

Poznámky z

CHÉMIE

pre 2. ročník
gymnází
a stredných škôl



Autor: Martin Šlota

Zdroj: <http://www.zones.sk>

Používanie materiálov zo ZONES.SK je povolené bez obmedzení iba na osobné účely a akékoľvek verejné publikovanie je bez predchádzajúceho súhlasu zakázané.

Anorganická chémia

Opakovanie z 1. ročníka

- podľa elektrónovej konfigurácie valenčnej vrstvy delíme prvky na s, p, d a f
- prvky s a p:
 - prvky s:
 - I.A (s^1) a II.A (s^2) skupina
 - ns^{1-2}
 - prvky p:
 - III.A ($ns^2 np^1$) – VIII.A ($ns^2 np^6$)
 - $ns^2 np^{1-6}$
 - neprechodné
 - s pribúdajúcim protónovým číslom si vyplňajú valenčnú sféru
 - na poslednej vrstve majú toľko elektrónov koľko je číslo ich skupiny
- prvky d:
 - I.B – VIII.B (III.B – VIII.B; I.B – II.B)
 - $ns^2 (n-1)d^{1-10}$
 - prechodné
 - s pribúdajúcim protónovým číslom si vyplňajú predposlednú valenčnú sféru
- prvky f:
 - vnútorne prechodné
 - s pribúdajúcim protónovým číslom si vyplňajú predpredposlednú sféru
 - lanthanoidy – 4f, aktinoidy – 5f

Prvky p

VIII.A skupina (prvky p^6 – vzácne plyny)

- He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- do 1962 boli označované ako inertné (nezlúčivé) – vtedy prvé zlúčeniny (XeF_6 , XeO_3)
- okrem He majú všetky $ns^2 np^6 \Rightarrow 8 e^-$ - stabilná konfigurácia (He má tiež stabilnú konfiguráciu, ale iba $1s^2$)
- výskyt – atmosféra (hlavne He)
- získavanie – frakčná destilácia
- He:
 - najnižšia teplota topenia a varu zo všetkých plynov
 - má veľmi malú viskozitu, supravodivosť a supratekutosť
 - použitie – ochranný plyn, osvetľovacie trubice
- Rn (rádioaktívny) – liečebné účely (napr. liečenie rakoviny)

VII.A skupina (prvky p^5 – halogény)

- F, Cl, Br, I, At
 $\xrightarrow{\hspace{2cm}}$
- klesá elektronegativita, reaktívnosť, stúpa protónové číslo
- $ns^2 np^5$
- veľmi reaktívne:
 - a) $X + e^- \rightarrow X^-$
 - b) X_2 – kovalentná nepolárna väzba
- voľne sa nevyskytujú
- fluór – zuby, kosti; z minerálov, čaju
- chlór – dezinfekcia, v NaCl
- bróm – bromhexin – liečenie chorôb dýchacích ciest
- jód – proti strume, dezinfekcia (jódová tinktúra), sublimuje
- bezkyslíkaté zlúčeniny:
 - halogenvodíky – HF, HCl, HBr, HI:
 - príprava – $H_2 + X_2 \rightarrow 2HX$
 $\downarrow H_2O$

HX – kyselina Xvodíková

- HCl (kyselina) – dôležitá pre priemysel; v našom žalúdku
 - kyseliny sú až na HF silné
 - halogenidy:
 - soli bezkyslíkatých kyselín
 - iónové (s s prvkami), atómové (stred periodickej sústavy prvkov), molekulové (s prvkami s vysokým oxidačným číslom)
 - príprava:
 1. priame zlučovanie ($2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$)
 2. kyselina + kov ($\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$)
 3. neutralizácia ($\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$)
 - dobrá rozpustnosť vo vode
 - kyslíkaté zlúčeniny halogénov:
 - príprava – len nepriamo, priamo sa s kyslíkom nezlučujú
 - 1. oxidy:
 - pri bežnej teplote neznáme
 - najznámejší – I_2O_5 – pevná kryštalická látka
 - OF_2 – fluorid kyslíka (nie je to oxid – vzniká, lebo F má vyššiu elektronegativitu než O)
 - 2. kyslíkaté kyseliny halogénov:
 - najznámejšie – HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4
-
- týmto smerom stúpa oxidačné číslo \Rightarrow stúpa stabilita \Rightarrow klesajú redukčné vlastnosti; rastie sila kyseliny
 - chlórny:
 - príprava:
 - chlór + hydroxid s-prvku
 - $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - ↓
 - zmes – bieliaci lúh na bielenie a odfarbovanie
 - $2\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - ↓
 - zmes – chlórové vápno – dezinfekcia
 - chlorečnany:
 - príprava:
 1. tepelný rozklad chlórnanov
 2. reakcia chlóru s hydroxidom alkalického kovu za zvýšenej teploty
 - $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
 - ↓
 - ničenie buriny
 - chloristany:
 - príprava – pomalý tepelný rozklad chlorečnanov
 - $4\text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$
 - ↓
 - pyrotechnika

VIA skupina (prvky p^4 – Chalkogény)

1. Štruktúra:

- ${}^8\text{O}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$
- ${}^{16}\text{S}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
- ${}^{16}\text{S}$: $[\text{Ne}] 3s$

↓↑

 3p

↓↑	↓	↓
----	---	---
- ${}^{16}\text{S}^*$: $[\text{Ne}] 3s$

↓↑

 3p

↓	↓	↓
---	---	---

 3d

↓			
---	--	--	--
- ${}^{16}\text{S}^{**}$: $[\text{Ne}] 3s$

↓

 3p

↓	↓	↓
---	---	---

 3d

↓	↓		
---	---	--	--
- takto – H_2SO_4 a SF_6
- ${}^{34}\text{Se}$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$
- ${}^{52}\text{Te}$: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^4$
- ${}^{84}\text{Po}$: $[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
- stabilizácia elektrónovej konfigurácie prebieha:
 1. vytvorením aniónu $\text{Y} + 2e^- \rightarrow \text{Y}^{2-}$ – takto vznikajú iónové zlúčeniny
 2. vytváranie spoločných elektrónových párov – kovalentné zlúčeniny:

- a) dve jednoduché väzby – H_2O
- b) jedna dvojitá väzba – O_2

2. Výskyt:

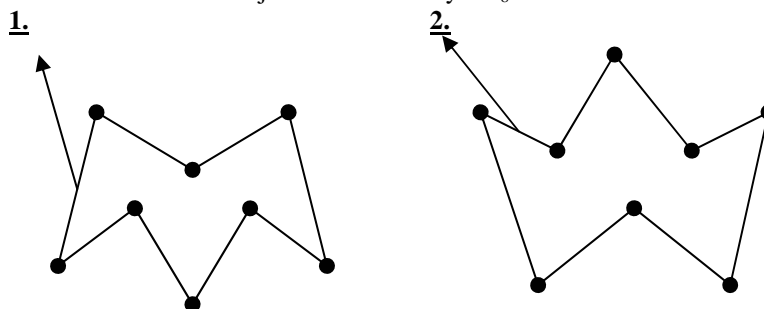
- S:
 - elementárna forma
 - sulfidy (galenit PbS , sfalerit ZnS , pyrit FeS_2 , chalkopyrit CuFeS_2)
 - sírany ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ – Glauberova soľ, CaSO_4 – sádrovec)
 - sulfán – H_2S (ten v zemnom a sopečnom plyne)
- Se, Te – v prírode vzácne
- Po – veľmi vzácny kov – v smolinci

3. Význam:

- S:
 - významný biogénny prvok (vlasy, rohovina, ...)
 - na liečenie kožných chorôb
 - zápalky, vulkanizácia kaučuku
- Se – antioxidant, biogénny prvok, na prevenciu proti civilizačným chorobám, posilňuje imunitný systém, do fotobuniek, fotočlánkov, na usmerňovanie elektrického prúdu
- Te – špeciálne zliatiny, polovodiče, farebné sklá
- Po – rádioaktívne

4. Fyzikálne vlastnosti:

- S:
 - tuhá, žltá látka
 - viaceré kryštálové štruktúry
 - alotropia – v závislosti od vonkajších podmienok (T, p) sa prvok vyskytuje vo viacerých kryštálických štruktúrach
 - alotropické modifikácie – rôzny vzhľad, štruktúra, veľkosť
 - 2 alotropické modifikácie:
 1. kosoštvorcová = rombická = α -síra \updownarrow
 2. jednoklonná = monoklinická = β -síra \updownarrow
 - teplota premeny = 96°C
 - základná štruktúrna jednotka molekuly – S_8 :



- v kosoštvorcovej AM sú iba 2., a tie do seba zapadajú \Rightarrow vyššia hustota
- v jednoklonnej AM sa striedajú 1. a 2. (2., 1., 2., 1., ...)
- amorfné formy síry:
 - plastická síra – vzniká prudkým ochladením roztavenej síry, je mäkká, dá sa miesiť a vyťahovať do tvaru vlákien, nie je stála a tvrdne (otváranie prstencov S_8)
 - sírny kvet – jemný prášok, vzniká ochladením pár vriacej síry; prstence S_8 sa neotvárajú
- Se, Te, Po:
 - tuhé látky
 - s rastúcim protónovým číslom stúpa kovový charakter

5. Chemické vlastnosti:

- zlúčeniny síry:
 - sulfán (sírovodík) H_2S :

- bezfarebný, jedovatý, smradľavý plyn (ako skazené vajcia)
- málo rozpustný vo vode
- Kippov prístroj – $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$ – laboratórna príprava sírovodíka
- zavedením do vody získavame slabú dvojsýtnu kyselinu sulfánovú (H_2S), ktorá má dva druhy solí:
 - S^{2-} – sulfidy
 - HS^- – hydrogénsulfidy
- má iba redukčné účinky

- kyslíkaté zlúčeniny (IV, VI):
 - oxid siričitý SO_2 :
 - bezfarebný, jedovatý plyn, ktorý dráždi dýchacie cesty
 - vzniká z neho kyslý dážď (rastliny, budovy)
 - oxidačné i redukčné účinky:
 - $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ – redukčné vlastnosti SO_2
 - $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ – oxidačné vlastnosti SO_2 , redukčné vlastnosti H_2S
 - zavedením SO_2 do vody vzniká slabá dvojsýtna kyselina siričitá H_2SO_3 , ktorá má dva druhy solí:
 - SO_3^{2-} – siričitany
 - HSO_3^- – hydrogénsiričitany
 - $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ (bezfarebný, jedovatý plyn, ktorý leptá dýchacie cesty)
 - kyselina sírová:
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - silná dvojsýtna kyselina (až 98%)
 - hydrolýza H_2SO_4 :
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 - $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
 - bezfarebná kvapalina, silne hygroskopická
 - s vodou sa mieša v každom pomere, pričom dochádza k zahrievaniu zmesi \Rightarrow **lejeme kyselinu do vody a nie opačne**
 - dehydratačné účinky, leptá pokožku
 - silné oxidačné účinky:
 - H_2SO_4 (konc.) + Cu \rightarrow CuO + SO_2 + H_2O
 - H_2SO_4 (konc.) + CuO \rightarrow CuSO₄ + H_2O
 - H_2SO_4 (zried.) + Cu \rightarrow nereaguje
 - najdôležitejšia svetová chemikália
 - používa sa:
 - na výrobu priemyselných hnojív (superfosfát)
 - na výrobu syntetických vlákien – viskózový hodváb
 - na plnenie akumulátorov
 - na výrobu liečiv, farbív, výbušnín
 - soli:
 - SO_4^{2-} – sírany
 - HSO_4^- – hydrogénsírany
 - $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - sadrovec
 - $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ - sadra
 - BaSO_4 – baryt
 - ...

