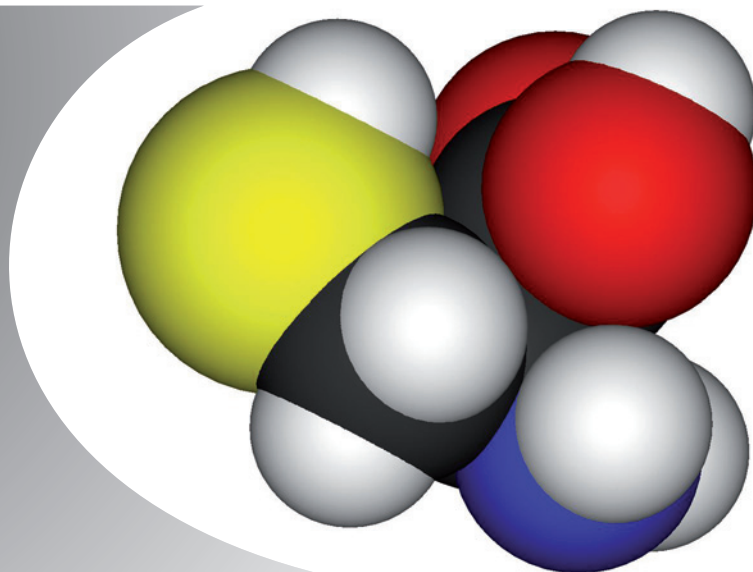


# Chémia

**pre 2. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom  
a 6. ročník gymnázia s osemročným štúdiom**

Jarmila Kmeťová  
Marek Skoršepa  
Peter Mäčko



**Chémia pre 2. ročník gymnázia  
so štvorročným štúdiom  
a 6. ročník gymnázia  
s osemročným štúdiom**

Jarmila Kmeťová  
Marek Skoršepa  
Peter Mäčko

Chémia pre 2. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 6. ročník gymnázia s osemročným štúdiom

© Autori:

doc. RNDr. Jarmila Kmeřová, PhD.

RNDr. Marek Skoršepa, PhD.

Ing. Peter Mäčko

Lektorovali:

doc. RNDr. Mária Ganajová, PhD.

prof. Ing. Karel Kolář, CSc.

doc. RNDr. Miroslav Medveď, PhD.

RNDr. Svetozár Štefeček

Zostavovateľ: doc. RNDr. Jarmila Kmeřová, PhD.

Jazyková korektúra: Mgr. Eleonóra Rakytová

Ilustrácie: autori, Fotolia, Š. Ferenc, S. Jeleň, Ľ. Suja

Schválilo Ministerstvo školstva, vedy, výskumu a športu Slovenskej republiky pod č. 2012 16478/51852:4-919 zo dňa 14. novembra 2012 ako učebnicu chémie pre 2. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 6. ročník gymnázia s osemročným štúdiom. Schvaľovacia doložka má platnosť 5 rokov.

Žiadna časť tejto knihy nesmie byť použitá, reprodukováaná ani šírená akýmkoľvek spôsobom a prostriedkami, či už mechanickými, fotografickými alebo elektronickými a to vo forme tlačenej, fotokópii či záznamov, alebo prostredníctvom informačného systému a pod. bez predchádzajúceho písomného súhlasu majiteľov práv.

Vydavateľ © EXPOL PEDAGOGIKA s.r.o.

Tlač KASICO, a.s., Bratislava

Prvé vydanie, 2012

ISBN 978-80-8091-271-0

# Obsah

<b>ANORGANICKÁ CHÉMIA</b>	<b>7</b>
<b>1 s-prvky (Kmeťová, J.)</b>	<b>9</b>
1.1 Vodík	9
1.2 Voda	13
1.3 s <sup>1</sup> -prvky	18
1.4 s <sup>2</sup> -prvky	22
<b>2 p-prvky (Kmeťová, J.)</b>	<b>28</b>
2.1 Hliník	28
2.2 Uhlík	33
2.3 Kremík	41
2.4 Dusík	44
2.5 Fosfor	49
2.6 Kyslík	53
2.7 Síra	59
2.8 Halogény	65
2.9 Vzácné plyny	69
<b>3 d-prvky (Kmeťová, J.)</b>	<b>71</b>
3.1 Chróm	74
3.2 Mangán	74
3.3 Železo	75
3.4 Kovy skupiny medi	78
3.5 Kovy skupiny zinku	80
<b>ORGANICKÁ CHÉMIA</b>	<b>83</b>
<b>4 Charakteristika a rozdelenie organických látok (Skoršepa, M.)</b>	<b>83</b>
4.1 Uhlík a jeho postavenie v chémii organických zlúčenín	84
4.2 Vázby v molekulách organických zlúčenín	85
4.2.1 Jednoduché a násobné väzby	85
4.2.2 Vázbovosť	87
4.2.3 Polarita kovalentných väzieb	87
4.3 Vzorce v organickej chémii	88
4.4 Štruktúra organických zlúčenín	89
4.4.1 Izoméria	90
4.5 Rozdelenie organických zlúčenín	93
4.6 Reakcie organických zlúčenín	94
4.6.1 Zápis reakcií organických zlúčenín	94
4.6.2 Rozdelenie reakcií organických zlúčenín	95
<b>5 Uhlíkovodíky</b>	<b>100</b>
5.1 Alifatické uhľovodíky (Máčko, P.)	100
5.1.1 Názvoslovie alifatických uhľovodíkov	100
5.1.2 Alkány	106
5.1.3 Alkény	110
5.1.4 Alkíny	113
5.1.5 Zdroje uhľovodíkov a ich spracovanie	115
5.1.5.1 Zemný plyn	115
5.1.5.2 Ropa	115
5.1.5.3 Uhlie	117
5.1.5.4 Vplyv uhľovodíkov a fosílnych palív na životné prostredie	118
5.2 Aromatické uhľovodíky (Skoršepa, M.)	121

<b>6 Deriváty uhľovodíkov (Skoršepa, M.)</b>	<b>128</b>
6.1 Halogénderiváty uhľovodíkov	129
6.2 Dusíkaté deriváty uhľovodíkov	133
6.2.1 Amíny	133
6.2.2 Nitrozlúčeniny	135
6.3 Kyslíkaté deriváty uhľovodíkov	138
6.3.1 Hydroxylzúčeniny	138
6.3.2 Étery	147
6.3.3 Karbonylové zlúčeniny	148
6.3.4 Karboxylové kyseliny	152
<b>7 Laboratórne práce</b>	<b>158</b>
<b>8 Správne odpovede</b>	<b>173</b>
<b>Literatúra</b>	<b>178</b>

# Úvod

Stali ste sa žiakmi ďalšieho ročníka gymnázia, školy poskytujúcej všeobecné vzdelanie, ktoré zahŕňa aj poznatky z učebného predmetu chémia.

Obsahom tejto učebnice sú vedné odbory chémie – anorganická a organická chémia. Každý z nich má svoje zvláštnosti, čo sa prejaví aj v spracovaní učebných textov. Snahou autorov však bolo, aby učebný text v tejto učebnici bol pre vás zrozumiteľný a zaujímavý.

Výber a spracovanie chemických poznatkov v tejto učebnici zodpovedá obsahu vzdelávania pre štvorročné a osemročné gymnáziá. Text učebnice je rozdelený do dvoch základných častí. Prvá časť učebnice je venovaná štruktúre a vlastnostiam anorganických látok, druhá časť učebnice štruktúre a vlastnostiam organických látok. Každá z týchto častí má tri základné podkapitoly. Poznatzky uvedené v jednotlivých kapitolách vám umožnia chápať vzťahy medzi zložením, štruktúrou, vlastnosťami a použitím anorganických a organických látok, ako aj zákonitosti priebehu chemických reakcií.

Učebný text je typograficky rozlíšený. Okrem základného textu je v učebnici uvádzaný aj rozširujúci učebný text, ktorý je označený piktogramom a od základného textu sa odlišuje farbou a veľkosťou písma. Učebné texty niektorých kapitol obsahujú časti, ktoré sú svojim obsahom zamerané na problematiku kontaminácie a ochrany životného prostredia. V texte sú podfarbené zelenou plochou. Príklady vzorcov a chemických reakcií vhodne dopĺňajú učebný text s cieľom poukázať na štruktúru a rozmanitosť látok a dejov. Pre lepšiu názornosť a pochopenie štruktúry látok sme zaradili rôzne typy modelov molekúl. V závere každej kapitoly sa nachádza kľúčové učivo, ktoré je zhrnutím najdôležitejších poznatkov z danej témy. Súčasťou kapitol sú tiež otázky a úlohy, ktorých riešenie vám poskytne spätnú väzbu o tom, do akej miery ste učivo obsiahnuté v učebnom texte pochopili a nastolené problémy dokázali riešiť. Správne riešenie všetkých úloh uvádzame na konci učebnice v kapitole 8.

Keďže chémia patrí medzi experimentálne vedy, neoddeliteľnou súčasťou učebnice sú školské pokusy. O vhodnosti ich zaradenia do výučby rozhodne váš učiteľ. Mnohé z nich svojim obsahom spĺňajú podmienky na realizáciu ako žiacky pokus, niektoré sú vhodnejšie pre demonštráciu učiteľom. Pokusy v učebnici vhodné pre prácu žiaka môžu byť predmetom hodín základného typu alebo laboratórnych cvičení. Učebnica však obsahuje kapitolu, ktorej obsah je venovaný výlučne laboratórnym prácam. Témy laboratórnych prác, ako aj varianty experimentálnych úloh, sú volené v nadväznosti na obsah učebných textov v učebnici, zohľadňujú tiež úroveň zručností, ktoré ste mohli doposiaľ štúdiom učebného predmetu chémia získať. Tiež sú navrhnuté v súlade s legislatívou týkajúcou sa bezpečnosti pri práci v chemickom laboratóriu a s chemickými látkami. Ich výber, počet a zaradenie určí učiteľ podľa podmienok školy a ďalších faktorov.

Na konci učebnice je uvedený zoznam chemikálií používaných pri pokusoch a laboratórnych prácach spolu so symbolom, ktorý kategorizuje chemikáliu podľa platnej legislatívy o chemických látkach. Názvoslovie uvádzaných chemických zlúčenín je v súlade s odporúčaním pravidiel komisie pre názvoslovie IUPAC.

Milí žiaci, veríme, že s predkladanou učebnicou sa vám bude dobre pracovať, a pomôže vám pomôže lepšie pochopiť poznatky z anorganickej a organickej chémie. Taktiež sme presvedčení, že učebnica prispieje ku skvalitneniu a zefektívnieniu výučby chémie.

Autori 2012

## Vysvetlivky



definícia



pokus



rozširujúce učivo



klúčové učivo



otázky a úlohy

## Farby atómov v modeloch molekúl



atóm uhlíka



atóm síry



atóm vodíka



atóm fluóru



atóm kyslíka



atóm chlóru



atóm dusíka



atóm brómu



atóm fosforu

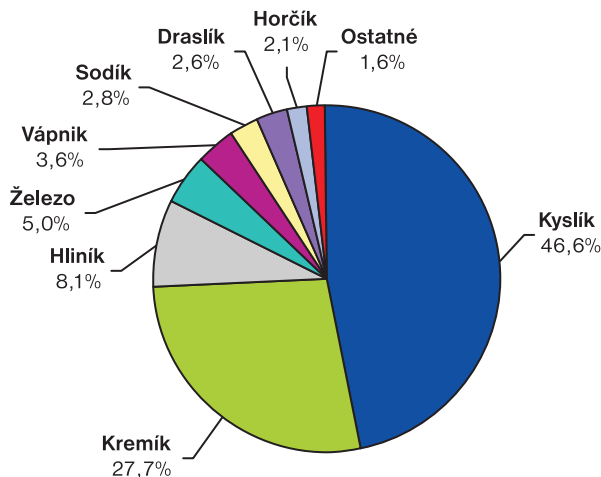


atóm jódu

# ANORGANICKÁ CHÉMIA

Rozmanitosť chemických a fyzikálnych vlastností prvkov predurčuje pomerne vysokú variabilitu ich výskytu, možnosti využitia, význam pre organizmy (biogenitu). Viac ako 98 hmotn. % **zemskej kôry** tvoria zlúčeniny ôsmich prvkov, z toho viac ako 57 hmotn. % tvoria zlúčeniny *p*-prvkov, konkrétne kyslíka, kremíka a hliníka. Zemská kôra je zložená prevažne z alkalických kremičitanov a hlinítokremičitanov (viac kapitola 2.1, 2.2), zemský plášť je zložený z kremičitanov železa a horčika, zemské jadro je s najväčšou pravdepodobnosťou zložené zo železa a niklu.

Najrozšírenejšími (podľa počtu atómov) prvkami v **oceánoch** sú kyslík, vodík, chlór, sodík, horčík. V **ľudskom organizme** sú to prvky, v poradí od najrozšírenejšieho: vodík, kyslík, uhlík, dusík, sodík, draslík, vápnik, horčík, fosfor, síra.



Obr. 1.1 Chemické zloženie zemskej kôry

Anorganické zlúčeniny sa v zemskej kôre nachádzajú prevažne v dvoch formách, a to ako horniny a minerály. **Hornina** je rôznorodá anorganická prírodnina zložená z jedného alebo viacerých minerálov. Jej zloženie sa nedá vyjadriť chemickým vzorcom (napríklad žula zložená z kremeňa, živca a sludy).

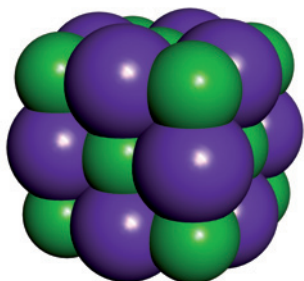


Obr. 1.2 Žula

**Minerály** (nerasty) sú prevažne prírodné anorganické látky rovnomerného zloženia alebo rýdze prvky, ktoré majú prevažne jednoznačnú vnútornú štruktúru a špecifické chemické zloženie, ktoré je často premenlivé, závislé napríklad od miesta nálezu. Zloženie minerálu sa dá vyjadriť chemickou značkou alebo chemickým vzorcom. Okrem anorganických látok sa medzi minerály zaraďujú aj niektoré prírodné organické látky (napríklad jantár). Minerály, ktoré sa využívajú na výrobu kovov, sa nazývajú **rudy** (napríklad hematit, galenit).



Minerály majú za normálnych podmienok pravidelnú štruktúru, vyskytujú sa v podobe **kryštálov**. Poznanie kryštálovej štruktúry je veľmi dôležité pre poznanie chemických aj fyzikálnych vlastností minerálov. Kryštály minerálov nachádzajú široké uplatnenie predovšetkým v klenotníctve. Sú súčasťou šperkov, ktorých hodnota je neraz extrémne vysoká. V zemskej kôre sa vyskytuje približne 4 000 minerálov, no iba 200 z nich je horninotvorných tvoriacich hlavný hmotnostný podiel hornín.



Obr. 1.3 Kryštálová štruktúra a kryštál halitu NaCl

Výskyt prvkov v ľudskom organizme je často spätý s pojmom biogénny prvok, prípadne bioprvek. Biogénne prvky sú tie, ktoré sú nevyhnutne potrebné na stavbu organizmov a zabezpečenie ich životných funkcií. Rozlišujeme dve skupiny biogénnych prvkov uvedených v nasledujúcej schéme. Najdôležitejšie makroprvky, označované aj ako základné biogénne prvky, majú v živých organizmoch podstatnú úlohu. Sú súčasťou prírodných látok: lipidov, sacharidov, bielkovín a nukleových kyselín.

BIOGÉNNE PRVKY	
<b>Makroprvky (makroelementy)</b>	každý tvorí viac ako 0,005 % z celkovej hmotnosti organizmu
	<b>C, H, O, N, P, S – základné biogénne prvky</b> (každý tvorí viac ako 0,01 % z celkovej hmotnosti organizmu)
	<b>Ca, Mg, Na, Cl, K, Fe</b>
<b>Mikroprvky (mikroelementy)</b>	každý tvorí menej ako 0,005 % z celkovej hmotnosti organizmu, vyskytujú sa v organizme len v stopových množstvách
	<b>Cu, Zn, Mn, I, Co, Mo, B, F, Br, Se, As, Si, Li, Al, Ti, V</b>

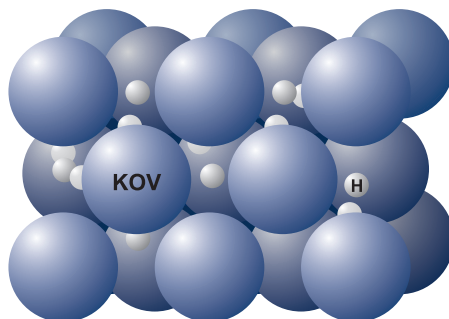
Obr. 1.4 Schéma rozdelenia biogénnych prvkov

V ďalších častiach anorganickej chémie sa budeme venovať vybraným prvkom a ich skupinám.



## Fyzikálne a chemické vlastnosti vodíka

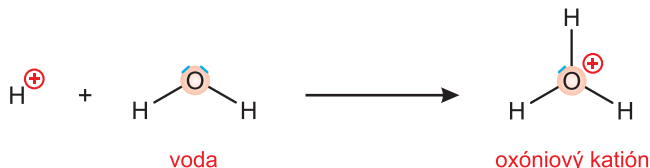
Vodík  $H_2$  je číry bezfarebný plyn bez zápachu, zložený z dvojatómových molekúl s jednoduchou väzbou medzi atómami vodíka. Je to najľahší plyn. Vo vode je veľmi málo rozpustný. Vodík je však veľmi dobre pohlcovaný niektorými kovmi (Mg, Ni, Pd, Pt) alebo zliatinami, čo sa využíva na účely jeho skladovania alebo v automobiloch s vodíkovým pohonom (obr. 1.7).



Obr. 1.7 Plynný vodík v štruktúre kovu

Atómy vodíka sú pri bežných podmienkach nestále. Stabilnejšiu elektrónovú konfiguráciu získavajú niektorým z nasledujúcich spôsobov:

- vytvorením polárnej (HCl) alebo nepolárnej ( $H_2$ ) kovalentnej väzby,
- prijatím elektrónu od atómu s malou hodnotou elektronegativity za vzniku aniónu  $H^-$ ,
- odštiepením elektrónu za vzniku kationu  $H^+$ , ktorý je nestály a veľmi ochotne sa viaže na molekulu s voľným elektrónovým párom, napríklad:

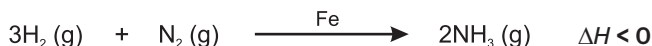


Voľný vodík tvorený molekulami  $H_2$  je v dôsledku veľkej väzbovej energie medzi atómami vodíka málo reaktívny. Molekulový vodík preto s väčšinou prvkov reaguje až pri vyšších teplotách, po ožiarení alebo za prítomnosti katalyzátora. Pri určitom pomere vytvára vodík s kyslíkom výbušnú zmes. Reakcia horenia vodíka s kyslíkom je veľmi exotermická, vzniká voda a uvoľňuje sa veľké množstvo tepla.

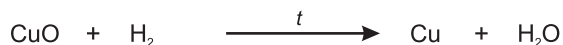


Táto chemická reakcia je využívaná aj vo vodíkovo-kyslíkovom plameni používanom na rezanie kovov. Z dôvodu vzniku výbušnej zmesi sa vodík využíva ako palivo v raketových motoroch.

Pri vyšších teplotách a za prítomnosti katalyzátorov sa vodík zlučuje s dusíkom, vzniká amoniak. Z neho sa následne vyrába napríklad kyselina dusičná, dusikaté hnojivá (kap. 2).



Oveľa reaktívnejšie ako molekulový vodík  $H_2$  sú atómy vodíka H. Ich vznik počas chemických reakcií vodíka je príčinou jeho **redukčných vlastností**.



## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Vyššia reaktivita atómov vodíka a jeho rozpustnosť v niektorých kovoch je aj dôvodom využívania týchto kovov ako katalyzátorov. Reakcie vodíka za prítomnosti týchto kovov (Pd, Pt atď.) prebiehajú rýchlejšie.

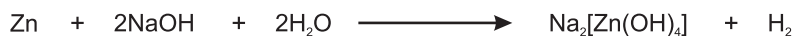
## POKUS

## Reakcia oxidu meďnatého s vodíkom

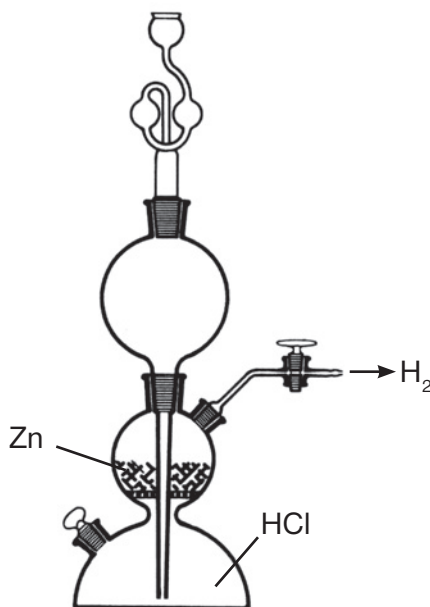
Medený drôтик stočený do tvaru špirály vložíme do plameňa kahana a počkáme, kým sa pokryje vrstvičkou čierneho oxidu meďnatého. Rozžeravenú špirálu potom ponoríme do atmosféry vyvíjajúceho sa vodíka a pozorujeme. Dochádza k vyredukovaniu medi z oxidu meďnatého, špirála má opäť červeno-hnedé sfarbenie.

## Príprava vodíka

Vodík sa v laboratóriu pripravuje najčastejšie reakciou neušľachtilych kovov s kyselinami alebo hydroxidmi.



Na prípravu vodíka takýmto spôsobom môžeme použiť Kippov prístroj (obr. 1.8), ktorého výhodou je plynulá príprava plynu, možnosť prerušenia jeho vývoja a ľahká obsluha.



Obr. 1.8 Kippov prístroj

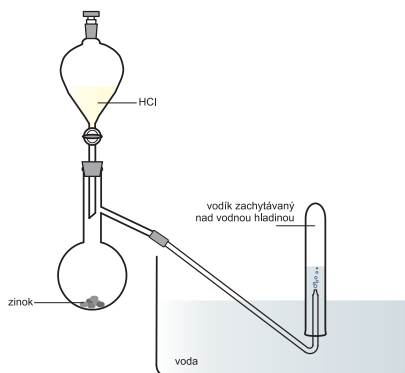
Vodík môžeme v laboratóriu pripraviť aj reakciou alkalického kovu alebo kovu alkalických zemín s vodou. Reakcia je exotermická.



## POKUS

### Príprava a dôkaz vodíka

Pripravíme aparáturu na zachytávanie plynov (obr. 1.9). K niekoľkým granulkám zinku prikvapkáva-  
me z oddeľovacieho lievika roztok kyseliny chlorovodíkovej ( $w = 0,2$ ). Vznikajúci vodík zachytávame  
v skúmavke nad vodným uzáverom. Ústie skúmavky s naplneným plynom priložíme k plameňu kahana  
a pozorujeme priebeh reakcie vodíka.



Obr. 1.9 Aparatúra na prípravu a zachytávanie plynu

V najjednoduchšej podobe môžeme vodík zachytávať priložením ústí dvoch skúmaviek vertikálne nad sebou.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



**Priemyselne sa vodík vyrába viacerými spôsobmi:**

- rozkladom nasýtených uhľovodíkov získavaných z ropy a zemného plynu, napríklad termickým rozkladom metánu,
- reakciou vodnej pary s rozžeraveným uhlím (koksom), vzniká tzv. vodný plyn (zmes vodíka a oxidu uhoľnatého),



- elektrolýzou vodného roztoku chloridu sodného.

### Výskyt a význam vodíka

Vodík je najrozšírenejším prvkom v celom vesmíre (atómy vodíka tvoria takmer 91 % všetkých atómov) a tretím najrozšírenejším prvkom na Zemi (po kyslíku a kremíku podľa počtu atómov). Vyskytuje sa voľný (plynný obal hviezd) aj viazaný v zlúčeninách. Najväčšie množstvo vodíka je viazané vo vode, ktorá pokrýva tri štvrtiny zemského povrchu.

Vodík patrí medzi makrobiogénne prvky. V živých organizmoch je viazaný v anorganických ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$  a pod.) a organických (bielkoviny, sacharidy, lipidy a pod.) zlúčeninách. Prenos vodíka z organických zlúčenín na kyslík je významným procesom prebiehajúcich v živých organizmoch pri získavaní energie, o ktorom sa viac dozviete počas štúdia chémie v ďalšom ročníku.

Vodík patrí medzi dôležité priemyselné suroviny. Až 80 % vyrobeného vodíka sa využíva pri syntéze amoniaku a tiež v organickej syntéze. Je východiskovou surovinou napríklad pri výrobe metanolu z oxidu uhoľnatého a syntetického benzínu. Vodík je významné redukčné činidlo. Proces hydrogenácie je neodmysliteľnou súčasťou chemického, farmaceutického a potravinárskeho priemyslu.

Vodík sa uchováva a prepravuje v tlakových nádobách označených červeným pruhom.

## 1.2 Voda

Najrozšírenejšou a najvýznamnejšou zlúčeninou vodíka a kyslíka je **voda**. Vyskytuje sa v troch skupenstvách: plynnom (vodná para), kvapalnom (dažďové kvapky) a tuhom (ľad, snehové vločky). Voda je súčasťou atmosféry, pôdy, hornín, minerálov a všetkých živých organizmov. Pre život na Zemi je voda nevyhnutná. Voda plní funkciu biologickú, zdravotnú, kultúrnu a estetickú.

### ROZŠIRUJÚCE UČIVO



Ľudský organizmus obsahuje 65 – 85 % vody, ktorá tvorí významnú časť krvi, ale aj vnútrobunkových a mimobunkových tekutín (napríklad lymfa). Z organizmu je neustále vylučovaná dýchaním, potením či močením. Je preto pre organizmus veľmi dôležité zabezpečovať pravidelný príjem vody. Pri nedostatočnom prijímaní tekutín môže dôjsť k dehydratácii organizmu, čo môže mať zdravotné následky (chronický nedostatok vody spôsobuje poškodenie obličiek). K dehydratácii organizmu môže dôjsť aj pri pobyte v teplom prostredí, na slnku či počas hnačkových ochorení. V tele človeka vyvolávajú dehydratáciu aj látky, ktoré pôsobia močopudne, napríklad kofeín alebo alkohol. Nedostatok vody v organizme sa u človeka prejavuje smädom a bolesťou hlavy. Nedostatočný príjem vody dlhší čas môže spôsobiť vysušenie pokožky a predčasnú tvorbu vrások.

Dostatočný príjem vody pomáha organizmu zbavovať sa škodlivých metabolitov a toxínov (alkohol a pod.) oveľa rýchlejšie. Dospelý človek by mal denne vypíť 2 až 3 litre čistej vody s optimálnou teplotou 12 – 15 °C. Preferovaná by mala byť voda nesýtená.



Obr. 1.10 Hydrosféra Zeme – 99 % moria, oceány a ľadovce, 0,7 % podzemná voda, 0,2 % rieky a jazerá

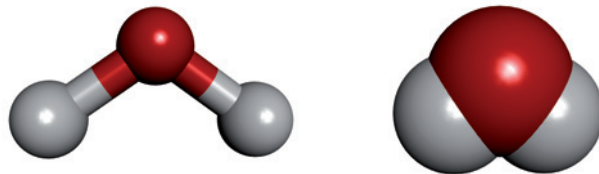
### Fyzikálne a chemické vlastnosti vody

Voda je pri bežných podmienkach bezfarebná kvapalina bez chuti a zápachu. Jej teploty topenia a varu (0 °C a 100 °C) tvoria základné body Celsiovej teplotnej stupnice. Pri zamŕzaní voda zväčšuje svoj objem (takmer o 10 %). Ľad na vode pláva, pretože má menšiu hustotu ako kvapalná voda. Hustota vody závisí od jej teploty. Najväčšiu hustotu dosahuje voda pri teplote 3,98 °C,  $\rho = 1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ , čo umožňuje prežiť živým organizmom v moriach a oceánoch aj pri extrémne nízkych teplotách vzduchu (anomália vody).

Výnimočnosť vody je daná vlastnosťami jej molekúl. **Molekula vody** je v dôsledku veľkého rozdielu hodnôt elektronegativít atómu kyslíka a vodíka **silne polárna**. Aj preto je voda výborným rozpúšťadlom polárnych látok. Ďalším dôvodom jej výnimočných vlastností je prítomnosť vodíkových väzieb medzi jej molekulami. Vodíkové väzby ovplyvňujú nielen vlastnosti vody ale aj štruktúru dôležitých biologických látok, akými sú bielkoviny alebo nukleové kyseliny.

S existenciou vodíkových väzieb či s veličinami a konštantami súvisiacimi s vodou ste sa už oboznámili v rámci štúdia chémie v predchádzajúcom ročníku (iónový súčin vody, rozpustnosť látok, súčin rozpustnosti a pod.)

Voda ako chemická látka je známa ako reaktant (napríklad reakcie s alkalickými kovmi, kovmi alkalických zemín) alebo ako reakčný produkt (napríklad neutralizácia), ako rozpúšťadlo veľkého množstva látok, reakčné prostredie (roztoky látok) a pod.



Obr. 1.11 Modely molekuly vody

### Tvrdosť vody

Podľa obsahu solí rozpustených vo vode rozlišujeme **mäkkú** a **tvrdú** vodu. Tvrdosť vody spôsobujú najviac niektoré soli vápnika a horčíka.

Rozlišujeme tvrdosť:

**prechodnú** – spôsobuje ju predovšetkým zvýšený obsah hydrogenuhličitanu vápenatého a hydrogenuhličitanu horečnatého,

**trvalú** – spôsobuje ju predovšetkým zvýšený obsah síranu vápenatého a síranu horečnatého.

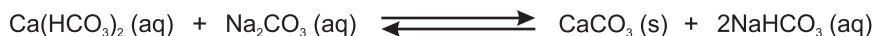
Obidva druhy tvrdosti tvoria celkovú tvrdosť vody. Tvrdá voda je nevhodná na použitie nielen v domácnosti ale aj v priemysle. Soli v nej obsiahnuté spôsobujú vznik tzv. **vodného kameňa** (obr. 1.12), niekedy nazývaného aj kotolný kameň.

Kým **prechodnú tvrdosť** vody **môžeme odstrániť varom**, trvalú nie. Podstatou odstránenia prechodnej tvrdosti vody je premena rozpustných hydrogenuhličitanov na nerozpustné uhličitany, ktoré sa vylúčia v podobe vodného kameňa. Tento dej vyjadruje rovnica:



Obr. 1.12 Vodný kameň

**Tvrdosť vody** je možné **znižiť alebo odstrániť pridaním uhličitanu sodného** (sódy), kedy reakciou uhličitanových iónov s vápenatými kationmi spôsobujúcimi tvrdosť vody vzniká nerozpustný uhličitan vápenatý.



Uhličitan vápenatý – vodný kameň, sa dá jednoducho odstrániť pridaním kyseliny citrónovej alebo octovej (ocot), pričom vznikne vo vode rozpustná vápenatá soľ organických kyselín.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Na zmäkčenie vody alebo až odstránenie jej tvrdosti (prechodnej aj trvalej) sa používajú aj tzv. ionexy, ktoré vďaka svojim vlastnostiam „vychytávajú“ z vody nežiaduce látky spôsobujúce jej tvrdosť. Na tomto princípe pracujú aj, dnes v domácnostiach veľmi obľúbené, filtračné kanvice (obr. 1.13) alebo filtre napojené tesne pred vyústením vody do vodovodnej batérie. Používané sú aj prídavné zariadenia založené na princípe osmózy, ktoré sa inštalujú priamo na prívody vody do jednotlivých bytov alebo na prívod vody do celého bytového objektu.



Obr. 1.13 Kanvica s filtrom určeným na zmäkčenie vody

Druhy vôd môžeme klasifikovať podľa viacerých kritérií. Napríklad:

- z hľadiska pôvodu rozlišujeme vodu atmosférickú (vodná para a zrážková voda), povrchovú (morská a kontinentálna) a podpovrchovú (obyčajná a minerálna),
- podľa účelu použitia rozlišujeme vodu pitnú, úžitkovú (používa sa napríklad na polievanie kvetov) a prevádzkovú (používa sa na špeciálne účely, napríklad destilovaná),
- použitá voda sa nazýva odpadová (splašková, priemyslová, poľnohospodárska).

**Pitná voda** je voda určená na konzumáciu, teda na pitie, varenie. Obsahuje rôzne množstvá anorganických solí, rozpustených plynov (vzduch, kyslík, oxid uhličitý), humínové látky, ako aj rôzny počet baktérií. Pitná voda musí spĺňať normou stanovené limitné hodnoty koncentrácie látok v nej obsiahnutých. Musí byť zdravotne bezchybná, bez zápachu. Bezchybnosť pitnej vody sa testuje chemicky aj bakteriologicky. Získava sa z podzemných a povrchových vôd s následnou úpravou. V prímorských krajinách je získavaná aj úpravou morskej vody.

**Destilovaná voda** je voda zbavená takmer všetkých rozpustených látok. Najčastejšie sa pripravuje destiláciou ale tiež použitím špeciálnych filtrov. Používa sa predovšetkým v chemickom priemysle, pri výrobe liečiv a v laboratóriách. V každodennom živote sa používa napríklad do chladičov automobilov či niektorých typov napařovacích žehličiek. Destilovaná voda nie je určená na konzumáciu.

**Minerálna voda** obsahuje vyššie koncentrácie anorganických solí oproti pitnej vode. Podľa celkovej mineralizácie rozlišujeme vody od slabo až po veľmi mineralizované. Podľa obsahu rozpustených plynov a solí rozdeľujeme minerálne vody na uhličité, sírne, jódové a ostatné.

**Odpadová voda** je znečistená voda, ktorá vzniká v priemysle, v poľnohospodárstve, v domácnostiach, nemocniciach, laboratóriách a pod. Odpadové vody sa čistia v čistiarniach odpadových vôd. Veľké závody majú vlastné čistiarne odpadových vôd. Obce odvádzajú odpadovú vodu do najbližších čistiarní odpadových vôd. Podľa súčasného nariadenia Európskej únie musí mať každé mesto nad 10 tisíc obyvateľov vybudovanú čistiareň odpadových vôd. Dnes sú už čistiarne odpadových vôd aj bežne používané v domácnostiach. Vo vyspelých krajinách sa aj napriek dobrej samočistiacej schopnosti veľkých riek či jazier odpadová voda čistí v čistiarniach odpadových vôd a tak sa vracia do prírody.





Obr. 1.14 Čistiareň odpadových vôd v Košičiach

Voda vypúšťaná z čistiarne nesmie byť z environmentálneho hľadiska nebezpečná. V čistiarnach odpadových vôd sa voda čistí v troch stupňoch:

- mechanicky (usadzovanie kalu), mechanické odstránenie nečistôt,
- chemicky (zneškodnenie rozpustených nežiaducich látok),
- biologicky (prečistenie mikroorganizmami).

### Znečisťovanie vody

Kvalita vody je determinovaná mnohými faktormi. Na ich vzniku sa podieľa priemysel, poľnohospodárstvo, doprava a ďalšie činnosti človeka. Je znehodnocovaná predovšetkým:

- rôznymi chemickými látkami – dusičnany (nadmerné hnojenie), fosforečnany (čistiace prostriedky),
- ropnými produktami,
- iónmi ťažkých kovov,
- rádioaktívnym odpadom,
- splaškovými vodami,
- imisiami vzniknutými pri výrobe celulózy a papiera a pod.

Príčinou znečistenia povrchových a spodných vôd sú neraz aj skládky odpadov, ktorých výstavba nebola z technologického hľadiska úplne v poriadku. Nesprávnou izoláciou sa škodlivé látky dostávajú najprv do pôdy a následne do vôd.

Námet tém pre projektovú výučbu:

1. Vypracovanie modelu čistiarne odpadových vôd vo vašom meste, obci.
2. Negatívne dopady kontaminácie vôd konkrétnou látkou.
3. Vyhodnotenie obsahu solí v rôznych druhoch minerálov a ich účinok na ľudský organizmus.

### KLÚČOVÉ UČIVO

- Vodík je najjednoduchší chemický prvok. Je najrozšírenejším prvkom vo vesmíre a tretím najrozšírenejším prvkom na Zemi (podľa počtu atómov).
- Vodík je najľahším plynom. Je bezfarebný a bez zápachu.
- Voľný vodík sa vyskytuje ako dvoatómová molekula  $H_2$ , ktorá je málo reaktívna. Reaktívnejší je atómový vodík H.
- V laboratóriu sa vodík môže pripraviť napríklad reakciou neušľachtileho kovu s kyselinou alebo reakciou alkalického kovu s vodou.
- Vodík patrí medzi makrobiogénne prvky. Využíva sa ako východisková surovina, predovšetkým na výrobu amoniaku ako raketové palivo či redukčné činidlo.

- Voda je najrozšírenejšou a najvýznamnejšou zlúčeninou vodíka a kyslíka.
- Voda je pre život na Zemi nenahraditeľná. Je významným rozpúšťadlom, reaktantom, reakčným produktom a vytvára tiež reakčné prostredie pre mnohé látky a reakcie.
- Prechodnú tvrdosť vody spôsobujú hydrogenuhličitan vápenatý a hydrogenuhličitan horečnatý. Dá sa odstrániť varom. Trvalú tvrdosť vody spôsobujú síran vápenatý a síran horečnatý. Nedá sa odstrániť varom.

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Vyberte správne tvrdenie. Atóm vodíka:
  - a) odštiepením elektrónu vzniká kation, prijatím elektrónu anión,
  - b) má zo všetkých atómov prvkov najmenšiu hmotnosť a atómový polomer,
  - c) má zo všetkých prvkov najmenšiu hodnotu elektronegativity,
  - d) obsahuje vždy iba jeden protón a jeden neutrón.
2. V prírode sa vodík vyskytuje ako zmes troch izotopov. Uvedte v tabuľke ich triviálny názov a doplňte počet elementárnych častíc.

	Triviálny názov	p <sup>+</sup>	n	e <sup>-</sup>
${}^1_1\text{H}$				
${}^2_1\text{H}$				
${}^3_1\text{H}$				

3. Vyberte správne tvrdenie. Vodík:
  - a) je najrozšírenejším prvkom v zemskej atmosfére,
  - b) je plyn s najmenšou hustotou,
  - c) má zo všetkých plynov najnižšiu teplotu topenia a varu,
  - d) sa používa na syntézy, hydrogenácie a tiež ako palivo.
4. Vodík je bezfarebný plyn bez chuti a zápachu. Koľkokrát je vodík ľahší ako vzduch, ak stredná relatívna molekulová hmotnosť vzduchu je 29?
5. Čo bolo častou príčinou nešťastí vzducholodnej prepravy (napríklad Zeppelin)?
6. Vodík môžeme zaradiť do 1. aj do 17. skupiny periodickej sústavy prvkov, pretože má vlastnosti nielen alkalických kovov ale aj halogénov. S alkalickými kovmi má rovnaké usporiadanie elektrónov vo valenčných orbitáloch. Halogénom sa podobá vzhľadom k elektrónovej konfigurácii najbližšieho vzácneho plynu, tvorbou aniónov H<sup>-</sup>, schopnosťou vytvárať stabilné dvojatómové molekuly.
  - a) Zapište elektrónovú konfiguráciu iónov H<sup>+</sup> a H<sup>-</sup>.
  - b) Určte počet protónov a elektrónov týchto iónov.
7. Vysvetlite, prečo je vodík vo vode málo rozpustný, kým chlorovodík sa vo vode rozpúšťa veľmi dobre.
8. V informačných zdrojoch vyhľadajte meno chemika, ktorý objavil vodík.
9. Chemickou rovnicou zapište podstatu deja pri odstraňovaní trvalej tvrdosti vody, alebo jej zmäkčenie, pridaním uhličitanu sodného.
10. Chemickou rovnicou zapište podstatu deja pri odstraňovaní vodného kameňa pridaním octu, vodného roztoku kyseliny octovej (w = 0,08).
11. V informačných zdrojoch vyhľadajte odporúčané hodnoty obsahu vápnika a horčíka v pitnej vode, a tiež v akých jednotkách sa vyjadruje tvrdosť vody.

### 1.3 s<sup>1</sup>-prvky

Prvky 1. skupiny periodickej sústavy prvkov okrem vodíka nazývame **alkalické kovy**. Patria sem lítium, sodík, draslík, rubídium a rádioaktívne francium. Vo svojich atónoch majú po jednom valenčnom elektróne v **orbitáloch s**. Názov skupiny týchto kovov pochádza z toho, že s vodou reagujú za vzniku alkálií – zásad, v minulosti boli ich oxidy a hydroxidy nazývané alkáliami. O vlastnostiach kovov ste sa už učili. Poznáte podstatu kovovej väzby, usporiadanie kovov do elektrochemického radu ale aj vlastnosti sodíka, vápnika a ich zlúčenín.

Tab. 1.2 Základné charakteristiky alkalických kovov

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/g·mol <sup>-1</sup>	Teplota topenia/°C	Hustota/g·cm <sup>-3</sup>	Oxidačné číslo
Li	Lítium	3	[He]2s <sup>1</sup>	1,0	6,94	180,5	0,53	I
Na	Sodík	11	[Ne]3s <sup>1</sup>	0,9	22,99	97,72	0,97	I
K	Draslík	19	[Ar]4s <sup>1</sup>	0,8	39,10	63,38	0,86	I
Rb	Rubídium	37	[Kr]5s <sup>1</sup>	0,8	85,47	39,31	1,53	I
Cs	Céziu	55	[Xe]6s <sup>1</sup>	0,8	132,91	28,44	1,93	I
Fr	Francium	87	[Rn]7s <sup>1</sup>	0,7	223	26,85	1,87	I

#### Fyzikálne a chemické vlastnosti alkalických kovov

Valenčný elektrón je v atónoch alkalických kovov pútaný veľmi slabou (malá hodnota ionizačnej energie), preto ho veľmi ľahko poskytujú a **ochotne tak tvoria katióny**.



Alkalické kovy majú vo svojich zlúčeninách **oxidačné číslo I**. Keďže každý atóm prispieva do kovovej väzby iba jedným elektrónom, sú tieto striebrolesklé kovy **mäkké** a dajú sa krájať nožom. Z tabuľky 1.2 môžeme jednoducho zistiť, že alkalické kovy majú **malé hodnoty hustoty** (mnohé sú ľahšie ako voda) a majú **nizke teploty topenia**. Alkalické kovy sú dobrými vodičmi elektrického prúdu a tepla. Zo všetkých prvkov majú **najmenšie hodnoty elektronegativity**. S výnimkou niektorých zlúčenín lítia môžeme ich **zlúčeniny** považovať za **iónové**. **Väčšina solí alkalických kovov je rozpustná vo vode**.



Obr. 1.15 Sodík

**Alkalické kovy** sú zo všetkých kovov **najreaktívnejšie**. Ich reaktivita rastie v skupine so zväčšujúcim sa protónovým číslom. V skupinách zhora nadol rastie atómový polomer. Čím je atóm väčší, tým je valenčný elektrón ďalej od atómového jadra a je k nemu slabšie pútaný. Najreaktívnejšie je céziu a vytvára najsilnejšiu zásadu vôbec – hydroxid cézny CsOH.

Z dôvodu mimoriadnej reaktivity sa alkalické kovy uchovávajú najčastejšie v petroleji, používa sa aj benzín alebo parafinový olej. Podobne ako vodík, vďaka ochote vytvárať kationy, sú **alkalické kovy silné redukovačlá**.

**S vodou reagujú** alkalické kovy s výnimkou lítia **búrlivo až explozívne**. Sodík sa na vode rýchlo pohybuje, draslík sa zapáľuje, rubídium a cézium reagujú výbušne. Reakciou vzniká hydroxid príslušného alkalického kovu a uniká vodík.



Obr. 1.16 Reakcia sodíka s vodou

## POKUS

### Reakcia sodíka s vodou alebo sodíkové JOJO

Do skleneného valca nalejeme v objemovom pomere 1 : 1 dve nemiešateľné kvapaliny, z ktorých jedna je voda a druhá s menšou hustotou ako voda, najvhodnejšie n-hexán alebo toluén. Do valca vhodíme kúsok očisteného sodíka asi veľkosti hrášku a pozorujeme. Sodík cez vrstvu organického rozpúšťadla klesá a po narazení na rozhranie oboch kvapalín je vymrštený späť smerom k hladine.

Princíp experimentu je založený na reakcii sodíka s vodou, ktorá je búrlivá. Časť vznikajúceho vodíka sa vo forme bublínok zachytáva na povrchu sodíka, v dôsledku čoho sodík začne stúpať smerom hore až ku hladine. Bublínky sa postupne odtrhnú a uniknú, sodík opäť klesá na rozhranie s vodou a dej sa opakuje až kým sodík úplne nezreaguje. Pomenovanie experimentu je odvodené od pohybu sodíka v hornej vrstve, ktorý pripomína JOJO. Vznik hydroxidu sodného možno jednoducho dokázať pridaním pár kvapiek fenolftaleínu do vody, ktorý sa v dôsledku vzniku hydroxidu farbí na fialovo.

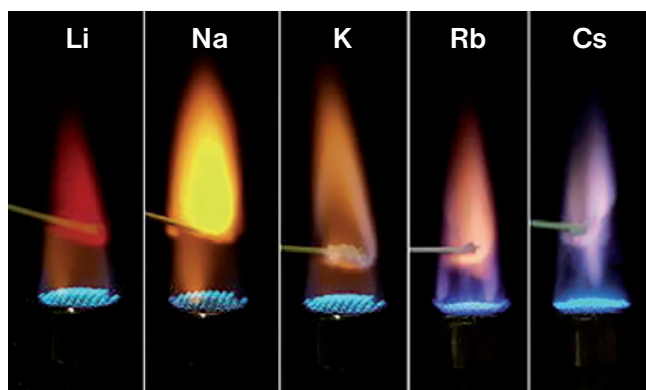
Reakciu sodíka s vodou možno realizovať v sklenej vaničke, kedy do vody pred vložením sodíka pridáme pár kvapiek fenolftaleínu (obr. 1.16).

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Alkalické kovy reagujú priamo so vzdušným kyslíkom, na vzduchu sa pokrývajú produktmi oxidácie (po reakcii okrem kyslíka aj so vzdušnou vlhkosťou a oxidom uhličitým). Pri horení alkalických kovov na vzduchu vznikajú produkty oxid lítny, peroxid sodný, hyperoxid draselný, rubidny prípadne cézny. Tak tiež reagujú s halogénmi, so sírou a s vodíkom. Analyticky významnou vlastnosťou alkalických kovov je farbenie plameňa ich zlúčeninami. Nesvietivú časť plameňa farbja: zlúčeniny lítia na karminovočerveno, sodíka na žlté, draslíka na tehlovočerveno, rubídia na fialovo a zlúčeniny cézia na modro (obr. 1.17).



Obr. 1.17 Farbenie nesvietivého plameňa zlúčeninami alkalických kovov

### Zlúčeniny alkalických kovov

Pre svoju neobyčajne veľkú reaktivitu sa alkalické kovy v prírode nevyskytujú voľne ale len v zlúčeninách. Alkalické kovy majú vo svojich zlúčeninách oxidačné číslo I. Najrozšírenejšie a najvýznamnejšie sú zlúčeniny sodíka a draslíka, predovšetkým chlorid sodný, hydroxid sodný a hydroxid draselný, uhličitán sodný a hydrogenuhličitán sodný.

**Chlorid sodný NaCl** je najdôležitejšou zlúčeninou sodíka. Jej význam poznali ľudia už v staroveku. Rovnako ako aj dnes používali kuchynskú soľ na prípravu a konzervovanie potravín. Je surovinou na výrobu sodíka (elektrolýza taveniny NaCl), okrem neho sa elektrolýzou získava aj chlór, hydroxid sodný a vodík (elektrolýza roztoku NaCl). Chlorid sodný sa získava ťažbou kamennej soli alebo odparením morskej vody. V zdravotníctve sa používa izotonický roztok chloridu sodného, známy pod názvom **fyziolgický roztok** ( $w_{\%} = 0,9 \%$ ). Používa sa ako infúzia, na vymývanie rán, očí, tiež slúži na uskladňovanie očných kontaktných šošoviek.

### ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Chlorid sodný je v ľudskom organizme regulátorom a aj spúšťačom mnohých biochemických dejov. Ovplyvňuje tiež vnímanie sladkej chuti, zoslabuje vnímanie horkej a kyslej chuti. Dlhodobý vysoký príjem NaCl je rizikovým faktorom pre vznik srdcovocievnych ochorení ale aj rakoviny žalúdka. S nadmerným požívaním kuchynskej soli sa v minulosti spájal strach z vysokého krvného tlaku, najnovšie štúdie však odporúčajú obmedzenie príjmu kuchynskej soli len u hypertonikov s nadváhou. Štatistiky vedeckých štúdií dokázali, že medzi množstvom prijatej soli a krvným tlakom existuje vzťah len u 15 % obyvateľstva.

Pre dospelého človeka je postačujúce prijať za deň 0,5 g sodíka, v priemere však prijímame 1,7 až 6,9 g. Potraviny s vysokým obsahom sodíka sú predovšetkým údené mäsové výrobky, tavené a tvrdé syry. Znížený príjem soli je možné dosiahnuť obmedzením konzervovania potravín kuchynskou soľou (uprednostňovať konzervovanie chladom), vyhýbaním sa presoleným jedlám.

**Hydroxid sodný NaOH** a **hydroxid draselný KOH** sú biele kryštalické látky pohlcujúce vzdušnú vlhkosť (hygroskopické látky). Vo vode takmer úplne disociujú, a preto **patria medzi najsilnejšie zásady. Sú silné žieraviny.**



Ako chemické látky sa dodávajú v podobe malých bielych granuliiek. Hydroxid sodný sa priemyselne vyrába už spomínanou elektrolýzou vodného roztoku **NaCl (solanky)**. Obidva hydroxidy sa používajú v chemickom priemysle, pri výrobe mydiel, liečiv.

**Uhličitán sodný Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** nazývaný **sóda**, sa spolu s hydroxidom sodným využíva ako zásada. Spolu

s ostatnými uhličitanmi alkalických kovov (okrem uhličitanu lítneho) reaguje s vodou v dôsledku hydrolyzy zásadito.



Používa sa na výrobu mydiel, skla, na zmäkčovanie vody a v textilnom a papierenskom priemysle. V minulosti sa používal ako sóda na pranie. Z vodného roztoku kryštalizuje ako dekahydrát  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , tzv. kryštalová sóda. Služi ako základná hasiaca látka, ktorá je spolu s rôznymi prímiesami je náplňou práškového hasiaceho prístroja.

**Hydrogenuhličitan sodný  $\text{NaHCO}_3$  je vo vode v porovnaní s uhličitanom sodným málo rozpustný.** Zvyšné hydrogenuhličitaný alkalických kovov sa vo vode rozpúšťajú veľmi dobre. V domácnosti sa používa aj ako **jedlá sóda** (sóda bicarbona), neutralizuje žalúdočné šťavy pri prekyslení žalúdka. Pridáva sa do šumivých práškov. Je súčasťou prášku do pečiva (kypriaci prášok). Pri teplote  $150\text{ }^\circ\text{C}$  sa rozkladá, vznikajúci oxid uhličitý kypri cesto.



Okrem vyššie uvedených zlúčenín nachádzajú široké uplatnenie aj chlorid draselný  $\text{KCl}$ , dusičnan draselný  $\text{KNO}_3$  a síran draselný  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , ktoré sa využívajú ako draselné hnojivá (viac časť 2.5). Pri výrobe skla sa uplatňuje  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (potaš). Síran sodný  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  sa používa pri výrobe papiera.

## POKUS

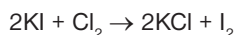
### Elektrolýza vodného roztoku chloridu sodného

U-rúrku pripevníme pomocou držiaka a svorky do stojana a naplníme ju nasýteným roztokom chloridu sodného asi do troch štvrtín objemu. Na jej bočné vývody napojíme pomocou gumových hadičiek ohnuté rúrky. Vložíme uhlíkové elektródy a pripojíme zdroj jednosmerného napätia (alebo plochú batériu 4,5 V).

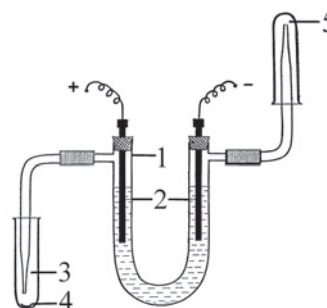
Počas elektrolýzy na katóde vzniká vodík. V okolí katódy sa hromadí roztok hydroxidu sodného. Na anóde vzniká chlór.

Počas elektrolýzy zachytávame produkty rozkladu. Na katóde unikajúci vodík zachytávame do skúmavky obrátenej hore dnom. Jeho prítomnosť dokážeme skúškou horľavosti (charakteristické „šteknutie“). Vodík zhorí, produktom jeho horenia (syntézy s kyslíkom) je voda, čo sa prejaví orosením stien suchej skúmavky. Vodu môžeme tiež jednoducho dokázať prisypaním bezvodého bieleho síranu meďnatého  $\text{CuSO}_4$  na steny skúmavky. Ten naviazaním vody zmodrie, pretože vzniká pentahydrát síranu meďnatého  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Plynný chlór vznikajúci na anóde môžeme identifikovať podľa jeho žltozelenej farby alebo pomocou navlhčeného jodidoškrobového papierika<sup>1</sup> umiestneného na dne skúmavky. Chlór vytlačá z KI jód, ktorým sa škrob v jodidoškrobovom papieriku farbi na modro.



Po skončení pokusu vyberieme elektródy a do oboch ramien U-rúrky pridáme niekoľko kvapiek roztoku indikátora fenolftaleínu. V priestore katódy, kde sa hromadí  $\text{NaOH}$ , sa fenolftaleín farbi na fialovo.



**Obr. 1.18 Elektrolýza roztoku chloridu sodného**  
1 – U-rúrka s roztokom  $\text{NaCl}$ , 2 – uhlíkové elektródy,  
3 – chlór, 4 – navlhčený jodidoškrobový papierik, 5 – vodík

<sup>1</sup> Papierik impregnovaný škrobom a jodidom draselným  $\text{KI}$ .

## Výskyt a využitie alkalických kovov

Sodík a draslík patria k desiatim najrozšírenejším prvkom na Zemi. Výskyt ostatných alkalických kovov je oproti sodíku a draslíku zanedbateľný. Hlavným zdrojom sodíka a draslíka je morská voda, soľné jazerá, minerálne vody a soľné ložiská. Veľmi známe sú minerály ako kamenná soľ - **halit NaCl** a **sylvín KCl**. Zo zlúčenín sú to **Glauberova soľ  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$**  a **čilsky liadok  $\text{NaNO}_3$** .

Alkalické kovy, predovšetkým sodík, sa používajú v organických syntézach ako redukčné činidlá. Lítium má význam ako zložka zliatin hliníka, zinku a horčíka, svojim prídavkom zvyšuje ich tvrdosť a odolnosť. Céziu sa používa na výrobu céziových fotočlánkov. **Sodík** je výborným médiom na prenos tepla, čo sa využíva pri chladení jadrových reaktorov. Používa sa na výrobu peroxidu sodného, sodíkových lúčových lúčok. Ziskava sa elektrolyzou taveniny chloridu sodného.



**Sodík a draslík patria medzi významné biogénne prvky.** Ich kationy sú prítomné v bunkách a telových tekutinách, zúčastňujú sa na regulácii osmózy v organizme ako aj na udržiavaní acidobázickej rovnováhy organizmu (predovšetkým sodík). Túto rovnováhu zabezpečuje fosfátový alebo hydrogenuhličitanový systém. Ich úlohou je udržiavať správnu hodnotu pH krvi. V živom organizme nesmie prekročiť interval 7,0 – 7,8. Hodnoty mimo tohto intervalu sú nezlučiteľné so životom. pH krvi zdravého človeka má hodnoty od 7,36 do 7,44 (tzv. fyziologická hodnota pH).

Takmer 90 % kationov sodíka a draslíka organizmus získava z potravy. Ich vylučovanie zabezpečujú obličky. Ovplyvňujú aktivitu mnohých enzýmov, citlivosť nervov a svalové kontrakcie. Plnia funkciu v transportných procesoch cez membrány, ovplyvňujú vstrebávanie glukózy a aminokyselín, prenášajú do bunky vodu. V telách živočíchov, vrátane ľudského, je koncentrácia sodíka až 50-krát vyššia ako koncentrácia draslíka. Vo všetkých rastlinných organizmoch je to naopak.

**Nedostatok sodných kationov v organizme** sa prejavuje smädom, pocitom únavy, narušenou schopnosťou myslieť, bolesťami hlavy, niekedy až depresiami.

**Nadbytok sodných kationov v organizme** je najčastejšie spôsobený rýchlou stratou vody, nadmerným potením.

**Hoci nedostatok draselných kationov v organizme** je menej pravdepodobný, môže sa prejavíť ochabnutosťou svalstva, poruchami v krvnom obehu, tráviacej sústave, činnosti srdca a nervového systému. Zdrojom draslíka je predovšetkým rastlinná potrava a huby.

Minerálne vody s vyšším obsahom sodíka a hydrogenuhličitanov majú priaznivé účinky na ochorenia žalúdka a chorôb žľazových ciest. Ľudia konzumujúci málo solí obsahujúcich kationy  $\text{Na}^+$  a veľa solí obsahujúcich kationy  $\text{K}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  a  $\text{Ca}^{2+}$  sú vystavení oveľa menšiemu riziku vzniku vysokého krvného tlaku, srdcovocievnych ochorení a rakoviny žalúdka.

## 1.4 $s^2$ -prvky

Medzi prvky 2. skupiny periodickej sústavy prvkov ( $s^2$ -prvky) patria berýlium, horčík a **kovy alkalických zemín**: vápnik, stroncium, bárium a rádioaktívne rádium. Všetky sú kovy. Vo svojich atómových majú dva valenčné elektróny v **orbitáloch s**. Názov kovy alkalických zemín je odvodený od vlastností ich oxidov, prípadne hydroxidov, ktoré sa svojou zásaditosťou podobajú hydroxidom alkalických kovov.

### Fyzikálne a chemické vlastnosti $s^2$ -prvkov

Atómy  $s^2$  prvkov majú oproti atómom prvkov  $s^1$  menšie atómové polomery a dvojnásobný počet valenčných elektrónov, medzi atómami je pevnejšia kovová väzba. Preto majú **vyššie teploty topenia a väčšie hodnoty hustoty**. Sú tvrdšie ale krehké. Hodnoty elektronegativity majú malé, o niečo vyššie oproti alkalickým kovom. V elementárnom stave sú tieto prvky striebrobiele až sivé kovy.

Tab. 1.3 Základné charakteristiky s<sup>2</sup> prvkov

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/g·mol <sup>-1</sup>	Teplota topenia/°C	Hustota/g·cm <sup>-3</sup>	Oxidačné číslo
Be	Berýlium	4	[He]2s <sup>2</sup>	1,6	9,01	1286,85	1,85	II
Mg	Horčík	12	[Ne]3s <sup>2</sup>	1,3	24,31	649,85	1,74	II
Ca	Vápnik	20	[Ar]4s <sup>2</sup>	1,0	40,08	842,00	1,55	II
Sr	Stroncium	38	[Kr]5s <sup>2</sup>	0,95	87,62	776,85	2,64	II
Ba	Bárium	56	[Xe]6s <sup>2</sup>	0,9	137,33	726,85	3,51	II
Ra	Rádium	88	[Rn]7s <sup>2</sup>	0,9	226,00	700,00	5,50	II

Podobne ako alkalické kovy tvoria s<sup>2</sup>-prvky ochotne katióny. Keďže odštiepujú dva elektróny, vznikajú katióny M<sup>2+</sup>. S výnimkou berýlia tvoria s<sup>2</sup>-prvky prevažne iónové zlúčeniny. Vo svojich zlúčeninách majú oxidačné číslo II.

Pretože sú valenčné elektróny v atónoch s<sup>2</sup>-prvkov viazané pevnejšie (majú väčšie hodnoty ionizačnej energie), v porovnaní s alkalickými kovmi sú **menej reaktívne**. Pri chemických reakciách sa prejavujú zväčša ako redukovadlá. S vodou reagujú priamo, pričom redukujú katióny vodíka. Reakcia však nie je taká búrlivá ako pri alkalických kovy.



Hydroxidy s<sup>2</sup> prvkov môžu okrem reakcie kovu s vodou vznikáť aj reakciou ich oxidov s vodou. Všetky hydroxidy sú silnými zásadami okrem Be(OH)<sub>2</sub> a Mg(OH)<sub>2</sub>, ktoré sú vo vode málo rozpustné. Pozoruhodná je rozpustnosť Ca(OH)<sub>2</sub> vo vode, ktorá so zvyšujúcou sa teplotou klesá.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

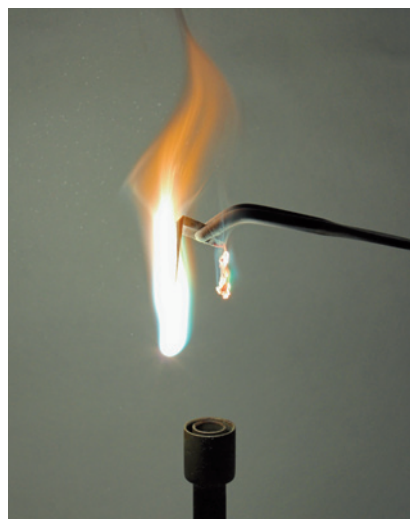
++



Berýlium a horčík sú na vzduchu pri laboratórnej teplote stále, pretože ich chráni vrstvička ich oxidov BeO a MgO. Berýlium sa zlučuje s kyslíkom len pri vysokých teplotách, horčík zhorí oslnivým plameňom (obr. 1.19). Pri reakcii s kyslíkom vznikajú oxidy typu MO a peroxidy typu MO<sub>2</sub>.

Oxid berylnatý a oxid horečnatý sa vďaka vysokej teplote topenia využívajú ako ohňovzdorné materiály. Halogenidy s<sup>2</sup>-prvkov sú vo vode rozpustné s výnimkou nerozpustných fluoridov.

Solí vápnika farbía nesvietivú časť plameňa na tehlovočervenú, soli stroncia na červeno a soli bária na zeleno.

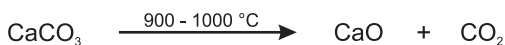


Obr. 1.19 Horenie horčíkovej pásky



Najväčší význam zo všetkých zlúčenín s<sup>2</sup> prvkov majú zlúčeniny vápnika. Z nich je to predovšetkým oxid vápenatý, hydroxid vápenatý, uhličitan vápenatý a síran vápenatý.

**Oxid vápenatý CaO** nazývaný „**pálené vápno**“ sa vyrába tepelným rozkladom uhličitanu vápenatého vo vápenkách.



Používa sa najmä v stavebníctve, ale aj v metalurgii a poľnohospodárstve (ako hnojivo). Jeho reakcia s vodou je silne exotermická, v stavebníctve označovaná ako „**hasenie vápna**“. Reakciou vzniká hydroxid vápenatý nazývaný „**hasené vápno**“.



**Hydroxid vápenatý Ca(OH)<sub>2</sub>** je vo vode málo rozpustná látka. Jeho vodná suspenzia je známa pod názvom „**vápenné mlieko**“, je najlacnejšou zásadou. Spolu s pieskom tvorí maltu. Táto zmes pôsobením vzdušného oxidu uhličitého tvrdne, vzniká uhličitan vápenatý. Tento dej sa nazýva „**tvrdnutie malty**“.

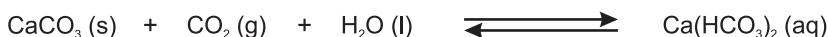


**Uhličitan vápenatý CaCO<sub>3</sub>** je vo vode nerozpustná látka. V prírode je najrozšírenejšou zlúčeninou vápnika. Vyskytuje sa v dvoch kryštalických formách: rozšírenejšej **kalcit** (obr. 1.20) a vzácnejšej **aragonit**.<sup>2</sup> Hornina obsahujúca predovšetkým uhličitan vápenatý sa nazýva **vápenec**. *Mramor* je technický názov pre vápenec, ktorý sa dá leštiť. Medzi ďalšie znečistené formy vápenca môžeme zaradiť *kriedu*, *travertín*, *slieň* a pod.



Obr. 1.20 Kalcit CaCO<sub>3</sub> (foto: S. Jeleň)

Nerozpustný uhličitan vápenatý sa rozpúšťa vo vode s obsahom oxidu uhličitého, vzniká rozpustný **hydrogenuhličitan vápenatý**, ktorého prítomnosť vody spôsobuje prechodnú tvrdosť vody (kap. 1.2).



Táto chemická reakcia prebieha obidvomi smermi, znázorňuje kolobeh vápnika v prírode a krasové javy.

Uhličitan vápenatý sa využíva pri výrobe skla, v hutníckom priemysle a v stavebníctve. Z vápenca a hlin obsahujúcich kremičitany sa pálením vyrába cement. Pridaním štrku a vody k cementu sa získavajú rôzne druhy betónu podľa požadovaných vlastností. Uhličitan vápenatý vzniká aj pri odstraňovaní tvrdosti vody.

**Síran vápenatý CaSO<sub>4</sub>** je vo vode málo rozpustná látka, vo vode spôsobuje jej trvalú tvrdosť. Zo sadrovca sa jeho pálením odstraňuje časť kryštalicky viazanej vody a vzniká *sadra* (CaSO<sub>4</sub> · 1/2H<sub>2</sub>O), ktorá pridaním vody tvrdne pretože sa opäť mení na dihydrát a zväčšuje svoj objem.

<sup>2</sup> Známa je aj tretia kryštalická forma nazývaná vaterit. Ide však o synteticky pripravenú kryštalickú modifikáciu, ktorá sa voľne v prírode nevyskytuje.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Vápnik v podobe uhličitanu vápenatého (vápenca) tvorí celé pohoria, napríklad Slovenský raj a Slovenský kras. Vo vápencových oblastiach sú známe jaskyne a priepasti. Zriedkavo sa vyskytujú aj aragonitové jaskyne (obr. 1.21). Vo svete sú doposiaľ známe len tri, jednou z nich je Ochtinská aragonitová jaskyňa, západne od Rožňavy. Nachádzajú sa v nich krásne vápencové útvary v podobe stalaktitov (útvary visiace zo stropu), stalagmitov (útvary vychádzajúce z dna) alebo útvary vzniknuté ich spojením stalagnáty (stĺpcovité útvary). Krasové útvary vznikajú dlhodobým pôsobením dažďovej vody obsahujúcej oxid uhličitý na vápenc, ktorý sa rozpúšťa za vzniku hydrogenuhličitanu vápenatého. Ten preniká cez pukliny do podzemných jaskýň, kde dochádza k vylučovaniu uhličitanu vápenatého v podobe vyššie uvedených útvarov.



Obr. 1.21 Aragonit  $\text{CaCO}_3$  (foto: S. Jeleň)

### Výskyt a využitie $\text{s}^2$ -prvkov

Vápnik a horčík patria rovnako ako sodík a draslík medzi 10 najrozšírenejších prvkov na Zemi. Sú zložkami mnohých minerálov a hornín, z uhličitanov je to predovšetkým: **kalcit  $\text{CaCO}_3$** , **magnezit  $\text{MgCO}_3$**  a **dolomit  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$** , zo síranov **sadrovec  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$**  a **baryt  $\text{BaSO}_4$** .

Berýlium sa používa na výrobu hrotov do vrtákov. Jeho soli sú toxické. Horčík je súčasťou zliatiny s hliníkom používanej v automobilovom a leteckom priemysle. Jeho zliatina s meďou a mangánom sa nazýva dural. Rádioaktívne rádium je využívané v nukleárnej medicíne ako rádiofarmakum.

Síran bárnatý (báryová kaša) sa v zdravotníctve používa ako kontrastná látka pri röntgenovom vyšetrení tráviaceho systému. Síran horečnatý (horká soľ) sa používa ako preháňadlo, tiež má vlastnosti sedatíva. V poslednom období sa síran horečnatý používa pri zastavení srdcovej činnosti na navodenie sinusového rytmu. Tiež sa aplikuje pri hrozbe predčasných pôrodov. Je podávaný väčšinou intravenózne. Terapeutické účinky má oxid horečnatý (šumivé tablety), ktorý sa v žalúdku mení na chlorid horečnatý.

**Vápnik a horčík patria medzi významné biogénne prvky.** Katióny vápnika sú súčasťou krvného séra. Vo vnútrobunkových tekutinách je koncentrácia vápenatých katiónov významne nižšia, naopak, horečnaté katióny sú typickým príkladom vnútrobunkového iónu. Horčík pôsobí tlmivo na centrálny a periférny nervový systém, jeho prítomnosť je prevenciou infarktu. Priaznivo pôsobí na predmenštruačný syndróm, mierni depresie. Vápenaté katióny plnia v organizme viaceré vitálne funkcie. Sú nevyhnutné, podobne ako  $\text{Ca}^{2+}$  pre činnosť nervového systému a svalov. Ovplyvňujú stabilitu bunkových membrán a zrážanlivosť krvi. Vápnik je dôležitý pre zdravý vývoj a rast kostí, k jeho ukladaniu do kostí v tele pomáha vitamín D. Nedostatok vápnika v tele môže byť okrem iného aj príčinou vzniku krivice alebo osteoporózy (rednutie kostí).

**Horčík je súčasťou prírodného farbiva chlorofylu** (zelené listové farbivo) nevyhnutného pre fotosyntézu.

Významným zdrojom horčíka sú banány, orechy, listová zelenina a celozrnné pečivo. Zdrojom vápnika je predovšetkým mlieko a mliečne výrobky, rôzne druhy semien, orechy a tiež listová zelenina.

Medzi minerálne vody s vysokým obsahom vápnika patrí *Korytnica*, *Baldovská voda* a *Fatra*. Najviac horečnatých katiónov obsahuje *Šaratica*, hydrogenuhličitan horečnatý je vo vysokej koncentrácii obsiahnutý v minerálnej vode *Magnesia*.

## KLÚČOVÉ UČIVO



- Alkalické kovy sú striebrolesklé mäkké kovy. Majú najnižšie hodnoty elektronegativity, tvoria v prevažnej miere iónové zlúčeniny.
- Alkalické kovy sú veľmi reaktívne, ochotne tvoria kationy. V prírode sa vyskytujú len v zlúčeninách.
- Medzi hospodársky významné zlúčeniny alkalických kovov patrí chlorid sodný a hydroxid sodný.
- V živých organizmoch plnia významné biologické funkcie, sú regulátormi osmotického tlaku a acido-bázickej rovnováhy.
- Berýlium, horčík a kovy alkalických zemín: vápnik, stroncium, bárium a rádium majú oproti alkalickým kovom nižšie teploty topenia aj menšie hodnoty hustoty. Vo valenčnej vrstve majú 2 elektróny, sú menej reaktívne.
- Medzi najvýznamnejšie zlúčeniny s<sup>2</sup>-prvkov patria zlúčeniny vápnika: oxid vápenatý, hydroxid vápenatý, uhličitan vápenatý, hydrogenuhličitan vápenatý a síran vápenatý. Sú významnými surovinami používanými v stavebníctve.
- Horčík a vápnik sú významnými biogénnymi prvkami.

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Vyberte správne tvrdenie. K s-prvkom patria:
  - a) Li, B, Be, Ba,
  - b) Na, Ca, Rb, K,
  - c) Ra, Mg, Hg, Ca,
  - d) Cs, Ba, Sr, Rn.
2. Z chemických prvkov vyberte tie, ktoré patria do 1. skupiny PSP: Ca, K, H, Li, N, Cl, Na, Rb, Mg, Al, Si, Cs, O, S.
3. Vyberte správne tvrdenie. Alkalické kovy:
  - a) sú mäkké a dajú sa krájať nožom,
  - b) sú zlými vodičmi elektrického prúdu,
  - c) majú veľké hodnoty elektronegativity,
  - d) sú veľmi reaktívne.
4. Vyberte správne tvrdenie. Hlavným zdrojom alkalických kovov sú:
  - a) soľné ložiská a morská voda,
  - b) uhličitaný a kremičitaný zemskej kôry,
  - c) fosilne palivá,
  - d) anorganický popol a zvyšky rozkladu organizmov.
5. Vyberte správne tvrdenie. Hydroxid sodný a hydroxid draselný:
  - a) na vzduchu vlhnú, sú hygroskopické,
  - b) patria medzi silné žieraviny,
  - c) vo vode úplne disociujú,
  - d) patria medzi veľmi slabé zásady.
6. Nehodiace sa zvýraznené slovo preškrtnite.
  - a) Roztok taveniny chloridu sodného **vedie** – **nevedie** elektrický prúd.
  - b) Triviálny názov Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> je **sóda** – **vápenec**.
  - c) Hydroxidy alkalických kovov sú **slabé** – **silné** zásady.
  - d) Hydroxid draselný a hydroxid sodný sa používajú pri výrobe **mydla** – **skla**.

7. Zlúčeniny sodíka majú veľmi široké uplatnenie. Vytvorte dvojice.
- |  |                        |
|--|------------------------|
| A) $\text{NaHCO}_3$                                    | 1) jedlá sóda          |
| B) $\text{Na}_2\text{CO}_3$                            | 2) výroba mydla        |
| C) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ | 3) Glauberova soľ      |
| D) $\text{NaCl}$                                       | 4) zmäkčovanie vody    |
| E) $\text{NaOH}$                                       | 5) fyziologický roztok |
8. Vyberte správne tvrdenie. Prvky  $s^2$  majú oproti prvkom  $s^1$ :
- vyššie teploty topenia a väčšie hodnoty hustoty,
  - dvojnásobný počet valenčných elektrónov vo svojich atónoch,
  - väčšiu rozpustnosť ich zlúčenín vo vode,
  - väčšiu reaktivitu.
9. Vyberte správne tvrdenie. Centrálnym atómom v molekule chlorofylu je:
- vápnik,
  - draslík,
  - horčík,
  - sodík.
10. Vyberte správne tvrdenie. Pálené vápno:
- sa vyrába vo vápenkách tepelným rozkladom chloridu vápenatého,
  - vzniká dehydratáciou haseného vápna vysušením na vzduchu,
  - zaraďujeme medzi hydroxidy,
  - je oxid, ktorý sa vyrába vo vápenkách tepelným rozkladom uhličitanu vápenatého.
11. Vyberte správne tvrdenie.
- Vyplavovanie kationov  $\text{Ca}^{2+}$  z ľudského organizmu spôsobuje rednutie kostí.
  - Kationy sodíka a draslíka majú veľký význam pre činnosť ľudského mozgu.
  - Centrálnym atómom v molekule chlorofylu je stroncium.
  - Fyziologický roztok je 0,2 % roztok chloridu sodného.
12. Stroncium je biogénny prvok. Urýchľuje napríklad katabolizmus zlúčenín síry, dusíka, fosforu. Podieľa sa na kalcifikácii kostí a zubov. Jeho prítomnosť v minerálnych vodách (Salvator, Vincentka) možno dokázať jednoduchými zrážacími reakciami. Navrhňte akými.
13. Chemickou rovnicou zapíšte dej nazývaný:
- hasenie vápna,
  - tvrdnutie malty.
14. Jedlá sóda – sóda bicarbona, čiže  $\text{NaHCO}_3$ , je súčasťou niektorých prípravkov na neutralizáciu žalúdočných štiav, napríklad ISKRA. Zapíšte neutralizáciu chemickou rovnicou. Vysvetlite, prečo je nadmerné používanie jedlej sódy alebo prípravkov, ktoré ju obsahujú, škodlivé.
15. Heptahydrát síranu horečnatého je známy aj ako Epsomova soľ. Používa sa v medicíne ako laxatívum. Vypočítajte, koľko % kryštálovej vody obsahuje horká soľ  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

## 2 p-prvky

Medzi **p-prvky** patria tie, v atónoch ktorých sa valenčné elektróny nachádzajú len v orbitáloch  $s$  a  $p$ . Sú to prvky 13. až 18. skupiny periodickej sústavy prvkov, okrem hélia (obr. 2.1). Nazývajú sa neprechodné prvky.

Atómy  $p$ -prvkov obsahujú na poslednej vrstve dva valenčné elektróny v orbitáloch  $s$ , orbitály  $p$  obsadzujú jeden až šesť valenčných elektrónov. Celkový počet valenčných elektrónov sa zhoduje s číslom hlavnej skupiny periodickej tabuľky prvkov, v ktorej sa prvok nachádza. Napríklad elektrónová konfigurácia valenčnej vrstvy atómu kremíka Si je  $3s^23p^2$ , prvok sa v periodickej tabuľke prvkov nachádza v IV. A skupine. Podľa počtu valenčných elektrónov v orbitáloch  $p$  sa jednotlivé skupiny  $p$ -prvkov označujú aj ako prvky  $p^1$  až  $p^6$ . Názvy skupín prvkov ako aj pôvod týchto názvov sú vám známe už z predošlého štúdia chémie v 1. a 2. ročníku, napríklad alkalické kovy, kovy alkalických zemin, halogény, vzácne plyny či chalkogény.

### Vlastnosti p-prvkov

Prvky  $p$  sa vzájomne lišia svojimi fyzikálnymi a chemickými vlastnosťami, ktoré sú určené elektrónovou konfiguráciou ich atómov. Skupinu  $p$ -prvkov tvoria typické nekovy ako vzácne plyny, halogény (okrem astátu), väčšina prvkov 16. skupiny, uhlík, dusík a fosfor. Pozdĺž diagonálnej hranice znázornenej na obr. 2.1 sa nachádzajú polokovy, prvky, ktoré sú pod ňou majú kovové vlastnosti. Kovové vlastnosti prvkov narastajú v skupinách zhora dole, v periódach klesajú zľava doprava. Nekovové vlastnosti majú opačný trend.

Hodnota oxidačných čísel atómov  $p$ -prvkov v zlúčeninách závisí od spomínanej elektrónovej konfigurácie ich atómov, ako aj od charakteru atómov, na ktoré sú ich atómy naviazané. Záporné oxidačné čísla majú predovšetkým atómy prvkov, ktoré majú o jeden až štyri elektróny menej ako stabilná elektrónová konfigurácia najbližšieho vzácneho plynu. Kladné oxidačné čísla majú tie, ktoré majú o jeden až štyri elektróny viac. V jednotlivých skupinách s rastúcou hodnotou protónového čísla (t.j. smerom nadol) narastá stabilita kladných oxidačných čísel a klesá stabilita záporných oxidačných čísel.

										p-prvky						He
			kovy		polokovy		nekovy									
											B	C	N	O	F	Ne
											Al	Si	P	S	Cl	Ar
											Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
											In	Sn	Sb	Te	I	Xe
											Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Obr. 2.1 p-prvky v PTP

V ďalších častiach tejto kapitoly sa budeme podrobnejšie venovať vybraným  $p$ -prvkom. Ide o prvky hliník, uhlík, kremík, dusík, fosfor, kyslík, síra, halogény a vzácne plyny.

### 2.1 Hliník

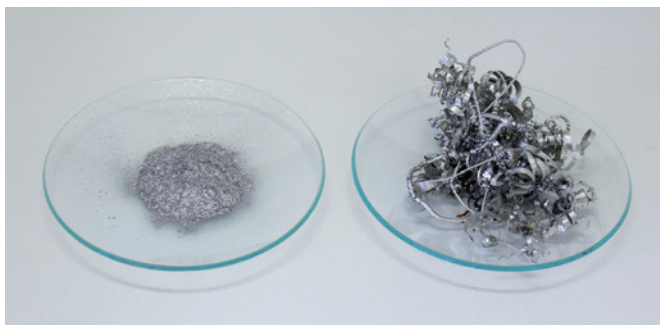
Hliník sa nachádza v 13. skupine a 3. perióde periodickej sústavy prvkov. Spolu s ním patria do tejto skupiny aj prvky bór, gálium, indium a tálium. S výnimkou bóru sú všetky prvky tejto skupiny kovy.

Tab. 2.1 Základné charakteristiky hliníka

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/ g·mol <sup>-1</sup>	Teplota topenia/°C	Hustota/ g·cm <sup>-3</sup>	Oxidačné číslo
Al	Hliník	13	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	1,6	26,98	660	2,702	III

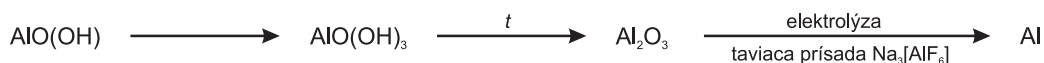
### Fyzikálne a chemické vlastnosti hliníka

Hliník je striebrobiely lesklý, ľahký kov. Je veľmi kujný, ťažný a dobre vedie elektrický prúd (má asi 60 % elektrickej vodivosti medi). V čistom stave je však mäkký a málo pevný, a preto nie je vhodným konštrukčným materiálom. Výhodnejším konštrukčným materiálom sú zliatiny hliníka s meďou, mangánom, horčíkom, kremíkom či zinkom. Veľmi používaná je zliatina hliníka s meďou a horčíkom (často aj s prídavkom mangánu kvôli ochrane pred koróziou), známa pod názvom **dural** (tab. 3.2).



