Učivo 2. ročníku

Přehled učiva 2. ročníku:

- p - prvky (16. - 13. skupina)
- s - prvky (1. - 2. skupina)
- d - prvky (3. - 12. skupina)
- f – prvky
- Úvod do organické chemie
- Uhlovodíky
  - Názvosloví
  - Alkany a cykloalkany
  - Alkeny
  - Alkadieny
  - Alkyny
  - Arény

13. P – prvky

Valenční elektrony jsou v orbitalech s a p.

18. skupina = VIII. (A) = Vzácné plyny

Helium, **Ne**on, **Ar**gon, **Kr**ypton, **Xe**non, **R**ado**n**

Valenční elektrony: Helium: $1s^2$ Ostatní: ns^2 np^6 (n – číslo periody)

Vyskytují se v atmosféře, cca 1%

Sloučeniny: He, Ne, Ar – netvoří žádné; Kr, Xe – nalezeny nějaké v roce 1960 oxidační číslo do VIII; Rn – žádné, radioaktivní.

Užití: He – na chlazení, nízká teplota varu a tání => lehce stlačitelný; kapalný je supravodivý a supratekutý. Ne – výroba žárovek, trubicových žárovek.

17. skupina = VII. (A) = Halogeny

Fluor, **Ch**l**or**, **Br**om, Jód (**I**), **A**s**t**at

Valenční elektrony: ns^2 np^5(n – číslo periody)

Halogenidy

Příprava:

- Neutralizace - vznik solí
  $$Halogenidová\,kyselina + hydroxid \rightarrow halogenid + H_2O$$
- $$2\,HCl + kov\,(Zn) \rightarrow H_2 + ZnCl_2$$

Oxidy

Chlóru:

$$Cl_2O$$

ClO_2

ClO_3

Cl_2O_7

Fluoru:

OF_2 - difluorid kyslíku

O_2F_2 difluorid dikyslíku

Kyslíkaté kyseliny

Síla: čím vyšší oxidační číslo, tím vyšší síla.

$Cl > Br > I$

Oxidační čísla chlóru v kyslíkatých kyselinách:

I, III, V, VII => $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$ => nejsilnější

16. skupina = VI. = Chalkogeny

Kyslík (**O**), **S**íra, **Se**len, **Te**llur, **Po**lonium

Charakteristika skupiny:

- Kyslík a síra jsou nekovy, Selen a Tellur jsou polokovy, Polonium je radioaktivní prvky.
- Mají 6 Valenčních elektronů: $ns^2\ np^č$ => někdy označovány jako $p^č$ – prvky
- Oxidační čísla od -II až VI
- Nejelektronegativnější je Kyslík.

Síra (S)

Výskyt:

- Volně
- Vázané (sírany a sulfidy)
  - Galenit - PbS , sfalerit - ZnS , pyrit - FeS_2 (disulfid železnatý => Fe: II) , chalkopyrit, - $Cu^{II}Fe^{II}S_2^{-II}$ (sulfid měďnato železnatý) sádrovec - $CaSO_4 * 2\,H_2O$

Vlastnosti:

- Žlutá pevná látka
- Alotropický prvek – schopnost vytvářet různé modifikace (krystalovat v různých soustavách)
  - Amorfní – beztvará
    - Plastická
    - Sirný květ
  - Krystalický
    - Kosočtverečná
    - Jednoklonná
- Biogenní prvek – bílkoviny

Výroba:

- Ze sulfidů pražením

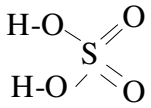
Použití:

- Výroba chemikálií (například kyseliny sírové)
- Insekticidy
- Sirky
- Vulkanizace – přidávání síry do kaučuku (vylepšení některých jejich vlastností - například pružnosti).

Sloučeniny síry:

- H_2S - sulfan (sirovodík) – jedovatý plyn, lze ho rozpouštět ve vodě => kyselina sirovodíková.
  - Sulfidy $-(S)^{-2}$ - dvojsytná
  - Hydrogensulfidy $-(HS)^{-1}$ - dvojsytná
  - Lze připravit v Kippově přístroji.
  - Sám sebe oxiduje, jiné látky redukuje!

- SO_2 - do vzduchu se dostává například při spalování uhlí, způsobuje vznik kyselých dešťů (vznik slabé kyseliny).
  - Převážně redukční účinky, ale má i oxidační.
- H_2SO_3 - vzniká rozpouštěním SO_2 ve vodě: $SO_2 + H_2O \leftarrow\rightarrow H_2SO3$, je to slabá dvojsytná kyselina, rozkládá se zpátky.
  - Anhydrid – látka ke které přidáme vodu, vytvoří kyselinu. (liší se o molekulu vody)
  - Slabá = rozkládá se na oxid a vodu
  - Dvojsytná = může štěpit dva protony (jeden nebo dva)
    - HSO_3^-
    - SO_3^{-2}
- SO_3 - plynná látka, má jenom oxidační účinky, anhydrid kyseliny sírové: $H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4$, ale nelze ji použít pro výrobu kyseliny sýrové. Existuje v různých modifikacích (polymorfie).
- H_2SO_4 - silná kyselina, maximální koncentrace 98%, dvojsytná. Reakce s vodou je exotermická => kyselina do vody (nikdy naopak), hygroskopická (= má schopnost odnímat jiným látkám vodu), oxidační činidlo, reaguje se všemi kovy, kromě zlata a platiny.
  - $Mg + H_2SO_4 \rightarrow H_2 + MgSO_4$



  - Výroba:
    $FeS_2^{-I} \rightarrow (oxidace) S^{IV} O_2^{\rightarrow} (oxidace, katalizátor V_2O_5) S^{VI} O_3 \rightarrow SO_3 do H_2SO_4$
    Oleum (tak se tomu říká) se ředí vodou.

15. skupina – p^3 – prvky

Dusík (**N**), Fosfor (**P**), **Ar**sen, Antimon (**Sb**), **Bi**smut

S rostoucím protonovým číslem roste i kovový charakter.

Mají 5 valenčních elektronů: ns^2 np^3

Dusík

Třetí nejelektronegativnější prvek, ve všech sloučeninách s vodíkem tvoří vodíkové můstky.

Je jedním z biogenní prvek, vytváří bílkoviny.

Výskyt:

- Volně ve vzduchu – 78 %
- Vázaný
  - Soli kyseliny dusičné – tzv. ledky
    - $NaNO_3$ - chilský ledek
    - KNO_3 - draselný ledek
    - NH_4NO_3 - amonný ledek

Vlastnosti:

- Bezbarvý plyn, bez chuti a bez zápachu
- Plynný (molekulový) dusík je tvořen dvěma atomy s jednou trojnou vazbou (teplota 4000°C pro rozklad vazby => málo reaktivní)
- S většinou látek reaguje až za zvýšené teploty
  - $N_2+O_2 \rightarrow 2NO$ až při 1000°C
- Nejvyšší oxidační číslo: V nejnižší - $-III$ (v NH_3)

Výroba:

- Průmyslově
  - Frakční destilace kapalného vzduchu
- Laboratorně
  - Termický rozklad dusitanu amonného: $NH_4NO_2 \rightarrow N_2+2H_2O$

Použití k výrobě:

- Kyseliny dusičné
- Dusičnanů
- Amoniaku

Sloučeniny dusíku:

a) Dusíku s vodíkem (bezkyslíkaté)
   - NH_3 - bezbarvý plyn, štiplavého zápachu, má vodíkové můstky, zásaditý charakter, rozpustný ve vodě. Redukční vlastnosti (tzn. ostatní redukuje, sám sebe oxiduje).
     - Výroba přímou syntézou z prvků $N_2+3H_2 \rightarrow 2NH_3$ s katalyzátorem Fe za určité teploty a tlaku. Haber-Boschova metoda (syntéza)
     - Reakce s kyselinami => vznik amonných solí NH_4^+

- $NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$

b) Dusíku s kyslíkem (kyslíkaté)
   - Oxidy
     - N_2O - plynná látka, není jedovatý, narkotizující účinky, používal se jako uspávací prostředek u lékařských operací.
     - NO - bezbarvý plyn, na vzduchu se rychle oxiduje na NO_2, je součástí výfukových plynů. Je meziproduktem výroby kyseliny dusičné HNO_3
     - Na_2O_3
     - NO_2 - anhydrid HNO_2, hnědočervený plyn, silně jedovatý => zdraví škodlivý, snadno dimeruje: $2NO_2 \rightarrow N_2O_4$
     - N_2O_5
   - Kyseliny + soli
     - HNO_2 - slabá kyselina, připravuje se termickým rozkladem dusičnanů: $2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + 0_2$, tvoří jednu řadu solí: dusitany – jsou dobře rozpustné ve vodě (s výjimkou $AgNO_2$)
     - HNO_3 - silná jednosytná kyselina, jedna z nejvýznamnějších anorganických kyselin. Vlastnosti: Silné oxidační činidlo (všechny kovy – vyjma Au, Pt a některých platinových kovů => rozpouštějí se v lučavce královské (směs kyseliny dusičné a chlorovodíkové v poměru 1:3 (pro chlorovodíkovou)))
       - Použití: prodává se ve vodném 65 % roztoku, použití k výrobě barev a výbušnin (kreativní použití).
       - Výroba:
         - 1. fáze – oxidace: $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 4\mathrm{NO} + 6\mathrm{H}_2O$
         - 2. fáze - $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$
         - 3. fáze - $3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO$
       - Tvoří jednu řadu solí – dusičnany – dobře rozpustné ve vodě, zahříváním se rozkládají... ledky – průmyslová hnojiva
       - Autoprotolýza: Ze dvou molekul látky vzniká kyselina a zásada $2NH_3 \rightarrow NH_4^+ + NH_2$

Fosfor

V přírodě pouze ve sloučeninách, převážně minerálech: fosforit, apatit.