V.A skupina (prvky p^3)

- ${}_7\text{N}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{33}\text{As}$, ${}_{51}\text{Sb}$, ${}_{83}\text{Bi}$
- $\xrightarrow{\text{stúpa Z, klesá elektronegativita, pribúdajú kovové vlastnosti (2 nekovy, 2 polokovy, 1 kov)}}$
- $ns^2np^3 \Rightarrow 5e^-$
 - do stabilnej konfigurácie chýbajú $3e^-$:
 - a) $\text{X}^{3-} \rightarrow$ nitridy (N^{3-}), fosfidy (P^{3-}) – Na_3N , Na_3P – energeticky nevýhodné \Rightarrow väzby majú kovalentný charakter
 - b) kovalentné zlúčeniny – najčastejšie

- c) so vzrastajúcim protónovým číslom klesá stabilita pri OČ 5 a stúpa pri OČ 3
- výskyt v prírode:
 - N:
 - voľne – N_2 ($|N\equiv N|$) – 78 % vzduchu
 - plyn bez farby a zápachu
 - $NaNO_3$ – čínsky liadok – kedysi – jediný zdroj na výrobu HNO_3
 - biogénny prvok (bielkoviny)
 - P:
 - apatity – $Ca_5(PO_4)_3$ (F, Cl)
 - biogénny prvok (kosti, nukleové kyseliny)
 - As, Sb, Bi – nachádzajú sa v prírode
 - zlúčeniny:
 - dusík:
 - bezkyslíkaté zlúčeniny:
 - NH_3 :
 - zásaditý charakter
 - $NH_3 + H \rightarrow NH_4^+$ (akceptornodonorná väzba) – vznik amónneho katiónu
 - bezfarebný plyn, zápach, molekuly sa medzi sebou a tiež s vodou môžu spájať vodíkovými väzbami (slabé väzby – až niekoľko 100-krát) \Rightarrow výborná rozpustnosť vo vode
 - oxidačné vlastnosti:
 - $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$ (salmiak, tiež výborne rozpustný v H_2O)
 - $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$
 - výroba HNO_3 :
 - $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
 - $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$
 - $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$
 - $2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$
 - dusík získame z atmosféry frakčnou destiláciou (nasávanie, filtrácia, skvapalnenie, destilácia vzduchu) a vodík získame z vody alebo vodného plynu
 - kedysi – $2NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow 2HNO_3 + Na_2SO_4$
 - používa sa na výrobu priemyselných hnojív, farbív, chladiacich látok
 - kyslíkaté zlúčeniny:
 - oxidy:
 - N_2O – rajský plyn
 - NO, N_2O – výroba HNO_3
 - N_2O_3, N_2O_5
 - exhaláty
 - HNO_3 :
 - bezfarebná kvapalina, silné oxidačné účinky, silná kyselina
 - $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2$ (najprv NO , ktorý sa s O_2 zlúči na NO_2) + $2H_2O$
 - $4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$
 - niektoré kovy (Fe, Al, Cr) pasivuje (vytvorí sa vrstvička oxidu, ktorá už nepustí kyselinu ďalej)
 - lúčavka kráľovská ($HCl : HNO_3 = 3 : 1$) rozpúšťa aj Au a Pt
 - $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$
 - iba jedny soli – dusičnany (NO_3^-)
 - fosfor:
 - 3 alotropné modifikácie:
 - biely fosfor – P_4
 - červený fosfor - P_n
 - čierny fosfor - P_n ; sieťová štruktúra
 - najreaktívnejší – P_4 – samozápalný, držíme ho vo vode
 - bezkyslíkaté zlúčeniny:
 - PH_3 – fosfán
 - kyslíkaté zlúčeniny:

- $P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_6 + 2O_2 \rightarrow P_4O_{10}$
- P_4O_{10} (biela kryštalická hygroskopická látka)
- $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_4$
- H_3PO_4 :
 - stredne silná
 - pri bežnej teplote nemá oxidačné účinky, pasivuje väčšinu kovov (aj zriedená)
 - zahrievanie – vznik polykyselín – kyseliny $H_4P_2O_7$ až kyselín polyfosforečných – $(HPO_3)_n$
 - 3 rady solí – $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} , PO_4^{3-}
 - hnojivá

IV.A skupina (prvky p^2)

- ${}_6C$, ${}_{14}Si$, ${}_{32}Ge$, ${}_{50}Sn$, ${}_{82}Pb$
- nekov, polokov, polokov, kov, kov
- ns^2np^2
- C:
 - výskyt:
 - biogénny prvok – štruktúrny prvok všetkých organických zlúčenín
 - vo vzduchu
 - uhlie (hnedé – 70 %, čierne – 80 %, antracit – 90 %)
 - rašelina – 50 %
 - alotropné modifikácie:
 - tuha (šedočierna, vodič \Rightarrow kovové väzby, najreaktívnejšia)
 - diamant (čirý, nevodič \Rightarrow kovalentné väzby, kubická štruktúra, stupeň tvrdosti 10)
 - fullerén (C_{60})
 - zlúčeniny:
 - skoro všetky sú organické, až na CO , CO_2 , H_2CO_3 , soli H_2CO_3 , CS_2
 - CO :
 - vzniká pri nedokonalom spaľovaní (nedostatok kyslíka)
 - $2C + O_2 \rightarrow 2CO$
 - jedovatý plyn, veľmi reaktívny, silné redukčné účinky – $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$
 - jedovatosť:
 - namiesto kyslíka viaže hemoglobín CO a tak zabraňuje prístupu kyslíka do tela \rightarrow smrť
 - $CO + \text{hemoglobín} \rightarrow \text{karbonylhemoglobín}$
 - $O_2 + \text{hemoglobín} \rightarrow \text{oxyhemoglobín}$
 - nachádza sa vo výfukových plynoch
 - CO_2 :
 - nedýchatelný bezfarebný plyn, slabé oxidačné účinky
 - $C + O_2 \rightarrow CO_2$ (medzikrok – $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$)
 - v pivniciach \Rightarrow ochrana – nosenie sviečky (keď zhasne, treba zdrhnúť)
 - vzniká vydychovaním, pri rozklade uhličitanov:
 - $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$
 - H_2CO_3 :
 - slabá dvojsýtna kyselina
 - vzniká rozpúšťaním CO_2 vo vode ($H_2O + CO_2 \rightarrow H_2CO_3$)
 - soli:
 - HCO_3^- - hydrogénuhličitaný:
 - vo vode rozpustné
 - tepelný rozklad hydrogénuhličitanov alkalických kovov vznikajú uhličitaný ($2NaHCO_3$ (sóda bikarbóna) $\rightarrow Na_2CO_3$ (sóda) + $H_2O + CO_2$)

- sóda bikarbóna – zásada – na trávenie
 - sóda – zmäkčovanie vody
 - NaHCO_3 sa používa v potravinárstve a lekárstve
- CO_3^{2-} - uhličitaný:
 - až na uhličitaný alkalických kovov nerozpustné vo vode
 - rozkladajú sa pôsobením kyselín a zahrievaním
 - CaCO_3 je základnou látkou na výrobu páleného vápna (CaO – stavebný materiál)
 - z Na_2CO_3 (sóda) sa vyrába väčšina sodných solí
 - $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – podstata vzniku krasových útvarov, prechodnej tvrdosti vody
- Si:
 - elementárny – i keď má štruktúru podobnú diamantu, je tmavá a krehká synteticky vyrobená látka (väzby Si – Si sú slabšie ako väzby C – C)
 - bezkyslíkaté zlúčeniny:
 - s vodíkom – silán – SiH_4
 - s halogénmi – halogenidy kremičité – SiX_4
 - $\text{SiF}_4 + 2\text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{SiF}_6$ (kyselina hexafluorokremičitá)
 - s kovmi – silicidy
 - kyslíkaté zlúčeniny:
 - silné väzby medzi Si a O \Rightarrow základná jednotka štruktúry kyslíkatých zlúčenín – tetraéder SiO_4 (kremík vnútri štvorstenu)
 - SiO_2 :
 - pevná ťažko tavitelná látka
 - 3 alotropné modifikácie:
 - kremeň:
 - číry – krištáľ
 - fialový – ametyst, hnedý – záhnedá, žltý – citrín, ružový – ruženín, červený – karneol, achát \rightarrow polodrahokamy
 - tridymit (pri 870 °C)
 - kristobalit (pri 1470 °C)
 - jedna z najstálejších zlúčenín kremíka (rozpúšťa sa v HF \Rightarrow HF sa nenesie v sklenených nádobách)
 - H_4SiO_4 :
 - $\text{SiF}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HF}$
 - ak stojí, stráca vodu (vzniká sól, potom gél a nakoniec silikogél)
 - rozpustné kremičitany vznikajú: $\text{SiO}_2 + \text{MOH} \rightarrow \text{M}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (M – metal)
 - hlinítokremičitany – vznikajú nahradením niektorých atómov kremíka v štruktúre kremičitanov atómami hliníka (najvýznamnejšie – zeolity a živce (\rightarrow kaolinit \rightarrow kaolín \rightarrow porcelán); hlinítokremičitan vápenatý – hlavná zložka cementov)
 - podľa stupňa prepojenia tetraédrov SiO_4 ich rozdeľujeme na kremičitany s ostrovčekovitou, vrstevnatou a reťazcovou štruktúrou
 - sklo:
 - $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ – tabuľové, fláškové
 - draselné (K_2O namiesto Na_2O) – tepelne odolné
 - chemické – obsahuje B_2O_3
 - olovnaté – optické prístroje
 - farebné – obsahujú Co, Cu alebo Cr)

III.A skupina (prvky p¹)