Obr. 2.2 Práškový a kovový hliník

Hliník sa priemyselne vyrába z hliníkových rúd, najvýznamnejšou je bauxit, ktorého zloženie možno chemicky zapísať ako hydroxid-oxid hlinitý  $\text{AlO}(\text{OH})$ . Z neho sa izoluje hydroxid hlinitý a ten sa pri vysokej teplote zmení na oxid hlinitý. Hliník sa vyrába elektrolyzou taveniny oxidu hlinitého v zmesi s hexafluórohlinitanom sodným (taviaca prísada pridávaná z dôvodu zníženia teploty topenia oxidu hlinitého) pri teplote 950 °C. Na Slovensku sa hliník vyrába v závode Slovalco v Žiari nad Hronom. Do popredia sa v súčasnosti dostáva proces recyklácie hliníka. Oproti výrobe hliníka z prírodnej suroviny – bauxitovej rudy – sa recykláciou ušetria v každej tоне vyrobenej zliatiny približne 4 tony bauxitu a až 95 % inak potrebnej energie.



Hliník odoláva korózii, na vzduchu sa pokrýva ochrannou vrstvičkou oxidu a hydroxidu. Pokiaľ dôjde k porušeniu ochrannej povrchovej vrstvy, hliník začne podliehať reakcii so vzdušnou vlhkosťou za vzniku hydroxidu hlinitého.



Hliník je pomerne reaktívny kov, má amfotérne vlastnosti, reaguje s kyselinami aj s hydroxidmi. So zriedenými neoxidujúcimi kyselinami reaguje za vzniku hlinitých solí a vodíka.



V koncentrovanej kyseline dusičnej sa hliník pasivuje (viac časť 2.4). S roztokmi alkalických hydroxidov reaguje hliník za tepla za vzniku tetrahydroxohlinitanu, vyvíja sa aj vodík.



## POKUS

### Horenie hliníka v plameni

Pri zahrievaní na vzduchu sa hliník pri vysokej teplote oxiduje, reakcia je veľmi exotermická.



Do sklenej rúrky dlhej asi 40 – 50 cm s priemerom asi 0,8 cm naberieme za malú lyžičku práškoveho hliníka. Ústie rúrky s hliníkom priblížime k plameňu plynového kahana na vzdialenosť 20 cm a hliník vyfúkame z rúrky do plameňa. Pozorujeme. Hliník horí oslnivým plameňom. Ten istý pokus urobíme s hliníkovým plieškom, vložíme ho do plameňa. Pozorujeme, porovnáme priebeh oboch chemických reakcií a rozdiely zdôvodníme.

Obr. 2.3 Horenie práškoveho hliníka



## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Silná afinita hliníka ku kyslíku a jeho redukčné vlastnosti sa využívajú pri získavaní niektorých kovov (Mn, Cr, Co a pod.) z ich oxidov pri vysokých teplotách (3000 °C a viac). Takto je možné odobrať kyslík aj oxidom inak ťažko redukovateľných kovov a získať ich relatívne čisté. Táto metóda sa nazýva **aluminotermia**. Do chemickej technológie bola zavedená v roku 1894 nemeckým chemikom Hansom Goldschmidtom.

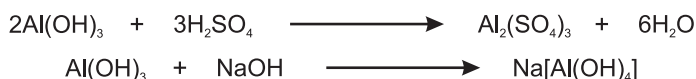
Veľmi výhodné je aluminotermické zváranie, pri ktorom sa používa zmes práškoveho hliníka a oxidov železa, tzv. termit. Zapálením tejto zmesi a samovoľným priebehom exotermickej reakcie vzniká veľké množstvo tepla. Pri takto vyvinutej vysokej teplote sa vzniknuté železo tavi a dobre spája. Tento postup sa dodnes využíva na zváranie koľajníc.



### Zlúčeniny hliníka

**Oxid hlinitý**  $\text{Al}_2\text{O}_3$  sa pripravuje spaľovaním práškoveho hliníka na vzduchu. Je to **amfotérna látka**, s vodou nereaguje. Vyskytuje sa v dvoch modifikáciách,  $\alpha$  a  $\gamma$ .  $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$  sa v prírode vyskytuje ako bezfarebný minerál **korund**, ktorý je známy svojou tvrdosťou. V Mohsovej stupnici tvrdosti je na 9. mieste. Niektoré jeho sfarbené odrody sú známe drahokamy – červený rubín (prímes  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) a modrý safír (prímes  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  a  $\text{TiO}_2$ ).  $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$  je ťažko taviteľná látka, nerozpustná vo vode ani v roztokoch kyselín a hydroxidov. V kyselinách a roztokoch hydroxidov je rozpustná modifikácia  $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$ .

**Hydroxid hlinitý**  $\text{Al}(\text{OH})_3$  je biela gélovitá látka, málo rozpustná. Tak ako hliník a oxid hlinitý aj hydroxid hlinitý má **amfotérne vlastnosti**. V kyselinách sa rozpúšťa za vzniku hlinitých solí. Reakciou s roztokmi hydroxidov vznikajú hydroxohlinitaný.



## POKUS

### Príprava a vlastnosti hydroxidu hlinitého

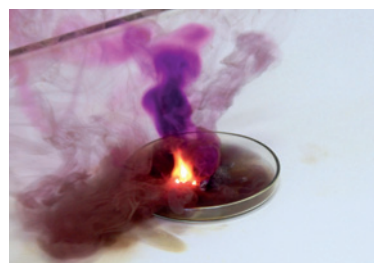
Hydroxid hlinitý pripravíme zrážaním roztokov hlinitých solí alkalickými hydroxidmi. V dvoch skúmavkách k asi 1 cm<sup>3</sup> roztoku síranu hlinitého ( $c = 0,2 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ ) pridáme 2 až 3 kvapky roztoku hydroxidu sodného ( $c = 2 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ ). V každej zo skúmaviek vznikla biela gélovitá zrazenina hydroxidu hlinitého. Do jednej skúmavky so zrazeninou pridávame po kvapkách roztok kyseliny chlorovodíkovej (1 : 1), do druhej roztok hydroxidu sodného. Roztoky pridávame dovtedy, kým sa zrazeniny nerozpustia.

Hliník vytvára s halogénmi **halogenidy hlinité**  $\text{AlX}_3$ . Okrem fluoridu hlinitého, ktorý je iónovou zlúčeninou, sú atómy všetkých ostatných halogenidov hlinika viazané kovalentnou väzbou a tvoria dimérne molekuly  $\text{Al}_2\text{X}_6$ . Všetky bezvodé halogenidy hlinité ľahko podliehajú hydrolyze, za prítomnosti vzdušnej vlhkosti sa to prejavuje dymením. Najznámejší je **chlorid hlinitý**  $\text{AlCl}_3$ , ktorý je východiskovou látkou pri výrobe mnohých zlúčenín hlinika. Fluorid hlinitý  $\text{AlF}_3$  reaguje s fluoridmi kovov, vznikajú komplexné zlúčeniny fluorohlinitanu  $\text{M}_3[\text{AlF}_6]$ , napríklad známy kryolit  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , hexafluorohlinitan sodný.

## POKUS

### Príprava jodidu hlinitého alebo ako zapáliť oheň vodou

Do vyčistenej a suchej trecej misky dáme jednu lyžičku jódu, ktorý rozotrieme na jemný prášok. Pridáme 1,5 až 2 lyžičky práškového hlinika. Zmes v miske dôkladne premiešame a nasyieme do suchej kovovej misky. Pipetou alebo kvapkadlom opatrne k zmesi prikvapneme niekoľko kvapiek vody. Pozorujeme priebeh silne exotermickej reakcie. Po krátkom čase dôjde v dôsledku vzniku veľkého množstva tepla až k zapáleniu zmesi. Chemická reakcia je sprevádzaná sublimáciou jódu, čo pozorujeme vznikom veľkého množstva fialových pár jódu. Reakciou hlinika s jódem vzniká jodid hlinitý. Voda slúži ako iniciátor tejto chemickej reakcie. **Pracujeme v digestóriu!**



Obr. 2.4 Reakcia hlinika s jódem

### Výskyt a význam hlinika a jeho zlúčenín

**Hliník je po kyslíku a kremíku tretím najrozšírenejším prvkom zemskej kôry, je najrozšírenejším kovovým prvkom.** Zemská kôra do hĺbky 16 km obsahuje 8 % hlinika. V prírode sa vyskytuje iba vo forme zlúčenín, z ktorých najrozšírenejšie sú hliníkokremičitany (viac čast' 2.3). Je stavebnou zložkou napríklad sludy a živcov, ktoré tvoria horninu žulu.

**Hliník** má rozsiahle možnosti využitia v bežnom živote. Predurčujú ho na to jeho zaujímavé fyzikálne a chemické vlastnosti. Využíva sa ako materiál pre zhotovenie predmetov každodennej potreby. V domácnostiach je známy pod názvom alobal, čo je komerčný názov pre hliníkovú fóliu. Získať až tak tenkú fóliu umožňuje veľmi dobrá kujnosť hlinika. Práškový hliník sa pridáva do niektorých zubných pást, používa sa aj na nátery. V hutníctve slúži na aluminotermickú výrobu mnohých kovov. Vo forme zliatin je významným konštrukčným materiálom v automobilovom, lodiarском a leteckom priemysle.

Z čistého **oxidu hlinitého** sa vyrábajú umelé drahokamy. Syntetické rubíny sa používajú ako ložiská presných strojov (hodinky, kompas a pod.) a do laserov slúžiacich na rôzne účely. Oxid hlinitý slúži taktiež ako adsorbent, spolu s **chloridom hlinitým** je známy ako katalyzátor v organickej syntéze. V kozmetických prípravkoch určených proti poteniu – antiperspirantoch, sa zo zlúčenín hlinika používa chlorid hlinitý. **Síran hlinitý** nachádza široké uplatnenie v textilnom a papierenskom priemysle, je významnou zlúčeninou používanou pri procese úpravy vody čírením. Známy je aj ako moridlo. Medzi technicky dôležité kryštalické soli hlinité patria najmä **oktadekahydrát síranu hlinitého**  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$  a dodekahydrát síranu draselno-hlinitého  $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , ktorý bol v zdravotníctve využívaný aj ako látka sťahujúca krvácanie, tzv. „holiaci kameň“. Účinnou látkou proti opuchnutiam a zápalom je **octan hlinitý**  $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Al}$ , ktorý je súčasťou octanovej masti.





Soli obsahujúce dva katióny sa nazývajú podvojnými soľami. Podvojnými síranmi kryštalizujúce s dvanástimi molekulami vody  $M^I M^{III}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , v ktorých štruktúre  $M^I =$  alkalický kov,  $NH_4^+$ ,  $M^{III} = Al, Cr, Fe$ , sa nazývajú **kamence**. Vo vodnom roztoku disociujú na jednotlivé ióny.

## KLÚČOVÉ UČIVO



- Hliník je tretím najrozšírenejším prvkom v zemskej kôre.
- Vyskytuje sa predovšetkým vo forme zlúčenín s kladným oxidačným číslom III.
- Hliník, oxid hlinitý a hydroxid hlinitý sú amfotérne látky. Reagujú s roztokmi kyselín aj hydroxidov.
- Vďaka svojim vlastnostiam nachádza hliník a jeho zlúčeniny široké uplatnenie v bežnom živote aj v priemysle, predovšetkým ako spotrebný a konštrukčný materiál.

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Vyberte správne tvrdenie. Hliník:
  - a) ľahko podlieha korózii,
  - b) je veľmi dobre kujný,
  - c) sa vyznačuje vysokou hodnotou hustoty,
  - d) nie je dobrým vodičom elektrickej energie.
2. Vyberte správne tvrdenie. Hliník sa priemyselne vyrába:
  - a) redukciami oxidu hlinitého grafitom bez prístupu vzduchu,
  - b) redukciami hydroxidu hlinitého vodíkom,
  - c) elektrolyzou oxidu hlinitého s taviacimi prísadami,
  - d) redukciami oxidu hlinitého oxidom uhoľnatým.
3. Vyberte správne tvrdenie. Hliník je na vzduchu aj vo vode pomerne stály, pretože:
  - a) sa na jeho povrchu vytvára veľmi odolná vrstvička oxidu a hydroxidu hlinitého,
  - b) atómy hliníka majú vo svojej štruktúre veľký polomer,
  - c) sa na jeho povrchu vytvára ochranná vrstvička sulfidu hlinitého,
  - d) má v porovnaní s ostatnými prvkami v perióde pomerne malú hodnotu ionizačnej energie.
4. Doplňte tvrdenie. Základnou surovinou na výrobu hliníka je .....
5. Vypočítajte percentuálny obsah hliníka v oxide hlinitom.  $A_r(Al) = 26,98$ ,  $A_r(O) = 15,999$ .
6. Soli hliníka nachádzajú široké uplatnenie. Vytvorte dvojice.
 

A) $Al_2(SO_4)_3$	1) holiaci kameň na zastavenie krvácania
B) $AlK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	2) obklady proti opuchnutiam a zápalom
C) $(CH_3COO)_3Al$	3) súčasť prípravkov proti poteniu
D) $AlCl_3$	4) adsorbent
E) $Al_2O_3$	5) látka na čistenie vody.
7. Zapište chemickú rovnicu prípravy hydroxidu hlinitého reakciou síranu hlinitého s hydroxidom sodným.
8. Navrhnete spôsob vyčistenia znečistenej hliníkovej nádoby alebo predmetu z hliníka.
9. Vypočítajte hmotnosť oxidu hlinitého, ktorý sa získa zahrievaním 2 g hliníka na vzduchu pri vysokej teplote.  $A_r(Al) = 26,98$ ,  $A_r(O) = 15,999$ .
10. Uveďte príklad drahokamu, ktorý je farebnou odrodou korundu.

## 2.2 Uhlík

Uhlík sa nachádza v 14. skupine a 2. perióde periodickej sústavy prvkov. Spolu s ním patria do tejto skupiny aj prvky kremík, germánium, cín a olovo. Uhlík je typický nekov, kremík a germánium sú polokovy, cín a olovo sú kovy. V tejto a nasledujúcej kapitole budeme venovať pozornosť prvkom uhlík a kremík.

Uhlík patrí medzi prvky, ktoré svojim výskytom a využitím ovplyvnili vývoj chémie. Elementárnu povahu uhlíka objavil až koncom 18. storočia A. L. LAVOISIER (obr. 2.5), ktorý zároveň navrhol názov carbon (z latinského *carbo* = drevené uhlie), a vo svojej učebnici „*Traité élémentaire de Chimique*“ zaradil uhlík medzi vtedy 33 známych prvkov.



Obr. 2.5 Antoine Laurent Lavoisier

Tab. 2.2 Základné charakteristiky uhlíka

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektronegativita (Pauling)	Molárna hmotnosť / g · mol <sup>-1</sup>	Oxidačné číslo
C	Uhlík	6	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	2,55	12,01	- IV, II, IV

Uhlík, považovaný za najdôležitejší prvok biosféry a základný kameň všetkých živých organizmov, sa v prírode ako čistý vyskytuje predovšetkým v dvoch alotropických modifikáciách<sup>1</sup> – grafit a diamant. Vo veľmi malom množstve sa uhlík v prírode vyskytuje aj vo forme jeho najmladšej známej modifikácie, skupiny molekúl nazývaných fullerény. Ich objav v roku 1985 bol tak významný, že s relatívne krátkym odstupom času bola zaň v roku 1996 udelená Nobelova cena za chémiu. Podelili sa o ňu dvaja americkí chemici R. F. CURL, R. E. SMALLEY a Angličan H. W. KROTO. Uhlík sa v prírode vyskytuje častejšie v zlúčeninách hlavne ako oxid uhličitý a vo forme uhličitanov vápnika, horčíka a ďalších prvkov.

### Fyzikálne a chemické vlastnosti uhlíka

Allotropické modifikácie uhlíka sa vzájomne od seba odlišujú svojou štruktúrou, usporiadaním atómov uhlíka. Tieto rozdiely majú veľký vplyv na ich chemické a fyzikálne vlastnosti. Prehľad niektorých fyzikálnych vlastností jednotlivých modifikácií uhlíka uvádza tabuľka 2.3.

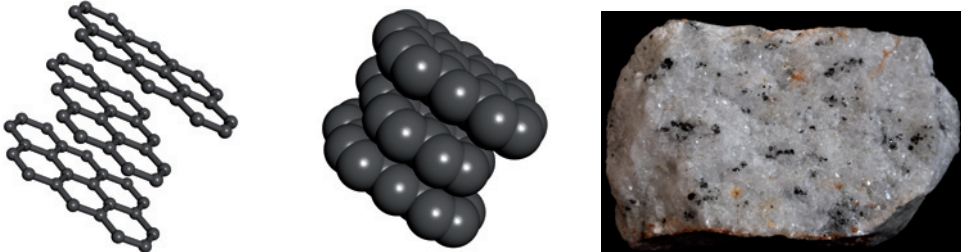
Tab. 2.3 Porovnanie fyzikálnych vlastností vybraných modifikácií uhlíka

Vlastnosť/modifikácia	DIAMANT	GRAFIT	FULERÉN C <sub>60</sub> *
Vzhľad kryštálov	bezfarebné, silný lom svetla	šedočierne, vrstevnaté, nepriehľadné, lesklé	hnedočierne, lesklé
Tvrdosť	veľmi tvrdý	mäkký	mäkký
Štiepateľnosť	zlá	dobrá	dobrá
Teplota topenia	netopí sa, pri teplotách okolo 1 500°C bez prístupu vzduchu prechádza na grafit	~ 3 700°C bez prístupu vzduchu	sublimuje pri ~ 600°C za normálneho tlaku
Hustota / g · cm <sup>-3</sup>	3,51	2,26	1,65
Rozpustnosť vo vode	nerozpustný	nerozpustný	nerozpustný
Rozpustnosť v toluéne	nerozpustný	nerozpustný	rozpustný
Elektrická vodivosť	nevedie elektrický prúd	dobře vedie elektrický prúd	polovodič

\* najvýznamnejšia zlúčenina zo skupiny fullerénov

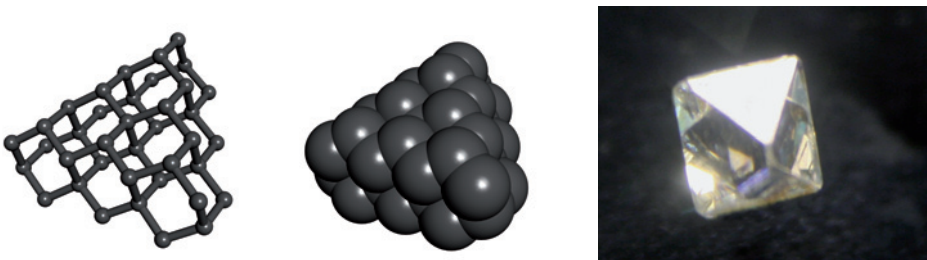
<sup>1</sup> Vlastnosť prvkov tvorí viacero modifikácií sa nazýva alotropia a jednotlivé modifikácie sa nazývajú alotropické modifikácie.

**Grafit – tuha** má šesťuholníkovú kryštalovú štruktúru, v ktorej sú atómy uhlíka usporiadané vo vodorovných vrstvách a každý atóm je pevne pútaný ďalšími tromi atómami uhlíka (obr. 2.6). Tieto vrstvy vznikajú spojením pravidelných šesťuholníkov. Medzi vrstvami pôsobia ľahko porušiteľné van der Waalsove sily, preto sa tuha ľahko otiera a dá sa ňou písať (grafit z gréckeho *grafein* = písať). Napriek väčšej termodynamicknej stabilite oproti diamantu je vďaka prístupnejšej vrstevnatej štruktúre grafit reaktívnejší. V atmosfére kyslíka sa vznieti pri teplote 690 °C a zhorí na oxid uhličitý.



Obr. 2.6 Modely štruktúry grafitu a grafit v kremeň (foto: S. Jeleň)

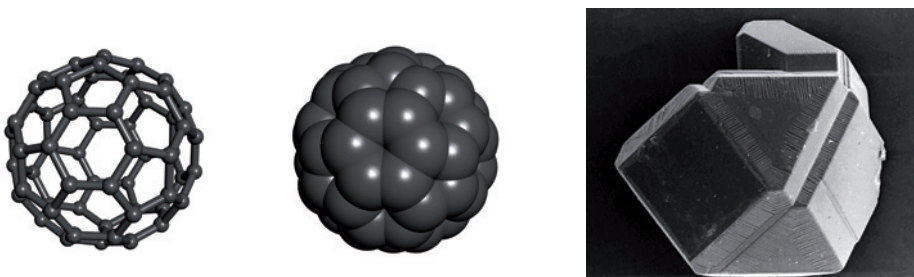
**Diamant** sa svojou štruktúrou (obr. 2.7) zreteľne odlišuje od grafitu. Každý atóm uhlíka sa viaže so štyrmi susednými atómami uhlíka, ktoré sa nachádzajú v rohoch pravidelného tetraédra (štvorstena). Atómy uhlíka vytvárajú husté, trojrozmerné, sieťované štruktúry, ktoré podmieňujú pevnosť a tvrdosť diamantu. Vzájomná vzdialenosť vrstiev je kratšia ako v štruktúre grafitu, preto diamant vykazuje väčšiu hustotu. Diamant je najtvrdšou prírodnou látkou, je na 10. mieste Mohsovej stupnice tvrdosti. Opracovaný diamant sa nazýva briliant.



Obr. 2.7 Kryštalová štruktúra a kryštál diamantu (foto: S. Jeleň)

Diamant nevedie elektrický prúd, naproti tomu jeho tepelná vodivosť je extrémne vysoká (presahuje desaťnásobok tepelnej vodivosti medi). Uhlík v podobe diamantu je chemicky veľmi odolný. Zahriaty na teplotu vyššiu ako 800 °C zhorí v atmosfére kyslíka na oxid uhličitý.

**Fulerény** sú tvorené atómami uhlíka s najmenším počtom atómov dvadsať, usporiadaných do mnohostenov tvorených aspoň dvanástimi päťuholníkmi a šesťčlennými cyklami. Najznámejšou a svojimi vlastnosťami najzaujímavejšou molekulou spomedzi fullerénov je molekula  $C_{60}$  (obr. 2.8). Vyznačuje sa veľkou stabilitou, má najdokonalejší guľovitý tvar, predstavuje najsymetrickejšiu a najguľatejšiu molekulu v prírode.



Obr. 2.8 Modely štruktúry a kryštál (zrast kryštálov) fullerénu  $C_{60}$  (foto: P. Fejdi)

Fulerén  $C_{60}$  je teoreticky najčistejšou možnou formou uhlíka. Molekula má veľký vnútorný objem. Oproti veľmi tvrdému diamantu sa prejavuje vysokou mäkkosťou. Medzi jednotlivými molekulami v kryštálovej štruktúre pôsobia van der Waalsove sily.

Okrem čistých kryštalických modifikácií sa uhlík nachádza v prírode aj v podobe amorfných foriem – koks, sadze, drevené uhlie, kostné uhlie, krvné a živočíšne uhlie, aktívne uhlie. Tieto formy sú často sumárne nazývané aj ako „technické“ druhy uhlíka, druhy „amorfného uhlia“ alebo „čierneho uhlíka“, či „mezomorfne štruktúry“.

**Koks** – slabo grafitovaná forma uhlíka vzniká vysokoteplotnou karbonizáciou (pridávaním uhlíka) uhlia bez prístupu vzduchu. Obsahuje asi 90 % C, 1 % H, 3 % O, 0,5 – 1 % N a asi 5 % popola. Väčšina (92 %) získaného koksu sa používa vo vysokých peciach v oceliarskom priemysle ako **redukčné činidlo**, resp. ako palivo. Karbonizáciou hnedého uhlia sa získava hnedý koks, ktorý sa skladá z matných čiernych pórovitých zrníčok veľkosti niekoľkých milimetrov. Obsahuje 15 – 25 % popola. Okrem paliva je možné koks použiť na filtrovanie vody a na výrobu čiernej farby.

**Sadze** sú známe už od čias antiky ako neblednúci čierny pigment a dokonca aj Číňania a Egypťania vyrábali atrament, ktorého základom boli práve sadze. Sadze vznikajú neúplným spaľovaním kvapalných uhľovodíkov (napr. parafinového oleja) alebo prírodného plynu. Ich hlavné použitie je v gumárenskom priemysle ako aktívne plnivo do kaučuku – výroba pneumatík. Používajú sa aj ako pigment do atramentu, farbív, papiera a plastov.

**Drevené uhlie** sa získava zahrievaním dreva bez prístupu vzduchu vo veľkých železných retortách rozkladnou destiláciou. Drevené uhlie je kyprý čierny produkt, v ktorom je možné ešte rozoznať bunkovú štruktúru dreva, ľahko sa zapáľuje a po zapálení naďalej tlie. Používa sa predovšetkým pri rafinácii medi, ošetrovaní rán ako dezodoračný prostriedok a na iné účely v medicíne. Osobitným druhom dreveného uhlia je **aktívne uhlie**. Vzniká z tvrdých drev jemnej štruktúry (ovocných kôstok, škrupín kokosových orechov), ktoré majú dobre „vyčistené“ póry, t.j. zbavené destilačných zvyškov. Využíva sa v cukrovarníckom priemysle ako odfarbovacia látka, na čistenie chemikálií a plynov vrátane ovzdušia (filter v plynových maskách), pri úprave vody a odpadových vôd a ako katalyzátor. Využívajú sa predovšetkým jeho výborné adsorpčné vlastnosti. Vo farmácii a v bežnej domácej lekárničke je známe pod názvom **živočíšne uhlie**.

**Kostné uhlie** (spódiu) vzniká spaľovaním kostí, ktoré obsahujú asi dve tretiny nespáliteľných látok. Kostné uhlie sa používa predovšetkým na odfarbovanie a odstraňovanie iných nečistôt z roztokov, zvlášť na čistenie cukrovej šťavy. Vo veľkom množstve sa používa ako čierne farbivo – kostná čerň, zvlášť do krémov na topánky, do farbív na kožu, a tiež ako farbivo na šablóny.

**Krvné a živočíšne uhlie** sa získavajú zahrievaním krvi alebo iných jatočných odpadkov s uhlíčanom draselným. Pre svoje výborné adsorpčné sa používajú predovšetkým v lekárstve, napríklad na odstraňovanie niektorých toxínov alebo plynov z čriev alebo pri zažívacích ťažkostiach.

### Zlúčeniny uhlíka

Atómy uhlíka majú výraznú schopnosť viazať sa kovalentnými väzbami a to nielen s atómami iných prvkov, ale aj navzájom, vytváraním dlhých reťazcov, ktoré sú základom organickej chémie.

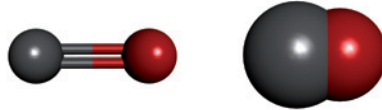
## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



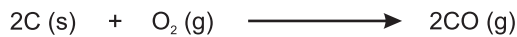
Prvý charakterizovaný plyn iný ako vzduch bol oxid uhličitý. Okolo rokov 1752-54 ho identifikoval J. BLACK, ktorý ho nazval „fixný vzduch“. Plyn vznikal „stratou hmotnosti“ kriedy ( $CaCO_3$ ) alebo pôsobením kyselín na uhličitany. Na základe výsledkov svojich pokusov Black určil, že vápenec je zlúčenina vápna ( $CaO$ ) a fixného vzduchu ( $CO_2$ ). Podobné pokusy robil aj s bielou magnéziou ( $MgCO_3$ ). Black dokázal, že identifikovaný plyn je totožný s „lesným plynom“ holandského chemika J. B. van HELMONTA, ktorý ho pozoroval pri kvasení a horení. Helmont ho bližšie preskúmal a opísal ako plyn bezfarebný, bez zápachu a ťažší ako vzduch. V roku 1757 Joseph Black ukázal, že oxid uhličitý vzniká fermentáciou rastlín, horením uhlia a dýchaním živočíchov (ľudí).

**Oxid uhoľnatý CO** je bezfarebný plyn bez zápachu. Je ľahší ako vzduch, **málo rozpustný vo vode**. Je **veľmi toxický**. Toxicita oxidu uhoľnatého je spôsobená tým, že sa viaže na krvné farbivo **hemoglobín**, ktoré tým stráca svoju schopnosť viazať kyslík; je krvným jedom. Afinita hemoglobínu k oxidu uhoľnatému je omnoho vyššia ako ku kyslíku. K uduseniu tak stačí veľmi nízka koncentrácia oxidu uhoľnatého. Naproti tomu pri vdychovaní vzduchu bez oxidu uhoľnatého, zvlášť však čistého kyslíka, je oxid uhoľnatý hemoglobínom spontánne uvoľňovaný. Horí modrým plameňom na oxid uhličitý.



Obr. 2.9 Modely molekuly oxidu uhoľnatého

Oxid uhoľnatý je súčasťou generátorového alebo vodného plynu, ktoré sa používajú ako palivá. Taktiež vzniká pri výrobe mnohých kovov redukciami ich oxidov koksom. **Generátorový plyn** sa získava vedením vzduchu cez rozžeravený koks. Oxid uhoľnatý vzniká nedokonalým spaľovaním uhlíka.

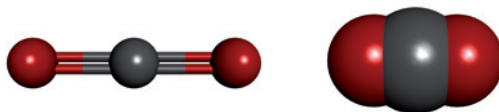
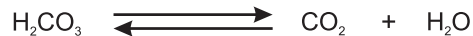


**Vodný plyn** sa vyrába vŕhaním vodnej pary na rozžeravený koks. Oxidácia uhlíka vodou je silne endotermická reakcia.



V prevažnej väčšine chemických reakcií vystupuje oxid uhoľnatý ako silné redukčné činidlo, napríklad pri výrobe železa (viac kapitola 3).

**Oxid uhličitý CO<sub>2</sub>** je bezfarebný, nehorľavý a veľmi stály plyn nepríjemného zápachu a mierne kyslej chuti. Je 1,5-krát ťažší ako vzduch. **Oproti oxidu uhoľnatému je oxid uhličitý rozpustný vo vode**, tvorí slabú **kyselinu uhličitú**. Podstatnú časť roztoku oxidu uhličitého vo vode tvoria hydratované molekuly CO<sub>2</sub> · xH<sub>2</sub>O. Zahriatím sa kyselina uhličitá rozkladá opäť na vodu a oxid uhličitý.

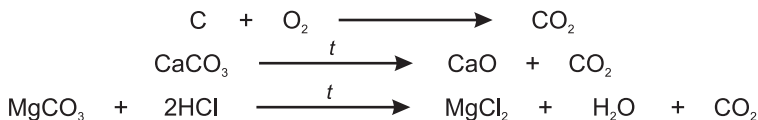


Obr. 2.10 Modely molekuly oxidu uhličitého

So vzrastajúcou teplotou rozpustnosť oxidu uhličitého vo vode klesá, takže varom je ho možné z vody úplne odstrániť (odstránenie prechodnej tvrdosti vody, kapitola 1.2). Je nedýchatelný, ale **nie je toxický** pokiaľ jeho obsah vo vzduchu neprekročí 10 % obj. Potom sa dostaví ospalosť, strata vedomia a nakoniec smrť spôsobená predovšetkým nedostatkom kyslíka. Z tohto dôvodu je potrebné vchádzať do pivníc, v ktorých sa kvasí víno, s horiacou sviečkou, a tak kontrolovať, či je v miestnosti dostatok kyslíka. Tiež je potrebné túto kontrolu vykonať aj pri kopaní hlbokých studní, pri zostupovaní do silážnych jám.

Oxid uhličitý sa nachádza v atmosfére, kde sa neustále dostáva dýchaním organizmov, rozkladom organických látok, hnitím a spaľovaním fosilných palív ako sú uhlie, ropa a zemný plyn. Na niektorých miestach uniká zo zemského povrchu. **Oxid uhličitý tvorí 0,03 % objemu čistého vzduchu v atmosfére**. Je rozpustený v prírodných vodách, predovšetkým vo vodách minerálnych, ktoré ho niekedy obsahujú v značných množstvách. Pridáva sa do šumivých nápojov, vín či piva. Veľké množstvo oxidu uhličitého je viazané v uhličitanoch.

Oxid uhličitý vzniká dokonalým spaľovaním uhlíka v nadbytku kyslíka, rozkladom uhličitanov žiňaním alebo kyselinami, alkoholovým kvasením sacharidov a pri rozklade odumretých rastlinných a živočíšnych organizmov (tlenie a hnitie).



## POKUS

### Príprava a vlastnosti oxidu uhličitého

Laboratórne možno pripraviť oxid uhličitý viacerými chemickými reakciami. Najčastejšie sa využíva príprava rozkladom uhličitanov pôsobením kyselín. Prípravu oxidu uhličitého a jeho zachytávanie môžeme uskutočniť v Kippovom prístroji (obr. 1.8) alebo pomocou klasickej aparatúry na vývoj plynov (obr. 1.9).

Zostavíme aparatúru na vývoj plynu. Do frakčnej banky nasypeme uhličitan vápenatý a do oddeľovacieho lievika nalejeme roztok kyseliny chlorovodíkovej (1 : 1). Pridávaním kyseliny chlorovodíkovej z oddeľovacieho lievika k uhličitanu vápenatému sa začne vyvíjať oxid uhličitý. Keďže je ťažší ako vzduch, necháme ho prírodnou rúrkou voľne unikať na dno sklenej vaničky. Vo vaničke sú upevnené dve nerovnako vysoké horiace sviečky. Pozorujeme.

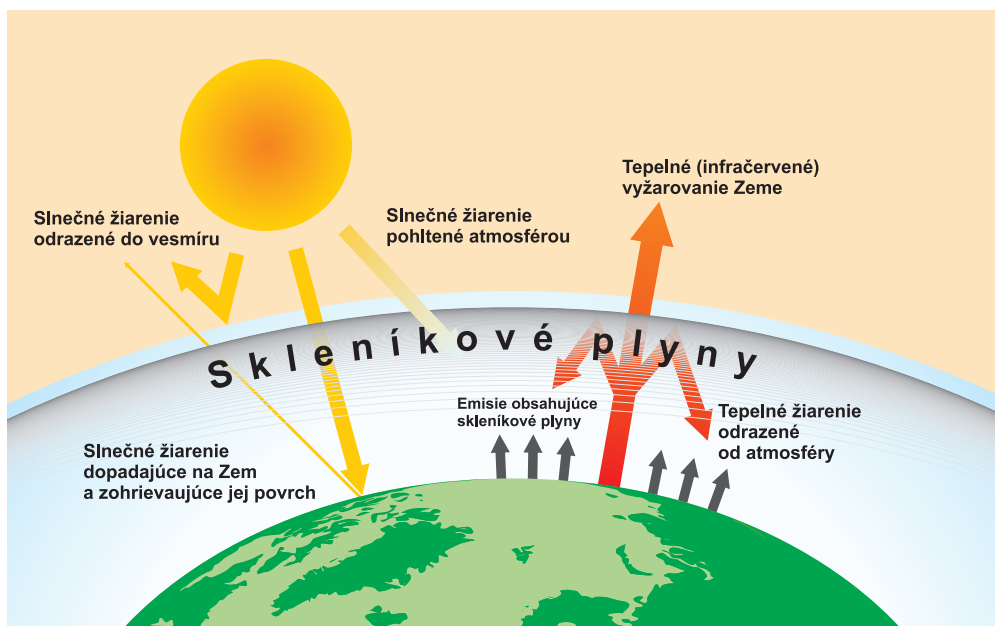
Oxid uhličitý môžeme pripraviť aj tak, že na dno sklenej vaničky s upevnenými nerovnako vysokými horiacimi sviečkami vložíme malú kadičku s nasýpaným hydrogenuhličitanom sodným (asi 2 g). Do kadičky s hydrogenuhličitanom sodným nalejeme ocot (roztok kyseliny octovej  $w = 0,08$ ). Pozorujeme.

### Skleníkový efekt

Oxid uhličitý je jedným z plynov, ktorých neustále sa zvyšujúca koncentrácia v atmosfére zapríčiňuje vznik tzv. skleníkového efektu, v dôsledku ktorého dochádza k otepľovaniu atmosféry Zeme. Priemerná teplota prízemných vrstiev vzduchu vzrástla za posledných 100 rokov o 0,5 °C, čo spôsobilo, že morská hladina stúpla približne o 10 až 20 cm. Takéto postupné otepľovanie je označované ako **globálne otepľovanie**.

Plyny, ktoré spôsobujú skleníkový efekt, sa nazývajú **skleníkové plyny**. Okrem **oxidu uhličitého** je to hlavne voda vo forme **vodnej pary**, **metán**, **oxid dusný**, **ozón** (viac kapitola 2.6) a freóny. Tieto plyny pohlcujú teplo vyžarované zo zemského povrchu vo forme infračerveného žiarenia, a tým udržiavajú našu atmosféru v rozmedzí určitých teplôt, ktoré umožňujú, aby na Zemi existoval život. Navyše svojim pôsobením zabezpečujú rovnováhu medzi energiou, ktorá na Zem prichádza a energiou, ktorá sa vracia do vesmíru. Ak však koncentrácia týchto plynov narastá, prichádzajúce slnečné žiarenie na zemský povrch tieto plyny prepusťujú, avšak tepelné infračervené vyžarovanie zemského povrchu pohltia, neprepustia všetko späť do atmosféry. Tak sa naruší rovnováha a vyžarované žiarenie zo zemského povrchu sa odrazom od vrstvy skleníkových plynov dostáva späť na zemský povrch. Tým neustále prispieva k zvyšovaniu teploty zemského povrchu a priemernej teploty atmosféry. Plyny tak plnia funkciu akejsi „strechy skleníka“, ktorá nebráni slnečnému žiareniu prenikať dnu, ale neprepúšťa ho von. Odtiaľ pochádza názov „skleníkový efekt“ a následne „skleníkové plyny“. Dôsledkami skleníkového efektu sú predovšetkým:

- znižovanie sa rozdielu teplôt medzi rovníkom a pólmi,
- zvýšenie nárazových dažďových zrážok,
- zlepšenie poľnohospodárskych podmienok v severných oblastiach,
- suché pásma sa stávajú ešte suchšími a polopúšte sa menia na púšte,
- zmena smeru morských prúdov (aj teplého Gólfkeho prúdu),
- roztápanie arktických a najmä antarktických ľadovcov, tým stúpanie hladiny oceánov, zaplavenie prímorských a pobrežných oblastí s malou nadmorskou výškou, erózia pobreží, zasolenie sladkých vôd.



Obr. 2.11 Schéma skleníkového efektu

Nadmerné množstvo oxidu uhličitého sa do ovzdušia uvoľňuje predovšetkým antropogénnou činnosťou pri spaľovaní fosilných palív či masívnym odlesňovaním. Štúdie hovoria, že ak stúpne koncentrácia oxidu uhličitého v atmosfére na dvojnásobok, teplota zemského povrchu vzrastie v rozpätí od 1,5 do 4 °C. Do roku 2050 sa predpokladá zvýšenie hladiny oceánov v rozpätí od 0,3 do 1,2 m.

Medzi soli odvodené od kyseliny uhličitej patria **uhličitan** a **hydrogenuhličitan**. Vlastnosti a význam niektorých uhličitanov a hydrogenuhličitanov sú uvedené v časti 1.3 a 1.4. Z ďalších zlúčenín uhlíka sú významné kyanovodík HCN a sírouhľik  $\text{CS}_2$ . Osobitnú skupinu tvoria zlúčeniny uhlíka s vodíkom nazývané **uhlíkovodíky**. Uhlík je schopný reťaziť sa a vytvárať dlhé reťazce, ktoré môžu byť aj rozvetvené. Uhlíkovodíky spolu s ich derivátmi sú predmetom štúdia organickej chémie, ktorej sa venujeme v ďalších kapitolách tejto učebnice.

**Sírouhľik** – sulfid uhličitý  $\text{CS}_2$  je bezfarebná kvapalina príjemnej éterickej vône, ktorá je prchavá a horľavá. Dlhším stáťím zhnedne a získa nepríjemný zápach. Sulfid uhličitý má silné toxické účinky a môže spôsobiť ťažké poruchy nervového systému a mozgu. Používa sa ako rozpúšťadlo mnohých látok (jód, kryštalická sira, biely fosfor, tuky, živice, kaučuk a pod.). Vo vode sa prakticky nerozpúšťa.

**Kyanovodík HCN** je bezfarebná kvapalina horkomandľového zápachu, veľmi toxická. Už pri veľmi nízkych koncentráciách spôsobuje rýchle ochrnutie dýchacieho centra nervovej sústavy. Soly kyseliny kyanovodíkovej – **kyanidy**  $\text{M}(\text{CN})_x$  vo vodnom roztoku silne hydrolyzujú. Kyanidové anióny  $\text{CN}^-$  sa svojimi vlastnosťami veľmi podobajú vlastnostiam halogenidových iónov. Podobné sú si aj svojou rozpustnosťou. Preto sú často nazývané aj ako pseudohalogenidy. Známym je **kyanid draselný KCN** nazývaný cyankáli, ktorý je vysoko toxický.

Medzi ďalšie zlúčeniny uhlíka patria aj najvýznamnejšie deriváty kyseliny uhličitej. Jej diamid, ktorý je známy pod svojim triviálnym názvom **močovina**  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , a dichlorid nazývaný tiež **fosgén**  $\text{COCl}_2$ . Obe zlúčeniny sú kvôli svojej štruktúre a vlastnostiam predmetom štúdia organickej chémie.

### Výskyt a význam uhlíka a jeho zlúčenín

**Grafit** sa nachádza prirodzene predovšetkým v oblasti Srí Lanky, na Madagaskare, na Novom Zélande, v USA a v Rusku. Najviac grafitu sa spotrebuje pri výrobe ocele, v zliavárňach ako žiaruvzdorný

materiál, na výrobu taviacich téglikov. Je využívaný na výrobu elektród, monokryštálových vlákien, trysiek, karbidov, konzervačných prostriedkov, ceruziek, moderátorov v jadrových reaktoroch, na brzdové obloženie, v gumárenskom priemysle ako náter na ochranu proti korózii (tzv. havranie striebro). Jemne šupinovitý grafit slúži ako mazací prostriedok.

**Diamant** sa v prírode vyskytuje predovšetkým v prastarých vulkanických jamách uložený v relatívne mäkkých, tmavo sfarbených horninách nazývaných *modrý základ* alebo *kimberlit* podľa mesta Kimberly v Južnej Afrike. Tam boli tieto jamy v roku 1870 prvýkrát objavené. Významné náleziská diamantu sú v Južnej Afrike, Austrálii, Indii, Brazílii a na Sibíri. Len 5 % celkového množstva vyťaženého diamantu je použitých na výrobu šperkov v klenotníctve. Tepelná vodivosť diamantu hrá významnú úlohu pri jeho využití vo vrtných súpravách.

**Fulerény** sú pripravované prevažne synteticky, v prírode sa nachádzajú v malých množstvách, v tzv. fulguritoch. Fulerény sú vďaka ich supravodivosti využívané predovšetkým v elektronike a optoelektronike. Široké uplatnenie majú v oblasti nanotechnológií. Keďže fullerény a ich deriváty majú duté štruktúry, používajú sa vo farmakológii na transport liečiv.

Veľké množstvo **oxidu uhličitého** sa spotrebúva na výrobu uhličitanov, niektorých organických kyselín a močoviny. Používa sa na vytvorenie **inertnej atmosféry** pri niektorých chemických reakciách, kde je nežiaduca prítomnosť kyslíka. Okrem oxidu uhličitého sa ako plyny na vytvorenie inertnej atmosféry používajú dusík N<sub>2</sub> či argón Ar.

Oxid uhličitý je nehorľavý, a preto sa využíva **v snehových a penových hasiacich prístrojoch** (obr. 2.12). Snehové sa nazývajú z dôvodu, že stlačený oxid uhličitý pri vypúšťaní z tlakovej nádoby tuhne a strieka v podobe vločiek. V penových hasiacich prístrojoch je hasiacou látkou zmes penidla, ktorého iniciovaním vzniká oxid uhličitý.

Pre technické účely sa oxid uhličitý dodáva skvapalnený **v tlakových nádobách označených sivým pásom** alebo tuhý ako tzv. **suchý ľad** (môžete ho vidieť u pouličných predajcov s mraziacimi boxami, kde je použitý namiesto ľadu a parí sa z neho, tuhý CO<sub>2</sub> pri teplote -78,5 °C sublimuje).



Obr. 2.12 Snehový hasiaci prístroj

## POKUS

### Model penového hasiaceho prístroja

Odsávaciu banku naplníme do polovice nasýteným vodným roztokom hydrogenuhličitanu sodného a pridáme 2 – 3 cm<sup>3</sup> koncentrovaného saponátu. Do odsávacej banky vložíme malú skúmavku s 10 cm<sup>3</sup> koncentrovanej kyseliny chlorovodíkovej. Banku uzavrieme zátkou a nakloníme, až prevrátíme, aby sa roztoky vzájomne zmiešali. Vzniká pena, ktorá uniká vývodom odsávacej banky.



## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++

Rádioizotop uhlíka <sup>14</sup>C sa využíva pri určovaní veku objektov organického pôvodu **rádiouhlíkovou metódou**. Táto metóda je jednou z techník datovania prínosnou pre vedné disciplíny ako geológia, antropológia či archeológia. Využíva sa pri nej pokles obsahu rádioizotopu uhlíka <sup>14</sup>C, ktorý je zabudovaný v tkanivách organizmov. Tento rádioizotop vzniká alfa premenou rádioizotopu dusíka <sup>14</sup>N, ktorý sa nachádza v ovzduší. Metóda umožňuje určiť vek vzoriek starých 50 až 70 000 rokov.

## KLÚČOVÉ UČIVO

- Uhlík je považovaný za najdôležitejší prvok biosféry.
- Čistý uhlík sa vyskytuje v troch základných modifikáciách, grafit, diamant a fullerény.



- Grafit – tuha má vrstevnatú štruktúru, medzi vrstvami pôsobia slabé van der Waalsove sily, čo predurčuje jeho vlastnosti ako mäkkosť, štiepateľnosť a schopnosť otierať sa.
- Diamant je najtvrdšou prírodninou. Pevné kovalentné väzby medzi atómami uhlíka určujú jeho vlastnosti, ktorými sú tvrdosť a pevnosť.
- Fulerény sú najčistejšou formou uhlíka. Sú tvorené molekulami s najmenším počtom atómov uhlíka 20. Najvýznamnejším predstaviteľom fullerénov je fullerén  $C_{60}$ , ktorý je najsymetrickejšou molekulou spomedzi všetkých známych molekúl.
- Okrem čistých kryštalických modifikácií sa uhlík nachádza v prírode aj v podobe ďalších rozšírenejších foriem ako koks, sadze, drevené uhlie, kostné uhlie, krvné a živočíšne uhlie, aktívne uhlie.
- Oxid uhoľnatý je bezfarebný plyn, o niečo ľahší ako vzduch, nerozpustný vo vode. Je vysoko toxický. Už jeho nízke koncentrácie spôsobujú udusenie, pretože sa ľahko viaže na červené krvné farbivo hemoglobín a zabraňuje tak prenosu kyslíka krvou.
- Oxid uhličitý je bezfarebný plyn, jeho hustota je asi 1,5-krát väčšia ako hustota vzduchu. Tvorí 0,03 % objemu čistého vzduchu v atmosfére. Vo vode je rozpustný. Je nehorľavý, využíva sa ako náplň hasiacich prístrojov, taktiež na chladenie ako suchý ľad.
- Oxid uhličitý spolu s ďalšími plynmi ako vodná para, metán, oxid dusný, ozón a freóny patrí k skleníkovým plynom, ktoré veľkou mierou prispievajú ku globálnemu otepľovaniu Zeme.
- Medzi významné zlúčeniny uhlíka patria uhličitany, hydrogenuhlčitany, kyanovodík, sírouhlík.
- Grafit sa používa na výrobu ceruziek (tuha), do náterov proti korózii, na výrobu elektród a ako moderátor v jadrových reaktoroch.
- Diamant sa využíva predovšetkým v klenotníctve, na rezanie a na výrobu vrtných súprav.
- Fulerény majú široké využitie vďaka svojej supravodivosti, v oblasti elektroniky, optoelektroniky a nanotechnológiách.

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Uhlík sa vyskytuje v troch základných alotropických modifikáciách. Priradte ich názvy k nasledujúcim charakteristikám:
  - a) mäkká čierna látka,
  - b) symetrické molekuly s najmenším počtom atómov uhlíka 20,
  - c) tvrdá priehľadná látka.
2. Vyberte správne tvrdenie.
  - a) Oxid uhličitý má väčšiu hustotu ako oxid uhoľnatý.
  - b) Oxid uhoľnatý je pre človeka toxický, je krvným jedom.
  - c) Oxid uhličitý je nerozpustný vo vode.
  - d) Oxid uhoľnatý sa využíva pri výrobe železa ako redukovač.
3. Vyberte správne tvrdenie.
  - a) Vodný roztok oxidu uhličitého je zásaditý.
  - b) Uhlík sa zaraďuje medzi nekovy.
  - c) Alotropická modifikácia uhlíka – grafit nevedie elektrický prúd.
  - d) Kyanid draselný je veľmi toxický.
4. Vyberte správne tvrdenie. Oxid uhoľnatý:
  - a) je toxický plyn so silnými redukčnými účinkami,
  - b) vzniká spaľovaním uhľkatých látok pri dostatočnom prístupe vzduchu,

- c) je reaktívny plyn s oxidačnými účinkami, vzniká pri tlení organických látok,  
d) je plyn, ktorého vdýchnutím sa človek dusí.
5. Vyberte správne tvrdenie. Oxid uhličitý:
- vzniká nedokonalým spaľovaním uhľíkatých látok, tepelným rozkladom uhličitanov alebo ich rozkladom účinkom silných kyselín,
  - patrí k skleníkovým plynom,
  - sa používa ako inertná atmosféra, tam kde nie je žiadúca prítomnosť kyslíka,
  - sa používa v snehových hasiacich prístrojoch ako suchý ľad.
6. Vytvorte dvojice:
- |                  |  |
|------------------|--|
| A) diamant       | 1) filter v plynových maskách, digestoroch |
| B) tuha          | 2) vysokovýhrevné palivo                   |
| C) sadze         | 3) rezanie skla                            |
| D) koks          | 4) výroba ceruziek                         |
| E) aktívne uhlie | 5) farbivo do tušu                         |
7. Penové hasiace prístroje obsahujú stlačený oxid uhličitý alebo sa pri hasení tento oxid vyvíja reagovaním náplne. Napríklad reakciou hydrogenuhličitanu sodného so zriedenou kyselinou chlorovodíkovou. Napište rovnicu tejto chemickej reakcie.
8. Na internete vyhľadajte podrobnejšie informácie o problematike globálneho otepľovania Zeme v súvislosti so skleníkovým efektom. Vyhľadajte organizácie, ktoré sa svojou činnosťou najviac aktívujú v oblasti zabránenia, prípadne zníženia koncentrácie skleníkových plynov v atmosfére.
9. Uveďte aspoň dva príklady (značky, vzorce alebo chemické názvy) inertného plynu.
10. Napište čo najviac chemických rovníc reakcií, ktorých produktom je oxid uhličitý.

## 2.3 Kremík

Kremík sa nachádza v 14. skupine a 3. perióde periodickej sústavy prvkov. Po kyslíku je kremík druhým najrozšírenejším prvkom v zemskej kôre.

Tab. 2.4 Základné charakteristiky kremíka

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektronegativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/ g·mol <sup>-1</sup>	Teplota topenia/ °C	Hustota/ g·cm <sup>-3</sup>	Oxidačné číslo
Si	Kremík	14	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	1,9	28,086	1420	2,33	- IV, <b>IV</b>

\* tučným písmom je zvýraznené stabilnejšie oxidačné číslo

### Fyzikálne a chemické vlastnosti kremíka

Kremík je tmavosivá, veľmi tvrdá avšak krehká kryštalická látka. Svojou štruktúrou sa podobá štruktúre diamantu. Kremík, podobne ako uhlík má schopnosť reťaziť sa, tvorí však len krátke reťazce. Väzby Si-Si sú oproti väzbám C-C slabšie, aj väzby Si-H sú slabšie ako väzby C-H. Naproti tomu väzba Si-O je pevnejšia ako väzba C-O, preto sa kremík s naviazanými uhlíkovými zvyškami R- ochotnejšie reťazi cez kyslík a tvorí zlúčeniny s názvom **silikóny** (kremičitany - silikáty).

Vďaka svojej štruktúre je kremík na vzduchu stály. Je polokov a polovodič.

Elementárny kremík sa vyrába redukciou oxidu kremičitého veľmi čistým koksom. Reakcia prebieha v elektrickej oblúkovej peci.

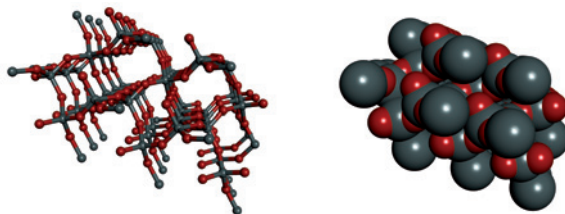


Kremík nie je príliš reaktívny prvok. Je takmer úplne odolný voči pôsobeniu vzdušného kyslíka a vody, reakcii s nimi podlieha až pri vysokých teplotách. Jeho povrch je pokrytý vrstvičkou oxidu kremičitého. Odolný je aj voči roztokom kyselín okrem kyseliny fluorovodíkovej. V zriedených roztokoch hydroxidov alkalických kovov sa rozpúšťa za uvoľňovania vodíka.



### Zlúčeniny kremíka

**Oxid kremičitý**  $\text{SiO}_2$  je na rozdiel od oxidu uhličitého tuhá, ťažko tavitelná zlúčenina. Nie je tvorený jednoduchými molekulami, jednotlivé atómy sú v ňom viazané cez kyslík. Preto je kryštál oxidu kremičitého jedna obrovská molekula (obr. 2.13). Vysušený hydratovaný oxid kremičitý – **silikagél** sa využíva ako sušiacia látka, má veľmi dobré adsorpčné vlastnosti.



Obr. 2.13 Modely štruktúry oxidu kremičitého

Najrozšírenejšou modifikáciou oxidu kremičitého v prírode je **kremeň** (obr. 2.14). Bezfarebný kryštalický kremeň sa nazýva **krištál**. Rôzne farebné odrody kremeňa sú: **ametyst** – fialový, **ruženin** – ružový, **záhneda** – hnedá, **citrin** – žltý (obr. 2.15). Oveľa častejšie sa vyskytuje vo forme piesku (kremenný piesok) alebo znečistený.



Obr. 2.14 Kremeň (foto: S. Jeleň)



Obr. 2.15 Odrody kremeňa, v poradí: záhneda, ametyst (foto: S. Jeleň)

Chemicky je oxid kremičitý veľmi stály. Z kyselín reaguje len s kyselinou fluorovodíkovou za vzniku plynného fluoridu kremičitého. Keďže oxid kremičitý je základnou stavebnou zložkou skla (viac ďalej), **kyselinu fluorovodíkovú** nemožno uskladňovať v sklenených fľašiach, **leptá sklo**.



**Kyseliny kremičité** (napr.  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ) a ich soli kremičitany majú popri oxide kremičitom význam v sklárskom priemysle. Náhradou niektorých atómov kremíka v štruktúre kremičitanov atómami hliníka vznikajú hlinitokremičitany, z nich najznámejšie sú živce a zeolity. Zlúčeniny kremíka s vodíkom sú známe pod názvom **silány**  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ . Z halogenderivátov je najvýznamnejší **chlorid kremičitý**  $\text{SiCl}_4$ .

## Výskyt a význam kremíka a jeho zlúčenín

**Kremík je biogénny prvok.** V ľudskom organizme je kremík súčasťou kostí, chrupaviek, zubnej skloviny či placenty. Ovplyvňuje rast organizmu, priamo sa zúčastňuje procesu kalcifikácie kostí a pri zrení kolagénu. Podieľa sa na elasticite kože, svalov, cievnych stien, vlasov a nechtov.

**Kremík** sa využíva predovšetkým v elektronike na výrobu súčiastok. **Oxid kremičitý** a jeho odrody sú využívané v klenotníctve. Veľký význam má pre sklársky a keramický priemysel. Pre stavebníctvo je významnou látkou hlinítkremičitan vápenatý, ktorý je hlavnou zložkou **cementu**.

### Sklo a sklársky priemysel

**Sklo** je významným technickým a spotrebným materiálom amorfnych vlastností. **Základnými surovinami** na jeho výrobu sú **oxid kremičitý**, **vápenec** a **sóda**. Miešajú sa v určitom pomere podľa druhu skla. Spolu s črepinami starého skla sa tavia pri teplote 1400 – 1500 °C, následne sa zmes ochladí a tuhne. Zloženie **obyčajného skla** (tabuľového) sa vyjadruje ako súčin oxidov:  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ . Na výrobu skiel špeciálnych vlastností sa do zmesi pridávajú MgO, BaO (vyšší index lomu), ZnO, PbO (lepšie optické vlastnosti). **Chemické sklo** obsahuje  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Za účelom získania skla požadovanej farby sa do skloviny pridávajú kovy a oxidy kovov, napríklad sfarbenie modré – CoO, fialové –  $\text{MnO}_2$ , zelené – FeO, žltohnedé –  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , modrozelené – CuO, červené – Cu alebo Au.

Sklo vyrobené iba z čistého oxidu kremičitého sa nazýva **kremenné sklo**. Má odlišné vlastnosti oproti bežným sklám. Prepúšťa **ultrafialové žiarenie**, má veľmi vysokú teplotu tavenia, je tvrdé, opticky čisté. Používa sa v optike na výrobu **šošoviek** a **zrkadiel**, aj na výrobu laboratórnych téglíkov, misiek. **Mliečne sklo** sa získava prídanim fosforečnanu alebo fluoridu vápenateho. **Vodné sklo** je zmes sodných solí kremičitých kyselín.



Obr. 2.16 Výroba skla

### Keramický priemysel

Základnou surovinou keramického priemyslu je **kaolín**, ktorého podstatnou zložkou je hlinítkremičitan – ílový minerál  $\text{Al}_2(\text{OH})_4\text{Si}_2\text{O}_5$ . Vzniká zvetrávaním živcov. Z veľmi čistého kaolínu s prídavkom jemne rozomletého živca a kremeňa sa vyrába **porcelán**. Z menej kvalitných keramických surovín – ílov, sa vyrábajú hrnčiarske výrobky, tehly, sušená krytina.

## KLÚČOVÉ UČIVO

- Kremík je biogénny prvok so štruktúrou podobnou diamantu. Je polokov.
- Kremík má široké uplatnenie v elektronike, používa sa na výrobu súčiastok.
- Kremík sa vyskytuje vo forme zlúčenín, najvýznamnejšími sú oxid kremičitý, kremičitany a hlinítkremičitany.
- Oxid kremičitý je základnou surovinou na výrobu skla.
- Hlinítkremičitany obsiahnuté v kaolíne sú základnou surovinou keramického priemyslu. Hlinítkremičitan vápenatý je hlavnou zložkou cementu.



- Po kyslíku sú v zemskej kôre najrozšírenejšími prvkami:
  - Si a Fe,
  - Al a Fe,
  - Si a Al,
  - C a Si.
- Doplňte tvrdenie.  
Tavením kremenného piesku so zmesou alkalických uhličitanov a následným stuhnutím tejto amorfnej taveniny vzniká .....
- Vyberte správne tvrdenie.
  - Z kaolínu sa vyrába porcelán.
  - Tavením kremenného piesku sa vyrába cement.
  - Piesok obsahuje prevažne  $\text{SiO}_2$ .
  - Z hlinitokremičitých ilov sa vyrába keramika.
- Vyberte správne tvrdenie. Prvok kremík:
  - je polovodič, jeho elektrická vodivosť s teplotou rastie,
  - zaraďujeme medzi nekovy pretože nevedie elektrický prúd,
  - sa v čistom stave používa na výrobu elektronických súčiastok,
  - sa v čistom stave vo veľkom množstve nachádza na povrchu vesmírnych telies.
- Vyberte správne tvrdenie. Kaolín:
  - patrí k najbežnejším kremičitanovým horninám, je veľmi pevný,
  - je sfarbený do hnedočervena v závislosti od obsahu rumelky,
  - je prírodná zmes hlinitokremičitanov, ktorá je spolu s jemne mletým živcom a kremeňom základnou surovinou na výrobu porcelánu,
  - je minerál obsahujúci okrem hlinika aj cín.

## 2.4 Dusík

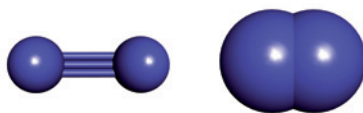
Dusík sa nachádza v 15. skupine a 2. perióde periodickej sústavy prvkov. Spolu s ním patria do tejto skupiny aj prvky fosfor, arzén, antimón a bizmut. Dusík a fosfor sú nekovy, arzén a antimón polkovy a bizmut kov. V tejto a nasledujúcej kapitole sa budeme venovať prvkom dusík a fosfor.

Tab. 2.5 Základné charakteristiky dusíka

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/ $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	Teplota topenia/ $^{\circ}\text{C}$	Teplota varu/ $^{\circ}\text{C}$	Hustota/ $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$	Oxidačné číslo
N	Dusík	7	$[\text{He}]2s^22p^3$	3,0	14,01	-210	-195,8	0,00125	od -III po V

### Fyzikálne a chemické vlastnosti dusíka

Dusík je tvorený dvojátomovými molekulami  $\text{N}_2$ . **Molekula dusíka je veľmi stabilná**, pretože atómy dusíka sú v nej viazané pevnou trojitou väzbou. **Maximálna väzbovosť dusíka je štyri** (napríklad v amónnom katione). Dusík je bezfarebný plyn bez zápachu. Je ľahší ako vzduch. Vo vode je menej rozpustný ako kyslík. Dusík sa priemyselne získava frakčnou destiláciou skvapalneného vzduchu. Prepravuje sa **v tlakových nádobách označených čiernou farbou**.



Obr. 2.17 Modely molekuly dusíka

Dusík vzniká ako produkt pri mnohých chemických reakciách, napríklad aj tepelným rozkladom dichrómanu amónneho ( $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), ktorý sa rozkladá už pri priložení horiacej špajdle. Ďalšími produktmi rozkladu sú oxid chromitý a vodná para.

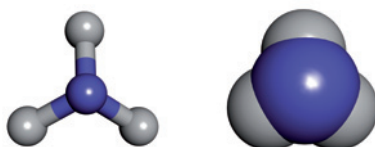


Obr. 2.18 Rozklad dichrómanu amónneho

Za bežných podmienok je dusík takmer nereaktívny. Zlučuje sa iba s niektorými prvkami s malou hodnotou elektronegativity (Li, Ca, Mg) za vzniku nitridov, binárnych zlúčenín, v ktorých má atóm dusíka oxidačné číslo  $-III$ . Jeho reaktivita narastá zvyšovaním teploty, molekuly dusíka sa štiepia na atómy. Vďaka veľkej hodnote elektronegativity (má tretiu najväčšiu hodnotu po fluóre a kyslíku) sa môže dusík podieľať na tvorbe vodíkových väzieb.

### Zlúčeniny dusíka

Najvýznamnejšou zlúčeninou dusíka je **amoniak**  $\text{NH}_3$ , jeho vodný roztok je nazývaný aj čpavok. Amoniak je bezfarebný plyn neprijemného štiplavého zápachu, leptá sliznice. Patrí medzi silné žieraviny, je toxický. Je ľahší ako vzduch, veľmi ľahko sa dá skvapalniť. Tak ako voda, aj amoniak je dobrým rozpúšťadlom mnohých látok. **Amoniak sa priemyselne vyrába Haberovou–Boschovou metódou – priamou syntézou plynného dusíka a vodíka.** Syntéza sa uskutočňuje pri vysokom tlaku a teplote a za prítomnosti katalyzátora (najčastejšie železa). Za objav tejto metódy bola v roku 1918 udelená nemeckému chemikovi F. HABEROVI Nobelova cena za chémiu. Táto metóda je označovaná ako medzník priemyslových výrobní, pretože umožnila masovú výrobu hnojív.

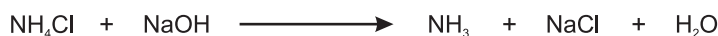


Obr. 2.19 Modely molekuly amoniaku

## POKUS

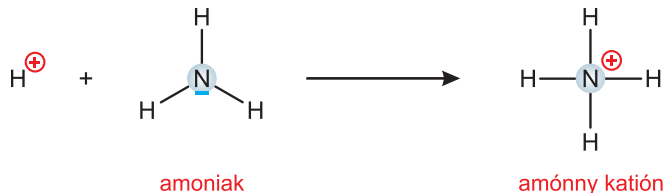
### Príprava amoniaku

Malé množstvo (asi na špičku lyžičky) chloridu amónneho rozotrieme v trecej miske spolu s tuhým hydroxidom sodným. Vzniká plynný amoniak, ktorý identifikujeme podľa jeho charakteristického zápachu. Pokus môžeme demonštrovať aj v skúmavke. K  $5 \text{ cm}^3$  roztoku hydroxidu sodného ( $w = 0,05$ ) pridáme pár kryštálikov chloridu amónneho a skúmavku zahrejeme.



Väzby v molekule amoniaku sú polárne. Atóm dusika má voľný elektrónový pár, jeho oxidačné číslo je -III. Polárne molekuly amoniaku majú schopnosť viazať sa navzájom vodíkovými väzbami. Ich polarita spôsobuje veľmi dobrú rozpustnosť amoniaku vo vode. V 1 dm<sup>3</sup> vody sa pri normálnych podmienkach rozpustí až 1 176 dm<sup>3</sup> plynného amoniaku. Varom sa z vody amoniak úplne odparí.

**Amoniak má zásaditý charakter**, vďaka voľnému elektrónovému páru na atóme dusika má schopnosť viazať protón za vzniku **amónneho katiónu NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**:



## POKUS

### Rozpustnosť amoniaku vo vode

Do varnej banky nalejeme asi 2 cm<sup>3</sup> koncentrovaného roztoku amoniaku a uzavrieme ju zátkou so sklenenou rúrkou so zúženým koncom vo vnútri banky. Roztok amoniaku v banke krúživým pohybom zahrievame do varu, až kým sa celá banka nenasýti plynným amoniakom. Potom banku prevrátíme hore dnom a voľný koniec sklenej rúrky vložíme do kadičky alebo vaničky s vodou, do ktorej bolo pridaných pár kvapiek indikátora fenolftalein. Pozorujeme, že sklenenou rúrkou sa voda nasaje a strieka do atmosféry plynného amoniaku. Natiahnutá voda v banke sa farbí do fialova. Vysvetlite podstatu priebehu tohto pokusu, ktorý je známy aj pod názvom amoniaková fontána.



Obr. 2.20 Amoniaková fontána

Vodný roztok amoniaku obsahuje okrem molekúl NH<sub>3</sub> aj ióny a NH<sub>4</sub><sup>+</sup> a OH<sup>-</sup>. Je slabou zásadou.<sup>2</sup> Vodný roztok amoniaku možno neutralizovať kyselinami za vzniku amónnych solí. Okrem spomínaných protolytických reakcií sa môže vo vodných roztokoch amoniak zúčastňovať aj na komplexotvorných reakciách ako donor elektrónových párov. **Amónne soli** sa najčastejšie pripravujú zavádzaním plynného amoniaku do vodného roztoku príslušnej kyseliny alebo vzájomnou reakciou ich vodných roztokov. Väčšina amónnych solí je dobre rozpustná vo vode a pri zvýšenej teplote sa rozkladá na plynný amoniak a kyselinu.



Pokiaľ má anión kyseliny oxidačné vlastnosti, vznikajúci amoniak sa oxiduje až na dusík alebo jeho oxid. Napríklad laboratórne sa môže dusík pripraviť termickým rozkladom dusitanu amónneho. Väzby v molekulách amónnych solí sú iónové, amónne soli sú tuhé kryštalické látky.

Dusík vytvára s kyslíkom oxidy, v ktorých majú atómy dusika oxidačné číslo I až V. K najvýznamnejším patria oxid dusný, oxid dusnatý a oxid dusičitý.

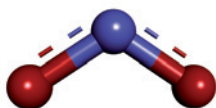
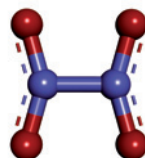
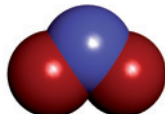
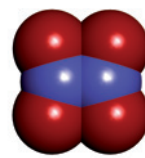
**Oxid dusný N<sub>2</sub>O** je bezfarebný plyn príjemnej vône. Nie je toxický, vďaka svojim narkotickým účinkom sa v lekárske používa ako inhalačná anestéza – anestetikum. Jeho inhalácia pôsobí na človeka omamujúco, preto sa nazýva aj rajský plyn.

**Oxid dusnatý NO** je bezfarebný plyn, na vzduchu veľmi rýchlo podlieha oxidácii na oxid dusičitý. Vzniká ako medziprodukt pri výrobe kyseliny dusičnej.

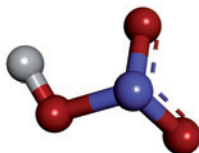
**Oxid dusičitý NO<sub>2</sub>** je pri bežných laboratórnych podmienkach plyn červenohnedej farby. Obsahuje aj malé množstvo molekúl jeho diméru N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, ktoré ľahko vytvára vďaka prítomnosti nespáreného elektrónu v jeho molekule. Množstvo molekúl diméru rastie so znižovaním teploty zmesi.

<sup>2</sup> V literatúre sa často uvádza zlúčenina hydroxid amónny NH<sub>4</sub>OH, ktorá ale neexistuje ani voľná a ani vo vodnom roztoku.

Je veľmi toxický. Jeho obsah v ovzduší je neustále monitorovaný. Patrí medzi kontaminanty životného prostredia. Spolu s oxidom dusnatým sa označujú ako  $\text{NO}_x$ . Reakciou s vodou disproportionuje na kyselinu dusitú a dusičnú.

Obr. 2.21 Modely molekuly  $\text{NO}_2$ Obr. 2.22 Modely molekuly  $\text{N}_2\text{O}_4$ 

Medzi ďalšie významné zlúčeniny dusika patrí **kyselina dusičná  $\text{HNO}_3$**  a jej soli **dusičnany obsahujúce anión  $\text{NO}_3^-$** . Kyselina dusičná je bezfarebná kvapalina, ktorá sa dlhším stáťím v zásobnej fľaši sfarbuje do hnedá od prítomného oxidu dusičitého.



Obr. 2.23 Modely molekuly kyseliny dusičnej

Kyselina dusičná je **silná kyselina so silnými oxidačnými účinkami**. Ich miera závisí od koncentrácie kyseliny, od druhu oxidovanej látky a od teploty pri reakcii. Jej zriedený roztok reaguje s meďou za vzniku oxidu dusnatého, reakciou koncentrovanej kyseliny dusičnej s meďou vzniká oxid dusičitý.



Hodnota disociačnej konštanty kyseliny dusičnej  $K_a$  je väčšia ako 10, čo znamená, že táto kyselina je v roztoku takmer úplne disociovaná, okrem extrémne kyslých roztokov:



Kyselina dusičná voči kyseline sírovej vystupuje ako báza:



Všetky kovy okrem zlata a niektorých platinových kovov kyselina dusičná oxiduje. Zlato a niektoré platinové kovy sa rozpúšťajú len v zmesi koncentrovaných kyselín  $\text{HCl}$  a  $\text{HNO}_3$  zmiešaných v pomere 3 : 1. Táto zmes sa nazýva **lúčavka kráľovská**.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Kyselina dusičná sa vyrába katalytickou oxidáciou amoniaku. Vzniká oxid dusnatý, ktorý sa vzdušným kyslíkom oxiduje na oxid dusičitý. Ten následne reaguje s vodou za vzniku kyseliny dusičnej.



Kyselina dusičná nereaguje so všetkými kovmi, ako napríklad železo, chróm či hliník. Kovy sa v tejto kyseline **pasivujú**. Kovy sa chránia pred reakciou s kyselinou tým, že na svojom povrchu vytvoria súvislú ochrannú vrstvičku prevažne svojich oxidov. Pri niektorých kovoch môže táto ochranná vrstvička obsahovať aj hydroxidy, prípadne soli príslušnej kyseliny. Tento jav sa nazýva **pasivácia kovov**.



## Výskyt a význam dusíka a jeho zlúčenín

**Voľný dusík tvorí 78 % objemu čistého vzduchu v atmosfére.** Nachádza sa aj v sopečných plynoch a v niektorých plynch vyvierajúcich z prameňov minerálnych vôd. Viazaný v zlúčeninách sa dusík v prírode vyskytuje v amoniaku, dusičnancoch, dusitanoch, bielkovinách a iných organických zlúčeninách. Najrozšírenejším **minerálom dusíka** je **dusičnan sodný** nazývaný **čilsky liadok**.

**Dusík je jedným z najvýznamnejších biogénnych prvkov.** Patrí medzi makroprvky. Je nenahradiateľným prvkom v aminokyselinách a nukleových kyselinách. Je súčasťou odpadových produktov katabolizmu dusíkatých látok.

Voľný **dusík** sa používa ako inertná atmosféra. Zmesou dusíka a argónu sa plnia žiarovky. Je základnou surovinou na výrobu veľkého počtu jeho zlúčenín, syntetického amoniaku, oxidu dusnatého, kyseliny dusičnej, dusíkatých hnojív. Skvapalnený **amoniak** sa využíva ako chladiace médium pri získavaní nízkych teplôt, pri výrobe mnohých polymérov, napríklad nylónu alebo polyamidov. Amoniak je redukčným činidlom.

Veľký význam majú **amónne soli**. **Chlorid amónny** známy aj pod názvom salmiak, sa používa ako náplň do suchých článkov, je súčasťou niektorých liečiv. **Síran amónny**, **dusičnan amónny** (amónny liadok) a **dusičnan draselný** sú podobne ako skvapalnený amoniak významnými priemyselnými hnojivami (viac časť 2.5). **Uhličitan amónny** sa používa v pekárňach na kyprenie cesta, podobne ako  $\text{NaHCO}_3$ .

**Oxidy dusíka** sú zložkou priemyselných imisií a emisií, výfukových plynov automobilov a nadzvukových lietadiel. Spolu s oxidmi síry sa oxidy dusíka  $\text{NO}_x$  podieľajú na vzniku kyslých dažďov (časť 2.7). Oxid dusný sa používa aj ako hnací plyn v šľahačkových sprejoch.

Medzi najvýznamnejšie anorganické kyseliny patrí **kyselina dusičná**. Najčastejšie sa dodáva ako vodný roztok  $w = 0,63$ . Využíva sa predovšetkým pri výrobe výbušnín a farbív. Spolu s kyselinou sírovou tvorí tzv. nitračnú zmes používanú na nitráciu organických zlúčenín.

### KLÚČOVÉ UČIVO

- Dusík je bezfarebný plyn, ľahší ako vzduch. Tvorí 78 % objemu čistého vzduchu v atmosfére.
- Je jedným z najvýznamnejších biogénnych prvkov, je nenahradiateľnou súčasťou významných prírodných látok.
- Dusík sa vyskytuje ako dvojatómová molekula, v ktorej sú atómy dusíka viazané pevnou trojitou väzbou. Dusík je málo reaktívny.
- Najvýznamnejšími zlúčeninami dusíka sú amoniak, oxidy dusíka, kyselina dusičná a dusičnany.
- Amoniak je plynná látka nepríjemného zápachu, je silnou žieravinou, má zásaditý charakter.

### OTÁZKY A ÚLOHY

1. Napíšte vzorce chemických zlúčenín:
  - a) chlorid amónny,
  - b) síran amónny,
  - c) dusičnan amónny,
  - d) uhličitan amónny.
2. Vyberte správne tvrdenie.
  - a) Molekuly dusíka sa za normálnych podmienok nachádzajú v plynnom skupenstve.
  - b) V atmosfére sa dusík nachádza vo forme molekúl  $\text{N}_3$ .
  - c) Dusík patrí k biogénnym prvkom, v živých organizmoch sa nachádza napríklad v bielkovinách.
  - d) Dusík sa v prírode nachádza aj viazaný v dusičnancoch.

3. Zdôvodnite, prečo reakciou zriedenej kyseliny dusičnej s meďou nevzniká vodík.
4. Doplňte tvrdenie.  
Molekula dusíka  $N_2$  je mimoriadne stabilná, pretože obsahuje ..... väzbu.
5. Vyberte správne tvrdenie. Zásaditý charakter amoniaku možno vysvetliť:  
a) trojväzbovosťou dusíka,  
b) schopnosťou viazať protón za vzniku amónneho kationu  $NH_4^+$ ,  
c) kovalentnými väzbami N–H,  
d) prítomnosťou nasýtených väzieb v molekule.
6. Vyberte správne tvrdenie.  
a) Amoniak je za štandardných podmienok v kvapalnom skupenstve.  
b) Vodný roztok amoniaku je kyslý.  
c) Plynný amoniak je veľmi toxický.  
d) Amoniak má charakteristický štiplavý zápach.
7. Vyberte tie z podmienok, ktoré posúvajú rovnováhu exotermickej reakcie  
 $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  smerom k produktom:  
a) zväčšenie tlaku,  
b) zmenšenie tlaku,  
c) zväčšenie teploty,  
d) zmenšenie teploty.
8. Napíšte chemickú rovnicu reakcie koncentrovanej kyseliny dusičnej s meďou.
9. Doplňte tvrdenie:  
Dusík sa priemyselne vyrába ..... skvapalneného vzduchu.
10. Napíšte rovnicu tepelného rozkladu dichrómanu amónneho, ktorej produktmi sú okrem dusíka aj oxid chromitý a voda.
11. Vypočítajte stechiometrické koeficienty a reakčnú schému upravte na chemickú rovnicu.  
 $CuS + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$
12. Napíšte čo najviac a) spoločných a b) rozdielnych znakov, ktoré majú reakcie.  
 $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad \Delta H < 0$   
 $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g) \quad \Delta H < 0$

## 2.5 Fosfor

Fosfor sa nachádza v 15. skupine a 3. perióde periodickej sústavy prvkov. Podstatný rozdiel medzi dusíkom a fosforom je ten, že fosfor môže zapojiť do tvorby väzieb aj orbitály  $3d$ . Môže sa preto viazať viac ako štyrmi kovalentnými väzbami, piatimi aj šiestimi.

Tab. 2.6 Základné charakteristiky fosforu

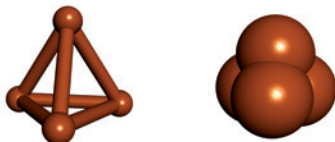
Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/ $g \cdot mol^{-1}$	Teplota topenia/ $^{\circ}C$	Hustota/ $g \cdot cm^{-3}$	Oxidačné číslo
P	Fosfor	15	$[He]3s^23p^3$	2,2	30,974	44,1 (b) 585–600 (č)	1,828 (b) 2,0–2,4 (č) 2,69 (čie)	od –III po V

b – biely fosfor, č – červený fosfor, čie – čierny fosfor

## Fyzikálne a chemické vlastnosti fosforu

Fosfor sa vyskytuje v troch hlavných alotropických modifikáciách ako biely, červený a čierny. Vzájomne sa líšia svojimi fyzikálnymi a chemickými vlastnosťami.

**Biely fosfor** je biela látka charakteristickej vône. Je mäkký, dá sa krájať nožom. Vo vode je nerozpustný. **Je mimoriadne toxický** (smrtiaca dávka pre človeka je 0,15 g). Je zložený z molekúl  $P_4$  v tvare pravidelného tetraédra. **Zo všetkých modifikácií je najreaktívnejší**. Na vzduchu sa samovoľne zapalačuje, a preto sa uchováva pod vodou.



Obr. 2.24 Modely molekuly bieleho fosforu  $P_4$

**Červený fosfor** vzniká zahrievaním bieleho fosforu v inertnej atmosfére. Je pomerne stály, **málo reaktívny**. Jeho molekuly majú reťazovú štruktúru. **Nie je toxický**. Je hygroskopický, pohlcuje vzdušnú vlhkosť.

**Čierny fosfor** je kryštalická tmavosivá látka s kovovým leskom a s polymérnou štruktúrou. V porovnaní s bielym a červeným fosforom je veľmi dobrým vodičom elektrického prúdu a tepla.

Fosfor tvorí veľké množstvo významných zlúčenín. Už pri laboratórnej teplote reaguje s kyslíkom a halogénmi, ďalšie reakcie prebiehajú až pri zvýšenej teplote. Významnými zlúčeninami fosforu sú hlavne oxid fosforečný, kyselina trihydrogenfosforečná a jej soli.

## Zlúčeniny fosforu

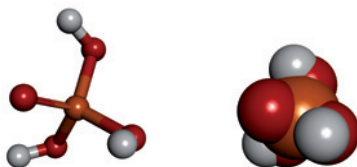
**Oxid fosforečný**  $P_4O_{10}$  sa vyskytuje ako dimér molekuly  $P_2O_5$ . Je to biela látka, svojim vzhľadom podobná snehu. Je veľmi hygroskopická. Vzniká spaľovaním fosforu v nadbytku suchého vzduchu.



Oxid fosforečný veľmi ochotne reaguje s vodou, vzniká kyselina trihydrogenfosforečná. Afinita oxidu fosforečného k vode je tak veľká, že oxid je schopný odobrať vodu aj kyseline sírovej alebo dusičnej (vznikajú ich anhydridy).



**Kyselina trihydrogenfosforečná**  $H_3PO_4$  je tuhá bezfarebná kryštalická látka s vrstevnatou štruktúrou. Je najstálejšou stredne silnou kyselinou fosforu. V porovnaní s kyselinou dusičnou nemá pri bežnej teplote oxidačné účinky. Väčšina kovov sa v nej nerozpúšťa, na ich povrchu sa tvorí ochranná vrstvička nerozpustných fosforečnanov.



Obr. 2.25 Modely molekuly kyseliny trihydrogenfosforečnej

Keďže kyselina trihydrogenfosforečná je trojsýtnou kyselinou, vytvára tri druhy soli. Všetky **dihydrogenfosforečnany** obsahujú anión  $H_2PO_4^-$  a sú rozpustné vo vode. Z **hydrogenfosforečnanov** obsahujúcich anión  $HPO_4^{2-}$  a **fosforečnanov** obsahujúcich anión  $PO_4^{3-}$  sú rozpustné iba soli alkalických kovov. Obidva tieto ióny podliehajú vo vodnom roztoku hydrolyze.