Základní složkou obou minerálů je $Ca_3(PO_4)_2$.

Důležitý biogenní prvek, stavba kostí, zubů, součást bílkovin, DNA, RNA

Vlastnosti: v mnoha modifikacích (každá má různou vnitřní stavbu)

- Bílý
  - Ze všech modifikací je nejreaktivnější
  - Prudce jedovatý
  - Na vzduchu nestálý
  - Uchovává se pod vodou
  - Toxický => jed na krysy, léky

    - Samovznicující (bývalé využití u samozápalných pum atd..)
- Červený
    - Tvrdý
    - Vzniká z bílého fosforu zahříváním i inertně v atmosféře
    - Není jedovatý
    - Není rozpustný ve vodě ani organických rozpouštědlech
- Černý (kovový)
    - Nejméně reaktivní
    - Krystalický
    - Kovový lesk
    - Vede teplo a elektrický proud
    - Nerozpustný ve vodě ani organických rozpouštědlech
    - Nejedovatý

Má nízkou elektronegativitu => nepodílí se na tvorbě vodíkových můstků.

Dvouprvkové sloučeniny s většinou prvků s výjimkou Sb, Bi, vzácné plyny.

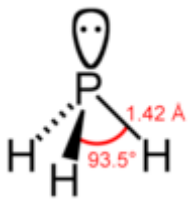
Za pokojové teploty reaguje s halogeny a kyslíkem, s ostatními až po zahřátí

Využití:

- Červený - Výroba zápalek
- Bílý – hubení krys

Sloučeniny fosforu a vodíku

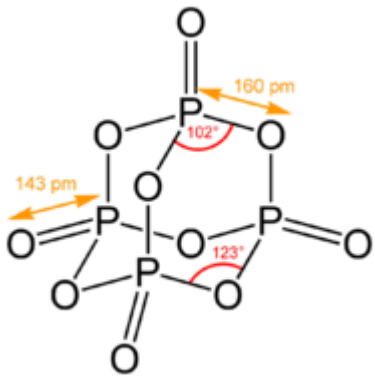
Fosfan (1. obr) - PH_3 – silné redukční účinky, látka zásaditá, fosfóniový kationt, získává se z fosfidů



Příprava: $Ca_3P_2 + 6\,H_2O \rightarrow 2\,PH_3 + 3\,Ca(OH_2)$ (z fosfidu vápenatého)

$P_4^{III}O_6^{-II}$ - dvě molekuly – dimer oxidu fosforitého, anhydrid kyseliny trihydrogenfosforité $P_4O_6 + H_2O \rightarrow H_3PO_3$. Vzniká z bílého fosforu zahříváním za nedostatečném přístupu kyslíku.

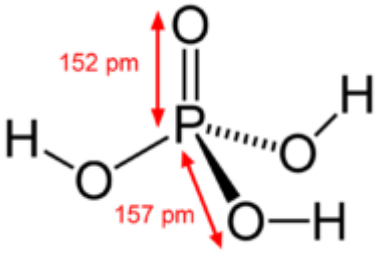
Oxid fosforečný (2. obr) - P_4O_{10} => vyskytuje se jako dimer, anhydrid kyseliny fosforečné $P_4O_{10} \rightarrow H_3PO_4$. Vzniká za dokonalého spalování bílého fosforu (tzn. s dostatečným přístupem kyslíku. Látka polymorfní, hygroskopická.



Kyselina fosforečná (3. obr)- H_3PO_4 - pevná látka, rozpustná ve vodě (85%), středně silná kyselina (malý rozdíl vodíku a kyslíku). Nemá oxidační účinky.

Trojsytná kyselina:

- Dihydrogenfosforečnan - $(H_2PO_4)^-$
- Hydrogenfosforečnan - $(HPO_4)^{-2}$
- Fosforečnany - $(PO_4)^{-3}$



Použití:

- Na přípravu hnojiv $Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ - musíme přidat kyselinu sírovou kvůli rozpustnosti ve vodě.

- Fosfátování = povrchová úprava kovů, účinkem H_3PO_4 se na povrchu kovu daného fosforečnanu. Tím je kov chráněn proti korozi aj.
- Fosfidy = dvouprvkové sloučeniny fosfor plus kov

14. skupina = IV = p^2 prvky

Uhlík (**C**), Křemík (**Si)**, Germanium (**Ge**), Cín (**Sn**), Olovo (**Pb**)

Elektronová konfigurace ns^2 np^2

Oxidační čísla od -IV do IV

Elektronegativita ve skupině klesá.

CH_4

SiH_4

Uhlík

Výskyt:

- Volný
  - Grafit (tuha)
  - Diamant
- Vázaný
  - CO_2
  - Uhličitany:
    - $CaCO_3$ - vápenec
    - $MgCO_3$ - magnezit
    - $CaCO_3 * MgCO_3$ - dolomit
  - Uhlí, ropa, zemní plyn – z větší části z uhlíků => výroba uhlovodíků
- Biogenní součást všech organických látek
  - Tuky
  - Bílkoviny
  - DNA... vše

Sloučeniny:

- Alotropický prvek, existují tři modifikace (různí se složením => různé vlastnosti)
  - Grafit
    - Vrstevnatá struktura
    - Ve vrstvě: pravidelný šestiúhelník, kovalentní vazby (=> silné)
    - Mezi vrstvami jsou van der Waalsova vazba – je slabá, vznikající mezi všemi molekulami (přitahování dipólů) => vrstvy se po sobě posouvají => otírání => psaní.
    - Vlastnosti:
      - Elektrický i tepelný vodič.
    - Použití:
      - Tužky
      - Výroba elektrod – elektrolýza
  - Diamant
    - Čtyřstěn, pevné kovalentní vazby, spojen s dalšími 4 vazbami.
    - Tvrdá, tepelně vodivá, nevede elektrický proud. Málo reaktivní.

        - Bezbarvý a průhledný.
        - Využití: řezání skla.
    - Fulereny – uměle připravená modifikace, Nobelova cena za objevení v roce 1996 (Kroto, Smalley).
        - Struktura modifikace – obsahují vysoký obsah uhlíků, mají kulovitý tvar (pěti a šestiúhelníky) na povrchu.
        - Vlastnosti:
            - Má schopnost tvořit dlouhé řetězce (vazby mezi atomy uhlíku jsou mimořádně stabilní)
            - Může tvořit vazby jednoduché, dvojné, trojné
            - Nejčastěji 4 vazný – excitací se posune elektron do prvního volného orbitalu.
            - Málo reaktivní, pro reakci se používá koks (působí jako redukční činidlo) při výrobě železa.
            - Má malou elektronegativitu – nemůže tvořit vodíkové můstky.
            - Radio uhlíková metoda: určování stáří uhynulých organismů, na základě množství radioaktivního izotopu uhlíku $^{14}_{6}C$

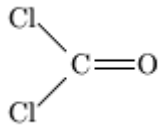
Sloučeniny uhlíku:

- CO – oxid uhelnatý - C=O
    - Jedovatý plyn bez zápachu - jedovatost CO: váže se na hemoglobin, čímž zabraňuje přenášení kyslíku v těle
    - Redukční činidlo, při výrobě Fe: $CO + Fe_2O_3 \rightarrow Fe + CO_2$
    - Vzniká:
        - Při nedokonalém spalování uhlíku (spalování za nedostatku kyslíku)
        - Rozkladem (dehydratací) kyseliny mravenčí – HCOOH – odštěpí se voda (proto dehydratace): $HCOOH \rightarrow H_2O + CO$
- CO_2 - oxid uhličitý
    - Plyn, nedýchatelný (je těžší než vzduch), kyselý oxid – anhydrid kyseliny uhličité: $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
    - Vzniká:
        - Dokonalým spalování uhlíku (kyslíku je hodně)
        - V Kippově přístroji – reakce uhličitanu s kyselinou:

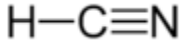
[redacted] $O_3 \rightarrow H_2O + CO_2$ (podvojná [redacted]

- [redacted] ny), slabá => rozklad na [redacted]

anorganické látky – Wöhler => propojení organické a anorganické chemie
    - Použití: hnojivo => rozpustná ve vodě, na výrobu plastů (pryskyřice).
- Fosgen = dichlorid kyseliny uhličité - $2\,\mathrm{x}\,OH \rightarrow 2\,\mathrm{x}\,Cl$
    - Jedovatý plyn – použit jako BCHL



- Karbidy = sloučeniny C + kov
- Uhlovodíky = C + H – alkany, alkeny, alkyny, areny
- Freony – deriváty uhlovodíků – C + F + (Cl + H)
- HCN – kyanovodík – jedovatá látka
    - Soli jsou kyanidy: KCN – cyankáli



Křemík

Výskyt – pouze vázaný s O_2 : SiO_2 - křemen, křemičitany, hlinitokřemičitany.

Je biogenní – v enzymech, vlasech, kostech

Vlastnosti:

- Krystalická nebo prášek tmavší barvy
- Látka tvrdá
- 4 vazný: oxidační čísla od -IV do IV
- Struktura tetraedru
- Málo reaktivní, odolný vůči chemikáliím – rozpustný pouze v HF a před vnějšími vlivy – na povrchu se vytvoří SiO_2 .
- Netvoří vodíkové můstky (malá elektr $Si-Si-Si...$ onegativita)
- Polovodič
- Porovnání s uhlíkem
    - $Si-Si-Si...$ - není stabilní
    - $Si-O-Si-O...$ - velmi stabilní => velká skupina křemičitanů a kyselin křemičitých.