- ${}_5\text{B}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{31}\text{Ga}$, ${}_{49}\text{In}$, ${}_{81}\text{Tl}$
- nekov, 4 x kov
- ns^2np^1
- výskyt:
 - nevyskytujú sa voľne
 - B – borax – $\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

- Al – bauxit – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
- Ga, In, Tl – zriedkavé
- väzby:
 - B – kovalentné
 - Al – kovalentné, iónové (menšia stabilita iónových väzieb)
 - Ga, In, Tl – kovové
 - III, I
- bór:
 - typicky nekovový charakter
 - bezkyslíkaté zlúčeniny:
 - bórany (s vodíkom) – delokalizácia väzieb (rozložené medzi atómami) – diborán B_2H_6
 - halogenidy bórité – BX_3
 - trojväzbový (vzbudovaný stav)
 - BF_4^- – akceptorno-donorná väzba
 - kyslíkaté zlúčeniny:
 - H_3BO_3
 - HBO_2
 - borax – výroba keramiky, riadu
- Al:
 - ľahký kov (nízka hustota)
 - korózia prebieha len po vytvorení vonkajšej vrstvy Al_2O_3 (na vlhkom vzduchu je Al_2O_3 hydratovaný)
 - zahrievanie na vzduchu – $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ – exotermická reakcia
 - používa sa na vyredukovanie kovov (tam, kde nefunguje C alebo CO): $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$ (aluminotermia)
 - výroba – z bauxitu elektrolyzou (u nás – Žiar nad Hronom – na zníženie teploty topenia sa pridáva kryolit (Na_3AlF_6), ktorý má zhubné účinky)
 - bezkyslíkaté zlúčeniny – AlX_3 , $[\text{AlF}_6]^{3-}$ - tento ión – využitie 3d vrstvy na prijatie elektrónových párov
 - amfoterný charakter (reaguje aj s kyselinami ($\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$) aj s hydroxidmi (vznik komplexu))
 - použitie – automobilový, letecký, keramický (kaolinit; najkvalitnejšia hlina – porcelán) priemysel, úžitkové príbory, obalový materiál
 - polodrahokamy (odrody Al_2O_3 v prírode):
 - korund – bezfarebný
 - rubín – červený
 - zafír – modrý
 - drahokamy ($3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$):
 - smaragd – zelený
 - aquamarín – modrozelený

Prvky d

- I.B – VIII.B skupina
- $ns^2 (n-1)d^{1-10}$
- prechodné
- sú to kovy \Rightarrow spoločné vlastnosti:
 1. Majú malé atómové polomery, sú pevné, ťažké, majú vysokú elektronegativitu, vysoké teploty topenia a varu.
 2. Majú v zlúčeninách väčšinou rôzne oxidačné čísla (využitie niektorých elektrónov z d-orbitálu); výnimka – Zn, Cd, Hg, lebo majú uzavretú konfiguráciu $(n-1)d^{10}$ elektrónov, ktoré sa len málo podieľajú na väzbách.
 3. Ich zlúčeniny a ióny sú farebné (až na ióny s prázdnyimi d-orbitálmi alebo celkom zaplnenými d-orbitálmi).
 4. Mnohé z nich sú známymi katalyzátormi.
 5. Tvorí koordináčne zlúčeniny
- výroba Zn: ZnS (sfalerit) + $3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$; $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}$

Koordináčne (komplexné) zlúčeniny

- koordináčna (komplexná) zlúčenina je taká, ktorá obsahuje centrálny atóm (d-prvok), na ktorý sa akceptorno-donornými väzbami viažu ligandy
- ligand:
 - z latinského ligano – viazať sa

- je to ión alebo molekula, ktorá obsahuje atóm s neväzbovými elektrónovými párami

Zloženie	Názov	Ligand
Cl ⁻	chlorid	chloro
B ⁻	bromid	bromo
F ⁻	fluorid	fluoro
I ⁻	jodid	jodo
SO ₄ ²⁻	síran	sulfáto
NO ₃ ⁻	dusičnan	nitráto
NO ₂ ⁻	dusitan	nitrito (nitro)
OH ⁻	hydroxid	hydroxo
H ⁻	hydrid	hydrido
CN ⁻	kyanid	kyano
H ₂ O	voda	akva
NH ₃	amoniak	ammin
CO	oxid uhoľnatý	karbonyl
NO	oxid dusnatý	nitrozyl

- príklady:
 - tetrafluorostriebritan draselný – K [AgF₄]
 - tetrahydroxozlatitan sodný – Na [Au (OH)₄]
 - [Cr (H₂O)₆] Cl₃ – chlorid hexaakvachromitý
 - [Co (H₂O) (NH₃)₅] Cl₃ – chlorid akva-pentaamminkobaltitý
 - Li [AlH₄] – tetrahydridohlinitan lítny
 - hexakvanoželeznatan draselný – K₄ [Fe (CN)₆]
 - K₃ [Fe (CN)₆] – hexakvanoželezitan draselný

Prvky skupiny železa

- VIII.B skupina
- 3 triády:

Fe	Co	Ni
Ru	Rh	Pd
Os	Ir	Pt
- železo:
 - 4. najrozšírenejší prvok v prírode
 - biogénny prvok – v hemoglobíne v krvi (prenos kyslíka)
 - základný kov súčasnej civilizácie
 - neušľachtilý kov
 - čistý je striebrolesklý, ťažký, mäkký
 - feromagnetický
 - korózia – $4\text{Fe} + \text{nH}_2\text{O} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O}$ – pokračuje, kým sa celý predmet nerozpadne (lebo ochranná vrstvička vždy opadne – nie ako pri hliníku)
 - výskyt:
 - železné rudy:
 - oxidy: Fe₂O₃ · nH₂O – hnedel', Fe₂O₃ – krveľ (hematit), Fe₃O₄ (Fe₂O₃ · FeO) – magnetovec (magnetit):
 - z týchto – výroba surového železa
 - sulfidy: FeS₂ – pyrit, CuFeS₂ – chalkopyrit
 - uhličitan: FeCO₃ – oceľok (siderit)
 - výroba:
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
 - získané železo – surové – krehké (viac než 1,7 % C)
 - vyrábajú sa z neho:
 - liatiny
 - oceľ:
 - skujňovanie železa (zbavovanie uhlíka – pod 1,7 %)
 - kalenie – roztavenie, prudké ochladenie – krehká a tvrdá oceľ

- popúšťanie – pomalé zohrievanie – tvrdá, pružná
- legované ocele
- pasivácia – reaguje s niektorými kyselinami iba ak sú zriedené (vytvára sa vrstvička oxidu, ktorý bráni ďalšej oxidácii)

Prvky skupiny medi

- I.B skupina
- $_{29}\text{Cu}$: $[_{18}\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
- $_{47}\text{Ag}$: $[_{36}\text{Kr}] 4d^{10} 5s^1$
- $_{79}\text{Au}$: $[_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$
- d-elektróny sa podieľajú na reakciách (veľmi energeticky blízke s s-orbitálmi) \Rightarrow aj viac než jednomocné (Cu^+ , Cu^{2+} , Ag^+ , Ag^{3+} , Au^{3+})
- ušľachtilé kovy, výborné vodiče (3., 2.a 1. miesto)
- farebné kovy (meď – žltá, striebro – striebrolesklé, zlato – žlté)
- kujné, ťažné, vyššie teploty topenia, vyššie hustoty, menšie atómové polomery
- nereagujú s neoxidujúcimi kyselinami
- Ag, Cu reagujú s H_2SO_4 , HNO_3
- Au reaguje len s lúčavkou kráľovskou
- stále kovy, ale Ag a Cu korodujú po vznik ochranej vrstvičky:
 - u Cu vzniká medenka ($\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCO}_3$)
 - $\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
 - $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- využitie:
 - Cu – vodivé drôty, zliatiny
 - Ag – AgCl, AgI, AgBr – fotografický priemysel
 - Au – veľmi cenné, karáty (max. 24)

Prvky skupiny zinku

- II.B skupina
- $_{30}\text{Zn}$: $[_{18}\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$
- $_{48}\text{Cd}$: $[_{36}\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2$
- $_{80}\text{Hg}$: $[_{54}\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ (jediný kvapalný kov)
- nízke teploty topenia
- malé polomery, striebrolesklé, neušľachtilé (najreaktívnejší – Zn, ale celkovo neveľmi reaktívne)
- d-elektróny sa nepodieľajú na väzbe (plná konfigurácia)
- ióny – Hg^{2+} , Hg_2^{2+}
- vytláčajú H_2 z kyselín ($\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$)
- použitie:
 - Hg – teplomery, elektródy
 - Zn – pozinkovanie (ochranná vrstva)
- soli Hg a Cd sú jedovaté (ireverzibilne reagujú s bielkovinami, narušujú ich štruktúru)

Prvky f – lanthanoidy a aktinoidy

- vnútorne prechodné
- väčšina má oxidačné číslo +3
- okrem Th, U, Pu a Pa sú všetky umelo pripravené
- aktinoidy sú všetky rádioaktívne
- Eu sa používa na výrobu obrazoviek farebných televízorov
- z lanthanoidov sa vyrábajú lasery a zliatiny
- Pu, U:
 - urán sa vyrába redukciou UF_4 pomocou horčička
 - v prírode sa nachádza ako smolinec U_3O_8
 - atómové bomby, jadrové elektrárne

Atómová energia

- nuklidy používané na jadrové reakcie: ^{233}U , ^{235}U , ^{239}Pu
- podstata:
 - atóm uránu bombardujú neutróny:
 - $^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{140}_{56}\text{Ba} + {}^{93}_{36}\text{Kr} + 3{}^1_0\text{n}$
 - $^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{101}_{38}\text{Sr} + {}^{133}_{54}\text{Xe} + 2{}^1_0\text{n}$
 - každý vzniknutý neutrón štiepi ďalší atóm uránu \Rightarrow reťazová reakcia
 - pri každom štiepení vzniká aj obrovská energia
- atómové elektrárne – riadené reakcie – sú tu moderátory, ktoré reakciu ovládajú – deutériová voda D_2O alebo grafit
- atómové bomby – neriadené reakcie