## Výskyt a význam fosforu a jeho zlúčenín

Fosfor sa v prírode vyskytuje iba v zlúčeninách, predovšetkým v podobe solí kyseliny trihydrogenfosforečnej. Najvýznamnejšími sú minerály **fosforit**  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  a **apatit**  $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$ . Obe dva minerály sú základnou surovinou na výrobu elementárneho fosforu.



Obr. 2.26 Apatit (foto: S. Jeleň)

**Fosfor, podobne ako dusík, je významným biogénnym makroprvkom.** Je nevyhnutný pre rastlinné a živočíšne organizmy. Viazaný v organických molekulách v podobe fosforečnanových iónov je súčasťou nukleotidov, napr. adenozintrifosfátu ATP. Niektoré organické zlúčeniny obsahujúce fosfor sú súčasťou šedej kôry mozgu, nervov a bunkových jadier.

**Červený fosfor** sa používa na výrobu zápalek (v zmesi so skleneným prachom a oxidom manganičitým alebo oxidom železitým sa nanáša na škrútko – plochu zápalkovej škatuľky, kde sa škrúta zápalka). Vďaka schopnosti samovznietenia sa **biely fosfor** využíva ako iniciátor v bojovej látke Napalm (želatinizovaný benzín). **Oxid fosforečný** slúži ako vysušovadlo a je východiskovou látkou výroby ďalších zlúčenín fosforu. **Kyselina trihydrogenfosforečná** sa využíva na výrobu priemyselných hnojív a na antikoroziu povrchovú úpravu kovov (tzv. fosfátovanie). Dodávaná je ako jej vodný roztok  $w = 0,85$ . **Fosforečnany** majú význam v potravinárstve ako **zmäkčovadlá**. Tvoria významnú **súčasť čističov a pracích prostriedkov**. **Fosforečnan trivápenatý** je stavebným materiálom kostí a zubov živočíchov. Vápenaté soli kyseliny trihydrogenfosforečnej sú významnými **bioaktívnymi materiálmi** vhodnými pre implantáciu do živých organizmov.



Obr. 2.27 Hnojivá

Mnohé zlúčeniny fosforu sú využívané ako poľnohospodárske **hnojivá a pesticídy**. Priemyselne fosforečné hnojivá sa pripravujú predovšetkým rozkladom prírodných fosforečnanov. Najpoužívanejším fosforečným hnojivom je zmes obsahujúca okrem dihydrogenfosforečnanu vápenatého hydratovaný síran vápenatý. Toto hnojivo sa dodáva pod názvom **superfosfát**.



Hnojivá môžeme klasifikovať podľa rôznych kritérií, napríklad podľa pôvodu, podľa zloženia, skúpenstva či podľa spôsobu aplikácie. Schéma na obr. 2.28 uvádza prehľad rozdelenia hnojív podľa pôvodu a zahŕňa v sebe aj zloženie jednotlivých hnojív.

## HNOJIVÁ

Prírodné maštalný hnoj, močovka, kompost

Priemyselné	jednozložkové	<b>dusikaté</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• močovina <math>(\text{NH}_2)_2\text{CO}</math></li><li>• kvapalný amoniak <math>\text{NH}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}</math></li><li>• síran amónny <math>(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4</math></li><li>• liadky - čílsky <math>\text{NaNO}_3</math><ul style="list-style-type: none"><li>- amónny <math>\text{NH}_4\text{NO}_3</math></li><li>- draselný <math>\text{KNO}_3</math></li><li>- vápenatý <math>\text{Ca}(\text{NO}_3)_2</math></li></ul></li></ul>
		<b>fosforečné</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• superfosfát - <math>\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}</math></li><li>• dihydrogenfosforečnan draselný <math>\text{KH}_2\text{PO}_4</math></li><li>• hydrogenfosforečnan amónny <math>(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4</math></li></ul>
		<b>draselné</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• sylvín <math>\text{KCl}</math></li><li>• karnalit <math>\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}</math></li><li>• síran draselný <math>\text{K}_2\text{SO}_4</math></li></ul>
		<b>vápenaté</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• vápenec <math>\text{CaCO}_3</math></li><li>• dusikaté vápno <math>\text{CaCN}_2</math></li><li>• síran draselný <math>\text{K}_2\text{SO}_4</math></li><li>• Thomasova múčka</li></ul>
		<b>horečnaté</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Kieserit</li></ul>
	viaczložkové	NPK Cererit	

Obr. 2.28 Rozdelenie hnojív podľa pôvodu

### KLÚČOVÉ UČIVO

- Fosfor sa vyskytuje v troch modifikáciach, biely, červený a čierny. Veľmi toxický a najreaktívnejší je biely fosfor.
- Fosfor je súčasťou mnohých minerálov, predovšetkým fosforitu a apatitu, z ktorých sa získava aj vyrába.
- Hospodársky význam má kyselina trihydrogenfosforečná, ktorá je východiskovou látkou na výrobu hnojív.
- Najznámejším fosforečným hnojivom je superfosfát.
- Fosfor je jedným z najvýznamnejších biogénnych prvkov. Je súčasťou významných zlúčenín v ľudskom organizme, ktoré plnia mnohé dôležité funkcie.

### OTÁZKY A ÚLOHY

1. Doplňte tvrdenie.  
Všetky alotropické modifikácie fosforu sa za štandardných podmienok vyskytujú v ..... skupenstve.
2. Vyberte správne tvrdenie.
  - a) Fosfor nepatrí k biogénnym prvkom.
  - b) Fosfor sa v prírode vyskytuje aj neviazaný vo forme molekúl  $\text{P}_4$ .
  - c) Najčastejšie využívaným prírodným zdrojom fosforu sú fosforečnany.
  - d) Najreaktívnejšou alotropickou modifikáciou fosforu je biely fosfor.

3. Fosfor sa priemyselne vyrába nasledovným spôsobom:  

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \longrightarrow \text{CO} + \text{P}_4 + \text{CaSiO}_3$$
 Vypočítajte stechiometrické koeficienty a reakčnú schému upravte na chemickú rovnicu.
4. Vyberte správne tvrdenie. Kyselina trihydrogenfosforečná je:  
 a) kryštalická látka, ktorej vodný roztok je stredne silnou kyselinou,  
 b) silná kyselina,  
 c) dvojsýtna kyselina,  
 d) bezkyslíkatá kyselina.
5. Nájdite vo vašej domácnosti čistiace a pracie prostriedky obsahujúce kyselinu trihydrogenfosforečnú a jej soli. Zistené údaje odpíšte a diskutujte o nich.

## 2.6 Kyslík

Kyslík sa nachádza v 16. skupine a 2. perióde periodickej sústavy prvkov. Spolu s ním patria do tejto skupiny aj prvky síra, selén, telúr a polónium. Kyslík, síra a selén sú nekovy, telúr je polokov a polónium je kov. Prvky tejto skupiny sa nazývajú **chalkogény**, čo znamená rudotvorné (z gréckeho *chalkos* = ruda). Všetky prvky okrem kyslíka sú tuhé látky. V tejto a nasledujúcej kapitole sa budeme venovať prvkom kyslík a síra.

Tab. 2.7 Základné charakteristiky kyslíka

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/ g · mol <sup>-1</sup>	Teplota topenia/ °C	Teplota varu/°C	Hustota/ g · cm <sup>-3</sup>	Oxidačné číslo
O	Kyslík	8	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	3,5	15,999	-218,8 (O <sub>2</sub> ) -193 (O <sub>3</sub> )	-183 (O <sub>2</sub> ) -112 (O <sub>3</sub> )	0,00143 (O <sub>2</sub> ) 0,00214 (O <sub>3</sub> )	-II, -I, II

\* tučným písmom je zvýraznené najstabilnejšie oxidačné číslo

### Fyzikálne a chemické vlastnosti kyslíka

Voľný kyslík sa vyskytuje ako **dikyslík O<sub>2</sub>** a trikyslík nazývaný **ozón O<sub>3</sub>**. **Kyslík O<sub>2</sub>** je bezfarebný plyn, rozpustný vo vode, čo má veľký význam pre život vodných organizmov, pretože im umožňuje dýchanie. Čím je teplota vody vyššia, tým menej kyslíka sa v nej rozpustí. Je ťažší ako vzduch (hustota vzduchu je 1,2 g · cm<sup>-3</sup>). **Ozón O<sub>3</sub>** je bezfarebný plyn, vo vyšších koncentráciách s modrastým nádychom, charakteristického zápachu. Kvapalný ozón je modrý, tuhý ozón čiernomodrý. Pri vyšších koncentráciách je toxický. Jeho zvýšená prítomnosť v ovzduší môže spôsobiť zápal očných spojiviek alebo podráždenie dýchacích orgánov. Je rozpustný vo vode.

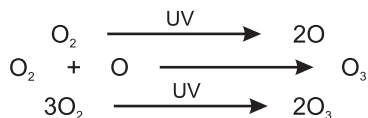
Kyslík sa priemyselne získava frakčnou destiláciou skvapalneného vzduchu spolu s dusíkom a vzácnymi plynmi. Prepravuje sa **v tlakových nádobách označených bielou a svetlomodrou farbou**. Laboratórne môžeme kyslík pripraviť:

- rozkladom oxidov, napríklad:  

$$2\text{Ag}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Ag} + \text{O}_2$$
- peroxidov a solí niektorých kyslíkatých kyselín, napríklad:  

$$2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$$
- elektrolýzou vody a inými reakciami často za pôsobenia vysokej teploty alebo katalyzátora.

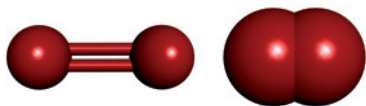
Ozón sa tvorí z kyslíka O<sub>2</sub> počas elektrických výbojov (reakcia molekulového kyslíka s reaktívnejším atómovým kyslíkom) alebo pôsobením UV žiarenia. Na prípravu ozónu slúžia ozonizátory.



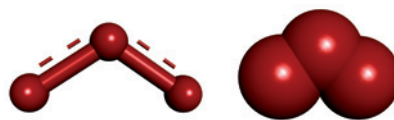
Atómy kyslíka sú nestále, veľmi ochotne sa zlučujú s ďalšími atómami kyslíka alebo s atómami iných prvkov, čím získavajú stabilnejšiu elektrónovú konfiguráciu najbližšieho vzácneho plynu – neónu. Atóm kyslíka ju môže získať:

- prijatím dvoch elektrónov za vzniku aniónu  $O^{2-}$ ,
- vytvorením jednoduchej väzby a prijatím jedného elektrónu, napríklad  $OH^-$  v  $NaOH$ ,
- vytvorením dvoch jednoduchých väzieb alebo jednej dvojitej kovalentnej väzby (napríklad  $O_2$ ,  $H_2O$ ).

**Kyslík**  $O_2$  je tvorený molekulami, v ktorých sú atómy kyslíka viazané nepolárnou kovalentnou dvojitou väzbou. Po fluóre je kyslík druhým najelektronegatívnejším prvkom. Je veľmi reaktívny. Ako **silné oxidačné činidlo** reaguje priamo s takmer všetkými prvkami (okrem halogénov, vzácnych plynov a niektorých ušľachtilých kovov). Mnohé reakcie s kyslíkom majú charakter **horenia**. **Je to prudká exotermická reakcia**. Podmienkou horenia látok je prítomnosť kyslíka (viac pokus). Teplota, pri ktorej začínajú látky s kyslíkom exotermicky reagovať, sa nazýva **zápalná teplota**. **Vznikajú tak oxidy príslušných prvkov**.



Obr. 2.29 Modely molekuly kyslíka  $O_2$



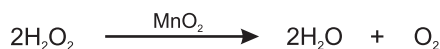
Obr. 2.30 Modely molekuly ozónu  $O_3$

## POKUS

### Príprava a dôkaz kyslíka

Na dno Erlenmayerovej (kuželovej) banky nasypeme pol lyžičky oxidu manganičitého (burelu). K oxidu v banke prilejeme zriedený roztok peroxidu vodíka (1 : 1). Do atmosféry vznikajúceho plynu vložíme tlejúcu špajdľu. Pozorujeme.

Tlejúca špajdľa sa vznieti, začne horieť, čo je dôkazom, že vznikajúcim plynom je kyslík, ktorý podporuje horenie.



Kyslík môžeme pripraviť aj tepelným rozkladom manganistanu draselného. Do ohnutej sklenej rúrky nasypeme pol lyžičky manganistanu draselného. Rúrku v mieste ohybu zahrievame. Tlejúcu špajdľu priložíme k ústiu ohnutej rúrky, odkiaľ uniká vznikajúci kyslík.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



**Ozón**  $O_3$  je mimoriadne reaktívny. Ľahko sa rozkladá za vzniku atómového kyslíka, a preto **má silné oxidačné vlastnosti**. V zmesi so vzduchom s obsahom 70 % objem. tvorí výbušnú zmes. Reaguje takmer so všetkými kovmi (okrem platinových kovov) za vzniku oxidov. Reakciu ozónu s alkalickými hydroxidmi vznikajú nestabilné zlúčeniny nazývané **ozonidy** všeobecného vzorca  $MO_3$ , s ozonidovým aniónom  $O_3^-$ .

### Zlúčeniny kyslíka

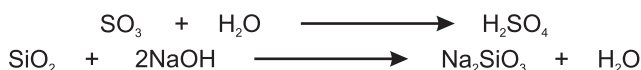
Priamym zlučovaním kyslíka s inými prvkami vznikajú oxidy, prípadne peroxidy, menej hyperoxidy.

**Oxidy** sú dvojprvkové zlúčeniny kyslíka a prvku s menšou hodnotou elektronegativity. Atóm kyslíka má v oxidoch oxidačné číslo  $-II$ . Oxidy možno rozdeliť podľa rôznych kritérií.

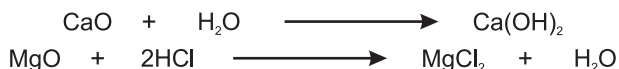
Rozdelenie oxidov podľa ich chemickej reakcie s vodou, kyselinami a hydroxidmi:

**a) Kyselinotvorné oxidy** – oxidy kovov a nekovov s oxidačným číslom III až VII, ich reakciou s vodou vznikajú kyslíkaté kyseliny. Vo vode nerozpustné oxidy sa rozpúšťajú v roztokoch hydroxidov za vzniku príslušných solí.

Napríklad:  $CO_2$ ,  $NO_2$ ,  $SO_3$ ,  $CrO_3$ .



- b) **Zásadotvorné oxidy** – oxidy prvkov s oxidačným číslom I až IV. Ich reakciou s vodou vznikajú hydroxidy. Vo vode nerozpustné oxidy reagujú s kyselinami za vzniku príslušných solí. Napríklad: CaO, Na<sub>2</sub>O, BaO, MgO.



- c) **Amfotérne oxidy** – oxidy kovov s nižším oxidačným číslom. Tieto oxidy reagujú s kyselinami aj so zásadami za vzniku príslušných solí. Soli, ktoré vzniknú reakciou amfotérneho oxidu so zásadou, majú kov z oxidu viazaný v jej anióne. Napríklad: ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.



- d) **Neutrálne oxidy** – oxidy, ktoré s vodou, s kyselinami ani so zásadami nereagujú. Napríklad: CO, NO.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



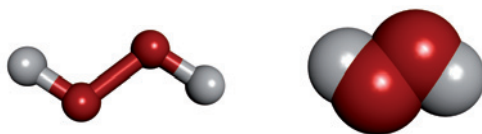
Rozdelenie oxidov podľa druhu väzby a štruktúry:

- a) **Iónové oxidy** – obsahujú anióny O<sup>2-</sup> a kationy kovov viazané iónovou väzbou. Sú to predovšetkým oxidy alkalických kovov a kovov alkalických zemin, lantanoidov, aktinoidov a niektorých d-prvkov s nižšími oxidačnými číslami. Iónové oxidy, ktoré reagujú s vodou, sú zásadotvorné a z tých, ktoré s vodou nereagujú, vzniká soľ príslušnej kyseliny a voda. Príklad: CaO, Na<sub>2</sub>O.
- b) **Polymérne oxidy** – atómy kyslíka sú s atómami kovov viazané prevažne kovalentnými väzbami. Tieto oxidy vytvárajú reťazovité rovinné, prípadne trojrozmerné zoskupenia. Tvoria predovšetkým kovy so strednou až väčšou hodnotou elektronegativity, niektoré polokovy a nekovy. Väčšina z nich s vodou nereaguje, ak reaguje, tak ide o oxid kyselinotvorný alebo amfotérny. Príklad: CrO<sub>3</sub>, ZnO.
- c) **Molekulové oxidy** – sú oxidy tvorené presne definovanými molekulami, v ktorých sú atómy kyslíka a príslušného prvku viazané kovalentnou väzbou. Vytvárajú ich predovšetkým nekovy s veľkou hodnotou elektronegativity (N, C, P, S, H, Cl, Br, I) ale aj arzén, antimón a niektoré kovy s vysokým oxidačným číslom (Mn<sup>VI</sup>). Väčšina týchto oxidov patrí do skupiny kyselinotvorných alebo neutrálnych oxidov. Príklad: SO<sub>3</sub>, CO.
- d) **Podvojný oxidy** – obsahujú vo svojich molekulách atómy dvoch kovov, tvoria trojrozmerné štruktúry. Príklad: KNbO<sub>3</sub>.

**Peroxidy** sú dvojprvkové zlúčeniny, ktoré obsahujú dva atómy kyslíka navzájom spojené kovalentnou väzbou –O–O–. Oxidačné číslo atómov kyslíka je –I. Najznámejším peroxidom je **peroxid vodíka H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**, ktorý patrí spolu s vodou medzi najvýznamnejšie zlúčeniny vodíka a kyslíka (viac časť 1.2). Peroxid vodíka je olejovitá bezfarebná kvapalina. Vo vode je peroxid veľmi dobre rozpustný. Je **slabou kyselinou**. Peroxid vodíka je nestály, katalytickým účinkom niektorých látok (napríklad oxid manganičitý, platina, krv) sa rozkladá. Naopak, niektoré látky – inhibitory jeho rozklad spomaľujú (kyselina sírová, močovina).



Peroxid vodíka má veľmi **silné oxidačné účinky**. Pri reakciách s niektorými silnými oxidačnými činidlami však môže peroxid vodíka pôsobiť ako **redukčné činidlo**.



Obr. 2.31 Modely molekuly peroxidu vodíka H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>



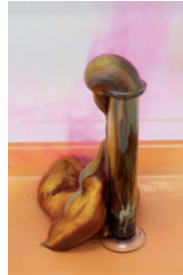
## POKUS

### Oxidačné a redukčné účinky peroxidu vodíka

Do skúmavky nalejeme zriedený roztok jodidu draselného ( $w = 0,1$ ) a okyslíme ho pár kvapkami zriedenej kyseliny sírovej (1 : 1). Potom do skúmavky po kvapkách pridávame roztok peroxidu vodíka ( $w = 0,1$ ). Pozorujeme zmeny. Chemickou reakciou vzniká jód, čo sa prejaví vznikom hnedého sfarbenia.



Pokus môžeme demonštrovať aj s cieľom získania efektu. K roztoku peroxidu vodíka (1 : 1) v plynovom valci pridáme pár kvapiek zriedenej kyseliny sírovej a 10 cm<sup>3</sup> koncentrovaného saponátu. Potom k zmesi pridáme 20 cm<sup>3</sup> nasýteného roztoku jodidu draselného. Pozorujeme vznik peny, ktorá je sfarbená od vznikajúceho jódu do hnedá. Z kopiacej sa peny môžeme pozorovať aj unikajúce fialové pary vzniknutého jódu, ktorý sublimuje. Tento pokus sa podľa vzhľadu vznikajúceho produktu nazýva „Slonia zubná pasta“. **Pracujeme v digestóriu!**



Obr. 2.32 Reakcia jodidu draselného s peroxidom vodíka

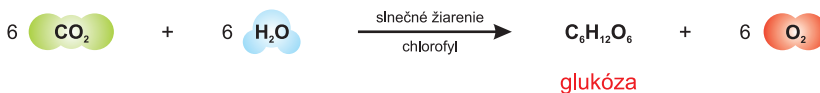
Do skúmavky nalejeme zriedený roztok manganistanu draselného ( $c = 0,02 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ ) a okyslíme niekoľkými kvapkami zriedenej kyseliny sírovej (1 : 1). Potom do skúmavky po kvapkách pridávame roztok peroxidu vodíka ( $w = 0,1$ ). Pozorujeme. Chemickou reakciou dochádza k odfarbovaniu roztoku manganistanu draselného.



1. Určte, ktorá z chemických reakcií dokazuje oxidačné a ktorá redukčné účinky peroxidu vodíka.
2. Zapište čiastkové reakcie obidvoch oxidačno-redukčných reakcií.

### Výskyt a význam kyslíka a jeho zlúčenín

**Kyslík je najrozšírenejší prvok na Zemi. Volný kyslík tvorí 21 % objemu čistého vzduchu v atmosfére.** Viazaný sa vyskytuje v hydrosfére (89 %) a litosfére (takmer 50 %). Zdrojom kyslíka je **fotosyntéza** prebiehajúca v prírode:

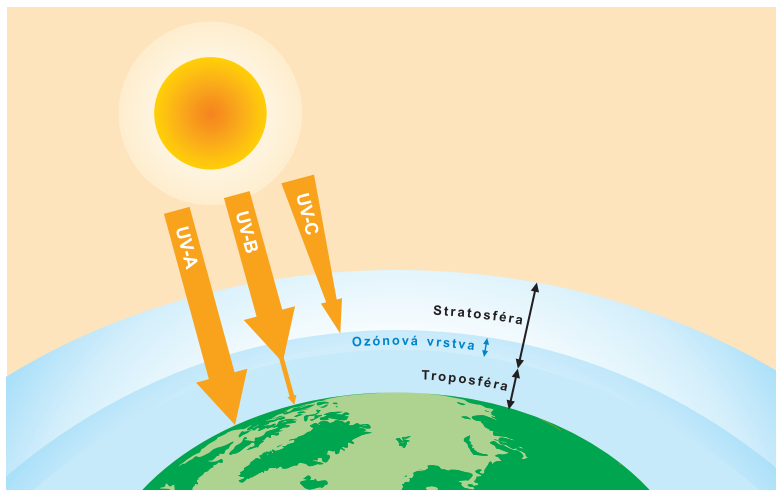


**Kyslík je významným biogénnym prvkom (makroprvok)**, je súčasťou všetkého živého. Je nevyhnutný pri dýchaní. Dýchanie je oxidácia, pri ktorej sa kyslík obsiahnutý vo vzduchu viaže v pľúcach na krvnú farbu hemoglobín. Vzniká oxyhemoglobín, ktorý prenáša kyslík do celého organizmu a mení organické látky na vodu a oxid uhličitý, ktorý vydychujeme. Teplom vznikajúcim touto chemickou reakciou sa udržiava v organizme tepelná rovnováha.

### Ozón a ozónová vrstva

**Ozón** sa vyskytuje predovšetkým vo vyšších vrstvách atmosféry, kde vzniká z kyslíka pôsobením UV slnečného žiarenia. Ozón je v zemskej atmosfére rozložený nerovnomerne. Vo vertikálnom smere sa v **troposfére** nachádza 10 až 20 % ozónu, tzv. „zlý“ – **prízemný ozón**, vznikajúci pôsobením slnečného žiarenia na oxidy dusíka, najmä na frekventovaných križovatkách (fotochemický smog). V **stratosfére** sa nachádza 80 až 90 % ozónu, tzv. „dobrého ozónu“, ktorý plní pozitívnu funkciu – tvorí ochrannú ozónovú vrstvu (stratosferický ozón). Najvyššie koncentrácie sú vo výškach 19 až 25 km. V geografickom rozložení je ozónu najmenej v rovníkovej oblasti a najviac v polárnych oblastiach. **Ozónová vrstva** pôsobí ako ochranná vrstva, ktorá chráni živé organizmy pred negatívnymi zložkami ultrafialového žiarenia. Úplne pohlcuje germicidne (ničiace mikroorganizmy) UV-C slnečné žiarenie (je pohlcované už kyslíkom O<sub>2</sub> v atmosfére) a výrazne obmedzuje UV-B žiarenie, ktoré spôsobuje spálenie pokožky, podieľa sa na vzniku rakoviny kože, očného zákalu, oslabuje imunitný systém a nepriaznivo pôsobí na fotocitlivé materiály.

Aby ozónová vrstva dostatočne plnila svoju funkciu, musí mať požadovanú hrúbku, vrstvu ozónu. Hrúbka ozónovej vrstvy sa vyjadruje v tzv. **Dobsonových jednotkách DU**, čo je jednotka udávajúca celkové množstvo atmosférického ozónu. 1 DU predstavuje množstvo ozónu vo vertikálnom stĺpci atmosféry, ktoré by pri tlaku 1013 hPa a teplote 15 °C vytvorilo vrstvu hrubú 0,01 mm. Za uvedených podmienok by napríklad celkové množstvo ozónu 300 DU vytvorilo vrstvu hrubú 3 mm. Na meranie celkového množstva ozónu sa používa Dobsonov ozónový spektrofotometer.



Obr. 2.33 Ozónová vrstva

V posledných rokoch dochádza k **úbytku ozónu  $O_3$  v stratosfére** alebo až k vzniku tzv. **ozónových dier**. Látky poškodzujúce ozónovú vrstvu sú uvoľňované do zemskej atmosféry prevažne v dôsledku antropogénnej činnosti. V nižších vrstvách ovzdušia sú stabilné, no v stratosfére sa po ich rozklade účinkom UV slnečného žiarenia uvoľňujú nebezpečné zložky. Sú to predovšetkým halogénderiváty uhlíkov alebo samotné halogény. Za najväčšieho rozrušovateľa ozónovej vrstvy bol donedávna považovaný **freón  $CCl_2F_2$** , používaný ako chladiace médium či hnací plyn v rozprašovačoch. Jeho disociáciou sa dostávajú do ovzdušia radikály  $Cl^*$ , ktoré intenzívne rozkladajú atmosférický ozón. Dnes je už výroba väčšiny týchto látok na základe medzinárodných dohôd a protokolov zakázaná. **Medzinárodným dňom ochrany ozónovej vrstvy je 16. september**. V rámci aktivít na ochranu ozónovej vrstvy Zeme hrá významnú úlohu **Svetová meteorologická organizácia (WMO, World Meteorological Organization)**.

**Kyslík** má široké uplatnenie. Používa sa na oxidáciu látok a spaľovanie. Je náplňou dýchacích prístrojov. Tiež je používaný na zváranie a rezanie kovov spolu s vodíkom alebo acetyénom. V kvapalnom stave v zmesi s vodíkom slúži ako palivo na pohon raket a kozmických lodí. Využíva sa aj pri výrobe kovov, predovšetkým pri skúňovaní železa (viac kapitola 3).

**Ozón** má dezinfekčné účinky. Ozonizovaný vzduch sa využíva na sterilizáciu pitnej vody, olejov, škrobu, nástrojov. Používa sa na dezinfekciu vzduchu v nemocniciach, divadlách, kinách či skladoch potravín. Silné oxidačné účinky ozónu sa veľmi často využívajú v papierenskom priemysle na bielenie celulózy.

Z peroxidov má osobitý význam v zdravotníctve **peroxid vodíka**. Jeho 3 %-ný vodný roztok je bežnou súčasťou aj domácich lekárníček, používa sa ako dezinfekčný prostriedok.

## KLÚČOVÉ UČIVO

- Kyslík je najrozšírenejší prvok na Zemi.
- Kyslík je bezfarebný plyn, ťažší ako vzduch. Tvorí 21 % objemu čistého vzduchu v atmosfére. Vo vode je rozpustný lepšie ako oxid uhličitý, čo umožňuje život v nej.
- Je jedným z najvýznamnejších biogénnych prvkov. Je potrebný pre život všetkých aeróbnych organizmov.

- Kyslík sa vyskytuje ako dvojatómová molekula  $O_2$  a trojatómová molekula ozón  $O_3$ .
- Kyslík je veľmi reaktívny, reaguje takmer so všetkými prvkami. Vytvára predovšetkým oxidy, peroxidy, je súčasťou kyselín, hydroxidov, solí.
- Jeho prítomnosť je podmienkou horenia. Horenie je prudká exotermická reakcia, kedy dochádza k zlučovaniu látok s kyslíkom za vzniku tepla a svetla.
- Oxidy sú dvojprvkové zlúčeniny kyslíka a ďalšieho prvku, atóm kyslíka má v oxidoch oxidačné číslo  $-II$ .
- Oxidy možno rozdeliť podľa viacerých kritérií, napríklad na kyselinotvorné, zásadotvorné, amfotérne a neutrálne.
- Ozón vytvára v stratosfére ozónovú vrstvu, ktorá chráni všetky živé organizmy pred nepriaznivým ultrafialovým žiarením.
- Kyslík sa využíva ako náplň do dýchacích prístrojov, na zváranie a rezanie kovov či pri výrobe ocele zo surového železa. Služí aj ako oxidovadlo (pre raketové motory).

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Vyberte správne tvrdenie. O atóme kyslíka platí, že:
  - a) má po atóme flóru najväčšiu hodnotu elektronegativity,
  - b) môže vytvárať jednoduché, dvojité aj trojité väzby,
  - c) najčastejšie má v jadre 8 neutrónov,
  - d) tvorbou aniónu  $O^{2-}$  dosahuje elektrónovú konfiguráciu neónu.
2. Doplňte tvrdenie. Molekuly  $O_2$  sa za normálnych podmienok nachádzajú v ..... skupenstve.
3. Vyberte správne tvrdenie.
  - a) Kyslík sa v prírode nachádza iba v atmosfére, a to vo forme  $O_2$  a  $O_3$ .
  - b) Kyslík sa prepravuje v tlakových nádobách označených svetlomodrým pruhom.
  - c) Kyslík v zlúčeninách môže byť iba dvojitý.
  - d) Voda je jednou z najvýznamnejších zlúčenín kyslíka.
4. Doplňte produkty rozkladných chemických reakcií, ktorými je možné pripraviť kyslík. Reakčné schémy upravte na chemické rovnice:
  - a)  $HgO \longrightarrow$
  - b)  $BaO_2 \longrightarrow$
  - c)  $KNO_3 \longrightarrow$
  - d)  $MnO_2 + H_2SO_4(\text{konc.}) \longrightarrow$
5. Vyberte správne tvrdenie.
  - a) Plynný ozón nie je toxický.
  - b) Ozónová vrstva vytvára ochranu pred nebezpečným UV žiarením.
  - c) Ozón sa využíva na dezinfekciu vody.
  - d) Ozón vo svojej molekule obsahuje štyri atómy kyslíka.
6. Vyberte správne tvrdenie. Kyselinotvorné oxidy sú:
  - a)  $MgO$ ,  $Na_2O$ ,  $SiO_2$ ,
  - b)  $CO_2$ ,  $SO_3$ ,  $SO_2$ ,
  - c)  $ZnO$ ,  $P_2O_5$ ,  $CO$ ,
  - d)  $Al_2O_3$ ,  $CaO$ ,  $SO_3$ .
7. Vyberte správne tvrdenie. Peroxid vodíka má:
  - a) vždy len redukčné vlastnosti,
  - b) vždy len oxidačné vlastnosti,
  - c) podľa podmienok redukčné alebo oxidačné vlastnosti,
  - d) nemá ani redukčné ani oxidačné vlastnosti.

8. Spomedzi oxidov vyberte zásadotvorné oxidy: ZnO, CaO, SO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>O, CO, NO<sub>2</sub>.
9. Doplňte produkty reakčnej schémy a upravte ju na chemickú rovnicu, ak viete, že v chemickej reakcii má peroxid vodíka redukčné vlastnosti.
- $$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow$$
10. Vysvetlite, ako je možné, že život existuje aj vo vode.

## 2.7 Síra

Síra sa nachádza v 16. skupine a 3. perióde periodickej sústavy prvkov. Atómom síry chýbajú do stabilnej konfigurácie vzácneho plynu dva elektróny. Ich prijatím tvoria anióny S<sup>2-</sup>. V kovalentných zlúčeninách prítomnosť *d*-orbitálov umožňuje síre nadobúdať aj vyššie oxidačné číslo ako -II, napríklad IV alebo VI.

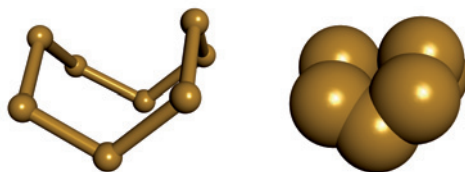
Tab. 2.8 Základné charakteristiky síry

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť/ g · mol <sup>-1</sup>	Teplota topenia/ °C	Hustota/ g · cm <sup>-3</sup>	Oxidačné číslo
S	Síra	16	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	2,6	32,066	119	445	-II, IV, VI

### Fyzikálne a chemické vlastnosti síry

**Síra** sa vyskytuje vo viacerých kryštalických modifikáciách. Dve najstabilnejšie modifikácie sú tvorené cyklickými **molekulami S<sub>8</sub>**, ale majú odlišné usporiadanie atómov. Okrem **kryštalických foriem** sú známe **amorfné formy síry** nazvané **plastická síra** a **sírny kvet**. Zahrievaním sa tuhá síra mení na žltú kvapalinu, ktorá zvyšovaním teploty hneď a zvyšuje svoju viskozitu. Molekuly S<sub>8</sub> sa štiepia a vznikajú dlhé reťazce S<sub>n</sub>. Prudkým ochladením kvapalnej síry vzniká beztvárá plastická síra. Ochladením sírnych pár vzniká sírny kvet vo forme žltého prášku.

Kryštalická síra je tuhá žltá látka, nerozpustná vo vode. Veľmi dobre sa rozpúšťa v nepolárnych rozpúšťadlách, napríklad v sírouhľiku CS<sub>2</sub>. Pri bežnej teplote je pomerne stála, zvýšením teploty sa jej reaktivita zvyšuje. Priamo reaguje s viacerými prvkami. S vodíkom sa zlučuje na sulfán, s väčšinou kovov sa zlučuje za vzniku sulfidov. Na vzduchu horí na oxid siričitý.



Obr. 2.34 Modely molekuly síry S<sub>8</sub>

### Zlúčeniny síry

Medzi najvýznamnejšie zlúčeniny síry patria sulfán a jeho soli, oxid siričitý, oxid sírový, kyselina sírová a jej soli.

**Sulfán H<sub>2</sub>S** je bezfarebný, nepríjemne zapáchajúci plyn (ako skazené vajcia), ťažší ako vzduch, **je veľmi toxický**. Je dobre rozpustný vo vode, vodný roztok je slabou dvojsýtnou kyselinou. Od kyseliny sulfánovej sa odvodzujú dva rady solí, sulfidy S<sup>2-</sup> a hydrosulfidy HS<sup>-</sup>. Sulfidy sú zlúčeniny dvoch prvkov, z ktorých elektronegatívnejší je síra. **Sulfán má vždy iba redukčné účinky**, pretože atómy síry majú v sulfáne oxidačné číslo -II.



Obr. 2.35 Modely molekuly sulfánu

Sulfán sa najčastejšie pripravuje pôsobením kyseliny chlorovodíkovej na sulfid železnatý. Na jeho prípravu v laboratóriu sa používa Kippov prístroj (obr. 1.8).



Sulfán sa ochotne viaže na ťažké kovy viazané v enzýmoch a tiež na železo prítomné v hemoglobíne, čím znižuje jeho schopnosť viazať a prenášať kyslík. Jeho zavádzaním do roztokov solí sa dajú pripraviť nerozpustné sulfidy. Táto vlastnosť sulfánu sa využíva v analytickej chémii.

## POKUS

### Reakcie sulfánu s kationmi kovov

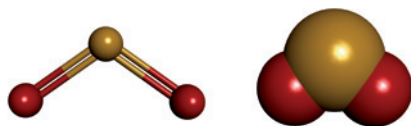
Na základe rozdielnych hodnôt súčiny rozpustnosti je možné v závislosti od hodnôt pH prostredia získať málo rozpustné sulfidy. Sulfidy alkalických kovov, kovov alkalických zemin a sulfid amónny sú vo vode rozpustné.

Do skúmaviek nalejeme 5 cm<sup>3</sup> roztokov solí, ktoré obsahujú jednotlivé kationy. Do roztokov pridáme sulfánovú vodu (nasýtený vodný roztok sulfánu) alebo zavádzame plyný sulfán. Namiesto sulfánu je možné zrážať roztoky solí aj roztokom sulfidu amónneho (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S. Pozorujeme vznik málo rozpustných látok, charakteristicky sfarbených zrazenín.

Väčšina kovov poskytuje čierne zrazeniny, napríklad Ag<sub>2</sub>S, PbS, HgS, CuS, FeS. Oranžová zrazenina – Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, žltá zrazenina – CdS, biela zrazenina – ZnS, ružová zrazenina – MnS.

Pokus je možné uskutočniť aj na kvapkovacej doštičke.

**Oxid siričitý SO<sub>2</sub>** je bezfarebný toxický plyn štiplavého zápachu, ktorý vyvoláva kašeľ a slenie. Spôsobuje smrť udusením (0,1 % objem. vo vzduchu). Atóm siry je v oxide siričitom **štvorväzbový**.



Obr. 2.36 Modely molekuly oxidu siričitého

Oxid siričitý je jedným z kontaminantov životného prostredia. **Oxid siričitý môže mať redukčné aj oxidačné vlastnosti.** Jeho zavádzaním do vody vzniká slabá dvojsýtna kyselina siričitá H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>,<sup>3</sup> ktorá je vo vodnom roztoku čiastočne disociovaná. Známe sú dva rady jej solí – **hydrogensiričitany** obsahujúce anióny **HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>** a **siričitany SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>**. Oxid siričitý vzniká horením siry, sulfánu alebo pražením sulfidov.



## POKUS

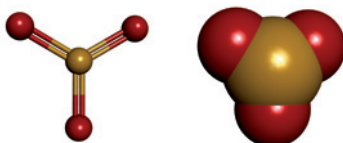
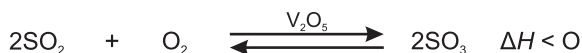
### Príprava oxidu siričitého a dôkaz jeho redukčných vlastností

Na spaľovaciú lyžičku nasypeme práškovú síru, asi do jej polovice. Síru zahrievame v plameni plynového kahana. Keď sa začne sira taviť, tmavne, vložíme spaľovaciú lyžičku, na konci ktorej je zátka, do banky a zazátkujeme. Na dne banky je malé množstvo vody s pridaným indikátorom lakmusom. Spaľovaciú lyžičku neponárame do vody. Po krátkom čase bankou zakrúžime tak, aby sa plyn v banke zmiešal s vodou. Pozorujeme farebnú zmenu vody a vysvetlíme.

<sup>3</sup> V skutočnosti ide o hydratovaný oxid siričitý SO<sub>2</sub> · H<sub>2</sub>O.

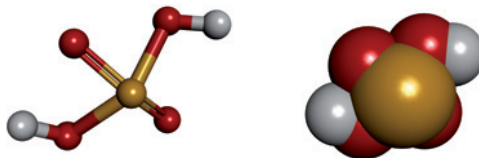
Redukčné vlastnosti oxidu siričitého dokážeme farebnou zmenou navlhčeného papierika v roztoku manganistanu draselného, okysleného kyselinou sírovou. Po vložení navlhčeného papierika do atmosféry vzniknutého oxidu siričitého v banke pôvodne fialovo sfarbený papierik sa odfarbí. Dôjde k redukcii manganistanu  $Mn^{VII}$  na  $Mn^{II}$ .

**Oxid sírový  $SO_3$**  má v plynom skupenstve molekulovú štruktúru. Atóm síry je **šestväzbový**. Oxid sírový je silne hygroskopický a **má oxidačné vlastnosti**. Vzniká zlučovaním oxidu siričitého s kyslíkom za katalytického pôsobenia oxidu vanadičného. Reakcia je exotermická.



Obr. 2.37 Modely molekuly oxidu síroveho

**Kyselina sírová  $H_2SO_4$**  je bezfarebná olejovitá kvapalina. **Je to silná dvojsýtna kyselina**, s vodou sa mieša v ľubovoľnom pomere. Miešaním koncentrovanej kyseliny sírovej s vodou dochádza k uvoľňovaniu tepla, zmes sa zahrieva, čím môže dôjsť k vyprsknutiu. K uvoľňovaniu tepla dochádza pri riedení každej kyseliny. Preto **kyselinu lejeme vždy opatrne do vody a nikdy nie naopak!** Koncentrovaná kyselina sírová **má silné dehydratačné účinky**. Organické látky jej pôsobením uhoľnatejú, kyselina im odoberá vodu. Preto musíme pri práci s kyselinou dodržiavať bezpečnostné predpisy a pracovať tak, aby nedošlo k poleptaniu pokožky! Koncentrovaná kyselina sírová má **oxidačné vlastnosti**, ktoré sa jej riedením znižujú. Pri zvýšenej teplote oxiduje aj niektoré ušľachtilé kovy, napríklad meď. Zriedená reaguje iba s neušľachtilými kovmi.



Obr. 2.38 Modely molekuly kyseliny sírovej

## POKUS

### Dehydratačné účinky kyseliny sírovej

K rôznym kúskom organických látok (papier, tkanina, kocka cukru, drevo a pod.) na hodinových sklíčkach príkvapneme niekoľko kvapiek koncentrovanej kyseliny sírovej. Látky sčernejú, čo je dôkazom ich zuhoľnatenia.

Efektívny priebeh uhoľnatenia látok pôsobením koncentrovanej kyseliny sírovej môžeme demonštrovať tak, že ku kryštálovému cukru (sacharóze) v kadičke (asi 1/3 jej objemu) prilejeme koncentrovanú kyselinu sírovú. Vznikajúci uhlík v dôsledku uvoľňujúceho sa oxidu uhličitého zväčšuje svoj objem, tvar produktu je prispôsobený reakčnej nádobe, v tomto prípade kadičke. Podľa jeho vzhľadu sa tento pokus nazýva aj „čierna zmija“.



Obr. 2.39 Reakcia sacharózy s koncentrovanou kyselinou sírovou

**Kyselina sírová vzniká exotermickou reakciou oxidu sírového s vodou.** Priebeh tejto reakcie je veľmi prudký, vzniká aerosól. Priemyselne sa preto kyselina sírová vyrába rozpúšťaním oxidu sírového v koncentrovanej kyseline sírovej a nie vo vode. Vzniká **oleum**, z ktorého sa kyselina sírová danej koncentrácie získava jeho riedením.



Kyselina sírová tvorí dva rady solí: sírany a hydrogensírany. **Sírany obsahujúce anióny  $\text{SO}_4^{2-}$**  vznikajú napríklad reakciou kyseliny sírovej s kovmi, oxidmi kovov alebo uhličitanmi kovov. Taktiež neutralizáciou kyseliny sírovej hydroxidmi alebo oxidáciou sulfidov. Niektoré soli kyseliny sírovej kryštalizujú z roztokov vo forme **hydrátov**. Pre niektoré hydráty sa používajú triviálne názvy, napríklad **modrá skalica  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$** , **zelená skalica  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$** , **biela skalica  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$** .

### Výskyt a význam síry a jej zlúčenín

**Síra** sa v prírode vyskytuje v elementárnej forme alebo v zlúčeninách. Jej elementárna forma sa nachádza v okolí sopiek. Častejšie je síra viazaná v zlúčeninách, hlavne v sulfidoch a síranoch, v malom množstve v sulfáne obsiahnutom v zemnom plyne a v sopečných plynch. Oxid siričitý a oxid sírový sú obsahom mnohých priemyselných emisií. Zo sulfidov sú najdôležitejšie minerály **pyrit  $\text{FeS}_2$** , **sfalerit  $\text{ZnS}$**  a **galenit  $\text{PbS}$** , **cinabarit (rumelka)  $\text{HgS}$** , **chalkozín  $\text{Cu}_2\text{S}$**  a **chalkopyrit  $\text{CuFeS}_2$** . K najznámejším síranom patrí už spomínaná **Glauberova soľ  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$** , **sadrovec  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$**  a **baryt  $\text{BaSO}_4$** . Najväčšie náleziská síry sú na Sicílii, v USA a v Japonsku.



Obr. 2.40 Minerály síry v poradí sfalerit, galenit a rumelka (foto: S. Jeleň)

**Síra je biogénny prvok – makroprvok.** Jej zlúčeniny tvoria redoxný systém, ktorý zabezpečuje udržiavanie redoxnej rovnováhy v organizme. V organizme vzniká rozkladom bielkovín. Je súčasťou mnohých aminokyselín, bielkovín, hormónov, niektorých vitamínov. Významným biogénnym prvkom vďaka svojim vlastnostiam je z chalkogénov aj **selén Se**. V minulosti bol tento prvok považovaný za výlučne toxický. Vo veľmi nízkych koncentráciách ale plní funkciu **účinného antioxidantu**, znižuje tak škodlivé oxidácie v bunkách a zabraňuje poškodeniu DNA. Jeho nedostatok v organizme môže zvyšovať riziko nádorových a iných chorôb.

**Síra** sa používa predovšetkým pri výrobe kyseliny sírovej, superfosfátu (časť 2.5), pri výrobe insekticídov (chemické látky ničiace hmyz) a fungicídov (chemické látky ničiace huby a plesne). Spolu s chlorečnanom draselným a antiminitom (minerál antimónu) je súčasťou hlavičiek zápalek. **Oxid siričitý** sa vďaka svojim dezinfekčným a bieliacim účinkom používa na bielenie celulózy a v potravinárstve. Oxid siričitý je hlavný pôvodca vzniku kyslých dažďov. Bieliace účinky má aj oxid sírový. **Kyselina sírová** sa zaraďuje medzi základné priemyselné chemikálie. Jej výroba je zo všetkých výrob na svete najrozsiahlejšia. Používa sa predovšetkým na výrobu hnojív, farbív, viskózných vlákien, polymérov, liečiv a výbušnín. Jej roztok je používaný ako elektrolyt do akumulátorov. Do obchodnej siete je dodávaná vo forme zriedeného vodného roztoku  $w = 0,96$ .

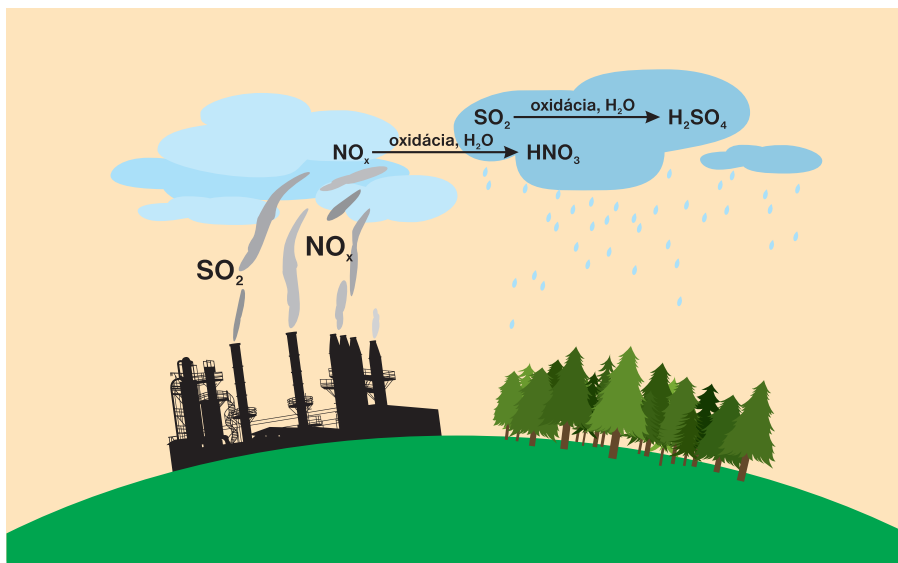
### Kyslé dažde

**Kyslý dážď vzniká ako dôsledok silného znečistenia ovzdušia rozpustením a následnou oxidáciou oxidu siričitého a oxidov dusíka  $\text{NO}_x$  vo vzdušnej vlhkosti v atmosfére, čím vzniká kyselina sírová a kyselina dusičná.** Ich spád vo forme dažďa narušuje krehkú rovnováhu vodných ekosystémov

a zvyšuje kyslosť pôdy (acidifikácia pôdy). Neznečistená dažďová voda je mierne kyslá, jej hodnota pH je 5,0 – 5,6. **Za kyslý dážď sa považuje dažďová voda s hodnotou pH od 2,0 – 5,0.**

**Zdrojmi oxidov dusíka a síry sú predovšetkým prevádzky tepelných elektrární (spaľovanie tuhých palív), metalurgický a chemický priemysel a doprava.** Oxidy sú vypúšťané z vysokých komínov a sú unášané vetrom. Spád kyslých dažďov sa tak vyskytuje v značnej vzdialenosti od zdroja. Nie všetky lokality reagujú na kyslý dážď rovnako. Vo veľkej miere to závisí od chemického zloženia pôdy a vody. Niektoré oblasti znesú veľké dávky kyslého dažďa bez výraznej zmeny celkového pH prostredia. Ide napríklad o oblasti s alkalickou pôdou.

**Kyslé dažde ohrozujú všetky formy života, faunu aj flóru, podzemné a povrchové vody, pôdu.** Zvlášť citlivé na pôsobenie kyslých dažďov sú najmä ihličnaté lesy. Stratia svoje ihličie po 6 – 8 rokoch. Dôsledkom sústavného okysľovania vôd v jazerách a riekach klesá počet a druhy rýb, vodných rastlín a živočíchov. Niektoré druhy rastlín a živočíchov sú odolné voči zmenám pH, iné sú však citlivé a so znižovaním pH dochádza k zníženiu ich reprodukčných schopností a až k ich vyhynutiu. Vyhynutie rýb ako predátorov priaznivo ovplyvňuje vodný hmyz, ktorý sa stáva dominantnou faunou. Kyslé jazerá nie sú mŕtve, ale podstatne sa v nich zmenili ekologické podmienky. **Kyslé dažde poškadzujú aj rôzne stavebné konštrukcie, budovy, umelecké a kultúrne pamiatky.** Kyslé aerosóly obsiahnuté v ovzduší škodlivo pôsobia aj na človeka. Dostávajú sa do dýchacích ciest, dráždia sliznice, čím uľahčujú prístup infekciám do pľúc.



Obr. 2.41 Vznik kyslých dažďov

## KLÚČOVÉ UČIVO

- Síra je žltá kryštalická látka. Vyskytuje sa ako voľná v elementárnej forme a viazaná v zlúčeninách, predovšetkým v sulfidoch a v síranoch.
- Síra a jej zlúčeniny sú pomerne reaktívne.
- Reakciou síry s kyslíkom vzniká oxid siričitý, ktorý je spolu s oxidmi dusíka príčinou vzniku kyslých dažďov.
- Reakciou oxidu sírového s vodou vzniká kyselina sírová.
- Kyselina sírová je silná dvojsýtna kyselina. Má silné dehydratačné a oxidačné vlastnosti. Je hospodársky najvýznamnejšou zlúčeninou síry.





- Vyberte správne tvrdenie.

  - Síra sa v prírode nachádza iba vo forme zlúčenín.
  - Síra je za bežných podmienok tuhá látka.
  - Síra je biogénny prvok, nachádza sa v bielkovinách.
  - Síra môže byť vo svojich zlúčeninách najviac štvorväzbová.
- Objasnite, prečo má sulfán výrazne nižšiu teplotu topenia aj varu oproti vode aj napriek tomu, že jeho molárna hmotnosť je takmer dvojnásobná.
- Oxid siričitý vzniká horením sulfánu alebo pražením sulfidov. Doplňte produkty chemických reakcií a reakčné schémy upravte na chemické rovnice.

$$\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow$$

$$\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow$$
- Doplňte produkty chemických reakcií a reakčné schémy upravte na chemické rovnice.

  - $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \longrightarrow$
  - $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{zr.}) \longrightarrow$
  - $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
  - $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
- Určte, v ktorých chemických reakciách pôsobí oxid siričitý ako oxidovadlo a v ktorých ako redukovadlo.

  - $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \longrightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
  - $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$
  - $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
  - $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2 \longrightarrow \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- Vyberte správne tvrdenie. Oxid siričitý v atmosfére:

  - je príčinou kyslých dažďov,
  - sa oxiduje na oxid sírový,
  - poškodzuje ozónovú vrstvu,
  - je súčasťou mnohých priemyselných emisií.
- Vyberte správne tvrdenie.

  - Zriedená kyselina sírová má redukčné účinky.
  - Oxid sírový patrí medzi kyselinotvorné oxidy.
  - Kyselina sírová je silná kyselina.
  - Koncentrovaná kyselina sírová má dehydratačné účinky.
- Doplňte tvrdenie.  
Pri riedení kyseliny sírovej vodou postupujeme tak, že ..... ležeme do .....
- Zdôvodnite, prečo má neznečistená dažďová voda hodnotu pH okolo 5,6; je slabokyslá.
- Vyberte správne tvrdenie. V zriedenej kyseline sírovej sa rozpúšťajú kovy:

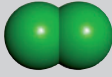

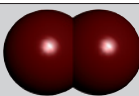
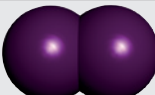
  - Zn, Fe, Mg,
  - Cu, Ag, Au,
  - Ca, Hg, Au,
  - Cu, Ag, Co.
- Hydráty síranov sú veľmi rozšírené zlúčeniny, známe aj svojim triviálnym názvom. Vytvorte dvojice:

A) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	1) zelená skalica
B) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	2) biela skalica
C) $\text{CaSO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$	3) Glauberova soľ
D) $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	4) sadrovec
E) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	5) modrá skalica
F) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	6) sadra

## 2.8 Halogény

Halogény sa nachádzajú v 17. skupine periodickej sústavy prvkov. Patria sem prvky: fluór, chlór, bróm, jód a rádioaktívny astát. Vo svojich atónoch majú sedem valenčných elektrónov, všetky sú nekovy.

Tab. 2.9 Základné charakteristiky halogénov okrem astátu

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektro-negativita (Pauling)	Molárna hmotnosť / $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	Model molekuly $\text{X}_2$
F	Fluór	9	$[\text{He}]2s^22p^5$	4,0	18,998	
Cl	Chlór	17	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	3,2	35,453	
Br	Bróm	35	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$	3,0	79,904	
I	Jód	53	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$	2,7	126,904	

pokračovanie tab. 2.9

Značka prvku	Teplota topenia/ $^{\circ}\text{C}$	Teplota varu/ $^{\circ}\text{C}$	Hustota / $\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$	Oxidačné číslo
F	-223	-187	0,0017	-I
Cl	-101	-34	0,0032	-I, I, III, V, VII
Br	-7	59	3,103	-I, I, III, V, VII
I	114	184	4,933	-I, I, III, V, VII

### Fyzikálne a chemické vlastnosti halogénov

**Halogény** sa za bežných podmienok vyskytujú ako **dvojatómové molekuly  $\text{X}_2$**  ( $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$ ), v ktorých sú atómy viazané jednoduchou nepolárnou väzbou. **Všetky halogény sú toxické.** Sú málo rozpustné vo vode, dobre sa rozpúšťajú v nepolárnych rozpúšťadlách.

Fluór je zelenožltý a chlór žltozelený plyn, bróm je kvapalina hnedočervenej farby. Jód je tmavosivá tuhá kryštalická látka, ktorá sublimuje. Pary jódu sú fialové a toxické.

Atómy halogénov majú veľké hodnoty elektronegativity. Stabilnú elektrónovú konfiguráciu najbližšieho vzácneho plynu dosiahnu prijatím elektrónu, vytvoria tak halogenidový anión  $\text{X}^-$ . Najväčšiu hodnotu elektronegativity zo všetkých známych prvkov má atóm fluóru. V zlúčeninách má fluór len oxidačné číslo  $-I$ . Ostatné halogény môžu mať aj kladné oxidačné čísla, avšak len v zlúčeninách s atómami prvkov s väčšou hodnotou elektronegativity (napríklad kyslík, fluór). Tieto halogény môžu do väzieb zapojiť aj elektróny  $d$ -orbitálov, a preto sa pri nich stretávame s viacväzbovosťou oproti fluóru (3, 5 až 7).

**Halogény sú veľmi reaktívne.** Ich reaktivita klesá od fluóru k jódu. **Majú oxidačné vlastnosti**, ktoré taktiež klesajú od fluóru k jódu. To má za následok, že **halogén s nižším protónovým** číslom oxiduje **halogén s vyšším protónovým číslom**.



Voľné halogény sa pripravujú oxidáciou halogenidových aniónov  $X^-$  oxidačnými činidlami alebo elektrolyzou roztokov halogenidov.

**Chlór sa priemyselne vyrába** elektrolyzou takmer nasýteného vodného roztoku chloridu sodného – soľanky, diafragmovým alebo amalgámovým spôsobom. V obidvoch prípadoch sa chlór vylučuje na uhlíkovej (grafitovej) anóde, na ktorej prebieha anodická oxidácia.



## POKUS

### Príprava chlóru a jeho účinky

Chlór sa pripravuje oxidáciou kyseliny chlorovodíkovej pôsobením silných oxidačných činidiel, najčastejšie oxidom manganičitým (burelom) alebo manganistanom draselným.



Do frakčnej skúmavky alebo banky nasypeme 0,1 g oxidu manganičitého alebo manganistanu draselného. Z oddeľovacieho lievika pridáme asi 2 cm<sup>3</sup> koncentrovanej kyseliny chlorovodíkovej. Pozorujeme vznik chlóru, ktorý je charakteristický svojim žltozeleným sfarbením a zápachom. Chlór zachytávame odvodnou rúrkou v skúmavke. Vznik chlóru dokážeme priložením navlhčeného jodidoškrobového papierika k ústiu skúmavky. Chlórom vytesnený jód z jodidu sfarbí škrob obsiahnutý v papieriku na modro.



Do skúmavky so vznikajúcim chlórom vložíme papierik navlhčený v roztoku atramentu alebo lupienok kvetu. Pozorujeme odfarbovanie. Vznikajúci plynný chlór môžeme zavádzať priamo do znečistenej vody (najlepšie do zapáchajúcej vody z vázy, v ktorej boli dlhší čas kvety). Pozorujeme dezinfekčné účinky chlóru, voda zapácha výrazne menej. Pracujeme v digestórii!

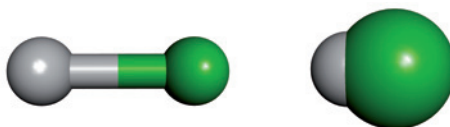
### Zlúčeniny halogénov

Medzi najvýznamnejšie zlúčeniny halogénov patria halogenovodíky, halogenidy, oxidy, kyslíkaté kyseliny a ich soli.

**Halogenovodíky HX** sú bezfarebné, ostro zapáchajúce plyny. Všetky halogenovodíky môžeme získať priamou syntézou prvkov alebo pôsobením silných kyselín na halogenidy. Najvýznamnejší z nich je chlorovodík HCl.



Halogenovodíky sú veľmi dobre rozpustné vo vode. **Vodné roztoky halogenovodíkov sa nazývajú halogenovodíkové kyseliny.** Sú to veľmi silné kyseliny, okrem kyseliny fluorovodíkovej, ktorá je stredne silná kyselina. Ich **sila rastie v smere  $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$** . Kyselina fluorovodíková leptá sklo (časť 2.3). Najvýznamnejšou halogenovodíkovou kyselinou je **kyselina chlorovodíková HCl**, v minulosti nazývaná aj kyselina soľná (východiskovou surovinou na jej výrobu je chlorid sodný). Koncentrovaná kyselina chlorovodíková je vodný roztok chlorovodíka s hmotnostným zlomkom  $w = 0,36$ . Vo vode ja takmer úplne disociovaná.



Obr. 2.42 Modely molekuly kyseliny chlorovodíkovej

Soli halogenovodíkových kyselín sa nazývajú **halogenidy** obsahujúce anión  $X^-$ . Sú to dvojprvkové zlúčeniny halogénov s prvkami s menšou hodnotou elektronegativity. Väčšina halogenidov je rozpustná vo vode. Pripravujú sa napríklad:

- priamym zlučováním prvkov  

$$\text{Fe} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{FeCl}_2$$
- reakciou neušľachtilého kovu s halogenovodíkovou kyselinou  

$$\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$
- reakciou hydroxidu s halogenovodíkovou kyselinou  

$$\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$
- reakciou roztokov solí niektorých kovov s halogenovodíkovou kyselinou alebo roztokom halogenidu  

$$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$$

$$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \longrightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$$

## POKUS

### Príprava chlorovodíka a jeho vlastnosti

Do frakčnej skúmavky alebo banky nasypeme 0,5 g chloridu sodného. Z oddeľovacieho lievika pridáme asi 2 cm<sup>3</sup> koncentrovanej kyseliny sírovej. Vznikajúci plynny chlorovodík odvádzame rúrkou do kadičky tesne nad hladinu vody, do ktorej sme pridali pár kvapiek lakmusu. Pozorujeme, že po krátkom čase sa voda sfarbí do červena. Plynny chlorovodík sa rozpúšťa vo vode, vzniká roztok kyseliny chlorovodíkovej.

**Medzi kyslíkaté zlúčeniny halogénov patria oxidy, kyslíkaté kyseliny a ich soli.** Najstabilnejšie sú kyslíkaté zlúčeniny jódu, z oxidov je najstabilnejší oxid jodičný  $\text{I}_2\text{O}_5$ . V zlúčeninách fluóru s kyslíkom má kyslík kladné oxidačné číslo, hovoríme o fluoridoch kyslíka, napríklad  $\text{OF}_2$ .

Kyslíkaté kyseliny halogénov existujú prevažne vo vodnom roztoku. V bezvodnej čistej forme boli izolované len kyseliny  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HIO}_3$ ,  $\text{HIO}_4$  a  $\text{H}_5\text{IO}_6$ . Sila kyslíkatých kyselín rastie so zvyšujúcim sa oxidačným číslom halogénu, napríklad  $\text{HClO} < \text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$ .

Najvýznamnejšími soľami kyslíkatých kyselín halogénov sú **chlórečnany** a **chloristany**, ktoré majú silné oxidačné vlastnosti.

### Výskyt a význam halogénov a ich zlúčenín

Halogény sa v prírode vďaka svojej reaktivnosti nevyskytujú voľné. Vyskytujú sa viazané v halogenidoch, napríklad minerál **fluorit**  $\text{CaF}_2$  (kazivec), **halit**  $\text{NaCl}$  (kamenná soľ) alebo **syln**  $\text{KCl}$ . Veľké množstvo rozpustených halogenidov je súčasťou morskej vody.

Zlúčeniny fluóru sa nachádzajú aj v organizmoch stavovcov, sú súčasťou kostí a zubnej skloviny. Nadbytok fluóru v organizme však spôsobuje krehkosť a morfológické zmeny kostí a zubov. Chlór sa zúčastňuje procesov regulácie osmotického tlaku a acidobázickej rovnováhy v organizme. **Viazaný v kyselíne chlorovodíkovej je prítomný v žalúdočnej šťave ako vodný roztok  $\text{HCl}$  s  $c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ,  $\text{pH} = 2$ .** Plní významnú úlohu pri trávení. Jód je súčasťou tyroxínu, hormónu produkovaného štítnou žľazou. Jeho nedostatok spôsobuje ochorenie štítnej žľazy nazývané struma.

Halogény sú významnou surovinou pri výrobe mnohých anorganických a organických látok. **Fluór** a **fluoridy** sú súčasťou zubných pást, pretože bránia metabolizmu ústnej mikroflóry, čím zabraňujú vzniku zubného kazu a spevňujú zubnú sklovinu. Mnohé zlúčeniny chlóru sa používajú ako dezinfekčný či bieliaci prostriedok, zmes chloridu a chlórnanu sodného (tzv. bieliaci lúh), zmes chloridu a chlórnanu vápenatého tzv. chlórové vápno. **Chlór** sa používa na dezinfekciu pitnej vody. Je súčasťou polyvinylchloridu, známeho pod skratkou PVC. 5 % etanolový roztok **jódu** s prídavkom jodidu draselného, nazývaný jódová tinktúra, sa používa na dezinfekciu v lekárstve. **Bróm** je súčasťou – dnes veľmi používaného dezinfekčného prostriedku v zdravotníckych zariadeniach – Ajatínu. Bromidy sú súčasťou sedatív, liečiv pôsobiacich na centrálnu nervovú sústavu. **Jodid sodný** a **jodid draselný** sú účinnými látkami niektorých očných kvapiek. Chlorečnany a chloristany sa používajú v pyrotechnike na výrobu výbušnín. Chlorečnany sa používajú aj na výrobu zápaliek, sú obsiahnuté v hlavičke zápalky.

## KLÚČOVÉ UČIVO



- Halogény sa za bežných podmienok vyskytujú ako dvojátómové molekuly  $X_2$ .
- Fluór a chlór sú za bežných podmienok plynné látky. Bróm je kvapalina a jód tuhá látka.
- Halogény sú veľmi reaktívne, ich reaktivita klesá od fluóru k jódu.
- S vodíkom tvoria halogény halogenovodíky HX, ich vodné roztoky sú halogenovodíkové kyseliny.
- Z hľadiska použitia je najvýznamnejším halogénom chlór a jeho zlúčeniny, ktoré sa používajú na dezinfekciu.

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Doplňte tabuľku tak, aby správne opisovala skupenstvo a sfarbenie halogénov pri normálnych podmienkach.

prvok	skupenstvo	farba
bróm		
		tmavosivá až fialovočierna
fluór		zelenožltá
	plynné	žltozelená

2. Zdôvodnite prečo sú halogény veľmi reaktívne.
3. Vyberte správne tvrdenie. Voľné halogény sa pripravujú:
- rozkladom kyslíkatých zlúčenín halogénov,
  - oxidáciou halogenidových aniónov,
  - elektrolýzou,
  - tepelným rozkladom tavenín halogenidov alkalických kovov.
4. Jedným z najdôležitejších zdrojov halogénov je ..... voda.
5. Vyberte správne tvrdenie.
- Chlór sa vyrába frakčnou destiláciou skvapalneného vzduchu.
  - Chlór a jeho niektoré zlúčeniny sa využívajú ako dezinfekčný prostriedok.
  - Zlúčeniny chlóru – chlorečnany sa používajú pri výrobe vybušnín.
  - Kyselina chlorovodíková sa vyrába z vody a chlóru.
6. V štítnej žľaze sa nachádza halogén, ktorého hladinu v organizme pomáha udržiavať aj jeho prídavok do kuchynskej soli. Napište názov halogénu a názov takejto kuchynskej soli predávanej v obchodnej sieti.
7. Vyberte správne tvrdenie. Halogenovodíkové kyseliny sú:
- veľmi silné kyseliny okrem kyseliny fluorovodíkovej,
  - veľmi slabé kyseliny,
  - veľmi silné kyseliny okrem kyseliny jodovodíkovej,
  - jednosýtné kyseliny.
8. Doplňte tvrdenia.
- Kyselina ..... patrí medzi slabé kyseliny a leptá sklo.
- Kyselina ..... je súčasťou žalúdočnej šťavy.
9. Zoradte kyseliny od najslabšej po najsilnejšiu:  $HClO_2$ ,  $HClO$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$ .
10. Zoradte kyseliny od najslabšej po najsilnejšiu: HF, HI, HCl, HBr.
11. Vyhľadajte hodnoty disociačných konštánt kyselín a porovnajte ich silu. Kyseliny zoradte od najslabšej po najsilnejšiu:  $H_2SO_4$ , HCl,  $HNO_3$ ,  $HIO_4$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_3PO_4$ .

## 2.9 Vzácne plyny

Vzácne plyny sa nachádzajú v 18. skupine periodickej sústavy prvkov. Patria sem prvky: hélium, neón, argón, kryptón, xenón, radón. Pre tieto prvky je charakteristické, že ich valenčné elektróny úplne obsadzujú poslednú vrstvu elektrónového obalu. Všetky sú nekovy.

Tab. 2.10 Základné charakteristiky vzácnych plynov

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Molárna hmotnosť/ g · mol <sup>-1</sup>	Teplota topenia/°C	Teplota varu/°C	Hustota/ g · cm <sup>-3</sup>
He	Hélium	2	1s <sup>2</sup>	4,00	-272	-269	0,00018
Ne	Neón	10	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	20,18	-249	-246	0,0009
Ar	Argón	18	[Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	39,95	-189	-186	0,0018
Kr	Kryptón	36	[[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	83,80	-157	-153	0,004
Xe	Xenón	54	[Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>	131,30	-112	-108	0,006
Rn	Radón	86	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>	222	-71	-62	0,0097

### Fyzikálne a chemické vlastnosti vzácnych plynov

Vzácne plyny sú za bežných podmienok plynné látky, zložené z jednotlivých nezlúčených atómov. **Voľné tvoria 0,9 % obj. čistého vzduchu v atmosfére** (väčšinu tvorí argón, najmenej je obsiahnutý xenón a radón). Ziskávajú sa niekoľkonásobnou frakčnou destiláciou skvapalneného vzduchu. Sú vedľajším produktom pri výrobe dusíka a kyslíka.

Úplne obsadené orbitály valenčnej vrstvy sú príčinou nereaktivnosti vzácnych plynov. Vyznačujú sa mimoriadne nízkou schopnosťou vytvárať chemické zlúčeniny. Táto vlastnosť sa nazýva **inertnosť**.

### Zlúčeniny vzácnych plynov

Prvé zlúčeniny vzácnych plynov, konkrétne xenónu, boli pripravené až v roku 1962. Boli to zlúčeniny s prvkami s veľkými hodnotami elektronegativity. Zlúčeniny hélia, neónu a argónu nie sú dodnes známe. Dnes je najlepšie preštudovanou zlúčeninou oxid xenónový XeO<sub>3</sub>. V tuhom skupenstve je veľmi explozívny, jeho vodný roztok je silné oxidačné činidlo. Xenón tvorí aj dvojprvkové zlúčeniny s fluórom – fluoridy. Známe sú kyseliny xenónová a kryptónová.

### Výskyt a význam vzácnych plynov a ich zlúčenín

Vzhľadom na svoju extrémne nízku hustotu a inertné správanie sa **hélium** používa na plnenie balónov a vzducholodí. Nahrádza tak ľahší ale horľavý vodík. Zmesou hélia, kyslíka a dusíka sa plnia tlakové fľaše určené na potápanie do veľkých hĺbok. Spolu s neónom sa používa na výrobu plynových laserov. Služí tiež ako chladiaca látka. Po vodíku je hélium druhým najviac zastúpeným prvkom vo vesmíre. Vyskytuje sa predovšetkým vo všetkých svietiacich hviezdach, kde je jedným z medzistupňov termonukleárnej syntézy.

**Neón, argón, kryptón a xenón** sa používajú ako náplne žiaroviek, osvetľovacích svetiel a výbojek (reklamné svetidlá). Xenón je náplňou osvetľovacích svetiel automobilov (tzv. xenóny), lúčok používaných v bleskoch fotoaparátov či v systémoch nočného videnia. **Argón** je najrozšírenejším vzácnym plynom. Používa sa na vytvorenie inertnej atmosféry v chemickej syntéze, tiež ako náplň medzi sklá okien. Rádioaktívny **radón** sa využíva pri liečbe nádorových ochorení. Postupne je nahradzovaný vhodnejšími rádioizotopmi, ktoré majú dlhšiu dobu polpremeny. Jeho rádioizotop <sup>222</sup><sub>86</sub>Rn je bežne prítomný v ovzduší, jeho koncentrácie sú monitorované spolu s ďalšími zložkami ovzdušia.

## KLÚČOVÉ UČIVO



- Vzácné plyny majú elektrónmi úplne obsadené orbitály valenčnej vrstvy.
- Sú takmer nereaktívne.
- Zlúčeniny tvoria s prvkami s veľkou hodnotou elektronegativity.
- Vzácné plyny tvoria 0,9 % obj. čistého vzduchu v atmosfére.

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Zo vzácnych plynov je najrozšírenejší prvok:
  - a) xenón,
  - b) v zemskej atmosfére argón, vo vesmíre hélium,
  - c) v zemskej atmosfére hélium, vo vesmíre neón,
  - d) neón.
2. Vytvorte dvojice:

A) hélium	1) rádioizotop používaný v medicíne
B) neón a kryptón	2) náplň xenónových svetiel a lúčových trubíc
C) argón	3) inertná atmosféra
D) xenón	4) náplň vzducholodí
E) radón	5) reklamné svetidlá

### 3 d-prvky

Medzi **d-prvky** zaraďujeme tie, v atómoch ktorých sa valenčné elektróny nachádzajú v orbitáloch  $ns^{1-2}$  a  $(n-1)d^{1-10}$ , kde  $n$  je 4 až 7 (číslo periódy). Sú to prvky 3. až 12. skupiny periodickej sústavy prvkov (obr. 3.1).

$d$ -prvky sa v periodickej sústave prvkov nachádzajú medzi blokom prvkov  $s$  a prvkov  $p$ . Atómy  $d$ -prvkov majú vo všeobecnosti elektrónovú konfiguráciu valenčnej vrstvy  $(n-1)d^x ns^y$ , kde súčet  $x + y$  udáva poradové číslo skupiny, v ktorej sa prvok nachádza. Nazývajú sa aj **prechodné prvky**, pretože v nezlučenom stave alebo v niektorom z ich oxidačných stavov majú neúplne obsadené  $d$ -orbitály. Podľa tejto definície medzi prechodné prvky nepatria prvky 12. skupiny (Zn, Cd, Hg), pretože ich  $d$ -orbitály sú úplne zaplnené. Svojimi vlastnosťami sú však prechodným prvkom veľmi podobné.  $d$ -prvky sa nachádzajú v štvrtej až siedmej perióde periodickej sústavy prvkov, je ich štyridsať.

$d$ -prvky													
		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn		
		Y	Zr	Nd	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd		
		La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg		
		Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn		

Obr. 3.1  $d$ -prvky v PTP

Charakteristickým znakom elektrónovej konfigurácie atómov  $d$ -prvkov je, že stabilné sú pre ne elektrónové konfigurácie, v ktorých sa orbitály  $s$  zaplňujú dvomi elektrónmi a orbitály  $d$  postupne. Výnimkou sú atómy chrómu a medi. Pre atóm chrómu je energeticky výhodnejší stav, ak je v orbitále  $4s$  jeden elektrón a orbitály  $d$  sú zaplnené do polovice. Atóm chrómu má tak menšiu hodnotu energie s elektrónovou konfiguráciou **[Ar]3d<sup>5</sup>4s<sup>1</sup>** ako s konfiguráciou [Ar]3d<sup>4</sup>4s<sup>2</sup>. Pre atóm medi je energeticky výhodnejšia elektrónová konfigurácia, ak  $d$ -orbitály sú úplne osadené a  $4s$ -orbitál obsahuje len jeden elektrón **[Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>1</sup>** a nie [Ar]3d<sup>9</sup>4s<sup>2</sup>. V prípade  $4d$  až  $6d$  prvkov je výnimiek ešte viac.

Tab. 3.1 Základné charakteristiky 3d-prvkov

Značka prvku	Slovenský názov	Z	Elektrónová konfigurácia atómu	Elektronegativita (Pauling)	Molárna hmotnosť / g · mol <sup>-1</sup>	Teplota topenia / °C	Teplota varu / °C	Hustota / g · cm <sup>-3</sup>
Sc	Skandium	21	[Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	1,4	44,956	1539	3,00	III
Ti	Titán	22	[Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	1,5	47,867	1668	4,51	II, III, IV
V	Vanád	23	[Ar]3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	1,6	50,942	1900	6,10	II, III, IV, V
Cr	Chróm	24	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	1,66	51,996	1857	7,19	II, III, IV, V, VI
Mn	Mangán	25	[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	1,55	54,938	1245	7,43	II, III, IV, V, VI, VII
Fe	Železo	26	[Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	1,8	55,845	1535	7,86	II, III
Co	Kobalt	27	[Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	1,9	58,933	1495	8,90	II, III
Ni	Nikel	28	[Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	1,9	58,693	1453	8,90	II, III
Cu	Meď	29	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	1,9	63,546	1083	8,96	I, II
Zn	Zinok	30	[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	1,65	65,38	419,5	7,14	II

\* tučným písmom sú zvýraznené najstabilnejšie oxidačné čísla



## Vlastnosti *d*-prvkov

Prvky *d* majú veľa spoločných vlastností. Niektoré sú spoločné pre prvky v skupinách ale aj pre prvky v periódach. Preto sa často uvádzajú spoločné vlastnosti trojice kovov nielen v skupine ale aj trojice kovov umiestnených v PSP vodorovne vedľa seba. Napríklad vo zvislom smere sú to prvky 3. až 7. skupiny a 11. a 12. skupiny. *d*-prvky 8. až 10. skupiny PSP sú zoskupené do trojic vodorovne. Tieto trojice sa nazývajú triády: **triáda železa** (Fe, Co, Ni), **triáda ľahkých platinových kovov** (Ru, Rh, Pd), **triáda ťažkých platinových kovov** (Os, Ir, Pt). Mnohé vlastnosti môžeme pre *d*-prvky zovšeobecniť. Uvádzame prehľad tých najdôležitejších spoločných fyzikálnych a chemických vlastností *d*-prvkov.

- Všetky *d*-prvky sú kovy, dobre vedú elektrický prúd a sú aj dobrými vodičmi tepla.
- Sú kujné a ťažné, lesklé. Väčšinou sú tvrdé, vynikajú vysokou pevnosťou v ťahu, najmä v ich zmesiach s iným kovom alebo nekovom – v zliatinách, ktoré navzájom kovy medzi sebou tvoria (tab. 3.2).

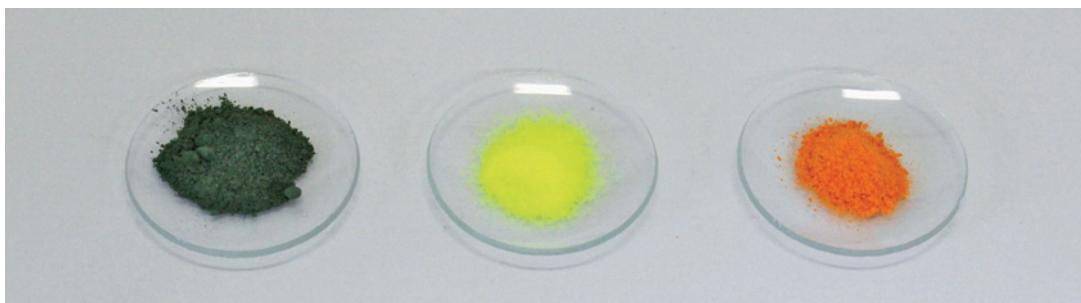
Tab. 3.2 Zloženie vybraných zliatin a ich použitie

Názov zliatiny	Zloženie zliatiny	Použitie zliatiny
Alpaka	Ni, Zn, Cu	Dekoratívne predmety.
Amalgámy	Hg + Ag, Cu, Zn	Zubné lekárstvo.
Bronz	Sn, Cu	Výroba zbraní, zvonov, dekoratívnych predmetov.
Dural	Al, Cu, Mg	Konštrukcia lietadiel.
Konštantán	Ni, Mn, Cu	Výroba termočlánkov a zrkadloviny.
Liatina	Fe, C (s obsahom viac ako 2,14 %), iné prvky (Mn, Si, S)	Strojársky priemysel.
Literína	Sb, Sn, Pb	V tlačiarstve na odlievanie písmen.
Mosadz	Zn, Cu	Hudobné nástroje, dekoratívne predmety, rôzne súčiastky, ložiská.
Nehrdzavejúca oceľ	Fe, C, Cr, Ni	Konštrukčný materiál najmä v jadrovej technike.
Pružinová oceľ	Fe, C, Cr	Pružiny a holiace čepele.
Spájka	Sn, Pb	Spájanie kovov.

- Majú spravidla veľké hodnoty hustoty a vysoké teploty topenia (tab. 3.1). Mimoriadne nízku teplotu topenia má Hg (–38,9 °C), za bežných podmienok je jediným kvapalným kovom.
- Majú malé hodnoty ionizačných energií a tiež elektronegativity (tab. 3.1).
- Ochotne tvoria kationy, väčšina z nich sú redukčné činidlá.
- Vďaka neúplnosti obsadenia *d*-orbitálov valenčnej vrstvy vykazujú ich atómy značnú variabilnosť oxidačných čísel v zlúčeninách (tab. 3.1). Výnimkou sú prvky Zn, Cd a Hg, ktorých atómy majú uzatvorenú elektrónovú konfiguráciu.
- Tvoria farebné zlúčeniny, okrem iónov s prázdnyimi (napr. Sc<sup>3+</sup>) alebo úplne zaplnenými *d*-orbitálmi (napríklad Cu<sup>+</sup>, Ag<sup>+</sup>, Zn<sup>2+</sup>), ktoré sú bezfarebné (tab. 3.3).
- Pri bežných podmienkach sú pomerne stále. Pri zvýšených teplotách sa *d*-prvky priamo zlučujú s viacerými nekovmi, najmä chlór, kyslíkom a sírou.
- Tvoria koordinačné zlúčeniny, v ktorých vystupujú prevažne ako centrálny atóm (akceptor elektrónov do svojich voľných *d*-orbitálov).
- Oxidy *d*-prvkov s nižšími oxidačnými číslami sú väčšinou zásadotvorné (CuO), prípadne amfotérne (MnO<sub>2</sub>), oxidy *d*-prvkov s vyššími oxidačnými číslami sú kyselinotvorné (CrO<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>).
- Mnohé *d*-prvky sú katalyzátormi ako katalyzátory chemických reakcií a biochemických procesov v živých organizmoch.