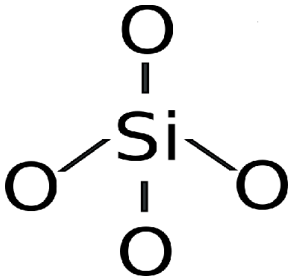
Výroba:

- Z SiO_2 - redukcí pomocí koksu
  $Si^{IV}O_2+2C \rightarrow Si^0+2\mathrm{CO}$ - málo čistý => čištění pomocí zonální tavby.

Užití:

- Polovodič
- Slitiny: $Si+Fe$ => ferrosilicium – příměs do oceli
- Pro výrobu olejů, tmelů – silikony

SiO_2



Polymerní – vyskytuje se ve formě dlouhých řetězců, základní stavební jednotkou těchto řetězců je SiO_4 - tetraedr.

Pevná a odolná látka (jedinou interagující kyselinou je HF - nesmí se uchovávat v plastových lahvích (skleněné obsahují křemík))

Polymorfní sloučenina – tři modifikace, liší se uspořádáním tetraedrů

- Křemen

- Tridymit – za vyšších teplot
- Cristobalit – za vyšších teplot

1. Křemen
   - Písek (=> sklo)
   - Křišťál – čirý
   - Opál - s vodou
   - Barevné modifikace:
     - Růženín
     - Citrín
     - Záhněda
     - Ametyst

Kyseliny křemičité

- H_2SiO_3 - nestabilní
- H_2SiO_4 - nestabilní
- $H_2Si_2O_5$ - nestabilní
- $H_2Si_2O_7$ – nestabilní
- Silikagel
- Stálé soli= křemičitan, hlinitokřemičitanů (=> výroba vodního skla)

Z písku se vyrábí normální sklo.

Křemenné sklo

SiC

Karbid křemíků, velmi tvrdý, používá se k broušení (například diamantů).

Silicidy

Sloučeniny křemíku s kovem.

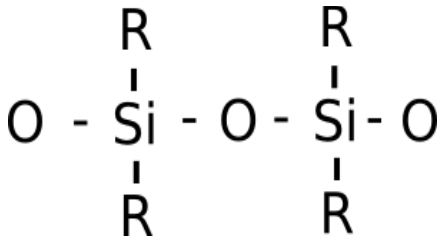
Silany

Sloučeniny křemíku s vodíkem. Obdoba alkanů, ale řetězce jsou méně stabilní

Silikony

Organické sloučeniny, jsou to polymerní řetězce.

R – zbytek z uhlovodíku - CH3



Sklo

Amorfní látka (= bez pravidelné vnitřní struktury).

Skládá se z:

- Písek SiO_2
- Na_2CO_3 nebo K_2CO_3
- $CaCO_3$
- Dalších příměsí

Typy skla:

- Sodné sklo s Na_2Co_3 - obyčejné, není odolné vůči kyselinám, extrémním teplotám.
- Draselné sklo – s K_2CO_3 - chemicky odolnější, vydrží vyšší teploty.
- Křemenné sklo – vyrábí se roztavením křemene, je maximálně odolné vůči chemikáliím.
- Barevné sklo – způsobeno přítomností jiných kovů
- Olovnaté sklo – s příměsí olova používá se například v optice
- „Vodní sklo“ (z křemičitanu sodného a draselného) – použití pro výrobu tmelů, atd.

Cín – Sn

Výskyt:

- Sn^{IV}
- SnO_2 - cínovec

Vlastnosti:

- Měkký neušlechtilý kov
- Barvy stříbrné
- Alotropický (modifikace alfa, beta, gama)
- Odolný vůči vnějším vlivům (korozi...) => na povrchu se vytváří vrstva oxidu cíničitého

Použití:

- Pocínování = ochrana jiných kovů před korozí
- Staniol – obalový materiál, dnes se ji nepoužívá
- Slitiny – pro pájení...

Olovo – Pb

Výskyt: pouze vázané ve sloučeninách (oxidační číslo II), a Galenit PbS

Vlastnosti:

- Měkký a těžký kov
- Neušlechtilý kov
- Páry olova a jeho sloučeniny jsou jedovaté
- Běžné oxidační číslo je II
- Málo reaktivní, pokrývá se vrstvou PbO
- Olovo je poslední člen rozkladových řad Uranu atd.

Výroba:

- $PbS \rightarrow Pb^{II}O \rightarrow Pb^0$ (pražení a redukce koksem)
- Akumulátory - založeny na redoxních dějích (oxidaci a redukci), kde olovo mě své oxidační číslo na 0, II nebo IV.
- Ochrana před radioaktivním zářením

- Výroba slitin

13. skupina

Bór, Hliník (**Al**), **Ga**lium, **In**dium, **T**ha**l**ium

Tři valenční elektrony v konfiguraci: $ns^2\ np^1$

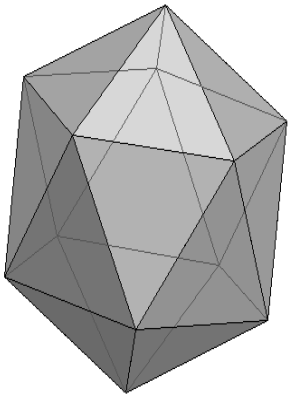
Oxidační čísla od -III (s H) do III.

Bór

Výskyt: pouze vázaný ve sloučeninách (Boritany – př. Borax - „boritan sodný“ - komplexní sloučenina - $Na[B_{III}(OH)_4^{-I}]$.

Vlastnosti:

- Diagonální podobnost s křemíkem (tvrdý, odolný, polovodič).
- Alotropický prvek
  - Amorfní – bez pravidelného vnitřního uspořádáním
  - Krystalický
    - Ikosaedr – 20 stěn – všechny hrany jsou stejné, 12 vrcholů, všechny modifikace se liší pouze propojením jednotlivých ikosaedrů.



-

- Je trojvazný

Výroba:

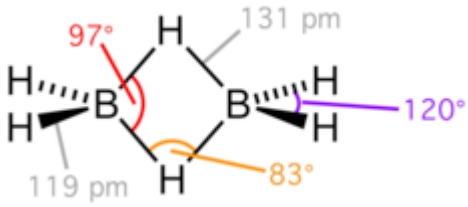
- Redukcí
- Elektrolýzou

Použití:

- Konstrukční materiál
- Prací prášky (soli)

Sloučeniny:

- Boridy = Bór + kov
- Borany = Bór + vodík
  - Diboran B_2H_6 (strukturní vzorec ->)



  - Analogické složení jako ethan (C_2H_6), ale vazebné poměry v molekule se liší, protože Bór je maximálně trojvazný (má 3 valenční elektrony). Zvláštní typ vazby – elektronově deficitní vazba ($2e^-$ na tři atomy – můstek: $B-H-B$)
- B_2H_3 - anhydrid kyseliny borité => $B_2O_3+H_2O \rightarrow H_3BO_3$
- Kyselina boritá – vyskytuje se ve dvou verzích:
  - H_3BO_3
  - Polymerní $[HBO_2]_n$

Hliník

Výskyt:

- Vázaný ve sloučeninách
  - Hlinitokřemičitany
  - Al_2O_3 - jedna modifikace se nazývákorund – na 9. místě škály tvrdosti
  - $Al_2O_3*nH_2O$ - hydratovaný oxid hlinitý

Vlastnosti:

- Neušlechtilý kov
- Lehký
- Dobře zpracovatelný
- Amfoterní – reaguje s kyselinami i zásadami:
  - s kyselinami => vznik jednoduchých solí
  - se zásadami => vznik solí – komplexnější sloučeniny
- Pasivace účinkem kyseliny dusičné se stává nereaktivním (vznik ochranné vrstvy).
- Odolný vůči korozi – ochranou vrstvu lze uměle zesílit => eloxování
- Běžné oxidační číslo je III

Výroba:

- $Bauxit \rightarrow Al_2O_3(elektrolýzou)$
- $Al_2O_3 \rightarrow 2Al^{3+}+3O^{-2}$

- Elektrody jsou vyrobeny z grafitu: $2\,Al^{3+}+6\,e^{-}\rightarrow 2\mathrm{Al}^{0}$ - katoda

Použití:

- Výroba alobalu
- Mincovní kov
- Vodič
- Slitiny – například dural => hliník => jsou lehké
- Aluminotermie – metoda výroby kovů, hliník působí jako redukční činidlo, protože má schopnost slučovat se s kyslíkem. Mangan, Chrom: $Cr_3^{III}\,O_2+2\,Al\rightarrow 2\,Cr^{0}+Al_2\,O_3$

Sloučeniny:

- Al_2O_3 - v přírodě jako korund – velmi tvrdý – nelze z něj vyrábět hliník.
  - Amfoterní – reaguje s kyselinami i zásadami
  - Polymorfní – může mít více modifikací
  - Používá se jako katalyzátor,
  - V chromatografii (metoda dělení směsí)
- $Al(OH)_3$ - amfoterní sloučenina hliníku
- $ALCl_3$ - používá se jako katalyzátor v chemických reakcích, při heterolytickém štěpení (nerovnoměrné dělení vazby, elektrofil, nukleofil) vazby v Cl_2 . Heterolyticky se bežně štěpí jen polární vazby => musíme použít katalyzátor.
- Kamence – podvojné sírany (mají dva kationty: I a III) s 12 molekulami vody: $M^{I}\,M^{III}\,(SO_4)_2^{-2}*12\,H_2O$ - dodeka – 12

S – prvky

- Valenční elektrony jsou umístěny pouze v orbitalu s
- Kromě vodíku a hélia jsou to kovy.
- Velmi reaktivní prvky, redukční činidla, snaží se dosáhnout elektronového oktetu (8 elektronů)
- Nízkou elektronegativitu.
- Velký poloměr atomu

Alkalické kovy

(Vodík **H**), **Li**thium, Sodík, (**Na**) Draslí**k**, **R**u**b**idium, **C**e**s**ium, **Fr**ancium (radioaktivní)

Elektronová konfigurace: ns^1

Oxidační čísla: 0, I

Elektronového oktetu dosáhnou odštěpením jednoho valenčního elektronu.