Periodický zákon a jeho vzťah k štruktúre a vlastnostiam látok

- v periodickej sústave prvkov sú prvky usporiadané podľa stúpajúceho protónového čísla
- sú zoradené do 7 riadkov – periód a do 16 stĺpcov – skupín
- číslo periódy je zhodné s počtom elektrónových vrstiev prvkov v nej
- číslo skupiny udáva koľko elektrónov sa nachádza na valenčnej vrstve
- v perióde zľava doprava:
 - rastie počet valenčných elektrónov
 - klesá atómový polomer
 - rastie ionizačná energia
 - rastie elektronegativita
 - klesá kovový charakter
 - klesá redukčná schopnosť
- smerom od ľavého dolného rohu tabuľky k pravému hornému rohu tabuľky stúpa elektronegativita, ionizačná energia, nekovový charakter, oxidačné účinky, kyslosť oxidov a sila kyselín a klesá atómový polomer, zásaditosť, sila báz a redukčné účinky
- smerom nadol v tabuľke rastú redukčné schopnosti a rastú oxidačné schopnosti
- vpravo – nekovy a vysoká elektronegativita, vľavo – kovy
- ionizačná energia je energia potrebná na odtrhnutie elektrónu z atómu (I_1 – neutrálny atóm, I_2 – jednomocný ión)
- elektrónová afinita je energia, ktorá sa uvoľní, keď atóm prijme elektrón

Organická chémia

- chémia zlúčenín uhlíka
- je ich oveľa viac než anorganických zlúčenín, lebo atómy uhlíka sa môžu viazať do reťazcov
- v 18. a 19. storočí – teória, že je skupina zlúčenín, ktoré môžu existovať iba v rámci živej sústavy
- vyvrátená – 1828 – Wöhler – reakcia: $\text{NH}_4\text{CNO} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO} \Rightarrow$ premenil anorganickú zlúčeninu na organickú
- najčastejšie sa v organických zlúčeninách vyskytujú prvky H, C, O, N, S, halogény, ... – biogénne prvky
- nepatria sem zlúčeniny uhlíka: CO, CO_2 , H_2CO_3 , jej soli, HCN, soli, ...
- sú menej stále než anorganické, viac na ne vplyva prostredie
- rozpustnosť – väčšinou sa nerozpúšťajú v H_2O , väčšina sa rozpúšťa v organických rozpúšťadlách (benzín, benzén, ...), ktoré sú nepolárne a hydrofóbne
- väčšia kvantita atómov, menej prvkov (aj keď v súčasnosti skoro všetky)

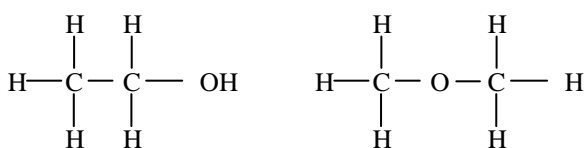
Väzby v organických zlúčeninách

- kovalentná väzba:
 - tvorená spoločným elektrónovým párom
 - jednoduchá väzba – σ (najväčšia elektrónová hustota je na spojnici jadier)
 - dvojité väzba – hore σ , dole π (najväčšia elektrónová hustota je mimo spojnice jadier)
 - trojitá väzba – hore σ , potom $2 \times \pi$
- väzbovosť – počet väzieb, ktoré vychádzajú z atómu v organickej látke
 - uhlík – dvojitá väzba iba v CO – ten je kvôli tomu a nestabilný a preto aj nebezpečný
 - obyčajne je štvorväzbový
 - H – 1 väzba
 - O – 2 väzby (H_3O^+ – 3 väzby)

- N – 3 väzby (NH_4^+ – 4 väzby)
- halové prvky – 1 väzba
- S – 2, 4, 6 väzieb

Štruktúrna teória

- Butlerov – zakladateľ štruktúrnej teórie, ktorá hovorí, že vlastnosti zlúčenín nezávisia len od zloženia, ale aj od štruktúry
- koniec 19. st. – Francúz Le Bel a Holanďan van't Hoff nezávisle na sebe objavili, že molekula CH_4 je trojrozmerná – možno ju umiestniť do štvorstenu, v ktorého strede je C a v rohoch sú H
- základ pre stereochemiu
- vzorce v organickej chémii:
 - sumárny
 - molekulový
 - racionálny
 - štruktúrny
- konštitúcia – látky majú rovnaké zloženie, ale sú odlišné svojím usporiadaním a majú teda rozličné chemické a fyzikálne vlastnosti
- konštitučné izoméry – látky s rôznym molekulovým a štruktúrnym vzorcom (napr. etanol a dimetyléter):



Klasifikácia organických zlúčenín

- podľa reťazca:
 1. nerozvetvené – na žiaden uhlík sa neviažu viac než dva ďalšie:
 - a) nasýtené (alkány) – všetky väzby sú jednoduché – parafíny
 - b) nenasýtené (alkény, alkíny, alkadiény, alkatriíny, ...) – majú jednu a viac dvojitých alebo trojitých väzieb – olefíny
 2. rozvetvené:
 - a) nasýtené (alkány)
 - b) nenasýtené (alkény, alkíny, alkadiény, alkatriíny, ...)
- nerozvetvené a rozvetvené majú otvorený reťazec
- 3. cyklické:
 - 1) alicyklické:
 - a) nasýtené (cykloalkány)
 - b) nenasýtené (cykloalkény, cykloalkíny, cykloalkadiény, ...)
 - 2) aromatické (arény)
 - heterocyklické – obsahujú heteroatóm, čiže akýkoľvek iný atóm v organickej zlúčenine okrem uhlíka a vodíka
- deriváty uhlíkovodíkov vznikajú odvodením od uhlíkovodíka tým, že nahradíme vodík alebo inú skupinu atómov v molekule skupinou z heteroatómov (charakteristickou skupinou)
- uhlíkovodíková väzbová skupina – skupina, ktorá vzniká z uhlíkovodíka odtrhnutím vodíka

Uhlíkovodíky

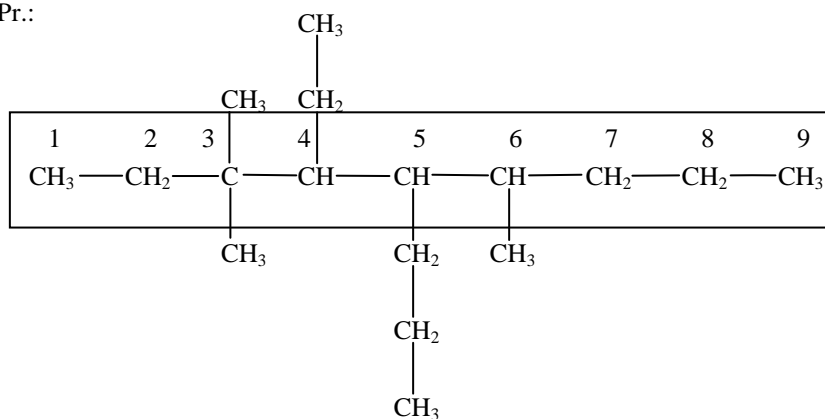
Alkány

- všeobecný vzorec $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- názvoslovie nerozvetvených alkánov:

Názov alkánu	Vzorec alkánu	Názov väzbovej skupiny	Vzorec väzbovej skupiny (alkylu)
metán	CH_4	metyl	CH_3
etán	C_2H_6	etyl	C_2H_5

propán	C_3H_8	propyl	C_3H_7
bután	C_4H_{10}	butyl	C_4H_9
pentán	C_5H_{12}	pentyl	C_5H_{11}
hexán	C_6H_{14}	hexyl	C_6H_{13}
heptán	C_7H_{16}	heptyl	C_7H_{15}
oktán	C_8H_{18}	oktyl	C_8H_{17}
nonán	C_9H_{20}	nonyl	C_9H_{19}
dekán	$C_{10}H_{22}$	dekyl	$C_{10}H_{21}$
undekán	$C_{11}H_{24}$	undekyl	$C_{11}H_{23}$
dodekán	$C_{12}H_{26}$	dodekyl	$C_{12}H_{25}$
tridekán	$C_{13}H_{28}$	tridekyl	$C_{13}H_{27}$

- 20 – ikozán; 21 – henikozán; 22 – doikozán; 30 – triakontán; 31 – heniakontán
- 100 – hektán
- väzbové skupiny od propylu majú dva a viac rôznych izomérov (voľná väzba môže ísť z okrajového atómu alebo z vnútorného) \Rightarrow musíme ich rozlišovať (napr. propyl – väzba ide z okrajového atómu, izopropyl – väzba ide z vnútorného atómu)
- názvoslovie rozvetvených alkánov:
 1. nájdeme najdlhší priamy uhlíkový reťazec
 2. nájdený reťazec očísľujeme tak, aby uhlík so substituentom mal čo najmenšie číslo
 3. pomenujeme vzorec
- Pr.:



- reťazec v obdĺžniku je najdlhší a očíslovaný tak, aby uhlíky so substituentmi mali čo najmenšie číslo
- názov je teda:
3, 3, 6-trimetyl-4-etyl-5-propylnonán
- musíme ho však ešte usporiadať podľa abecedy (podčiarknuté písmená):
4-etyl-3, 3, 6-trimetyl-5-propylnonán

Alkény

- uhl'ovodíky s otvoreným reťazcom, ktorý môže byť priamy alebo rozvetvený, ale je v ňom dvojité väzba
- všeobecný vzorec – C_nH_{2n}
- názvoslovie:
 1. nájdeme najdlhší uhlíkový reťazec, ktorý obsahuje násobnú väzbu
 2. očísľujeme ho tak, aby uhlík, z ktorého vychádza násobná väzba mal čo najmenšie číslo
 3. pomenujeme vzorec
- väzbové skupiny:
 - propyl môže vyzeráť rôzne:
 1. $-CH_2-CH_2-CH_3$ = propyl
 2. $CH_3-CH-CH_3$ = izopropyl
 - zvyšok po eténe – etenyl (triviálne vinyl): $-CH=CH_2$
 - zvyšok po propéne s väzbou vychádzajúcou z krajného atómu bez dvojitej väzby – alyl: $CH_2=CH-CH_2-$

Molekulový	Racionálny vzorec	Názov	Názov
------------	-------------------	-------	-------


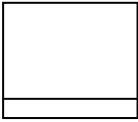
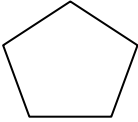
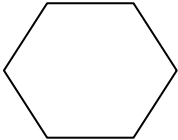
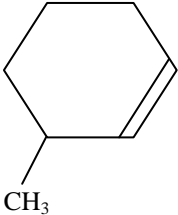
Reakčné schémy a základné typy chemických reakcií v organickej chémii