Tab. 3.3 Farebnosť hydratovaných iónov niektorých 3d-prvkov

Vanád		Chróm		Mangán		Železo		Meď	
V <sup>2+</sup>	fialový	Cr <sup>2+</sup>	modrý	Mn <sup>2+</sup>	svetloružový	Fe <sup>2+</sup>	zelený	Cu <sup>+</sup>	bezfarebný
V <sup>3+</sup>	zelený	Cr <sup>3+</sup>	zelený	Mn <sup>3+</sup>	červeno-hnedý	Fe <sup>3+</sup>	hnedo-žltý	Cu <sup>2+</sup>	modrý
VO <sup>2+</sup>	modrý	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	žltý	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	zelený				
VO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	žltý	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	oranžový	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	fialový				

Obr. 3.2 Farebnosť zlúčenín chrómu v poradí Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

## POKUS

### Farebnosť zlúčenín vanádu v závislosti od jeho oxidačného čísla

K 10 cm<sup>3</sup> roztoku vanadičnanu amónneho (w = 0,01) v banke pridáme 1 cm<sup>3</sup> koncentrovanej kyseliny sírovej. Premiešame, pridáme 3 granulky zinku, zazátkujeme a zmes v banke miešame. Po krátkom čase sledujeme farebnú zmenu (ak by k nej nedochádzalo, pridáme ešte 2 granulky zinku alebo práškový zinok). Pôvodný žltý roztok zmení farbu na modrý, zelený až fialový. Ak k farebnej zmene dochádza veľmi pomaly, k zmesi pridáme niekoľko kryštálikov modrej skalice.

### Výskyt a výroba d-prvkov

Prechodné kovy sa v prírode vyskytujú rýdze alebo v zlúčeninách. Prvky od skandia po železo sa vyskytujú predovšetkým vo forme zlúčenín s kyslíkom (oxidy a kyslíkaté anióny), prvky od železa po zinok vo forme sulfidov. S kovmi v rýdzom stave sa v prírode stretávame veľmi zriedkavo, aj to len v prípade málo reaktívnych kovov ako je napríklad zlato, striebro či platina.

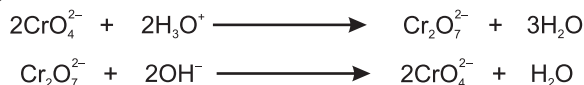
Kovy sa získavajú z ich rúd. Spôsob ich výroby závisí od chemického zloženia príslušnej rudy. Ťažba rúd a výroba kovov je energeticky náročná a často je sprevádzaná rizikami kontaminácie životného prostredia (najmä vznik SO<sub>2</sub>). **Pri výrobe kovov sa uplatňujú predovšetkým postupy: tepelný rozklad, redukčné procesy a elektrolýza.** Niektoré už poznáte, napríklad výrobu sodíka a hliníka. Opísaná bola aj podstata aluminotermie, t.j. získavanie kovov z ich oxidov redukciami hliníkom (časť 2.1). Často používaným redukčným činidlom pri výrobe kovov je uhlík alebo oxid uhoľnatý.

V ďalších častiach tejto kapitoly sa budeme podrobnejšie venovať vybraným d-prvkom prípadne ich skupinám. Ide o prvky chróm, mangán, železo, kovy skupiny meď a skupiny zinok.

### 3.1 Chróm

Chróm je striebrolesklý, veľmi tvrdý kov. Na vzduchu je stály, reaguje s kyselinou chlorovodíkovou a sírovou. **V kyseline dusičnej sa chróm pasivuje**, pokrýva sa ochrannou vrstvičkou oxidu  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . Na vzduchu je odolný proti korózii.

Chróm tvorí pomerne široké spektrum zlúčenín s atómom chrómu v rôznych oxidačných číslach. Medzi najznámejšie patrí **oxid chromitý  $\text{Cr}_2\text{O}_3$** , ktorý je amfotérny a vo vode nerozpustný. Rozpúšťaním **oxidu chromového  $\text{CrO}_3$**  vzniká kyselina chrómová  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  s veľmi silnými oxidačnými účinkami. V laboratóriu sa pripravuje reakciou dichrómanu draselného s koncentrovanou kyselinou sírovou. Táto zmes sa nazýva **chromsírová zmes** a v chemických laboratóriách sa používa na čistenie laboratórneho skla a nádob. **Chrómany  $\text{M}_2\text{CrO}_4$  a dichrómany  $\text{M}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  majú oxidačné vlastnosti. Zlúčeniny chrómu s oxidačným číslom VI sú vysoko toxické, karcinogénne.** Zmenou pH prostredia možno ovplyvňovať ich vzájomnú premenu. Vodné roztoky chrómanov sú stále iba v alkalickom prostredí. Okyslením ich roztokov sa menia na dichrómany.



K premene dichrómanu na chromitú zlúčeninu dochádza napríklad pri tepelnom rozklade dichrómanu amónneho za vzniku dusíka, oxidu chromitého a vody (časť 2.4 pokus príprava dusíka). Redukcia dichrómanov na chromité soli je podstatou detekcie alkoholu pri dychovej skúške, dichrómany sú redukované vydychovaným etanolom.



**Chróm s oxidačným číslom III je pre človeka vo veľmi nízkych koncentráciách biogénnym prvkom.** Vo forme komplexnej zlúčeniny sa zúčastňuje biochemického využitia glukózy, udržiava hladinu glukózy v krvi. Zodpovedá aj za udržanie normálnej hladiny cholesterolu a lipoproteínov v krvi. Ovplyvňuje syntézu bielkovín, mastných kyselín, nukleových kyselín DNA a RNA. Jeho nedostatok je príčinou vzniku porúch metabolizmu inzulínu. Ióny  $\text{Cr}^{3+}$  sa v ľudskom organizme nachádzajú vo všetkých tkanivách a tekutinách najmä v obličkách, slezine, nadsemeníkoch a semenníkoch. Najväčšie množstvo chrómu sa hromadí vo vlasoch. Chróm je základnou zložkou dostupných prípravkov určených na redukciu hmotnosti, pretože svojim pôsobením v organizme vplyva na zníženie vnemu potreby konzumácie sladkosti.

**Chróm sa vyrába prevažne aluminotermicky** alebo redukciou minerálu **chromitu  $\text{Cr}_2\text{O}_3$**  uhlíkom. **Pridavkom chrómu a niklu do ocele sa získava nehrdzavejúca oceľ** (tab. 3.2), ktorá odoláva vlhkosti a kyselinám a vyznačuje sa vysokou tvrdosťou. Vyrábajú sa z nej príbory, chirurgické nástroje, guľové ložiská. Chróm sa využíva aj v galvanizácii, slúži na **elektrolytické pokovovanie – pochromovanie** kovov tenkou vrstvičkou chrómu. Farebné zlúčeniny chrómu sa využívajú pri výrobe farbív alebo slúžia ako samotné pigmenty. Sú to **oxid chromitý** nazývaný **chrómová zeleň** a chróman olovnatý známy ako **chrómová žlt'**.

### 3.2 Mangán

Mangán je striebrolesklý, veľmi tvrdý krehký kov. Na vlhkom vzduchu sa oxiduje. V zriedených kyselinách aj zásadách sa rozpúšťa za vyvíjania vodíka; vznikajú manganaté soli. V podobe prášku reaguje s vodou. Mangán sa nepasivuje. Najvýznamnejšou rudou mangánu je **pyroluzit  $\text{MnO}_2$** , z ktorého sa mangán získava aluminotermicky.

Zo zlúčenín mangánu sú najznámejšie **oxid manganičitý  $\text{MnO}_2$**  a **manganistan draselný  $\text{KMnO}_4$** . Obidve zlúčeniny sa používajú ako silné oxidačné činidlá. Oxid manganičitý pôsobí pri mnohých chemických reakciách ako katalyzátor. Manganistan draselný, známy pod názvom hypermangán, je tmavofialová kryštalická látka, ktorá sa veľmi dobre rozpúšťa vo vode. Má výrazné dezinfekčné účinky.

Mangán sa používa ako prísada do ocele, čím sa získava mangánová oceľ vhodná na výrobu veľmi namáhaných strojových súčiastok. Vďaka svojej schopnosti redukovať sa a meniť farbu je základnou látkou v oxidačno-redukčnej titračnej metóde – **manganometrii**.

Význam **mangánu** pre živé organizmy bol zistený nedávno. Vyskytuje sa vo všetkých bunkách ľudského organizmu, najviac v bunkách kostí, pečene, pankreasu a obličiek. Mangán je súčasťou niektorých enzýmov. Podieľa sa na normálnej funkcii centrálnej nervovej sústavy. Spolu so železom a meďou je zodpovedný za správny vývoj buniek.

### 3.3 Železo

**Železo je najdôležitejším kovom spomedzi prechodných prvkov.** Čisté železo je striebrolesklý mäkký a kujný kov bez technického významu. Význam má tzv. technické železo. Vyznačuje sa feromagnetickými vlastnosťami, ktoré zvyšovaním teploty stráca.

V zriedených kyselinách sa železo rozpúšťa, vzniká železnatá soľ a vodík. S alkalickými hydroxidmi železo nereaguje. **V koncentrovanej kyseline sírovej aj dusičnej sa železo pasivuje.**

Pri bežnej teplote je železo málo reaktívne, pri zvýšenej teplote sa zlučuje napríklad s kyslíkom, sírou a chlóróm. V zlúčeninách majú atómy kyslíka oxidačné číslo II alebo III. **Stabilnejšie sú zlúčeniny s atómom železa s oxidačným číslom III**, pretože v tomto stave nadobúda atóm železa elektrónovú konfiguráciu  $[Ar]3d^5$ .

**Oxid železnatý FeO** vzniká ako medziprodukt pri výrobe železa. Nie je stabilný a pri nižších teplotách disproportionuje na **oxid železnato-železitý Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>** a **železo**.



**Oxid železitý Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** sa využíva ako pigment. **Hydroxid železitý Fe(OH)<sub>3</sub>** vzniká reakciou alkalického hydroxidu s roztokom železitých solí. Vylúči sa ako hnedá objemná zrazenina. Z ďalších zlúčenín železa je významný **chlorid železitý FeCl<sub>3</sub>**, ktorý z vodného roztoku kryštalizuje ako hexahydrát. Používa sa ako moridlo a ako katalyzátor v organickej syntéze. Je to čiernohnedá tuhá, silne hygroskopická látka. Vzniká reakciou hydroxidu železitého s kyselinou chlorovodíkovou (reakciou železa s kyselinou chlorovodíkovou vzniká chlorid železnatý). **Síran železnatý FeSO<sub>4</sub>** vzniká reakciou železa so zriedenou kyselinou sírovou, z vodných roztokov kryštalizuje ako heptahydrát známy pod názvom zelená skalica (časť 2.7). Z ďalších síranov je známa **Mohrova soľ**, ktorá sa využíva v analytickej chémii. Je to podvojná soľ – **hexahydrát síranu diamonno-železnateho Fe(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O**. V analytickej chémii, konkrétne pre dôkaz železnatých a železitých kationov, majú význam **hexakyno-železnatan draselný K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] · 3H<sub>2</sub>O** – žltá krvná soľ a **hexakyno-železitan draselný K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] · 3H<sub>2</sub>O** – červená krvná soľ. **Uhličitanom železnatým FeCO<sub>3</sub>** nachádzajúcim sa v prírode preteká voda s rozpusteným oxidom uhličitým a vzniká rozpustný Fe(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, ktorý je obsiahnutý v tzv. „železitých“ minerálnych vodách. Vzniknutý hrdzavý zákal vo fľaši so železitou minerálnou vodou je zoxidovaný hydrogenuhličitan na hydratovaný oxid železitý Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · xH<sub>2</sub>O.

#### Korózia

Mnohé kovy podliehajú korózii, čo prináša veľké materiálne a ekonomické straty. Vo všeobecnosti rozumieme pod pojmom **korózia** rozrušovanie látky vplyvom prostredia, v ktorom sa látka nachádza. Poznáme viac druhov korózie napríklad **chemická** (pôsobenie vzdušného kyslíka na kovy) alebo **elektrochemická korózia**. Pri kovoch sa častejšie stretávame s elektrochemickou koróziou, pretože sú vystavené pôsobeniu nielen vzdušného kyslíka ale aj vzdušnej vlhkosti. Vzdušná vlhkosť je kondenzovaná na vodu, ktorá obsahuje v nej rozpustené látky zo vzduchu: CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, NO<sub>x</sub>, v zimnom období aj NaCl. Voda sa na povrchu kovu stáva elektrolytom a kovy tvoria elektródy. Vzniká tzv. lokálny galvanický článok, v ktorom prebiehajú elektrochemické deje, pri ktorých sa korodujúci kov rozpúšťa.



Na miestach, kde sú prítomné len atómy jedného kovu, do vody na jeho povrchu prechádza len malá časť jeho iónov, rovnováha medzi atómami a iónmi kovu sa ustáli, k ďalšej oxidácii už nedochádza.

Elektrochemickej korózii vo veľkej miere podlieha železo. **Železo obsahuje uhlík. Elektrolytom je voda s rozpustenými látkami**, anódou je železo a katódou je uhlík. Na anóde dochádza k oxidácii železa na železnaté kationy, ktoré sú primárnym produktom korózie, na anóde dochádza k redukcii vzdušného kyslíka na hydroxidové anióny.

**Anóda (Fe):**  $\text{Fe (s)} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$      **Katóda (C):**  $\text{O}_2 \text{ (g)} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^- \text{ (aq)}$   
 Železnaté kationy sú vo vode kyslíkom oxidované na železité, ktoré spolu s hydroxidovými aniónmi tvoria **hydroxid železitý**  $\text{Fe(OH)}_3$  alebo **hydroxid-oxid železitý**  $\text{FeO(OH)}$ , ktoré sú sekundárnym produktom korózie. **Tieto dve zlúčeniny sú hlavnými zložkami hrdze, ktorá sa pri korózii vylučuje na povrchu železa.**

Často sa ako produkt korózie uvádza **hydratovaný oxid železitý** považovaný za základnú zložku **hrdze**. Deje prebiehajúce pri korózii železa môžeme sumárne zapísať chemickou rovnicou:



Proti korózii sa kovové predmety chránia **rôznymi nátermi**. Pred ich aplikáciou je potrebné povrch kovu dobre očistiť alebo použiť špeciálnu farbu, ktorá s hrdzou reaguje. Kovy možno pred koróziou chrániť aj **pasiváciou** – vytvorením ochrannej vrstvičky na ich povrchu, najčastejšie ponorením do koncentrovaných kyselín. Povrch železných predmetov sa pred koróziou chráni nanášaním vrstvičky iného kovu – **galvanické pokovanie**, napríklad chrómu, niklu alebo zinku. Z hľadiska ochrany je dôležité, aby vytvorená ochranná vrstva bola kompaktná.



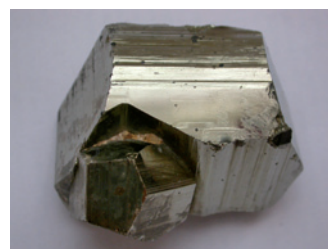
Obr. 3.3 Hrdza – produkt korózie železa

**Železo je dôležitý biogénny prvok, makroprvok.** Je súčasťou molekúl hemoglobínu a iných biologicky významných látok. Hemoglobín je červené krvné farbivo, nachádza sa v červených krvinkách (erytrocytoch). Zabezpečuje prenos kyslíka z pľúc do tkanív. Nedostatok železa sa prejavuje chudokrvnosťou (anémiou). Hlavným zdrojom železa v potrave sú vnútorosti (pečeň, srdce) a mäso, ale aj strukoviny, listová zelenina a paradajky. Do organizmu sa železo vstrebáva vo forme železnatej soli. Doporučený denný príjem železa v potrave je 1 mg.

### Výroba železa

Železo sa vyrába hutníckym spôsobom vo vysokých peciach (obr. 3.5) z rúd železa a následnou redukciiu jeho oxidov uhlíkom alebo oxidom uhoľnatým pri vysokých teplotách. Rudy sa pred spracovaním vo vysokej peci upravujú, napríklad pražením sa premieňajú na oxidy alebo sa zbavujú vody a síry. Na dosiahnutie priemerného obsahu železa a hospodárnej prevádzky vysokej pece sa miešajú rôzne rudy – tento proces sa nazýva homogenizácia. Do procesu vstupujú nasledujúce suroviny s obsahom železa a prebiehajú tieto hlavné deje:

**Železo je po kyslíku, kremíku a hliníku štvrtým najrozšírenejším prvkom na Zemi a najrozšírenejším prechodným prvkom.** Nezlúčené železo sa v prírode vyskytuje minimálne, a ak, tak jeho pôvod je meteorický. Roztavené železo spolu s niklom tvoria zemské jadro. Vyskytuje sa predovšetkým vo forme zlúčenín – oxidy a uhličitany. Najznámejšími železnými rudami sú: **hematit** (krveľ)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , **magnetit** (magnetovec)  $\text{Fe}_3\text{O}_4 = \text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$  (oxid železnato-železitý), **limonit** (hneďeľ)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , **siderit** (ocieľok)  $\text{FeCO}_3$  a **pyrit**  $\text{FeS}_2$ .

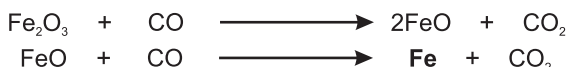


Obr. 3.4 Minerály železa v poradí siderit a pyrit (foto: S. Jeleň)

1. Vysoká pec sa plní cez otvor sadzobne striedavo: **koksom** (redukčné činidlo), **železnou rudou a troskotvornou** prísadou (najčastejšie vápencom). Táto zmes postupne v peci klesá, vysušuje sa. V pásme pece s teplotným rozpätím 500 – 1000 °C dochádza k termickému rozkladu vápenca.



2. Do spodnej časti pece sa neustále vháňa horúci vzduch obohatený o kyslík, ktorým sa oxiduje uhlík na oxid uhoľnatý. Oxid uhoľnatý v tzv. redukčnom pásme okolo teploty 900 °C **nepriamo redukuje oxidy železa na tuhé pórovité surové železo**.



3. Najväčšie množstvo železa vzniká v spodnej časti vysokej pece pri vyššej teplote. Dochádza k **priamej redukcii oxidu železnatého uhlíkom**. V tejto zóne tiež dochádza k prenikaniu uhlíka do železa (uhlík vzniká spolu s oxidom uhličitým rozkladom oxidu uhoľnatého).



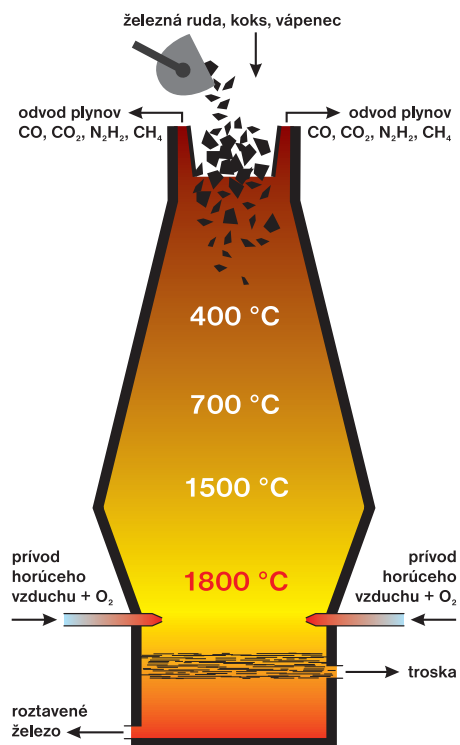
4. Surové železo sa zhromažďuje v spodnej časti pece, v teplotnom pásme okolo 1800 °C. Na povrchu železa sa usádza tzv. **troska** (má menšiu hustotu ako železo), ktorá chráni železo pred oxidáciou vháňaným horúcim vzduchom. Troska je zmes rôznych látok a nečistôt, predovšetkým kremičitanu vápenatého (vzniká reakciou oxidu vápenatého, vzniknutého rozkladom vápenca) s oxidom kremičitým (obsiahnutým v hlušine, ktorá je súčasťou troskotvorných prísad).



5. Surové železo sa s troskou vypúšťa z vysokej pece tzv. odpichnutím, každé osobitným otvorom (otvor pre odpich trosky je umiestnený vyššie ako otvor pre odpich surového železa). Troska sa používa v stavebníctve, napríklad pri výrobe cementu alebo tvárnic. Plyny z vysokej pece odchádzajú ich stúpaním cez otvory vedľa otvorov sadzobne.

Vysoká pec je stavba, ktorá je vysoká 30 až 50 m a široká 7 – 10 m. Zvnútra je pokrytá žiaruvzdorným materiálom, zvonku je chladená. Vysoká pec pracuje nepretržite niekoľko rokov. Najväčšími výrobcami ocele na Slovensku sú U.S. Steel Košice a Železiarne Podbrezová.

**Surové železo** je tvrdé a krehké, nie je kujné. Okrem železa obsahuje ďalšie prímеси, predovšetkým uhlík vo forme grafitu alebo vo forme cementitu  $\text{Fe}_3\text{C}$ . Z ďalších prímеси je to predovšetkým P, Si, S a Mn. Prímеси sa odstraňujú rôznymi technologickými postupmi v konvertoroch alebo elektrických peciach. Odstraňovanie prímеси zo surového železa sa nazýva aj skujňovanie železa. Časť surového železa sa spracuje na **liatinu** (napríklad radiátory), ktorá obsahuje 2 až 4 % uhlíka. Väčšina sa však spracuje na **ocel'**. **Obsah uhlíka v oceli je menší ako 1,7 %**, nazýva sa aj kujné železo. Vlastnosti ocele ovplyvňuje okrem obsahu uhlíka aj obsah ďalších nekovových prvkov. Prídavkom niektorých prísad do ocele sa získavajú rôzne druhy ocelí s požadovanými vlastnosťami, napríklad nehrdzavejúca ocel', do ktorej sa pridáva chróm a nikel (tab. 3.2).



Obr. 3.5 Schéma vysokej pece

### 3.4 Kovy skupiny medi

Kovy skupiny medi patria do 11. skupiny periodickej sústavy prvkov. Spolu s meďou sem patrí striebro Ag a zlato Au (do tejto skupiny patrí aj prvok roentgenium Rg, ktorému sa nebudeme venovať). Všetky tri kovy majú výrazný kovový vzhľad. V minulosti boli všetky využívané na výrobu mincí. Ich ťažba na Slovensku bola veľmi rozšírená (meď – Špania Dolina, striebro – Banská Štiavnica, zlato – Kremnica).

Meď, striebro a zlato sú mimoriadne ťažné a kujné kovy. Zlato má najväčšiu ťažnosť a kujnosť zo všetkých známych prvkov. Sú výbornými vodičmi tepla a elektrického prúdu, najlepším je striebro. Meď, striebro a zlato sú málo reaktívne kovy. Sú ušľachtilé, rozpúšťajú sa iba v kyselinách so silnými oxidačnými účinkami. Tieto kovy sa vyznačujú veľkou ochotou tvoriť koordinačné zlúčeniny.

**Meď** je mäkký červenohnedý kov. Atómy medi sú v zlúčeninách najstabilnejšie v oxidačnom čísle II. Často tvoria aj zlúčeniny s oxidačným číslom I. Na vzduchu sa účinkom kyslíka, oxidu uhličitého a vzdušnej vlhkosti pokrýva zelenou vrstvičkou dihydroxid-uhlíčitanu meďnatého  $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$  nazývaného **medenka**. Môžeme ju vidieť na strechách pokrytých medeným plechom. Rozpusťné zlúčeniny meďnaté vytvárajú vo vode modré hexaakvamednaté kationy.

Meď sa rozpúšťa v kyseline dusičnej a horúcej koncentrovanej kyseline sírovej. Koncentrovaná kyselina dusičná reaguje s meďou za vzniku oxidu dusičitého (hnedé sfarbenie), kým reakciou so zriedenou kyselinou vzniká oxid dusnatý (časť 2.4).



Obr. 3.6 Meď – agregát nedokonalých kryštálov medi v kremeni (foto: Š. Ferenc)



Meď pri vyšších teplotách reaguje s mnohými nekovmi. Nereaguje s uhlíkom, vodíkom a dusíkom. S kyslíkom tvorí meď **oxid meďný**  $\text{Cu}_2\text{O}$  (červený) a **oxid meďnatý**  $\text{CuO}$  (čierny). Obidva oxidy sú nerozpustné vo vode. Meďnaté soli kyslíkatých kyselín sú vo vode dobre rozpustné, tvoria modré až modrozelené roztoky. Najznámejšou soľou je **pentahydrát síranu meďnatého**  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , známy aj pod triviálnym názvom **modrá skalica**. Bezvodý síran meďnatý je biela kryštalická látka, silne hygroskopická. Môžeme ju získať jednoducho – dehydratáciou modrej skalice. Pohlcovaním vzdušnej vlhkosti bezvodý síran meďnatý modrie.



Obr. 3.8 Kryštál modrej skalice



Obr. 3.7 Reakcia medi s konc.  $\text{HNO}_3$

#### POKUS

##### Dehydratácia modrej skalice

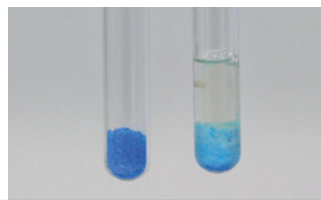
Modrú skalicu môžeme dehydratovať jej žiňaním alebo pridaním koncentrovanej kyseliny sírovej. Skúmavku s malým množstvom modrej skalice zahrievame v plameni kahana. Pozorujeme, že jej modrá farba postupne bledne a na okrajoch v kontakte so stenou skúmavky vzniká biely kryštalický bezvodý síran meďnatý. Žiňaním hydrát stráca vodu a stáva sa z neho bezvodá soľ. Odparenú vodu pozorujeme skondenzovanú na stenách skúmavky pri jej ústi (obr. 3.9).

Obr. 3.9 Dehydratácia modrej skalice žiňaním

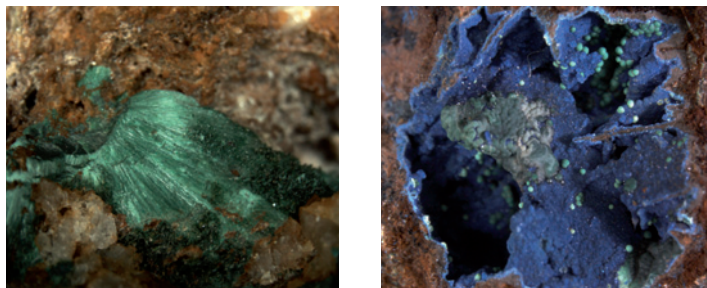


Ďalšou z možností dehydratácie modrej skalice je prídanie koncentrovanej kyseliny sírovej, ktorá sa vyznačuje silnými dehydratačnými účinkami. Po jej prídaní modrá skalica postupne bledne, čo je dôkazom, že sa znižuje množstvo viazanej vody v modrej skalici (obr. 3.10).

Obr. 3.10 Dehydratácia modrej skalice koncentrovanou kyselinou sírovou



V prírode sa meď nachádza predovšetkým vo forme sulfidov **chalkozín  $\text{Cu}_2\text{S}$** , **kovelín  $\text{CuS}$** , **chalkopyrit  $\text{CuFeS}_2$** . Z ďalších zlúčenín sú to: **kuprit  $\text{Cu}_2\text{O}$** , **malachit  $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$**  a **azurit  $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$** . Meď sa vyrába zo sulfidových rúd čiastočnou oxidáciou, následne sa čistí elektrolyticky. Veľké množstvo medi sa spotrebuje pri výrobe zliatin predovšetkým **bronzu** ( $\text{Cu} + \text{Sn}$ ) a **mosadze** ( $\text{Cu} + \text{Zn}$ ) (tab. 3.2). Meď sa používa v elektrotechnike. Má antibakteriálne účinky. Veľký význam má modrá skalica, ktorá sa používa v galvanotechnike na prípravu iných meďnatých zlúčenín, v **poľnohospodárstve ako fungicíd** a v medicíne ako antiseptikum.



Obr. 3.10 Minerály medi v poradí malachit, azurit (foto: Š. Ferenc)

**Meď je po železe a zinku tretím najvýznamnejším biogénnym d-prvkom.** Vyskytuje sa predovšetkým v pečeni, kostiach a krvi. Najvýznamnejšou biochemickou funkciou medi je jej účasť na tvorbe hemoglobínu. Je súčasťou niektorých enzýmov napríklad enzýmu nevyhnutného na tvorbu melanínu (pigment kože a vlasov).

**Striebro** je biely lesklý kov. Na vzduchu sčernie v dôsledku vzniknutého sulfidu strieborného  $\text{Ag}_2\text{S}$ . Podobne ako meď, reaguje s koncentrovanou kyselinou dusičnou a sírovou za vzniku príslušných solí. Zo zlúčenín sú známe **halogenidy striebra  $\text{AgX}$** .

Striebro sa vyskytuje predovšetkým vo forme zlúčenín najmä ako minerál **argentit  $\text{Ag}_2\text{S}$** . Vzniká ako vedľajší produkt niektorých výrob (medi, zinku a pod.). Získava sa aj tzv. kyanidovým spôsobom, prídavkom roztoku kyanidu a následnou redukciami, čo však zafažuje životné prostredie. Svoje využitie nachádza v elektrotechnike, tiež na výrobu amalgámov a šperkov. Kovové striebro má antibakteriálne účinky. Veľmi významný je dezinfekčný účinok strieborných kationov  $\text{Ag}^+$ .

**Zlato** je pomerne mäkký žltý kov. Z kovov skupiny medi je najmenej reaktívny. Reaguje len s lúčavkou kráľovskou ( $\text{HCl} : \text{HNO}_3$  v pomere 3 : 1), podobne ako platina. Atóm zlata je najstabilnejší v zlúčeninách s oxidačným číslom III. Zo zlúčenín sú známe **oxid zlatitý  $\text{Au}_2\text{O}_3$**  a tiež **halogenidy zlatité  $\text{AuX}_3$** . Vyskytuje sa ako rýdze v rozptýlenej forme. Tak ako striebro získava sa kyanidovým spôsobom. Z oblastí s výskytom zlata je ho možné získať tzv. ryžovaním. V zubnom lekárstve sa používa na výrobu tzv. zlatých koruniek. Je známym drahým kovom. Jeho obsah sa uvádza v karátoch. **Karát** je označenie miery rýdzosti. Rýdzosť jedného karátu znamená, že vzácny kov tvorí  $\frac{1}{24}$  hmotnosti zliatiny. Preto 24-karátové zlato je rýdze zlato obsahujúce  $\frac{24}{24}$  (99,99 %) čistého zlata. 18-karátové zlato obsahuje 75 % zlata a 14 karátové zlato obsahuje 58,3 % zlata.

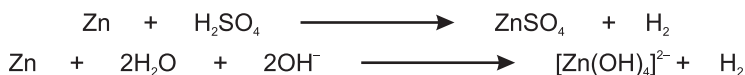


### 3.5 Kovy skupiny zinku

Kovy skupiny zinku zaraďujeme do 12. skupiny periodickej sústavy prvkov. Spolu so zinkom sem patria kadmium Cd a ortuť Hg (do tejto skupiny patrí aj prvok copernicium Cn, ktorému sa nebudeme venovať). Charakteristická vlastnosť týchto prvkov, ktorú sme v úvode *d*-prvkov už spomínali, je, že nie sú schopné pre tvorbu väzieb využiť valenčné *d*-orbitály. Preto typické a maximálne oxidačné číslo ich atómov je II. V oxidačnom čísle I sa vyskytuje atóm ortuti, ktorý sa stabilizuje vytvorením skupiny (Hg–Hg)<sup>2+</sup>.

Zinok a kadmium sú striebrolesklé, pomerne mäkké kovy. Ortuť je jediným kvapalným, tiež striebrolesklým kovom. Na povrchu sa pokrývajú tenkou ochrannou vrstvičkou. Zinok a kadmium sú neušľachtiteľné kovy, ortuť je ušľachtiteľný kov. **Všetky tri kovy reagujú s kyselinou dusičnou a koncentrovanou kyselinou sírovou.**

**Zinok** sa v prírode vyskytuje iba viazaný v zlúčeninách. Jeho najznámejšou rudou je **sفالerit ZnS**. Získava sa pražením svojich rúd, pričom vzniká oxid zinočnatý, ktorý sa redukuje uhlíkom alebo sa zinok z neho získava elektrolyticky. Zinočnaté soli môžeme jednoducho pripraviť reakciou kyselín so zinkom, v závislosti od použitej koncentrácie kyseliny vznikajú rôzne plyny. **Zinok ako aj jeho zlúčeniny oxid zinočnatý ZnO a hydroxid zinočnatý Zn(OH)<sub>2</sub> sú amfotérne látky.** Zinok reaguje ako s kyselinami a ich roztokmi, tak aj s roztokmi hydroxidov, kedy vzniká tetrahydroxozinočnanový anión.



**Zinok je v poradí druhým najvýznamnejším biogénnym *d*-prvkom.** Telo dospelého človeka obsahuje v priemere 2 g zinku, rozložený je nerovnomerne. Najviac sa ho nachádza v priečne pruhovaných svaloch, koži, vlasoch, nechtoch, kostiach. Značné množstvo zinku obsahuje krv. Zinok zohráva dôležitú funkciu pri syntéze nukleových kyselín a bielkovín. Je priamo zapojený do plnenia imunologických, endokrinných, zmyslových a neurologických funkcií. Zinok zasahuje do bunkového rastu, je významnou zložkou látok zodpovedných za stabilizáciu membrán a je súčasťou mnohých enzýmov.

Zinok sa využíva v galvanickom pokovovaní. Vo veľkej miere sa pre automobilový priemysel oceľové plechy práve pozinkovávajú. Známý je aj svojím použitím pri výrobe suchých galvanických článkov. Je súčasťou mnohých zliatin. K najvýznamnejším zlúčeninám zinku patrí oxid zinočnatý ZnO, ktorý je východiskovou látkou prípravy ďalších zlúčenín zinku. Pod názvom **zinková beloba** sa používa ako pigment. Používa sa aj v dermatológii, pretože je voči koži inertný, a preto je súčasťou krémov a masťí určených na liečenie rôznych kožných ochorení.

**Kadmium** sa svojimi chemickými vlastnosťami podobá zinku. **Kademnaté zlúčeniny sú mimoriadne toxické.** Ak dôjde ku kontaminácii ľudského organizmu, ukladajú sa predovšetkým v obličkách a pečeni. Kadmium sa používa pri výrobe galvanických článkov, akumulátorov a taktiež na ochranu proti korózii a ako absorbér neutrónov v jadrových reaktoroch – kadmiové tyče (pohlcujú neutróny, čím optimalizujú priebeh štiepnej reťazovej reakcie).

**Ortuť** sa vyznačuje schopnosťou rozpúšťať iné kovy a tvoriť tak zliatiny nazývané **amalgámy**. Ich výbornou vlastnosťou je, že pri laboratórnej teplote sú kvapalné alebo plastické, čo je pozitívom pre ich použitie v stomatológii ako zubné výplne (tzv. plomby). Tiež sú používané na pozlátenie a postriebrenie predmetov. Jedinou významnou rudou ortuti je **cinabarit (rumelka) HgS**. Ortuť sa používa do výbojok, meracích prístrojov (barometre, polarografy) a pri výrobe vákuovej techniky. Služí ako elektróda. V minulosti sa ortuť používala ako náplň do teplomerov. **Zlúčeniny ortuti ako aj jej pary sú veľmi toxické.**

#### KLÚČOVÉ UČIVO

- Všetky *d*-prvky sú kovy. Vyznačujú sa mnohými spoločnými vlastnosťami, napríklad veľkou variabilitou ich oxidačných čísel, farebnosťou zlúčenín či schopnosťou tvoriť koordinačné zlúčeniny.
- Jediným kvapalným kovom za normálnych podmienok je ortuť. Rozpúšťa mnohé kovy a vytvára tak zliatiny nazývané amalgámy.

- Železo je štvrtým najrozšírenejším prvkom na Zemi.
- Čisté železo je neušľachtilý kov. V koncentrovanej kyseline dusičnej a sírovej sa pasivuje.
- Atómy železa sa v zlúčeninách vyskytujú v oxidačných číslach II a III, stabilnejšie sú zlúčeniny s oxidačným číslom železa III.
- Železo vplyvom vzdušnej vlhkosti podlieha korózii, hrdzavie.
- Železo je významným biogénnym prvkom, je makroprvok. Je súčasťou červeného krvného farbiva hemoglobínu, ktorý zabezpečuje prenos kyslíka krvou.
- Železo sa vyrába redukciou rúd oxidom uhoľnatým alebo uhlíkom vo vysokej peci.
- Surové železo je nekujné, jeho skujňovaním sa znižuje obsah uhlíka pod 1,7 % a získava sa oceľ.
- Oceľ je najdôležitejšou zliatinou železa a najrozšírenejším konštrukčným materiálom.
- Meď je ušľachtilý kov červenohnedej farby. Je výborným vodičom elektrického prúdu a tepla.
- Najstabilnejšie oxidačné číslo atómu medi v zlúčeninách je II.
- Na vzdušnej vlhkosti sa pokrýva vrstvičkou nazývanou medenka.
- Meď je významným biogénnym prvkom. Zúčastňuje sa na tvorbe hemoglobínu, je súčasťou niektorých enzýmov.
- Meď tvorí veľký počet zlúčenín s mnohými možnosťami ich použitia. Najvýznamnejšou je modrá skala  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , používaná ako fungicid.
- Zinok je neušľachtilý striebrolesklý kov, má amfotérne vlastnosti spolu s oxidom a hydroxidom zinočnatým.
- V zlúčeninách sa atóm zinku vyskytuje v oxidačnom čísle II.
- Zinok sa používa pri galvanickom pokovovaní.
- Zinok je významný biogénny prvok.
- Zlúčeniny kadmia a ortuti sú veľmi toxické. Toxické sú aj pary ortuti.

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Vyznačte, ktoré z uvedených vlastností sú charakteristické pre *d*-prvky.
  - a) farebnosť zlúčenín,
  - b) nízke teploty topenia,
  - c) tvorba komplexných zlúčenín,
  - d) nízke oxidačné čísla,
  - e) veľká variabilita oxidačných čísel v zlúčeninách,
2. Doplňte reaktanty a produkty chemických reakcií a upravte ich na chemické rovnice:
  - a)  $\text{Zn} + \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
  - b)  $\text{ZnO} + \text{C} \longrightarrow \text{Zn} + \text{CO}$
  - c)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
  - d)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (zried.)} \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
  - e)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \longrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
  - f)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - g)  $\text{HgO} \xrightarrow{t} \text{Hg} + \text{O}_2$
3. Určte oxidačné čísla atómov *d*-prvkov v časticiach:  $\text{ZnS}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cu(NO}_3)_2$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Fe(NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{VO}_3^-$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .
4. Vyberte z chemických rovníc tie, v ktorých *d*-prvok vystupuje ako redukovoadlo.
  - a)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
  - b)  $2\text{Na} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}$
  - c)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - d)  $\text{ZnO} + \text{C} \longrightarrow \text{Zn} + \text{CO}$

5. Vyberte z chemických rovníc tie, v ktorých *d*-prvok vystupuje ako oxidovadlo.
- a)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{KNO}_3 + 4\text{KOH} \longrightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 3\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- b)  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \longrightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- c)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- d)  $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 5\text{O}_2 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
6. Vyberte, ktorá z chemických rovníc vyjadruje reakciu železa so zriedenou a ktorá s koncentrovanou kyselinou sírovou. Vysvetlite rozdiely.
- a)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$
- b)  $\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7. Napište názvy aspoň troch *d*-prvkov, ktoré:
- zaraďujeme medzi biogénne prvky,
  - patria medzi ušľachtilé kovy,
  - patria medzi neušľachtilé kovy,
  - sa v prírode nachádzajú v rýdzej forme.
8. Napište chemickú značku a názov *d*-prvku, ktorý:
- sa používa v teplomeroch a tlakomeroch,
  - je najrozšírenejším kovom na Zemi,
  - je najlepším vodičom elektrického prúdu,
  - sa ťaží v rýdzej forme a spracováva sa kyanidovým spôsobom.
9. Napište názvy aspoň troch *d*-prvkov, ktorých zlúčeniny sa vyznačujú farebnosťou.
10. Doplňte tvrdenie: ..... je zliatina medi a cinu.
11. Doplňte tvrdenie: ..... je zliatina zinku a medi.
12. Napište, ako sa spoločným názvom nazývajú zliatiny ortuti.
13. Napište:
- akú funkciu plní hemoglobín v ľudskom organizme,
  - ktorý kovový prvok sa nachádza v štruktúre hemoglobínu.
14. Vyberte správne tvrdenie.
- Železo je ušľachtilý kov.
  - Železo sa v elektrochemickom rade napätia kovov nachádza naľavo od vodíka.
  - Železo reaguje so zriedenou kyselinou dusičnou za vzniku kyselika.
  - Železo sa vyrába redukciou zo železných rúd.
15. Vyberte správne tvrdenie.
- Meď je ušľachtilý kov.
  - Meď sa v elektrochemickom rade napätia kovov nachádza naľavo od vodíka.
  - Meď reaguje iba s kyselinami, ktoré majú oxidačné účinky.
  - Meď je dobrým vodičom tepla a elektriny.
16. Vysvetlite, prečo je tuhý bezvodý síran meďnatý biela látka a prečo po jej rozpustení vzniká modrý roztok. Tiež vysvetlite, prečo potom následnou kryštalizáciou vzniká modrá kryštalická látka.
17. Napište názvy prvkov, ktoré tvoria základ zemského jadra.
18. Napište názov aspoň jedného *d*-prvku štvrtej periódy periodického systému prvkov, ktorý sa vo svojich zlúčeninách vyskytuje v oxidačnom čísle:
- a) II,                      b) III,                      c) IV,                      d) V,                      e) VI.
19. Vypočítajte, koľko gramov striebra vznikne tepelným rozkladom 20 g oxidu stieborného.
20. Vypočítajte, koľko gramov modrej skalice potrebujeme na prípravu 2 dm<sup>3</sup> roztoku CuSO<sub>4</sub> s jej hmotnostným zlomkom *w* = 0,05.

# ORGANICKÁ CHÉMIA

## 4 Charakteristika a rozdelenie organických látok

Rozdelenie chémie na anorganickú a organickú má historické dôvody. V minulosti sa chemické zlúčeniny rozdeľovali podľa pôvodu na anorganické (súvisiace s neživou prírodou) a organické (súvisiace so živou prírodou - rastlinné a živočíšne). Názov organickej chémie vyplynul z predstavy, podľa ktorej organické zlúčeniny môžu vznikáť len v bunkách živých organizmov. Ešte v prvej polovici 19. storočia sa vedci domnievali, že na tvorbu organických zlúčenín je potrebná tzv. *životná sila* (z latinského *vis vitalis*), a preto ich nie je možné pripraviť v laboratóriu. Túto predstavu vyvrátil nemecký chemik F. WÖHLER, ktorý ako prvý pripravil organické zlúčeniny v laboratóriu, v r. 1824 syntetizoval kyselinu šťaveľovú a v r. 1828 močovinu.



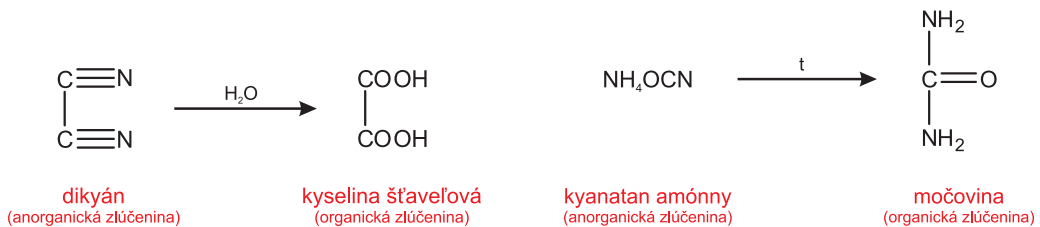
Obr. 4.1 Fridrich Wöhler

### ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++

FRIDRICH WÖHLER pripravil prvé syntetické organické zlúčeniny z anorganických zlúčenín:

1. Kyselinu šťaveľovú, ktorá bola predtým známa len ako látka rastlinného pôvodu, pripravil v r. 1824 hydrolyzou dikyánu.
2. V r. 1828 zahrievaním kyanatanu amónneho pripravil močovinu, ktorú bolo dovtedy možné izolovať len z moču cicavcov.



Postupne sa ukázalo, že neexistuje žiadny podstatný rozdiel medzi anorganickými a organickými zlúčeninami, pretože pre obe skupiny platia tie isté princípy a zákony chémie. Jediným spoločným charakteristickým znakom organických zlúčenín je, že **všetky obsahujú uhlík**.

**Organická chémia je chémia zlúčenín uhlíka** s výnimkou niekoľkých jednoduchých anorganických zlúčenín, medzi ktoré patrí oxid uhličitý, oxid uhoľnatý, sírouhľik, kyselina uhličitá a jej soli, kyanidy, karbidy a pod.

Aj keď pôvodné rozdelenie látok na anorganické a organické je už prekonané, členenie chémie na anorganickú a organickú zostalo naďalej zachované. Je niekoľko dôvodov, prečo sa organická chémia vyvíja ako samostatný vedný odbor:

- a) **Veľký počet organických zlúčenín** (zlúčenín uhlíka), vysoko prevyšujúci počet anorganických zlúčenín. V súčasnosti poznáme viac ako 37 miliónov chemických zlúčenín,<sup>1</sup> z ktorých až 99 % sú organické zlúčeniny.
- b) Odlišná štruktúra a fyzikálne, chemické i biologické vlastnosti organických zlúčenín, ktoré vyplývajú z **osobitného postavenia uhlíka v periodickej sústave prvkov** oproti ostatným prvkom.

Pôvodnú úlohu organickej chémie, t.j. štúdiu látok v živých organizmoch, prevzala **biochémia**, ktorá okrem toho skúma aj procesy premien týchto látok prebiehajúcich v živých sústavách.

<sup>1</sup> Údaj z roku 2011.

Molekuly organických zlúčenín sú zložené z atómov pomerne malého počtu prvkov. Okrem uhlíka je to najmä **vodík**, ktorý je prítomný takmer vo všetkých organických zlúčeninách, **kyslík** a **dusík**. Tieto tri prvky niekedy označujeme ako **organogénne prvky**. V organických zlúčeninách sa často sa vyskytujú aj **halogény** a **síra** (obr. 4.2). Aj keď dnes už existujú zlúčeniny uhlíka s takmer všetkými známymi prvkami, ďalšie prvky sa v organických zlúčeninách vyskytujú len zriedkavo.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

Obr. 4.2 Najčastejšie sa vyskytujúce prvky v organických zlúčeninách

## 4.1 Uhlík a jeho postavenie v chémii organických zlúčenín

Uhlík má v periodickej sústave prvkov výnimočné postavenie. Ako jediný z prvkov je schopný vytvárať obrovské množstvo rozmanitých zlúčenín od najjednoduchších s jedným atómom uhlíka (napríklad metán), až po veľmi zložitú, obsahujúcu viac ako 100 miliónov atómov uhlíka (napríklad DNA).

Existencia veľkého množstva organických zlúčenín je daná **schopnosťou atómov uhlíka takmer neobmedzene sa vzájomne spájať a tvoriť stabilné reťazce.**

Príčiny veľkej stability uhlíkových reťazcov sú viaceré:

1. **Atómy uhlíka vytvárajú medzi sebou pevné kovalentné väzby.** V tabuľke 4.1 sú uvedené väzbové energie jednoduchých väzieb medzi atómami niektorých prvkov. Je zrejmé, že energie väzieb medzi atómami väčšiny prvkov nedosahujú ani 50 % energie väzby medzi dvomi uhlíkovými atómami. Kovalentné väzby C–C sú teda oveľa pevnejšie ako podobné väzby medzi dvomi atómami iných neprechodných prvkov.

Tab. 4.1 Väzbové energie niektorých jednoduchých väzieb medzi rovnakými atómami (kJ·mol<sup>-1</sup>)

Väzba	Väzbová energia (kJ·mol <sup>-1</sup> )	Väzba	Väzbová energia (kJ·mol <sup>-1</sup> )	Väzba	Väzbová energia (kJ·mol <sup>-1</sup> )
B–B	331	P–P	172	Se–Se	184
<b>C–C</b>	<b>348</b>	As–As	134	Te–Te	138
Si–Si	200	Sb–Sb	126	F–F	155
Ge–Ge	159	Bi–Bi	105	Cl–Cl	243
Sn–Sn	142	O–O	138	Br–Br	193
N–N	159	S–S	264	I–I	151

2. **Atómy uhlíka viazané v zlúčeninách nemajú voľné valenčné elektrónové páry ani orbitály.** Uhlík je prvok druhej periódy periodickej sústavy prvkov, preto jeho elektróny obsadzujú len orbitály s a p. V jeho valenčnej vrstve sa nachádzajú štyri elektróny, pričom všetky sa podieľajú na tvorbe chemických väzieb (väzbové elektróny) – atóm uhlíka je v organických zlúčeninách **štvorväzbový**.
3. **Uhlík má pre reťazenie „výhodnú“ hodnotu elektronegativity.** Elektronegativita uhlíka (2,55) leží približne v polovici intervalu medzi elektronegativitou francia (0,7) a fluóru (4,0) (obr. 4.3). Kým prvky s väčšou hodnotou elektronegativity majú snahu sa redukovať (prijímať elektróny), prvky s menšou hodnotou elektronegativity sa ľahko oxidujú (odovzdávajú elektróny). Preto reťazce tvorené takýmito prvkami nevznikajú alebo sú v porovnaní s uhlíkovými reťazcami menej stabilné.

	1						18
1	H 2,2						
2	Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	<b>C 2,55</b>	N 3,0	O 3,5	<b>F 4,0</b>
3	Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,55	Br 3,0
5	Rb 0,8	Sr 0,95	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,0	Te 2,1	I 2,7
6	Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 1,6	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2
7	<b>Fr 0,7</b>	Ra 0,9					

Obr. 4.3 Elektronegativity neprechodných prvkov (Pauling)

## 4.2 Väzby v molekulách organických zlúčenín

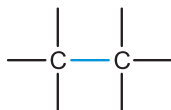
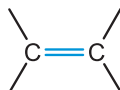
### 4.2.1 Jednoduché a násobné väzby

**V organických zlúčeninách prevládajú kovalentné väzby**, teda také, v ktorých dva navzájom sa viažuce atómy zdieľajú spoločnú dvojicu elektrónov (väzbový elektrónový pár). Dva atómy môžu mať spoločných aj viac väzbových elektrónových párov (dva alebo tri).

Z prvého ročníka viete, že ak majú dva atómy v molekule spoločný jeden elektrónový pár, nazývame túto väzbu **jednoduchá väzba**. Ak majú spoločné dva elektrónové páry - je to **dvojitá väzba**, ak tri elektrónové páry - je to **trojitá väzba**. Dvojité a trojité väzby súhrnne označujeme pojmom **násobné väzby**.

Organické zlúčeniny, ktoré majú vo svojich molekulách atómy uhlíka viazané výlučne jednoduchými väzbami, nazývame **nasýtené**. Zlúčeniny obsahujúce v molekule medzi atómami uhlíka aspoň jednu násobnú väzbu nazývame **nenasýtené**.<sup>2</sup>

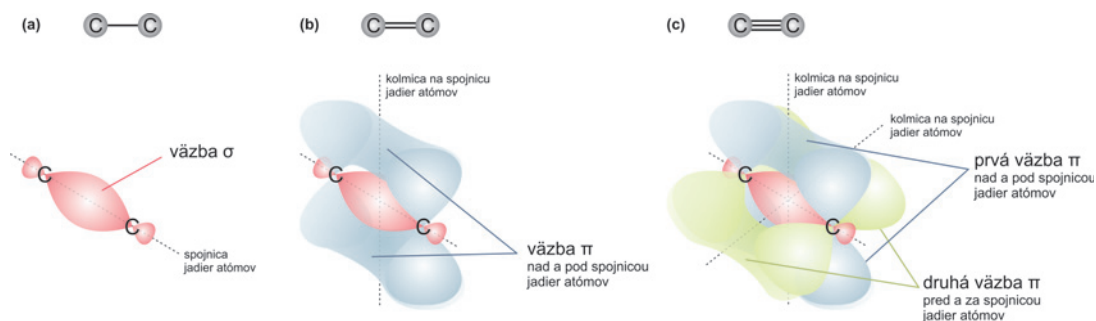
Ako už viete, vo vzorcoch zlúčenín sa chemické väzby značia čiarkami. Jedna čiarka medzi dvomi atómami znamená, že chemická väzba medzi nimi je sprostredkovaná jedným väzbovým elektrónovým párom, dve čiarky znamenajú dva väzbové elektrónové páry a tri čiarky tri väzbové elektrónové páry. Jednoduché, dvojité a trojité väzby medzi atómami uhlíka potom označujeme takto:

jednoduchá  
väzbadvojitá  
väzbatrojitá  
väzba

Jednoduchú väzbu medzi atómami uhlíka označujeme aj pojmom **väzba  $\sigma$** . Väzbový elektrónový pár väzby  $\sigma$  je umiestnený tak, že najväčšia elektrónová hustota je na spojnici jadier atómov, ktoré túto väzbu tvoria. Vznik väzby  $\sigma$  je možné znázorniť prekryvom atómových orbitálov umiestnených na osi, ktorá tvorí spojnicu jadier oboch atómov (obr. 4.4a).

<sup>2</sup> Pomenovanie je odvodené od skutočnosti, že nenasytené zlúčeniny ochotne reagujú s vodíkom, dajú sa nim „nasýtiť“, kým nasýtené zlúčeniny už s vodíkom nereagujú.

Pri násobných väzbách sa medzi viažucimi sa atómami uhlíka nachádza okrem väzieb  $\sigma$  aj jedna alebo dve **väzby**  $\pi$ . Najväčšia elektrónová hustota väzieb  $\pi$  sa nachádza v dvoch oblastiach mimo spojnice jadier atómov, presnejšie na kolmici na túto spojnicu. Vznik väzby  $\pi$  je možné znázorniť prekryvom  $p$  orbitálov umiestnených na osiach, ktoré sú kolmé na spojnicu jadier oboch atómov (obr. 4.4b a 4.4c).



Obr. 4.4 Usporiadanie väzieb  $\sigma$  a  $\pi$  v jednoduchéj (a), dvojitej (b) a trojitej (c) väzbe medzi dvomi atómami uhlíka

Z obrázku 4.4 je zrejmé, že prekryv orbitálov pri vzniku väzby  $\sigma$  je významnejší ako prekryv orbitálov pri vzniku väzby  $\pi$ . Z toho vyplýva, že  $\pi$  väzba je slabšia ako väzba  $\sigma$ . Pri reakciách preto prednostne zaniká väzba  $\pi$  v porovnaní s väzbou  $\sigma$ .

**Dvojitá väzba je tvorená jednou väzbou  $\sigma$  a jednou väzbou  $\pi$** , pričom maximálna elektrónová hustota väzby  $\pi$  sa nachádza nad a pod spojnicou jadier atómov (obr. 4.4b).

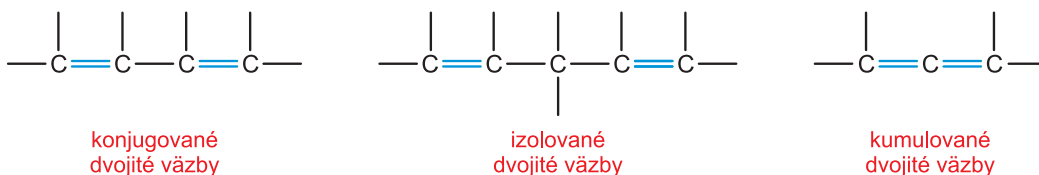
**Trojité väzba je tvorená jednou väzbou  $\sigma$  a dvomi väzbami  $\pi$** , pričom maximálna elektrónová hustota jednej väzby  $\pi$  sa nachádza nad a pod spojnicou jadier atómov, kým maximálna elektrónová hustota druhej väzby  $\pi$  sa nachádza pred a za touto spojnicou. Obidve väzby  $\pi$  sa nachádzajú v navzájom kolmých rovinách a spolu vytvárajú okolo väzby  $\sigma$  akýsi  $\pi$  elektrónový obal (obr. 4.4c).

Kovalentné väzby v organických zlúčeninách sa vyznačujú rozličnými dĺžkami a rozličnou pevnosťou. Platí, že dĺžka väzieb medzi určitými dvomi atómami sa skracaje od jednoduchéj k trojitej väzbe, zatiaľ čo celková pevnosť väzieb (vyjadrená ich väzbovou energiou) v tomto smere stúpa (tab. 4.2).

Tab. 4.2 Dĺžky väzieb a väzbové energie väzieb medzi atómami uhlíka ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

Väzba	C—C	C=C	C≡C
Dĺžka väzby / nm	0,154	0,134	0,120
Väzbová energia / $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	348	600 až 610	820 až 850

V organickej chémii sa často vyskytujú zlúčeniny, ktoré obsahujú viac dvojitých väzieb. Ak sú dve dvojitá väzby v uhlíkovom reťazci oddelené jednou jednoduchou väzbou, nazývame ich **konjugované dvojitá väzby** (z latinského *coniungo* = spojiť). Takéto dvojitá väzby sa navzájom ovplyvňujú, čo sa prejavuje aj na vlastnostiach týchto zlúčenín. Ak sú dve dvojitá väzby v uhlíkovom reťazci oddelené dvomi alebo viacerými jednoduchými väzbami, každá dvojitá väzba sa správa nezávisle. Takéto usporiadanie nazývame **izolované dvojitá väzby**. V prípade, že dve dvojitá väzby susedia, nazývame ich **kumulované dvojitá väzby**.



konjugované  
dvojitá väzby

izolované  
dvojitá väzby

kumulované  
dvojitá väzby

Existuje veľké množstvo organických zlúčenín, ktoré obsahujú väčší počet konjugovaných väzieb. V ich reťazcoch sa pravidelne striedajú jednoduché a dvojité väzby, napríklad takto:



Konjugovaný systém dvojitých väzieb spôsobuje napríklad farebnosť zlúčenín. Mnohé z nich sa nachádzajú v prírode ako rastlinné alebo živočíšne farbivá (napr.  $\beta$ -karotén prítomný v mrkve).

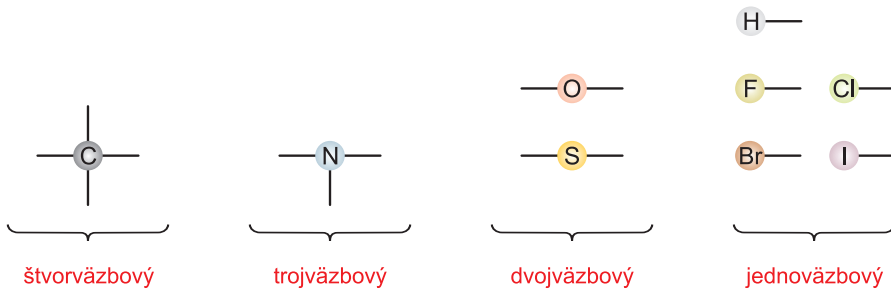
Atómy uhlíka sa v organickom zlúčeninách viažu aj s atómami iných prvkov. Môžu s nimi tvoriť jednoduché, dvojité alebo trojité väzby.

#### 4.2.2 Väzbovosť

Atómy prvkov viazaných v organických zlúčeninách sa líšia svojou väzbovosťou.

**Väzbovosť** udáva počet kovalentných väzieb, ktorými sa atóm prvku viaže so všetkými susednými atómami v molekule.

Atómy uhlíka sú v organických zlúčeninách štvorväzbové, atómy dusíka trojväzbové, atómy kyslíka a síry dvojväzbové a atómy halogénov a vodíka jednoväzbové.



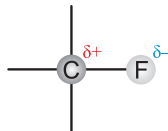
Väzbovosť vyplýva z elektrónovej konfigurácie valenčnej vrstvy atómov jednotlivých prvkov. V prípade násobných väzieb určujeme väzbovosť atómu tak, že jeho dvojitú väzbu počítame ako dve jednoduché väzby, trojitú ako tri jednoduché väzby.

#### 4.2.3 Polarita kovalentných väzieb

Pripomeňme si, že pri spojení dvoch atómov s rovnakou alebo veľmi podobnou hodnotou elektronegativity sú väzbové elektróny rozložené rovnomerne medzi obidva tieto atómy. Vzniknutá kovalentná väzba je **nepolárna**. Typickými nepolárnymi väzbami v organických zlúčeninách sú väzby C–C a C–H.

Pri viazaní atómov s výrazne odlišnou hodnotou elektronegativity sú väzbové elektróny posunuté viac k elektronegativnejšiemu atómu, na ktorom tak vzniká čiastkový záporný náboj ( $\delta^-$ ). Na atóme s menšou hodnotou elektronegativity naopak vzniká čiastkový kladný náboj ( $\delta^+$ ). Takáto kovalentná väzba je **polárna**.

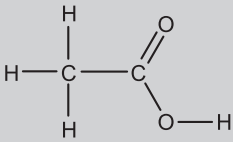
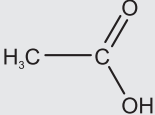
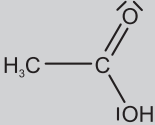
V chemických vzorcoch znázorňujeme **polaritu väzieb** symbolmi čiastkových nábojov nad príslušnými atómami.





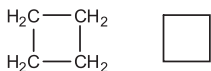
### 4.3 Vzorce v organickej chémii

V organickej chémii sa používajú rôzne typy vzorcov. Niektoré z nich vyjadrujú len zloženie molekuly, iné aj jej štruktúru. Jednotlivé typy vzorcov uvedieme na príklade kyseliny octovej, ktorú už poznáte.

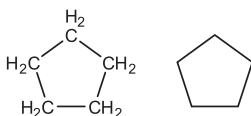
<b>Empirický (stechiometrický) vzorec</b> udáva najjednoduchší pomer počtu atómov prvkov v zlúčenine.	$\text{CH}_2\text{O}$
<b>Sumárny (molekulový) vzorec</b> udáva skutočný počet atómov v molekule zlúčeniny.	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
<b>Racionálny (funkčný) vzorec</b> vyjadruje charakteristické zoskupenia atómov v molekule	$\text{CH}_3\text{COOH}$
<b>Štruktúrny (konštitučný) vzorec</b> zobrazuje väzby v molekule. Vyjadruje poradie, spôsob a typ viazania jednotlivých atómov v zlúčenine. <i>Štruktúrne vzorce predstavujú dvojrozmerné zobrazenia štruktúry molekuly, nevyjadrujú však skutočné priestorové usporiadanie atómov v molekule!</i>	
<b>Skrátený štruktúrny vzorec</b> je zjednodušeným štruktúrnym vzorcom, v ktorom sa neuvádzajú niektoré jednoduché väzby, najmä väzby s atómami vodíka, napr. C-H, O-H a pod.	
<b>Elektrónový štruktúrny vzorec</b> je skrátený štruktúrny vzorec s vyznačenými voľnými elektrónovými párami na príslušných atómoch. Voľné elektrónové páry sa vyznačujú krátkou čiarkou pri značke prvku daného atómu.	

Vo vzorcoch molekúl s väčším počtom atómov uhlíka sa zápisy zjednodušujú tak, že sa v nich neuvádzajú uhlíkové atómy. Tento spôsob zápisu je bežný najmä pri vzorcoch cyklických zlúčenín, príp. pri dlhších uhľovodíkových reťazcoch.

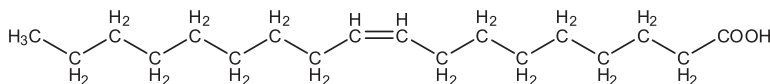
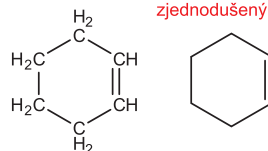
zjednodušený zápis



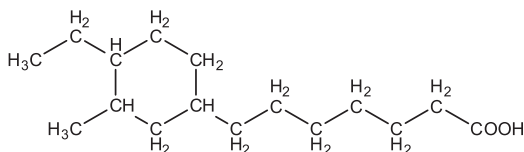
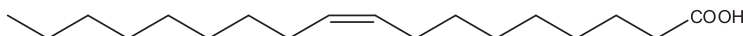
zjednodušený zápis



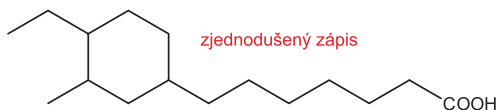
zjednodušený zápis



zjednodušený zápis



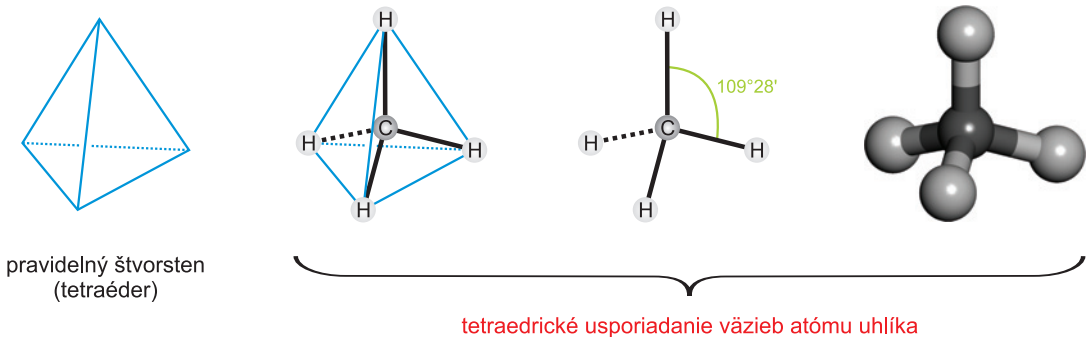
zjednodušený zápis



## 4.4 Štruktúra organických zlúčenín

Vlastnosti organických zlúčenín závisia nielen od druhu a počtu atómov v ich molekulách, ale aj od ich **vzájomného usporiadania** – štruktúry. Pojem chemická štruktúra zaviedol do organickej chémie v šesťdesiatych rokoch 19. storočia ruský chemik A. M. BUTLEROV, ktorý vychádzal zo známej predstavy o štvorväzbovosti uhlíka.

V roku 1874 uskutočnili nezávisle od seba Holanďan J. H. VAN'T HOFF a Francúz J. A. LE BEL objav, ktorý posunul rozvoj predstáv o štruktúre organických zlúčenín o ďalší krok vpred. Objav sa týkal priestorového usporiadania atómov v molekule metánu. Zistilo sa, že **atóm uhlíka v molekule metánu ( $\text{CH}_4$ ) je umiestnený v strede pravidelného štvorstena** (tetraédra) a z neho smerujú štyri väzby k atómom vodíka nachádzajúcim sa vo vrcholoch štvorstena (obr. 4.5). Všetky tieto väzby sú navzájom rovnocenné a zvierajú uhol  $109^\circ 28'$ .



Obr. 4.5 Priestorová orientácia atómov v molekule metánu ( $\text{CH}_4$ )

Neskôr sa ukázalo, že podobné priestorové usporiadanie majú aj mnohé ďalšie uhľovodíky. Tento významný poznatok položil základ pre rozvoj stereochemie – náuky o priestorovom usporiadaní atómov v molekulách.

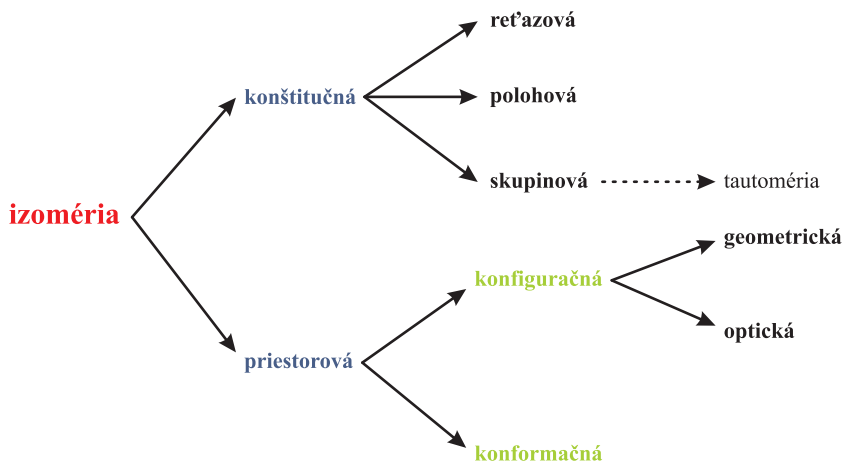
Štruktúru molekuly možno opísať na troch rozličných úrovniach. Pod štruktúrou molekuly rozumieme:

1. údaje o druhu a počte atómov v molekule, o tom, ktoré atómy v molekule sú vzájomne spojené väzbami a aký je typ týchto väzieb (konštitúcia teda nehovorí o priestorovom usporiadaní väzieb a atómov),	} konštitúcia
2. údaje o vzájomnom priestorovom usporiadaní väzieb vystupujúcich z istého atómu k iným atómom alebo skupinám atómov, ktoré sú naň bezprostredne viazané, pričom toto usporiadanie nie je možné meniť voľnou rotáciou okolo jednoduchej väzby,	} konfigurácia
3. údaje o vzájomnom priestorovom usporiadaní atómov alebo atómových skupín, ktoré nie sú bezprostredne spojené chemickou väzbou, pričom toto usporiadanie je možné meniť voľnou rotáciou okolo jednoduchej väzby.	} konformácia

## 4.4.1 Izoméria

V organickej chémii sa často stretávame so zlúčeninami, ktoré majú rovnaký sumárny vzorec ale rôznu štruktúru. Inými slovami, zhodujú sa v počte a druhu atómov v molekule, ale líšia sa v tom, ako sú tieto atómy vzájomne viazané, prípadne rozmiestnené v priestore. Tento jav nazývame **izoméria** a príslušné zlúčeniny **izoméry**. Izoméry majú odlišné fyzikálne, chemické prípadne aj biologické vlastnosti.

Rozlišujeme izomériu **konštitučnú** a **priestorovú** (stereoizomériu) (obr. 4.6).

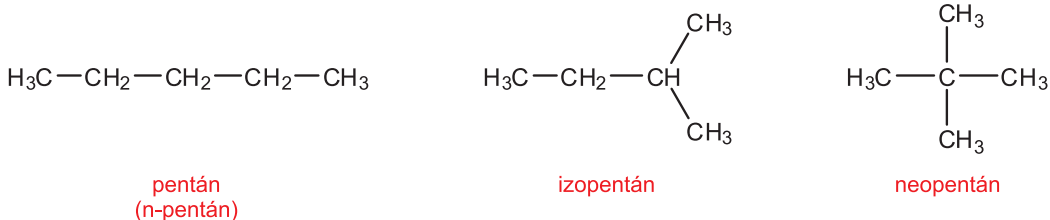


Obr. 4.6 Rozdelenie izomérie

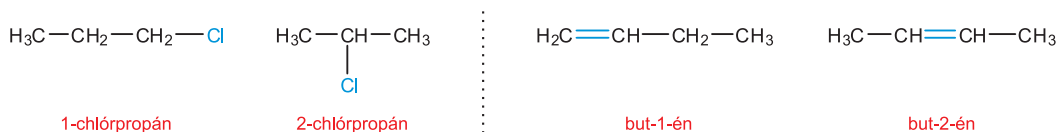
**Konštitučné izoméry** sú zlúčeniny s rovnakým sumárnym ale odlišným štruktúrnym (konštitučným) vzorcom.

Konštitučné izoméry rozdeľujeme na:

a) **reťazové izoméry**, ktoré sa líšia spôsobom usporiadania uhlíkového reťazca. Napr. pre necyklický uhľovodík s piatimi atómami uhlíka (pentán) existujú tri rôzne reťazové izoméry,



b) **polohové izoméry**, líšiace sa polohou funkčnej (charakteristickej) skupiny, alebo násobnej väzby,



c) **skupinové izoméry**, ktoré majú odlišné typy funkčných skupín,



etanol

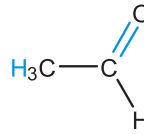


dimetyléter

d) **tautoméry**, ktoré sa líšia polohou atómu vodíka a dvojitej väzby. Tautoméria je osobitným prípadom skupinovej izomérie.



vynylalkohol

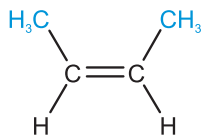


acetaldehyd

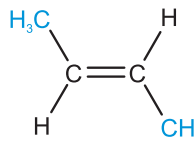
**Priestorové izoméry** (stereoizoméry) sú zlúčeniny s rovnakým sumárnym aj konštitučným vzorcom, ale líšia sa usporiadaním atómov v priestore. !

V rámci priestorovej izomérie rozlišujeme **konfiguračnú izomériu** (geometrická izoméria, optická izoméria), pri ktorej rôzne priestorové usporiadanie atómov nesúvisí s rotáciou okolo jednoduché väzby a **konformačnú izomériu**, pri ktorej sa poloha atómov alebo atómových skupín v priestore mení rotáciou okolo jednoduché väzby.

a) **geometrické izoméry** sa líšia umiestnením atómových skupín na atómoch uhlíka, ktoré sú viazané dvojitou väzbou. Okolo dvojitej väzby nie je možná voľná rotácia, preto pri väčšine zlúčenín obsahujúcich dvojitú väzbu, môžu existovať dva konfiguračné izoméry, ktoré označujeme symbolmi (stereodeskriptormi) *cis* a *trans*. V *cis*-izomériu sa substituenty nachádzajú na rovnakej strane roviny dvojitej väzby, v *trans*-izomériu sa substituenty nachádzajú na opačných stranách roviny dvojitej väzby. Najnovšie sa tradičný symbol *cis*- nahrádza písmenom (*Z*) a symbol *trans*- písmenom (*E*).<sup>3</sup>



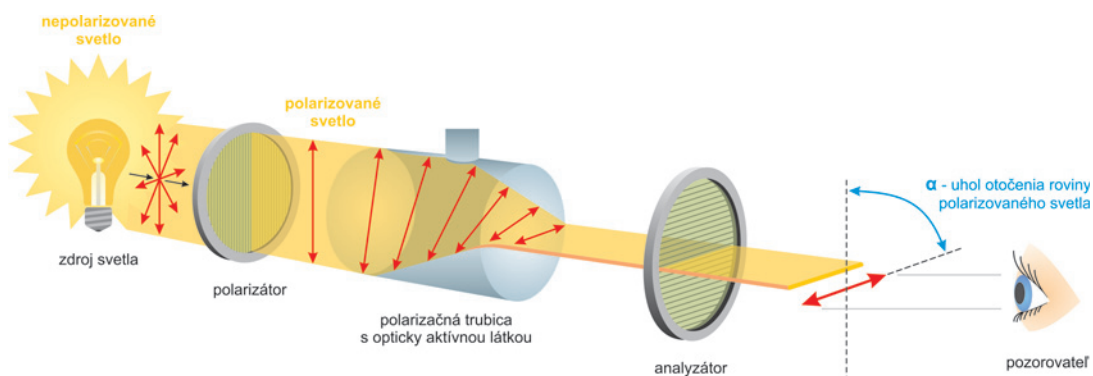
*cis*-but-2-én  
(*Z*)-but-2-én



*trans*-but-2-én  
(*E*)-but-2-én

b) **optické izoméry** tvoria molekuly, ktoré obsahujú napríklad tzv. **asymetrický atóm uhlíka** (označovaný aj ako chirálny atóm alebo stereogénne centrum), tj. taký atóm uhlíka, na ktorý sú viazané štyri rozličné substituenty. Zlúčeniny obsahujúce asymetrický (chirálny) atóm uhlíka sú spravidla opticky aktívne, tj. otáčajú rovinu polarizovaného svetla (obr. 4.7). Nazývame ich preto **chirálné zlúčeniny**. Dva optické izoméry (**optické antipódy** alebo **enantioméry**) sa líšia konfiguráciou na asymetrickom (chirálnom) atóme uhlíka a sú navzájom nestotožiteľnými zrkadlovými obrazmi, podobne ako ľavá ruka k pravej (odtiaľ pochádza označenie chiralita, z gréckeho *chiros* = dlaň). S optickou izomériu sa podrobnejšie oboznámite pri sacharidoch počas štúdia biochémie v nasledujúcom ročníku.

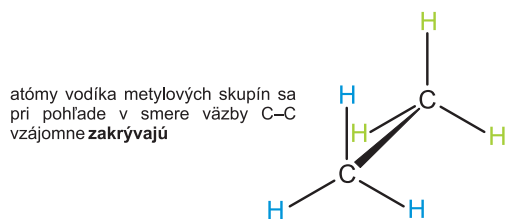
<sup>3</sup> Označovanie izomérov (*Z*) a (*E*) je univerzálnejšie ako označovanie *cis*- a *trans*-, je použiteľné prakticky bez obmedzenia na popis rôznych typov geometrických izomérov. Písmená *Z* a *E* sú odvodené z nemeckých slov *zusammen* (spolu) a *entgegen* (oproti).



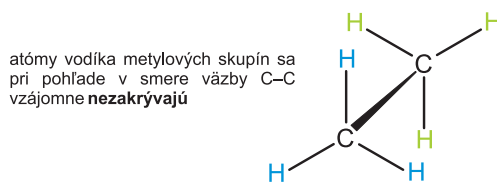
**Obr. 4.7 Schéma polarimetra**

Nepolarizované svetlo sa skladá z lúčov kmitajúcich vo všetkých rovinách. Prechodom tohto svetla polarizátorom vzniká polarizované svetlo, ktoré kmitá len v jednej rovine. Pri prechode polarizovaného svetla opticky aktívnou látkou umiestnenou v polarizačnej trubici sa rovina polarizovaného svetla vychýli o určitý uhol ( $\alpha$ ) v smere alebo proti smeru hodinových ručičiek. Látky otáčajúce rovinu polarizovaného svetla v smere hodinových ručičiek sa nazývajú pravotočivé (+), a opačne, látky, ktoré ju otáčajú proti smeru hodinových ručičiek, sa nazývajú ľavotočivé (-).

c) **konformačné izoméry** (konforméry) predstavujú rozličné priestorové usporiadania tej istej molekuly, ktoré vznikajú rotáciou jej atómových skupín okolo jednoduchej väzby. Napríklad plynulým otáčaním metylových skupín okolo väzby C–C v molekule etánu sa môžu ich atómy vodíka dostať do rozličných vzájomných pozícií. Preto môže existovať niekoľko rozličných konformácií etánu. Dve krajné konformácie nazývame *zачlonená* a *zošikmená* konformácia etánu.<sup>4</sup>

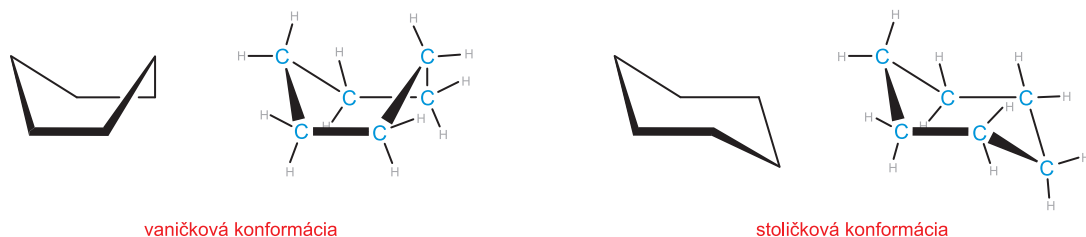


**zачlonená konformácia**



**zošikmená konformácia**

V prípade cyklických zlúčenín môže otočením okolo dvoch jednoduchých väzieb dôjsť k „preklopeniu“ celej časti molekuly, napr. v cyklohexáne rozlišujeme *vaničkovú* a *stoličkovú* konformáciu



**vaničková konformácia**

**stoličková konformácia**

<sup>4</sup> Väzby zakreslené plným klinom smerujú pred rovinu papiera (k pozorovateľovi).

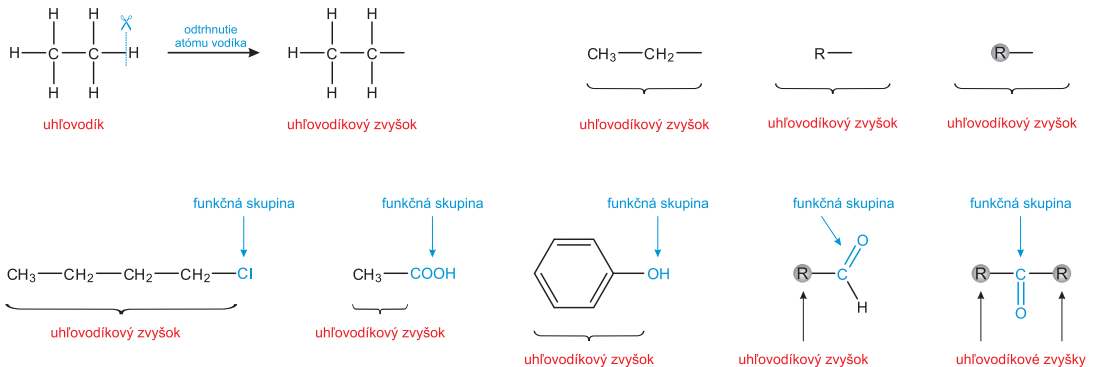
## 4.5 Rozdelenie organických zlúčenín

Organické zlúčeniny sa rozdeľujú do dvoch veľkých skupín: **uhľovodíky** a **deriváty uhľovodíkov**.