Výskyt:

- Kvůli vysoké reaktivitě se vyskytuje pouze vázaný
  - $NaCl$ - sůl kamenná
  - $NaNO_3$ - chilský ledek
  - KNO_3 - draselný ledek
  - KCl - sylvín
  - Na, K - rozpuštěny v podobě solí v mořské vodě, jsou biogenní – membrány
  - Ostatní se vyskytují v malém množství ve velkém množství minerálů.

Vlastnosti:

- Neušlechtilé kovy
- Malá hustota
- Redukční účinky
- Francium – nejnižší možná elektronegativita
- Měkké kovy – na kovové vazbě se podílí pouze jeden valenční elektron každého atomu. Dají se krájet nožem
- Velmi reaktivní, na vzduchu jsou samozápalné, s vodou reagují prudce => uchovávají se petroleji.
- Ionty charakteristicky barví plamen – jedna ze zkoušek v anorganické chemii.
  - Li – červeně
  - Na – žlutě
  - K, Rb, Cs – fialově

Lithium je spíše diagonálně podobné Hořčíku.

Výroba:

- Vyrábí se elektrolýzou roztavených solí (chloridů).
- $NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$ => na katodě: $Na^{+} + 1e^{-} \rightarrow Na$

Chemické vlastnosti:

- Hydroxidy: $2M + H_2O \rightarrow 2MOH + H_2$ (M – kov) – prudká reakce
- $2M + H_2 \rightarrow 2MH^{-I}$
- $M + O_2 \rightarrow$ oxid lithný Li_2O^{-II}, peroxid sodný $Na_2O_2^{-I}$, superoxidy (hyperoxidy) $K(O_2)^{-I}$.
- $2M + X_2 \rightarrow 2MX$ - X – halogeny => halogenidy.

Použití:

- Nevýhodou je příliš vysoká reaktivita.
- Redukční činidla (převážně sodík)
- Výroba hnojiv (KNO_3 , $NaNO_3$)
- Prací prášky, bělící účinky – sloučeniny sodíku
- Ve všech sloučeninách oxidační číslo I
- Iontové sloučeniny – obsahují iontovou vazbu (rozdíl elektronegativit atomů je větší než 1,7)

KOH, NaOH

Pevné krystalické látky (průhledné krystalky). Jsou rozpustné ve vodě => nejsilnější zásady.

Látky žíravé, mají leptavé účinky. Látky hygroskopické.

Ředění: hydroxid do vody (silně exotermická reakce).

Použití:

- Výroba mýdel
- Výroba papíru
- Výroba organických sloučenin

Výroba:

- Jedny z nejvyráběnějších sloučenin (co se týče množství), vyrábí se elektrolýzou solanky (nasycený roztok $NaCl$). $\rightarrow NaOH$
  - $2NaCl + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 + Cl_2$ Chlór na anodě, vodík na katodě.
  - Prostor elektrod je vzájemně oddělen přepážkou (diafragmou)

$NaHCO_3$ – jedlá soda

Používá se pro výrobu kypřícího prášku do pečiva – zásaditá => používá se při překyselení žaludku.

Na_2CO_3 – soda

Na výrobu skla, na výrobu mýdla. Používá se také na odstranění trvalé tvrdosti vody.

Výroba ze solanky, do které se zavádí CO_2 a NH_3 :
$NaCl + H_2O + CO_2 + NH_3 \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$ teplem se rozkládá:

$$NaHCO_3 \rightarrow \frac{1}{2}(Na_2CO_3 + H_2O + CO_2)$$

KNO_3, $NaNO_3$

Dusičnany - ledky, použití jako hnojiva

$KmnO_4$

Jedno z nejsilnějších oxidačních činidel: $Mn^{VII} \rightarrow Mn^{II}$ - sytě fialová.

s^2 – prvky

Berylium, Hořčík (**Mg**), Vápník (**Ca**), **S**t**r**oncium, Radium (**Ra**).

Berylium, Horčík – diagonální podobnost s alkalickými kovy.

Kovy alkalických zemin – ostatní jsou podobné podobné alkalickým kovům.

Berylium

Vlastnosti:

- Neušlechtilé kovy
- Dva valenční elektrony ns^2 – jsou reaktivní, snaží se vytvořit oktet => oxidují se na oxidační číslo II.
- Mají menší poloměr než s^1 prvky.
- Mají větší elektronegativitu než s^1 prvky.
- Reaktivita – souvisí s poloměrem => méně reaktivnější než s^1 prvky.

Výskyt:

- Pouze vázané ve sloučeninách
  - Berylium – beryl (patří mezi hlinitokřemičitany)
    - Odrůdy berylu
      - Smaragd
      - Akvamarín

Hořčík

$MgCO_3$ - magnezit

$Mg(OH)_2$ - brucit

Mořská H_2O

Biogenní – chlorofyl

Vápník

$CaCO_3$

$CaCO_3 * MgCO_3$

$CaSO_3 * 2H_2O$

CaF_2 - kazivec

Biogenní – stavba zubů a kostí

Baryum

$BaSO_4$ - baryt

Radium

Smolinec (radioaktivní).

Vlastnosti

- Neušlechtilé kovy
- Měkké (méně než 1 skupina), kovovou vazbu tvoří dva elektrony.
- Ionty kovů barví plamen
  - Vápník – červeně
  - Stroncium – červeně
  - Baryum – zeleně
- Reagují s vodou
  - $M + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + H_2$
- Výroba elektrolýzou chloridů
  - $MCl_2 \rightarrow M^2 ++ 2\mathrm{Cl}^-$

Použití

- Do slitin
- Jako redukční činidla
- Hořčík
  - Pro přípravu organických sloučenin
    - $RMgX$ - Grignardova činidla - R je uhlíkový zbytek, X je halogen
- Vápník
  - Ve stavebnictví
  - Výroba keramiky
  - Při výrobě oceli

Sloučeniny

MgO - zásaditý oxid $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$ => gymnastika, vyzdívka ve vysokých pecích (je odolný vysokým teplotám).

CaC_2 - karbid vápenatý (karbid vápníku), používá se pro výrobu acetylenu = ethynu $CaC_2 + H_2O \rightarrow C_2H_2 + CaO$

CaO - pálené vápno - vyrábí se tepelným rozkladem vápence: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$. Zásaditý oxid, používá se pro výrobu hašeného vápna: $CaO + H_2 \rightarrow Ca(OH)_2$

$Ca(OH)_2$ - Hašené vápno – silný hydroxid, žíravé účinky, používá se na přípravu malty. Rovnice tvrdnutí malty: $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$

$CaCO_3$ - polymorfní – v přírodě se vyskytuje v mnoha formách (často závisí na způsobu vzniku): vápenec, kalcit | aragonit, mramor (různé příměsi), křída. Používá se pro výrobu školní křídy, výroba papíru a skla.

$CaSO_4$ - v přírodě ve formě sádrovce, způsobuje trvalou tvrdost vody, která se odstraňuje přidáním sody (rozpustné sloučeniny -> nerozpustné). Dihydrát ztrácí zahříváním část vody a mění se hemihydrát = sádra.

$Ca(HCO_3)_2$ - přechodná tvrdost vody

$Mg(HCO_3)_2$ - přechodná tvrdost vody

D - prvky

4. až 7. řádek a 3. až 12. sloupec – d prvky

Valenční elektrony se doplňují do orbitalu d, který je v předposlední vrstvě.

Valenční elektrony: ns^2 $(n-1)d^{1->10}$ n >= 4, 10 skupin (maximum 10 elektronů v d)

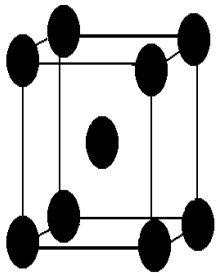
Přechodné (na rozdíl od s a p – ty byly nepřechodné). F prvky – vnitřně přechodné. Souvisí to s tím, kam se doplňují elektrony.