- $A + B \xrightarrow[\text{sem sa píše teplota a tlak, za ktorej reakcia prebieha alebo látka, ktorá sa odštiepi (eliminuje)}]{\text{sem sa píše katalyzátor alebo látka, s ktorou reaktanty reagujú}} C$
1. Adícia:
 - zaniká násobná väzba a pripája sa ďalšia skupina
 - adícia = pripojenie
 - $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl}$
 - etén reaguje s chlórrom za vzniku 1,2-dichlóretánu
 2. Eliminácia:
 - opak adície – vzniká násobná väzba
 - $\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{\text{H}_3\text{PO}_4} \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - z 2-pentanolu sa za prítomnosti H_3PO_4 odštiepi H_2O a vzniká pen-2-tén
 3. Substitúcia:
 - $\text{CH}_3\text{I} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{I}^-$ (z jódmétánu vzniká metanol)
 - výmena
 4. Prešmyk:
 - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \xrightarrow{\text{bezvodý AlCl}_3; \text{RCl}} \text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_3$
 - z butánu vzniká 2-metylpropán
 - sumárne vzorce na obidvoch stranách rovnice sa rovnajú
 5. Oxidácia a redukcia:
 - oxidácia:
 - látka získava kyslík (oxygenácia) alebo stráca vodík (dehydrogenácia)
 - oxygenácia:
 - $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 \xrightarrow[\text{H}_2\text{O}]{\text{KMnO}_4} \text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$
 - but-2-én reaguje za prítomnosti vodného roztoku KMnO_4 na 2,3-butadiol
 - dehydrogenácia:
 - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - horenie propánu
 - redukcia:
 - látka získava vodík (hydrogenácia) alebo stráca kyslík (deoxygenácia)
 - deoxygenácia – príklad z eliminácie
 - hydrogenácia:
 - $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 \xrightarrow{\text{H}_2/\text{Pd}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - propén reaguje s H_2 za prítomnosti paládia a za vzniku propánu

Cykloalká/é/íny

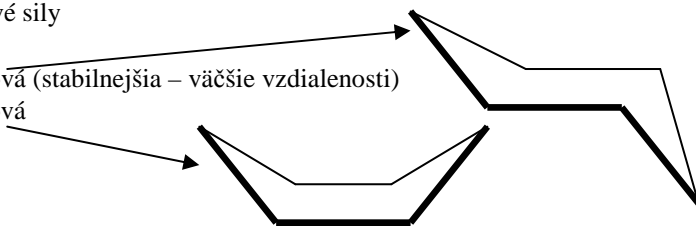
- nasýtené uhl'ovodíky s uzavretým reťazcom
- všeobecný vzorec: $\text{C}_n\text{H}_{2n}/\text{C}_n\text{H}_{2n-2}/\text{C}_n\text{H}_{2n-4}$
- treba najmenej tri uhlíky, aby mohol vzniknúť cykloalká/é/ín
- cyklopropán a cyklobután majú dvojrozmerné molekuly, ostatné sú trojrozmerné, avšak pre jednoduchosť píšeme vzorce stále ako dvojrozmerné pravidelné n-uholníky
- v racionálnych a štruktúrnych vzorcoch môžeme vynechať vodíky

Molekulový vzorec	Racionálny vzorec	Názov (staré názvoslovie)	Názov (nové názvoslovie)
-------------------	-------------------	------------------------------	-----------------------------

C_3H_6		cyklopropán	cyklopropán
C_4H_8		cyklobutén	cyklobutén
C_5H_{10}		cyklopentán	cyklopentán
C_6H_{12}		cyklohexán	cyklohexán
C_7H_{12}		3-metylcyklohexén	3-metylcyklohexén

Fyzikálne vlastnosti alkánov a cykloalkánov

- skupenstvo:
 - alkány – plyny: 1. – 4. (CH_4 – bioplyn, zemný plyn, v atmosfére planét); kvapaliny: 5. – 16. (narúšajú steny pľúc → smrť); pevné: 17. – ? (rúže, balzamy na pery)
 - cykloalkány – plyny: 3. – 4.; kvapaliny: 4. – ? (cyklohexán – z ropy sa vyrába, na plasty)
- nerozpustné vo vode
- rozpustné v organických zlúčeninách
- menšia hustota než hustota vody
- konformácia:
 - rotácia okolo jednoduchej väzby
 - etán:
 - zákrytová (vodíky sú v zákryte)
 - zošikmená (zákrytová posunutá o 60°) – stabilnejšia, lebo sú väčšie vzdialenosti medzi vodíkmi \Rightarrow menšie odpudivé sily
 - cyklohexán:
 - stoličková (stabilnejšia – väčšie vzdialenosti)
 - vaničková



Činidlá v organickej chémii

- čínidlo je jednoduchá látka (väčšinou anorganická), ktorá reaguje s organickou látkou a vyvoláva zánik väzby
- čínidlá sa delia na homolytické a heterolytické
- homolýza:
 - $A - B \rightarrow A^\bullet + B^\bullet$
 - vznikajú radikály, čiže veľmi reaktívne častice s nespáreným(i) elektrón(mi), ktoré existujú veľmi krátko

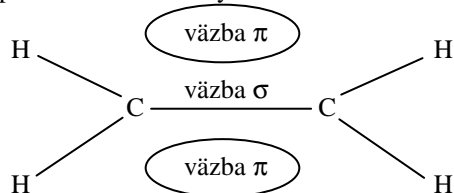
- radikály sú homolytické činidlá (CH_3^\bullet , Br^\bullet)
- heterolýza:
 - $\text{A} - \text{B} \rightarrow \text{A}^+ + \text{B}^-$
 - $\text{A} - \text{B} \rightarrow \text{A}^- + \text{B}^+$
 - heterolytické činidlá tvoria ióny a polárne molekuly a delia sa na:
 1. nukleofilné – priťahujú sa ku kladnému náboju \Rightarrow sú to anióny a polárne molekuly s voľným elektrónovým párom (OH^- , NH_3 , CH_3O^- , $\text{CH}_3 - \bar{\text{O}} - \text{H}$, CH_3^-)
 2. elektrofilné – priťahujú sa ku zápornému náboju \Rightarrow sú to katióny (Cl^+ , SO_3H^+ , CH_3^+)

Chemické vlastnosti alkánov a cykloalkánov

- zánik väzby medzi uhlíkmi je homolytický \Rightarrow vznikajú radikály
- typické chemické reakcie:
 1. radikálové substitúcie (S_R):
 - $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3^\bullet + \text{H}^\bullet$
 - chlorácia metánu:
 - $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$ – do prvého stupňa – vznik chlórmetánu (alebo metylchloridu)
 - $\text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl}$ – do druhého stupňa – vznik dichlórmetánu
 - $\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}_3 + \text{HCl}$ – do tretieho stupňa – vznik trichlórmetánu
 - $\text{CHCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{HCl}$ – do štvrtého stupňa – vznik tetrachlórmetánu (alebo chloridu uhličitého)
 - mechanizmus chlorácie:
 1. iniciácia (začatie) – $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{UV}} 2 \text{Cl}^\bullet$
 2. propagácia (rozširovanie):
 - $\text{Cl}^\bullet + \text{CH}_4 \rightarrow \text{H}^\bullet + \text{CH}_3^\bullet + \text{Cl}^\bullet \rightarrow \text{HCl} + \text{CH}_3^\bullet$
 - $\text{CH}_3^\bullet + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}^\bullet$
 3. terminácia (ukončenie) – pospájanie radikálov (vzniká hlavne CH_3Cl , ale aj Cl_2 a CH_4)
 2. oxidácia:
 - a) horenie – svetlo, teplo; produkty – H_2O a CO_2
 - b) kontrolovaná pomocou oxidačných činidiel – vznikajú alkoholy, karbonylové zlúčeniny a karboxylové kyseliny
 - dehydrogenácia (strata vodíka), redukcia je hydrogenácia (pribúdanie vodíka)
 3. eliminačné reakcie – dehydrogenácia – napr. $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 \xrightarrow[\text{zvýšená teplota}]{\text{oxidy kovov}} \text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2$
 4. sulfochlorácia: $\text{R} - \text{CH}_2 - \text{H} + \text{Cl}_2 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{R} - \text{CH}_2 - \text{SO}_2 - \text{Cl} + \text{HCl}$ (pracie prášky)
- výskyt CH_4 – zemný plyn, banský plyn (z hnedého uhlia), bahenný plyn (kvasenie celulózy), bioplyn
- výskyt cyklohexánu – ropa

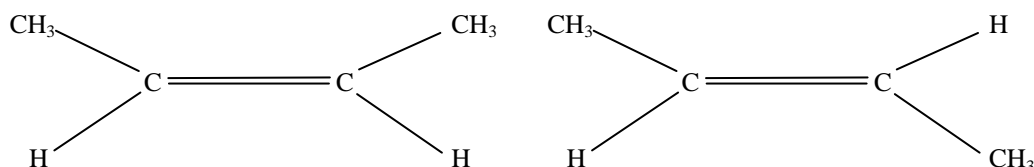
Fyzikálne a chemické vlastnosti alkénov

- fyzikálnymi vlastnosťami sa podobajú alkánom, ale chemicky sa od nich líšia
- majú jednu dvojitú väzbu, ktorá sa skladá z väzby σ a z väzby $\pi \Rightarrow$ skladá sa zo štyroch elektrónov
- elektróny väzby σ sa nachádzajú medzi stredmi uhlíkových atómov, kým dva elektróny väzby π sa nachádzajú v priestore okolo väzby σ :

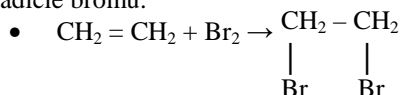


- väzba σ je pevnejšia než väzba π , preto pri reakciách zaniká práve väzba π
- všetky väzby vychádzajúce z uhlíkových atómov spojených dvojitou väzbou ležia v jednej rovine a zvierajú uhol 120°
- z rovinného usporiadania molekuly etylénu vyplýva, že zamenou vodíkového atómu na každom z uhlíkových atómov, napr. metylovou skupinou, vzniknú v tomto prípade dva izoméry 2-buténu, ktoré majú síce rovnakú konštitúciu, ale líšia sa priestorovým usporiadaním molekúl, čiže priestorovou konfiguráciou \Rightarrow sú to priestorové (geometrické) izoméry, čiže stereoizoméry, ktoré sa označujú ako izoméry cis a trans

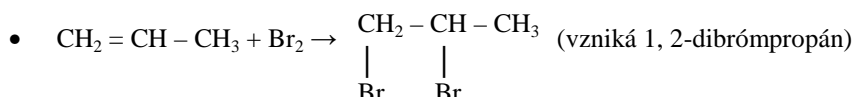
obr. (vľavo cis-2-butén, vpravo trans-2-butén)



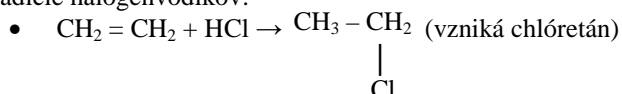
- adície brómu:



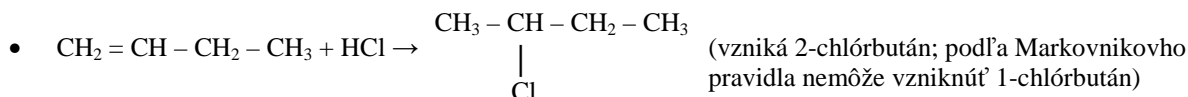
- využíva sa ako dôkaz dvojitej väzby (pri alkínoch aj trojitej)



- adície halogénvodíkov:

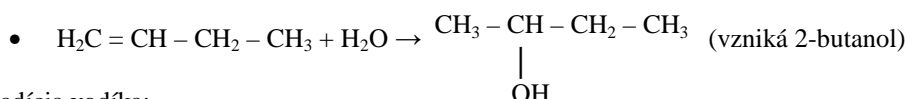
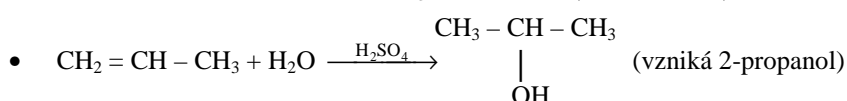
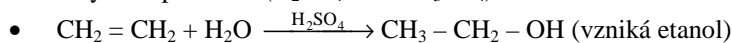


- Markovnikovovo pravidlo – pri polárnych činidlách typu H – Y sa kladnejšia časť činidla (pri halogénvodíkoch je to vodík) pripája na uhlíkový atóm dvojitej väzby s väčším počtom vodíkových atómov, kým zápornejšia časť činidla (pri halogénvodíkoch je to halogén) na uhlíkový atóm dvojitej väzby s menším počtom vodíkových atómov



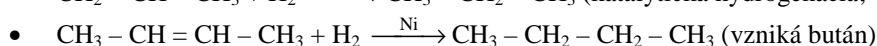
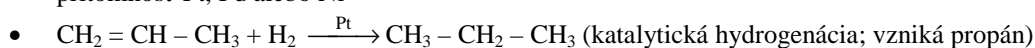
- adícia vody:

- v kyslom prostredí (H_2SO_4 alebo H_3PO_4)



- adícia vodíka:

- prítomnosť Pt, Pd alebo Ni



- polymerizácia:

- mnohonásobná adícia – z monoméru vzniká polymér
 - $n \text{CH}_2 = \text{CH}_2 \rightarrow \text{---}[\text{CH}_2 - \text{CH}_2]_n\text{---}$ (vzniká polyetylén)

- etylén je bezfarebný plyn, ľahký, sladkej chuti, získava sa destiláciou ropy, je to rastlinný hormón, alkohol

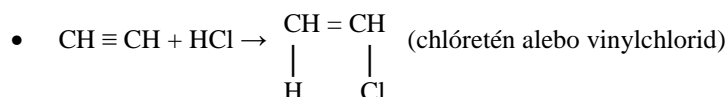
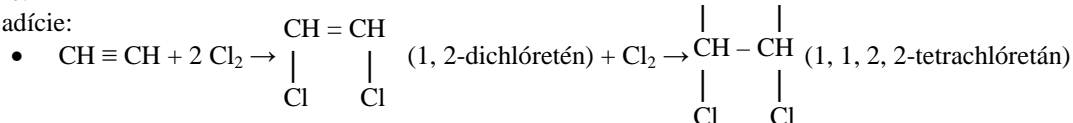
- propylén je bezfarebný plyn, získava sa z ropy a vyrába sa z neho polypropylén, acetón, kumén, ...

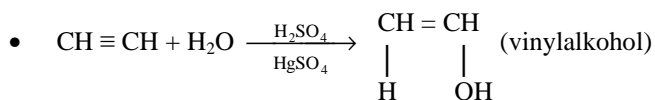
Chemické a fyzikálne vlastnosti alkínov

- uhl'ovodíky s jednou trojitou väzbou – π , π a σ – väzba sigma je na spojnici jadier a väzby π sú mimo tejto spojnice
- sp hybridizácia
- čím je väzba zložitejšia, tým sú menšie vzdialenosti medzi uhlíkovými atómami (jednoduchá väzba – 0,154 nm; dvojitá väzba – 0,134 nm; trojitá väzba – 0,12 nm) a zvyšuje sa aj jej stabilitasť

- reakcie:

1. adície:





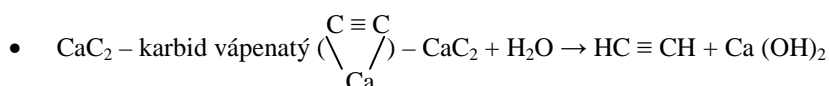
- vinylalkohol prechádza na stabilnejšiu zlúčeninu: $[\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{OH}] \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH} = \text{O}$ (etanal alebo acetaldehyd)
- vinylalkohol a acetaldehyd sú konštitučné izoméry, ktoré sa nazývajú tautoméry (izoméry, ktoré sa od seba odlišujú polohou vodíka a polohou a charakterom násobnej väzby), pričom vinylalkohol je enolforma ($\text{C} = \text{C}$) a acetaldehyd je oxoforma ($\text{C} = \text{O}$)

2. oxidácia (nie ako horenie):

- oxidačné činidlo – KMnO_4
- dôkaz násobnej väzby – odfarbenie roztoku KMnO_4

3. vznik solí:

- acetylén sa správa ako slabá kyselina \Rightarrow odštiepuje sa jeden atóm vodíka a vznikajú soli acetylidy
- $\text{HC} \equiv \text{CH} + \text{Ag} \rightarrow \text{HC} \equiv \text{CAg}$ (acetylid strieborný)


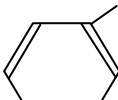
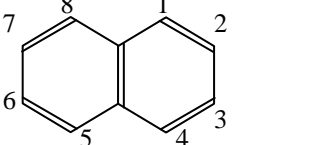
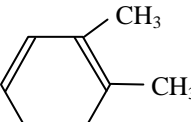
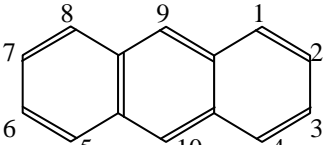
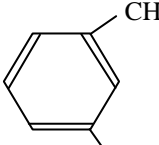
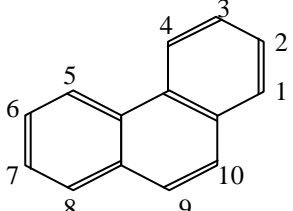
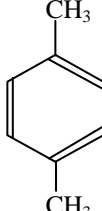


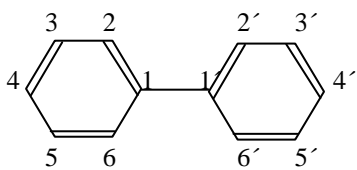
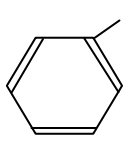
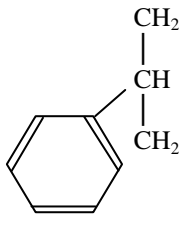
• acetylén:

- bezfarebný plyn
- čistom stave je bez zápachu a technický nepríjemne páchne
- jeho zmes so vzduchom je prudko výbušná
- výroba – zo zemného plynu
- použitie – horáky (3000°C) – zváranie a rezanie kovov

Aromatické uhl'ovodíky – arény

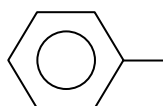
- všeobecný vzorec – $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$, sú to cyklické uhl'ovodíky s konjugovaným systémom π väzieb
- v skutočnosti však benzén (najjednoduchší arén) nie je 1, 3, 5-cyklohexatrién, lebo elektróny π väzieb sú v skutočnosti delokalizované – obiehajú po obvodě molekuly (dôkaz – má rôznu energiu než potenciálny 1,3,5-cyklohexatrién a energia rozdielu energie 1,3,5-cyklohexatrién a benzénu $E = 151 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ sa nazýva delokalizačná energia)

Vzorec	Názov	Vzorec	Názov	Triviálny názov
	benzén		metylbenzén	toluén
	naftalén		1,2-dimetylbenzén (o-dimetylbenzén)	o-xylén
	antracén		1,3-dimetylbenzén (m-dimetylbenzén)	m-xylén
	fenantrén		1,4-dimetylbenzén (p-dimetylbenzén)	p-xylén

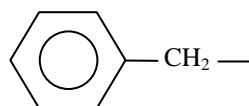
		bifenyl
Vzorec	Názov	Triviálny názov
	vinylbenzén	styrén
	izopropylbenzén	kumén

- hybridizácia sp^2
- patria sem deriváty benzénu (C_6H_6) a kondenzované uhl'ovodíky
- vo vzorcoch sa miesto dvojitych väzieb môžu použiť aj kružnica
- pokiaľ máme v názve nasledovné umiestnenie zvyškov, môžeme použiť aj iný symbol (viď tabuľka):
 - 1,2 – orto (o)
 - 1,3 – meta (m)
 - 1,4 – para (p)
 - 1,2,3 – vicinálne (vic)
 - 1,2,4 – asymetrické (asym)
 - 1,3,5 – symetrické (sym)
- zlúčenina je aromatická, keď má $(4n+2)$ π elektrónov a zároveň je rovinná
- nerozpúšťajú sa vo vode, ale v organických rozpúšťadlách, samy sú rozpúšťadlami
- zvyšky po benzéne:

fenyl:

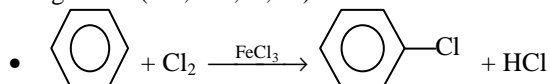


benzyl:

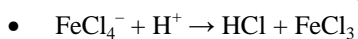
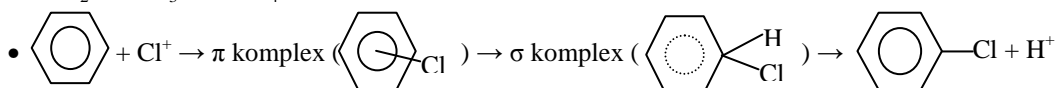
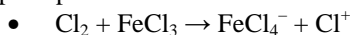
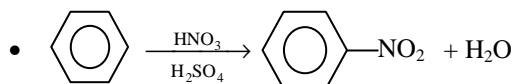


Chemické vlastnosti arénov

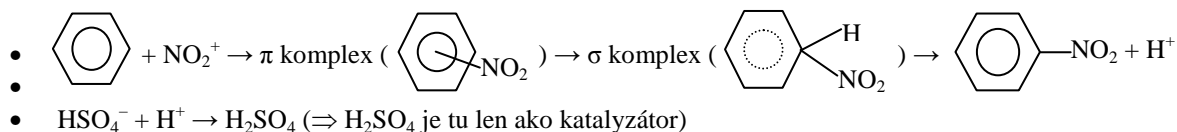
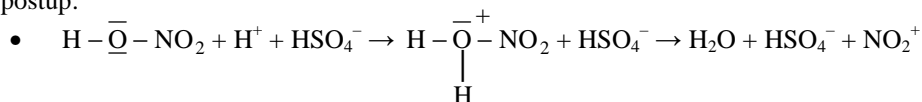
- zlúčeniny bohaté na elektróny \Rightarrow typické reakcie sú elektrofilné substitúcie (S_E) – zlučujú sa s kationom:

 1. Halogenácia (Cl^+ , Br^+ , I^+ , F^+):


• postup:


 2. Nitrácia (zmes 1:2 HNO_3 a H_2SO_4) – zlučuje sa s NO_2^+ :


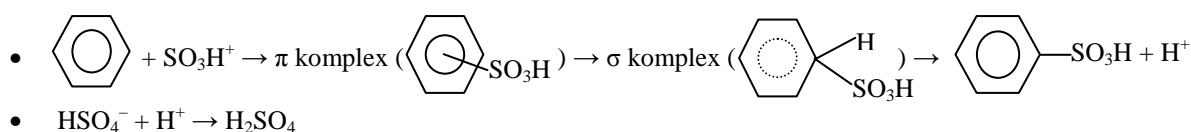
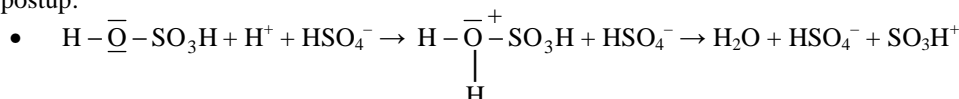
- postup:



3. Sulfonácia (H_2SO_4) – SO_3H^+ (sulfoskupina):

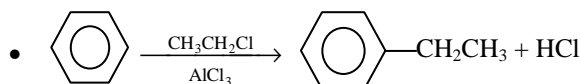


- postup:



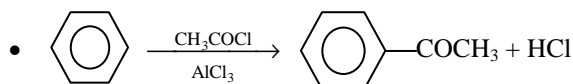
4. Alkylácia:

- katalyzátor – halogenid železitý alebo hlinitý



5. Acylácia:

- po odtrhnutí OH skupiny z karboxylovej kyseliny vzniká acyl: $\text{R}-\text{CO}-$ (pri kyseline mravčej je to formyl, pri kyseline octovej je to acetyl)
- acyl sa viaže na arény acyláciou



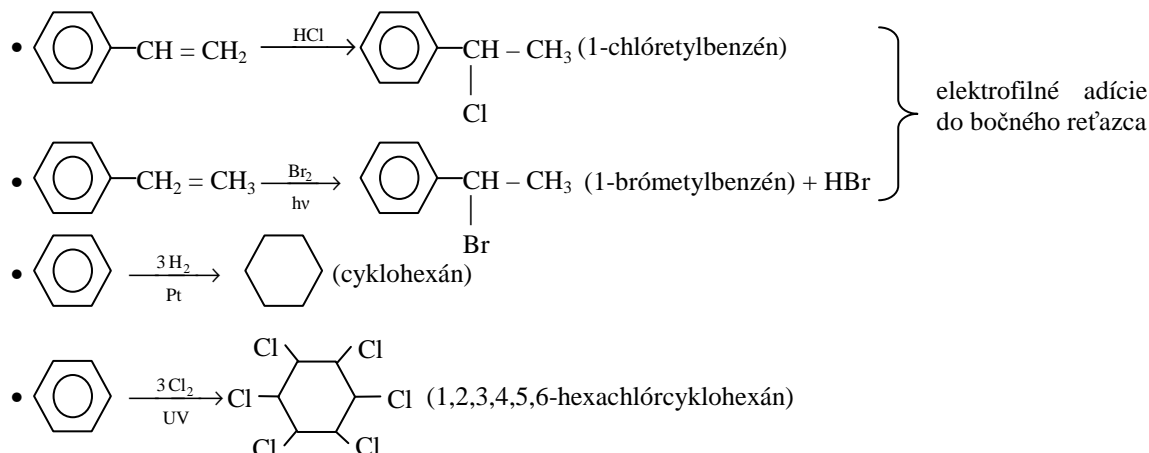
- pri týchto reakciách je rozdiel, či sa substituent viaže na benzén alebo na benzén, na ktorom je už naviazaný nejaký substituent:
 - pokiaľ je naň naviazaný substituent s voľnými elektrónovými párami (OH), benzén si od substituenta zoberie elektrónový pár a všetky π elektróny sa posunú \Rightarrow vzniká orto (1,2) alebo para (1,4) benzén (nový substituent sa viaže tam, kde väčší záporný náboj); nastáva aktivácia jadra (\rightarrow rýchlejšia reakcia)
 - pokiaľ je naň naviazaný substituent bez voľných elektrónových párov (NO_2), benzén substituentovi dá elektrónový pár a všetky π elektróny sa posunú \Rightarrow vzniká meta (1,3) benzén (nový substituent sa viaže tam, kde väčší záporný náboj); nastáva dezaktivácia jadra (\rightarrow pomalšia reakcia)

Substituent	Aktivuje benzénové jadro	Dezaktivuje benzénové jadro	Orientácia orto/para	Orientácia meta
alkyly	X		X	
- OH	X		X	
NH_2	X		X	
Cl		X	X	
F		X	X	
Br		X	X	
I	X		X	
- NO_2		X		X
- SO_3H		X		X
- COOH		X		X
- COOCH_3		X		X

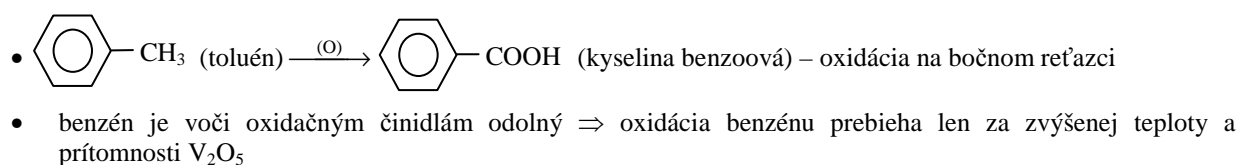
CN		X		X
----	--	---	--	---

- netypické reakcie – vynútené účinkom katalyzátorov, tepla alebo UV žiarenia:

1. adície:



2. oxidácie:

**Deriváty uhľovodíkov**

- organické zlúčeniny, ktoré vznikajú nahradením atómu (jedného alebo viacerých) vodíka charakteristickou skupinou

1. Halogén deriváty – charakteristická skupina je Cl, F, Br alebo I

2. Dusíkaté deriváty::

a) nitrozlúčeniny – charakteristická skupina je $-\text{NO}_2$

b) amíny:

- 1) primárne – charakteristická skupina je $-\overline{\text{N}}\text{H}_2$
- 2) sekundárne – charakteristická skupina je $=\overline{\text{N}}\text{H}$
- 3) terciárne – charakteristická skupina je $\equiv\overline{\text{N}}$

3. Kyslíkaté deriváty:

a) hydroxylzlučeniny:

- 1) alkoholy – charakteristická skupina je $-\text{OH}$
- 2) fenoly

b) karbonylové zlúčeniny:

- 1) aldehydy – charakteristická skupina je $-\text{CHO}$
- 2) ketóny – charakteristická skupina je $=\text{CO}$

c) karboxylové kyseliny – charakteristická skupina je $-\text{COOH}$

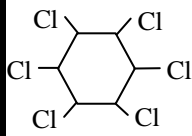
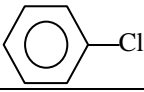
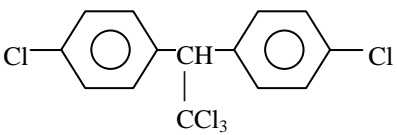
d) étery

Halogénderiváty uhľovodíkov

- väčšina je ekologicky závadná (príroda si s nimi nevie poradiť) – freóny – hnacie plyny do sprejov; DDT – insekticída – veľmi škodlivá životnému prostrediu (\rightarrow zastavenie výroby)
- príprava z uhľovodíkov:
 1. elektrofilnou substitúciou arénov
 2. radikálovou substitúciou alkánov
 3. adíciou nenasýtených uhľovodíkov

Vzorec	Substitučný názov	Triviálny/Iný názov
CH_3Cl	chlórmetán	metylchlorid
CHCl_3	trichlórmetán	chloroform

$\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$	1,2-dichlóretán	etyléndichlorid
$\text{CH}_2 = \text{CHCl}$	chlóretylén	vinylchlorid
$\text{CH}_2 = \text{CClCH} = \text{CH}_2$	2-chlór-1,3-butadién	chloroprén
CCl_2F_2	dichlórdifluóretán	freón 12
	1,2-dochlórbenzén	o-dichlórbenzén
	chlórmetylbenzén	benzylchlorid
CHI_3	trijódmétán	jodoform
CCl_4	tetrachlóretán	chlorid uhličitý
$\text{CHCl} = \text{CCl}_2$	trichlóretylén	–
$\text{CF}_2 = \text{CF}_2$	tetrafluóretylén	teflón

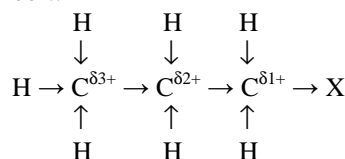
Vzorec	Substitučný názov	Triviálny/Iný názov
	1,2,3,4,5,6-hexachlórcyklohexán	HCH
	chlórbenzén	–
	1,1,1-trichlór-2,2-bis(4-chlórfenyl)etán	DDT

Chemické vlastnosti halogénuhľovodíkov

- reaktivitu ovplyvňujú:
 1. polarita väzby:
 - klesá od fluóru k jódu
 - atómy s väčšou elektronegativitou priťahujú elektróny viac \Rightarrow pri halogéne sa v halogénuhľovodíku nachádza slabý záporný náboj δ^- a pri atóme uhlíka slabý kladný náboj δ^+ ($\text{C}^{\delta^+} - \text{X}^{\delta^-}$)
 - polárne väzby majú svoj dipólový moment, čo je súčin náboja a vzdialenosti ťažísk oboch elektrických centier
 2. polarizácia:
 - posun väzbových elektrónov z pôvodného miesta účinkom elektrického náboja reagujúcej častice
 - klesá od jódu k fluóru, čiže opačne ako polarita väzby, ale keďže polarizácia ovplyvňuje reaktivnosť viac než polarita väzby, jóduhľovodíky sú najreaktívnejšími halogénuhľovodíkmi
 3. veľkosť atómu – čím je veľkosť atómu väčšia, tým ďalej sú valenčné elektróny od jadra a tým sú príťažlivé sily menšie
 4. vplyv rozpúšťadla
- typickými reakciami sú nukleofilné substitúcie:
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{I} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (etanol) + NaI
 - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{I} + \text{CH}_3\text{CH}_2 - \text{O}^{\delta-} - \text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ (dietyléter) + HI (etoxidový anión $\text{CH}_2\text{CH}_3\text{O}^-$ nahrádza jód)
- indukčný efekt:
 - spôsobený tým, že polárny charakter väzby sa neprejavuje len na vlastnostiach väzby C – X, ale prenáša sa aj na susedné väzby (obr.)
 - $\delta_{1+} > \delta_{2+} > \delta_{3+}$
 - vplyv sa šíri badateľne iba po tretí uhlík