**Uhľovodíky** sú základné organické zlúčeniny **obsahujúce len uhlík a vodík** (kap. 5).

**Deriváty uhľovodíkov** sú odvodené od základných uhľovodíkov a okrem uhlíka a vodíka **obsahujú aj iné prvky** (halogény, dusík, kyslík a pod.) (kap. 6). Atómy týchto prvkov viazané v organických zlúčeninách nazývame **heteroatómy**.

Uhľovodíky aj ich deriváty sa ďalej rozdeľujú do menších podskupín podľa určitých spoločných charakteristík (pozri kapitoly 5 a 6). V molekulách derivátov uhľovodíkov môžeme rozlíšiť **uhľovodíkový zvyšok** a **funkčnú** (charakteristickú) **skupinu**. Uhľovodíkový zvyšok je časť uhľovodíka, ktorá vznikne po odtrhnutí jedného alebo viacerých jeho atómov vodíka. Uhľovodíkové zvyšky všeobecne označujeme písmenom **R** (pretože v minulosti sa označovali pojmom radikál). Funkčnou (charakteristickou) skupinou môže byť jeden alebo skupina atómov, ktoré dávajú derivátu jeho špecifické vlastnosti.

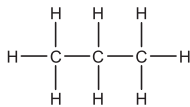


Vzhľadom na obrovskú rôznorodosť možno organické zlúčeniny triediť aj podľa ďalších kritérií:

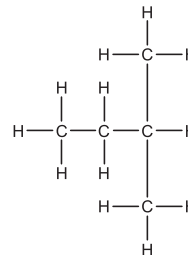
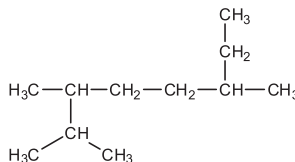
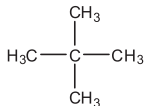
**1. Podľa charakteru uhlíkového reťazca** rozlišujeme uhľovodíky:

- acyklické** s otvoreným reťazcom, ktorý môže byť **nerozvetvený** (priamy) alebo **rozvetvený**,
- cyklické** s uzavretým reťazcom.

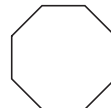
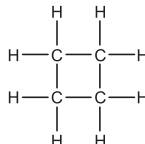
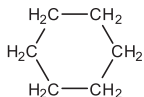
**acyklické nerozvetvené**



**acyklické rozvetvené**



**cyklické**



2. Podľa typu väzieb medzi atómami uhlíka rozoznávame uhľovodíky:

- nasýtené obsahujúce len jednoduché väzby,
- nenasýtené obsahujúce aspoň jednu násobnú (dvojitú alebo trojitú) väzbu,
- aromatické, ktoré majú cyklickú štruktúru so zvláštnym charakterom (kap. 5.2).

Uhľovodíky, ktoré nemajú aromatický charakter, nazývame **alifatické uhľovodíky**.

## 4.6 Reakcie organických zlúčenín

V organickej chémii existuje veľké množstvo rozmanitých reakcií. Platia pre ne tie isté zákonitosti ako pre reakcie anorganických zlúčenín, v dôsledku odlišnej a často aj zložitejšej štruktúry majú však odlišný priebeh. Všeobecne môžeme povedať, že reakcie organických zlúčenín prebiehajú pomalšie ako reakcie zlúčenín anorganických. Niektoré z nich možno uskutočniť len pri vysokých teplotách, tlakoch alebo za použitia katalyzátora. Priebeh mnohých reakcií je veľmi zložitý a často pri nich vzniká pestrá zmes rôznych produktov.

Chemické reakcie nasýtených uhľovodíkov prebiehajú na väzbách C–C alebo C–H, pri nenasýtených uhľovodíkoch prebiehajú reakcie zvyčajne na násobných väzbách. V prípade derivátov uhľovodíkov reakcie spravidla prebiehajú na ich funkčnej skupine alebo na atónoch uhlíka v tesnej blízkosti tejto skupiny.

Premena reaktantov na produkty nie je jednoduchá. Zvyčajne sa uskutočňuje cez niekoľko čiastkových krokov, ktoré zahŕňajú tvorbu **prechodových komplexov** a tiež rôznych **reakčných medziproduktov**.

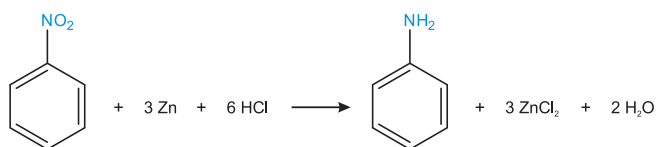
Podrobný opis všetkých čiastkových premien, ktoré sa uskutočňujú na molekulovej úrovni počas premeny reaktantov na produkty, sa nazýva **reakčný mechanizmus**.

Pri opise chemických reakcií sa v organickej chémii často používajú pojmy **substrát** a **čínidlo**. Pod substrátom rozumieme reaktant, na ktorom sa v priebehu reakcie uskutočňuje zmena. Čínidlo je reaktant, ktorý s rôznymi substrátmi poskytuje určitý typ reakcie. Hovoríme, že čínidlo vyvoláva zmeny na substráte. V organickej chémii sú činidlami často anorganické látky.

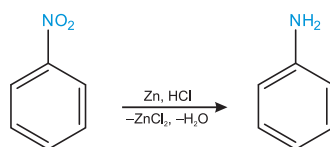
### 4.6.1 Zápis reakcií organických zlúčenín

Priebeh chemických reakcií sa v organickej chémii zapisuje chemickou rovnicou alebo zjednodušene **reakčnou schémou**. Oproti chemickým rovniciam v reakčných schémach nebývajú vždy zachované niektoré pravidlá, napríklad stechiometria – počet atómov prvkov na ľavej a pravej strane schémy nemusí byť rovnaký. Rozdiel medzi zápisom chemickou rovnicou a zápisom reakčnou schémou si možno všimnúť na nasledujúcom príklade.

chemická rovnica



reakčná schéma



V reakčných schémach sa uvádzajú aj niektoré reaktanty (nad šípkou) a produkty (pod šípkou), prípadne sa dopĺňajú ďalšie experimentálne údaje, napr. rozpúšťadlo, katalyzátor, teplota, tlak. Podľa potreby sa pod vzorcami produktov môžu uviesť aj ich percentuálne výťažky.

Príklady reakčných schém s ich vysvetlením:

$A \xrightarrow[\text{-H}_2\text{O}]{\text{konc. H}_2\text{SO}_4} B + C$ <p style="text-align: center;">85 %                  15 %</p>	<p>Z látky <b>A</b> sa účinkom koncentrovanej kyseliny sírovej odštiepuje voda a vzniká 85 % látky <b>B</b> a 15 % látky <b>C</b>.</p>
$A \xrightarrow{\text{oxid.}} B + C + D$	<p>Látka <b>A</b> sa oxiduje bližšie neurčeným oxidovadlom za vzniku látok <b>B</b>, <b>C</b> a <b>D</b>.</p>
$A \xrightarrow[20\text{ }^\circ\text{C}; 0,1\text{ MPa}]{\text{H}_2/\text{Pt}} B$	<p>Látka <b>A</b> reaguje s molekulovým vodíkom za prítomnosti platiny ako katalyzátora pri teplote 20 °C a tlaku 0,1 MPa a vzniká látka <b>B</b>.</p>

#### 4.6.2 Rozdelenie reakcií organických zlúčenín

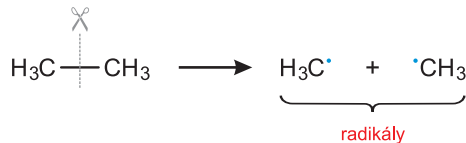
Chemické reakcie sa v organickej chémii rozdeľujú podľa niekoľkých kritérií:

- podľa spôsobu štiepenia väzby,
- podľa druhu použitého činidla,
- podľa charakteru zmien na substráte.

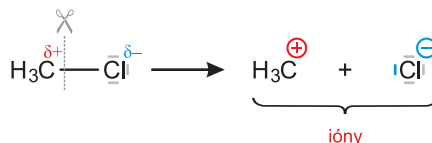
##### a) Rozdelenie reakcií podľa spôsobu štiepenia väzby

Pri chemických reakciách zanikajú pôvodné väzby a vznikajú väzby nové. Podľa toho, akým spôsobom dochádza k štiepeniu pôvodných väzieb, rozlišujeme reakcie homolytické (homolýza) a heterolytické (heterolýza).

Pri **homolytických reakciách** sa väzba štiepi symetricky, t.j. väzbový elektrónový pár sa rozdelí medzi obidva atómy, ktoré väzbu tvoria, teda každý z nich si ponechá jeden elektrón. Vznikajú pri tom častice s nespáreným elektrónom – **radikály** (označujeme ich bodkou pri značke prvku daného atómu predstavujúcou nespárený elektrón, napríklad  $\text{H}_3\text{C}^\cdot$ ).



Pri **heterolytických reakciách** sa väzba štiepi asymetricky, t.j. celý väzbový elektrónový pár si ponechá elektronegatívnejší atóm (napríklad Cl), a tým z neho vznikne častica so záporným elektrickým nábojom – **anión**. Na druhom atóme (napríklad C), sa vytvorí kladný náboj – vznikne **katión**. Pri heterolytických reakciách vznikajú elektricky nabité častice – **ióny**.



Homolyticky sa štiepia väzby nepolárne, heterolytické štiepenie je typické pre polárne väzby.

##### b) Rozdelenie reakcií podľa druhu použitého činidla

Podľa druhu činidiel, ktoré sa zúčastňujú na reakcii, rozlišujeme reakcie radikálové, elektrofilné a nukleofilné.

Na **radikálových reakciách** sa zúčastňujú častice s nespáreným elektrónom – **radikály**, vznikajúce pri homolytickom štiepení chemických väzieb (napríklad  $\text{H}^\cdot$ ,  $\text{Cl}^\cdot$ ,  $\text{H}_3\text{C}^\cdot$ ). Činidlá vyvolávajúce radikálové



reakcie preto nazývame **homolytické** (niekedy radikálové) **činnidlá**. Keďže obsahujú jeden alebo viac nespárených elektrónov, sú to veľmi reaktívne častice a zvyčajne existujú len veľmi krátky čas (zlomky sekundy). Vznikajú zo stálych látok, napríklad pôsobením ultrafialového žiarenia.

Na **elektrofilných reakciách** sa zúčastňujú **elektrofilné častice**. Sú to častice, ktoré „príťahujú“ elektróny – sú **akceptormi** (prijemcami) elektrónov. Patria medzi ne niektoré katióny, napr.  $H^+$ ,  $Br^+$ ,  $NO_2^+$ , ale aj elektroneutrálne molekuly, ktoré majú na niektorom z atómov elektrónové zriedenie, napríklad na atóme síry v  $SO_3$ .

Na **nukleofilných reakciách** sa zúčastňujú **nukleofilné častice**. Sú to častice, ktoré poskytujú elektróny – sú **donormi** (darcami) elektrónov. Patria medzi ne niektoré anióny, napríklad  $OH^-$ ,  $I^-$ , ale aj elektroneutrálne molekuly obsahujúce jeden alebo viac voľných elektrónových párov, napríklad  $H_2O$ ,  $NH_3$ .

Elektrofilné a nukleofilné častice vyvolávajúce heterolytické štiepenie väzieb súhrnne nazývame **heterolytické činnidlá** (rozlišujeme elektrofilné a nukleofilné činnidlá).

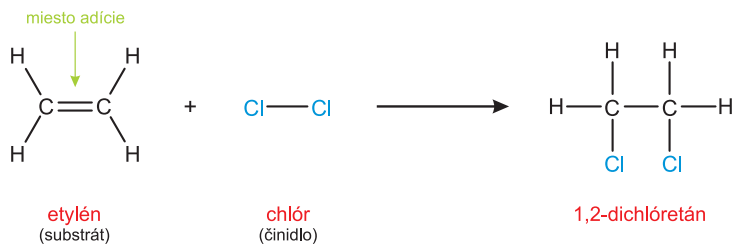
### c) Rozdelenie reakcií podľa charakteru zmien na substráte

Podľa charakteru zmien na substráte rozoznávame v organickej chémii štyri základné typy chemických reakcií: adície, eliminácie, substitúcie a molekulové prešmyky.

**Adícia** (pripojenie) je reakcia, pri ktorej sa na násobnú väzbu v molekule zlúčeniny naviaže (aduje) molekula inej zlúčeniny. Pri adícii dochádza k **znižovaniu násobnosti väzieb**, t.j. premene trojitých väzieb na dvojitú a dvojitých väzieb na jednoduché.

**Adícia je typická reakcia nenasýtených zlúčenín** (zlúčenín s násobnými väzbami).

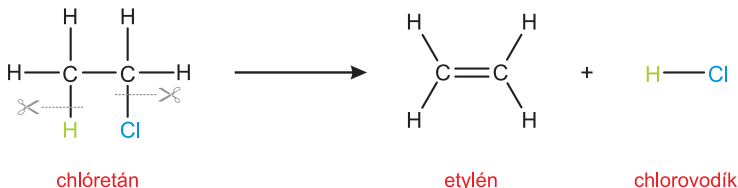
Príkladom adície je reakcia nenasýteného uhľovodíka etylénu s chlóróm, pri ktorej vzniká 1,2-dichlóretán.



Podľa druhu činnidla rozlišujeme adície elektrofilné ( $A_E$ ), nukleofilné ( $A_N$ ) a radikálové ( $A_R$ )

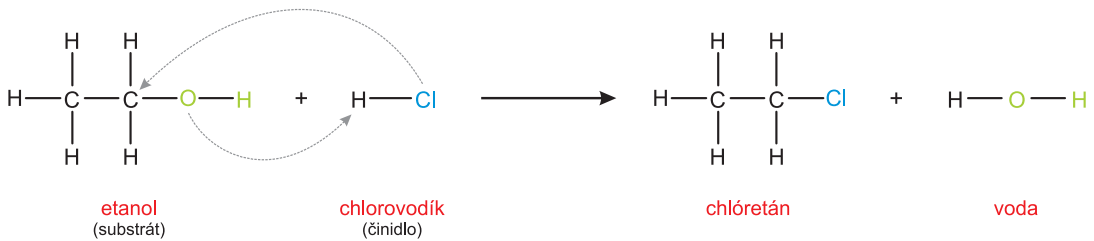
**Eliminácia** (odštiepenie) je opakom adície. Z molekuly východiskovej látky sa odštiepi (eliminuje) malá, spravidla anorganická, molekula (napríklad  $H_2$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $HCl$  a pod.), pričom vzniká zlúčenina s dvojitou alebo trojitou väzbou. Pri eliminácii teda dochádza k **zvyšovaniu násobnosti väzieb**.

Napríklad elimináciou chlorovodíka z chlórétanu vzniká etylén.



**Substitúcia** (nahradenie) je reakcia, pri ktorej sa nahradí (substituuje) jeden atóm alebo skupina atómov v molekule iným atómom alebo skupinou atómov (substituentom).

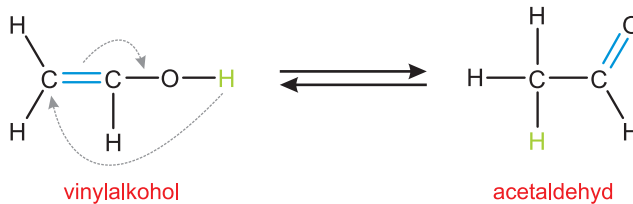
Například pri reakcii etanolu s chlorovodíkom dochádza k nahradeniu hydroxylovej skupiny atómom chlóru za vzniku chlórétanu.



Podľa druhu reaktantu (čínidla), ktoré vyvolá štiepenie väzieb, rozlišujeme substitúcie elektrofilné ( $S_E$ ), nukleofilné ( $S_N$ ) a radikálové ( $S_R$ ).

**Molekulový prešmyk** je reakcia, pri ktorej dochádza k preskupeniu atómov v rámci jednej molekuly. Vzniká pri tom nová, spravidla stabilnejšia zlúčenina.

Například produktom molekulového prešmyku vinylalkoholu je acetaldehyd.



Pre niektoré adície a eliminácie sa v organickej chémii používajú osobitné pomenovania podľa toho, ktorá látka sa naväzuje (aduje) alebo odštiepuje (eliminuje): například **hydrogenácia** (adícia vodíka), **dehydrogenácia** (eliminácia vodíka), **hydratácia** (adícia vody), **dehydratácia** (eliminácia vody). Aj niektoré substitučné reakcie majú špeciálne názvy, například **nitrácia**, **halogenácia**<sup>5</sup> (chlorácia, bromácia) a pod.

Organické zlúčeniny podobne ako anorganické podliehajú oxidácii a redukcii. V organickej chémii redoxné deje charakterizujeme často zjednodušene. Pod oxidáciou napr. rozumieme naviazanie kyslíka (**oxygenácia**) alebo odštiepenie vodíka (**dehydrogenácia**), kým pod redukciiu naopak odštiepenie kyslíka (**deoxygenácia**) alebo naviazanie vodíka (**hydrogenácia**).

## KLÚČOVÉ UČIVO

- Organická chémia je chémia zlúčenín uhlíka. Uhlík má schopnosť tvoriť veľmi stabilné reťazce.
- V organických zlúčeninách prevládajú kovalentné väzby, ktoré môžu byť jednoduché, dvojité alebo trojité. Jednoduché väzby označujeme ako väzby  $\sigma$ . Dvojité väzby sú tvorené jednou väzbou  $\sigma$  a jednou väzbou  $\pi$ . Trojité väzby sú tvorené jednou väzbou  $\sigma$  a dvomi väzbami  $\pi$ .
- Atómy uhlíka sú v organických zlúčeninách štvorväzbové, atómy dusíka trojväzbové, atómy kyslíka a síry dvojväzbové a atómy halogénov a vodíka jednoväzbové.
- Na opis štruktúry molekuly potrebujeme poznať jej konštitúciu, konfiguráciu a konformáciu.
- Základné organické zlúčeniny obsahujúce len uhlík a vodík nazývame uhľovodíky. Nahradením atómov vodíka v uhľovodíku iným atómom (heteroatómom) alebo skupinou atómov odvodíme deriváty uhľovodíkov. Deriváty uhľovodíkov sa rozdeľujú podľa prítomnosti rôzneho typu heteroatómu v molekule a ich funkčnej (charakteristickej) skupiny.

<sup>5</sup> Niekedy sa pojem halogenácia používa aj pri adícii halogénu na násobnú väzbu.

- Zlúčeniny, ktoré majú rovnaký sumárny vzorec ale rôzne konštitučné, konfiguračné a konformačné vzorce, sa nazývajú izoméry. Rozlišujeme konštitučnú a priestorovú izomériu.
- Podľa spôsobu zániku pôvodných väzieb rozlišujeme v organickej chémii reakcie homolytické (vznik radikálov) a heterolytické (vznik iónov). Na heterolytických reakciách sa zúčastňujú elektrofilné alebo nukleofilné reaktanty (heterolytické činidlá).
- Podľa charakteru zmien na substráte rozlišujeme v organickej chémii štyri typy reakcií: adície, eliminácie, substitúcie a molekulové prešmyky.

## OTÁZKY A ÚLOHY

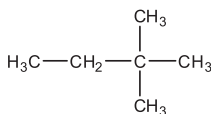


1. Vyberte správne tvrdenia. Medzi organické zlúčeniny zaraďujeme:
  - a) všetky zlúčeniny, ktoré obsahujú atómy uhlíka,
  - b) soli kyseliny uhličitej,
  - c) zlúčeniny, ktoré vo svojich molekulách obsahujú len atómy uhlíka a vodíka,
  - d) len látky, ktoré sú súčasťou živých organizmov,
  - e) metán, etán, propán, bután,
  - f)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
2. O atóme uhlíka v organických zlúčeninách platí:
  - a) je štvorväzbový,
  - b) môže tvoriť vodíkové väzby,
  - c) môže tvoriť jednoduché, dvojité, trojité a štvorité väzby,
  - d) má schopnosť reťazenia.
3. Vyberte správne tvrdenia o uhľovodíkoch.
  - a) Vo svojich molekulách obsahujú len uhlík a vodík.
  - b) Vo svojich molekulách obsahujú kovalentné väzby.
  - c) Môžu obsahovať rôzne heteroatómy.
  - d) Sú to polárne zlúčeniny.
4. Napište sumárne vzorce týchto zlúčenín:

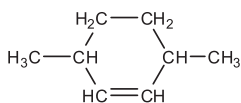
a)



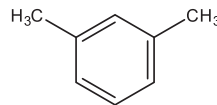
b)



c)



d)



5. Napište neskrátené konštitučné vzorce týchto zlúčenín:

a)



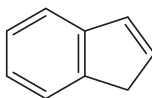
b)



c)



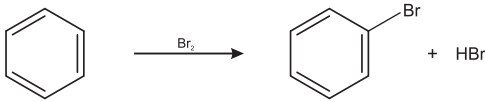
d)



6. Radikály:
  - a) sú častice vznikajúce pri heterolytických reakciách,
  - b) sú častice s nespáreným elektrónom,
  - c) vznikajú pri homolytickom štiepení chemických väzieb,
  - d) sú nereaktívne častice.
7. Vyberte správne tvrdenia o násobných väzbách.
  - a) Dvojité väzba je tvorená dvomi väzbami  $\sigma$ .

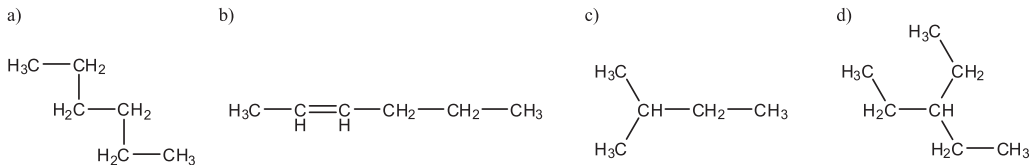
- b) Trojitá väzba je tvorená jednou väzbou  $\sigma$  a dvomi väzbami  $\pi$ .  
 c) Dvojitá väzba je kratšia ako trojitá väzba medzi tými istými atómami.  
 d) Trojitá väzba je pevnejšia ako dvojitá väzba medzi tými istými atómami.

8. Aký typ chemickej reakcie predstavuje nasledujúca reakcia:



- a) adícia,  
 b) eliminácia,  
 c) substitúcia,  
 d) molekulový prešmyk,  
 e) bromácia,  
 f) redukcia.
9. Elektrofilné činidlá:  
 a) sú častice so záporným nábojom,  
 b) sú napríklad  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{NO}_2^+$ ,  
 c) vznikajú pri homolytickom štiepení chemických väzieb,  
 d) sú elektroneutrálne molekuly s voľným elektrónovým párom.
10. Nukleofilné činidlá:  
 a) vznikajú pri heterolytickom štiepení chemických väzieb,  
 b) sú napríklad  $\text{OH}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  
 c) sú napríklad  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  
 d) obsahujú viac ako jeden nespárený elektrón.
11. Roztried'te organické zlúčeniny podľa ich sumárnych vzorcov na uhľovodíky a deriváty uhľovodíkov.  
 a)  $\text{CH}_4$ , b)  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ , c)  $\text{C}_6\text{H}_6$ , d)  $\text{C}_{12}\text{H}_{25}\text{N}$ , e)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_2\text{N}$ , f)  $\text{CH}_3\text{Cl}$ , g)  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ , h)  $\text{C}_7\text{H}_{14}$

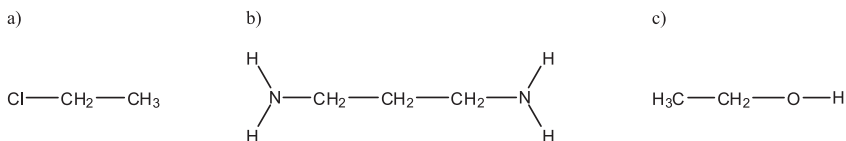
12. Ktoré zo vzorcov predstavujú rozvetvené a ktoré nerozvetvené uhľovodíky?



13. Napíšte po tri príklady konštitučných vzorcov nasýtených a nenasýtených uhľovodíkov.

14. Napíšte neskrátený aj skrátený konštitučný vzorec najjednoduchšieho uhľovodíka s dvomi konjugovanými dvojitými väzbami.

15. V nasledujúcich vzorcoch označte polárne väzby a na atómoch, ktoré ich tvoria, symbolmi  $\delta^+$  a  $\delta^-$  - značte čiastkové náboje.

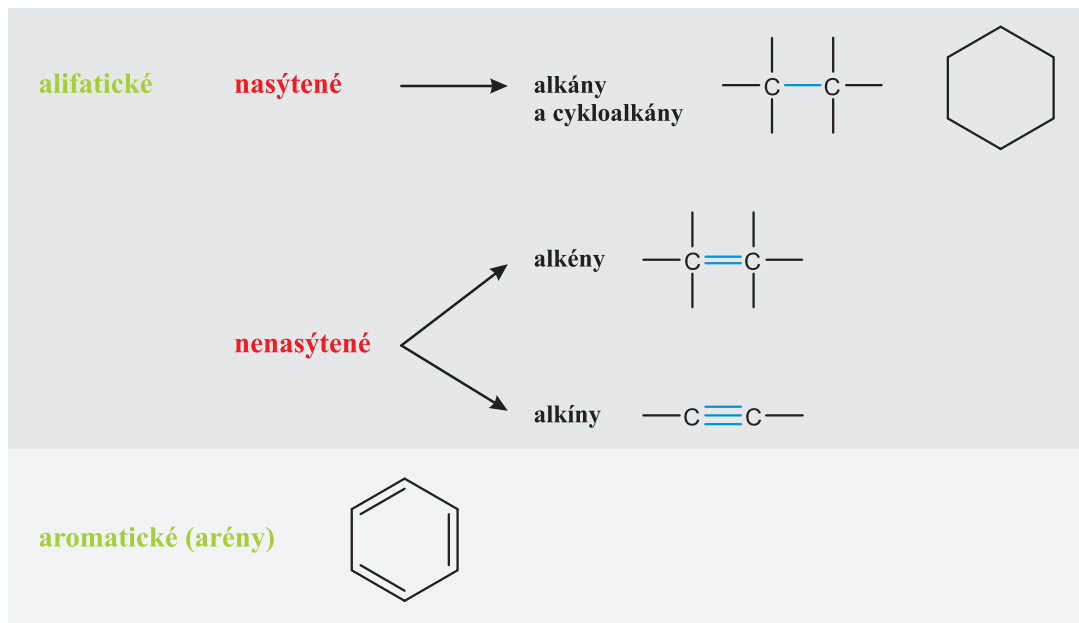


16. Konštitučné izoméry:

- a) sú priestorové izoméry,  
 b) sú napríklad etanol a dimetyléter,  
 c) môžu vznikajúť molekulovými prešmykmi,  
 d) majú rovnaký sumárny vzorec ale rozdielny konštitučný vzorec.

## 5 Uhlíkovodíky

Ako už viete z kapitoly 4.5, uhľovodíky sú základnými organickými zlúčeninami, ktoré sú zložené len z uhlíka a vodíka a na ich rozdelenie sa používa viacero kritérií. Kombináciou viacerých z nich môžeme uhľovodíky rozdeliť tak ako je uvedené na obrázku 5.1.



Obr. 5.1 Rozdelenie uhľovodíkov (kombinácia viacerých kritérií)

### 5.1 Alifatické uhľovodíky

#### 5.1.1 Názvoslovie alifatických uhľovodíkov

Organická chémia zaznamenala svoj najväčší rozvoj koncom 19. storočia. Bolo izolovaných a synteticky pripravených veľa organických látok. Zapamätať si všetky triviálne<sup>1</sup> názvy nových látok bolo takmer nemožné, preto v roku 1922 pri sekcii organickej chémie IUPAC<sup>2</sup> vznikla komisia pre organické názvoslovie, ktorá určuje pravidlá pre názvy organických zlúčenín dodnes.

Od najjednoduchších alifatických uhľovodíkov sú odvodené skoro všetky organické zlúčeniny. Preto ich názvoslovie tvorí základ názvov zložitejších derivátov uhľovodíkov.



Obr. 5.2 Logo IUPAC

**Alifatické acyklické uhľovodíky radíme do troch základných radov:**

**Alkány** – nasýtené uhľovodíky, koncovka **-án** vyjadruje prítomnosť len jednoduchých väzieb, sumárny vzorec alkánov je  $C_nH_{2n+2}$  (kde  $n = 1, 2, 3, \dots$ ),

**Alkény** – nenasýtené uhľovodíky, koncovka **-én** vyjadruje prítomnosť aspoň jednej dvojitej väzby, sumárny vzorec alkénov s jednou dvojitou väzbou je  $C_nH_{2n}$  (kde  $n = 2, 3, \dots$ ),

**Alkíny** – nenasýtené uhľovodíky, koncovka **-ín** vyjadruje prítomnosť trojitej väzby, sumárny vzorec alkínov s jednou trojitou väzbou je  $C_nH_{2n-2}$  (kde  $n = 2, 3, \dots$ ).

<sup>1</sup> Pôvodný názov zlúčeniny, nezohľadňujúci štruktúru látky, informuje len o jej pôvode a vlastnostiach.

<sup>2</sup> Medzinárodná únia pre čístu a aplikovanú chémiu (International Union of Pure and Applied Chemistry).

Základom názvu uhľovodíkov (okrem uhľovodíkov s počtom atómov uhlíka 1 až 4, ktoré majú triviálne názvy) je počet atómov uhlíka v hlavnom reťazci vyjadrený kmeňom slova odvodeným z latinskej alebo gréckej číslovky.

Tab. 5.1 Homologické rady acyklických uhľovodíkov

Počet atómov uhlíka	ALKÁNY		ALKÉNY		ALKÍNY	
	Názov	Racionálny vzorec	Názov	Racionálny vzorec	Názov	Racionálny vzorec
1	metán	CH <sub>4</sub>		*		*
2	etán	CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	etén	CH <sub>2</sub> =CH <sub>2</sub>	etín	HC≡CH
3	propán	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	propén	CH <sub>2</sub> =CH-CH <sub>3</sub>	propín	HC≡C-CH <sub>3</sub>
4	bután	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	but-1-én	CH <sub>2</sub> =CH-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	but-1-ín	HC≡C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
5	pentán	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	pent-1-én	CH <sub>2</sub> =CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	pent-1-ín	HC≡C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
6	hexán	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> -CH <sub>3</sub>	hex-1-én	CH <sub>2</sub> =CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	hex-1-ín	HC≡C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>
7	heptán	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> -CH <sub>3</sub>	hept-1-én	CH <sub>2</sub> =CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> -CH <sub>3</sub>	hept-1-ín	HC≡C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> -CH <sub>3</sub>
8	oktán	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> -CH <sub>3</sub>	okt-1-én	CH <sub>2</sub> =CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> -CH <sub>3</sub>	okt-1-ín	HC≡C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> -CH <sub>3</sub>
9	nonán	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> -CH <sub>3</sub>	non-1-én	CH <sub>2</sub> =CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> -CH <sub>3</sub>	non-1-ín	HC≡C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> -CH <sub>3</sub>
10	dekán	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>8</sub> -CH <sub>3</sub>	dec-1-én	CH <sub>2</sub> =CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> -CH <sub>3</sub>	dec-1-ín	HC≡C-(CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> -CH <sub>3</sub>

\* Metén a metín neexistuje (pozri definíciu alkénov C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub> a alkínov C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>, kde n = 2, 3, ...).

Ako vyplýva z tabuľky 5.1, v každom rade má nasledujúci uhľovodík prírastok 1 atóm uhlíka a 2 atómy vodíka (-CH<sub>2</sub>-) vzhľadom na predchádzajúceho člena radu, tzv. **homologický prírastok**.

**Homologický rad** je usporiadanie uhľovodíkov s podobnou štruktúrou na základe stúpajúcej relatívnej molekulovej hmotnosti, pričom nasledujúci člen sa od predchádzajúceho líši **homologickým prírastkom (-CH<sub>2</sub>-)**.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

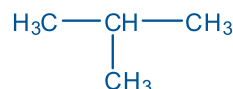
++



Uhl'ovodíky z homologického radu alkánov označujeme ako normálne a v ich názve môžeme použiť označenie **n-**, napríklad **n-bután**. Je to z dôvodu veľkej rozmanitosti štruktúry uhľovodíkov rovnakého zloženia. Ako príklad uvádzame uhľovodík sumárneho vzorca C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>. Jeho racionálny vzorec môže byť:



**n-bután**



**izobután**

Obe látky sú reťazovými izomémi a teda majú aj odlišné vlastnosti. Preto je nutné ich odlišiť aj názvom. Prvý je priamy (lineárny), druhý má rozdielnú štruktúru, jeho reťazec je rozvetvený.

**Metán, etán a propán neoznačujeme predponou n-, lebo netvorí reťazové izoméry.**

Ak chceme podľa stanovených pravidiel správne pomenovať aj zložitejšie uhľovodíky, musíme poznať názvy **alkylov**. Sú to jednoväzbové uhľovodíkové zvyšky (kap. 4.5), ktoré nemôžu existovať samostatne. Bývajú súčasťou uhľovodíkov ako bočné reťazce.

Tab. 5.2 Vzorce niektorých alkánov, alkénov a ich alkylov

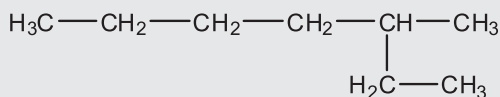
Uhl'ovodík	Vzorec uhl'ovodíka	Vzorec alkyly	Názov alkyly
metán	CH <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> C —	metyl
etán	H <sub>3</sub> C — CH <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> C — CH <sub>2</sub> —	etyl
propán	H <sub>3</sub> C — CH <sub>2</sub> — CH <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> C — CH <sub>2</sub> — CH <sub>2</sub> —	propyl
		$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{H}_3\text{C} \end{array}$	izopropyl
bután	H <sub>3</sub> C — (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> — CH <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> C — (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> — CH <sub>2</sub> —	butyl
etén	H <sub>2</sub> C = CH <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> C = CH —	vinyl <sup>3</sup>

Základom názovu alkyly je kmeň názvu uhl'ovodíka s priradenou koncovkou **-yl**.

### Tvorba názvov a vzorcov nasýtených uhl'ovodíkov

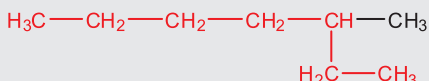
Ak poznáme názvy základných uhl'ovodíkov a uhl'ovodíkových zvyškov (alkylov), môžeme pomenovať aj zložitejšie rozvetvené uhl'ovodíky.

#### Príklad 1: Tvorba názvu zo vzorca nasýteného uhl'ovodíka

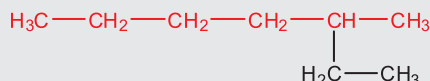


1. Nájdem najdlhší, tzv. hlavný reťazec s najväčším počtom navzájom pospájaných atómov uhlíka (nemusí byť vždy priamy).

správne

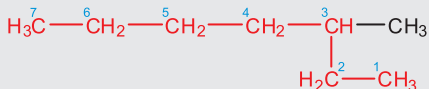


nesprávne

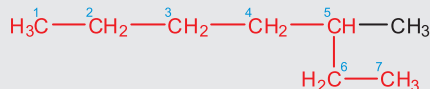


2. Očíslujeme hlavný reťazec tak, aby bočný reťazec (alkyl) mal čo najnižšiu pozíciu. V tomto prípade očísľujeme atómy uhlíka sprava, kedy sa alkyl nachádza na 3. atóme uhlíka (pri číslovaní z ľavej strany by sa nachádzal až na 5. atóme uhlíka).

správne

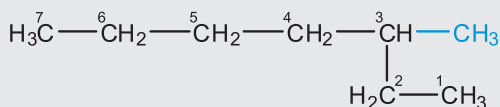


nesprávne



Počet atómov uhlíka v hlavnom reťazci (7) určuje základ názvu uhl'ovodíka - **heptán**.

3. Pomenujeme **alkylový zvyšok**, ktorý nie je súčasťou hlavného reťazca a pridáme k jeho názvu číslo atómu uhlíka hlavného reťazca (**lokant**), na ktorý je naviazaný. Tým určíme polohu alkyly v hlavnom reťazci (atóm uhlíka č. 3).



teda **3-metyl**

<sup>3</sup> Vinyl je bežne používaný triviálny názov, systémový názov je etenyl.

4. Celý názov vytvoríme tak, že najprv uvedieme názov alkyly s príslušným lokantom a pripojíme názov základného uhľovodíka.

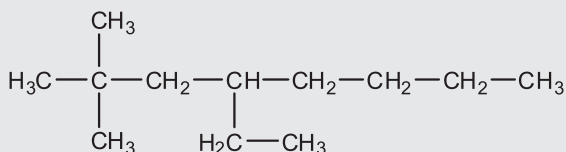
### 3-metylheptán

Rozvetvené uhľovodíky môžu obsahovať aj viac alkylových zvyškov. Ak sú rôzne, v názve ich radíme podľa abecedy (butyl, etyl, metyl, propyl atď) s príslušným lokantom. Ak ich je viac rovnakých, dávame pred ich názov predponu odvodenú z gréckeho názvu pre príslušnú číslovku:

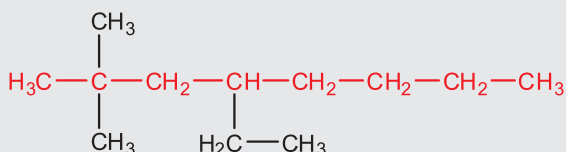
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
mono-	di-	tri-	tetra-	penta-	hexa-	hepta-	okta-	nona-	deka-

Každá alkylová skupina však musí mať uvedený lokant (napr. **2,2-dimetyl**pentán, **3-etyl-4-metyl**hexán).

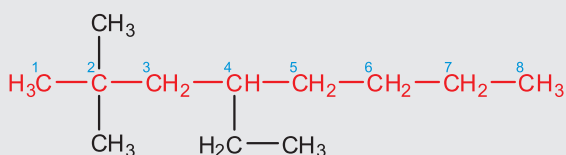
#### Príklad 2: Tvorba názvu zo vzorca rozvetveného nasýteného uhľovodíka



1. Nájdeme najdlhší základný reťazec.

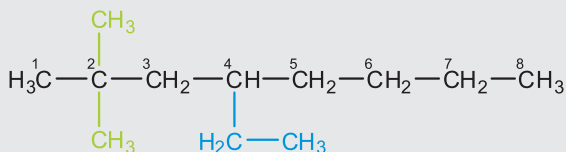


2. Očísľujeme základný reťazec (z ľavej strany, najnižšia pozícia alkyly).



Základným uhľovodíkom je **oktán**.

3. Pomenujeme alkylové zvyšky, zoradíme ich podľa abecedy a každému pridíme lokant (etyl je v abecednom poradí skôr ako metyl, pre dva metylové zvyšky použijeme predponu **di**-).



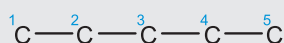
#### 4-etyl-2,2-dimetyl-

Kompletný názov je **4-etyl-2,2-dimetyloktán**.

#### Príklad 3: Tvorba vzorca z názvu nasýteného uhľovodíka

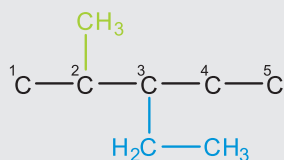
Pri tvorbe vzorca z názvu uhľovodíka, napríklad **3-etyl-2-metyl**pentán, postupujeme nasledovne:

1. Z názvu určíme základný uhľovodík a napíšeme hlavný reťazec z príslušného počtu navzájom pospájaných atómov uhlíka. Základom je **pentán** s piatimi atómami uhlíka. Reťazec očísľujeme z ľavej strany.

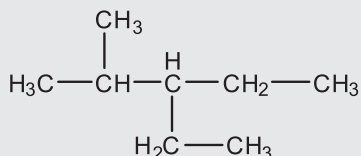




2. Na tretí atóm uhlíka umiestnime **-etyl** a na druhý atóm uhlíka **-metyl**.

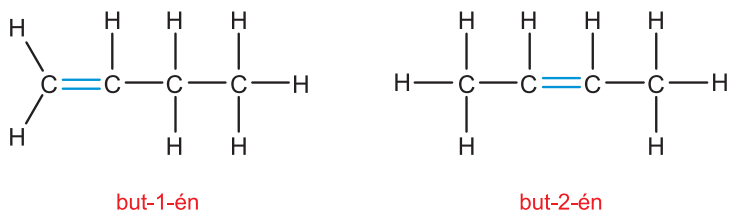


3. K atómom uhlíka hlavného reťazca dopíšeme príslušný počet atómov vodíka, pričom dbáme na väzbovosť uhlíka a vodíka. Na 1. atóm uhlíka doplníme 3 atómy vodíka, na 2. atóm uhlíka doplníme len 1 atóm vodíka. Kompletný vzorec uhľovodíka je



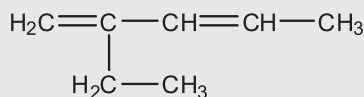
### Tvorba názvov a vzorcov nenasýtených uhľovodíkov

Názvoslovie nenasýtených uhľovodíkov sa tvorí podobne ako názvoslovie nasýtených uhľovodíkov pri dodržaní rovnakých pravidiel. Je však nutné brať do úvahy prítomnosť násobnej väzby, ktorú v názve vyjadrujeme koncovkou **-én** pre alkén (uhľovodík s dvojitou väzbou) a **-in** pre alkin (uhľovodík s trojitou väzbou). Je tiež dôležité správne určiť polohu násobnej väzby. Pri rovnakom zložení môžu mať uhľovodíky rozdielnu polohu násobnej väzby a tým aj odlišné vlastnosti. Tento jav nazývame **polohová izoméria násobnej väzby** (kap. 4.4.1). Napríklad uhľovodík zloženia  $\text{C}_4\text{H}_8$  môže mať rôznu polohu násobnej väzby

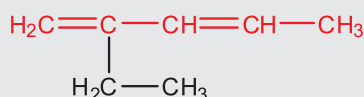


Lokant určujúci polohu násobnej väzby je totožný s poradovým číslom atómu uhlíka hlavného reťazca, z ktorého násobná väzba vychádza. Prítom príslušný **lokant musí byť čo najmenšie číslo**. Preto v prvom prípade je správny názov uhľovodíka but-1-én, nie but-2-én. Podobne v druhom prípade je správny názov but-2-én, nie but-3-én. Ak uhľovodík obsahuje viac rovnakých násobných väzieb, pridáva sa pred príslušnú koncovku násobnej väzby predpona vyjadrujúca ich počet, napr. **dién**, **trién** a pod.

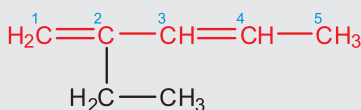
#### Príklad 1: Tvorba názvu zo vzorca rozvetveného nenasýteného uhľovodíka



1. Nájdeime hlavný reťazec. Pri nenasýtených uhľovodíkoch volíme reťazec s maximálnym možným počtom násobných väzieb (nemusi byť v skutočnosti najdlhší).



2. Reťazec očísľujeme, pri nenasýtených uhľovodíkoch čísľujeme z tej strany, kde sa skôr vyskytuje násobná väzba. V tomto prípade z ľavej strany.



Základným uhľovodíkom je uhľovodík s piatimi atómami uhlíka, preto kmeň názvu **penta-** spojíme s koncovkou pre dvojitú väzbu **-én** s príslušným lokantom a predponou pre počet dvojitých väzieb, **-1,3-dién**.

3. Pomenujeme vedľajší reťazec a určíme konečný názov  $\text{H}_2\text{C}=\overset{2}{\text{C}}-\overset{3}{\text{CH}}=\overset{4}{\text{CH}}-\overset{5}{\text{CH}_3}$   
**2-ethylpenta-1,3-dién**

Podobne postupujeme aj pri uhľovodíkoch s trojitou väzbou, pre ktorú používame koncovku **-ín**.

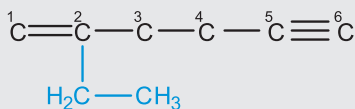
### Příklad 2: Tvorba vzorca z názvu rozvetveného nenasýteného uhľovodíka

Pri tvorbe vzorca nenasýteného uhľovodíka, napríklad **2-ethylhexa-1-én-5-ín**, postupujeme takto:

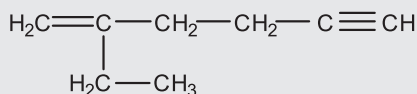
1. Z kmeňa názvu **hexa** vyplýva šesť navzájom spojených atómov uhlíka v hlavnom reťazci. Lokant a koncovka **1-én** určujú prítomnosť dvojitej väzby na prvom atóme uhlíka, podobne lokant a koncovka **5-ín** určujú prítomnosť trojitej väzby na piatom atóme uhlíka. Pri číslovaní reťazca sa uprednostňuje dvojitá väzba pred trojitou. Ostatné väzby sú jednoduché, napíšeme základný reťazec.



2. Na 4. atóm uhlíka pripojíme uhľovodíkový zvyšok **etyl  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-$** .



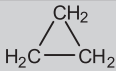
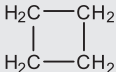
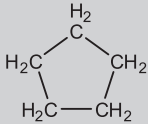
3. Podľa väzbovosti doplníme k jednotlivým atómom uhlíka príslušný počet atómov vodíka.

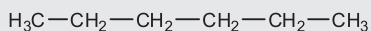


### Tvorba názvov a vzorcov cyklických (alicyklických) uhľovodíkov

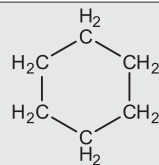
Do skupiny alifatických uhľovodíkov patria aj uhľovodíky s uzavretým reťazcom tzv. **cyklické (alicyklické)**. Názvy cyklických uhľovodíkov sa odvodzujú od názvu základného alkánu s príslušným počtom atómov uhlíka a predpony **cyklo-**. Ich homologický rad sa začína uhľovodíkom s tromi atómami uhlíka, aby bolo možné vytvoriť uzavretý reťazec (cyklus). Sumárny vzorec cykloalkánov,  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ , je identický so sumárnym vzorcom alkénov.

Tab 5.3 Názvy a vzorce niektorých základných a cyklických uhľovodíkov s rovnakým počtom atómov uhlíka

Základný uhľovodík	Cyklický uhľovodík
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <b>propán</b>	 <b>cyklopropán</b>
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <b>bután</b>	 <b>cyklobután</b>
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <b>pentán</b>	 <b>cyklopentán</b>



hexán



cyklohexán

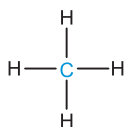
## KLÚČOVÉ UČIVO

- Alifatické uhľovodíky sú rozdelené podľa podobnej štruktúry do homologických radov, pričom nasledujúci člen radu sa od predchádzajúceho líši homologickým prírastkom  $-\text{CH}_2-$ .
- Homologické rady tvoria:
  - alkány so sumárnym vzorcom  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ,
  - alkény so sumárnym vzorcom  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ ,
  - alkíny so sumárnym vzorcom  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ .
- Pri tvorbe názvu uhľovodíkov je potrebné dodržiavať nasledujúci postup:
  - Určiť hlavný reťazec; pri nasýtených uhľovodíkoch najdlhší, pri nenasýtených uhľovodíkoch reťazec:
    - s najväčším počtom násobných väzieb,
    - s najväčším počtom atómov uhlíka,
    - s najväčším počtom dvojitých väzieb.
  - Očíslovať hlavný reťazec a bočným reťazcom priradiť lokant.
  - Názvy bočných reťazcov (alkylov) radíme v názve uhľovodíka podľa abecedy.

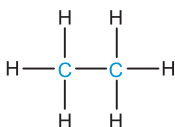
### 5.1.2 Alkány

**Alkány** sú nasýtené uhľovodíky, v ktorých sa nachádzajú len nepolárne kovalentné väzby (väzby  $\sigma$ ). Z hľadiska štruktúry môžu byť **lineárne** (s priamym uhlíkovým reťazcom), alebo **rozvetvené**.

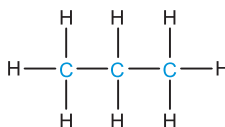
**lineárne:**



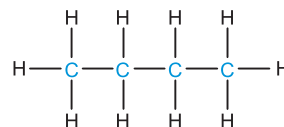
metán



etán

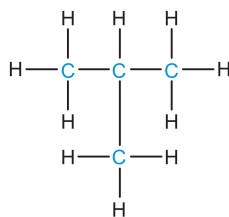


propán

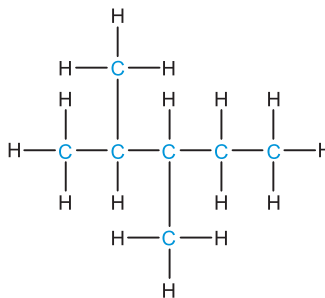


bután

**rozvetvené:**

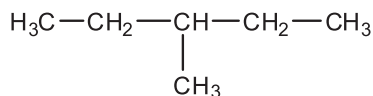


2-metylpropán



2,3-dimetylpentán

Alkány tvoria reťazové izoméry napríklad:

hexán (C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>)3-metylpentán (C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>)

### Fyzikálne vlastnosti alkánov

Fyzikálne vlastnosti alkánov vyplývajú z ich rastúcej relatívnej molekulovej hmotnosti v homologickom rade. Nasledujúci člen radu ju má zvýšenú o 14 (homologický prírastok -CH<sub>2</sub>-). Preto prvé štyri alkány (metán, etán, propán a bután) sú za normálnych podmienok **plyny**, pentán až hexadekán (C<sub>5</sub> až C<sub>16</sub>) sú **kvapaliny** a vyššie alkány sú **tuhé** látky. S rastúcou relatívnou molekulovou hmotnosťou alkánov teda narastajú aj ich teploty topenia a varu. **Alkány sú vo vode nerozpustné, pretože majú nepolárne molekuly.**

Keďže kvapalné alkány sú nerozpustné vo vode a sú ľahšie ako voda, spôsobujú pri úniku ekologické havárie. Na povrchu vody vytvoria vrstvu (film) zabraňujúcu prístupu kyslíka do vody, čím trpia najmä vodné ekosystémy. Pozitívom pri odstraňovaní zvyškov uhľovodíkov pri takejto havárii je práve ich nemiešateľnosť s vodou, záchranné zložky ich dokážu na povrchu vody zachytávať a následne odčerpať.



Obr. 5.3 Voda znečistená ropou

**Alkány sa rozpúšťajú v nepolárnych rozpúšťadlách.** Kvapalné alkány sa môžu použiť ako rozpúšťadlá niektorých organických látok (napríklad čistým benzínom vyčistíme masťné škvrny).

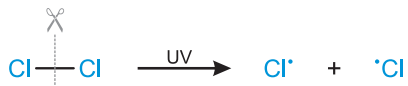
### Chemické vlastnosti alkánov

Chemické vlastnosti alkánov vyplývajú z ich zloženia, typu chemickej väzby a štruktúry. Nie sú veľmi reaktívne, preto sa v minulosti označovali ako **parafíny** (z latinského *parum affinis* = nereagujúci, málo sa zlučujúci). Ich typicky nepolárne kovalentné väzby (rozdiel hodnôt elektronegativity väzieb C-C je 0 a väzieb C-H je 0,4) neumožňujú heterolytické štiepenie väzieb. Tieto väzby možno štiepiť len homolyticky na reaktívne radikály dodaním pomerne vysokej energie (UV žiarenie, vysoká teplota, alebo je v reakčnej zmesi prítomné činidlo, ktoré iniciuje tvorbu radikálov).

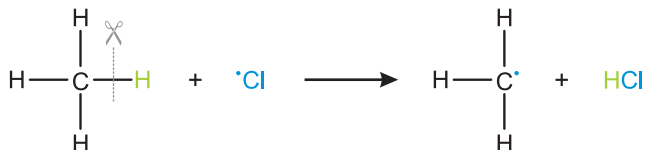
Pre alkány sú charakteristické **radikálové substitúcie**, pri ktorých dochádza k nahradeniu atómu vodíka iným atómom alebo skupinou atómov. Prebiehajú v troch krokoch:

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

Aby alkány reagovali, potrebujú prítomnosť reaktívneho činidla – **radikálu**, ktoré vznikne z nepolárnej látky (napríklad Cl<sub>2</sub>) dodaním energie UV žiarením.



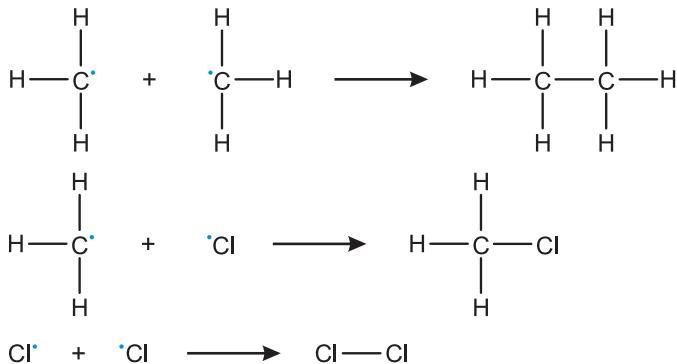
Prítomnosť vzniknutých radikálov umožní (iniciuje) reakciu alkánu, preto príprave radikálov hovoríme **iniciácia**. Alkán potom reaguje s radikálom pochádzajúcim z činidla, pričom vznikne **alkylový radikál**,



ktorý reaguje s ďalšou molekulou chlóru

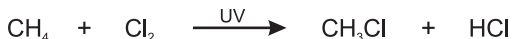


a reakcia sa opakuje do vyčerpania substrátu (alkánu). Táto časť reakcie sa nazýva **propagácia**. Počas reakcie sa neustále zvyšuje koncentrácia jednotlivých radikálov a tým sa zvyšuje aj pravdepodobnosť ich vzájomnej zrážky. Začne prebiehať **terminácia**, počas ktorej dochádza k vzájomným reakciám medzi radikálmi až do ich vyčerpania, zániku.



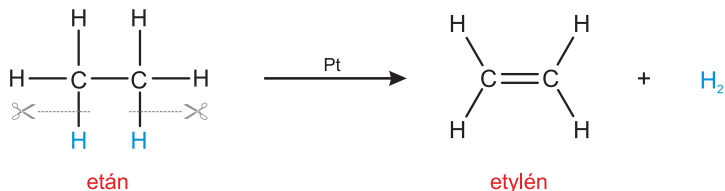
Počas reakcie dochádza k nahradeniu atómu vodíka v alkáne atómom chlóru, **substitúcií**.

Sumárne môžeme predchádzajúcu reakciu napísať takto:



Reakcia môže v nadbytku chlóru prebiehať aj do ďalších stupňov, pričom vznikajú ďalšie produkty, napríklad  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ . Nevýhodou substitučnej radikálovej reakcie je vznik vedľajších produktov, od ktorých je potrebné hlavný požadovaný produkt izolovať, čistiť.

Alkány môžu dávať aj **eliminácie**, pri ktorých dochádza k odštiepeniu atómov vodíka – **dehydrogenácii**. Reakcia vyžaduje energiu v podobe tepla a prítomnosť katalyzátora (Pt, Ni, Pd).

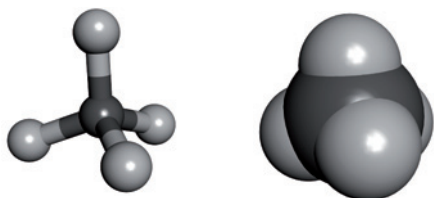


Alkány tiež podliehajú **oxidácii**, ktorá sa uskutočňuje radikálovým mechanizmom. Tieto oxidácie, ktoré nazývame horenie, sú silne exotermické (uvoľňuje sa teplo). Preto sa alkány používajú aj ako palivá. Konečným produktom oxidácie – spaľovania, je oxid uhličitý a voda.



### Prehľad najvýznamnejších alkánov

**Metán  $\text{CH}_4$**  je najjednoduchší uhľovodík s veľkým významom. Tvorí až 98 % zemného plynu. Je to bezfarebný plyn bez zápachu. Pre svoje čisté horenie a dobrú dostupnosť sa používa predovšetkým ako palivo v domácnostiach (hlavná zložka zemného plynu). Pri dokonalom spaľovaní horí modrým plameňom. Používa sa tiež ako surovina na výrobu metanolu, formaldehydu a kyanovodíka.



Obr. 5.4 Modely molekuly metánu



Obr. 5.5 Dokonalé horenie metánu



### Upozornenie

Pri nedokonalom spaľovaní za nedostatočného prístupu kyslíka horí metán žltlooranžovým plameňom. V tom prípade nastavenie sporáka prenechajte odborníkovi. Nikdy sa nepokúšajte o inštaláciu plynových spotrebičov samotní. **Metán so vzduchom tvorí výbušnú zmes.**

Pri nedokonalom spaľovaní metánu vznikajú sadze, ktoré sa pridávajú do pneumatík ako fabivo.



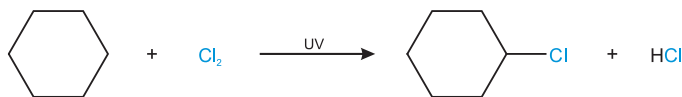
Obr. 5.6 Nedokonalé horenie metánu

Metán je základnou surovinou na výrobu acetylénu, chlórovaných derivátov, acetaldehydu, kyseliny octovej a v neposlednom rade aj syntetických polymérov. Okrem zemného plynu sa metán nachádza v bahennom plyne (vzniká rozkladom rastlín), v bioplyne (vzniká rozkladom bioodpadu za prítomnosti enzýmov) a je súčasťou metánového ľadu na dne oceánov. Spolu s oxidom uhličitým je významným skleníkovým plynom prispievajúcim ku globálnemu otepľovaniu (kap. 2.2).

**Etán**  $\text{CH}_3\text{-CH}_3$  je pri bežnej teplote a tlaku plyn bez farby, chuti a zápachu. Izoluje sa zo zemného plynu, ale môže byť aj vedľajším produktom pri spracovaní ropy. Používa sa predovšetkým na výrobu etylénu a následne polyetylénu. V laboratóriu sa dá pripraviť elektrolyzou octanu sodného.

**Propán**  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  a **bután**  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  sú ako plyné látky tiež súčasťou zemného plynu. Ich zmes sa používa ako pomerne čisté ekologické palivo do varičov i ako pohonná zmes do automobilov pod názvom LPG. Propán slúži na výrobu propénu.

Z cykloalkánov sú stabilné najmä päť a viacčlánkové a podobne ako alkány poskytujú **radikálové substitúcie**.



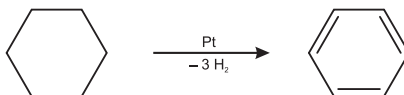
cyklohexán

chlórcyklohexán



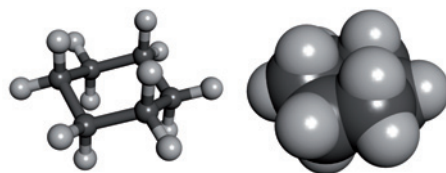
Obr. 5.7 Propán-butánový varič

Najvýznamnejší z cykloalkánov je **cyklohexán**  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ . Je to kvapalina získaná spracovaním zložiek ropy, slúžiaca ako surovina na výrobu plastických látok (polyamidy). Dehydrogenáciou cyklohexánu vzniká benzén.



cyklohexán

benzén



Obr. 5.8 Modely molekuly cyklohexánu

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Pri cyklopropáne nemôže byť zachovaný väzbový uhol  $109^{\circ}28'$ , preto je nestabilný. Nedáva radikálové substitučné reakcie, ale jeho kruh sa pri reakciách otvára.



cyklopropán

1,3-dichlóropropán

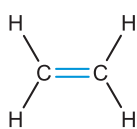
## KLÚČOVÉ UČIVO



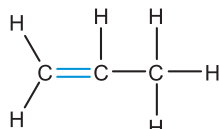
- Alkány sú nasýtené uhľovodíky, v ktorých sa uplatňujú len jednoduché kovalentné väzby (väzby  $\sigma$ ). Alkány majú nepolárny charakter a sú vo vode nerozpustné.
- Z hľadiska štruktúry rozlišujeme alkány s nerozvetveným reťazcom, alkány s rozvetveným reťazcom a cykloalkány.
- Alkány so štyrmi a viacerými atómami uhlíka tvoria reťazové izoméry.
- S rastúcou relatívnou molekulovou hmotnosťou sa mení aj skupenstvo alkánov;  $\text{C}_1 - \text{C}_4$  sú plyny,  $\text{C}_5 - \text{C}_{16}$  sú kvapaliny a vyššie sú tuhé látky.
- Charakteristickými reakciami alkánov sú radikálové substitúcie.
- Alkány môžu dávať aj eliminácie – dehydrogenácie, pri ktorých vznikajú nenasýtené uhľovodíky.
- Alkány slúžia predovšetkým ako palivá a ako surovina na výrobu množstva organických látok.
- Alkány sa vyskytujú predovšetkým v zemnom plyne a rope.

### 5.1.3 Alkény

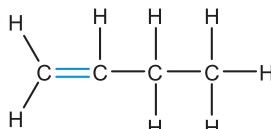
**Alkény** sú nenasýtené uhľovodíky obsahujúce vo svojej molekule dvojitú väzbu, ktorá sa skladá z jednej väzby  $\sigma$  a z jednej väzby  $\pi$  (kap. 4.2.1). Aj starší názov **olefiny** (olej tvoriaci), je odvodený z prítomnosti dvojitej väzby (oleje obsahujú uhlíkové reťazce s dvojitými väzbami).



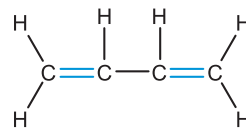
etén  
etylén



propén  
propylén



but-1-én



buta-1,3-dién

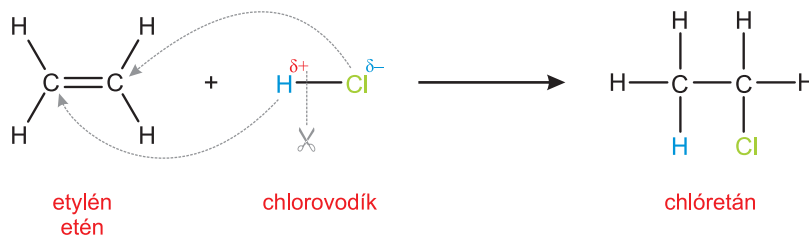
Prekrytie orbitálov  $p$  vo väzbe  $\pi$  sa uskutočňuje mimo spojnice jadier (na kolmici na spojnicu jadier atómov, obr. 4.4). Dvojitá väzba je kratšia a pevnejšia ako väzba jednoduchá (tab. 4.2). Na rozdiel od jednoduchej väzby, dvojitá väzba neumožňuje rotáciu atómov uhlíka, ktoré ju tvoria, preto alkény vytvárajú geometrické izoméry (kap. 4.4.1).

## Fyzikálne a chemické vlastnosti alkénov

Alkény majú podobné fyzikálne vlastnosti ako alkány. Prítomnosť dvojitej väzby však veľmi ovplyvňuje ich chemické vlastnosti. Väzby  $\sigma$  atómu uhlíka s dvojitou väzbou zvierajú navzájom uhol je  $120^\circ$  a susedné atómy ležia v jednej rovine. **Dvojitá väzba je reakčným centrom alkénov.**

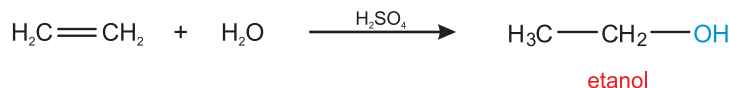
Pre alkény sú charakteristické **elektrofilné** alebo **radikálové adície**, pri ktorých zaniká väzba  $\pi$ , čím sa znižuje násobnosť väzby.

Typickým príkladom elektrofilnej adície je reakcia alkénu s halogénovodíkom.



Elektrofilnou časticou je v dôsledku polarizácie väzby v HCl kation  $H^+$ , ktorý sa naviaže na elektróny väzby  $\pi$  v alkéne.  $H^+$  (má voľný orbitál  $s$ ) vytvorí s jedným z atómov uhlíka (donor väzbových elektrónov) donorno-akceptornú väzbu a tým umožní naviazanie aniónu  $Cl^-$  na druhý atóm uhlíka, ktorý stratou elektrónu získal kladný náboj.

Podobným mechanizmom prebieha aj reakcia etylénu s vodou. Elektrofilnú časticu  $H^+$  poskytuje kyselina sírová (pôsobí ako katalyzátor), pretože samotná molekula vody je nukleofilom.



Touto reakciou sa ľahko vyrába technický alkohol (lieh), ktorý je nevhodný pre výrobu liehovín.

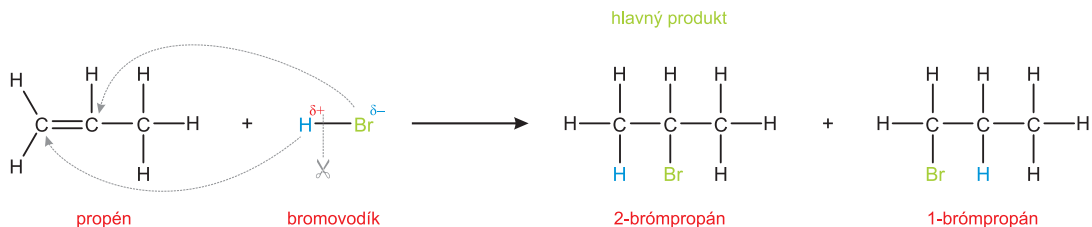
## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++

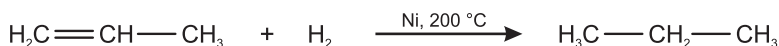


Pri elektrofilných adíciách nesymetrických alkénov (napr. propén) môže existovať viac možností naviazania činidla. Teoreticky teda môže vzniknúť viac rôznych produktov. Zistilo sa však, že väčšinou prevláda len najstabilnejší z nich. To, ktorý z produktov bude prevládať, určuje tzv. **Markovnikovovo pravidlo**:

**Vodík (elektrofil) sa prednostne aduje na ten atóm uhlíka s dvojitou väzbou, na ktorom je viazaných viac atómov vodíka.**



Dôležitou adičnou reakciou alkénov je **hydrogenácia**. Je to reakcia alkénu s vodíkom pri teplote asi  $200^\circ C$  za prítomnosti katalyzátora (najčastejšie Ni). Prebieha radikálovým mechanizmom a z nenasýtených uhľovodíkov pri nej vznikajú uhľovodíky nasýtené.



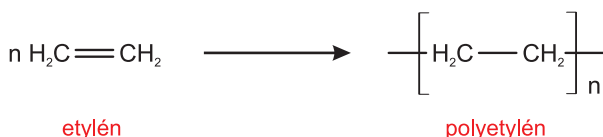


**Hydrogenácia** ako adičná radikálová reakcia má veľký význam v potravinárstve pri **stužovaní tukov**. Je to premena rastlinných olejov na tuky s teplotou topenia 30 – 35 °C. Rastlinné oleje obsahujú najmä nenasýtené karboxylové kyseliny s dlhým uhlíkovým reťazcom. Tieto kyseliny sú pre ľudský organizmus nepostrádateľné (esenciálne). Nasýtením dvojitých väzieb v ich molekulách vodíkom vznikajú stužené tuky. Používajú sa na pečenie i ako nátierky.

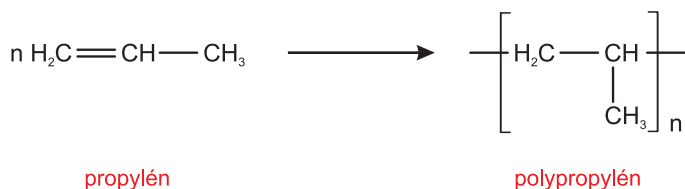
Ďalšou priemyselne významnou reakciou alkénov je polymerizácia. Polymerizáciou sa vyrábajú plastické látky – **polyméry**, ktoré slúžia ako predmety dennej potreby (obalový materiál, fľaše, nádoby a pod.).

**Polymerizácia** je reakcia, pri ktorej sa molekuly zlúčenín s násobnou väzbou (monoméry) viažu do veľkých celkov – **makromolekúl** (polyméry). Polymerizácia sa uskutočňuje radikálovým alebo iónovým mechanizmom.

Príprava polyetylénu:

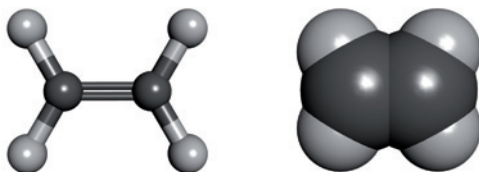


Príprava polypropylénu :



### Prehľad významných alkénov

**Etylén (etén) CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub>** je najjednoduchší nenasýtený plyný uhľovodík. Má veľký hospodársky význam, pretože je základom výroby mnohých dôležitých plastov. Je prítomný aj v rastlinách, v ktorých sa zúčastňuje procesov opadávanía kvetov, listov a dozrievania plodov.

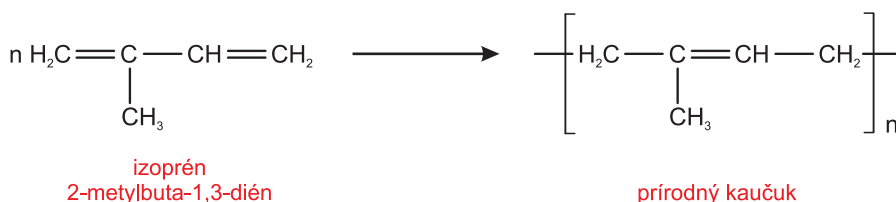


Obr. 5.9 Modely molekuly etylénu (eténu)

**Propylén (propén) CH<sub>2</sub>=CH-CH<sub>3</sub>** sa používa na výrobu polypropylénu a dezinfekčných prostriedkov.

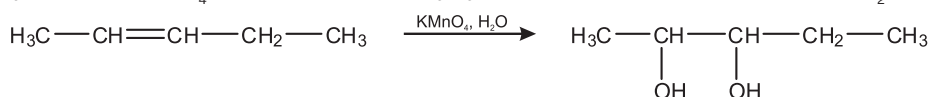
Z nenasýtených uhľovodíkov s dvomi konjugovanými dvojitými väzbami je významný **butadién (buta-1,3-dién) CH<sub>2</sub>=CH-CH=CH<sub>2</sub>**. Slúži ako priemyselná látka na výrobu syntetického kaučuku (styrén-butadiénový kaučuk). Je zdravie škodlivou látkou, ktorú produkujú spaľovacie motory. Jeho vysoká koncentrácia v ovzduší spolu s ďalšími prchavými organickými látkami, oxidmi dusíka a ozónom vedie k vzniku smogu.

**Izoprén (2-metylbuta-1,3-dién)** je tiež nenasýtený uhľovodík s konjugovanými dvojitými väzbami. Je základom prírodných látok **terpénov**. Medzi ne patrí aj prírodný kaučuk, ktorý má výborné elektroizolačné vlastnosti.

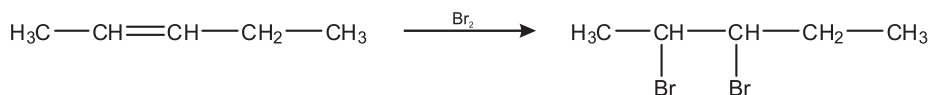
**POKUS****Dôkaz nenasýtených väzieb**

Na odlišenie nasýtených a nenasýtených uhľovodíkov sa používa reakcia s roztokom  $\text{KMnO}_4$  alebo brómovou vodou.

a) Do skúmavky s uhľovodíkom pridáme  $2 \text{ cm}^3$  roztoku  $\text{KMnO}_4$  a pretrepeme. V prítomnosti násobnej väzby sa roztok  $\text{KMnO}_4$  odfarbí, vznikne dvojsýtny alkohol a hnedočierne zrazenina  $\text{MnO}_2$



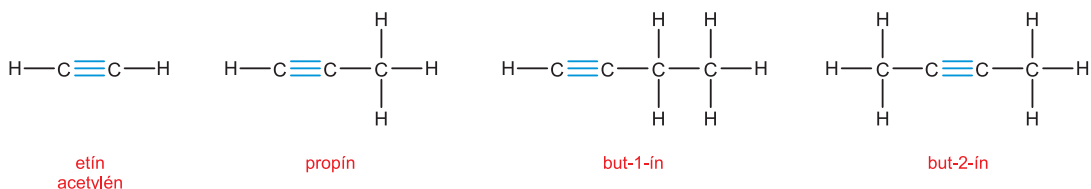
b) Do skúmavky s uhľovodíkom pridáme  $2 \text{ cm}^3$  brómovej vody a pretrepeme. V prítomnosti násobnej väzby sa hnedý roztok brómovej vody odfarbí.

**KLÚČOVÉ UČIVO**

- Alkény sú nenasýtené uhľovodíky s dvojitou väzbou v uhlikovom reťazci.
- Dvojitá väzba je kratšia ako väzba jednoduchá.
- Väzby  $\sigma$  atómu uhlíka s dvojitou väzbou navzájom zvierajú uhol  $120^\circ$  a susedné atómy ležia v jednej rovine.
- Alkény tvoria geometrické izoméry.
- Charakteristickými reakciami alkénov sú elektrofilné a radikálové adície.
- Alkény za prítomnosti katalyzátora reagujú s vodíkom, podliehajú hydrogenácii. Reakcia sa využíva na prípravu stužených tukov.
- Alkény môžu v dôsledku prítomnosti dvojitej väzby polymerizovať.
- Prítomnosť násobnej väzby je možné dokázať roztokom  $\text{KMnO}_4$  alebo brómovou vodou.

**5.1.4 Alkíny**

**Alkíny** patria do skupiny alifatických nenasýtených uhľovodíkov. V uhlikovom reťazci majú prítomnú trojitú väzbu, ktorá je zložená z jednej väzby  $\sigma$  a dvoch väzieb  $\pi$  (obr. 4.4). Väzby  $\sigma$  atómu uhlíka s trojitou väzbou zvierajú navzájom uhol  $180^\circ$ . Trojitá väzba je kratšia ako dvojitá (tab. 4.2).

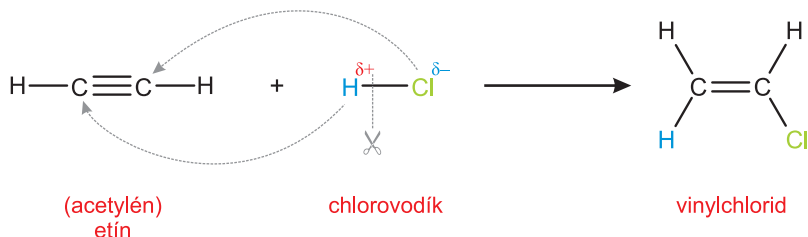


## Fyzikálne a chemické vlastnosti alkínov

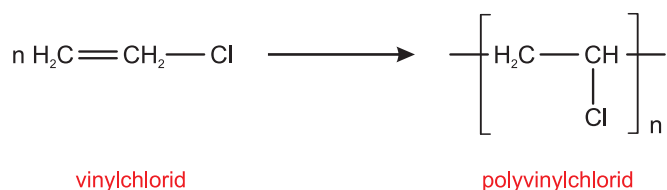
Vlastnosti alkínov sú podobné najmä vlastnostiam alkénov. Prítomnosť trojitej väzby umožňuje **adičné reakcie**.

Typickými reakciami alkínov sú **elektrofilné** aj **radikálové adície**.

Najvýznamnejšou reakciou je adícia chlorovodíka na acetylén (etín), pri ktorej vzniká vinylchlorid.

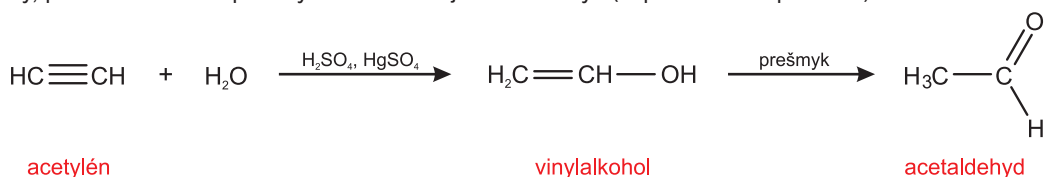


Vinylchlorid môže polymerizovať, pričom vzniká polyvinylchlorid.



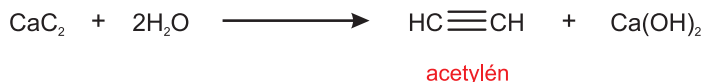
**Polyvinylchlorid** je jedným z najvýznamnejších plastov. Vyrába sa z neho množstvo predmetov dennej potreby (napríklad podlahové krytiny, kuchynské nádoby, hračky, obklady).

Adíciou vody na acetylén vzniká vinylalkohol. Keďže voda je nukleofilným činidlom, vyžaduje reakcia kyslé prostredie ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) a prítomnosť katalyzátora ( $\text{HgSO}_4$ ). Vznikajúci vinylalkohol nie je dostatočne stabilný, preto dochádza k prešmyku na stabilnejší acetaldehyd (kap. 4.4.1 a kap. 4.6.2)



### Prehľad významných alkínov

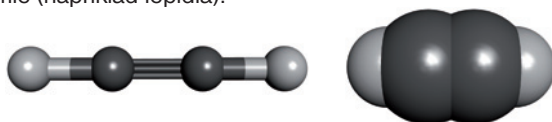
**Acetylén (etín)  $\text{HC}\equiv\text{CH}$**  je najvýznamnejším zástupcom alkínov. Je to plyná látka bez farby, nevyskytujúca sa bežne v prírode. V laboratóriu sa pripravuje reakciou acetylidu vápenatého s vodou.



Priemyselne sa vyrába parciálnou oxidáciou zemného plynu. Zmes čistého acetylénu s kyslíkom sa používa na zváranie (autogénové zváranie), teplota horenia je asi  $3000^\circ\text{C}$ . Pri nedostatku kyslíka acetylén horí za vzniku sadzí.



Acetylén je chemickou surovinou na výrobu PVC, acetaldehydu, technickej kyseliny octovej a množstva látok acetátovej chémie (napríklad lepidlá).



Obr. 5.10 Modely molekuly acetylénu (etínu)

**KLÚČOVÉ UČIVO**

- Alkíny sú nenasýtené uhľovodíky s trojitou väzbou v uhlíkovom reťazci.
- Trojitá väzba je kratšia ako jednoduchá i dvojité väzba.
- Charakteristickými reakciami alkínov sú podobne ako u alkénov elektrofilné a radikálové adície.
- Priemyselne významné sú reakcie acetylénu s chlorovodíkom (výroba PVC) a s vodou za použitia katalyzátora v kyslom prostredí (výroba acetaldehydu).
- Acetylén je horľavý, v zmesi so vzduchom tvorí výbušný plyn.

**5.1.5 Zdroje uhľovodíkov a ich spracovanie**

Zdrojom uhľovodíkov sú fosilne suroviny, medzi ktoré patria zemný plyn, ropa a uhlie.

**Fosilna surovina** je zmes látok organického pôvodu, ktorá vznikla pred miliónmi rokov z rastlinných a živočíšnych zvyškov (*fosilny* = skamenelý).

**5.1.5.1 Zemný plyn**

Zemný plyn je zmes plyných uhľovodíkov, predovšetkým metánu, propánu a butánu. Môže obsahovať aj anorganické látky ako je sulfán  $H_2S$  a oxid uhlíčitý  $CO_2$ . Predpokladá sa, že sa uvoľňoval pri vzniku ropy (ropný plyn) a uhlia (karbónový plyn), rozkladom organických látok rastlinného i živočíšneho pôvodu. Ťaží sa pomocou vrtov zo samostatných ložísk alebo spolu s ropou, kde v ložisku tvorí vrchnú vrstvu. Jeho najväčšie náleziská sú v Rusku, na Blízkom východe a v severnej Amerike. Ku spotrebiteľom sa dopravuje plynovodmi. Služi ako veľmi výhrevné palivo. Pri horení produkuje najmenšie množstvo škodlivých, nežiadúcich spodín. Používa sa na ohrev vody a pary v teplárnach, v tepelných elektrárnach a v domácnostiach. Je bezfarebný a bez zápachu, **jeho zmes so vzduchom je výbušná**. Pre bezpečnú manipuláciu s ním sa značkuje, **odorizuje**.



Obr. 5.11 Plynový sporák

**Odorizácia** je pridávanie zápachajúcich látok na báze síry (tioly, sulfidy) do nezapáchajúceho plynu. Odorizačné látky majú za úlohu upozorniť na únik plynu, a tak zabrániť výbuchu, požiaru, prípadne otrave a uduseniu.

Zemný plyn je aj dôležitou spracovateľskou surovinou. Vyrába sa z neho množstvo chemických produktov od acetylénu po plasty.

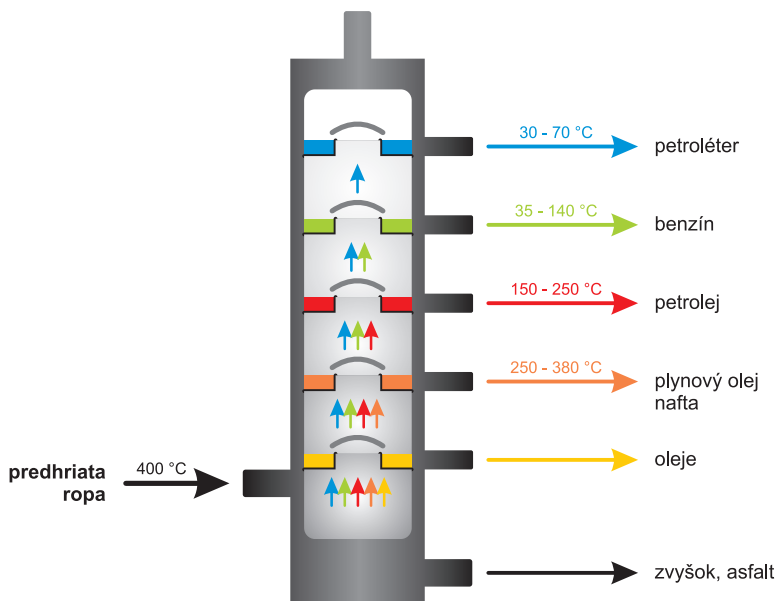
**5.1.5.2 Ropa**

Ropa je tmavohnedá až čierna horľavá kvapalina organického pôvodu tvorená predovšetkým zmesou alkánov, cykloalkánov aj aromatických uhľovodíkov. Vznikla rozkladom rastlinných a živočíšnych zvyškov. Nachádza sa v zemskej kôre v hĺbke až 8 km v zásobníkoch – rezervoároch, z ktorých sa ťaží samotokom s využitím jej tlaku (ropa vytryskne), alebo pri nízkom tlaku v ložisku, pomocou čerpadiel. K odberateľom sa dopravuje finančne nákladnými ropovodmi alebo obrovskými tankermi.