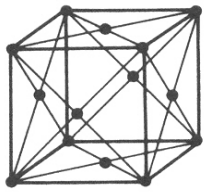
Velký počet valenčních elektronů:

- Mají velkou variabilitu oxidačních čísel.
- Tvrdé (kovová vazba – elektronový plyn)
- Vysoká teplota tání
- Jejich sloučeniny jsou barevné
- Katalyzátory (Vanad)
- Tvoří komplexní sloučeniny.
- Kov – ušlechtilé i neušlechtilé
- Řada napětí kovů = Beketovova řada kovů
  - Lithium – draslík - vápník – sodík - zinek - chrom – železo – kobalt – nikl – cín – olovo – vodík (<- ušlechtilé, neušlechtilé ->) bismut – měď – osmium – ruthenium – stříbro – rtuť – platina – zlato.
  - Neušlechtilé kovy s kyselinami tvoří vodík: $Zn + Mg_2SO_4 \rightarrow MgSo_4 + H_2$
  - Ušlechtilé kovy vodík netvoří (tvoří oxidy a vodu...)
    $Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$
  - Vytvořená podle reaktivity kovů – ochota tvořit kationty (redukční schopnosti).
  - Směrem zleva doprava klesá reaktivita, klesá rozpustnost ve zředěných kyselinách, klesají redukční účinky: kov vlevo vytěsní (vyredukuje) kov stojící vpravo ze sloučeniny.
    - $3Kcl + Al \leftarrow 3\mathrm{K} + AlCl_3$

Struktura kovů

- Kovová vazba = elektronový plyn – volně se pohybující (valenční) elektrony v celém prostoru kovu => vlastnosti: vodivost elektřiny a tepla,... Vrcholy mřížky = kationty kovů.
-
- Typy mřížek
  1. Krychlová, prostorově centrovaná – kationty ve vrcholech (jeden vrchol sdílí 8 „krychliček“) - jeden kationt ve středu krychle.
     - Nejméně těsná, každý atom má osm sousedů.
     - Nejměkčí kovy – alkalické kovy
  2. Krychlová, plošně centrovaná -
     - Nejtěsnější uspořádání – každý atom má 12 sousedních
     - Zlato, Stříbro
  3. Hexagonální (šesterečná) – střed podstavy, uvnitř „střed stěny
     - Počet sousedních atomů je 12





- Kovy, které tuto mřížku mají: Be, Mg

Výroba kovů

- Vyrábí se z rud, dle způsobů redukce:
  - Elektrolýza
    - Provádí se u roztoků, nebo taveniny
    - Pro velmi reaktivní kovy
    - Kovy alkalických zemin, hliník
    - Kov se vylučuje na katodě
  - Redukce Koksem, nebo CO
    - Výroba železa
  - Redukce Vodíkem
    - Vyrábí se Wolfram
  - Redukce jiným kovem
    - = metalotermie, z Na, Mg, Ca, Al (u hliníku aluminotermie)
    - Cr: $Cr_2O_3+2Al>>Al_2O_3+2Cr^0$

3. skupina

Sc, Y, La, Ac

3 valenční elektrony umístěny $ns^2(n-1)d^1$

Maximální oxidační číslo III.

14 prvků za Lanthaloidem - lanthanoidy, 14 prvků za Ac – aktinoidy => v PS dole

4. skupina = „skupina Ti“

Ti, Zr (Zirgonium), Hf, Rf (Rutherfordium)

4 valenční elektrony umístěny ns^2 $(n-1)d^2$

Maximální oxidační číslo IV.

Patří mezi neušlechtilé kovy

Titan – v přírodě se vyskytuje vázaný ve sloučeninách: TiO_2 - v případě jako rutil. Neušlechtilý lehký kov. => Konstrukční materiál v leteckém a vesmírném průmyslu. Odolný vůči korozi. Nereaktivní => využití v klenotnictví, v lékařství. TiO_2 - titanová běloba – na výrobu barev.

5. skupina = „skupina Vanadu“

V, Nb, Ta, Db (dublinum)

Mají 5 valenčních elektronů umístěných ns^2 $(n-1)d^3$

Nejčastější oxidační číslo je V.

Neušlechtilé kovy

Vanad – vyskytuje se jako příměs v mnoha nerostech, v malém množství se vyskytuje v uhlí a ropě. Odolný vůči korozi, používá se pro výrobu oceli (odstraňování nežádoucích příměsí).

V + Fe = ferrovanad

Katalyzátor V_2O_5 - při výrobě H_2SO_4

$FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow (kat. V_2O_5) \rightarrow SO_3 \rightarrow OLEUM \rightarrow vodou\ ředěná\ H_2SO_4$

6. skupina = „skupina Cr“

Chrom, Mo, W, Sg

6. valenčních elektronů rozložených ns^2 $(n-1)d^4$ nebo ns^1 $(n-1)d^5$ – orbital zaplněn z 50% - nejvýhodnější.

Neušlechtilé kovy, Wolfram má nejvyšší teplotu tání z kovů => využití do žárovek – 3400°C

Chrom – biogenní prvek (důležitý pro metabolismus cukrů – pouze Cr^{III} naopak Cr^{VI} je karcinogenní). Pokrývá se ochranou vrstvou oxidu => odolný vůči korozi. Nejčastější čísla III a VI. Sloučeniny chromu jsou barvené => použití na výrobu barev. Cr^{VI} - oxidační činidlo

Oxid chromitý Cr_2O_3 - zelená

Chromany $(CeO_4)^{-2}$ - žlutá

Dichromany $(Cr_2O_7)^{-2}$ - oranžová

Vyrábí aluminotermií

7. skupina = „skupina Mn“

Mangan, Technicium, Re, Bh

7 valenčních elektronů rozmístěných v ns^2 $(n-1)d^5$

Maximální oxidační číslo VII (=> oxidační činidla)

Mangan – MnO_2 v nerostu burelu, biogenní prvek. Oxidační čísla II, IV, VII. Neušlechtilý kov. Použití na výrobu oceli – k odstraňování příměsí ze železa – ferromangan

Použití v manganometrii – manganometrická titrace – metoda stanovení množství látek, kterých je železo nebo vodík (analytická chemie). $KMnO_4$ - oxidační činidlo. Dochází ke změně barvy.

Fialový -> bezbarvý

Mn^{VII} -> Mn^{II}

$1\,MnO_4^- + 5\,Fe^{3+} + 8\,H^+ \rightarrow 1\,Mn^{2+} + 5\,Fe^{2+} + 4\,H_2$ - rovnice v iontovém tvaru, jsou zde pouze atomy měnící oxidační čísla.

$Mn^{VII} + 5\,e^- \rightarrow Mn^{II}$ 1
$Fe^{II} - 1\,e^- \rightarrow Fe^{III}$ 5

Ověření dle nábojů: L = -1 + 10 + 8 = 17 a P= 2 + 15 = 17

8., 9., 10. skupina

8. skupina: železo, Ru, osmium

9. skupina: kobalt, Rh, Ir

10. skupina: nikl, Pd, Pt

Stejný počet elektronů.

Valenční elektrony ns^2 $(n-1)d^{6-8}$

Triáda železa: železo, kobalt, nikl

Triáda lehkých kovů platinových: Ru, Rh, Pd

Triáda těžkých kovů platinových: Osmium, Ir, Pt

Horizontální podobnost prvků

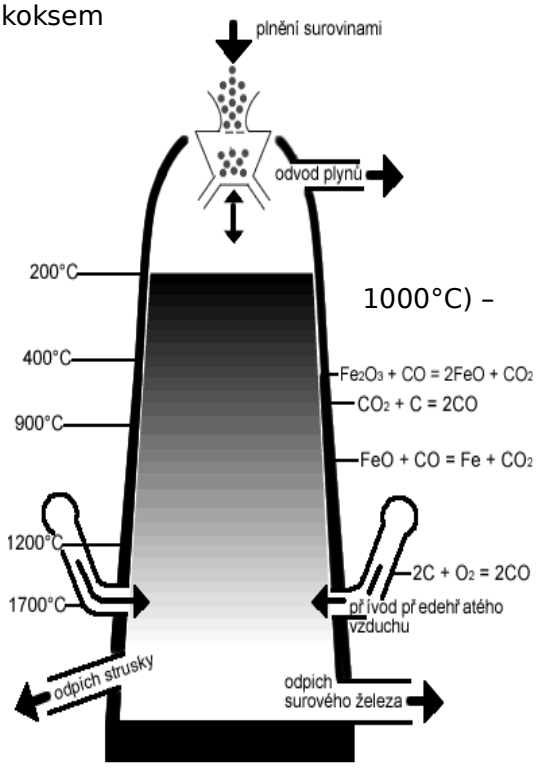
Železo – výskyt: vázaný v rudách (hlavně oxidy) : Fe_2O_3 - hematit (krevel), $Fe_3O_4 \rightarrow FeO\,Fe_2O_3$ - magnetit (magnetovec), $Fe_2O_3 * n\,H_2O$ - limonit (hnědel), $Fe\,S_2$ - pyrit, $CuFeS_2$ - chalkopyrit, $FeCO_3$ - siderit (ocelek), je obsaženo v minerálních vodách jako $Fe(HCO_3)_2$, biogenní – hemoglobin.