- na obr. je záporný indukčný efekt (-I) a existuje aj kladný indukčný efekt (+I – napríklad medzi atómami uhlíka a kovu – C – M)

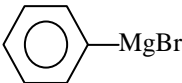
obr.:



- vlastnosti niektorých halogénderivátov uhl'ovodíkov:
 - chloroform a tetrachlórmetán:
 - prchavé látky, používajú sa ako rozpúšťadlá
 - tetrachlórmetán je jedovatá zlúčenina, má pravdepodobne karcinogénne účinky
 - trichlóretylén – rozpúšťadlo
 - dichlórdifluórmetán:
 - typický zástupca freónov – kvapalín, ktoré sa používajú ako náplň do chladničiek, hasiacich prístrojov a najrozličnejších sprejov
 - freóny nepriaznivo vplyvajú na ozónovú vrstvu atmosféry
 - vinylchlorid – karcinogénny plyn, polymerizuje sa na PVC; PVC je nebezpečný pri spaľovaní, kedy sa z neho uvoľňuje vinylchlorid
 - tetrafluóretylén – polymerizuje sa na teflón, ktorý sa využíva na pokrytie panvíc, lebo je veľmi stály voči kyselinám, zásadám i vysokým teplotám
 - chloroprén – výroba chloroprénového kaučuku, ktorý je jeho polymérom
 - chlórbenzén – kvapalina, príprava aromatických zlúčenín

Organokovové zlúčeniny

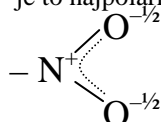
- nachádza sa tu väzba C – M (M je metal – kov – môže to byť Li, Mg, Hg, Al, Pb, Sn, Si, P)
- veľmi reaktívne látky, niektoré sú jedovaté (dimetylorťuť)
- nízka zápalná teplota \Rightarrow niektoré sú samozápalné
- kladný indukčný efekt

Vzorec	Názov
$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{Li}$	butyllítium
$(\text{CH}_3)_2\text{Hg}$	dimetylorťuť
$(\text{C}_4\text{H}_9)_3\text{Al}$	tributylhliník
$(\text{C}_4\text{H}_9)_4\text{Pb}$	tetrametylolovo
	fenylmagnéziumbromid

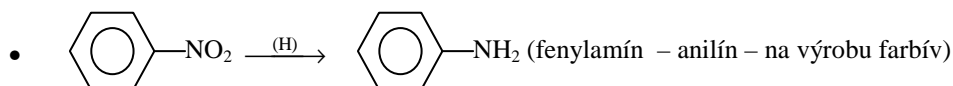
- reakcie majú nukleofilný (???) a bázičný charakter
- $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3^{\delta-} \text{Li}^{\delta+} + \text{CH}_3^{\delta+} \text{Br}^{\delta-} \rightarrow \text{CH}_3(\text{CH}_2)_3^{\delta-} \text{CH}_3^{\delta+} + \text{Li}^{\delta+} \text{Br}^{\delta-}$
- praktické využitie:
 - v organických syntézach – Grignarove činidlá – vnášanie alkylovej skupiny do organickej látky – napr. CH_3MgI
 - ako katalyzátory – Zieglerove katalyzátory
 - ako insekticídy
- bezolovnatý benzín – do benzínu sa pridávalo tetraetylolovo, ktoré zabraňovalo klepaniu motora, ale Pb je jedovaté, takže teraz sa už používa bezolovnatý benzín

Dusíkaté deriváty

- zlúčeniny, v ktorých sa nachádza väzba C – N (alebo $\text{C} \equiv \text{N}$)
- dusík je trojväzbový a prípadne aj štvorväzbový, ale vtedy je to kladný ión
- nitroderiváty:
 - nachádza sa v nich nitroskupina NO_2 , ktorá má delokalizované π elektróny väzby s kyslíkom
 - je to najpolárnejšia skupina, je tu najväčšie zriedenie elektrónov na dusíku



- NO₂ je m-orientujúci substituent, dezaktivuje jadro ⇒ rýchlosť priebehu S_E je pri toluéne najväčšia, pri benzéne pomalšia a pri nitrobenzéne najpomalšia
- 2,4,6-trinitrotoluén (TNT, tritol) – výbušnina, jedovatá látka, prepočítava sa na ňu účinok iných výbušných zbraní



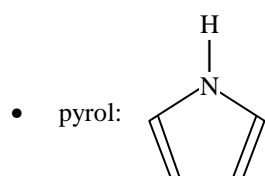
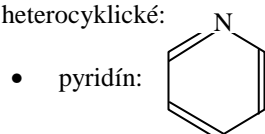
• amíny:

- systémové názvy tvoríme buď príponou amino-, alebo príponou amín spojením s názvom uhl'ovodíka, ku ktorému je aminoskupina pripojená; pri jednoduchších amínoch sa názvy vytvárajú spojením názvu alkyl s príponou -amín
- organické deriváty NH₃
- primárny: R – NH₂, sekundárny: $\begin{matrix} R_1 \\ \diagdown \\ N \\ \diagup \\ R_2 \end{matrix}$, terciárny: $\begin{matrix} R_1 \\ \diagdown \\ N \\ \diagup \\ R_2 \\ \diagdown \\ R_3 \end{matrix}$

Vzorec	Názov
CH ₃ – NH ₂	metylamín
$\begin{matrix} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{NH}_2 \end{matrix}$	2-butánamín
	o-fenyléndiamín 1,2-benzéndiamín
	2-naftylamín

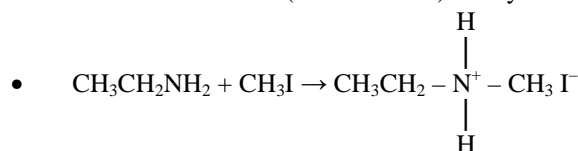
Vzorec	Názov
CH ₃ – CH ₂ – NH ₂	etylamín
$\begin{matrix} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \qquad \qquad \qquad \\ \text{NH}_2 \qquad \qquad \qquad \text{NH}_2 \end{matrix}$	1,4-butándiamín
	anilín, benzénamín
H ₂ N(CH ₂) ₆ NH ₂	1,6-hexándiamín hexametyléndiamín

• heterocyklické:

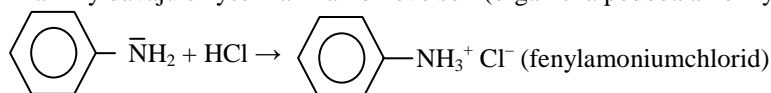


• chemické vlastnosti:

- zásaditý charakter – aminoskupina dáva svojim voľným elektrónovým párom amínom zásadité vlastnosti a prítomnosť substituentov spôsobujúcich +I-efekt (metylová skupina) tieto vlastnosti ešte zväčšuje
- pri aromatických amínoch sa však zároveň prejavuje aj +M-efekt (kladný mezomérny efekt) aminoskupiny – jej voľný elektrónový pár je vťahovaný do benzénového jadra a tak znižuje zásaditosť týchto uhl'ovodíkov
- nukleofilné vlastnosti – používajú sa ako nukleofilné činidlá – výraznejšie nukleofilné vlastnosti majú kvôli +M-efektu alifatické (nearomatické) amíny s otvoreným reťazcom:



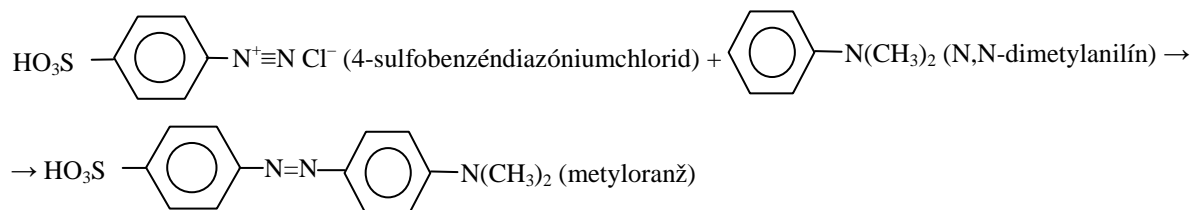
- amíny dávajú s kyselinami amóniové soli (organická podoba amónnych solí):



- diazotácia – na primárny aromatický amín (napr. anilín) pôsobí alkalickým dusitanom v prostredí anorganickej kyseliny a vznikajú diazóniové soli:



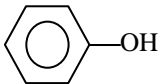
- diazóniové soli sú nestále a reaktívne, využívajú sa v organickej syntéze, ich reakciou s aromatickými amínmi alebo fenolmi sa priemyselne vyrábajú azofarbivá (najjednoduchší je azobenzén – $C_6H_5 - N = N - C_6H_5$); táto reakcia sa nazýva kopolácia:



- amíny sú farebné, lebo absorbujú z denného svetla určitú zložku a odrazové svetlo je doplnkové
- použitie amínov:
 - 1,6-hexametyléndiamín – surovina na výrobu nylónu
 - anilín – jedovatá kvapalina, používa sa na výrobu farbív a liečiv
 - 2-naftylamín – používal sa na výrobu azofarbív, patrí medzi látky s najväčšími karcinogénnymi účinkami
 - p-fenyléndiamín – zložka fotografických vývojok
 - pyrol – zložka chlorofylu a hemoglobínu
 - pyridín – odvodzuje sa od neho štruktúra niektorých alkaloidov – jedovatých dusíkatých látok v rastlinách

Kyslíkaté deriváty

Hydroxyderiváty

- delia sa na:
 - fenoly – obsahujú 
 - alkoholy – obsahujú v sebe skupinu hydroxyskupinu OH –

Alkoholy

- podľa počtu hydroxyskupín ich delíme na:
 - jednosýtne
 - viacsýtne
- podľa postavenia uhlíka v reťazci:
 - primárne: $R - CH_2 - OH$
 - sekundárne: $\begin{array}{c} R_1 \\ | \\ CH - OH \\ | \\ R_2 \end{array}$
 - terciárne: $\begin{array}{c} R_1 \\ | \\ R_2 - C - OH \\ | \\ R_3 \end{array}$