Najväčšími producentmi ropy sú krajiny Perzského zálivu, Rusko, USA, Kanada, Mexiko, Venezuela, Čína, Nórsko a niektoré krajiny Ďalekého východu a Afriky. Je najdôležitejšou nerastnou surovinou, ktorá ovplyvňuje nielen globálnu ekonomiku, ale aj svetovú politiku.

Základom spracovania surovej ropy v **rafinérii** (závod na spracovanie ropy) je frakčná destilácia pri atmosférickom tlaku.

**Frakčná destilácia** je proces, pri ktorom sa v destilačnej kolóne oddelia jednotlivé frakcie ropy na základe ich rozdielnej teploty varu. V spodnej časti destilačnej kolóny je teplota najvyššia, smerom nahor teplota klesá (obr. 5.12).



Obr. 5.12 Destilačná kolóna

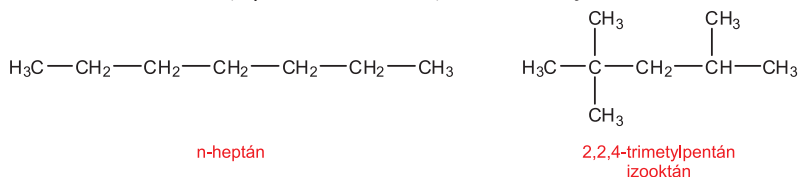
**Destilačná kolóna** je rozdelená na niekoľko častí etážami s klobúčikmi. Každá etáž má inú teplotu, pri ktorej kondenzujú určité skupiny uhľovodíkov. Pary uhľovodíkov z nižšej etáže prechádzajú cez klobúčik na vyššiu etáž s nižšou teplotou. Klobúčik zabezpečuje styk pár s už skondenovanou kvapalinou. Skupina uhľovodíkov s teplotou varu, ktorá zodpovedá teplote etáže, skondenzuje. Pary skupiny uhľovodíkov s nižšou teplotou varu postúpia na vyššiu etáž.

### Základné frakcie získané pri frakčnej destilácii ropy

**Petroléter** je najľahšou ropnou frakciou. Je to zmes uhľovodíkov s počtom atómov uhlíka  $C_5 - C_7$  a teplotou varu 30 – 70 °C. Používa sa na čistenie. V procese **reformovania** sa spracováva za vzniku rozvetvených uhľovodíkov, cyklických uhľovodíkov a arénov.

**Benzín** je zmes uhľovodíkov s počtom atómov uhlíka  $C_5 - C_{10}$ . Jeho kvalita sa určuje **oktánovým číslom**. Čím je oktánové číslo vyššie, tým benzín obsahuje vyšší podiel rozvetvených uhľovodíkov a je kvalitnejší. Nekvalitný benzín alebo benzín s nízkym oktánovým číslom sa vo valci motora vznieti ešte pred zážihom sviečky, čo spôsobuje detonáciu (klepanie motora). Je to v podstate horenie zmesi benzínu a vzduchu v nesprávnom momente. Do benzínu sa preto pridávajú antidetonačné prísady zlepšujúce jeho vlastnosti.

**Oktánové číslo** je bezrozmerné číslo, ktoré je mierou kvality benzínu. Jeho hodnota zodpovedá pomeru 2,2,4-trimetylpentánu (izooktánu, oktánové číslo 100) a n-heptánu (oktánové číslo 0) v danej zmesi. Napríklad, ak má palivo oktánové číslo 95, správa sa ako zmes, ktorá obsahuje 95 % izooktánu a 5 % n-heptánu.



**Petrolej** je zmes uhľovodíkov s počtom atómov uhlíka  $C_9 - C_{15}$ . V minulosti sa používal do lám na svietenie, dnes slúži na výrobu leteckého paliva (kerozín) do prúdových motorov.



Obr. 5.13 Použitie petroleja v minulosti a dnes

**Plynový olej** je zmes uhľovodíkov s počtom atómov uhlíka  $C_{13} - C_{20}$ . Je základom pre výrobu **motorovej nafty**. Na rozdiel od benzínu nafta je zmes lineárnych uhľovodíkov s vyššou relatívnou molekulovou hmotnosťou. Pri nižšej teplote hustne. Dieselové motory majú preto v zime väčší problém so štartovaním. Nafta sa musí pred vstrekaním do valcov v motore predhriať.

**Oleje** tvoria viac frakcií. Ľahké oleje sa používajú ako mazadlá, ťažké oleje na mazanie ložísk a vykurovanie. Ďalším spracovaním - **krakovaním** (štiepenie na kratšie reťazce) sa z ťažkých olejov získavajú ľahké ropné frakcie - pohonné hmoty a alkény s počtom atómov uhlíka  $C_2 - C_4$ .

**Mazut** je zvyšok po destilácii. Obsahuje uhľovodíky s počtom atómov uhlíka až 200. Vyrába sa z neho asfalt a tiež sa používa ako palivo.

Ropa je základnou surovinou petrochemického priemyslu. Slúži predovšetkým na výrobu palív a mazadiel. Výrobky z ropy spracováva chemický priemysel na plasty, ale aj pesticídy.

**Petrochemický priemysel** (petrochémia) zahŕňa komplex činností od ťažby, dopravy, uskladnenia, spracovania ropy až po výrobu produktov, pre ktoré je ropa základnou surovinou. !

### 5.1.5.3 Uhlie

Uhlie je fosilná surovina, ktorá vznikla pred miliónmi rokov zuhoľnatením zvyškov rastlinných organizmov za anaeróbných podmienok. Skladá sa prevažne z atómov základných biogénnych prvkov: uhlíka, vodíka, kyslíka, dusíka a síry. Podľa obsahu uhlíka rozlišujeme viac typov uhlia. Čím je obsah uhlíka väčší, tým je uhlie kvalitnejšie. Najkvalitnejšie čierne uhlie obsahuje až 95 % uhlíka. Menej kvalitné hnedé uhlie obsahuje okolo 70 % uhlíka. Ťaží sa v hlbinných a povrchových baniach. Uhlie sa používa najmä ako palivo. S rozvojom chemického priemyslu rástla jeho dôležitosť aj ako chemickej suroviny.

Uhlie sa spracováva **splyňovaním**. Kedysi sa takto vyrábala svietiplyn (zmes  $H_2$  a  $CO$ ), ktorý je dnes nahradený bezpečnejším zemným plynom. Splyňovaním uhlia sa získava čistejšia energia ako spaľovaním samotného uhlia.

Procesom **skvapalňovania (karbonizáciou)** uhlia sa získavajú **dechty**, ktoré obsahujú vysoký podiel ľahkých uhľovodíkov. Z nich sa vyrábajú palivá benzín a nafta. Ďalšími produktmi sú aromatické uhľovodíky **benzén, naftalén** a ich deriváty **fenoly**, ale aj **aromatické amíny** a **dusíkaté heterocyklické zlúčeniny**. Z uhlia zbaveného prchavých zložiek sa získava **koks** používaný pri výrobe železa a vápna.

#### KLÚČOVÉ UČIVO

- Fosilnými surovinami sú: zemný plyn, ropa a uhlie.
- Zemný plyn je zmes plyných alkánov, z ktorých najväčšie zastúpenie má metán. Používa sa hlavne na energetické účely.

- Zemný plyn je bez zápachu, preto sa odorizuje.
- Ropa je kvapalná zmes rôznych uhľovodíkov. Základom jej spracovania v rafinérii je frakčná destilácia.
- Ropa je základnou surovinou petrochemického priemyslu. Vyrábajú sa z nej palivá, mazadlá a plasty.
- Uhlie je tuhý nerast používaný na energetické účely. Chemicky sa spracúva na palivá a rôzne organické zlúčeniny.

#### 5.1.5.4 Vplyv uhľovodíkov a fosílnych palív na životné prostredie

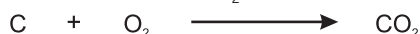
Jedným z celosvetových problémov, s ktorým sa ľudstvo potýka, je globálne otepľovanie. Je spôsobené hromadením skleníkových plynov v atmosfére (viac v kap. 2.2), ktoré sú z veľkej časti produktmi spaľovania fosílnych palív.

Vo svete pracuje mnoho tepelných elektrární spaľujúcich ťažké ropné frakcie a uhlie na výrobu elektrickej energie. Svojou produkciou zvyšujú obsah oxidu uhličitého v atmosfére, k tomu prispievajú aj spalidiny spaľovacích motorov. Podľa jednej z hypotéz vysoká koncentrácia oxidu uhličitého a ďalších skleníkových plynov môže zvýšiť teplotu atmosféry a morskej vody natoľko, že sa rozpustí metánový ľad na dne oceánov a uvoľní sa veľké množstvo metánu do atmosféry. Preto je dôležité nachádzať riešenia na znižovanie produkcie skleníkových plynov. Ďalším riešením je hľadať, objavovať a zavádzať alternatívne zdroje energie (vodná, veterná, slnečná, jadrová). Tieto alternatívne zdroje môžu efektívne a čisto nahradiť vyčerpateľné zdroje fosílnych palív.

Závažným problémom vzhľadom na znečisťovanie ovzdušia je aj spaľovanie lacných, nekvalitných palív obsahujúcich síru a dusík (najmä nekvalitné uhlie). Síra pri spaľovaní prechádza do formy oxidu siričitého, ktorý je spolu s oxidmi dusíka príčinou tvorby a výskytu kyslých dažďov (viac kap. 2.6).

#### Upozornenie

Pri spaľovaní tuhých palív (v peci alebo krbe) pri dostatočnom množstve kyslíka dochádza k dokonalému horeniu. Produktom horenia je oxid uhličitý  $\text{CO}_2$ .



oxid uhličitý

Ak však obsah kyslíka poklesne, bude prebiehať nedokonalé horenie. Produktom nedokonalého horenia je oxid uhoľnatý  $\text{CO}$ , ktorý je veľmi toxický.



oxid uhoľnatý

**Vzhľadom na nebezpečenstvo otravy oxidom uhoľnatým je potrebné miestnosti, v ktorých sa spaľujú tuhé palivá, často vetrať!!!**

Petrochemický priemysel produkuje aj veľké množstvo rozličných plastov, ktoré po použití znečisťujú životné prostredie. Plasty sa však dajú recyklovať a môžu sa opätovne použiť. Tým sa ušetrí energia na ich výrobu, zníži sa spotreba surovín a ochráni sa životné prostredie.



Obr. 5.14 Separovanie plastov



## OTÁZKY A ÚLOHY

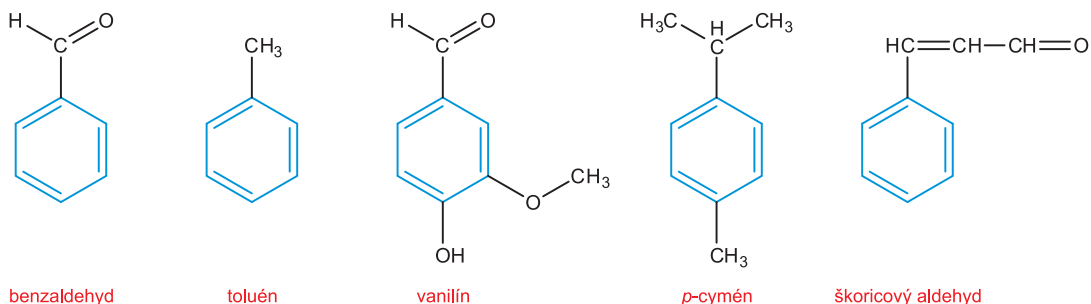
- Napište vzorce látok:
  - propán,
  - but-2-én,
  - pent-2-én,
  - etín,
  - propín,
  - cyklopentán,
  - etán,
  - cyklohexán.
- Ktorý z uhľovodíkov patrí medzi alkíny?
  - butín,
  - propén,
  - metán,
  - hexén.
- Napište vzorec 2,4-dietyl-3-methylpenta-1,4-diénu.
- Napište vzorec 3-etyl-2-methylpent-1-én-4-ínu.
- Pomenujte uhľovodíky
  - $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
  - $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ | \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$$
  - $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \qquad | \\ \text{CH}_3 \qquad \text{CH}_3 \end{array}$$
- Pre uhľovodíky je typická väzba:
  - iónová,
  - kovalentná polárna,
  - kovalentná nepolárna,
  - vodíková.
- Reakcia  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{Br}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{Br}$  je:
  - substitúcia,
  - adícia,
  - eliminácia,
  - prešmyk.
- Ktorá z daných reakcií neprebieha:
  - alkén +  $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$ ,
  - alkén +  $\text{H}_2$  (Pt),
  - alkén + HBr,
  - alkén +  $\text{OH}^-$ .
- Ktorý z uhľovodíkov patrí medzi alkány?
  - butín,
  - propén,
  - metán,
  - hexén.
- Pre alkény je typická väzba:
  - kovalentná polárna trojitá,
  - kovalentná polárna dvojité,
  - kovalentná nepolárna dvojité,
  - kovalentná nepolárna trojitá.



11. Reakcia  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3 + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{Br} + \text{HBr}$  je:
- substitúcia,
  - adícia,
  - eliminácia,
  - prešmyk.
12. Napíšte chemickú rovnicu reakcie propénu s bromovodíkom.
13. Určte typ chemickej reakcie  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{HBr}$ .
- eliminácia,
  - elektrofilná adícia,
  - nukleofilná substitúcia,
  - prešmyk,
  - radikálová substitúcia,
  - nukleofilná adícia.
14. Akú časť substitučnej radikálovej reakcie vyjadruje reakčná schéma:
- $$\text{CH}_3\cdot + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \cdot\text{Cl}$$
- iniciáciu,
  - propagáciu,
  - termináciu.
15. Napíšte chemickú rovnicu reakcie acetylénu s chlorovodíkom.
16. Vymenujte fosílné palivá.
17. Ako sa určuje kvalita benzínu?
18. Napíšte rovnicu dokonalého a nedokonalého horenia metánu.
19. Aké sú vo vašom okolí možnosti alternatívnych zdrojov energie?
20. Vyjadrite svoj názor na znečisťovanie životného prostredia petrochemickými výrobkami.

## 5.2 Aromatické uhľovodíky

Pomenovaním aromatické zlučeny (z gréckeho *aromatikos* = aromatický, voňavý) sa pôvodne označovali prírodné látky najmä rastlinného pôvodu s charakteristickou vôňou. Väčšina z týchto príjemne voňajúcich látok nemá so zlučeninami, ktoré sú v systéme organických zlučenin označované ako aromatické, veľa spoločného. Existujú však látky prírodného pôvodu, ktoré príjemne voňajú a zároveň sú tiež aromatickými zlučeninami z pohľadu organickej chémie, napríklad benzaldehyd (z horkých mandlí a kôstiek broskví a marhúľ), toluén (z toluánskeho balzamu). Niektoré z nich sú súčasťou korení často dovážaných z exotických krajín, napríklad vanilín (z vanilky), *p*-cymén (z rasce), škoricový aldehyd (zo škorice).



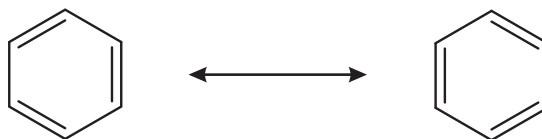
V súčasnosti sa v organickej chémií pojem aromatická zlučena nespája len s vôňou danej látky ale s jej špecifickou štruktúrou.

Typickým predstaviteľom aromatických uhľovodíkov je **benzén**.



Obr. 5.15 Fridrich August Kekulé

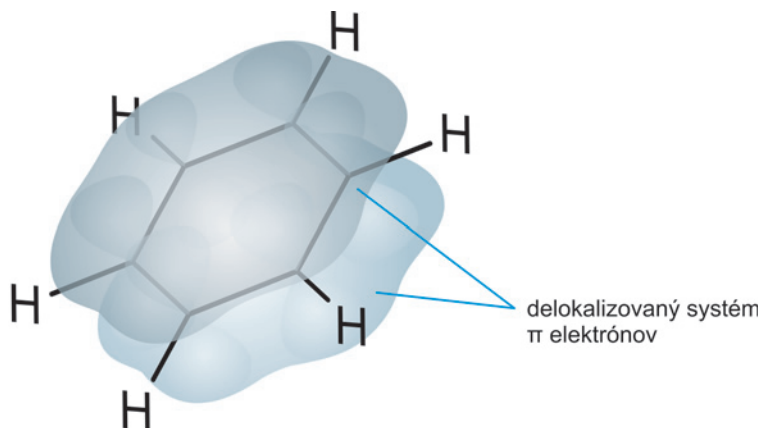
Správne poznanie štruktúry benzénu malo zásadný význam pre štúdium aromatických uhľovodíkov. V roku 1865 navrhol F. A. KEKULÉ štruktúrny vzorec benzénu, ktorý ho zobrazuje ako šesťčlánkový cyklus so striedajúcimi sa jednoduchými a dvojítmí väzbami. Tieto väzby sa nechápu ako pevne umiestnené (lokalizované), ale môžu sa premiestňovať, preto uvažujeme o dvoch tzv. **mezomérnych štruktúrach benzénu**:



Mezoméne štruktúry, tiež označované ako medzné alebo hraničné, sú štruktúry, ktoré prispievajú svojím dielom ku skutočnej štruktúre zlučeny. Pri znázorňovaní týchto štruktúr sa používa obojstranná šípka (pozor, nestotožňovať s dvojítmou šípkou označujúcou rovnovážny systém). Takéto usporiadanie však celkom nezodpovedá vlastnostiam benzénu. Podľa navrhnutého vzorca by to mal byť nenasýtený cyklický uhľovodík s tromi dvojítmí väzbami (cyklohexa-1,3,5-trién), a preto by jeho charakteristickými reakciami mali byť adície. Benzén však takto nereaguje. Kekulého vzorec by dokonca nemal byť pravidelným šesťuholníkom, keďže dvojítmá väzba je kratšia ako jednoduchá (kap. 4.3.1).

V skutočnosti je molekula benzénu veľmi pravidelným rovinným útvarom, **všetky väzby medzi jeho atómami uhlíka sú rovnocenné** a navzájom zvierajú uhol  $120^\circ$ . Príčinou rovnocennosti týchto väzieb je vzájomné prekrytie orbitálov *p* atómov uhlíka, pri ktorom dochádza k takej dokonalej konjugácii, že zaniká rozdiel medzi jednoduchými a dvojítmí väzbami. Znamená to, že elektróny väzieb  $\pi$  nie sú lokalizované

len na určitých pozíciách tak, ako to zobrazuje Kekulého vzorec, ale sú rovnomerne rozložené nad a pod rovinou benzénového kruhu (obr. 5.16). Hovoríme o **delokalizácii elektrónov  $\pi$** . Dĺžka každej z väzieb medzi atómami uhlíka v benzéne je 0,139 nm, čo je hodnota medzi dĺžkami jednoduchéj a dvojitej väzby. **Delokalizácia elektrónov znižuje potenciálnu energiu molekuly a tým spôsobuje jej mimoriadnu stabilitu.** Takéto usporiadanie vnútornej štruktúry molekúl nazývame **aromatický systém**. Je charakteristickou črtou všetkých aromatických zlúčenín.



**Obr. 5.16 Rozloženie  $\pi$  elektrónov v molekule benzénu**

Delokalizovaný systém  $\pi$  elektrónov vytvára prstence nad a pod rovinou benzénového kruhu.

**Aromatické zlúčeniny (arény)** sú cyklické uhľovodíky s alternujúcim systémom dvojitých väzieb, v ktorom dochádza k delokalizácii  $\pi$  elektrónov.

### Charakteristické vlastnosti aromatických uhľovodíkov

Aromatické uhľovodíky majú niekoľko spoločných štruktúrnych vlastností:

1. sú cyklické,
2. všetky atómy ich aromatického systému (uhlíka aj vodíka) ležia v jednej rovine,
3. obsahujú systém alternujúcich dvojitých väzieb, spojený s delokalizáciou  $\pi$  elektrónov.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++

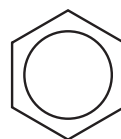


### Ktoré zlúčeniny sú aromatické?

Podrobnejším skúmaním aromatických zlúčenín sa zistilo, že počet ich delokalizovaných elektrónov nie je ľubovoľný. Aromatické vlastnosti môžu mať len tie zlúčeniny, ktoré majú v cykle  **$4n+2$   $\pi$  elektrónov**, kde  $n$  je prirodzené číslo (0, 1, 2, 3, 4, atď.). Túto podmienku nazývame **Hückelovo pravidlo**.<sup>1</sup>

V molekule benzénu sa nachádza 6  $\pi$  elektrónov, čo vyhovuje Hückelovmu pravidlu, ak za  $n$  dosadíme číslo 1 ( $4 \times 1 + 2 = 6$ ). Podobne tejto podmienke vyhovujú aj ďalšie aromatické zlúčeniny, napríklad naphalén s 10  $\pi$  elektrónmi, ak za  $n$  dosadíme číslo 2 ( $4 \times 2 + 2 = 10$ ), antracén so 14  $\pi$  elektrónmi, ak za  $n$  dosadíme číslo 3 ( $4 \times 3 + 2 = 14$ ) atď.

Hoci Kekulého vzorec nezodpovedá skutočnej konštitúcii benzénu, v praxi sa často používa. Používa sa aj vzorec, ktorý najviac zodpovedá predstave o delokalizácii, kde sa namiesto konjugovaných väzieb do šesťuholníka vpisuje kružnica. Únia IUPAC však odporúča používať vzorec s lokalizovanými dvojitými väzbami.



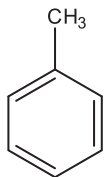
<sup>1</sup> Nazvané podľa nemeckého fyzikálneho chemika E. HÜCKELA.

## Rozdelenie aromatických zlúčenín

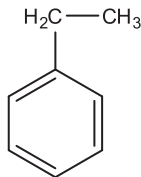
Od benzénu je možné odvodiť ďalšie aromatické uhľovodíky, a to nahradením jedného alebo viacerých jeho atómov vodíka uhľovodíkovými zvyškami alebo pripojením ďalších benzénových jadier.

Podľa počtu benzénových jadier rozlišujeme aromatické uhľovodíky:

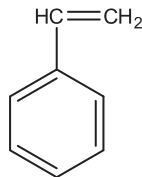
1. **Monocyklické**, obsahujúce len jedno benzénové jadro,



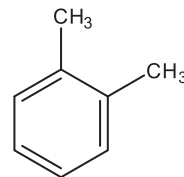
toluén  
metylbenzén



etylbenzén



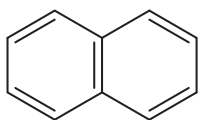
styrén  
vinylbenzén



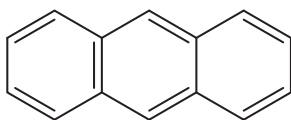
1,2-dimetylbenzén

2. **Polycyklické**, obsahujúce viac benzénových jadier, ktoré sa ďalej rozdeľujú podľa ich usporiadania na:

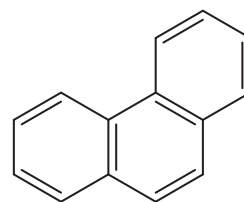
a) arény s kondenzovanými aromatickými jadrami,



naftalén

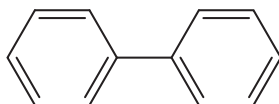


antracén

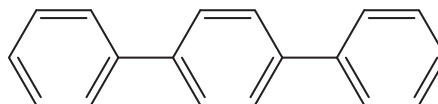


fenantrén

b) arény s izolovanými aromatickými jadrami,

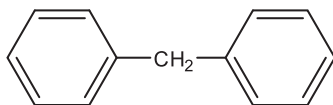


bifenyľ

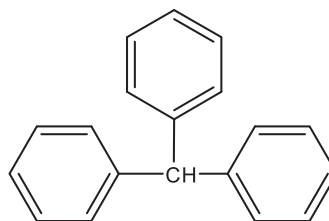


trifenyľ

c) arény s oddelenými aromatickými jadrami.



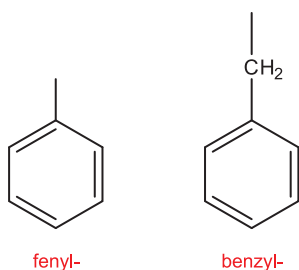
difenyľmetán



trifenyľmetán

Pri najjednoduchších aromatických uhľovodíkoch sa používajú triviálne názvy. Názvy ostatných aromatických uhľovodíkov sa odvodzujú od benzénu alebo iných jednoduchých arénov substitučným spôsobom. Jednoväzbové uhľovodíkové zvyšky odvodené od aromatických uhľovodíkov sa všeobecne označujú názvom **aryly**. Jednoväzbový uhľovodíkový zvyšok odvodený od benzénu nazývame **fenyl-**.<sup>2</sup> Od toluénu možno odvodiť aj alkylový zvyšok odtrhnutím vodíka z jeho metylovej skupiny (**benzyl-**).

<sup>2</sup> Názov je odvodený od pôvodného pomenovania benzénu – fén.



Väčšina aromatických uhľovodíkov je odvodená od benzénu, a preto sa označujú ako **benzoidné arény** (benzén, toluén, naftalén a pod.). Okrem nich existujú aj tzv. **nebenzoidné arény**, ktorých základným stavebným prvkom nie je benzén (napríklad azulén).



### Fyzikálne vlastnosti aromatických uhľovodíkov

Monocyklické aromatické uhľovodíky sú horľavé kvapalné látky. Vzhľadom na ich nepolárny charakter sú **nerozpustné vo vode**, ale dobre **rozpustné v mnohých organických rozpúšťadlách**. Kvapalné arény sa sami používajú ako vynikajúce rozpúšťadlá iných nepolárnych látok.

Polycyklické arény sú tuhé látky, ktoré sa mnohými fyzikálnymi vlastnosťami podobajú monocyklickým arénom. Niektoré z nich majú schopnosť sublimovať (napríklad naftalén).

Aromatické zlúčeniny sú **toxické**, niektoré majú narkotické účinky (napríklad benzén, toluén). **Benzen je látka s karcinogénnymi účinkami.**

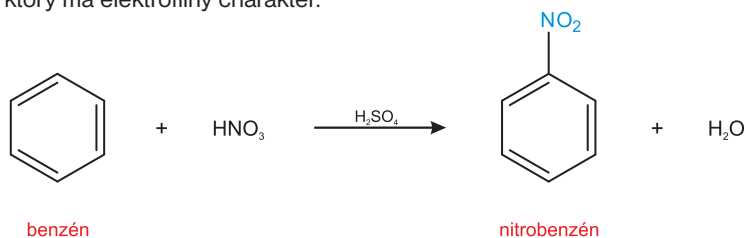
### Chemické vlastnosti aromatických uhľovodíkov

Existencia aromatického systému je dôvodom, prečo sa benzén a ďalšie aromatické uhľovodíky zvyčajne nesprávajú ako nenasýtené zlúčeniny – nepodliehajú adícii. Dôkazom toho sú ich reakcie, ktoré sú podobné reakciám nasýtených zlúčenín, napríklad benzén za bežných podmienok neodfarbuje brómovú vodu ani roztok manganistanu draselného.

Typickými reakciami aromatických uhľovodíkov sú **elektrofilné substitúcie**, pri ktorých sa vodík (protón) na aromatickom jadre nahrádza (substituuje) inou elektrofilnou časticou (elektrofilným činidlom). Aromatický systém molekúl pri elektrofilných substitúciách zostáva zachovaný.

Medzi elektrofilné substitúcie arénov patrí napríklad **nitrácia** a **halogenácia** (chlorácia alebo bromácia).

Pri nitrácii benzénu sa jeden z jeho atómov vodíka nahradí nitroskupinou  $-\text{NO}_2$ . Reakcia sa uskutočňuje tzv. nitrácnou zmesou (zmes kyseliny dusičnej a sírovej). Nitrácnym činidlom je v tejto reakcii nitróniový kation  $\text{NO}_2^+$ , ktorý má elektrofilný charakter.



Pri halogenácii benzénu sa jeden jeho vodíkový atóm nahradí atómom halogénu. Chlorácia alebo bromácia sa uskutočňuje chlórrom alebo brómom a katalyzuje látkami (napríklad  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ), ktoré sú schopné heterolyticky štiepiť väzby Cl–Cl alebo Br–Br, čím vznikne elektrofilné čindlo  $\text{Cl}^+$  alebo  $\text{Br}^+$ . Napríklad chloráciou benzénu vznikne chlórbenzén.



## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++

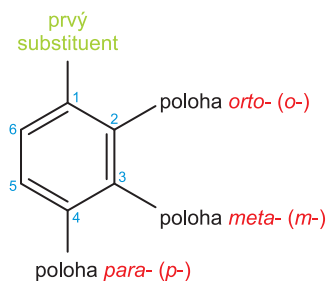


### Elektrofilné substitúcie na benzéne do druhého stupňa

Ak sa na benzénovom jadre nachádzajú dva substituenty, môžu byť v troch rôznych vzájomných polohách:

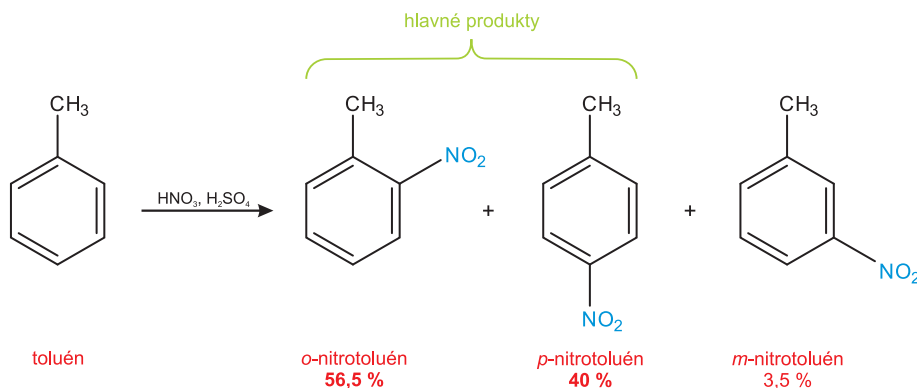
1. poloha 1,2-, nazývame ju aj poloha *orto-* (*o-*),
2. poloha 1,3-, nazývame ju poloha *meta-* (*m-*),
3. poloha 1,4-, nazývame ju poloha *para-* (*p-*).

Keďže všetky atómy uhlíka (aj vodíka) v molekule benzénu sú si navzájom rovnocenné, pri substitúciách benzénu do prvého stupňa nezáleží na tom, ktorý z jeho atómov vodíka sa nahrádza. Ak však reakcia prebieha do druhého stupňa, t. j. nahrádza sa aj ďalší atóm vodíka, potom charakter prvého substituenta (toho, ktorý sa už nachádza na benzénovom jadre) rozhoduje o tom, na ktorý atóm uhlíka sa naviaže druhý substituent. Podľa toho rozdeľujeme (prvé) substituenty do dvoch skupín:



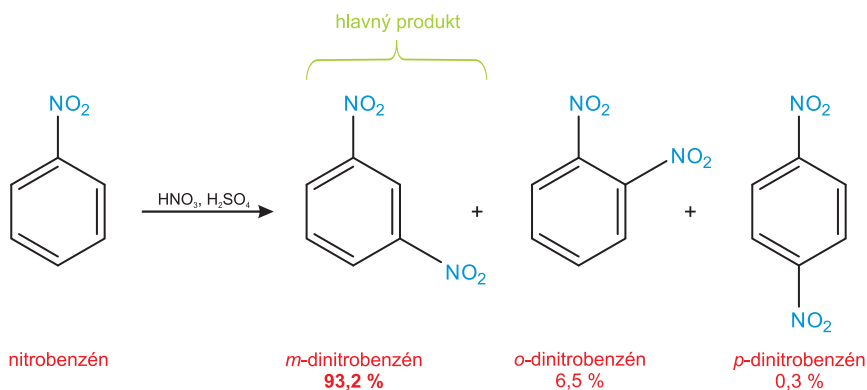
1. ***orto-* (*o-*, 1,2-) a *para-* (*p-*, 1,4-) orientujúce substituenty**, ktoré orientujú vstup druhého substituenta do polôh *orto-* a *para-*. Sú to napríklad alkylové skupiny ( $-\text{CH}_3$ ,  $-\text{CH}_2\text{CH}_3$ ), halogény ( $-\text{F}$ ,  $-\text{Cl}$ ,  $-\text{Br}$ ,  $-\text{I}$ ),  $-\text{OH}$  a  $-\text{NH}_2$ .

Napríklad nitráciou toluénu (jeho  $-\text{CH}_3$  skupina je *orto-* a *para-* orientujúci substituent) vzniká hlavne *o*-nitrotoluén a *p*-nitrotoluén, ale len minimálne množstvo *m*-nitrotoluénu.



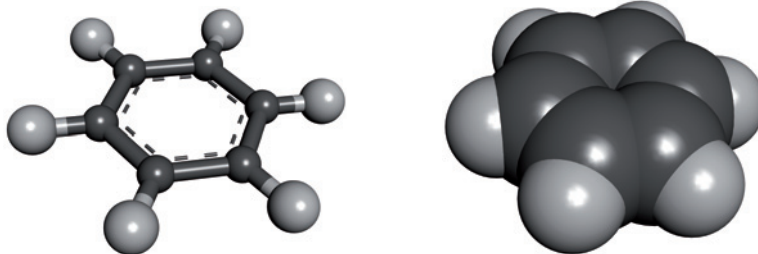
2. ***meta-* (*m-*, 1,3-) orientujúce substituenty**, ktoré orientujú vstup druhého substituenta do polohy *meta-*. Sú to napríklad skupiny  $-\text{NO}_2$ ,  $-\text{COOH}$ .

Napríklad nitráciou nitrobenzenu (jeho  $-\text{NO}_2$  skupina je *meta-* orientujúci substituent) vznikajú hlavne *m*-dinitrobenzén a len malé množstvá *o*-dinitrobenzenu a *p*-dinitrobenzenu.



### Prehľad významných aromatických uhľovodíkov

**Benzén**  $\text{C}_6\text{H}_6$  je bezfarebná horľavá kvapalina, ktorá so vzduchom tvorí výbušnú zmes. Používa sa ako rozpúšťadlo a ako surovina na výrobu mnohých iných organických zlúčenín (napríklad fenolu, anilínu, etylbenzenu), liečiv, farbív a plastických hmôt. Je výborným rozpúšťadlom, ale nevýhodou je jeho toxicita a karcinogenita. Získava sa z produktov vznikajúcich pri karbonizácii uhlia (kap. 5.5.3) alebo dehydrogenáciou cyklohexánu.



Obr. 5.15 Modely molekuly benzénu

**Toluén, metylbenzén**  $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3$  je kvapalná látka, ktorá sa používa ako rozpúšťadlo a tiež v priemyselnej chémii, napríklad na výrobu kyseliny benzoovej, umelého sladidla sacharínu a výbušniny trinitrotoluénu (TNT). V porovnaní s benzénom je toluén menej toxický. Pravidelné vdychovanie pár toluénu vyvoláva závislosť (tzv. solvenciový typ drogovej závislosti<sup>3</sup>) a môže spôsobiť trvalé poškodenie mozgu, pečene a pri väčších množstvách aj smrť.

**Styrén, vinylbenzén**  $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$  je východiskovou látkou pri výrobe polystyrénu. Má karcinogénne vlastnosti.

**Naftalén**  $\text{C}_{10}\text{H}_8$  je kryštalická látka tvoriaca biele perleťovo lesklé šupinovité kryštáliky. Nachádza sa v čiernouhoľnom dechte. Sublimuje už pri izbovej teplote. Vyznačuje sa prenikavým zápachom. Odpuďuje niektoré živočíchy, napr. mole, čo sa využíva pri ochrane šatstva. Má tiež dezinfekčné účinky. V chemickom priemysle sa používa ako surovina na výrobu rôznych organických zlúčenín, napríklad farbív.

3 Podstatou solvenciového typu drogovej závislosti je inhalácia prchavých látok (napríklad organických rozpúšťadiel ako toluén, acetón, benzén, benzín a pod.).

## KLÍČOVÉ UČIVO



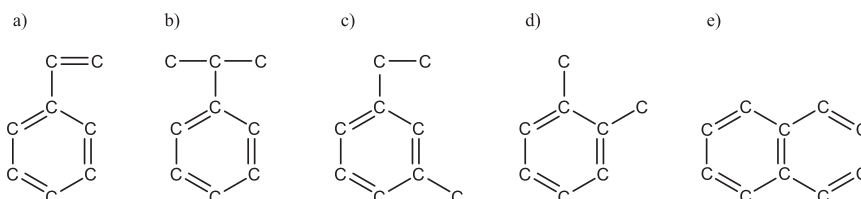
- Aromatické zlúčeniny (arény) sú cyklické uhľovodíky s konjugovaným systémom dvojitých väzieb, v ktorom dochádza k delokalizácii  $\pi$  elektrónov.
- Základným aromatickým uhľovodíkom je benzén.
- Aromatické uhľovodíky sú nerozpustné vo vode. Mnohé z nich sú veľmi dobrými rozpúšťadlami iných nepolárnych organických zlúčenín.
- Aromatické zlúčeniny nemajú chemické vlastnosti nenasýtených zlúčenín.
- Typickými reakciami aromatických uhľovodíkov sú elektrofilné substitúcie (napríklad nitrácia, halogenácia).
- Mnohé aromatické uhľovodíky sú toxické, niektoré majú karcinogénne účinky (benzén).

## OTÁZKY A ÚLOHY



1. Aromatické uhľovodíky:
  - a) sú organické zlúčeniny s výraznou arómou,
  - b) majú všetky atómy uhlíka aromatického systému v jednej rovine,
  - c) sú cyklické uhľovodíky s konjugovanými dvojitými väzbami,
  - d) sú cyklické uhľovodíky s kumulovanými dvojitými väzbami,
  - e) nazývame aj arény,
  - f) môžeme dokázať reakciou s brómovou vodou.
2. Napište skrátené štruktúrne vzorce zlúčenín a uhľovodíkových zvyškov:
  - a) etylbenzén, b) butylbenzén, c) vinylbenzén, d) 1,2-dimetylbenzén,
  - e) 1,3-dietylbenzén, f) 1,4-dipropylbenzén, g) fenyľ-, h) benzyl-.

3. Do nasledujúcich štruktúr doplňte atómy vodíka:



4. Vyberte správne tvrdenia o aromatických uhľovodíkoch.
  - a) Vo svojich molekulách obsahujú polárne väzby.
  - b) Môžu obsahovať len jednoduché väzby.
  - c) Mnohé z nich sú výborné rozpúšťadlami iných organických látok.
  - d) Reagujú podobne ako nenasýtené zlúčeniny.
5. Ktoré typy reakcií sú typické pre aromatické uhľovodíky?
  - a) elektrofilné adície,
  - b) radikálové substitúcie,
  - c) elektrofilné substitúcie,
  - d) tie isté ako pre alkény a alkíny.

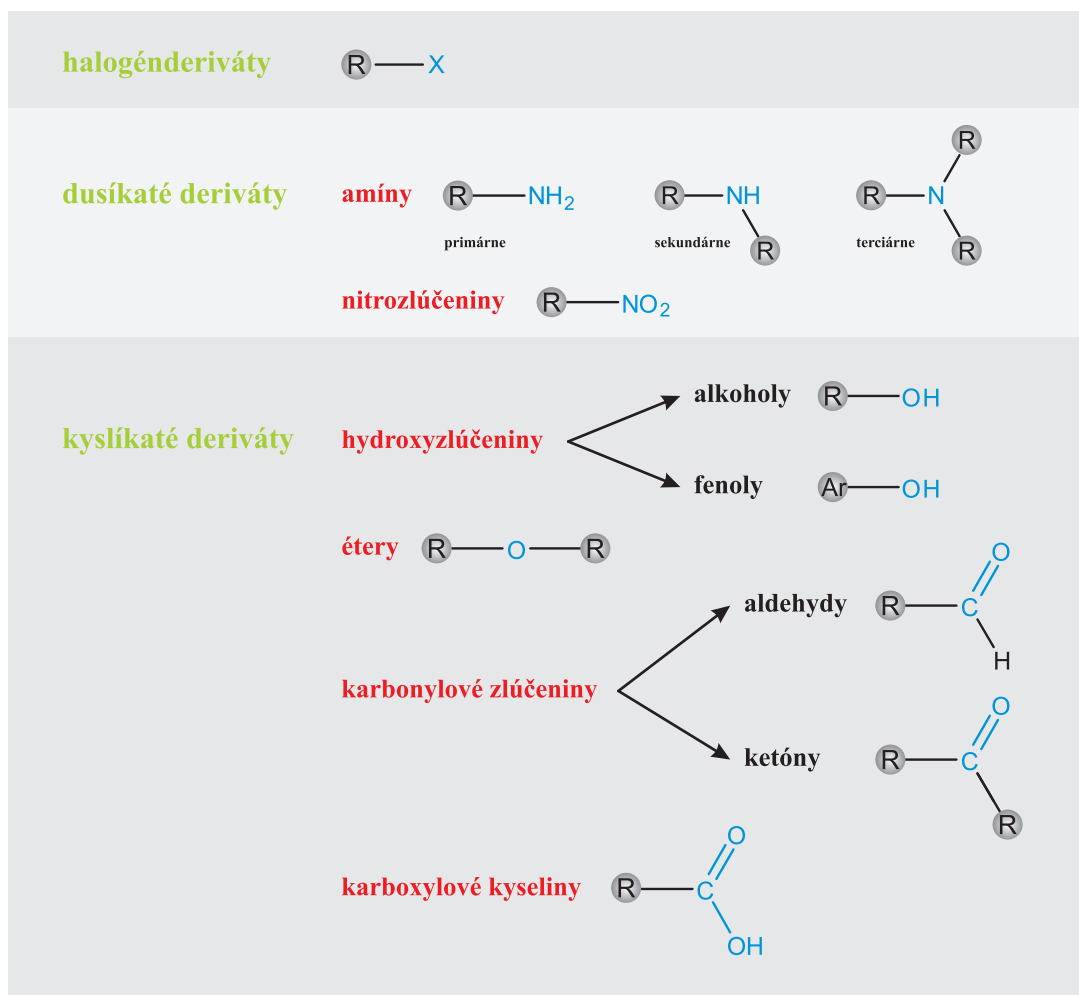


## 6 Deriváty uhľovodíkov

Deriváty uhľovodíkov sú organické zlúčeniny, ktoré možno **teoreticky odvodiť od uhľovodíkov nahradením jedného alebo viacerých atómov vodíka v ich molekule iným atómom alebo skupinou atómov** (funkčnou, charakteristickou skupinou).

Vlastnosti derivátov uhľovodíkov závisia najmä od funkčnej skupiny (substituenta), ale ovplyvňuje ich aj uhľovodíkový zvyšok, ktorým môže byť napríklad **alkyl (-R)** alebo **aryl (-Ar)**. Niektoré deriváty uhľovodíkov obsahujú niekoľko funkčných skupín, rovnakých alebo rozdielnych.

Deriváty uhľovodíkov možno rozdeliť podľa niekoľkých kritérií, napríklad podľa počtu substituentov (monotopické – s jedným substituentom, ditopické – s dvomi substituentmi atď.) alebo podľa charakteru uhľovodíkového zvyšku (nasýtené, nenasýtené, aromatické). Hlavným kritériom na rozdelenie derivátov uhľovodíkov je však typ **funkčnej (charakteristickej) skupiny** (obr. 6.1).



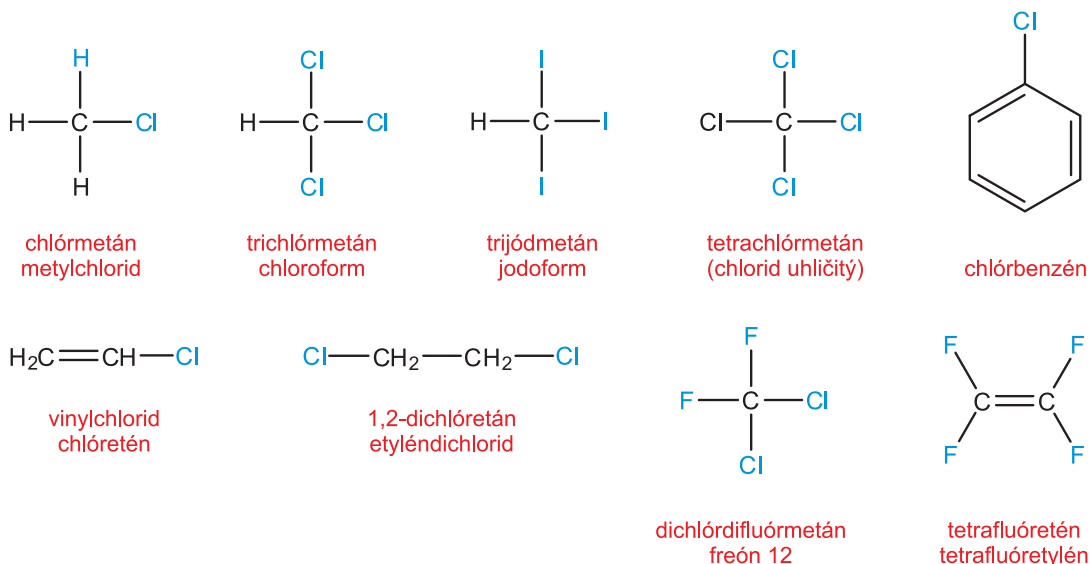
Obr. 6.1 Rozdelenie derivátov uhľovodíkov s ich funkčnými (charakteristickými) skupinami

## 6.1 Halogénderiváty uhľovodíkov

Halogénderiváty uhľovodíkov sú organické zlúčeniny obsahujúce vo svojich molekulách jednoväzbovú **halogénovú skupinu -X** (kde X je F, Cl, Br alebo I).

Halogénová skupina môže byť pripojená na uhľovodíkový zvyšok pochádzajúci z nasýteného, nenасыteného alebo aromatického uhľovodíka. Podľa toho rozlišujeme halogénalkány (alkylhalogenidy), halogénalkény (alkenylhalogenidy) a halogénarény (arylhalogenidy). Keďže všetky možno odvodiť od uhľovodíkov nahradením atómov vodíka atómom halogénu, nazývame ich aj **halogénuhľovodíky**. Najbežnejšie z nich sú chlórderiváty.

V **substitučnom názvosloví** prítomnosť halogénu vyjadruje predpona **halogén-** pripojená k názvu príslušného uhľovodíka. Základom **skupinového názvoslovía** je názov uhľovodíkového zvyšku, ku ktorému sa pripája prípona **-halogenid**. Mnohé halogénuhľovodíky majú triviálne názvy.



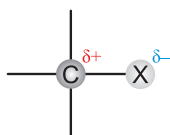
### Fyzikálne vlastnosti halogénuhľovodíkov

Fyzikálne vlastnosti halogénuhľovodíkov závisia od veľkosti ich molekúl ale aj od charakteru a počtu naviazaných atómov halogénu. **Halogénuhľovodíky sú nerozpustné vo vode**. Na druhej strane sú veľmi dobrými rozpúšťadlami iných organických zlúčenín (napríklad tukov).

Najnižšie halogénderiváty sú **plyny**, ostatné sú **kvapaliny** alebo **tuhé látky**, najmä ak obsahujú viac atómov halogénu (napríklad jodoform  $\text{CHI}_3$ ). Halogénderiváty majú v porovnaní s uhľovodíkmi s rovnakým počtom atómov uhlíka vyššie hustoty aj teploty varu, ktoré rastú so zväčšujúcim sa protónovým číslom naviazaného atómu halogénu.

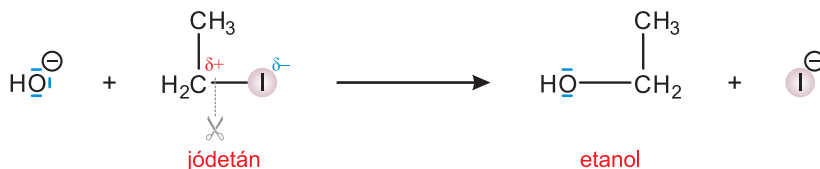
### Chemické vlastnosti halogénderivátov

Chemické vlastnosti halogénuhľovodíkov vyplývajú z charakteru väzby C-X. Keďže halogény majú väčšiu hodnotu elektronegativity ako uhlík, táto **väzba je polárna**. Väzbový elektrónový pár je preto posunutý na stranu halogénu (elektrónová hustota na atóme halogénu je väčšia), v dôsledku čoho vzniká na atóme halogénu čiastkový záporný náboj a na atóme uhlíka čiastkový kladný náboj:

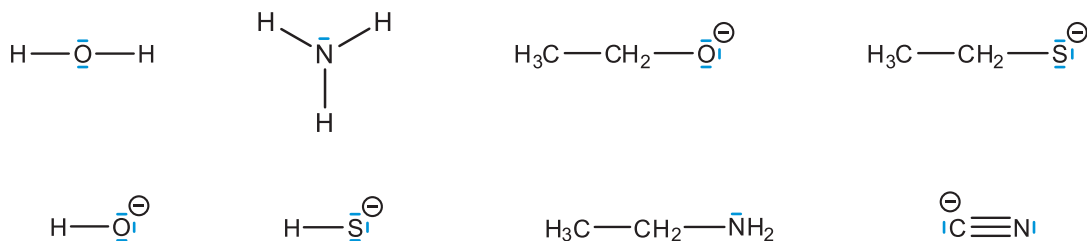


V dôsledku polarity väzby C-X pri chemických reakciách táto väzba zaniká väčšinou heterolyticky. Znamená to, že väzbový elektrónový pár sa celkom presunie k atómu halogénu, ktorý sa potom odštiepi vo forme halogenidového aniónu.

Typickými reakciami halogénuhľovodíkov sú **nukleofilné substitúcie**. Dochádza pri nich k nahradeniu (substitúcii) halogénového atómu inou funkčnou skupinou (nukleofilným činidlom).



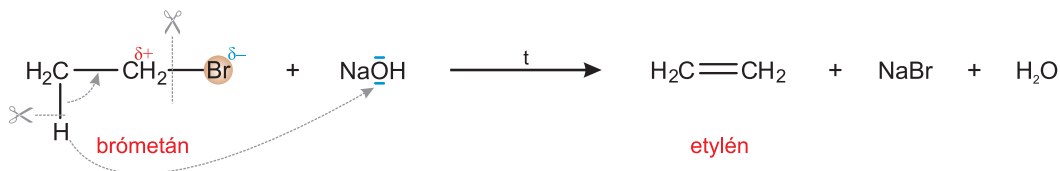
Nukleofilným činidlom v týchto reakciách môžu byť neutrálne častice, ktoré môžu poskytovať voľný elektrónový pár alebo anióny:



Reaktivita halogénderivátov závisí od typu halogénu a typu uhľovodíkového zvyšku. Najreaktívnejšie sú jódderiváty, najmenej reaktívne fluóorderiváty. Alkylhalogenidy sú primerane reaktívne, alkenylhalogenidy, v ktorých je atóm halogénu viazaný priamo na atóm uhlíka s dvojitou väzbou (napríklad vinylchlorid) sú nereaktívne. Nízkou reaktivitou voči nukleofilným činidlám sa vyznačujú tiež arylhalogenidy (napríklad chlórbenzén).

Halogénderiváty poskytujú okrem nukleofilných substitúcií aj **eliminácie**. Dochádza pri nich nielen k odštiepeniu atómu halogénu ako halogenidového aniónu, ale aj odštiepeniu H<sup>+</sup> zo susedného atómu uhlíka, pričom vzniká násobná väzba.

Napríklad reakciou brómetánu s hydroxidom sodným vzniká etylén.



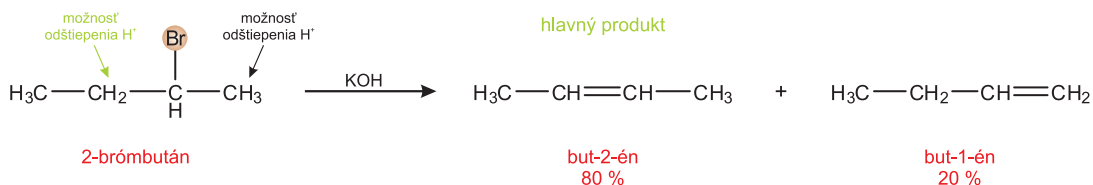
## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

++



Pri nesymetrických halogénderivátoch uhľovodíkov môže existovať viac možností na odštiepenie  $H^+$ , pretože v takýchto prípadoch sa vedľa atómu uhlíka s halogénovou skupinou nachádza viac susedných atómov s naviazanými atómami vodíka. Teoreticky teda môže vzniknúť viac druhov produktov. Zistilo sa však, že vždy prevláda len jeden z možných produktov, ten najstabilnejší. To, ktorý z produktov bude prevládať, určuje tzv. **Zajcevovo pravidlo**:

**Pri eliminácii sa kation vodíka  $H^+$  odštiepi z atómu uhlíka s najmenším počtom naviazaných atómov vodíka.**

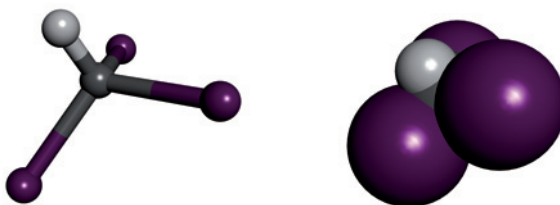


### Prehľad významných halogénderivátov

**Tetrachlórmetán, chlorid uhličitý  $CCl_4$**  je bezfarebná jedovatá kvapalina charakteristického zápachu. Podobne ako chloroform, je dobrým rozpúšťadlom. V minulosti sa používala ako náplň do tzv. tetrachlórových hasiacich prístrojov. Dnes sa už na tento účel nepoužíva, pretože pri hasení môže vznikáť veľmi toxický fosgén  $COCl_2$ .

**Chloroform, trichlórmetán  $CHCl_3$**  je prchavá kvapalina sladkastej vône, často používaná v laboratóriách ako vynikajúce rozpúšťadlo organických zlúčenín. Má anestetické a narkotické účinky, pretože spôsobuje dočasný útlm nervového systému. V minulosti sa chloroform používal ako narkotikum v medicíne.

**Jodoform, trijódmetán  $CHI_3$**  je tuhá žltá látka s vôňou šafránu. Má dezinfekčné účinky.



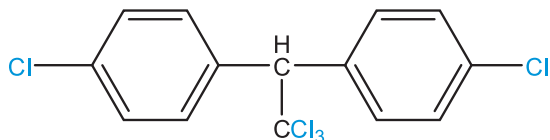
Obr. 6.2 Modely molekuly jodoformu

**Vinylchlorid, chlórétén  $CH_2=CHCl$**  je karcinogénny plyn. Používa sa na výrobu polyvinylchloridu známeho pod skratkou **PVC** (kap. 5.1.4). Nemäkčený PVC (nazývaný Novodur) sa používa hlavne na výrobu inštaláčného materiálu. Mäkčený PVC (nazývaný Novoplast) sa používa napríklad na výrobu fólií, hračiek, podlahových krytín, umelých kožušín, koženiek.

**Freóny** sú halogénderiváty obsahujúce aspoň 2 atómy rozdielnych halogénov, pričom jeden z nich je fluór. Používajú sa ako tzv. hnacie plyny do rozličných sprejov a tiež ako chladiace médiá do chladničiek. V posledných rokoch sa ich výroba a použitie obmedzuje, pretože prenikajú až do vyšších vrstiev atmosféry, kde **narušujú ozónovú vrstvu** (kap. 2.6) chrániacu našu planétu pred nadmerným ultrafialovým žiarením. Typickým predstaviteľom tejto skupiny halogénderivátov je difluórdichlórmetán  $CCl_2F_2$  (freón 12).

**Tetrafluóretylén  $F_2C=CF_2$**  je plynná látka používaná na výrobu polyméru **teflónu**, ktorý sa vyznačuje mimoriadnou odolnosťou voči chemikáliám a vysokým teplotám.

Niektoré halogénderiváty majú insekticídne účinky, napríklad **DDT, 1,1,1-trichlór-2,2-bis-(4-chlórphenyl)etán**, ktorý sa v minulosti používal na ničenie hmyzu. Neskôr sa zistilo, že sa prostredníctvom potravinového reťazca dostáva do tela živočíchov vrátane človeka, kde sa kumuluje v tukovom tkanive. Keďže je karcinogénny, mutagénny a toxický, jeho používanie bolo u nás v roku 1974 zakázané.



1,1,1-trichlór-2,2-bis-(4-chlórphenyl)etán  
DDT



Obr. 6.3 Teflón sa používa aj na povrchovú úpravu niektorých nádob na varenie

## KLÚČOVÉ UČIVO

- Halogénderiváty uhľovodíkov sú organické zlúčeniny, ktoré možno odvodiť od uhľovodíkov nahradením jedného alebo viacerých atómov vodíka atómom halogénu (F, Cl, Br, I). Obsahujú polárnu väzbu C-X.
- Halogénderiváty uhľovodíkov sú nerozpustné vo vode. Mnohé z nich sú veľmi dobrými rozpúšťadlami iných organických zlúčenín.
- Typickými reakciami halogénderivátov sú nukleofilné substitúcie a eliminácie.
- Mnohé halogénderiváty sú toxické, niektoré majú karcinogénne a mutagénne účinky.

## OTÁZKY A ÚLOHY

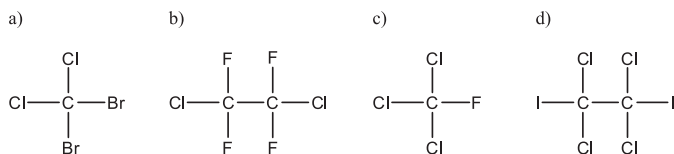
1. Napište názvy zlúčenín:

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{I}$ ,
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$ ,
- $\text{CH}_2=\text{CHF}$ ,
- $\text{CH}_3\text{Br}$ .

2. Napište neskrátené štruktúrne vzorce zlúčenín:

- fluórchlórmetán,
- 1,3-dichlórpentán,
- fluórcyklopentán,
- 1,2-dibrómpropén,
- trijódmetán,
- 1-chlórbut-2-ín.

3. Z nasledujúcich štruktúr vyberte tie, ktoré môžeme označiť ako freóny:



4. Podľa nasledujúcich údajov určte skupenstvo látok za normálnych podmienok:
- |                    |                         |                          |
|--------------------|-------------------------|--------------------------|
| a) chlórbenzén     | $t_f = -45\text{ °C}$   | $t_v = 132\text{ °C}$ ,  |
| b) chloroform      | $t_f = -63,5\text{ °C}$ | $t_v = 61,2\text{ °C}$ , |
| c) chlórmetán      | $t_f = -93\text{ °C}$   | $t_v = -24\text{ °C}$ ,  |
| d) tetrachlórmetán | $t_f = -23\text{ °C}$   | $t_v = 76,8\text{ °C}$ . |
5. Vyberte správne tvrdenia o halogénderivátoch.
- Väzba uhlík-halogén je nepolárna.
  - Môžu obsahovať len jednoduché väzby.
  - Mnohé z nich sú výborné rozpúšťadlá tukov.
  - Patria medzi málo reaktívne zlúčeniny.
6. Ktoré typy reakcií sú typické pre halogénalkány?
- nukleofilné substitúcie,
  - radikálové substitúcie,
  - elektrofilné substitúcie,
  - eliminácie.
7. Z halogénuhľovodíkov má pravdepodobne karcinogénne účinky:
- jodoform,
  - chlorid uhličitý,
  - tetrafluóretylén,
  - vinychlorid.
8. Prečo je potrebné obmedzovať použitie freónov?

## 6.2 Dusíkaté deriváty uhľovodíkov

Dusíkaté deriváty uhľovodíkov sú organické zlúčeniny, v ktorých sa na jeden alebo viacero atómov uhlíka viaže atóm **dusika**. Obsahujú väzbu **C-N**. Dusík je vo svojich zlúčeninách **trojväzbový** (okrem prípadov, keď majú jeho atómy náboj).

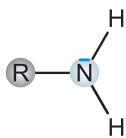
Atóm dusika býva súčasťou rôznych charakteristických skupín, podľa ktorých rozoznávame niekoľko druhov dusíkatých derivátov uhľovodíkov. Z veľkého počtu typov organických dusíkatých zlúčenín sa podrobnejšie zoznámime s dvomi: **amínmi** a **nitrozlúčeninami**.

### 6.2.1 Amíny

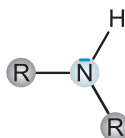
Amíny sú dusíkaté deriváty uhľovodíkov, ktoré možno odvodiť nahradením jedného, dvoch alebo troch atómov vodíka v molekule amoniaku  $\text{NH}_3$  uhľovodíkovým zvyškom  $-\text{R}$ ,  $-\text{Ar}$  (alkylom alebo arylom).

Podľa počtu nahradených atómov vodíka v molekule amoniaku rozlišujeme:

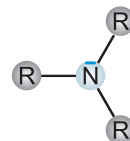
- **primárne amíny** – vznikajú nahradením jedného atómu vodíka,
- **sekundárne amíny** – vznikajú nahradením dvoch atómov vodíka,
- **terciárne amíny** – vznikajú nahradením troch atómov vodíka.



primárny amín



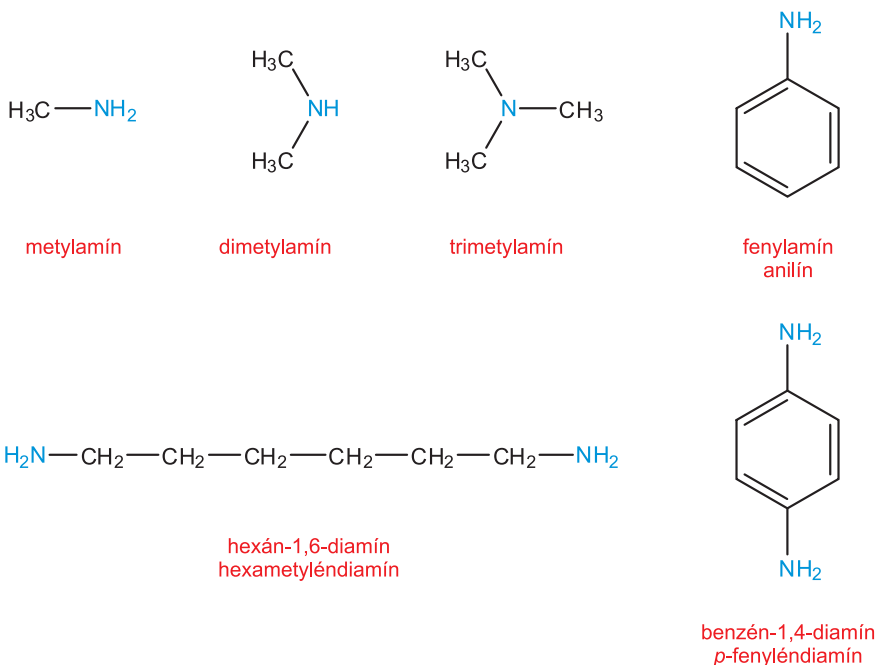
sekundárny amín



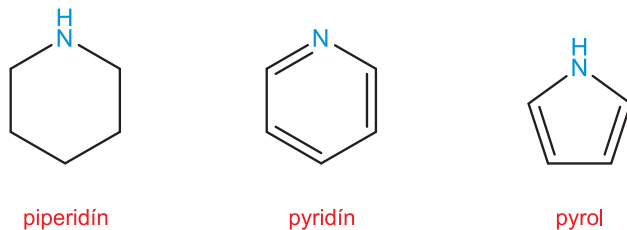
terciárny amín

Uhlíkové zvyšky -R v sekundárných a terciárných aminiach môžu byť rovnaké alebo rozdielne (zmiešané amíny).

Názvy aminiav sa podľa systémového názvoslovia tvoria buď pomocou predpony **amino-**, alebo prípony **-amín**, pripojenej k názvu príslušného uhlíkovíka. Pri mnohých aminiach sa však častejšie používajú triviálne názvy (anilín, kadaverín, putrescín).



Aminový atóm dusíka môže byť aj súčasťou cyklu. Názvy cyklických aminiav sú väčšinou triviálne.



### Fyzikálne vlastnosti aminiav

Alkylamíny s najmenším počtom uhlíkových atómov sú plyny štipľavého zápachu pripomínajúceho zápach amoniaku. **Sú rozpustné vo vode**, ich molekuly tvoria s molekulami vody **vodíkové väzby**. S rastúcou relatívnou molekulovou hmotnosťou aminiav ich rozpustnosť klesá a mení sa aj ich skupenstvo. Stredne veľké amíny a arylamíny sú kvapaliny nepríjemného zápachu, kým amíny s väčším počtom atómov uhlíka sú tuhé látky bez zápachu.

### Chemické vlastnosti aminiav

Chemické vlastnosti aminiav určuje predovšetkým prítomnosť aminoskupiny v molekule.

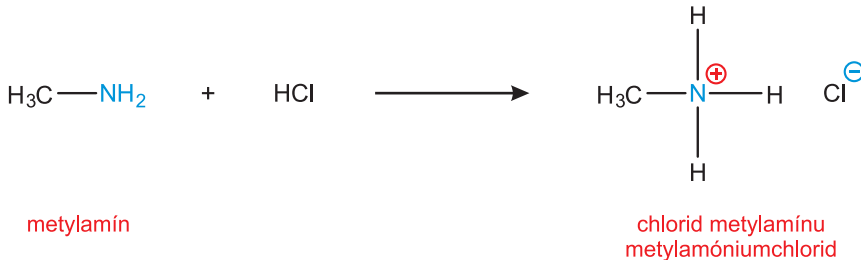
Atóm dusíka v aminoskupine má voľný elektrónový pár, ktorý spôsobuje, že amíny majú **zásaditý charakter**.

Zásadité vlastnosti aminiav ovplyvňuje aj charakter a počet uhlíkových zvyškov naviazaných na aminový atóm dusíka. **Alkylamíny sú zásaditejšie ako amoniak, arylamíny sú menej zásadité ako amoniak.**

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO



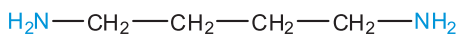
Zásaditý charakter amínov im dáva schopnosť reagovať s kyselinami, teda viazať kyselinou uvoľnený kation vodíka  $H^+$ . Vznikajú pri tom **amóniové soli**, v ktorých má atóm dusíka náboj +1 (kvartérny atóm dusíka). Sú to iónové zlúčeniny, ktorých súčasťou je anión odvodený od použitej kyseliny.



## Prehľad významných amínov

**Metylamin**  $CH_3NH_2$ , **dimetylamin**  $(CH_3)_2NH$  a **trimetylamin**  $(CH_3)_3N$  vznikajú pri rozklade bielkovín. Spôsobujú aj charakteristický zápach pri tepelnej úprave rýb, ktorý je možné zmierniť pokvapkaním rybacieho mäsa citrónom alebo octom (teda organickou kyselinou). Používajú sa tiež pri výrobe niektorých liečiv.

**Putrescín (tetrametyléndiamín)**  $H_2N-(CH_2)_4-NH_2$  a **kadaverín (pentametyléndiamín)**  $H_2N-(CH_2)_5-NH_2$  vznikajú rozkladom bielkovín pri hnití mäsa. Sú toxické, preto sa často označujú ako tzv. „mŕtvolné jedy“.



bután-1,4-diamín  
tetrametyléndiamín  
putrescín



pentán-1,5-diamín  
pentametyléndiamín  
kadaverín

**Hexametyléndiamín**  $H_2N-(CH_2)_6-NH_2$  je surovina na výrobu polyamidových vlákien SILON a NYLON.

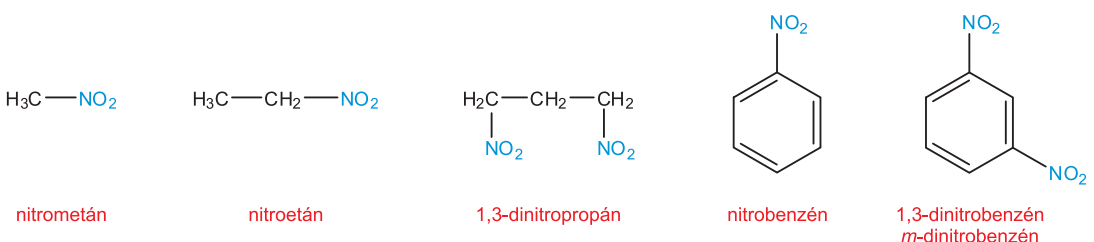
**Anilín (fenylamin)**  $C_6H_5NH_2$  je súčasťou čiernehohoľného dechtu. V čistom stave je to toxická bezfarebná kvapalina, ktorá sa používa na výrobu farbív a liečiv.

## 6.2.2 Nitrozlúčeniny

Nitrozlúčeniny sú dusikaté deriváty uhľovodíkov obsahujúce charakteristickú jednoväzbovú skupinu  $-NO_2$ . Nazývame ju **nitroskupina**.

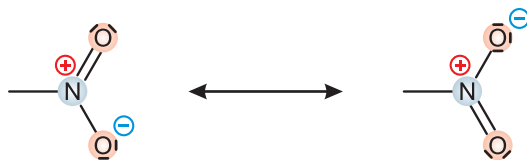
Najväčšími skupinami nitrozlúčenín sú **nitroalkány** a **nitroarény**. Mnohé z nich obsahujú vo svojich molekulách aj viac nitroskupín.

Názvy nitrozlúčenín tvoríme pomocou predpony **-nitro**, ktorú pripájame pred názov príslušného uhľovodíka.

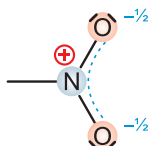




Štruktúru nitroskupiny môžeme vyjadriť takto:



Ani jeden z týchto vzorcov však nevystihuje skutočnosť presne. Zistilo sa, že obidve väzby medzi atómami kyslíka a atómom dusíka sú rovnocenné, rovnako dlhé a záporný náboj na atómoch kyslíka je rovnomerne rozložený. Preto skutočnú štruktúru nitroskupiny zvyčajne vyjadrujeme takto:



Keďže jednotlivé atómy nitroskupiny majú elektrické náboje, patria nitrozlučneniny medzi **polárne organické zlúčeniny**.

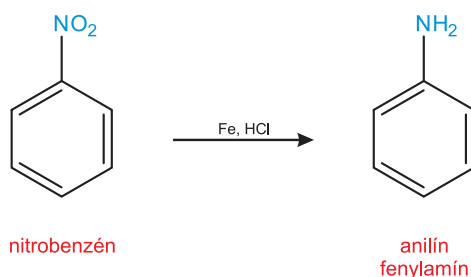
### Fyzikálne vlastnosti nitrozlučnenín

Nitrozlučneniny sú kvapaliny alebo tuhé látky **málo rozpustné vo vode** (rozpustnosť klesá od nitrometánu s rastúcou dĺžkou uhľovodíkového reťazca alebo s prítomnosťou arylového zvyšku v molekule) ale dobre sa miešajúce s organickými rozpúšťadlami. Väčšinou majú príjemnú vôňu.

### Chemické vlastnosti nitrozlučnenín

Nitrozlučneniny sú **veľmi reaktívne**. Z chemických reakcií má najväčší význam ich **redukcia**, pri ktorej je možné nitroskupinu zredukovať až na aminoskupinu  $-NH_2$ .

Redukcia sa najčastejšie uskutočňuje kovmi (Fe, Sn) v kyslom prostredí alebo vodíkom za prítomnosti katalyzátorov (Pt, Ni). Redukciou nitrobenzenu pripravíme anilín.



### Prehľad významných nitrozlučnenín

Nitrozlučneniny sú východiskovými látkami pri výrobe farieb, liekov a výbušnín. Výbušné vlastnosti spôsobuje prítomnosť viacerých nitroskupín v organickej molekule. Najväčší význam z nitroderivátov majú nitroarény. Používajú sa na výrobu iných dusíkatých aromatických zlúčenín, najmä aminov.

**Nitrometán**  $CH_3NO_2$  a **nitroetán**  $C_2H_5NO_2$  sa používajú ako organické rozpúšťadlá.

**Nitrobenzén**  $C_6H_5NO_2$  je jedovatá žltkastá olejovitá kvapalina horkomandľovej vône. Používa sa na výrobu anilínu a azofarbív.

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

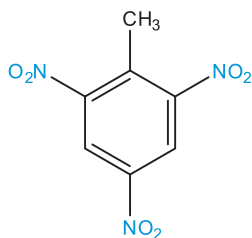
++



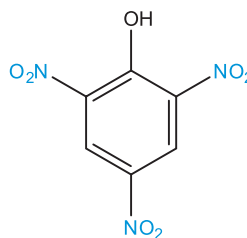
## Výbušné nitrozlučieniny

**TNT, 2,4,6-trinitrotoluén** je žltá kryštalická látka používaná v praxi ako výbušnina. Nazýva sa aj **tritol**. Na TNT sa teoreticky prepočítava účinok ostatných výbušnín. Napríklad atómová bomba zhodená 6. augusta 1945 Američanmi na japonské mesto Hirošima mala účinok 20 000 ton TNT.

**2,4,6-trinitrofenol** je žltá kryštalická látka, ktorá je základom trhavy ekrazit. Je toxická a má kyslé vlastnosti. Je známa aj pod triviálnym názvom **kyselina pikrová** (z gréckeho *pikros* = horký).



2,4,6-trinitrotoluén  
TNT



2,4,6-trinitrofenol  
kyselina pikrová

## KĽÚČOVÉ UČIVO



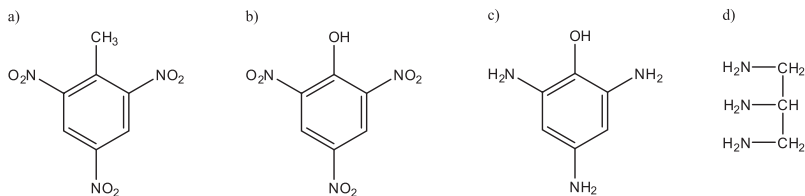
- Dusikaté deriváty uhľovodíkov obsahujú vo svojich molekulách väzbu C–N.
- Amíny sú dusikaté deriváty uhľovodíkov odvodené od amoniaku nahradením atómov vodíka uhľovodíkovými zvyškami.
- Amíny majú výrazne zásaditý charakter. Alkylamíny sú silnejšími zásadami ako amoniak.
- Nitrozlučieniny sú dusikaté deriváty uhľovodíkov obsahujúce polárnu nitroskupinu  $-\text{NO}_2$ . Patria medzi polárne organické zlúčeniny.
- V nitroskupine sú obidva atómy kyslíka rovnocenné.
- Nitrozlučieniny sú vo vode málo rozpustné. Tie, ktoré obsahujú v molekulách viac nitroskupín, majú výbušné vlastnosti.
- Nitrozlučieniny sú reaktívne. Ich redukciou možno pripraviť amíny.

## OTÁZKY A ÚLOHY

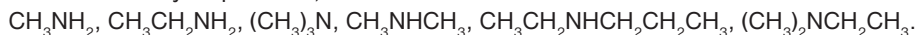


- Napište skrátené štruktúrne vzorce zlúčenín:
  - etylamin,
  - 2-nitrotoluén,
  - 2,4-dinitrotoluén,
  - 1,2-dinitrobután,
  - anilín,
  - nitropropán.
- Ktoré tvrdenia o nitroderivátoch uhľovodíkov sú správne?
  - Patria medzi najmenej polárne organické zlúčeniny.
  - S molekulami vody vytvárajú vodíkové väzby.
  - Redukciou aromatických nitrozlučienín možno pripraviť aromatické amíny.
  - Nitrozlučieniny sú nereaktívne.

3. Ktoré z týchto zlúčenín môžu mať výbušné vlastnosti?

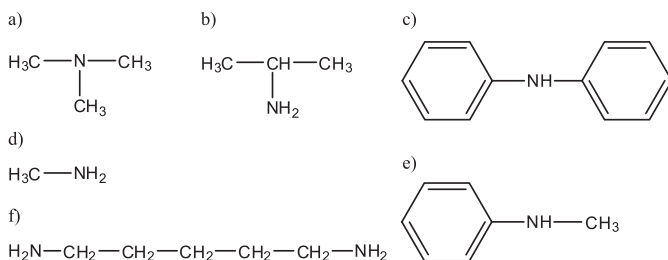


4. Roztriedte amíny na primárne, sekundárne a terciárne.



- a) primárne  
b) sekundárne  
c) terciárne

5. Určte, či je amín primárny, sekundárny alebo terciárny. Napište názvy amínov:



6. Vyberte správne tvrdenia.

- a) Dimetylamin je terciárny amín.  
b) Anilín nie je aromatický amín.  
c) Metylamin je primárny amín.  
d) Amíny s najmenšou relatívnou molekulovou hmotnosťou sú plyny.

7. Vypočítajte hmotnostný zlomok dusíka:

- a) v nitrobenzéne,  
b) v anilíne.

8. Koľko kilogramov TNT je možné vyrobiť nitráciou  $100 \text{ dm}^3$  toluénu ( $\rho = 0,87 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ )?

## 6.3 Kyslíkaté deriváty uhľovodíkov

Kyslíkaté deriváty uhľovodíkov sú organické zlúčeniny obsahujúce vo svojich molekulách väzbu **atómu uhlíka s atómom kyslíka**. Atóm kyslíka je v nich **dvojväzbový**.

Atóm kyslíka môže s uhlíkovým atómom tvoriť jednoduchú väzbu C–O alebo dvojitú väzbu C=O. Najdôležitejšie skupiny kyslíkatých derivátov sú uvedené na obrázku 6.1.

### 6.3.1 Hydroxylzlučieniny

Hydroxylzlučieniny sú kyslíkaté deriváty uhľovodíkov obsahujúce charakteristickú jednoväzbovú skupinu **–OH**. Nazývame ju **hydroxylová skupina**, resp. hydroxyskupina.

Rozlišujeme dva typy hydroxylzlučienin:

- alkoholy** s hydroxylovou skupinou viazanou na atóm uhlíka, ktorý je súčasťou nasýteného alebo ne-nasýteného uhľovodíkového reťazca,

## 2. fenoly s hydroxylovou skupinou viazanou priamo na aromatický systém.

Systémové názvy hydroxyzlúčenín sa tvoria dvojakým spôsobom. Pri **substitučnom názvosloví** sa k názvu uhľovodíka, od ktorého sú odvodené, pridá prípona **-ol**. **Skupinové názvy** sa skladajú z názvu jednoväzbového uhľovodíkového zvyšku a prípony **-alkohol**. Mnohé hydroxyzlúčeniny (najmä fenoly) majú triviálne názvy.

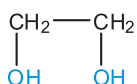
Podľa počtu viazaných hydroxylových skupín rozlišujeme **jednosýtné** a **viacsýtné** (dvojsýtné, trojsýtné, atď.) alkoholy a fenoly.

### jednosýtny alkohol



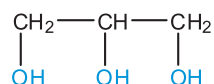
etanol  
etylalkohol

### dvojsýtny alkohol



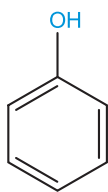
etán-1,2-diol  
etylénglykol

### trojsýtny alkohol



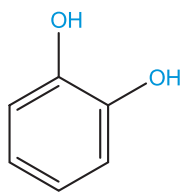
propán-1,2,3-triol  
glycerol

### jednosýtny fenol



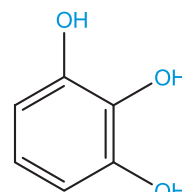
fenol

### dvojsýtny fenol



benzén-1,2-diol  
rezorcínol

### trojsýtny fenol



benzén-1,2,3-triol  
pyrogalol

Poznáme aj viacsýtné alkoholy, ktoré majú na jeden atóm uhlíka naviazané dve alebo tri hydroxylové skupiny. Tieto však nie sú stále a odštiepujú molekulu vody za vzniku karbonylových zlúčenín (kap. 6.3.3) alebo karboxylových kyselín (kap. 6.3.4).

Podľa typu atómu uhlíka, na ktorom je naviazaná hydroxylová skupina, sa alkoholy rozdeľujú na:

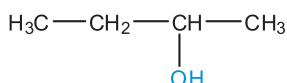
- **primárne**, s hydroxylovou skupinou naviazanou na primárny atóm uhlíka,
- **sekundárne**, s hydroxylovou skupinou naviazanou na sekundárny atóm uhlíka,
- **terciárne**, s hydroxylovou skupinou naviazanou na terciárny atóm uhlíka.