Vlastnosti železa:

- Neušlechtilý kov
- Měkký kov
- Teplota tání je přibližně 1540°C
- Je feromagnetický – je vtahován do magnetického pole. Zesiluje jeho účinky a zanechává si vlastnosti pole (lze zmagnetizuje). Tato vlastnost je způsobena nepárovými elektrony. Tuto vlastnost má železo pouze do určité teploty (té vlastnosti se říká Curiův bod). Pro železo je tato teplota při 768°C.
- Elektronová konfigurace $4s^2\ 3d^6$ => 5 nepárových elektronů
- Je alotropické
- Podléhá korozi – vlivem vzdušné vlhkosti se pokrývá vrstvou, která nemá ochranný charakter, rez, která se odlupuje
  - Ochrana:
    - Pokovování (pokrytí kovem, který je odolný) – Ni, Zn, Cr...
    - Fosfátování (pokrytí vrstvou fosforečnanu železnatého) – $Fe(PO_4)_2$
    - Ochranné laky a nátěry

Výroba železa:

- Ve vysoké peci
- Tvar přibližně válec – výška 25-30m, průměr 7-10m
  - Železné rudy (krevel, magnetit)
  - Redukční činidla: koks, oxid uhelnatý
  - Děje:
    - Oxidace Koksu (C) kyslíkem ve spodní části pece
      - $C^0 + O_2 >> C^{IV}O_2$
    - Vzniklý CO_2 stoupá vzhůru a redukuje se koksem
      - $CO_2 + C >> 2CO$
    - Výroba železa:
      - Nepřímá redukce
        - Železné rudy se redukují CO
        - $Fe^3{}_2O_3 >> red >> Fe^2O >> red >> Fe$
        - Pobíhá v horní polovině pece (do vzniká pevné železo
    - Nauhličování
      - Obohacování Fe o C
      - Dochází ke snížení teploty tání
    - Výroba železa:
      - Přímá redukce
        - Probíhá v dolní části



        - Redukují se koksem, získává se kapalné železo
        - $Fe^{3}{}_{2}O_{3}$>>red>>$Fe^{2}O$>>red>>Fe
        - Železo (kapalné) se hromadí ve spodní části pece, které se říká nístěj
        - Kde se po určitých intervalech (5 hodin) se provádí odpichování železa
        - Na železe plave ochranná vrstva strusky, chrání ho před vzduchem, aby se nezačalo zpátky oxidovat
            - Skládá se z: $CaO + SiO_2$>>$CaSiO_3$
            - Provádí se odpich strusky
    - Obrázek>>
        - Odvod plynů: CO_2, CO,
            - H_2, CH_4
        - 3 části:
            - Spodní – nístěj
            - Střední – šachta
            - Horní – kychta
- Suroviny: Fe_2O_3, Fe_3O_4, C, $CaCo_3$, SiO_2
- Vzniklé železo má velkou křehkost, díky obsahu uhlíku
    - Surové (nad 1,7% C)
    - Ocel (pod 1,7 %)

Výroba oceli:

    - Odstraňování příměsí a snižování množství uhlíku
    - Probíhají zde 2 děje:
        - Zkujňování Fe - Pomocí kyslíku – odstranění příměsí (S, P, C)
            - Oxiduje se i část železa
        - Dezoxidace – Odstranění vzniklých oxidů žěleza, pomocí vhodných slitin (ferosilicium, ferovanad)
        - Zušlechťování oceli – vylepšování vlastností: tvrdost, odolnost vůči korozi (příměsi kovů Nikl)
            - Kalení
            - Popouštění

Sloučeniny Fe: - viz výskyt, dále

- $FeSO_4$*$7H_2O$ – skalice zelená
- Komplexní sloučeniny – hemoglobin
- Sloučeniny na výrobu barviv = výroba modři (červená|žlutá krevní sůl)
    - Kamence = sírany, mají 12 vod, obsahují 2 kationty: 1x ox. Č. I, 1x ox. Č. III ($K^{I}FeIII(SO_4)^{-2}{}_{2}$*$12H_2O$)

Shrnutí Kovy: chování vůči O_2

- Nereaguje: Pt, Au
- Reaguje:
    - Vytvoří se ochranná vrstva (většinou oxidu): Zn, Cr
    - Nemá ochranný charakter: rez: Fe

Kobalt (Co)

- Val e^- $4s^2$ $3d^7$, ox. č. II, III
- Biogenní prvek, součástí vitamínu B12 = kobalamin (struktura podobná hemoglobinu a chlorofylu)
- Tvoří hlavně komplexní sloučeniny

Nikl (Ni)

- Val e^- $4s^2$ $3d^8$, ox. č. II
- Používá se hlavně na ochranu kovů před korozí, pak jako katalyzátor
- Tvoří komplexní sloučeniny

Platinové Kovy

- Pt, a Pl se používají jako katalyzátory při organických reakcích (adice ~ připojení vodíku)
- Pt – rozpustná pouze v Lučavce královské

11. skupina

Měď, stříbro, zlato.

Valenční elektrony: ns^2 (n-1) d^9 spíše však ns^1 (n-1) d^{10}

Ušlechtilé kovy

Oxidační čísla: I, II, III

Podobnou konfiguraci valenčních elektronů jako 1. skupina (alkalické kovy).

Měď

$CuFeS_2$

V oxidech, červený, odolný vůči korozi. Pokrývá se zelenou vrstvou měděnky.

Výroba slitin: měď s cínem – bronz, měď se zinkem – mosaz.

$CuSO_4 * 5 H_2O$

Cu_2O – vzniká při důkazu cukrů, červené zbarvení.

Stříbro

ryzí, nebo vázané ve sloučeninách. Bílý kov. Pokrývá se černou vrstvičkou (reakce s H_2S => sulfid stříbrný)

Klenotnictví, při výrobě fotografií (bromid stříbrný)

Zlato

Ryzí, žlutý a velmi měkký kov.

Karáty: 100% Au... 24 karátů, běžně 14 karátů.

Zisk: rýžování, chemickými procesy pomocí rtuti (amalgamový způsob). Pomocí CN – kyanidový způsob.

Maximální elektronegativita (z kovů) – kovy jsou obecně málo

12. skupina

Zinek, Cadmium, Rtuť

Valenční elektrony: ns^2 $(n-1)d^{10}$ – zcela zaplněné orbitaly. D vrstva je zaplněna ze 100% => nejedná se o valenční elektrony, těmy jsou jen 2 z s vrstvy => oxidační čísla I a II.

Zinek

Sfalerit - ZnS

Neušlechtilý kov, odolný vůči vnějším vlivům, pokrývá se vrstvou oxidu => pokovováný

Výroba mosazi, výroba bělob (barev)

Rtuť

HgS – rumělka

Ušlechtilý kov, jediný kapalný kov. Má minimální teplotu tání (z kovů) = -38°C

Páry rtuti jsou jedovaté.

Likvidace: Zamést (a odnést do střediska), polít vodou (neuvolňují se páry), ve větším rozsahu se to posype zinkem nebo sírou => reakce na amalgám.

Ve rtuti se rozpouští některé kovy (Zlato, stříbro) a vznikají amalgámy.

Teploměry

Jaroslav Heyrovský – objev polygrafie – metoda analytické chemie (oceněna nobelovou cenou 1959) – princip spočívá v elektrolýze, kde elektrody jsou ze rtuti - zjišťování koncentrace látek.

Organická chemie

Úvodní pojmy

Historie

Berzélius - „vitalistická teorie“ - všechny organické látky mohou vznikat jen v živých organismech => neplatí, vyvrácena Wőhlerem, který syntetizoval močovinu zahříváním anorganické látky (kyanatan amonný). $NH_4OCN \rightarrow NH_2CO\,NH_2$ (diamid kyseliny uhličité).

Butlerov, Kekule - „strukturní teorie“

- Uhlík tvoří dlouhé řetězce
- Uhlík je 4vazný
- Vazby jsou rovnocenné
- Tvoří vazby jednoduché, dvojné a trojné.

Vlastnosti organických sloučenin

C, H – uhlovodíky

C, H + O, N, S, X (halogeny) – deriváty uhlovodíků

Mohou mít všechna skupenství – závisí to na M_R

Nerozpustné ve vodě => voda je polární a organické sloučeniny jsou nepolární...

Často látky jedovaté a karcinogenní.

Platí stejné chemické zákony (ZZH)

	složení	$E[\frac{kJ}{mol}]$	$l[nm]$
C-C	σ		
C=C			0,135
CΞC		800	

Vzájemná poloha násobných (většinou dvojných) vazeb:

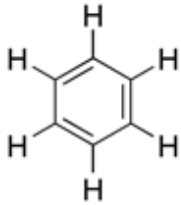
- $C=C-C-C=C-C-C$ - izolované - alespoň dvě jednoduché
- $C=C-C=C-C=C-C$ - konjugované - ob jedno – alespoň jedna jednoduchá
- $C=C=C-C-C-C$ - kumulované

Typy vzorců

1. Souhrnný – molekulový, sumární – udává celkový počet atomů jednotlivých prvků v molekule. (Izomerie – dvě a více sloučenin má stejný vzorec => v anorganické jsou nepraktické)

   Př: Benzen C_6H_6 , ethanol C_2H_6O , ethan C_2H_6
2. Stechiometrický – empirický, udává poměr počtu atomů, při výpočtech

   Př benzen CH , ethanol C_2H_6O , ethan CH_3
3. Strukturní = konstituční



udává všechny vazby v molekule – je zdlouhavý

4. Racionální – funkční – něco mezi strukturním a souhrnným. Udává charakteristické (funkční) skupiny. Znázorněny jen některé vazby (většinou mezi uhlíky).

   Př: Benzen, ethanol C_2H_5OH nebo CH_3CH_2OH, ethan CH_3CH_3. Kyselina octová CH_3COOH. V cyklických sloučeninách se nepíšou uhlíky.

5. Geometrický vzorec – znázorňuje skutečný tvar molekuly – orientaci atomů v prostoru

   Methan CH_4 (tlustá vazba – jde dopředu, čárkovaná – jde dozadu) prostorový vzorec

6. Elektronový – znázorňuje všechny valenční elektrony (vazby a volný pár)

   C... 4 valenční elektrony

   O... 6 valenčních elektronů

   N... 5 valenčních elektronů

Izomerie

Jev, kdy sloučeniny mají stejný souhrnný vzorec a liší se strukturním vzorcem (hodně) nebo geometrickým.

A) Konstituční izomerie – tzn. Liší se strukturním vzorcem

   1. Řetězová izomerie – liší se uspořádáním uhlíku do řetězce

      Příklad: C_4H_{10} $C-C-C-C$, C – CC - C

      Příklad 2: 6 uhlíků – jednoduché vazby: $C-C-C-C-C-C$, C – CC – C – C, C – C – CC – C – C, C – CC – CC – C, C – CCC – C – C

   2. Polohová – liší se polohou násobné vazby nebo polohou substituentů (chlór, OH, COOH)

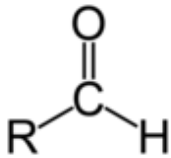
      Příklad: 4C, 1 dvojná vazba, C_4H_8 : C = C - C – C, C – C = C – C

      Příklad 2: 3C, 1x OH C_3H_7OH : COH – C – C – C, C – COH – C

   3. Skupinová izomerie – liší se charakteristickou skupinou, jedná se o různé „druhy“ sloučenin.

      Příklad: (obrázek) a $H_2C{=}CH-OH$

      Příklad: CH_3-CH_2-OH a CH_3-O-CH_3 (ethery)



   4. Tautomerie – izomery se liší polohou jednoho vodíku a jedné dvojné vazby. (podobné jako izomerie skupinová)

B) Stereoizomerie – liší se v prostorové orientaci, tzn, strukturní vzorec mají stejný

   1. Geometrická – vzniká u sloučenin s dvojnou vazbou nebo cyklem, izomery se liší polohou substituentů vůči dvojné vazbě nebo cyklu.

      Označení: cis – na stejnou stranu, trans – na opačnou stranu

      Cl (H) – C = C – Br (H) => cis (můj těsný zápis - první se uvádí vždy prvky v horní řadě, prvky ve spodní se píší do závorek, v případě různých vazeb platí pořadí nejdříve horní, cyklické vzorce se píší s <>, / vazba nahoru, \ vazba dolů, pokud je jich víc ve vazbě nahoru a pokračují dáme do []).

      Cl (H) – C = C – H (Br) => trans

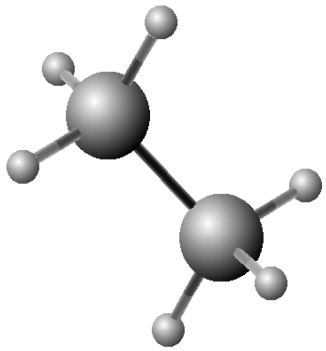
      < C – C / OH – C \ OH – C – C – C > je cis; < C – C / OH – C / OH – C – C – C > je trans

   2. Optická – Izomery jsou zrcadlově souměrné, označují se L, D – závisí na podobnosti struktury s monosacharidy. Existuje u sloučenin s asymetrickým (= chirálním) uhlíkem, tzn. čtyři různé subsituenty. Optické izomery – Enantiomery (čteno s c)

3. Konformace – různé prostorové uspořádání jedné molekuly, je způsobena možností rotace kolem jednoduchých vazeb.

   Nekonečně mnoho poloh, z toho zákrytová (vodíky jsou v zákrytu) a nezákrytová.

   Vanička a židle



Typy organických reakcí

Schéma reakce – stručný zápis reakce, tzn. reaktanty a produkty.

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3 - CH_2OH$$

Průběh (mechanismus reakce – podrobný popis reakce, včetně všech meziproduktů a fází.

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow ... \rightarrow ... \rightarrow ... \rightarrow CH_3 - Ch_2OH$$

Základní typy reakcí:

- Substituce (nahrazení) – atom (skupina) je nahrazen jiným. Nemění se násobnost vazeb.

  $$CH_3 - CH_3 + CL_2 \rightarrow CH_3 - CH_2Cl + HCl$$

- Eliminace – dochází ke zvýšení násobnosti vazeb. Z jednoduché dvojná trojná. Dochází k odštěpení atomů z molekuly.

  $$CH_3 - CH_3 \rightarrow H_2 + CH_2{=}CH_2$$

- Adice - „opak eliminace“ - snižuje se násobnost vazeb, dojde k navázání atomů k molekule.

  $$H_2O + CH_2{=}CH_2 \rightarrow CH_3 - CH_2OH$$

- Přesmyk – přeskupení atomů v molekule, vznik izomerů

  $$CH_3 - C{=}O(-H) \rightarrow CH_2{=}C - OH(-H)$$

Některé reakce mají vlastní název:

- Hydrogenace – připojení vodíku (adice vodíku)
- Dehydrogenace – eliminace vodíku
- Hydrolýza
- Dehydratace – eliminace H_2O
- Oxidace – odštěpení vodíku, navázání kyslíku
- Redukce – odštěpení kyslíku, navázání vodíku
  - $CH_3 - CH_3 \leftrightarrow CH_3 - CH_2(-OH) \leftrightarrow CH_3 - C{=}O(-H) \leftrightarrow CH_3 - COOH$

Způsoby štěpení vazby

- Homolytické štěpení = homolýza
  - Rovnoměrné
    - $A - B \rightarrow$ A* + *B - (ten co má zbylý – lichý (nepárový) elektron je radikál)
  - Rozdíl elektronegativity A, B
    - do 0,4 = nepolární
  - C-C, H-H, Cl-Cl, C-H, H-S
- Heterolytické = heterolýza
  - Nerovnoměrné

        - $A - B \Rightarrow A^+ + B^-$
        - Elektrofil – ten kladný, nedostatek elektronů
        - Nukleofil – ten záporný
    - Rozdíl elektronegativity je od 0,4 do 1,7
    - O-H, C-P, C-N, N-H,C-Cl

Názvosloví organických sloučenin

Typy názvosloví:

- Triviální – z názvu nelze poznat strukturu sloučenin, ani typ. Název vychází z výskytu nebo vlastností.
    - Močovina
    - Chlorofyl
    - Kofein, kodein
- Semisystematické - z názvu lze poznat typ sloučeniny, ale nikoliv přesná struktura.
    - Glyrerol – obsahuje -OH
    - Cukry - óza
        - Glukóza
        - Sacharóza
- Systematické – z názvu jde odvodit strukturu
    - CH_3-CH_2-OH – ethanol, ethylalkohol (ethyl = zbytek)
    - CH_3-C (=O)-CH_3 – propanon, dimethylketon

$^1CH_2$ = ^2C (-[C_2H_5])-^3C[CH_3] (-CH_3) – $^4CH_3$

2-ethyl-3,3-dimethylbut-1-en

- Methyl, ethyl - předpona – názvy substituentů (atomy, skupiny), které v základním řetězci nahradily vodík. CH_3 – meth**yl**, C_2H_5 – ethyl, C_3H_7 – propyl, C_4H_9 - butyl => $C_nH_{(2n+1)}$

  Uhlovodíkové zbytky – končí na ul.

  Cl – chlor

  Br - brom

  NO_2 – nitro

  NH_2 – amino

  OH - hydroxid
- but – kmen – základní řetězec, od kterého je sloučenina odvozena náhradou vodíku.
    - 1C – meth
    - 2C – eth
    - 3C – prop
    - 4C – but
    - 5C – pent
    - 6C - hex
    - 7C - hept
    - 8C – okt
    - 9C - non
    - 10C – dek (dec)

- Násobící předpona – di – vyjadřuje počet stejných substituentů typu nebo dvojných a trojných vazeb.
    - Di, tri, tetra, penta, hexa, …
- en – koncovka
    - Vazby
        - Jednoduché vazby – koncovka -an
        - Dvojné vazby -en
        - Trojná -yn
    - Substituenty
        - -COOH – koncovka -ová kyselina
        - -OH – koncovka -ol
        - -C=O (-H)
    - Koncovkou je vyjádřen jeden (hlavní) substituent, ostatní jsou v předponě.
- Čísla udávají lokaci (polohu) => lokant – číslo, které udává polohu substituentů nebo násobných vazeb.

Postup při tvoření názvu:

1. Určení základního řetězce (priority od vrchu)
    - Nejdříve hledáme cyklické sloučeniny
    - Vybíráme tak aby zde bylo maximum násobných vazeb, existuje-li více variant
    - Maximum uhlíků
2. Očíslování základního řetězce
    1. U necyklických můžeme začít od jednoho nebo druhého konce.
    2. U cyklických kterýmkoliv směrem
    3. Aby násobné vazby měli nejmenší čísla. Dvojná vazba měla menší číslo než trojná
    4. Aby substituenty měli nejmenší čísla
    5. Abecední pořadí substituentů
    6. Pozn: do abecedy se nepočítá di, tri,cyklo – ale methyl, ethyl…
3. Názvy substituentů řadíme před kmen dle abecedního pořadí (zase názvy skupin – methyl, ethyl), nezáleží na lokantu

    5-ethyl

    1-methyl => 5-ethyl-1-methyl-heptan (mezi sedmi uhlíky jsou jen jednoduché vazby

    heptan

Uhlovodíky

Nejjednodušší organické sloučeniny, skládají se z prvků uhlíku a vodíků (C, H).

Dělení dle typu vazeb:

- Nasycené: mezi uhlíky jsou pouze jednoduché vazby
  - Alkany
  - Cykloalkany
- Nenasycené: obsahují alespoň jednu násobnou vazbu (tedy dvojnou nebo trojnou).
  - Alkeny – jedna dvojná vazba
  - Alkadieny – dvě dvojné vazby
  - Alkyny – jedna trojná vazba
  - Cykloalkeny
- Aromatické – obsahují benzenové jádro, „něco mezi dvojnými a jednoduchými vazbami – jeden a půlté vazby“ Není 3x jednoduchá a 3x dvojná!!!
  - Areny – benzen, toulen, naftalen

Podle typu řetězce:

- Otevřený řetězec = acyklické
- Uzavřené = cyklické

Přírodní zdroje uhlovodíky:

- Recentní – vznikají v současnosti – dřevo, škrob, rostlinné oleje, sacharóza, celulóza, vosky
- Fosilní – v dávných dobách, přeměnou živočišných a rostlinných buněk – ropa, zemní plyn, uhlí

Uhlí

Antracit – nejstarší, největší výhřevnost

Černé uhlí -

Hnědé uhlí – nejmladší, nejmenší výhřevnost

Základní složkou je uhlík a síra (znečišťuje ovzduší)

Karbonizace – proces zpracování uhlí, zahřívání bez přístupu vzduchu => tři produkty:

- Koks – pevná látka, použití jako palivo, při výrobě železa jako redukční činidlo
- Černouhelný dehet - kapalina, získávají se z něj areny
- Koksárenský plyn – svítiplyn – plyn, používal se dřív k topení, obsahuje oxid uhelnatý.