### primárny alkohol



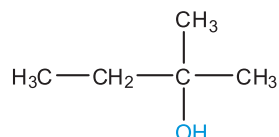
propán-1-ol

### sekundárny alkohol



bután-2-ol

### terciárny alkohol



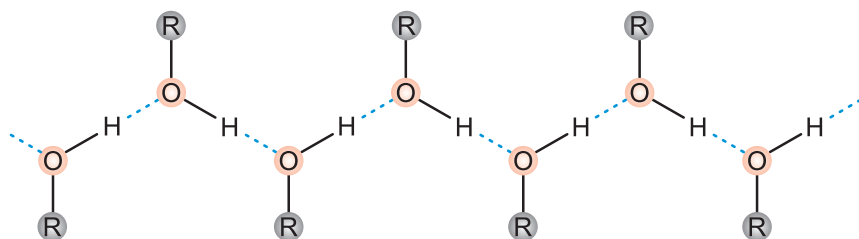
2-metylbután-2-ol

## Fyzikálne vlastnosti alkoholov a fenolov

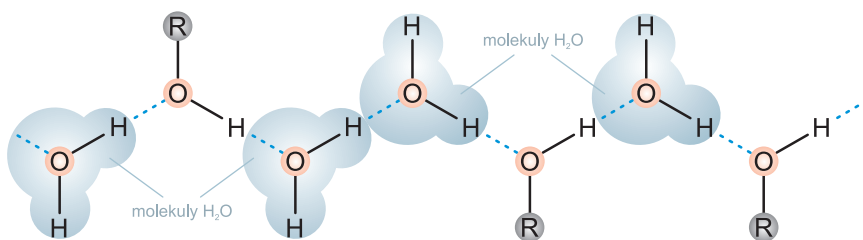
Alkoholy s najmenším počtom atómov uhlíka (metanol, etanol, propanol) sú bezfarebné prchavé kvapaliny príjemnej vône, ktoré sa **miešajú s vodou v každom pomere**. Vyššie alkoholy sú bezfarebné

olejovité kvapaliny s nepríjemným zápachom. Ich rozpustnosť vo vode klesá so zväčšujúcim sa počtom uhlíkových atómov v molekule. Alkoholy sú dobre rozpustné v organických rozpúšťadlách. Kvapalné alkoholy sú dobrými rozpúšťadlami mnohých iných látok, napríklad farbív, silíc a pod. Rozpustnosť alkoholov závisí aj od počtu -OH skupín v molekule, viacsýtnne alkoholy sú rozpustnejšie ako jednosýtnne.

Zaujímavou skutočnosťou je, že **alkoholy majú podstatne vyššie teploty varu ako im zodpovedajúce uhľovodíky** (napríklad metán, etán, propán sú za normálnych podmienok plyny, kým metanol, etanol a propanol sú kvapalné látky). Tento jav je spôsobený vzájomným spájaním molekúl alkoholov **vodíkovými väzbami** (obr. 6.4). Molekuly najnižších alkoholov okrem toho vytvárajú vodíkové väzby aj s molekulami vody, čo je jedným z dôvodov ich vynikajúcej rozpustnosti vo vode (obr. 6.5).



**Obr. 6.4 Vodíkové väzby medzi molekulami alkoholu.**  
Vodíkové väzby sú znázornené modrou prerušovanou čiarou.

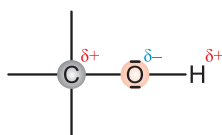


**Obr. 6.5 Vodíkové väzby medzi molekulami alkoholu a vody.**

**Fenoly sú prevažne tuhé látky** s charakteristickým zápachom. **Vo vode sú málo rozpustné**, ale dobre sa rozpúšťajú v niektorých éteroch (kap. 6.3.2) a v etanole. Ich teplota varu je podobne ako u alkoholov vyššia ako teplota varu zodpovedajúcich aromatických uhľovodíkov. Príčinou je tvorba vodíkových väzieb medzi molekulami fenolov. Čisté fenoly sú bezfarebné, na vzduchu sa farbja do červena až hnedá.

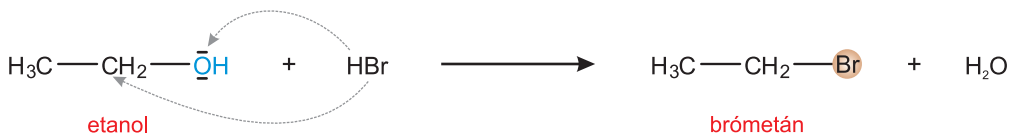
### Chemické vlastnosti alkoholov

Chemické vlastnosti alkoholov závisia predovšetkým od ich funkčnej skupiny -OH. Z rozdielu hodnôt elektronegativít medzi atómom kyslíka a atómom vodíka v hydroxylovej skupine vyplýva, že kovalentná väzba medzi týmito atómami má **polárny charakter**. Polárna väzba je aj medzi atómami kyslíka a uhlíka s naviazanou hydroxylovou skupinou. Na všetkých troch spomínaných atómoch sa preto vytvárajú čiastkové náboje.



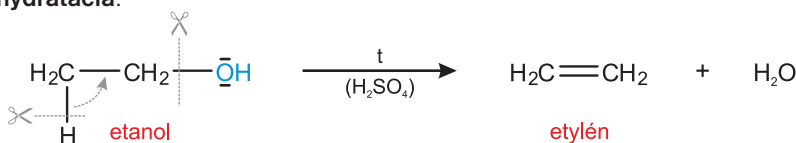
Medzi najdôležitejšie reakcie alkoholov patria **nukleofilné substitúcie**. Dochádza pri nich k nahradeniu hydroxylovej skupiny (odštiepenej vo forme vody) inou nukleofilnou časticou (nukleofilným činidlom).

Ak je pri týchto reakciách nukleofilným činidlom anión halogénu, vznikajú halogénuhľovodíky.



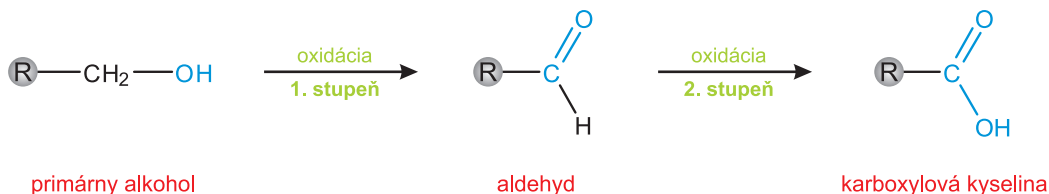
Podobne ako halogénalkány, alkoholy môžu okrem nukleofilných substitúcií poskytovať aj **eliminácie**.

Pôsobením dehydratačných činidiel (napríklad koncentrovanej  $\text{H}_2\text{SO}_4$  alebo  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) sa za zvýšenej teploty z alkoholov odštiepuje voda a vznikajú alkény. Eliminácia, pri ktorej sa odštiepuje molekula vody, sa nazýva **dehydratácia**.



**Pôsobením oxidačných činidiel možno alkoholy oxidovať**. Produkty oxidácie závisia od druhu oxidovaného alkoholu.

**Oxidáciou primárnych alkoholov** vznikajú v prvom stupni **aldehydy** (kap. 6.3.3), ktoré väčšinou nie je možné izolovať, pretože sa okamžite oxidujú až na **karboxylové kyseliny** (kap. 6.3.4).



**Oxidáciou sekundárnych alkoholov** vznikajú **ketóny** (kap. 6.3.3).

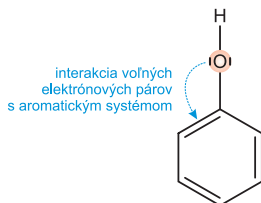


Terciárne alkoholy oxidácii nepodliehajú. Pri vyšších teplotách a v nadbytku oxidačných činidiel u nich dochádza k oxidácii spojenej s rozštiepením molekuly.

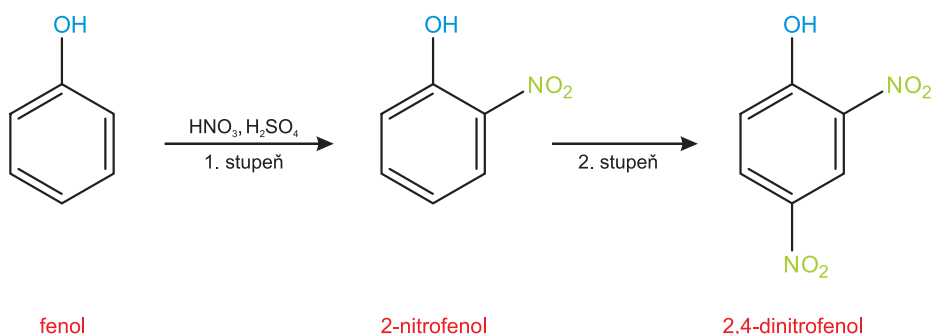
### Chemické vlastnosti fenolov

Fenoly majú hydroxylovú skupinu naviazanú na aromatické jadro, čo im dáva odlišné vlastnosti v porovnaní s alkoholmi. Prítomnosť voľných elektrónových párov na atóme kyslíka hydroxylovej skupiny zvyšuje elektrónovú hustotu na aromatickom systéme. Zároveň interakcia voľných elektrónových párov atómu kyslíka znemožňuje odštiepenie hydroxylovej skupiny pri nukleofilnej substitúcii a eliminácii. Tento efekt sa tiež podieľa na zvýšenej kyslosti fenolov v porovnaní s alkoholmi.

Fenoly na rozdiel od alkoholov neposkytujú nukleofilné substitúcie ani eliminácie. Hlavnými reakciami fenolov sú **elektrofilné substitúcie** atómu vodíka na benzénovom jadre. Hydroxylová skupina pri týchto reakciách zostáva nezmenená.



Príkladom elektrofilnej substitúcie môže byť nitrácia fenolu, ktorá často prebieha aj do ďalšieho stupňa.



## POKUS

### Dôkaz fenolu reakciou s chloridom železitým

Do 2 cm<sup>3</sup> roztoku fenolu vo vode ( $w = 0,01$ ) po kvapkách pridávame vodný roztok FeCl<sub>3</sub> ( $w = 0,05$ ). Vzniká charakteristické modrofialové sfarbenie. Chemické zloženie farebného produktu nie je dosiaľ presne známe.



Obr. 6.6 Reakcia fenolu s roztokom FeCl<sub>3</sub>

## ROZŠIRUJÚCE UČIVO

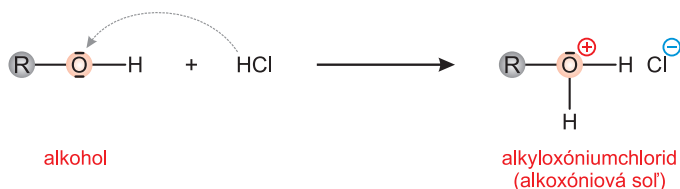
++

### Kyslé a zásadité vlastnosti alkoholov a fenolov

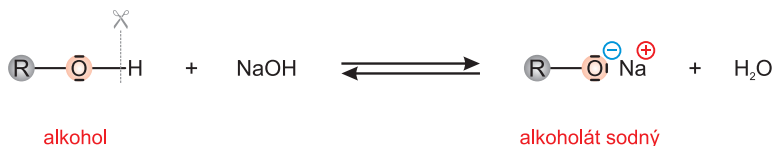
Alkoholy majú obojaký teda **amfotérny charakter**. Z polarity väzby O–H vyplýva, že atómy vodíka majú **slabo kyslý charakter**. Ich kyslosť môžeme porovnávať s kyslosťou atómov vodíka v molekule vody. Najkyslejší charakter zo všetkých alkoholov má metanol, pretože má najkratší alkylový reťazec. Ani metanol však nedosahuje úroveň kyslosti molekuly vody. Všetky alkoholy sú teda menej kyslé ako voda, pretože ich alkylové skupiny znižujú kyslosť atómov vodíka v –OH skupine. Alkylová skupina je donorm elektrónov, znižuje polaritu väzby –OH a tým aj možnosť odštiepenia vodíka vo forme H<sup>+</sup>.

Na druhej strane prítomnosť dvoch voľných elektrónových párov na atóme kyslíka v hydroxylovej skupine dáva alkoholom **mierne zásaditý charakter**, lebo na jeden z nich sa môže viazať protón uvoľnený z kyseliny. V porovnaní s molekulou vody sú alkoholy o niečo zásaditejšie.

V reakciách so silnými kyselinami sa správajú ako slabé zásady a utvárajú **oxóniové (alkoxóniové) soli**.

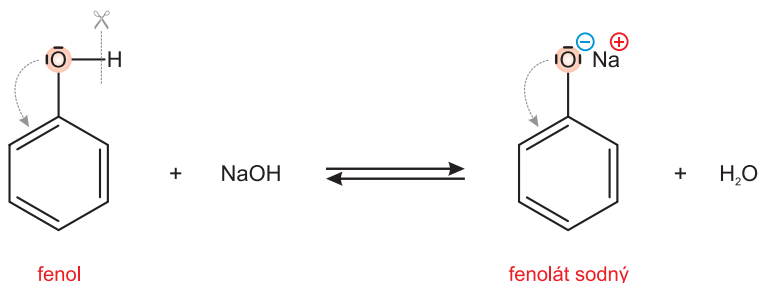


V reakciách so silnými zásadami sa naopak správajú ako slabé kyseliny a vytvárajú soli alkoholov, **alkoholáty** (alkoxydy).



Rovnováha tejto reakcie je však výrazne posunutá na stranu alkoholu, t.j. smerom k reaktantu.

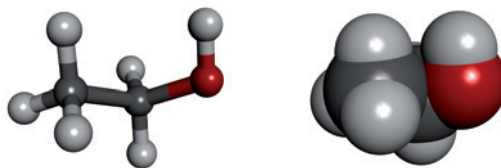
Odlíšna situácia je u fenolov. Keďže voľný elektrónový pár ich -OH skupiny sa zapája do konjugácie s aromatickým systémom, väzba O-H je polarnejšia ako u alkoholov (kation H<sup>+</sup> sa ochotnejšie odštiepuje). Rovnaký efekt prispieva k stabilizácii fenolátového aniónu po odštiepení H<sup>+</sup>. Preto **fenoly majú kyslejší charakter ako alkoholy** a pri reakciách s hydroxidmi vytvárajú stabilnejšie **fenoláty** (fenoxydy). V prípade reakcie fenolu s hydroxidom sodným je rovnováha reakcie posunutá smerom k fenolátu.



### Prehľad významných alkoholov a fenolov

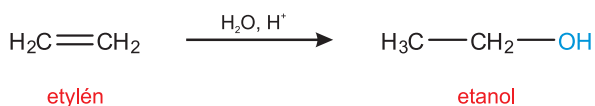
**Metanol (metylalkohol) CH<sub>3</sub>OH** je bezfarebná kvapalina, ktorá sa používa ako výborné rozpúšťadlo, ako kvapalné palivo a ako východisková surovina na výrobu formaldehydu. Pre človeka je metanol **veľmi toxický!** Pri malých dávkach spôsobuje poruchy zraku až oslepnutie, pri vyšších dávkach smrť. Do organizmu sa môže dostať aj vstrebávaním cez pokožku. Nebezpečnosť metanolu spočíva aj v tom, že sa vzhľadom a chuťou dá len veľmi ťažko odlišiť od etanolu, ktorý je základnou súčasťou všetkých alkoholických nápojov.

**Etanol (etylalkohol) CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH** je najvýznamnejším alkoholom. Často sa označuje triviálnym názvom **lieh** alebo len **alkohol**. V praxi sa používa ako výborné rozpúšťadlo, dezinfekčný prostriedok a dôležitá surovina pre potravinársky (napríklad výroba octu, alkoholických nápojov) a chemický priemysel. Najstarší spôsob výroby etanolu je založený na kvasení prírodných substrátov obsahujúcich sacharidy, napríklad cukrovej repy, cukrovej trstiny, prípadne rôznych druhov ovocia. V súčasnosti sa etanol vyrába tiež synteticky – hydrataciou etylénu.



Obr. 6.7 Modely molekuly etanolu

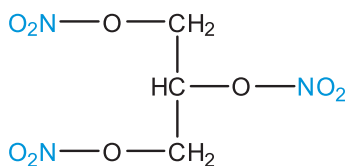




Etanol je pre ľudský organizmus **toxický** a pri požití väčšej dávky môže spôsobiť až smrť! Dlhodobé nadmerné užívanie alkoholických nápojov vedie k závislosti – **alkoholizmu**, ktorý sa okrem poškodenia zdravia spája aj s ďalšími negatívnymi sociálnymi a spoločenskými dôsledkami.

**Etylénglykol (etán-1,2-diol, glykol) HOCH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>OH** je najjednoduchší dvojsýtny alkohol. Je to olejovitá kvapalina sladkastej chuti, ktorá sa používa ako súčasť nemrznúcich zmesí (napríklad do chladičov motorov) a tiež ako surovina na výrobu plastov. Je **veľmi toxická** a preto sa nemôže používať v potravinárskom priemysle.

**Glycerol (propán-1,2,3-triol, starší názov glycerín)** je trojsýtny alkohol, ktorý sa v mnohom podobá etylénglykolu, ale nie je toxický. Používa sa najmä v kozmetike, na výrobu plastov a celofánu, vo farmácii na výrobu niektorých liečiv a pre svoju sladkastú chuť aj v potravinárskom priemysle. Reakciou s kyselinou dusičnou sa z neho pripravuje číra bezfarebná olejovitá kvapalina sladkastej chuti – **glyceroltrinitrát** (nesprávny názov **nitroglycerín**), ktorá sa v minulosti používala na výrobu **dynamitu**, prvej priemyselne využívannej trhavy. Dynamit vynášiel švédsky chemik, inžinier a vynálezca **Alfred Nobel**. Dnes sa glyceroltrinitrát používa aj na výrobu iných trhavín a tiež ako liečivo najmä pri liečbe srdcovocievnych ochorení.



glyceroltrinitrát  
(nitroglycerín)



**Obr. 6.8 Etanol sa v niektorých krajinách (napríklad Brazília) používa aj ako motorové palivo. Má vysokú hodnotu oktanového čísla a jeho spaľovanie je „čistejšie“ ako spaľovanie benzínu.**



**Obr. 6.9 Alfred Nobel (1833 – 1896) vynášiel dynamit v r. 1867. Je tiež autorom myšlienky udeľovania Nobelovej ceny - v súčasnosti najprestížnejšieho ocenenia ľudskej činnosti v oblasti fyziky, chémie, fyziológie alebo medicíny, literatúry a mierotvorby.**

**Fenol C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH** je bezfarebná kryštalická látka, ktorá na vzduchu najprv sčervenie, potom stmavne. Je toxický a leptá pokožku. Má rozsiahle použitie v chemickom priemysle. Používa sa na výrobu farbív, liečiv, plastov (bakelit), pesticídov a výbušnín (napríklad kyselina pikrová, kap. 6.2.2).

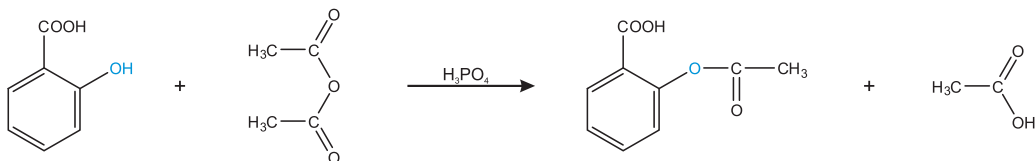
## ROZŠIRUJÚCE UČIVO



### Z fenolu sa vyrába aj Acylpyrin

**Kyselina acetylsalicylová**, ktorá obsahuje fenolovú štruktúru je jednou z najvýznamnejších látok používaných v medicíne na zníženie teploty (antipyretikum), utíšenie bolesti (analgetikum) a potlačenie zápalu (antiflogistikum). Znižuje tiež zrážanlivosť krvi (antikoagulant). Je najstarším synteticky pripraveným liečivom, ktoré je dodnes súčasťou mnohých farmaceutických prípravkov pod rôznymi obchodnými názvami (Acylpyrin, Aspirin, Anopyrin, Acylcoffin).

Kyselina acetylsalicylová sa pripravuje syntézou z fenolu v dvoch stupňoch. V prvom stupni sa pripraví kyselina salicylová, ktorá sa v druhom stupni zahrievaním s anhydridom kyseliny octovej (acetanhydridom) mení na kyselinu acetylsalicylovú.



kyselina salicylová

anhydrid kyseliny octovej  
acetanhydrid

kyselina acetylsalicylová

kyselina octová

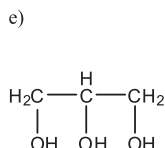
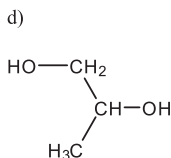
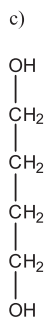
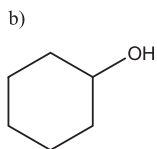
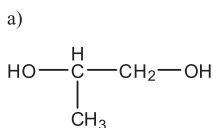
## KLÚČOVÉ UČIVO

- Hydroxyzlúčeniny sú kyslíkaté deriváty uhľovodíkov obsahujúce hydroxylovú skupinu -OH. Rozdeľujeme ich na alkoholy a fenoly.
- Rozlišujeme primárne, sekundárne a terciárne alkoholy podľa toho, na akom type uhlíka majú naviazanú hydroxylovú skupinu. Fenoly majú -OH skupinu naviazanú na aromatický systém.
- Alkoholy s nízkym počtom atómov uhlíka sa veľmi dobre miešajú s vodou. Sú výbornými rozpúšťadlami mnohých iných látok. Ich molekuly vytvárajú medzi sebou a tiež s molekulami vody vodíkové väzby.
- Typickými reakciami alkoholov sú nukleofilné substitúcie, príp. eliminácie. Elimináciu vody označujeme ako dehydratácia. Najdôležitejšími reakciami fenolov sú elektrofilné substitúcie na aromatickom jadre.
- Oxidáciou primárnych alkoholov vznikajú aldehydy, až karboxylové kyseliny. Oxidáciou sekundárnych alkoholov vznikajú ketóny.
- Najvýznamnejším alkoholom je etanol. V praxi má široké použitie. Je súčasťou všetkých alkoholických nápojov. Ich nadmerné užívanie vedie k alkoholizmu.

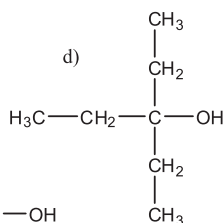
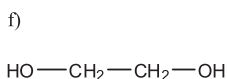
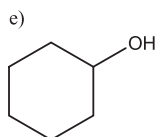
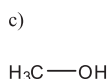
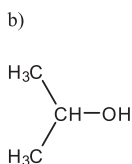
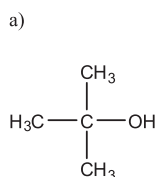
## OTÁZKY A ÚLOHY

1. Vyberte správne tvrdenia.
  - a) Atóm kyslíka je v kyslíkatých derivátoch uhľovodíkov dvojitá väzbový.
  - b) Metanol, etanol a propanol sú kvapaliny neobmedzene miešateľné s vodou.
  - c) Zlúčeniny, v ktorých je hydroxylová skupina naviazaná na aromatické jadro, sa nazývajú alkoholy.
  - d) Fenoly nie sú aromatické zlúčeniny.
2. Prečo je propán-1-ol kvapalná látka, kým propán je plyn?
  - a) propanol je zásaditejší,
  - b) propanol je reaktívnejší,
  - c) molekuly propanolu tvoria medzi sebou vodíkové väzby,
  - d) propanol má väčšiu relatívnu molekulovú hmotnosť.
3. 2,2-dimetylbután-1-ol je:
  - a) primárny alkohol,
  - b) dvojsýtny alkohol,
  - c) trojsýtny alkohol,
  - d) sekundárny alkohol,
  - e) terciárny alkohol,
  - f) jednosýtny alkohol.

4. Roztriedte alkoholy na jednosýtne, dvojsýtne a trojsýtne. Napište ich systémové názvy.



5. Určte, či je alkohol primárny, sekundárny alebo terciárny:



6. Napište štruktúrne vzorce všetkých alkoholov so sumárnym vzorcom  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$  a napište ich systémové názvy.

7. Vyberte správne tvrdenia o hydroxyderivátoch uhľovodíkov.

- Väzba uhlík-kyslík je polárna.
- Môžu obsahovať len jednoduché väzby.
- Atóm kyslíka je v hydroxylovej skupine viazaný dvojitou väzbou.
- Rozdiel hodnôt elektronegativity medzi atómami v hydroxylovej skupine je nulový.

8. Typické reakcie alkoholov sú:

- nukleofilné substitúcie,
- radikálové substitúcie,
- elektrofilné substitúcie,
- eliminácie,
- rovnaké ako pri halogénderivátoch,
- rovnaké ako pri nitrozlúčeninách.

9. Typické reakcie fenolov sú:

- rovnaké ako pri alkoholoch,
- radikálové substitúcie,
- oxidácie,
- elektrofilné substitúcie,
- eliminácie,
- redukcie.

10. V chemických tabuľkách vyhľadajte teploty varu týchto hydroxyderivátov a porovnajte ich s teplotami varu zodpovedajúcich uhľovodíkov: metanol, etanol, propanol, fenol.

11. Napište chemickú rovnicu prípravy etanolu z príslušného alkénu. O aký typ reakcie ide?

### 6.3.2 Étery

Étery sú organické zlúčeniny obsahujúce vo svojich molekulách jednoväzbové uhľovodíkové zvyšky navzájom spojené prostredníctvom atómu kyslíka, **R-O-R**. Uhľovodíkové zvyšky môžu byť rovnaké alebo rozdielne.

Étery môžeme teoreticky považovať za deriváty vody, v ktorej sú obidva atómy vodíka nahradené uhľovodíkovými zvyškami. Teoreticky je étery možné odvodiť aj od alkoholov nahradením atómu vodíka ich hydroxylovej skupiny uhľovodíkovým zvyškom.

Jednoväzbové uhľovodíkové skupiny -R majú najčastejšie nasýtený alebo aromatický charakter.

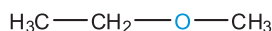
**Substitučné názvy** éterov sa tvoria pomocou predpony **alkoxy-** (napríklad metoxy-  $\text{CH}_3\text{O}-$ , etoxy-  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}-$ ) pridanej k názvu príslušného uhľovodíka. Častejšie sa však používajú názvy, v ktorých sa k názvom oboch jednoväzbových uhľovodíkových zvyškov pridá slovo **-éter** (napríklad etyl(metyl)éter, dietyléter a pod.). Používané sú aj triviálne názvy.



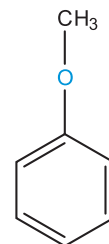
dimetyléter  
metoxymetán



dietyléter  
etoxyetán

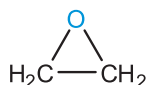


etyl(metyl)éter  
metoxyetán

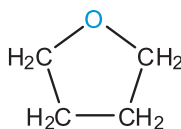


fenyl(metyl)éter  
anizol

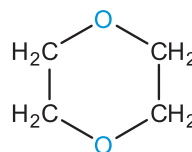
Známe sú aj cyklické étery.



etylénoxid  
oxirán



tetrahydrofurán



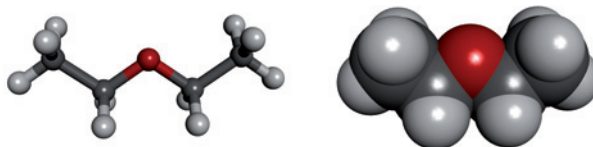
dioxán

#### Fyzikálne a chemické vlastnosti éterov

Étery sa vyznačujú charakteristickou vôňou, najjednoduchší z nich – dimetyléter je za normálnych podmienok plyn, ostatné sú kvapaliny. Majú oveľa **nižšie teploty varu** ako im zodpovedajúce alkoholy, pretože **nemôžu tvoriť vodíkové väzby**. Sú veľmi **prchavé a výbušné**, pretože so vzdušným kyslíkom, za prítomnosti slnečného žiarenia, vytvárajú explozívne peroxidy. Z tohto dôvodu sa étery uchovávajú v tme alebo tmavých fľašiach, ktoré sa plnia doplna.

#### Prehľad významných éterov

**Dietyléter (etoxyetán**, bežne nazývaný **éter**)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$  je bezfarebná prchavá kvapalina, ktorá sa používa ako výborné rozpúšťadlo a extrahovadlo. S vodou sa mieša len veľmi obmedzene. Má narkotické účinky.



Obr. 6.10 Modely molekuly dietyléteru

## KLÚČOVÉ UČIVO

- Étery sú organické zlúčeniny, ktoré obsahujú jednoväzbové uhľovodíkové skupiny navzájom spojené prostredníctvom atómu kyslíka, R-O-R.
- Étery majú nízke teploty varu. Ich molekuly nevytvárajú medzi sebou vodíkové väzby.
- Sú veľmi prchavé a výbušné.

## OTÁZKY A ÚLOHY

1. Napište názvy éterov:
  - a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$ ,
  - b)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OCH}_2\text{CH}_3$ ,
  - c)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ ,
  - d)  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{O}(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$ ,
  - e)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OC}_6\text{H}_5$ ,
  - f)  $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ .
2. Vyberte správne tvrdenia o éteroch.
  - a) Vo svojich molekulách obsahujú dva uhľovodíkové zvyšky navzájom spojené prostredníctvom atómu kyslíka.
  - b) S molekulami vody tvoria vodíkové väzby.
  - c) Majú vyššie teploty varu ako im zodpovedajúce alkoholy.
  - d) Nie sú reaktívne látky.
3. Aké bezpečnostné zásady je potrebné dodržiavať pri uchovávaní dietyléteru?

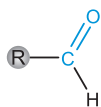
### 6.3.3 Karbonylové zlúčeniny

Karbonylové zlúčeniny sú kyslíkaté deriváty uhľovodíkov obsahujúce charakteristickú dvojväzbovú **karbonylovú skupinu C=O**. Niekedy ju nazývame aj **oxoskupina**.

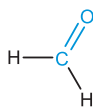
Najvýznamnejšími skupinami karbonylových zlúčenín sú aldehydy a ketóny.<sup>1</sup>

**Aldehydy** majú na karbonylovú skupinu naviazaný jednoväzbový uhľovodíkový zvyšok (-R) a jeden atóm vodíka.<sup>2</sup> Túto skupinu **-CHO** nazývame **aldehydová skupina**.

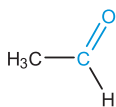
Názvy aldehydov sa tvoria pomocou prípony **-ál** pridanej k názvu príslušného uhľovodíka. V prípade, že atóm uhlíka skupiny -CHO do hlavného reťazca aldehydu nepočítame (najmä pri cyklických aldehydoch), tvoríme názvy pomocou prípony **-karbaldehyd**. Pri niektorých aldehydoch sa častejšie používajú triviálne názvy odvodené od latinských názvov príslušných kyselín (napríklad formaldehyd, acetaldehyd).



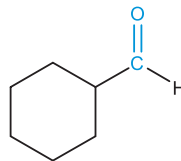
aldehyd  
(všeobecný vzorec)



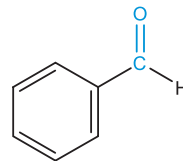
formaldehyd  
metanál



acetaldehyd  
etanál



cyklohexánkarbaldehyd



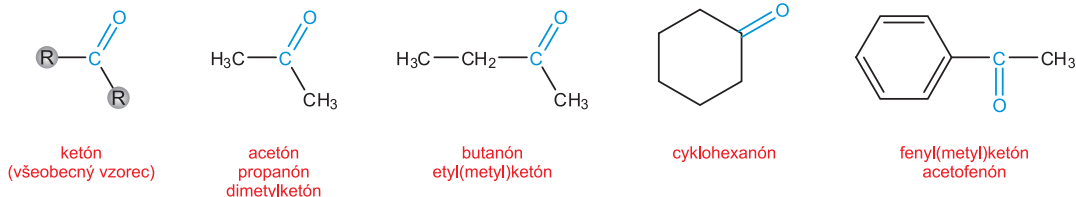
benzaldehyd  
benzénkarbaldehyd

**Ketóny** majú na karbonylovú skupinu naviazané dva jednoväzbové uhľovodíkové zvyšky (-R), ktoré môžu byť rovnaké alebo rozdielne.

<sup>1</sup> Formálne ku karbonylovým zlúčeninám patria aj karboxylové kyseliny, tie však tvoria samostatnú skupinu organických zlúčenín, ktoré sú obsahom kapitoly 6.3.4.

<sup>2</sup> V prípade formaldehydu je aj namiesto -R naviazaný atóm vodíka.

Názvy ketónov sa tvoria buď pripojením prípony **-ón** k názvu uhľovodíka alebo pridaním slova **ketón** k názvom oboch jednoväzbových uhľovodíkových zvyškov viazaných na karbonylovú skupinu.

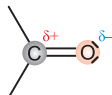


### Fyzikálne vlastnosti aldehydov a ketónov

Aldehydy a ketóny s malou molekulovou hmotnosťou sú kvapaliny, okrem formaldehydu, ktorý je plyn. Vyššie aldehydy a ketóny sú kvapalné alebo tuhé látky. **Najnižšie aldehydy sú dobre rozpustné vo vode**, so zväčšujúcim sa počtom atómov uhlíka v ich molekulách ich rozpustnosť klesá. Formaldehyd a acetaldehyd majú prenikavý zápach, vyššie aldehydy a mnohé ketóny sa často vyznačujú príjemnou vôňou. Niektoré z nich sú súčasťou rastlinných silíc.

### Chemické vlastnosti aldehydov a ketónov

Chemické vlastnosti aldehydov a ketónov určuje predovšetkým **polárny charakter** karbonylovej skupiny. Na kyslíkovom atóme sa v dôsledku jeho vyššej hodnoty elektronegativity vytvára čiastkový záporný náboj. Na atóme uhlíka sa vytvára čiastkový kladný náboj.



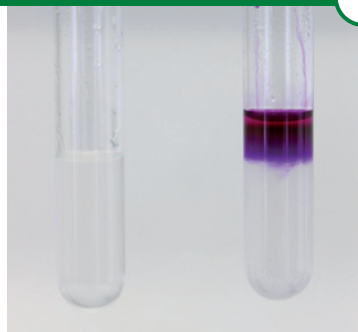
Karbonylová skupina je **veľmi reaktívna**, preto na nej prebieha väčšina reakcií aldehydov a ketónov. **Aldehydy sú vo všeobecnosti reaktívnejšie ako ketóny.**

Typickými reakciami karbonylových zlúčenín sú **nukleofilné adície**, ktoré sú podstatou aj ich dôkazovej reakcie so Schiffovým činidlom (pozri nasledujúci pokus).

### POKUS

#### Dôkaz aldehydov Schiffovým činidlom

Do skúmavky nalejeme 6 cm<sup>3</sup> vodného roztoku formaldehydu a pridáme 2 cm<sup>3</sup> Schiffovho činidla. Pozorujeme vznik červenofialového sfarbenia, ktoré je spôsobené organickým farbivom fuchsin uvoľneným z činidla.

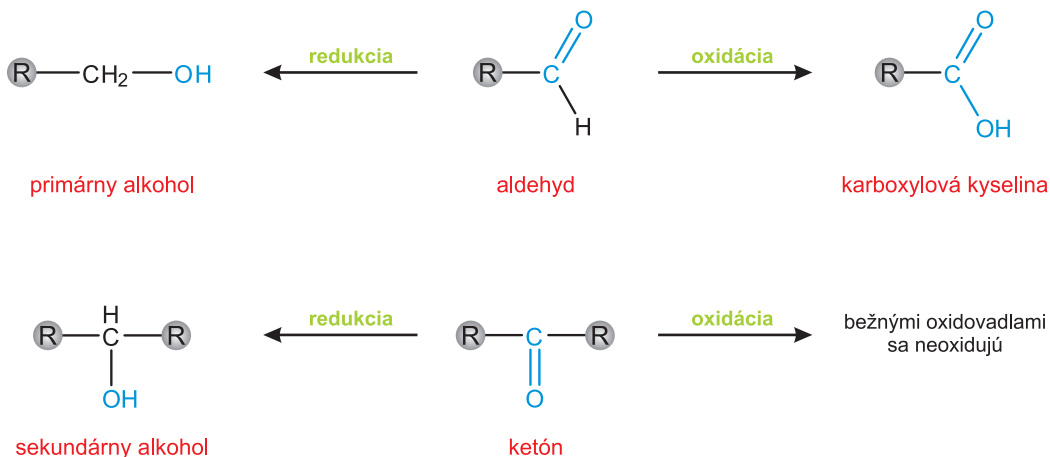


Obr. 6.11 Reakcia formaldehydu so Schiffovým činidlom

Významnými reakciami karbonylových zlúčenín sú ich **oxidácie a redukcie.**

**Aldehydy sa oxidujú na karboxylové kyseliny** (kap. 6.3.4), kým **ketóny sa bežnými oxidovadlami neoxidujú**. Pri použití silných oxidovadiel sa molekuly ketónov štiepia a vznikajú 2 molekuly karboxylových kyselín.

**Redukcii podliehajú aldehydy aj ketóny**. Redukciou aldehydov vznikajú primárne alkoholy, redukciou ketónov sekundárne alkoholy.



### Prehľad významných aldehydov a ketónov

**Formaldehyd (metanál) HCHO** je najjednoduchší aldehyd. Je to bezfarebný plyn, štiplavého zápachu, veľmi dobre rozpustný vo vode. Jeho 40 % vodný roztok, ktorý nazývame **formalín**, sa používa na dezinfekciu a uchovávanie biologických materiálov. Používa sa na výrobu plastov. Reakciou formaldehydu s amoniakom vzniká hexametyléntetraamín (urotropín), ktorý sa používa napríklad ako palivo do prenosných varičôv (tzv. pevný lieh).

**Acetaldehyd (etanál) CH<sub>3</sub>CHO** je prchavá látka prenikajúceho zápachu, ktorá sa používa na výrobu kyseliny octovej, liečiv, voňaviek atď. Cyklický tetramér acetaldehydu - metaldehyd je iným variantom pevného liehu.

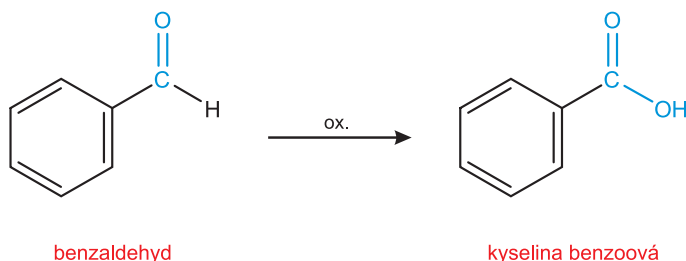
**Benzaldehyd C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>CHO** je najdôležitejším aromatickým aldehydom. Vyskytuje sa napríklad v mandliach a kôstkach broskýň a marhúľ. Má typickú horkomandľovú vôňu, nie je dobre rozpustný vo vode. Na vzduchu veľmi rýchlo oxiduje na kyselinu benzoovú (kap. 6.3.4).

Formaldehyd, acetaldehyd a benzaldehyd sú toxické zlúčeniny.

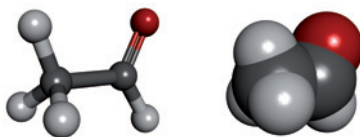
### POKUS

#### Oxidácia benzaldehydu na kyselinu benzoovú

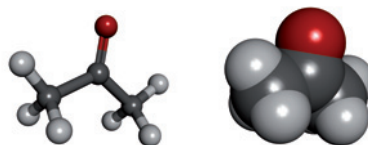
Na hodinové sklíčko kvapneme niekoľko kvapiek benzaldehydu. Asi po polhodine môžeme na sklíčku pozorovať biele kryštálky vzniknutej kyseliny benzoovej.



**Acetón (propanón)  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$**  je najjednoduchším a zároveň najdôležitejším ketónom. Je to prchavá, veľmi horľavá látka, ktorá sa neobmedzene mieša s vodou. Pri práci s acetónom je potrebné vyvarovať sa vdychovaniu jeho pár, pretože je zdraviu škodlivý. Používa sa ako výborné priemyselné rozpúšťadlo (napríklad pre náterové farby), pri výrobe plastov a vo farmaceutickom priemysle.



Obr. 6.12 Modely molekuly acetaldehydu



Obr. 6.13 Modely molekuly acetónu

## KLÚČOVÉ UČIVO

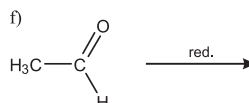
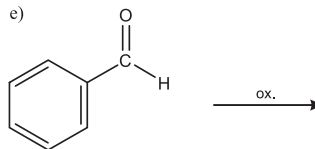
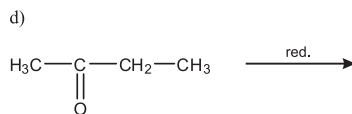
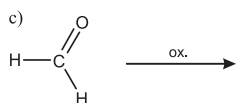
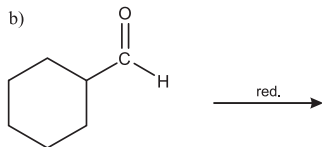
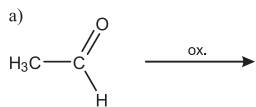
- Karbonylové zlúčeniny sú kyslíkaté deriváty uhľovodíkov obsahujúce karbonylovú skupinu  $\text{C}=\text{O}$ . Rozdeľujú sa na aldehydy a ketóny.
- Karbonylová skupina má polárny charakter a je veľmi reaktívna. Aldehydy sú reaktívnejšie ako ketóny. Typickými reakciami karbonylových zlúčenín sú nukleofilné adície.
- Aldehydy je možné redukovať na primárne alkoholy a oxidovať na karboxylové kyseliny. Ketóny je možné redukovať na sekundárne alkoholy, oxidujú sa len silnými oxidovadlami a ich molekuly sa pri tom štiepia.

## OTÁZKY A ÚLOHY

- Napište systémové názvy zlúčenín:
  - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$ ,
  - $\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$ ,
  - $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$ ,
  - $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{CO}$ .
- Napište štruktúrne vzorce zlúčenín:
  - pentanál,
  - butyl(etyl)ketón,
  - cyklopropanón,
  - hexán-3-ón,
  - propándiál,
  - cyklohexán-1,4-dikarbaldehyd.
- Pre karbonylovú skupinu platí:
  - atóm kyslíka má čiastkový kladný náboj,
  - atóm kyslíka má čiastkový záporný náboj,
  - je to  $\text{C}=\text{O}$  skupina,
  - nazýva sa aj oxoskupina.
- Vyberte správne tvrdenia.
  - Acetaldehyd sa nachádza v mandliach.
  - Formaldehyd je za normálnych podmienok kvapalná látka.
  - Formalín je 40 % vodný roztok formaldehydu.
  - Acetón je výborné rozpúšťadlo.
  - Ketóny sú reaktívnejšie ako aldehydy.
  - Acetón je dimetylketón.



5. Doplňte produkty v schémach chemických reakcií:



6. Medzi ketóny patrí:

- cyklohexanón,
- acetofenón,
- acetón,
- metanál.

7. Pre formaldehyd platí:

- za normálnych podmienok je to bezfarebná štiplavo zapáchajúca kvapalina,
- je to najjednoduchší ketón,
- na karbonylovú skupinu má naviazané dva atómy vodíka,
- oxiduje sa na kyselinu metánovú.

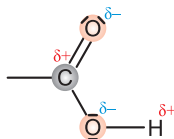
8. Aké nebezpečenstvo hrozí pri práci s acetónom?

### 6.3.4 Karboxylové kyseliny

Karboxylové kyseliny sú kyslíkaté deriváty uhľovodíkov obsahujúce charakteristickú jednoväzbovú **karboxylovú skupinu -COOH**. Niekedy ju skrátene označujeme ako **karboxyl**.

Karboxylovú skupinu môžeme teoreticky odvodiť spojením karbonylovej a hydroxylovej skupiny, preto aj názov -COOH skupiny je kombináciou názvov týchto dvoch skupín, karboxyl = **karbonyl** + **hydroxyl**.

Karboxylová skupina je kvôli rozdielnym hodnotám elektronegativít medzi jednotlivými atómami **polárnou skupinou**. Podobne ako na karbonylovej skupine sú na nich čiastkové náboje.

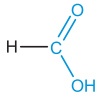


Názvy karboxylových kyselín sa tvoria pomocou prípony **-ová** pridanej k názvu uhľovodíka, od ktorého sú odvodené. Ak uhlíkový atóm karboxylovej skupiny nie je zahrnutý do názvu hlavného reťazca, používame príponu **-karboxylová**. Keďže karboxylové kyseliny sú v prírode veľmi rozšírené a zároveň patria medzi prvé známe organické zlúčeniny, často sa v praxi používajú aj ich **triviálne názvy**.

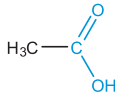
Karboxylová skupina môže byť naviazaná na rozličné typy uhľovodíkových zvyškov. Podľa počtu karbo-

xylových skupín v molekule rozoznávame karboxylové kyseliny jednosýtné (monokarboxylové), dvojsýtné (dikarboxylové), trojsýtné (trikarboxylové) atď.

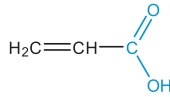
#### jednosýtné karboxylové kyseliny



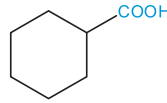
kyselina metánová  
kyselina mravčia



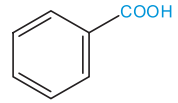
kyselina etánová  
kyselina octová



kyselina propénová  
kyselina akrylová

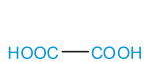


kyselina  
cyklohexánkarboxylová

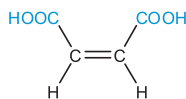


kyselina benzoová  
kyselina benzénkarboxylová

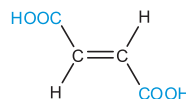
#### dvojsýtné karboxylové kyseliny



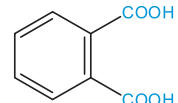
kyselina etándiová  
kyselina šťaveľová  
kyselina oxálová



kyselina *cis*-buténdiová  
kyselina maleínová



kyselina *trans*-buténdiová  
kyselina fumarová



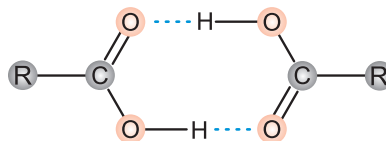
kyselina benzén-1,2-dikarboxylová  
kyselina ftalová

Jednosýtné karboxylové kyseliny (nasýtené alebo nenasýtené) s väčším počtom atómov uhlíka označujeme ako **masťné kyseliny**, pretože sú dôležitou súčasťou tukov a lipidov.

### Fyzikálne vlastnosti karboxylových kyselín

Najnižšie acyklické monokarboxylové kyseliny sú kvapalné látky s charakteristickým prenikavým zápachom. Neprijemne páchne najmä kyselina butánová (masľová). Dikarboxylové a aromatické karboxylové kyseliny sú tuhé kryštalické látky. Rozpustnosť karboxylových kyselín závisí najmä od charakteru ich uhľovodíkového reťazca. Čím je dlhší, tým je ich rozpustnosť vo vode menšia. Veľmi dobre rozpustné sú len karboxylové kyseliny s malou relatívnou molekulovou hmotnosťou.

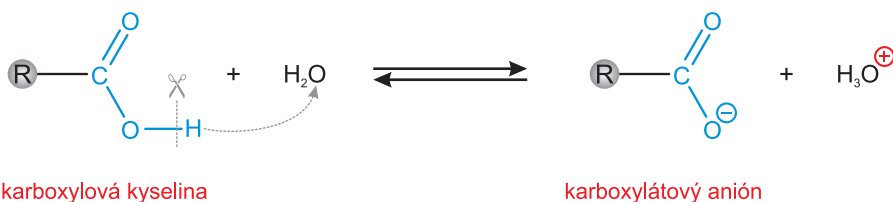
Karboxylové kyseliny majú v porovnaní so zodpovedajúcimi uhľovodíkmi vyššie teploty varu, pretože podobne ako alkoholy vytvárajú medzi svojimi molekulami **vodíkové väzby**. Môžu teda existovať vo forme dimérov.



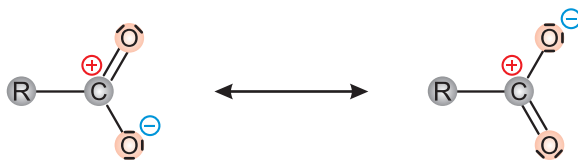
### Chemické vlastnosti karboxylových kyselín

Karboxylové kyseliny sú **veľmi reaktívne zlúčeniny**, ktorých vlastnosti vyplývajú najmä z charakteru ich karboxylovej skupiny. Výraznou črtou karboxylovej skupiny sú jej **kyslé vlastnosti**, pretože sa z nej ľahko odštiepuje kation vodíka  $\text{H}^+$ .

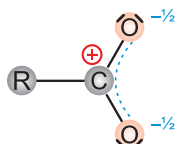
Kyslý charakter karboxylovej skupiny vyplýva zo spojenia hydroxylovej skupiny so skupinou karboxylovou. Preto vo vodnom roztoku **-COOH skupina disociuje** za vzniku **karboxylátového aniónu**.



Konštitúciu karboxylátového aniónu možno vyjadriť dvomi hraničnými štruktúrami.



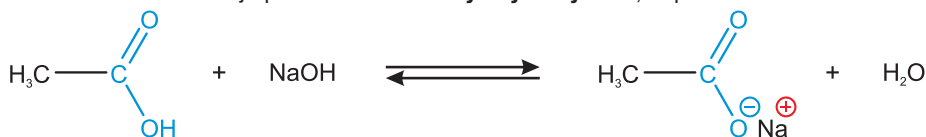
Podobne ako pri nitroskupine (kap. 6.2.2), žiadny z uvedených vzorcov nevystihuje skutočnosť presne. Aj tu sú obidve väzby medzi atómami kyslíka a atómom uhlíka rovnocenné, rovnako dlhé a záporný náboj na atómoch kyslíka je rovnomerne rozložený. Preto skutočnú štruktúru karboxylátového aniónu zvyčajne vyjadrujeme takto:



**Väčšina karboxylových kyselín patrí medzi slabé kyseliny.** Sú silnejšie ako kyselina uhličitá, ale omnoho slabšie ako anorganické kyseliny, kyselina chlorovodíková, sírová, dusičná atď.

Najsilnejšou monokarboxylovou kyselinou je kyselina mravčia. Viacsýtne kyseliny sú silnejšie ako jednosýtne.

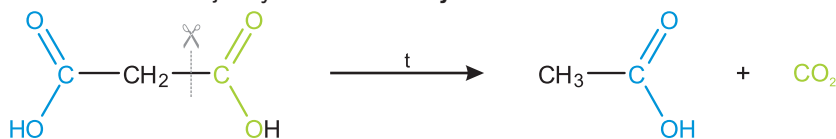
Keďže karboxylové kyseliny majú vo vodnom roztoku kyslé vlastnosti, je ich možné **neutralizovať** reakciami so zásadami. Vznikajú pri tom **solí karboxylových kyselín**, napríklad:



kyselina octová

octan sodný

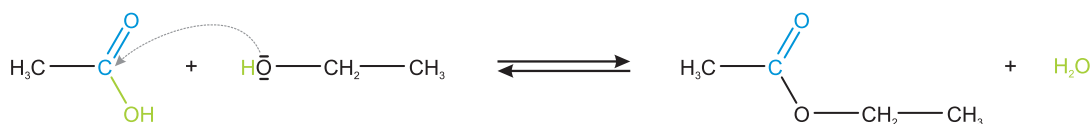
Niektoré karboxylové kyseliny pri zahriatí nad ich teplotu topenia odštiepujú karboxylovú skupinu vo forme oxidu uhličitého. Tento dej nazývame **dekarboxylácia**.



kyselina malónová

kyselina octová

Jedným z najvýznamnejších typov reakcií karboxylových kyselín je **esterifikácia**. Je to kyslo katalyzovaná **reakcia karboxylovej kyseliny s alkoholom**. Vznikajú pri nej **estery karboxylových kyselín**.



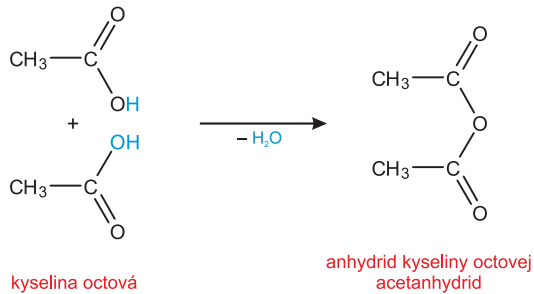
kyselina octová

etanol

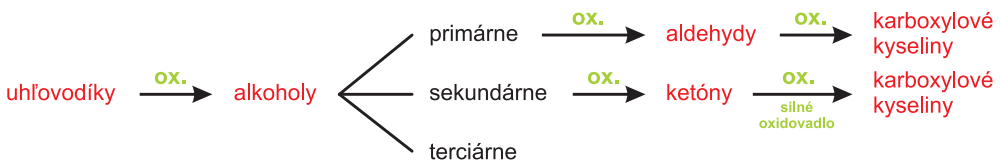
etyléster kyseliny octovej  
octan etylový

Estery sú kvapalné, prípadne tuhé látky, ktoré na rozdiel od karboxylových kyselín nemôžu vytvárať vodíkové väzby. Mnohé z nich sa vyznačujú príjemnými vôňami, ktoré pripomínajú ovocie. Zvlášť významné sú estery vyšších karboxylových kyselín (mastných kyselín) a trojsýtneho alkoholu glycerolu, ktoré sa nachádzajú v tukoch a olejoch.

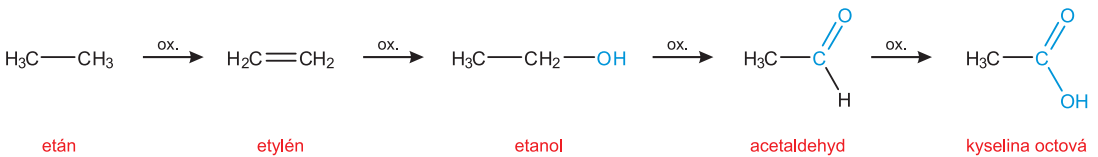
Dehydratáciou (odštiepením vody) karboxylových kyselín vznikajú ich **anhydridy**, ktoré sa v organickej chémii často používajú ako činidlá (tzv. acylačné činidlá). Napríklad z kyseliny octovej možno pripraviť anhydrid kyseliny octovej (acetanhydrid).



**Karboxylové kyseliny sú konečnými produktmi oxidácie uhľovodíkov.** Na nasledujúcej schéme sú zobrazené možné oxidačné reakcie:



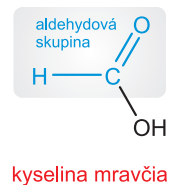
Oxidáciou etánu je tak napríklad možné pripraviť až kyselinu octovú:



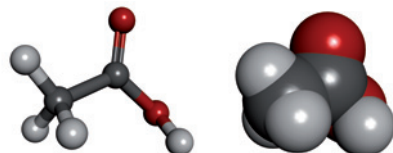
### Prehľad významných karboxylových kyselín

Karboxylové kyseliny sú veľmi veľkou a rozmanitou skupinou organických zlúčenín. V nasledujúcom prehľade je zahrnutých len niekoľko významných kyselín s jednou alebo dvomi funkčnými karboxylovými skupinami.

**Kyselina mravčia (metánová) HCOOH** je najjednoduchšia karboxylová kyselina, ktorá sa v prírode nachádza napríklad v telách mravcov (odtiaľ jej triviálny názov) a v niektorých rastlinách (napríklad pihľava). Je to bezfarebná leptavá kvapalina ostrého zápachu. Na rozdiel od ostatných karboxylových kyselín **má redukčné schopnosti**, pretože má aj vlastnosti aldehydu (obsahuje aj aldehydovú skupinu). Používa sa v textilnom a kožiarskom priemysle a tiež na konzervovanie potravín, pretože má baktericídne vlastnosti.



Obr. 6.14 Kyselina mravčia sa nachádza v jede rôznych druhov hmyzu (mravce, osy, komáre atď.).



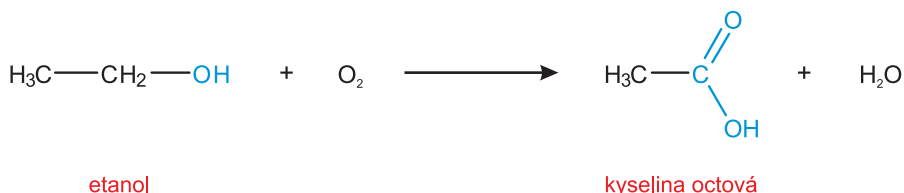
Obr. 6.15 Modely molekuly kyseliny octovej

## POKUS

### Dôkaz redukčných vlastností kyseliny mravčej

Do 2 cm<sup>3</sup> Tollensovho činidla (amoniakálny roztok AgNO<sub>3</sub>) v skúmavke pridáme 0,3 cm<sup>3</sup> kyseliny mravčej. Skúmavku zahrievame vo vodnom kúpeli s teplotou asi 40 °C, až kým sa na jej stenách nevytvorí tzv. strieborné zrkadlo (vyredukované striebro). Kyselina mravčia sa pri tom oxiduje na kyselinu uhličitú.

**Kyselina octová (etánová) CH<sub>3</sub>COOH** je číra kvapalina štiplavého zápachu a leptavými účinkami. Bežne sa s ňou stretávame vo forme **octu**, ktorý je jej 8 % vodným roztokom. Kyselina octová sa najčastejšie vyrába oxidáciou acetaldehydu (prípadne uhľovodíkov s malým počtom atómov uhlíka) alebo kvasením zriedených alkoholových roztokov.



Kyselina octová sa používa v potravinárskom priemysle (má konzervačné vlastnosti a dodáva potravinám charakteristickú kyslú chuť), pri výrobe plastov, niektorých liečiv (napríklad acylpyrinu) a pod.

**Kyselina maslová (butánová) CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>COOH** je olejovitá kvapalina s nepríjemným zápachom. Viazaná vo forme esterov sa nachádza v masle, odkiaľ sa pri jeho starnutí uvoľňuje.

**Kyselina palmitová (hexadekánová) CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>14</sub>COOH** a **kyselina stearová (oktadekánová) CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>16</sub>COOH** sú súčasťou esterov nachádzajúcich sa v tukoch a olejoch. Alkalickou hydrolyzou (**zmydelňovaním**) týchto esterov vznikajú **mydlá**, ktoré sú z chemického hľadiska soľami týchto karboxylových kyselín. V olejoch sa tiež často nachádza aj **kyselina olejová (oktadec-9-énová) CH<sub>3</sub>(CH<sub>2</sub>)<sub>7</sub>CH=CH(CH<sub>2</sub>)<sub>7</sub>COOH**, ktorá je zástupcom nenasýtených vyšších masných kyselín.

**Kyselina šľaveľová (etándiová, oxálová) HOOC-COOH** je najjednoduchšou dvojsýtnou karboxylovou kyselinou, ktorá sa vo forme solí nachádza v rastlinách. Je toxická.

**Kyselina benzoová C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH** je najjednoduchšou aromatickou karboxylovou kyselinou. Je to biela kryštalická látka, ktorá sa používa ako konzervačná látka v potravinárskom priemysle a tiež ako východisková zlúčenina v mnohých organických syntézach v chemickom priemysle.

## KLÚČOVÉ UČIVO

- Karboxylové kyseliny sú kyslíkaté deriváty uhľovodíkov obsahujúce polárnu karboxylovú skupinu -COOH.
- Najnižšie karboxylové kyseliny sú rozpustné vo vode. S pribúdajúcim počtom atómov uhlíka v molekule ich rozpustnosť klesá.
- Karboxylové kyseliny sú veľmi reaktívne zlúčeniny, ktoré majú kyslé vlastnosti. Väčšina karboxylových kyselín patrí medzi slabé kyseliny. Pri reakciách so zásadami vznikajú soli karboxylových kyselín.
- Medzi významné reakcie karboxylových kyselín patrí esterifikácia – reakcia s alkoholmi, pri ktorej vznikajú estery karboxylových kyselín.
- Karboxylové kyseliny sú konečnými produktmi oxidácie uhľovodíkov.
- Medzi najvýznamnejšie karboxylové kyseliny patrí kyselina octová, ktorá má široké použitie v priemysle. Jej 8 % vodný roztok nazývame ocot.

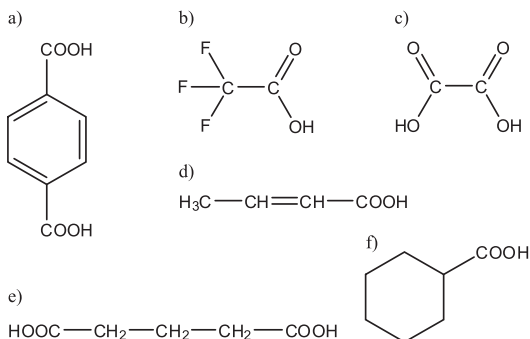


## OTÁZKY A ÚLOHY

1. Napište racionálne vzorce karboxylových kyselín:

- kyselina metánová,
- kyselina butánová,
- kyselina hexándiová,
- kyselina benzoová,
- kyselina propénová,
- kyselina trichlóroctová.

2. Napište názvy karboxylových kyselín:



3. Zoradte nasledujúce karboxylové kyseliny podľa ich klesajúcej rozpustnosti vo vode:

- kyselina octová,
- kyselina palmitová,
- kyselina oktánová,
- kyselina maslová.

4. Vyberte správne tvrdenia o karboxylových kyselinách.

- Väčšina z nich je silnejšia ako anorganické kyseliny.
- Majú kyslé vlastnosti.
- Ich molekuly medzi sebou vytvárajú vodíkové väzby.
- Všetky sú za normálnych podmienok kvapaliny.
- Vo svojich molekulách obsahujú jednu alebo viac skupín  $-\text{COOH}$ .
- Všetky sú veľmi dobre rozpustné vo vode.

5. Reakciou kyseliny octovej a metanolu v kyslom prostredí vznikne:

- formaldehyd,
- etyléster kyseliny mravčej,
- metylester kyseliny octovej,
- metylester kyseliny etánovej,
- acetaldehyd,
- metanál.

6. Napište chemické rovnice postupnej prípravy kyseliny octovej z príslušného alkoholu.

7. Kyselina stearová je nerozpustná vo vode, ale ak pridáme vodný roztok NaOH, rozpustí sa. Vysvetlite prečo.

8. Vysvetlite, prečo má kyselina mravčia redukčné účinky?

9. Vysvetlite, čo sú to mydlá.

## 7 Laboratórne práce

### LABORATÓRNA PRÁCA 1

#### Príprava a vlastnosti oxidu uhličitého

Variant A

#### Experimentálna úloha

##### Prípravte oxid uhličitý a overte jeho fyzikálne a chemické vlastnosti

**Pomôcky:** oddeľovací lievik, frakčná banka alebo frakčná skúmavka, gumená zátka s otvorom, stojan, gumené hadičky, filtračný kruh, sklené rúrky, držiaky, kadičky, skúmavky, lyžička na chemikálie, zápalky.

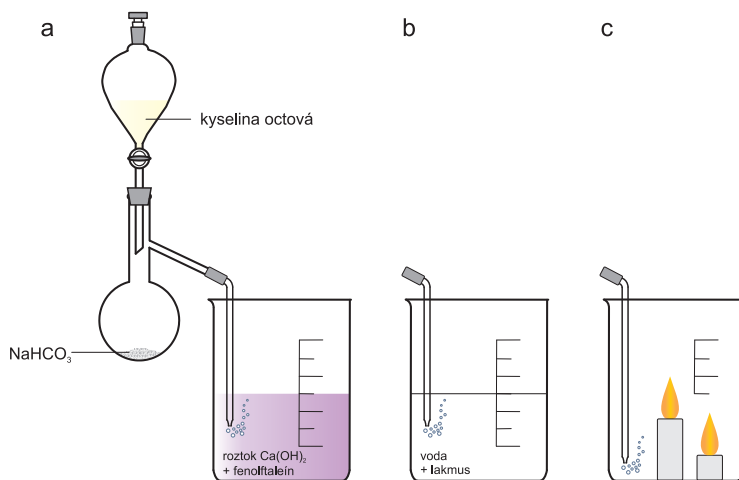
**Chemikálie:** hydrogenuhličitan sodný (s), roztok kyseliny octovej ( $w = 0,2$ ), roztok hydroxidu vápenatého ( $w = 0,1$ ), etanolový roztok lakmusu, etanolový roztok fenolftaleínu ( $w = 0,01$ ), destilovaná voda.

#### Pracovný postup:

a) Zostavte aparatúru na prípravu plynu podľa schémy na obr. 7.1. Postupným pridávaním roztoku kyseliny octovej z oddeľovacieho lievika k hydrogenuhličitanu sodnému vzniká oxid uhličitý. Vznikajúci oxid uhličitý nezachytávajúce nad vodným uzáverom, ale odvodnú rúrku so vznikajúcim plynom ponorte do kadičky s roztokom hydroxidu vápenatého (vápennej vody), ku ktorému ste pridali niekoľko kvapiek roztoku fenolftaleínu. Oxid uhličitý nechajte roztokom hydroxidu vápenatého prebublávať až dotedy, kým začnete pozorovať farebnú zmenu. Po farebnej zmene sa začne na dne kadičky vylučovať tuhá biela málo rozpustná látka, ktorá sa však po dlhšom neustálom privádzaní oxidu uhličitého začne rozpúšťať. Ak sa už oxid uhličitý nevyvíja, jeho prípravu obnovte pridaním reaktantov chemickej reakcie.

b) Po pozorovanej farebnej zmene odvodnú rúrku so stále sa vyvíjajúcim oxidom uhličitým ponorte do kadičky s destilovanou vodou s niekoľkými kvapkami roztoku lakmusu.

c) Vznikajúci oxid uhličitý zavádzajte odvodnou rúrkou do sklenej vaničky, na dne ktorej sú upevnené dve rôzne vysoké sviečky. Odvodnú rúrku vložte tesne ku dnu vaničky. Po privádzaní oxidu uhličitého do vaničky sviečky zapáľte a po čase pozorujte, ktorá sviečka zhasne ako prvá.



Obr. 7.1 Príprava oxidu uhličitého (reakciou  $\text{NaHCO}_3$  a  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) a jeho reakcie

#### Úlohy:

1. Napište chemickú rovnicu reakcie hydrogenuhličitanu sodného s kyselinou octovou.
2. Opíšte pozorované deje po zavádzaní oxidu uhličitého do roztoku hydroxidu vápenatého s pridaným fenolftaleínom. Zdôvodnite farebnú zmenu roztoku hydroxidu vápenatého s indikátorom.
3. Napište chemickú rovnicu reakcie oxidu uhličitého s roztokom hydroxidu vápenatého. Napište názov tohto deja.
4. Napište názov bielej málo rozpustnej látky, ktorá sa usadila na dne kadičky.

- Zdôvodnite, prečo sa neustálym zavádzaním oxidu uhličitého začne usadená biela látka rozpúšťať, až sa roztok v kadičke vyčíri. Tento dej zapíšte chemickou rovnicou.
- Opište pozorované deje po zavádzaní oxidu uhličitého do vody s pridaným lakmusom. Zdôvodnite vznik farebnej zmeny indikátora. Dej zapíšte chemickou rovnicou.
- Napište, ktorá sviečka zhasla ako prvá a svoje tvrdenie zdôvodnite.

### Variant B

## Experimentálna úloha

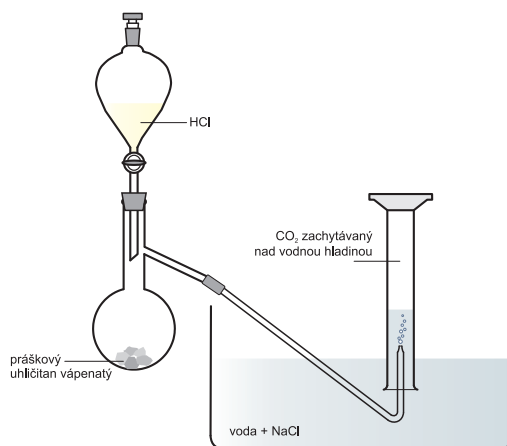
### Experimentálne stanovte molárnu hmotnosť oxidu uhličitého

**Pomôcky:** oddeľovací lievik, frakčná banka alebo skúmavka, gumená zátka s otvorom, gumené hadičky, sklené rúrky, filtračný kruh, stojan, plynový valec so zábrusovým sklíčkom, odmerný valec, kadičky, skúmavky, lyžička na chemikálie, hodinové sklíčko, laboratórne váhy.

**Chemikálie:** uhličitan vápenatý (s), roztok kyseliny chlorovodíkovej ( $w = 0,2$ ), destilovaná voda.

### Pracovný postup:

Zostavte aparáturu na prípravu plynu podľa schémy na obr. 7.2. Do frakčnej banky alebo skúmavky nasypete čo najpresnejšie odvážených 0,5 g práškoveho uhličitanu vápenatého. Do oddeľovacieho lievika nalejte asi do polovice roztok kyseliny chlorovodíkovej a postupne ho pridávajte k uhličitanu vápenatému. Vznikajúci oxid uhčitý zachytávajú do plynového valca nad vodným uzáverom vo vaničke s vodou (pre presnejší výsledok pridajte do vody chlorid sodný). Plynový valec pred experimentovaním kalibrujte, pretože potrebujete zistiť objem zachyteného oxidu uhličitého. Objem oxidu uhličitého však môžete zistiť aj po ukončení jeho vyvíjania a to tak, že zábrusovým sklíčkom uzavriete pod vodou vo vaničke plynový valec, v ktorom je zachytený oxid uhčitý a voda. Plynový valec vyberiete a odmeriate pomocou odmerného valca objem vody v ňom. Potom zmeriate objem plynového valca, na základe objemu vody v plnom plynovom valci. Rozdielom objemu valca a objemu vody, ktorá ostala v plynovom valci po zachytení plynu, určíte objem zachyteného oxidu uhličitého, ktorý zodpovedá objemu vytlačenej vody z plynového valca.



Obr. 7.2 Príprava oxidu uhličitého reakciou  $\text{CaCO}_3$  a  $\text{HCl}$

### Úlohy:

- Napište chemickú rovnicu reakcie uhličitanu vápenatého s roztokom kyseliny chlorovodíkovej.
- Vysvetlite, prečo je výhodné pridať do vody v sklenej vaničke chlorid sodný.
- Na základe objemu oxidu uhličitého, ktorý ste experimentálne zachytili a odmerali, výpočtom určte experimentálne stanovenú hodnotu molárnej hmotnosti oxidu uhličitého.
- Vstupnými údajmi pre výpočet sú:  $m(\text{CaCO}_3) = \dots\dots$  g (vami odvážená hmotnosť),  $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $\rho(\text{CO}_2) = 0,002 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ , vami experimentálne zistený  $V(\text{CO}_2) = \dots \text{ cm}^3$ ,  $V_m = 24,4 \text{ dm}^3$  pri laboratórnych bežných podmienkach ( $t = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $p = 100 \text{ kPa}$ ).



## LABORATÓRNA PRÁCA 2

### Tepelný rozklad uhličitanu vápenatého a reakcie produktov tohto rozkladu

#### Experimentálna úloha

##### Tepelne rozložte uhličitan vápenatý a experimentálne dokážte vzniknuté produkty

**Pomôcky:** laboratórne váhy, hodinové sklíčko, lyžička na chemikálie, spaľovací porcelánový téglik, trojnožka, triangel, kadičky, sklenená tyčinka, skúmavky, ohnutá sklenená rúrka alebo slamka.

**Chemikálie:** uhličitan vápenatý (s), destilovaná voda, etanolový roztok fenolftaleínu ( $w = 0,01$ )

#### Pracovný postup:

Do spaľovacieho porcelánového téglika nasypete odvážené 3 g uhličitanu vápenatého. Téglik vložte do triangu na trojnožke a zahrievajte (žihajte) 15 až 20 minút. Vychladnutú vyžihanú látku vysypte z téglika do kadičky, pridajte destilovanú vodu a sklenou tyčinkou zmes zamiešajte. Zmes prefiltrujte cez hladký filter. Do dvoch skúmaviek nalejte po  $5 \text{ cm}^3$  filtrátu. Do prvej skúmavky pridajte niekoľko kvapiek roztoku fenolftaleínu a do druhej skúmavky fúkajte vzduch z pľúc. Obsah v skúmavke sa zakaľuje až sa na dne skúmavky vylúči biela málo rozpustná látka. Po dlhšom čase vydychovania vzduchu z pľúc sa biela usadená látka rozpustí, zmes sa vyčíri.

#### Úlohy:

1. Zapište chemickú rovnicu tepelného rozkladu uhličitanu vápenatého.
2. Napište názov a vzorec látky, ktorá ostala po vyžihani v tégliku. Napište aj jej triviálny názov.
3. Vysvetlite sfarbenie roztoku látky z téglika vo vode s pridaným fenolftaleínom. Napište chemickú rovnicu reakcie tejto látky s vodou a názov deja vyjadreného zápisom tejto reakcie.
4. Napište chemickú rovnicu reakcie vydychovaného plynu z pľúc s látkou, ktorá vznikla reakciou v bode 3.
5. Dej, ktorý opisuje rozpúšťanie vznikutej bielej látky v skúmavke, zapište chemickou rovnicou.

## LABORATÓRNA PRÁCA 3

### Príprava a vlastnosti jódu

#### Variant A

#### Experimentálna úloha

##### Experimentálne overte rozpustnosť jódu v rôznych rozpúšťadlách

**Pomôcky:** skúmavky, kadičky, lyžička na chemikálie, pipeta, kahan, zápalky.

**Chemikálie:** jód (s), jodid draselný (s), benzín, etanol, roztok škrobu ( $w = 0,02$ ), destilovaná voda.

#### Pracovný postup:

Pripravte si štyri skúmavky. Do každej z nich nasypete 3 až 5 kryštálikov jódu. Snažte sa dodržať, aby v každej skúmavke bolo ich množstvo rovnaké. Do skúmaviek postupne pridávajte rovnaké množstvo rozpúšťadiel v poradi: 1. destilovaná voda, 2. destilovaná voda, 3. benzín, 4. etanol. Pozorujte, či dochádza k zmenám. Do druhej skúmavky pridajte k jódu s vodou niekoľko kryštálikov jodidu draselného. Potom do každej skúmavky pridajte rovnaké množstvo roztoku škrobu a pozorujte vznik a intenzitu modrého sfarbenia. Jednotlivé skúmavky mierne zahrejte a pozorujte, či došlo po zahriati k zmene sfarbenia.

#### Úlohy:

1. Na základe pozorovania a intenzity vzniknutého sfarbenia v jednotlivých skúmavkách zapište údaje do tabuľky.

Rozpúšťadlo	Intenzita sfarbenia	Rozpustnosť	Intenzita sfarbenia po zahriatí	Rozpustnosť po zahriatí
1. destilovaná voda				
2. destilovaná voda + KI				
3. etanol				
4. benzín				

- Pozorovali ste zmenu rozpustnosti jódu vo vode po pridaní kryštálikov jodidu draselného v druhej skúmavke? Ak áno, napíšte akú.
- Na základe poznatku o type väzby v molekule jódu vyvodte všeobecné závery, v ktorých rozpúšťadlách sa jód rozpúšťa a v ktorých nie.

### Variant B

#### Experimentálna úloha

##### Pripravte jód oxidáciou jodidov a experimentálne dokážte jeho prítomnosť

**Pomôcky:** skúmavky, kadičky, pipety, zátky.

**Chemikálie:** roztok jodidu draselného ( $w = 0,1$ ), roztok manganistanu draselného ( $c = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ), roztok peroxidu vodíka ( $w = 0,1$ ), roztok kyseliny sírovej (1 : 1), chlóróva voda, roztok škrobu ( $w = 0,02$ ), chloroform, destilovaná voda.

#### Pracovný postup:

Pripravte si tri skúmavky. Do každej z nich nalejte po  $5 \text{ cm}^3$  roztoku jodidu draselného. Do prvej skúmavky potom prilejte  $3 \text{ cm}^3$  roztoku manganistanu draselného a k roztoku jodidu draselného do druhej skúmavky prilejte  $3 \text{ cm}^3$  roztok peroxidu vodíka. K roztokom v prvej aj v druhej skúmavke pridajte niekoľko kvapiek roztoku kyseliny sírovej na ich oxyslenie. Do tretej skúmavky k roztoku jodidu draselného pridajte  $5 \text{ cm}^3$  učiteľom pripravenej chlóróvej vody. V skúmavkách vzniká jód, ktorý dokážete pridaním roztoku škrobu alebo jeho vytrepáním do chloroformu. Pri vytrepávaní skúmavku uzatvorte zátkou.

#### Úlohy:

- Zapište chemické rovnice vzniku jódu v jednotlivých skúmavkách.
- Opište pozorované deje. Na základe pozorovania porovnajtie priebeh jednotlivých chemických reakcií.

## LABORATÓRNA PRÁCA 4

### Zlúčeniny železa

#### Experimentálna úloha

##### Chemickými reakciami železa pripravte jeho zlúčeniny

**Pomôcky:** skúmavky, kadičky, pipety, zátky, trojnožka, stojan, kovová sieťka, kahan, zápalky.

**Chemikálie:** železný drôтик, roztok kyseliny chlorovodíkovej (1 : 1), roztok hydroxidu sodného ( $w = 0,05$ ), roztok peroxidu vodíka ( $w = 0,1$ ), roztok kyseliny sírovej ( $w = 0,15$ ).

#### Pracovný postup:

Železný drôтик s hmotnosťou 1 až 2 g stočte do špirálky a vložte do kadičky s  $10 \text{ cm}^3$  roztoku kyseliny chlorovodíkovej. Asi po 10 minútach pozorujte zmeny a následne kadičku asi 5 minút zahrievajte vo vodnom kúpeli (napríklad vo väčšej kadičke s vodou). V mierne vychladenom roztoku v kadičke navlhčite univerzálny indikátorový papierik a zistite pH roztoku. Vychladený roztok z kadičky rozdeľte do dvoch skúmaviek.

#### 1. skúmavka

Do prvej skúmavky pridajte roztok hydroxidu sodného a pozorujte vznik zrazeniny, ktorá sa pretrepáním skúmavky rozpúšťa, preto hydroxid pridajte opäť. Zistite, či sa po pridaní roztoku hydroxidu sodného

zvýšila teplota zmesi v skúmavke. Po krátkom čase môžete pozorovať, že vzniknutá zrazenina vylúčená predovšetkým na stenách skúmavky mení vplyvom vzdušného kyslíka farbu. K vzniknutej zrazenine pridajte roztok peroxidu vodíka, premiešajte a pozorujte. Potom do skúmavky pridajte nadbytok roztoku kyseliny sírovej a skúmavku zahrievajte vo vodnom kúpeli (ponorte skúmavku do kadičky s horúcou vodou). Pozorujte, či sa zrazenina rozpúšťa.

## 2. skúmavka

K roztoku v druhej skúmavke pridajte 0,5 cm<sup>3</sup> roztoku peroxidu vodíka a obsah skúmavky premiešajte. Následne pridajte do skúmavky niekoľko kvapiek roztoku hydroxidu sodného až do vzniku zrazeniny. Zistíte, či sa po pridaní roztoku hydroxidu sodného zvýšila teplota zmesi v skúmavke. Porovnajme farbu a vzhľad vzniknutej zrazeniny so zrazeninou, ktorá vznikla po pridaní roztoku hydroxidu sodného v prvej skúmavke. K vzniknutej zrazenine obdobne ako v prvej skúmavke, pridajte roztok kyseliny, v tomto prípade ale pridajte roztok kyseliny chlorovodíkovej. Pridajte nadbytok roztoku kyseliny a skúmavku zahrievajte vo vodnom kúpeli (ponorte skúmavku do kadičky s horúcou vodou). Pozorujte, či sa zrazenina rozpúšťa.

### **Úlohy:**

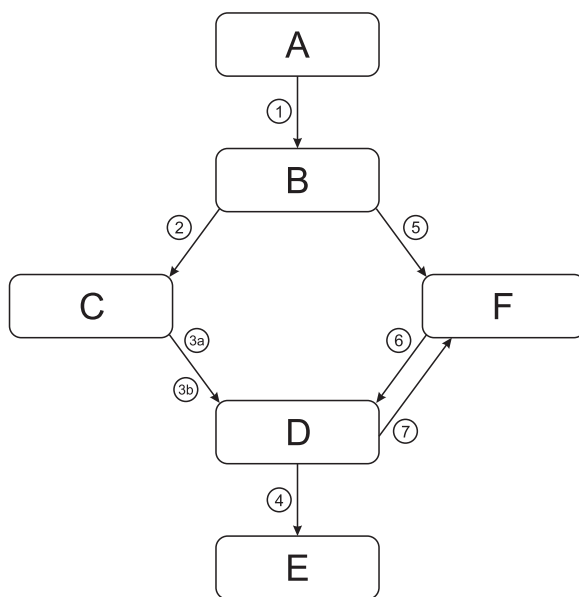
1. Napište chemickú rovnicu reakcie železa (schéma - látka **A**) s roztokom kyseliny chlorovodíkovej (schéma - reakcia **1**).
2. Napište názov a vzorec látky **B**, ktorá vznikla reakciou železa s roztokom kyseliny chlorovodíkovej.
3. Vysvetlite zmeny, ktoré ste pozorovali pri ponorení železného drôtika do roztoku kyseliny chlorovodíkovej a následne po zahriatí zmesi.
4. Zdôvodnite zistenú hodnotu pH roztoku v kadičke.

### 1. skúmavka (ľavá strana vetvy v schéme)

1. Napište názov a vzorec látky vzniknutej po pridaní roztoku hydroxidu sodného do prvej skúmavky (schéma - látka **C**). Napište farbu vzniknutej zrazeniny.
2. Napište chemickú rovnicu reakcie látky **B** s roztokom hydroxidu sodného (schéma - reakcia **2**).
3. Zdôvodnite, prečo sa zmenila teplota zmesi v prvej skúmavke po pridaní roztoku hydroxidu sodného.
4. Opíšte zmenu sfarbenia vzniknutej zrazeniny (schéma - látka **C**) na stenách skúmavky 1, ku ktorej došlo pôsobením vzdušného kyslíka.
5. Napište názov a vzorec látky (schéma - látka **D**), ktorá vznikla z látky **C** pôsobením vzdušného kyslíka. Napište chemickú rovnicu reakcie vyjadrujúcu proces oxidácie látky **C** na látku **D** vzdušným kyslíkom (schéma - reakcia **3a**).
6. Opíšte zmeny, ktoré nastali pridaním roztoku peroxidu vodíka k zrazenine **C**. Napište chemickú rovnicu príslušnej chemickej reakcie látky **C** s roztokom peroxidu vodíka (schéma - reakcia **3b**).
7. Napište názov a vzorec vzniknutej látky (schéma - látka **E**), ktorá vznikla reakciou látky **D** s roztokom kyseliny sírovej.
8. Opíšte, či došlo k rozpusteniu zrazeniny **D** pridaním roztoku kyseliny sírovej.
9. Napište chemickú rovnicu reakcie látky **D** s roztokom kyseliny sírovej (schéma - reakcia **4**).

### 2. skúmavka (pravá strana vetvy v schéme)

1. Napište názov a vzorec látky vzniknutej po pridaní roztoku peroxidu vodíka do druhej skúmavky (schéma - látka **F**).
2. Napište chemickú rovnicu reakcie látky **B** s roztokom peroxidu vodíka (schéma - reakcia **5**).
3. Napište názov a vzorec látky vzniknutej po pridaní roztoku hydroxidu sodného k látke **F**.
4. Porovnajme vzhľad vzniknutej zrazeniny, ktorá vznikla v prvej skúmavke (látka **D**).
5. Napište chemickú rovnicu reakcie látky **F** s roztokom hydroxidu sodného (schéma - reakcia **6**).
6. Opíšte, či došlo k rozpusteniu zrazeniny **D** pridaním roztoku kyseliny chlorovodíkovej.
7. Napište chemickú rovnicu reakcie látky **D** s roztokom kyseliny chlorovodíkovej (schéma - reakcia **7**).



Obr. 7.3 Schéma chemických látok a chemických reakcií k LP 4

**LABORATÓRNA PRÁCA 5****Dôkaz prvkov v organických zlúčeninách**

## Variant A

**Experimentálna úloha****Dokážte prítomnosť uhlíka a vodíka v organických zlúčeninách**

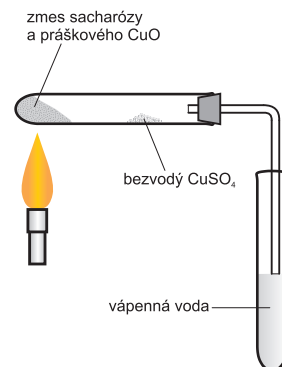
Princíp dôkazu uhlíka a vodíka v organických zlúčeninách spočíva v zahrievaní organickej látky (napr. sacharózy) s oxidom meďnatým, pričom sa uvoľňuje oxid uhličitý a voda. Oxid meďnatý sa pri reakcii redukuje na oxid meďný alebo na meď (závisí to od priebehu reakcie a vzájomného pomeru reaktantov). Prítomnosť uhlíka dokážeme zavádzaním vznikajúceho oxidu uhličitého do roztoku hydroxidu vápenatého (vápennej vody), s ktorým utvára bielu zrazeninu uhličitanu vápenatého. Prítomnosť vodíka vo forme vznikajúcej vody dokážeme bezvodým síranom meďnatým, ktorý má bielu farbu a vo vlhkom prostredí sa mení na modrý kryštalohydrát  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Obsah skúmavky tiež mení sfarbenie, pôvodne čierny oxid meďnatý sa mení na červenohnedú meď.

**Pomôcky:** skúmavky, lyžička na chemikálie, ohnutá sklená rúrka, gumená zátka s otvorom, stojan, kahan, zápalky.

**Chemikálie:** sacharóza, oxid meďnatý (s), bezvodý síran meďnatý (s), vápenná voda.

**Pracovný postup:**

Prípravte si dve skúmavky. Do jednej z nich nasypete zmes sacharózy a práškoveho oxidu meďnatého v pomere 1 : 2. Zmes v skúmavke ešte prevrstvite oxidom meďnatým a skúmavku upevnite vodorovne na stojan (obr. 7.4). K ústiu skúmavky dajte trochu bezvodého síranu meďnatého.<sup>1</sup> Skúmavku uzavrite zátkou, ktorou prechádza ohnutá rúrka do druhej skúmavky s vápennou vodou (koniec rúrky sa len dotýka hladiny roztoku). Skúmavku so zmesou zahrievajte a z pozorovaných zmien vyvodte závery o prítomnosti uhlíka a vodíka v skúmanej vzorke látky.



Obr. 7.4 Dôkaz uhlíka a vodíka v organických zlúčeninách

<sup>1</sup> Bezvodý síran meďnatý pripravíme žiňaním pentahydrátu síranu meďnatého  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (viac kapitola 3).

### Úlohy:

1. Ako pripravíme vápennú vodu?
2. Vysvetlite, aká je funkcia bezvodého síranu meďnatého pri analýze vzorky organickej látky.

### Variant B

#### Experimentálna úloha

#### Dokážte prítomnosť dusíka a halogénov v niektorých organických zlúčeninách

**Dusík** možno v niektorých organických zlúčeninách (napr. močovina) jednoducho dokázať ich zahriatím, pričom sa uvoľňuje amoniak.

**Halogény** prítomné v niektorých organických zlúčeninách dokazujeme tzv. Beilsteinovou skúškou. Je to plameňová skúška, pri ktorej sa skúmaná látka na medenom drôte premení na halogenid meďnatý, ktorý je prchavý a farbí plameň na modrozeleno.

**Pomôcky:** skúmavky, držiak na skúmavky, lyžička na chemikálie, ohnuté sklené rúrky, gumené zátky s otvorom, stojan, triangel, červený lakmusový papierik, medený drôtik, kahan, zápalky.

**Chemikálie:** močovina (s), etanolový roztok fenolftaleínu ( $w = 0,01$ ), kyselina chlorovodíková ( $w = 0,30$ ), 1,4-dichlórbenzén, PVC (polyvinylchlorid) alebo iný halogénderivát.

#### Pracovný postup:

- Dôkaz dusíka.** Do suchej skúmavky nasypete malé množstvo močoviny a mierne zahrievajte nad plameňom kahana. Unikajúci amoniak môžeme dokázať niekoľkými spôsobmi:
  - čuchom (neprivoniavame priamo ku skúmavke, ale opatrne privádzame plyn rukou od ústia skúmavky k nosu),
  - roztokom fenolftaleínu (unikajúci amoniak zavedieme rúrkou do vody v skúmavke, do ktorej sme predtým pridali niekoľko kvapiek roztoku fenolftaleínu),
  - lakmusovým papierikom – pri ústí skúmavky podržíme vodou navlhčený červený lakmusový papierik.
- Dôkaz halogénov.** Medený drôtik chyťte do držiaka, alebo upevnite na sklenú tyčinku a na jeho konci urobte malú slučku. Potom vyčistite drôtik žihanim v oxidačnej časti plameňa kahana tak, aby nefarbil plameň. Dbajte na to, aby sa drôtik nepretavil. Po vychladnutí drôtik ponorte do skúmanej vzorky látky (ak je látka kvapalná) alebo ním naberte niekoľko jej kryštálov (ak je látka tuhá) a opäť ho vložte do plameňa kahana. Pozorujte sfarbenie plameňa.

### Úlohy:

1. Vysvetlite zmenu sfarbenia roztoku v skúmavke s fenolftaleínom pri zavedení amoniaku.
2. Zdôvodnite zmenu sfarbenia červeného lakmusového papierika v prítomnosti amoniaku.
3. Vysvetlite podstatu Beilsteinovej skúšky. Môžeme namiesto medeného drôtika použiť platinový drôtik?

## LABORATÓRNA PRÁCA 6

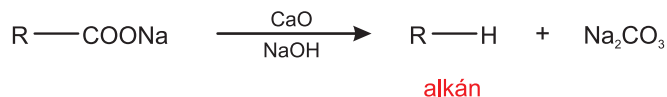
### Nasýtené a nenasýtené uhľovodíky

#### Variant A

#### Experimentálna úloha

#### Prípravte metán a overte jeho fyzikálne a chemické vlastnosti

Metán a iné alkány možno pripraviť dekarboxyláciou bezvodých alkalických solí karboxylových kyselín za prítomnosti nátronového vápna (zmes hydroxidu sodného a oxidu vápenatého). Všeobecne možno prípravu alkánov vyjadriť reakčnou schémou:



Keďže pripravené alkány majú vo svojich molekulách vždy o 1 atóm uhlíka menej ako východisková soľ karboxylovej kyseliny, na prípravu metánu môžeme použiť napr. octan sodný.

**Pomôcky:** skúmavky (na zohrievanie zmesi je vhodná väčšia, ťažkotaviteľná skúmavka), ohnutá sklenená rúrka, gumené zátky, gumená zátka s otvorom, sklenená vanička, odparovacia miska, železná miska, sklenená tyčinka, kahan, zápalky, kovový kruh, stojan, laboratórne váhy, laboratórna lyžička

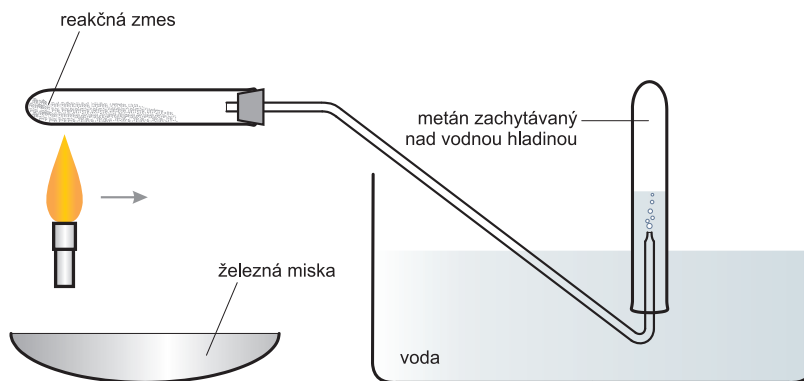
**Chemikálie:** bezvodý octan sodný (pripravíte ho z kryštalického trihydrátu podľa postupu a), nátrovné vápno (hydroxid sodný a oxid vápenatý v pomere 3 : 1), vápenná voda, Baeyerovo činidlo, brómová voda

#### Príprava činidiel:

Baeyerovo činidlo sa pripraví rozpustením 1 g  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  v  $10 \text{ cm}^3$  roztoku  $\text{KMnO}_4$  ( $w = 0,01$ ).

#### Pracovný postup:

- Príprava bezvodého octanu sodného.** Na odparovacej miske zohrievajte asi 10 g kryštalického octanu sodného za stáleho miešania tyčinkou. Octan sa najprv rozpustí v kryštalovej vode a po jej odparení sa vylúči v tuhom skupenstve. Pri teplote nad  $300 \text{ }^\circ\text{C}$  sa roztaví. Po vychladnutí bezvodý octan sodný rozotrite v tretej miske a odoberte z neho 5 g na ďalšiu časť pokusu. Zvyšok bezvodého octanu sodného uložte do zásobnej fľaše.
- Príprava metánu.** Do ťažkotaviteľnej skúmavky nasypete dobre rozotretú zmes bezvodého octanu sodného a nátrovného vápna v pomere 5 g : 3 g. Pripravenú zmes poklepaním rozmiestnite v takmer vodorovne upevnenej skúmavke uzavretej gumenou zátkou s odvodnou rúrkou, vedenou do inej skúmavky obrátenej hore dnom a umiestnenej v sklenej vaničke s vodou (obr. 7.5). Ak namiesto ťažkotaviteľnej skúmavky použijete skúmavku z obyčajného skla, podložte pod ňu železnú misku (riziko prasknutia skúmavky). Reakčnú zmes zahrievajte najprv mierne, pričom plameňom kahanu pohybujte po celej dĺžke skúmavky. Potom zahrievajte intenzívnejšie, aby unikol súvislý prúd plynu. Plyn postupne zachytávajú do štyroch pripravených skúmaviek. Skúmavky po naplnení plynom ešte pod vodou zadržajte, umiestnite v stojane na skúmavky a nechajte na ďalšie pokusy. Po skončení zahrievania zmesi hneď odpojte zátku s rúrkou.



Obr. 7.5 Príprava metánu

- Reakcie metánu.** Prvú a druhú skúmavku so zachyteným plynom preneste ku horiacemu zapálenému kahanu, odzátokujte a plyn skúste pri ústí skúmavky zapáliť. Po zhorení plynu prilejte do skúmavky  $3 \text{ cm}^3$  čerstvo pripraveného roztoku vápennej alebo barytovej vody a obsah skúmavky pretrepte. Pozorujte a zdôvodnite výsledok.

Do tretej skúmavky rýchlo prilejte  $3 \text{ cm}^3$  Baeyerovho činidla. Skúmavku opäť uzavrieme zátkou, pretrepeme a pozorujeme výsledok.

Do štvrtej skúmavky rýchlo prilejte  $3 \text{ cm}^3$  brómovej vody. Skúmavku opäť uzavrieme zátkou, pretrepeme a pozorujeme výsledok.

### Úlohy:

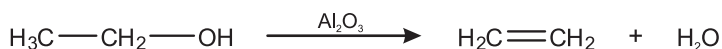
1. Vysvetlite, prečo sa metán zachytáva nad vodným uzáverom.
2. Napište chemickú reakciu horenia metánu. Ktorý z produktov tejto reakcie dokazujeme vápennou alebo barytovou vodou? Vysvetlite prečo.
3. Zdôvodnite výsledky reakcií v tretej a štvrtej skúmavke.

### Variant B

## Experimentálna úloha

### Prípravte etylén a overte jeho fyzikálne a chemické vlastnosti

Etylén sa pripravuje dehydratáciou etanolu koncentrovanou kyselinou sírovou alebo katalytickou dehydratáciou použitím oxidu hlinitého:

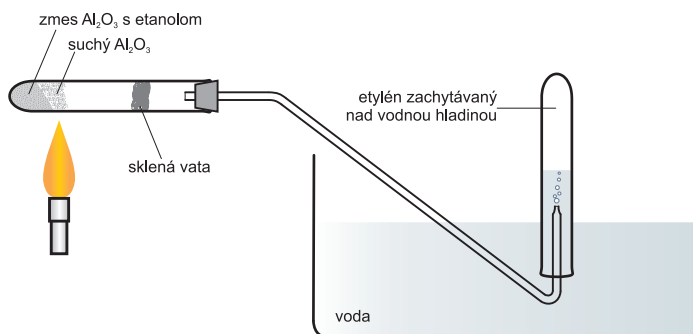


**Pomôcky:** skúmavky, ohnutá sklená rúrka, gumené zátky, gumená zátka s otvorom, sklená vanička, sklená tyčinka, sklená vata, kahan, zápalky, kovový kruh, stojan, váhy, lyžička.

**Chemikálie:** etanol, oxid hlinitý (práškový), vápenná alebo barytová voda, Baeyerovo činidlo, brómová voda

Pracovný postup:

- a) *Príprava etylénu.* Do skúmavky nasypete asi 3 cm vysokú kašovitú zmes oxidu hlinitého s etanolom a prevrstvite ju rovnakým objemom suchého práškovitého oxidu hlinitého. Do skúmavky voľne zasuňte zvitok sklenej vaty a uzavrite ju gumenou zátkou s odvodnou rúrkou. Skúmavku upevnite na stojan vo vodorovnej polohe a v mieste so suchou vrstvou oxidu hlinitého ju mierne zahrievajte (obr. 7.6). Vznikajúci plyn zachytávajú nad vodným uzáverom do štyroch pripravených skúmaviek. Skúmavky po naplnení plynom ešte pod vodou zazátkujte, umiestnite v stojane na skúmavky a nechajte na ďalšie pokusy.



Obr. 7.6 Príprava etylénu

- b) *Reakcie etylénu.* Prvú a druhú skúmavku so zachyteným plynom preneste ku zapálenému kahanu, odzátokujte a plyn skúste pri ústí skúmavky zapáliť. Podobne ako pri metáne uskutočnite dôkaz plynného produktu horenia vápennou alebo barytovou vodou. Do tretej skúmavky rýchlo prilejte 3 cm<sup>3</sup> Baeyerovho činidla. Skúmavku opäť uzavrieme zátkou, pretrepeme a pozorujeme výsledok. Do štvrtej skúmavky rýchlo prilejte 3 cm<sup>3</sup> brómovej vody. Skúmavku opäť uzavrieme zátkou, pretrepeme a pozorujeme výsledok.

### Úlohy:

1. Napište chemickú rovnicu horenia etylénu.
2. Zdôvodnite výsledky reakcií v tretej a štvrtej skúmavke a porovnajte ich s reakciami metánu.
3. Vypočítajte, aký objem oxidu uhličitého sa uvoľní pri horení etylénu, ak vznikne 1,8 g vody.

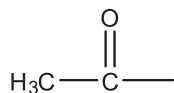
## LABORATÓRNA PRÁCA 7

### Halogénderiváty uhlíkovodíkov

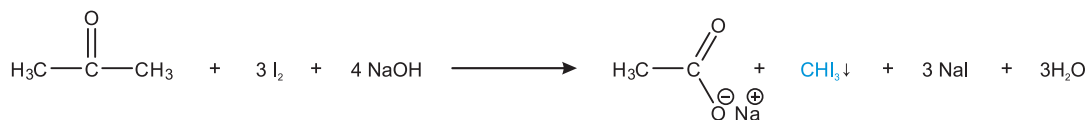
#### Experimentálna úloha

#### Pripravte jodoform (jodoformová reakcia)

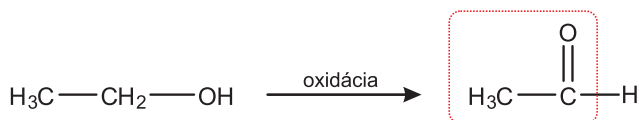
Jodoformová reakcia sa používa na dôkaz organických zlúčenín, ktoré vo svojich molekulách obsahujú karbonylovú skupinu naviazanú na metylový zvyšok (metyloxoskupina):



Pri reakcii vzniká jodoform (trijódmétán), ktorý tvorí žlté kryštáliky. Zároveň dochádza k oxidácii príslušných reaktantov na karboxylové kyseliny (kratšie o jeden atóm uhlíka), resp. ich sodné soli (reakcia sa uskutočňuje v zásaditom prostredí NaOH). Napr. pri reakcii acetónu vzniká octan sodný



Pozitívnu reakciu však dávajú aj niektoré zlúčeniny pôvodne neobsahujúce metyloxoskupinu, pretože sa pri podmienkach reakcie jód oxidujú na zlúčeniny, ktoré túto skupinu obsahujú, napríklad etanol, ktorý sa oxiduje na etanal:



**Pomôcky:** skúmavky, stojan na skúmavky, pipeta.

**Chemikálie:** etanol, acetón, acetaldehyd, hydroxid sodný ( $w = 0,1$ ), Lugolov roztok.

#### Priprava činidla:

*Lugolov roztok* sa pripraví rozpustením 10 g jodidu draselného v 85 cm<sup>3</sup> destilovanej vody. V takto pripravenom roztoku sa potom rozpustí 5 g jódu.

#### Pracovný postup:

Do jednotlivých skúmaviek nalejte po 1 cm<sup>3</sup> skúmanej organickej látky (etanol, acetón, acetaldehyd atď.) a do každej pridajte 1 cm<sup>3</sup> roztoku hydroxidu sodného. Pripravené zmesi zriedte pridaním 5 cm<sup>3</sup> destilovanej vody. Do skúmaviek pipetou pomaly pridávajte Lugolov roztok, až kým sa v nich odfarbuje. Skúmavky ponorte do vodného kúpeľa horúcej vody (okolo 60 °C), pozorujte a po chvíli vyhodnoťte farebné zmeny.

#### Úlohy:

- Rozhodnite, ktoré z nasledujúcich zlúčenín poskytujú pozitívnu jodoformovú reakciu: metanol, propán-1-ol, propán-2-ol, bután-1-ol, bután-2-ol, formaldehyd, etanál, propanál.
- Môžeme použiť jodoformovú reakciu na rozlíšenie metanolu od etanolu?
- Napište chemickú rovnicu jodoformovej reakcie etanolu.
- Napište štruktúrny vzorec etylmetylketónu a vyznačte na ňom časť, ktorá je zodpovedná za pozitívnu jodoformovú reakciu.



## LABORATÓRNA PRÁCA 8

### Alkoholy a fenoly

#### Experimentálna úloha

#### Experimentálne dokážte kyslé vlastnosti alkoholov a fenolov

Alkoholy a fenoly obsahujú charakteristickú (funkčnú) skupinu  $-OH$ . Vodíkový atóm tejto skupiny má kyslý charakter, preto alkoholy a najmä fenoly reagujú s látkami zásaditého charakteru. Priebeh týchto reakcií závisí od použitého činidla, ale aj od vlastností samotnej charakteristickej skupiny.

**Pomôcky:** skúmavky, sklené rúrky, gumená zátka, gumená zátka s otvorom, sklená vanička, odparovacia miska, kadička, sklená tyčinka, pipeta, elektrický varič, stojan, ochranný štít, gumové rukavice, kahan, zápalky, kovový kruh,.

**Chemikálie:** sodík, etanol, hydroxid sodný ( $w = 0,001$ ), roztok kyseliny chlorovodíkovej ( $w = 0,12$ ), etanolový roztok fenolftaleínu ( $w = 0,01$ ), fenol (s).

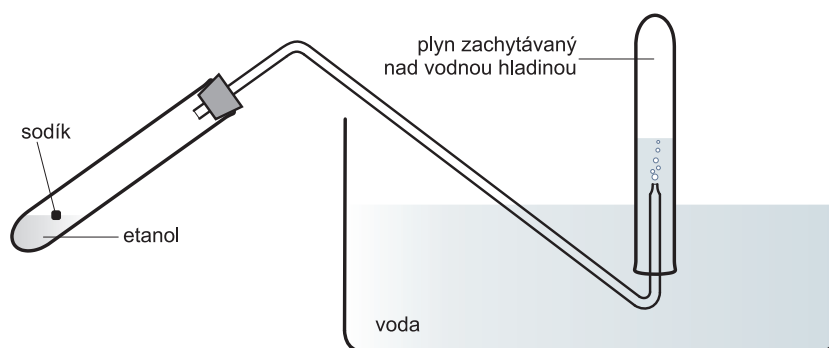
#### Pracovný postup:

a) *Kyslé vlastnosti alkoholov.* Do pripravenej skúmavky s  $3\text{ cm}^3$  etanolu vyučujúci vhodí malý očistený kúsok sodíka (najviac  $0,1\text{ g}$ ). Skúmavku uzavrite zátkou, ktorou prechádza ohnutá rúrka do inej skúmavky upravenej na zachytenie vznikajúceho plynu nad vodným uzáverom (obr. 7.7).

Po skončení reakcie skúmavku so zachyteným plynom ešte pod vodnou hladinou uzavrite gumenou zátkou a preneste ju ku kahanu. Skúmavku otvorte a plyn zapáľte pri ústí skúmavky. Vysvetlite priebeh reakcie horenia plynu. Aké produkty pri tom vznikajú?

Roztok získaný reakciou etanolu so sodikom veľmi opatrne vylejte do odparovacej misky a odparte do sucha na vodnom kúpeli (väčšia zahrievaná kadička s vodou). Odparok opatrne rozpustite v  $2\text{ cm}^3$  destilovanej vody a pridajte niekoľko kvapiek roztoku fenolftaleínu. Vysvetlite farebnú zmenu.

b) *Kyslé vlastnosti fenolov.* Do skúmavky dajte  $3\text{ g}$  fenolu a po kvapkách postupne pridajte  $3\text{ cm}^3$  destilovanej vody. Obsah skúmavky opatrne pretrepte. Vytvorí sa pri tom emulzia, ku ktorej po kvapkách pridávajte roztok hydroxidu sodného a pozorujte úplné vyčírenie roztoku. Vysvetlite pozorované zmeny. Vzniknutý číry roztok rozdeľte do dvoch ďalších skúmaviek. Do jednej z nich fúkajte vzduch z pľúc pomocou sklenej rúrky. Do druhej skúmavky pridajte päť kvapiek roztoku kyseliny chlorovodíkovej. Pozorujte a vysvetlite zmeny v oboch skúmavkách.



Obr. 7.7 Kyslé vlastnosti alkoholov

#### Úlohy:

1. Napište chemickú rovnicu reakcie etanolu so sodikom a vzniknutý produkt pomenujte.
2. Napište chemickú rovnicu reakcie fenolu s hydroxidom sodným a napíšte názov vzniknutého produktu.

## LABORATÓRNA PRÁCA 9

### Aldehydy a ketóny

#### Variant A

#### Experimentálna úloha

#### Pripravte acetaldehyd a experimentálne dokážte jeho prítomnosť

Malé množstvo acetaldehydu možno v skúmavke pripraviť napr. oxidáciou etanolu oxidom meďnatým, ktorý vzniká na povrchu medeného drôtika po jeho vložení do plameňa kahanu.

Na dôkaz aldehydovej skupiny sa v laboratóriu používajú Tollensovo, Fehlingovo alebo Schiffovo činidlo.

**Pomôcky:** skúmavky, gumená zátku na skúmavku, špirála z medeného drôtika, kadička, pipety, stojan, kovový kruh, kahan, zápalky.

**Chemikálie:** etanol, Tollensovo činidlo, Fehlingovo činidlo I a II, Schiffovo činidlo.

#### Priprava činidiel:

*Tollensovo činidlo* sa pripraví tesne pred jeho použitím (nesmie dlho stáť) zmiešaním rovnakých objemov roztoku dusičnanu strieborného ( $w = 0,1$ ) a roztoku hydroxidu sodného ( $w = 0,1$ ). Do vzniknutej zrazeniny oxidu strieborného sa pridá koncentrovaný vodný roztok amoniaku až do chvíle, kedy sa zrazenina rozpustí. Vznikne nitrid strieborný, tzv. Bertholletovo traskavé striebro, ktoré samovoľne po odparení vybuchuje.

*Fehlingovo činidlo* sa pripraví zmiešaním roztokov Fehling I a Fehling II v pomere 1 : 1. Fehling I sa pripraví rozpustením 35 g modrej skalice v 500 cm<sup>3</sup> destilovanej vody. Fehling II sa pripraví rozpustením 175 g vlnanu draselno-sodného a 50 g hydroxidu sodného v 500 cm<sup>3</sup> destilovanej vody.

*Schiffovo činidlo* sa pripraví rozpustením 5 g organického farbiva fuchsinu v 900 cm<sup>3</sup> horúcej destilovanej vody. Roztok sa ochladí na 50 °C a pridá sa 10 cm<sup>3</sup> roztoku kyseliny chlorovodíkovej ( $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ). Potom sa roztok ochladí na 25 °C a pridá sa 10 g tiosíranu draselného (sodného), po pridaní sa roztok pretrepáva 3 minúty. Roztok sa nechá 24 hodín v tme. Pridá sa 5 g aktívneho uhlia a odfiltruje sa. Činidlo sa skladuje pri 4 °C v nádobe uzatvorenej fóliou.

#### Pracovný postup:

Do skúmavky odmerajte 6 cm<sup>3</sup> etanolu. Špirálu z medeného drôtika upevnenú v držiaku alebo na sklenej tyčinke vložte do plameňa kahanu a rozžeravený ho ponorte do skúmavky s etanolom. Tento postup opakujte niekoľkokrát. (Ak pary etanolu vzplanú, špirálu vyťahnite a skúmavku rýchlo uzavrite gumenou zátkou).

Obsah skúmavky potom rozdeľte do troch ďalších skúmaviek a prítomnosť pripraveného acetaldehydu dokážte reakciami s Tollensovým, Fehlingovým a Schiffovým činidlom. Dôkaz vzniknutého acetaldehydu sledujte aj čuchom.

- Reakcia s Tollensovým činidlom.* K roztoku v skúmavke pridajte rovnaký objem Tollensovho činidla a skúmavku zahrejte vo vodnom kúpeli (väčšia zahrievaná kadička s vodou). Pozorujte priebeh reakcie.
- Reakcia s Fehlingovým činidlom.* K roztoku v skúmavke pridajte rovnaké diely Fehlingovho činidla I a II. Skúmavku zahrejte vo vodnom kúpeli a pozorujte výsledok reakcie.
- Reakcia so Schiffovým činidlom.* K roztoku v skúmavke pridajte dvojnásobné množstvo Schiffovho činidla a nechajte chvíľu postáť. Pozorujte výsledok reakcie.

#### Úlohy:

- Napište chemickú rovnicu oxidácie etanolu na acetaldehyd.
- Aký produkt vznikne pri ďalšej oxidácii acetaldehydu?

#### Variant B

#### Experimentálna úloha

#### Experimentálne overte vlastnosti acetónu

**Pomôcky:** skúmavky, hodinové sklíčko, kadička, pipety, stojan, kovový kruh, kahan, zápalky, medený drôtik.

**Chemikálie:** acetón, Tollensovo činidlo, Fehlingovo činidlo I a II, Schiffovo činidlo, Lugolov roztok, hydroxid sodný ( $w = 0,1$ ).

**Pracovný postup:**

Uskutočnite niekoľko nasledujúcich reakcií acetónu:

- Na hodinové sklíčko nakvapkajte niekoľko kvapiek acetónu a zapáľte ho.
- Urobte reakcie acetónu s Tollensovým, Fehlingovým a Schiffovým činidlom, ktoré ste použili na dôkaz aldehydovej skupiny a výsledky porovnajete.
- S acetónom uskutočnite jodoformovú reakciu (laboratórna práca 7). Vzniknuté žlté kryštálky jodoformu odfiltrujte a po vysušení na filtrí ich použite na plameňovú skúšku na dôkaz halogénu (jódu) v organickej molekule (laboratórna práca 5)

**Úlohy:**

- Napište chemickú rovnicu jodoformovej reakcie s acetónom.
- Aký produkt vznikne pri ďalšej oxidácii acetaldehydu?

## LABORATÓRNA PRÁCA 10

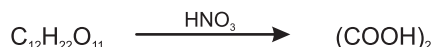
### Karboxylové kyseliny

Variant A

#### Experimentálna úloha

#### Pripravte kyselinu šťaveľovú oxidáciou sacharózy

Kyselinu šťaveľovú možno v laboratóriu pripraviť napríklad oxidáciou sacharózy kyselinou dusičnou podľa uvedenej schémy



**Pomôcky:** varná banka (500 cm<sup>3</sup>), odparovacia miska, lyžička na chemikálie, filtračný papier, držiak na banku so svorkou, Büchnerov lievik, odsávací banka (250 cm<sup>3</sup>), kovová sieťka, železný kruh, stojan, kahan, zápalky.

**Chemikálie:** sacharóza (s), koncentrovaná kyselina dusičná.

**Pracovný postup:**

*Pripravu kyseliny šťaveľovej uskutočňujte v digestóriu alebo na dobre vetranom mieste!* Do varnej banky objemu 500 cm<sup>3</sup> dajte 3 g sacharózy a pridajte 10 cm<sup>3</sup> kyseliny dusičnej. Zmes v banke zahrievajte, až kým sa začne intenzívne uvoľňovať červenohnedý dym oxidu dusíka. Keď vyvíjanie hnedého plynu zoslabne, reakcia je ukončená. Roztok z banky prelejte na odparovaciu misku a na vodnom kúpeli (väčšia zahrievaná kadička s vodou) z neho odparte asi polovicu jeho pôvodného objemu. Potom roztok prelejte do varnej banky a ochlaďte v ľadovej vode. Vylúčené kryštály oddeľte filtráciou pri zníženom tlaku a premyte 10 cm<sup>3</sup> destilovanej vody. Kryštály vysušte filtračným papierom a odvážte.

**Úlohy:**

- Ktorý z oxidov dusíka vzniká pri zahrievaní reakčnej zmesi?
- Koľko gramov kyseliny šťaveľovej možno teoreticky pripraviť z 3 g sacharózy? bilančný výpočet
- Koľko kilogramov kyseliny šťaveľovej sa vyrobí zo 100 kg sacharózy pri prevádzkovej strate 8 %.

Variant B

#### Experimentálna úloha

#### Experimentálne stanovte množstvo kyseliny šťaveľovej v rastlinnej vzorke

Kyselina šťaveľová sa v prírode vyskytuje voľná alebo v podobe solí, napr. v štiave a rebarbore. V rastlinných vzorkách možno kyselinu šťaveľovú stanoviť napr. titráciou odmerným roztokom manganistanu

draselného v kyslom prostredí<sup>2</sup>. Táto reakcia je základom jednej z analytických metód odmernej analýzy – manganometrie:



**Pomôcky:** trecia miska s roztieradlom, titračná banka, byreta (25 cm<sup>3</sup>), lyžička na chemikálie, filtračný papier, filtračný kruh, filtračný lievik, filtračný papier, stojan, držiak na byretu.

**Chemikálie:** rastlinná vzorka (napr. štiav, rebarbora), kremenný piesok, síran manganatý (s), odmerný roztok manganistanu draselného ( $c = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ), roztok kyseliny sírovej ( $c = 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ).

#### Pracovný postup:

2 g rastlinnej vzorky jemne rozotrite v trecej miske s rovnakým množstvom kremenného piesku. K zmesi pridajte 50 cm<sup>3</sup> destilovanej vody a vylúhujte. Výluh prefiltrujte do titračnej banky a pridajte 15 cm<sup>3</sup> kyseliny sírovej a 0,1 g síranu manganatého. Zmes titrujte z vopred pripravenej byrety odmerným roztokom manganistanu draselného dovtedy, kým sa titrovaný roztok sfarbí jedinou kvapkou manganistanu draselného na trvalo ružovo.

Prípravu výluhu a jeho titráciu odmerným roztokom manganistanu draselného opakujte ešte dva razy (príp. pracujte súbežne vo viacerých skupinách). Zo zistenej priemernej spotreby odmerného roztoku vypočítajte hmotnosť (v gramoch) kyseliny šťaveľovej v skúmanej vzorke.

#### Úlohy:

1. Napíšte čiastkové reakcie redoxnej reakcie kyseliny šťaveľovej s manganistanom draselným.

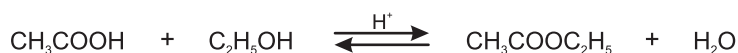
## LABORATÓRNA PRÁCA 11

### Deriváty karboxylových kyselín

#### Experimentálna úloha

##### Príprava esterov - esterifikácia

Estery sú deriváty karboxylových kyselín, ktoré vznikajú reakciou karboxylových kyselín (alebo ich solí) s alkoholmi. Napríklad reakciou kyseliny octovej s etanolom vzniká etylester kyseliny octovej:



Niektoré estery sa pre svoju charakteristickú vôňu používajú ako esencie v potravinárstve (napr. rumová, hrušková, čerešňová a pod.)

**Pomôcky:** skúmavky, kadičky, teplomer, kahan, stojan, kovový kruh, zápalky.

**Chemikálie:** roztok kyseliny octovej (1 : 1), kyselina benzoová (s), kyselina propánová, octan sodný (s), mravčan sodný (s), etanol, pentán-1-ol, bután-1-ol, roztok kyseliny sírovej ( $w = 0,92$ ).

#### Pracovný postup:

Prípravte päť skúmaviek s týmito chemikáliami:

1. skúmavka: 2 cm<sup>3</sup> etanolu, 2 g octanu sodného a 1 cm<sup>3</sup> roztoku kyseliny sírovej,
2. skúmavka: 2 cm<sup>3</sup> etanolu, 2 g kyseliny benzoovej a 1 cm<sup>3</sup> roztoku kyseliny sírovej,
3. skúmavka: 2 cm<sup>3</sup> pentán-1-olu, 2 cm<sup>3</sup> kyseliny octovej a 1 cm<sup>3</sup> roztoku kyseliny sírovej,
4. skúmavka: 2 cm<sup>3</sup> etanolu, 2 g mravčanu sodného a 1 cm<sup>3</sup> roztoku kyseliny sírovej,
5. skúmavka: 2 cm<sup>3</sup> bután-1-olu, 2 cm<sup>3</sup> kyseliny propánovej a 1 cm<sup>3</sup> roztoku kyseliny sírovej,

Všetky skúmavky vložte na 10 minút do vodného kúpeľa vyhriateho na teplotu 80 °C. Medzitým pripravte päť malých kadičiek s 20 cm<sup>3</sup> studenej vody, do ktorých potom oddelene nalejte zmesi z jednotlivých skúmaviek. Porovnajte vôňu všetkých pripravených esterov.

<sup>2</sup> Stanovenie je len orientačné, pretože vzorka môže obsahovať aj iné látky, ktoré sa manganistanom oxidujú podobne ako kyselina šťaveľová.

### Úlohy:

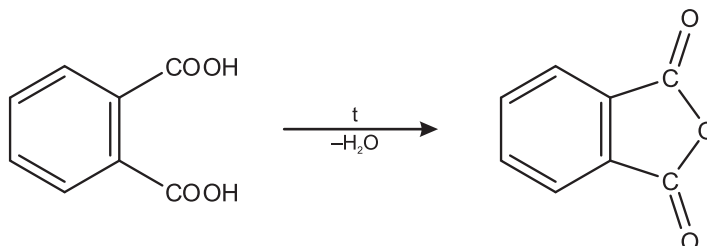
1. Pomenujte estery pripravené v jednotlivých skúmavkách a napíšte chemické rovnice všetkých uskutočnených reakcií.
2. Aký je význam kyseliny sírovej pridanej do reakčnej zmesi pri esterifikácii?
3. Aký význam má zahriatie reakčnej zmesi na 80 °C počas esterifikácie a vliatie jej produktov do vody v kadičke?

### Variant B

## Experimentálna úloha

### Príprava anhydridu kyseliny ftalovej

Anhydrid kyseliny ftalovej (ftalanhydrid) možno pripraviť dehydratáciou kyseliny ftalovej:

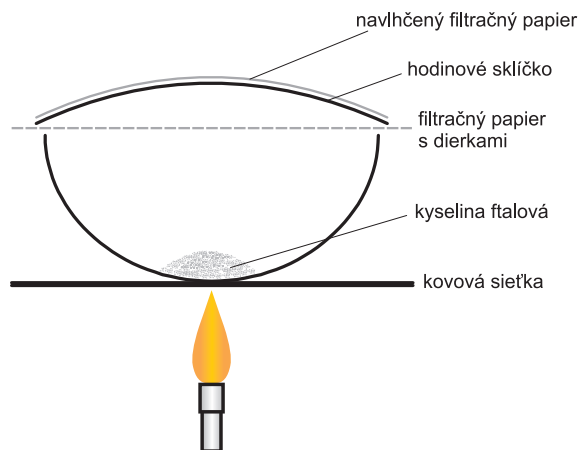


**Pomôcky:** odparovacia miska, lyžička na chemikálie, hodinové sklíčko, filtračný papier, kovová sieťka, železný kruh, stojan, kahan, zápalky.

**Chemikálie:** kyselina ftalová (s).

### Pracovný postup:

V odparovacej miske zahrievajte 3 g kyseliny ftalovej (obr. 7.8). Keď sa začnú vyvíjať biele dymy, misku prikryte filtračným papierom, v ktorom ste predtým urobili diery a hodinovým sklíčkom zvonku chladeným navlhčeným filtračným papierom. Zahrievanie ukončíte po 3 minútach a prezrite si pripravený produkt (ftalanhydrid).



Obr. 7.8 Príprava anhydridu kyseliny ftalovej

### Úlohy:

1. Na štruktúrnom vzorci anhydridu kyseliny ftalovej vyznačte, ktoré atómy alebo atómové skupiny sa odštiepujú vo forme vody.
2. Ako sa nazýva uvedená reakcia prebiehajúca v opačnom smere? Doplňte vetu: Kyselina ftalová sa pripravuje ..... svojho anhydridu, nazývaného ftalanhydrid.
3. V informačných zdrojoch vyhľadajte, na aký účel sa ftalanhydrid používa v praxi.

## 8 Správne odpovede

### 1.1 a 1.2 VODÍK, VODA

1. a, b. **2.** Zostupne v stípcoch: triviálny názov: prôtium, deutérium, trítium.  $p^+$ : 1, 1, 1.  $n$ : 0, 1, 2.  $e^-$ : 1, 1, 1. **3.** b, d. **4.** 14,5 krát. **5.** Vzducholode boli plnené vodíkom, ktorý je horľavý. Stačila iskra a vodík tvoriaci so vzduchom výbušnú a horľavú zmes vybuchol. **6.** a)  $H^+$ :  $1s^0$ ,  $H^-$ :  $1s^2$ . b)  $H^+$ :  $1p^+$ ,  $0e^-$ ,  $H^-$ :  $1p^+$ ,  $2e^-$ . **7.** Chlorovodík obsahuje polárne molekuly. **9.**  $CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + CaCO_3$ . **10.**  $CaCO_3 + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O + CO_2$ .

### 1.3 a 1.4 $s^1$ a $s^2$ -PRVKY

1. b. **2.** K, Li, Na, Rb, Cs. **3.** a, d. **4.** a. **5.** a, b, c. **6.** a) vedie, b) kryštálová sóda, c) silné, d) mydla. **7.** A1, B4, C3, D5, E2. **8.** a, b. **9.** c. **10.** d. **11.** a, b. **12.** Zrážaním roztokov obsahujúcich  $Sr^{2+}$  roztokmi uhličitanov alebo síranov. Vznikajú biele zrazeniny  $SrCO_3$ ,  $SrSO_4$ . **13.** a)  $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ , b)  $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$ . **14.**  $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$ . Vzniká v nadmernom množstve oxid uhličitý, ktorý núti sliznicu žalúdka na nové vylučovanie kyseliny chlorovodíkovej, čím sa zvyšuje kyslosť žalúdka a tvoria sa vredy. **15.** 51,16 %.

### 2 p-PRVKY

#### 2.1 HLINÍK

1. b. **2.** c. **3.** a. **4.**  $Al_2O_3$ . **5.** 52,92 %. **6.** A5, B1, C2, D3, E4. **7.**  $Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4$ . **8.** Napríklad roztokom zriedenej kyseliny chlorovodíkovej. **9.** 3,77 g. **10.** Červený rubín, modrý safír.

#### 2.2 UHLÍK

1. a) grafit, b) fullerény, c) diamant. **2.** a, b, d. **3.** b, d. **4.** a, d. **5.** b, c, d. **6.** A3, B4, C5, D2, E1. **7.**  $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$ . **9.** Argón, dusík, oxid uhličitý.

#### 2.3 KREMÍK

1. c. **2.** Sklo. **3.** a, c, d. **4.** a, c. **5.** c.

#### 2.4 DUSÍK

1. a)  $NH_4Cl$ , b)  $(NH_4)_2SO_4$ , c)  $NH_4NO_3$ , d)  $(NH_4)_2CO_3$ . **2.** a, c, d. **3.** Med' je ušľachtilý kov. **4.** Trojitú. **5.** b. **6.** c, d. **7.** a, d. **8.**  $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ . **9.** Frakčnou destiláciou. **10.**  $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$ . **11.** 1,10  $\rightarrow$  1,1,8,4. **12.** a) Spoločné znaky: v oboch reakciách reagujú nekovové prvky, reaktanty aj produkty sú plynného skupenstva, v oboch reakciách vznikajú 2 móly produktov, reakcie sú exotermické, vratné, z nepolárnych reaktantov (dvojtatómových molekúl) vznikajú produkty s kovalentnou polárnou väzbou, pridaním vhodného katalyzátora urýchľuje priebeh obidvoch reakcií, rovnováhu smerom k produktom možno posunúť zvýšením tlaku, ochladením reakčnej sústavy, odoberaním produktov, zvýšením koncentrácie reaktantov. b) Rozdielne znaky: v prvej reakcii vznikajú 2 móly produktov zo 4 mólov reaktantov, a v druhej reakcii z 3 mólov reaktantov, v prvej reakcii vznikajú štvoratómové molekuly, v druhej trojtatómové molekuly, vzniknuté molekuly majú rôznu hodnotu dipólového momentu, reakcie sa líšia rôznou aktivačnou energiou, reakčným teplom, rýchlosťou a rovnovážnou konštantou.

#### 2.5 FOSFOR

1. Tuhom. **2.** c, d. **3.** 2,10,6  $\rightarrow$  10,1,6. **4.** a.

#### 2.6 KYSLÍK

1. a, c, d. **2.** Plynnom. **3.** b, d. **4.** a)  $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ , b)  $2BaO_2 \rightarrow 2BaO + O_2$ , c)  $2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2$ , d)  $2MnO_2 + 2H_2SO_4$  (konc.)  $\rightarrow 2MnSO_4 + 2H_2O + O_2$ . **5.** b, c. **6.** b. **7.** c. **8.** CaO,  $Na_2O$ . **9.**  $Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow 2Ag + O_2 + H_2O$ . **10.** Kyslík je rozpustný vo vode.

#### 2.7 SÍRA

1. b, c. **2.** Netvorí vodíkové väzby. **3.**  $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + 2SO_2$ ,  $4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$ . **4.** a)  $H_2S + Cl_2 \rightarrow S + 2HCl$ , b)  $Fe + H_2SO_4$  (zr.)  $\rightarrow FeSO_4 + H_2$ , c)  $2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$ , d)  $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2HCl$ . **5.** a) oxidovadlo, b) redukovadlo, c) redukovadlo, d) oxidovadlo. **6.** a, b, d. **7.** b, c, d.

8. Kyselinu, vody. 9. Je v nej rozpustený oxid uhličitý, vzniká roztok slabej kyseliny uhličitej. 10. a. 11. A5, B3, C6, D2, E1, F4.

## 2.8 HALOGENY

1. Zostupne v stĺpcoch: prvok: bróm, jód, fluór, chlór. skupenstvo: kvapalné, tuhé, plynné, plynné. farba: červonohedá, tmavosivá až fialovočierna, zelenožltá, žltozelená. 2. Do úplnej elektrónovej konfigurácie im chýba len jeden elektrón, veľmi ochotne ho prijímajú a tvoria halogenidové anióny. 3. b, c. 4. Morská. 5. b, c. 6. Jód, jodidovaná soľ. 7. a, d. 8. Fluorovodíková, chlorovodíková. 9. HClO, HClO<sub>2</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>. 10. HF, HCl, HBr, HI.

## 2.9 VZÁČNE PLYNY

1. b. 2. A4, B5, C3, D2, E1.

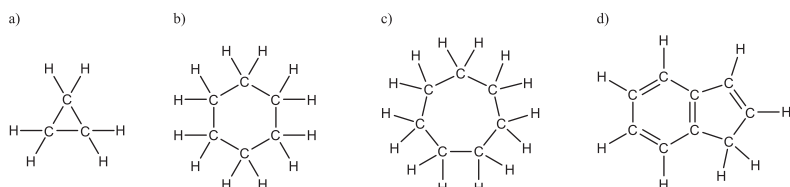
## 3 d-PRVKY

1. a, c, e. 2. a)  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ , b)  $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$ , c)  $Zn + H_2SO_4 \text{ (zr.)} \rightarrow ZnSO_4 + H_2$ , d)  $Fe + H_2SO_4 \text{ (zried.)} \rightarrow FeSO_4 + H_2$ , e)  $Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$ , f)  $Cu + 4HNO_3 \text{ (konc.)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ , g)  $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ . 3. II, VII, III, II, IV, VI, II, I, VI, VII, V, VI. 4. a, c. 5. d. 6. a) reakcia so zriedenou kyselinou, b) reakcia s koncentrovanou kyselinou. Pri reakcii so zriedenou kyselinou vystupuje vodík (protón) ako oxidovadlo, pri reakcii s koncentrovanou kyselinou ako oxidovadlo vystupuje síra v oxidačnom čísle VI. 7. Napríklad: a) železo, meď, zinok, chróm, b) meď, striebro, zlato, ortuť, c) železo, kobalt, nikel, chróm, mangán, d) striebro, platina, zlato. 8. a) ortuť, b) železo, c) striebro, d) zlato. 9. Vanád, chróm, mangán, železo. 10. Bronz. 11. Mosadz. 12. Amalgámy. 13. a) Zabezpečuje transport kyslíka krvou do celého tela. b) Fe. 14. b, d. 15. a, c, d. 16. Bezvodý síran meďnatý je kryštalická látka, v ktorej štruktúre vystupujú  $Cu^{2+}$  ióny. Táto štruktúra nespôsobuje pri dopade svetla sfarbenie látky. Rozpustením bieleho bezvodého síranu meďnatého vo vode vznikajú hexaakvamednaté kationy  $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ , ktoré spôsobia modré sfarbenie roztoku. Po opätovnej kryštalizácii vznikajú kryštály  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , v ktorých štruktúre vystupujú hydratované ióny  $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ , ktoré spôsobujú modré zafarbenie látky. 17. Železo a nikel. 18. a) Mangán, železo, meď, zinok, b) chróm, železo, c) mangán, d) vanád, mangán, e) chróm. 19. 18,62 g. 20. 156,4 g.

## 4 CHARAKTERISTIKA, ROZDELENIE ORGANICKÝCH LÁTOK

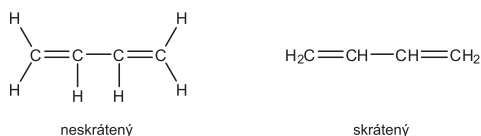
1. e, f. 2. a, d. 3. a, b. 4. a)  $C_4H_8$ , b)  $C_6H_{14}$ , c)  $C_8H_{14}$ , d)  $C_8H_{10}$ .

5.

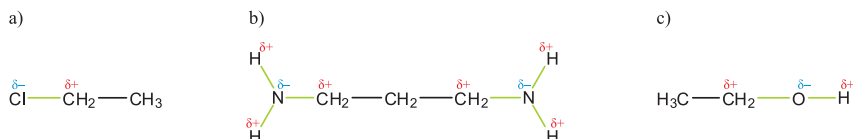


6. b, c. 7. b, d. 8. c. 9. b. 10. a, b, c. 11. uhľovodíky: a, c, h; deriváty: b, d, e, f, g. 12. rozvetvené: c, d; nerozvetvené: a, b.

14.



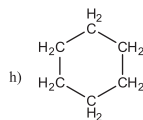
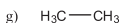
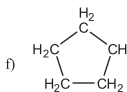
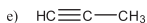
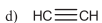
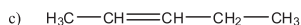
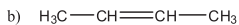
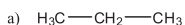
15.



16. b, c, d.

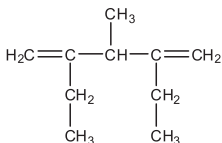
## 5.1 ALIFATICKÉ UHĽOVODÍKY

1.

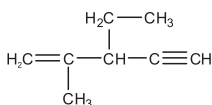


2. a.

3.

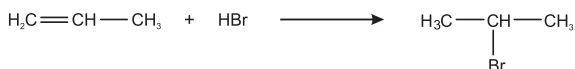


4.



5. a) 3-metylbut-1-én, b) 3-ethylpenta-1,4-dién, c) 2,3-dimetylpent-1-én. 6. c. 7. b. 8. d. 9. c. 10. c. 11. a.

12.



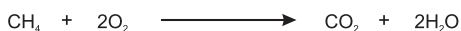
13. b. 14. b.

15.



16. zemný plyn, ropa, uhlie. 17. oktánovým číslom.

18.

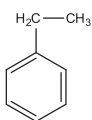


## 5.2 AROMATICKÉ UHĽOVODÍKY

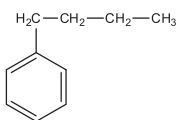
1. b, c, e.

2.

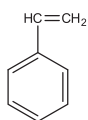
a)



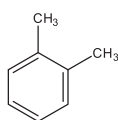
b)



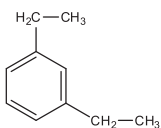
c)



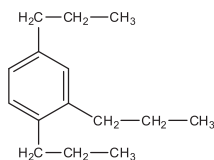
d)



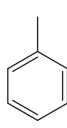
e)



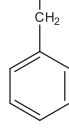
f)



g)

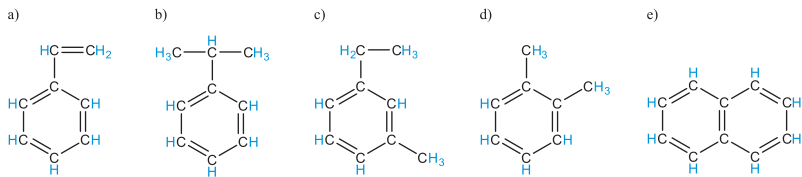


h)





3.

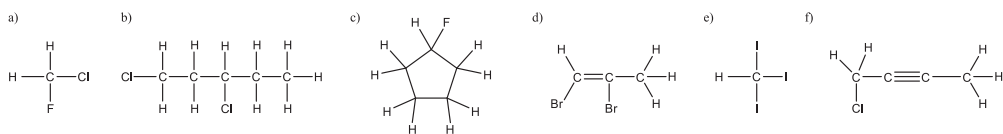


4. c. 5. c.

### 6.1 HALOGÉNDERIVÁTY UHLŮVODÍKOV

1. a) jódetán, b) brómbenzén, c) fluóretylén, d) brómmetán.

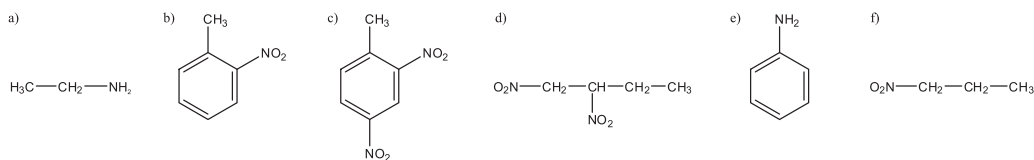
2.



3. b, c. 4. a) kvapalina, b) kvapalina, c) plyn, d) kvapalina. 5. c. 6. a, d. 7. d. 8. Poškodzujú ozónovú vrstvu.

### 6.2 DUSÍKATÉ DERIVÁTY UHLŮVODÍKOV

1.

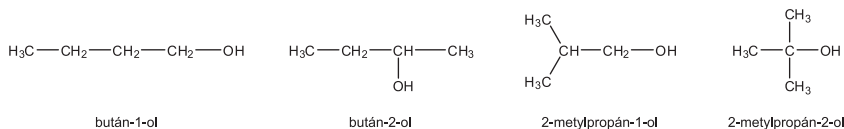


2. c. 3. a, b. 4. a)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ , b)  $\text{CH}_3\text{NHCH}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ , c)  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ ,  $(\text{CH}_3)_2\text{NCH}_2\text{CH}_3$ . 5. a) trimetylamin (terc.), b) 2-aminopropán (prim.), c) difenylamin (sek.), d) metylamin (prim.), e) pentán-1,5-diamín (prim.), f) feny(metyl)amin (sek.). 6. c, d. 7. a) 0,11, b) 0,15. 8. 214,8 kg.

### 6.3.1 HYDOROXYZLÚČENINY

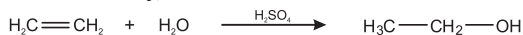
1. a, b. 2. c. 3. a, f. 4. jednosýtné: b, cyklohexanol, dvojsýtné: a, propán-1,2-diol, c, bután-1,4-diol, d, propán-1,2-diol, trojsýtné: e, propán-1,2,3-triol. 5. a) terciárny, b) sekundárny, c) primárny, d) terciárny, e) sekundárny, f) primárny.

6.



7. a. 8. a, d, e. 9. d.

11. adícia vody,



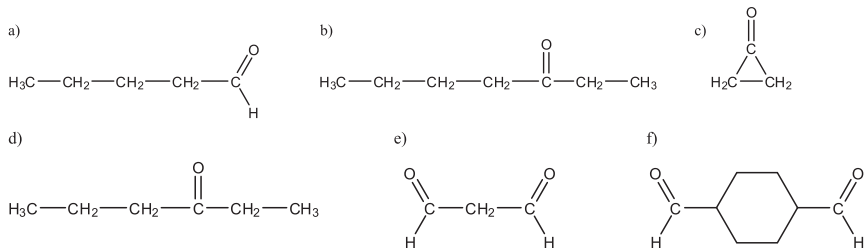
### 6.3.2 ÉTERY

1. a) etyl(metyl)éter, b) etyl(fenyl)éter, c) etyl(propyl)éter, d) dibutyléter, e) difenyléter, f) dimetyléter. 2. a. 3. Dieťéter uchovávame v tme alebo v tmavých fľašiach, ktoré sa plnia doplna.

### 6.3.3 KARBONYLOVÉ ZLÚČENINY

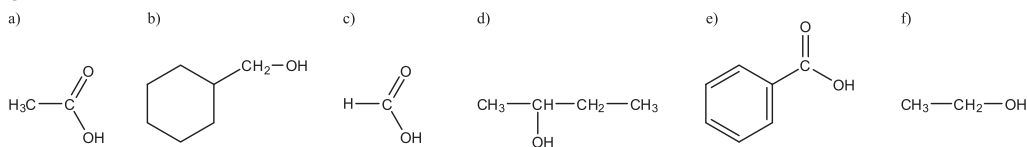
1. a) propanál, b) benzaldehyd, c) bután-2-ón, d) difenylketón.

2.



3. b, c, d. 4. c, d, f.

5.

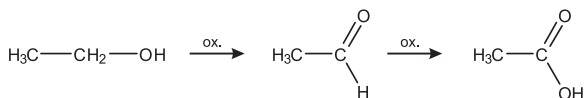


6. a, b, c. 7. c, d. 8. Hrozí nebezpečenstvo nadýchania jeho škodlivých pár.

### 6.3.4 KARBOXYLOVÉ KYSELINY

1. a)  $\text{HCOOH}$ , b)  $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ , c)  $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ , d)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , e)  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{COOH}$ , f)  $\text{Cl}_3\text{C}-\text{COOH}$ . 2. a) kyselina benzén-1,4-dikarboxylová, b) kyselina trifluóroctová, c) kyselina etándiová, d) kyselina but-2-énová, e) kyselina pentándiová, f) kyselina cyklohexánkarboxylová. 3. a → d → c → b. 4. b, c, e. 5. c, d.

6.



7. Vznikne rozpustná sodná soľ kyseliny stearovej (stearan sodný). 8. Pretože má aj vlastnosti aldehydu, keďže obsahuje aj aldehydovú skupinu. 9. Mydlá sú sodné alebo draselné soli vyšších karboxylových kyselín.

## Literatúra

- ČÁRSKY, J. et al.: *Chémia pre 3. ročník gymnázia*. Bratislava : SPN, 1994. 242 s. ISBN 80-08-02327-9.
- FABINI, J. et al.: *Anorganická chémia pre stredné zdravotnícke školy a pre gymnáziá*. Bratislava : SPN, 1969. 393 s.
- FLEMR, V., DUŠEK, B.: *Chemie – Obecná a anorganická I. pro gymnáziá*. Praha : SPN, 2001. 120 s. ISBN 80-7235-147-8.
- GAŽO, J. et al.: *Všeobecná a anorganická chémia*. Bratislava : Alfa, 1981. 808 s. ISBN 63-557-81.
- GREENWOOD, N. N., EARNSHAW, A.: *Chemie prvků*. Praha : Informatorium, 1993.
- HEGER, J., HNÁT, I., PUTALA, M.: *Názvoslovie organických zlúčenín*. Bratislava : SPN, 2004. 120 s. ISBN 80-10-00346-8.
- HONZA, J., MAREČEK, A.: *Chemie pro čtyřletá gymnázia, 2. díl*. Olomouc : Nakladatelství Olomouc, 2005. 226 s. ISBN 80-7182-141-1.
- HRNČIAR, P.: *Organická chémia*. 4. vyd., Bratislava : Univerzita Komenského, 1997. 712 s. ISBN 80-223-1161-8.
- McMURRY, C. M.: *Organic chemistry with biological approach*. 2nd ed., Belmont (USA) : Brooks/Cole, Cengage Learning, 2011. 1127 p. ISBN 13 978-0-495-39147-2.
- JIRKOVSKÝ, R., TRŽIL, J., MAŽARIOVÁ, G.: *Abeceda chemických prvkov*. Bratislava : Alfa, 1980.
- KMEŤOVÁ, J. et al.: *Chémia pre 1. ročník gymnázií*. Bratislava : Expol Pedagogika, 2010. 220 s. ISBN 978-80-8091-174-4.
- KMEŤOVÁ, J., SKORŠEPA, M., VYDROVÁ, M.: *Chémia pre 3. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 7. ročník gymnázia s osemročným štúdiom*. Martin : Vydavateľstvo Matice Slovenskej, 2011. 120 s. ISBN 978-80-8115-042-5.
- KOLÁŘ, K., KODÍČEK, M., POSPÍŠIL, J.: *Chemie II pro gymnáziá (organická a biochemie)*. Praha : SPN, 2005. 128 s. ISBN 80-7235-283-0.
- MAREČEK, A., HONZA, J.: *Chemie pro čtyřletá gymnázia, 1. díl*. Olomouc : Nakladatelství Olomouc, 2005. 240s. ISBN 80-7182-055-5.
- MAREČEK, A., HONZA, J.: *Chemie – Názvosloví organických sloučenin zpracováno podle doporučení IUPAC z r. 1993*. 2. vyd., Brno : Proton, 2005. 64 s. ISBN 80-902402-3-2.
- MELICHERČÍK, M., MELICHERČÍKOVÁ, D.: *Vplyv prostredia a účinky látok na ľudský organizmus*. Banská Bystrica : FPV UMB, 2010. 345 s. ISBN 978-80-557-0005-2.
- NAGYOVÁ, I. et al.: *Experimentálna anorganická chémia*. Banská Bystrica : FPV UMB, 2008. 203 s. ISBN 978-80-8083-710-5.
- PACÁK, J. et al.: *Chémia pre 2. ročník gymnázia*. 4. vyd., Bratislava : SPN, 1994. 202 s. ISBN 80-08-02324-4.
- PACÁK, J. et al.: *Doplňkové učebné texty pre 3. ročník gymnázií – Deriváty uhľovodíkov (pokračovanie)*. 2. vyd., Bratislava : SPN, 1985. 43 s. ISBN 80-08-01814-3.
- PEČOVÁ, D.: *Organická chemie pro gymnázia*. 2. vyd., Olomouc : Nakladatelství Olomouc, 2005. 128 s. ISBN 80-7182-142-X.
- PROKŠA, M. et al.: *Anorganická chémia*. Bratislava : SPN, 2009. 152 s. ISBN 978-80-10-01651-8.
- SHRIVER, D. F., ATKINS, P. W.: *Inorganic Chemistry*. Oxford : Oxford University, 1999.
- STN 1089-3: Farebné označovanie kovových tlakových nádob k doprave plynov pre technické účely.
- ŠIMA, J. et al.: *Anorganická chémia*. Bratislava : STU, 2005. 464 s. ISBN 80-227-2272-3.
- Štátny vzdelávací program ISCED 3A - chémia. Bratislava : ŠPÚ, 2009.
- VACÍK, J.: *Přehled středoškolské chemie*. Praha : SPN, 1999. 363 s. ISBN 80-7235-108-7.
- VACÍK, J. et al.: *Chémia pre 1. ročník gymnázia*. Bratislava : SPN, 1992. 194 s. ISBN 80-08-02091-1.
- Výnos MH SR č. 2/2005, ktorým sa mení a dopĺňa Výnos MH SR č. 2/2002 na vykonanie zákona č. 163/2001 Z.z. o chemických látkach a chemických prípravkoch.
- ZÁHRADNÍK, P., LYSÁ, V.: *Organická chémia I*. Bratislava : SPN – Mladé letá, 2006. 112 s. ISBN 80-10-00708-0.
- ZÁHRADNÍK, P., LYSÁ, V., TÓTHOVÁ, A.: *Organická chémia II*. Bratislava : SPN – Mladé letá, 2007. 128 s. ISBN 978-80-10-00919-0.
- ZÁHRADNÍK, P., KOLLÁROVÁ, M.: *Prehľad chémie 2*. Bratislava : SPN, 2002. 322 s. ISBN 80-08-03349-5.

**Zoznam chemických látok a nebezpečných chemických látok používaných v pokusoch zaradených v učebnom texte a laboratórnych prácach v tejto učebnici**

CHEMICKÁ LÁTKA	SYMBOL	R-VETA	S-VETA
acetaldehyd	-		
acetón	F, X <sub>i</sub>	R 11-36-66-67	S (2-)9-16-26
amoniak - roztok	C, N	R 34-50	S (1/2-)26-36/37/39-45-61
benzaldehyd	-		
benzín	F, X <sub>n</sub> , T	R 11-20/21-40	S 9-16-23
bután-1-ol	-		
dusičnan strieborný	C, N	R 34-50/53	S (1/2-)26-45-60-61
etanol	F	R 11	S (2-)7-16
fenol	-		
fenolftaleín		R 36/37/38	S 26-36
formaldehyd	-		
fuchsín	-		
n-hexán	F, X <sub>n</sub> , N	R 11-38-48/20-62-65-67-51/53	S (2-) 9-16-29-33-36/37-61-62
hliník práškový	F	R 15-17	S (2-)7/8-43
hydrogenuhličitan sodný	-		
hydroxid sodný*	C	R 35	S (1/2-)26-37/39-45
hydroxid vápenatý	-		
chlorid amónny	X <sub>n</sub>	R 22-36	S (2-)22
chlorid sodný	-		
chlorid železitý		R 22-34-41	S 7/8-26-36/37/39-45
1,2-dichlórbenzén	-		
chlórová voda (chlór)	T, N	R 23-36/37/38/50	S (1/2-)9-45-61
chloroform*	X <sub>n</sub>	R 22-38-40-48/20/22	S (2-)36/37
jodid draselný		R 61-42/43-36/38	S 45-26-36/37/39
jód	X <sub>n</sub> , N	R 20/21-50	S (2-)23-25-61
jódmetán	-		
kyselina benzoová	-		
kyselina dusičná*	O, C	R 8-35	S (1/2-)23-26-36-45
kyselina ftalová			
kyselina chlorovodíková*	C	R 34-37	S(1/2)-26-45
kyselina propánová			
kyselina octová*	C	R 10-35	S (1/2)-23-26-45
kyselina sírová*	C	R 35	S (1/2-)26-30-45
lakmus			
manganistan draselný	O, X <sub>n</sub> , N	R 8-22-50/53	S (2-)60-61
meď		R 10-36/37/38	S 16-22-26-36

CHEMICKÁ LÁTKA	SYMBOL	R-VETA	S-VETA
močovina		R 40-36/37/38	S 26-36-22
mravčan sodný	-		
octan sodný	-		
oxid hlinitý	-		
oxid manganičitý	X <sub>n</sub>	R 20/22	S (2-)25
oxid vápenatý	-		
pentahydrát síranu mednatého	X <sub>n</sub>	R 22-36/38	S (2-)22
pentán-1-ol	X <sub>n</sub>	R 10-20-37-66	S (2-)46
peroxid vodíka*	O, C	R 5-8-20/22-35	S (1/2-)17-26-28-36/37/39-45
sacharóza	-		
síra	-		
síran hlinitý	-		
síran manganatý	X <sub>n</sub> , N	R 48/20/22-51/53	S(2-)22-61
síran mednatý	X <sub>n</sub> , N	R 22-36/38-50/53	S (2-)22-60-61
sodík	F, C	R 14/15-34	S (1/2-)5-8-43-45
sulfán	F <sup>+</sup> , T <sup>+</sup> , N	R 12-26-50	S (1/2-)9-16-36-38-45-61
sulfid amónny	C, N	R 31-34-50	S (1/2-)26-45-61
škrobový maz	-		
toluén*	F, X <sub>n</sub> , repr. kat. 3	R 11-38-48/20-63-65-67	S (2-)36/37-62-46
uhličitan vápenatý		R 37/38	S 26-36
vanadičnan amónny	-		
vinnan draselno-sodný	-		
zinok práškový		R 10-15	S (2-)7/8-43
železo	-		

#### Legenda:

\* zmenou koncentrácie týchto látok sa ich nebezpečné vlastnosti menia, majú zadávané preto aj koncentračné limity (Výnos MH SR č.2/2002 a č. 2/2005 na vykonanie zákona č. 163/2001 Z.z. o chemických látkach a chemických prípravkoch).

Ak je pri látke uvedená pomlčka, látka nie je uvedená v zozname nebezpečných látok podľa prílohy číslo 1 vyššie uvedeného výnosu.

**O** – oxidujúce látky a prípravky, **F** – veľmi horľavé látky a prípravky, **T** – toxické látky a prípravky, **X<sub>n</sub>** – škodlivé látky a prípravky, **X<sub>i</sub>** – dráždivé látky a prípravky, **C** – žieravé látky a prípravky, **N** – látky a prípravky nebezpečné pre životné prostredie.

**karc.** – karcinogénne látky a prípravky, **muta.** – mutagénne látky a prípravky,

**repr.** – látky a prípravky poškodzujúce reprodukciu

**kat. 1** – dokázaná látka, **kat. 2** – pravdepodobná látka, **kat. 3** – možná látka.

# Register

<b>A</b> acetaldehyd	114, 148, 150, 151, 155, 169	dehydrogenácia	97, 108
acetanhydrid	145, 155	delokalizácia	122
acetón	149, 151, 169	deoxygenácia	97
acetylén	113, 114	derivát	93
adície	96	deriváty uhľovodíkov	128
- elektrofilné	111, 114	- dusíkaté	128, 133
- nukleofilné	149	- kyslíkaté	128, 138
- radikálové	111, 114	deutérium	9
aldehidy	128, 141, 148	diamant	33, 34, 39
alkalické kovy	18	dietyléter	147
alkány	100, 106	dihydrogenfosforečnany	50
alkény	100, 110	dichróman amónny	45
alkíny	100, 113	dichrómany	74
alkoholizmus	144	dimetyléter	147
alkoholy	128, 138, 139, 168	dimetylketón	149
alkyl	101, 128	dolomit	25
amalgámy	72, 80	d-prvky	71
amíny	128, 133	draslík	7, 8, 22
amoniak	45, 46, 48, 52, 134	dural	72
amónne soli	46, 48	dusičnan - amónny	48
anhydridy	155, 172	- drasel'ny	48
anilín	134, 135, 136	- sodný	48, 52
antracén	123	dusičnany	47
apatit	51	dusík	8, 44, 48, 164
aragonit	24	dusíkaté vápno	52
arény	122	dynamit	144
argón	69	<b>E</b> lektrolýza	12, 20, 21, 29, 73
aryl	123, 128	- chloridu sodného	12, 20, 21
azurit	79	- oxidu hlinitého	29
<b>B</b> aryt	25, 62	eliminácie	96, 130, 141
benzaldehyd	121, 148, 150	enantioméry	91
benzén	109, 121, 126	esterifikácia	154, 171
benzín	116	estery	154, 171
benzyl-	123, 124	etán	102, 106, 108, 109, 155
biogénny prvok	8	etanál	148, 150
bróm	65, 67	etanol	111, 130, 139, 141, 143, 154, 155, 156
bronz	72, 79	etén	110
butadién	112	étery	128, 147
bután	102, 105, 106, 109	etin	113, 114
butanón	149	etylalkohol	139, 144
<b>C</b> ement	43	etylén	108, 110, 112, 130, 155, 166
cinabarit	62, 80	etylénglykol	139, 143
cyklobután	105	<b>F</b> enol	139, 142, 143, 144
cyklohexán	106, 109	fenoly	128, 139, 168
cyklohexanón	149	fenyl-	123, 124
cyklopentán	105	fluór	65, 67
cyklopropán	105, 110	fluorit	67
<b>Č</b> inidlo	94	formaldehyd	148, 150
- Baeyerovo	165	fosfor	8, 49, 50, 51
- elektrofilné	96	fosforečnany	50, 51
- Fehlingovo	169	fosforit	51
- heterolytické	95	fosgén	38
- nukleofilné	96	freóny	131
- radikálové	95	fulerén	33, 34, 39
- Schiffovo	149	fyziológický roztok	20
- Tollensovo	156	<b>G</b> alenit	62
číslo oktánové	116	Glauberova soľ	22, 62
<b>D</b> DT	132	glycerol	139, 144
dehydratácia	97, 141		

glyceroltrinitrát	144	- priestorové	91
glykol	144	- refazové	90, 101, 107
grafit	33, 34, 38	- skupinové	91
<b>Halit</b>	8, 67	izoaktán	116
halogenácia	97	izopentán	90
halogénderiváty	128, 129	izoprén	112, 113
halogenidy	67	<b>Jód</b>	65, 160
halogénuhľovodíky	129	jodid draselný	56, 66, 160
halogény	65, 164	jodoform	129, 131, 167
hasenie vápna	24	<b>Kadmium</b>	80
hasiaci prístroj	39	kalцит	24, 25
hélium	69	kamence	32
hematit (krveľ)	76	kamenná soľ	8, 22, 67
heteroatóm	93	kaolín	43
hexán	106, 107	karát	79
hliník	7, 28, 29, 31	karbonizácia	117
hnojivo	52	karnalit	22, 52
horčík	7, 8, 23, 25	katión - amónny	46
hrdza	76	- oxóniový	10
hydratácia	97	kaučuk	112, 113
hydrogenácia	97, 111, 112	ketóny	128, 141, 148
hydrogenfosforečnany	50	koks	117
hydrogensiričitaný	60	konfigurácia	89
hydrogenuhličitan - sodný	21, 158	konformácia	89
- vápenatý	14, 24	konjugácia	121
hydroxid - berylnatý	23	konštitúcia	89
- draselný	20	korózia	75
- hlinitý	30	korund	30
- horečnatý	23	kovy alkalických zemin	22
- sodný	20	krakovanie	117
- vápenatý	24	kremeň	42
- zinočnatý	80	kremik	7, 41, 43
- železitý	75	krištál	42
hydroxyskupina	138	krvná soľ - červená	75
hydroxylzúčeniny	128, 138	- žltá	75
<b>CHalkogény</b>	53	kyanatan amónny	83
chalkopyrit	62, 79	kyanid draselný	38
chlór	8, 65, 66, 67	kyanidy	38
chlórbenzén	125, 129	kyanovodík	38
chlóretán	111	kyselina - benzoová	150, 153, 156
chlóretén	129, 131	- dusičná	47, 48
chlorid - amónny	48	- etándiová	153
- draselný	22, 52	- etánová	153, 156
- hlinitý	31	- fluorovodíková	42, 66
- sodný	8, 20, 21	- ftalová	153, 172
- uhličitý	129, 131	- fumarová	153
- železitý	75	- chlorovodíková	66, 67
chlórmetán	129	- karboxylová	128, 141, 149
chloroform	129, 131	- maslová	156
chróm	73, 74	- metánová	153, 155
chrómany	74	- mravčia	153, 155
chromsírová zmes	74	- octová	153, 154, 155, 156, 158
<b>Inertná atmosféra</b>	39, 48, 69	- olejová	156
iniciácia	107	- palmítová	156
izobután	101	- pikrová	137
izoméria - konštitučná	90	- propénová	153
- priestorová	90	- siričitá	60
izoméry - geometrické	91	- sírová	61, 62
- konformačné	92	- stearová	156
- konštitučné	90	- šťavelová	83, 153, 156, 169
- optické	91	- trihydrogenfosforečná	50, 51
- polohové	90	- uhličitá	36

kyseliny - halogenovodíkové	66	- meďný	78
- karboxylové	152	- siričitý	60, 62
kyslé dažde	48, 62, 63, 118	- sirový	61
kyslík	7, 8, 53, 54, 56	- uhličitý	36, 37, 39, 118, 158, 159
kyštál	8	- uhoľnatý	36, 118
<b>L</b> eptanie skla	42	- zinočnatý	80
liadok - amónny	48, 52	- zlatitý	79
- čílsky	22, 48, 52	- železitý	75, 76
- draselný	52	- železnatý	75
- vápenatý	52	oxidácia	97, 141, 149
liatina	72, 77	oxidy - amfotérne	55
lieh	143	- kyselinotvorné	54
limonit (hnedel)	76	- neutrálne	55
lúčavka kráľovská	47, 79	- zásadotvorné	55
<b>M</b> agnetit (magnetovec)	76	oxoskupina	148
magnezit	25	oxygenácia	97
malachit	79	ozón	53, 56, 57
mangán	73, 74, 75	ozónová vrstva	56, 57
manganistan draselný	53, 56, 66, 74	<b>P</b> arafíny	107
meď	73, 78	pasivácia	47, 75, 76
medenka	78	pentán	105
metán	37, 102, 106, 108, 164	peroxid vodíka	55, 56, 57
metanál	148, 150	petrochémia	117
metanol	143	petrolej	117
metylalkohol	143	plyn zemný	115
metylamín	134, 135	polarimeter	92
metylbenzén	126	polarita	87
močovina	38, 52, 83	polyetylén	112
Mohrova soľ	75	polymerizácia	112
mosadz	72, 79	polyméry	112
mramor	24	polypropylén	112
<b>N</b> aftalén	123, 126	polyvinylchlorid	67, 114
<i>n</i> -bután	101	porcelán	43
neón	69	<i>p</i> -prvky	28
<i>n</i> -heptán	116	pravidlo - Hückelovo	122
nitrácia	97	- Markovnikovovo	111
nitrobenzén	124, 126, 135, 136	- Zajcevovo	131
nitroetán	135, 136	prechodné prvky	71
nitrofenol	142	prešmyk	97
nitrometán	135, 136	priemysel - keramický	43
nitrotoluén	125	- petrochemický	117
nitrozlúčeniny	128, 133, 135	- sklársky	43
Nobel A.	144	propagácia	107, 108
<i>n</i> -pentán	90	propán	102, 105, 106, 109
<b>O</b> ceľ	77	propanón	149, 151
ocot	156	propén	110, 111
octan - etylový	154	propín	113
- hlinitý	31	propyl-	102
- sodný	154	propylén	110, 112
odorizácia	115	prótium	9
olej plynový	117	PVC	67, 131
oleum	62	pyrit	62, 76, 79
ortuť	80	<b>R</b> adikál	95
oxid - dusičitý	46	radón	69
- dusnatý	46	rafinéria	115
- dusný	46	redukcia	97, 136, 149
- fosforečný	50, 51	rezorcínol	139
- hlinitý	30, 31	ropa	115
- chromitý	74	<b>s</b> <sup>1</sup> -prvky	18
- kremičitý	42, 43	<b>s</b> <sup>2</sup> -prvky	22
- manganičitý	66, 74	sadra	24
- meďnatý	11, 78	sadrovec	24, 25, 62



sadze	35	trinitrotoluén	137
salmiak	48	tritium	9
selén	62	tvrdnutie malty	24
sfalerit	62, 80	tvrdosť vody	14
siderit (ociefok)	76	<b>U</b> hličitan - sodný	21
silány	42	- vápenatý	14, 24, 160
silikagél	42	- železnatý	75, 76
silikóny	41	uhlie	35, 117
síra	8, 59, 62	uhlik	8, 33, 83, 163
síran - amónny	48, 52	uhľovodíky	38, 93, 100
- draselný	52	- acyklické	93
- hlinitý	31	- alifatické	94, 100
- vápenatý	24	- aromatické	94, 100, 121
- železnatý	75	- cyklické	93, 105
sírany	62	- nasýtené	94, 100, 102, 103
siričitany	60	- nenasýtené	94, 100, 104, 105
sírouhlik	38	- nerozvetvené	93
skalica - biela	62	- rozvetvené	93, 103, 104, 105
- modrá	62, 78	<b>V</b> anád	73
- zelená	62	vápenec	24, 43, 52
skleníkový efekt	37, 118	vápnik	7, 8, 25
sklo	42, 43	vápnno - hasené	24
skupina - aldehydová	148	- pálené	24
- funkčná	93, 128	väzba - dvojité	85, 86
- halogénová	129	- jednoduchá	85, 86
- hydroxylová	138	- násobná	85
- charakteristická	93, 128	- nenasýtená	113
- karbonylová	148	- pí ( $\pi$ )	86
- karboxylová	152	- sigma ( $\sigma$ )	85, 86
sóda	21, 43	- trojitá	85, 86
sodík	7, 8, 18, 19, 22	- vodíková	134, 140, 153
soľanka	20	väzbovosť	87
soli - alkokóniové	142	vinylalkohol	114
- oxóniové	142	vinylbenzén	123, 126
spájka	72	vinylchlorid	114, 129, 131
splyňovanie (uhlia)	117	voda	13, 15
s-prvky	9	vodík	8, 9, 45, 163
striebro	79	vodný kameň	14
styren	123, 126	vodný plyn	12, 36
substitúcie	96	výroba železa	76, 77
- elektrofilné	124, 142	vzácne plyny	69
- nukleofilné	130, 141	vzorec - empirický	88
- radikálové	108, 109	- funkčný	88
substrát	94	- konštitučný	88
sulfán	59, 60	- molekulový	88
sulfid - amónny	60	- racionálny	88
- železnatý	60	- stechiometrický	88
superfosfát	51, 52	- sumárny	88
sylvín	22, 52, 67	- štruktúrny	88
<b>Š</b> truktúry- hraničné	121	- štruktúrny elektrónový	88
- medzné	121	<b>Z</b> inková beloba	80
- mezoméne	121	zinok	80
<b>T</b> automéry	91	zlato	79
teflón	131, 132	zliatina	72
terminácia	107, 108	zlúčeniny - chirálne	91
tetrafluóretylén	129, 131	- karbonylové	128, 148
tetrachlórmetán	129, 131	- nasýtené	85
TNT	137	- nenasýtené	85
toluén	121, 123, 125, 126	<b>Ž</b> elezo	7, 8, 73, 75, 76, 77, 161
trichlórmetán	129, 131		
trijódmetán	129, 131		
trinitrofenol	137		

# Chémia

**pre 2. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom  
a 6. ročník gymnázia s osemročným štúdiom**

ISBN 978-80-8091-271-0



Publikácia bola hradená z finančných prostriedkov Ministerstva školstva,  
vedy, výskumu a športu Slovenskej republiky.