Zemní plyn

Blízko nalezišť ropy, hlavní složkou je CH_4 (minimálně 75%) - používá se k topení, místo svítiplynu.

Ropa

Hlavní složkou ropy jsou alkany a areny, kapalina – směs => zpracování frakční destilací – jednotlivé frakce jsou odděleny podle teploty varu (a podle uhlíku):

1. Jeden až 4 uhlíky – frakce plynů

2. 5 až 11 uhlíků – primární benzín
3. Do 18 uhlíků – petrolej
4. Do 24 uhlíků – oleje => motorová nafta
5. Mazut = zbytek po destilaci, nedá se dále rozdělit (příliš vysoké teploty) => zpracovává se destilací za sníženého tlaku (vakuová destilace) – sníže se tlak => sníží se teplota varu. => Asfalt

Krakování – zpracování petrolejové frakce => sekundární benzín, štěpení uhlíkatého řetězce (vysoká teplota, katalyzátory). Vyšší alkan -> nižší alkan + nižší alken

(Hexdekan) $C_{16}H_{34}$ => C_8H_{18} + C_8H_{16}

Alkany

Nasycené uhlovodíky, obecný vzorec alkanů $C_nH_{(2n+2)}$, cykloalkany C_nH_{2n} (n >= 3).

Homologická řada – řada daných uhlovodíků, dle rostoucího počtu uhlíků

Homologická řada pro alkany – methan, ethan, … dekan, undekan, … tridekan, nonadekan, ikosan (20 uhlíků).

Homologická řada cykloalkanů – začíná cyklopropanem, cyklobutan...

Homologický přírůstek – CH_2 pro alkany – rozdíl počtu atomů mezi dvěma po sobě jdoucími členy řady.

Typy uhlíků u alkanů

Primární – navázaný 1 C a 3H

Sekundární – 2C a 2H

Terciální – 3C a 1H

Kvarterní – 4C

OBRázek

Typy izomerie

1. Řetězová
2. Geometrická – jen u cykloalkanů
3. Konformace – otáčení kolem jednoduchých vazeb

   Ethan, cyklohexan
4. (Optická)

Názvosloví alkanů a cykloalkanů

Koncovka **-an** => pouze jednoduché vazby

Předpona u cyklických **cyklo-**

Uhlovodíkový zbytek – vznikne odštěpením vodíku – alk**yl**

CH_3 – methyl, obecně R

*Rozvětvené zbytky, CH3 CH (-CH3) – CH (-CH3) – CH – (základní sloučenina) – pojmenujeme ho podle stejných pravidel pro sloučeniny, 1 je vždy nejblíž základnímu řetězci, na konci je přípomna -yl => (2,3-dimethylbutyl) a s tím se pracuje jako název zbytek.

Vlastnosti alkanů

S rostoucím počtem uhlíků se mění skupenství:

- Do čtyř uhlíků jsou to plyny
- Do patnácti uhlíků jsou to kapaliny
- Nad patnáct uhlíků jsou to pevné látky

Obsahují samé nepolární vazby => nerozpustné ve vodě, rozpouští se v organických sloučeninách (jako benzen).

Chemické vlastnosti = reaktivita

Pouze jednoduché sigma vazby => jsou málo reaktivní

Vazby se dělí homolyticky: C-H nebo C-C => vznik radikálů

Typickou reakcí je substituce:

- Radikálová S_R

  Průběh substituce radikálové:

  $R-H+X_2 \rightarrow R-X+HX$ Alkan + činidlo -> hlavní produkt

  Tři fáze:

  - Iniciace = zahájení reakce

    Vlivem: UV, a T: X – X -> X* + *X :dojde k homolytickému rozložení činidla na dva reaktivní radikály.

  - Propagace = šíření reakce – pořád se opakuje, pokud je dostatek radikálů

    R – H + *X -> R* + H – X (Alkyl radikál + vedlejší produkt) – vzniklý radikál napadne molekulu alkanu => homolyticky rozštěpí alkan za vzniku alkylového radikálu

    R* + X_2 -> RX + X* Alkylový radikál reaguje s celou molekulou činidla za vzniku produktu.

  - Terminace = ukončení reakce

    Vzájemně zreagují všechny radikály, nebo přidáním kyslíku, radikály se znereaktivní!

Příklady S_R , co může být X_2:

- Halogenace – molekuly halogenu: Cl, Br atd.
- Nitrace – HNO_3 => H -> NO_2
- Sulfonace – H_2SO_4 => H -> SO_3H
- (*) Sulfochlorace – SO_2 + Cl_2

Chlorace methanu: $CH_4Cl_2 \rightarrow CH_3Cl+HCl$ - chlormethan

1. Iniciace

   Cl – Cl -> Cl* + *Cl

2. Propagace

   CH_4 + *Cl -> HCl + CH_3*

   CH3* + Cl_2 -> CH_3Cl + Cl*

3. Terminace – přidání kyslíku

Protože se fáze propagace cyklicky opakuje, vznikají další produkty: CH_2Cl_2 (dichlormethan), $CHCl_3$ (trichlormethan), CCl_4 (tetrachlormethan)

Bromace propanu: $CH_3CH_2-CH_3+Br_2 \rightarrow HBr+CH_3-CH(-Br)-CH_3$ (dvě možnosti, brom na kraji, nebo uprostřed).

(*) nejsnadněji se vodík nahrazuje na terciálním uhlíku, sekundárním, nejhůře na primárním.

1. Br – Br -> Br* + *Br
2. Propagace:

   C_3H_8 + Br* →

Dále vedeno jen sporadicky, většinou když mám čas a uznám to jako dobrý způsob učení, tak to přepíšu.

Pár příkladů....

Další reakce alkanů

- Substituce radikálů

- Adice - nelze, chybí zde násobné vazby
- Eliminace
  - Krakování – štěpení alkanů na dva kratší řetězce (alkan a alken)
  - Dehydrogenace – odštěpení vodíku, umožněna katalyzátory (alken) – Nikl, platina
- Přesmyk – dochází k přeskupení uhlíků (=> i vodíků) v molekule (řetězové izomery)
- Oxidace – reakce s kyslíkem, je-li prudká nazývá se hoření – Alkan shoří vždy na CO2 a H2O

Příprava alkanů a cykloalkanů

1. Hydrogenace – adice vodíku za přítomnosti katalyzátorů – niklu, platiny, paladia, počet ulíků vzniklého alkanu a výchozí látky je stejný
   nenasycených uhlovodíků: ethen + H2 ➔ ethan
   arenů: benzen + 3H2 ->cyklohexan
2. - nepoviná Wurtzova syntéza = redukce halogenalkanů s kovem (Na, Zn, Mg...) počet uhlíků se zdvojnásobí nebo se sloučenina zacyklí
   obecně: 2 R-X + 2Na ➔ R-R + 2NaX (R – uhlíkový zbytek, X je halogen)
3. Dekarboxylace = odštěpení CO2 z karboxylové kyseliny R-COOH – počet uhlíků se zmenší o 1.
   kyselina octová (CH3COOH) ➔ methan (CH4)

Methan

Nejjednodušší uhlovodík, plyn. Vodíky s uhlíkem svírají úhel 109° 28'

Výskyt: zemní plyn, důlní plyn, v atmosféře – bioplyn – rozkladem organických látek

Použití: výroba vodíku, výroba sazí

Alkeny

Nenasycené uhlovodíky

Acyklické s právě jednou dvojnou vazbou!

Obecný vzoreček: CnH2n

Vlastnosti dvojné vazby

Skládá se z vazeb sigma – na spojnici a vazeb pí – mimo spojnici.

Je kratší než jednoduchá

Má větší energii než jednoduchá

Kolem dvojné vazby nelze otáčet

Typy izomerie

1. Geometrická
2. Řetězová
3. Polohová

Názvosloví

Koncovka -en

Od 4 a více uhlíků je potřeba uvádět polohu dvojné vazby

C2H4 – ethen (=ethylen)

C3H6 – propen (=propylen)

Uhlovodíkový zbytek -yl – od 3 uhlíků můžou vzniknout více různých uhlovodíkových zbytků – lokant číslujeme od vazby.

Chemické reakce alkenů

Alkeny jsou reaktivnější než Alkany, protože dvojná vazba pi se snadněji štěpí.

Typ reakce: Adice elektrofilní – nevzniká vedlejší produkt!

Polární – bez problémů u nepolárních musíme pomoct katalyzátorem, aby došlo k heterolytickému štěpení vazby.

E|-N => E+ a N-

E+ elektrofil napadne dvojnou vazbu a vzniká pí komplex (není vázaný na určitý uhlík)

Modle markovníkova pravidla se elektrofyl váže na jeden ze 2 uhlíků dvojné vazby → kladný náboj se přemístí na 2 uhlík a vznikne karbokation

Plus a mínus se přitahují => záporný nukleofil se váže na C+ => vzniká produkt.

Dále nevedeno, prostě se to nedá, rozhodně ne v organické chemii!