LaTeX

P–PRVKY

- 3. až 8. hlavní skupina
- posledním zaplňovaným orbitalem je orbital typu P

1 Vzácné plyny

- 8. hlavní skupina
- He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- vlastnosti:
  - málo reaktivní = velmi stabilní
  - mají oktet
  - valenční vrstva: $ns^2\ np^6$ $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}$
  - za běžných podmínek plyny
  - jsou v atmosféře (získáváme frakční destilací zkapalněného vzduchu)
- využití:
  - plnění vzducholodí a balónků
  - chlazení
  - inertní atmosféra (žárovky)
  - neony
  - Rn – dříve radioterapie – rakovina
- sloučeniny:
  XeO_3 – oxid xenonový
  XeO_4 – oxid xeničelý
  XeF_2 – florid xenatý

2 Halogeny

- 7. hlavní skupina
- F, Cl, Br, I
- vlastnosti:
  - velmi reaktivní
  - do oktetu chybí jeden elektron
  - valenční vrstva: $ns^2\ np^5$ $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}$
  - mají vysokou elektronegativitu

2.1 Fluor – F

- žlutozelený jedovatý plyn, který ostře dráždí sliznice
- v zubních pastách – ničí zubní kaz
- výskyt:
  - kazivec – CaF_2 – fluorit vápenatý
  - kryolit – Na_3AlF_6 – hexafluoritohlinitan sodný
  - apatit – $Ca_5(PO_4)_3F$ – fluorid fosforečnan vápenatý
  - v kostech a zubní skolovině živočichů a člověka
- výroba:
  - elektrolýza taveniny KF

2.2 Chlor – Cl

- zelenožlutý toxický plyn, štiplavý zápach, leptá sliznice
- špatně rozpustný ve vodě, možné rozpouštět v některých org. rozpouštědlech
- v průmyslu velké využití: desinfekce vody, plasty, postřiky, bělící účinky
- výskyt:
  - halit – $NaCl$ –chlorid sodný
  - sylvín – KCl – chlorid draselný
  - karnalit – $KCl\ .\ MgCl_2\ .\ 6H_2O$ – hexahydrát chloridu draselného hořečnatého
- výroba:
  - elektorolýza taveniny $NaCl$
  - oxidace silným ox činidlem:

2.3 Brom – Br

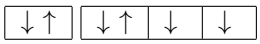
- červenohnědá kapalina, těkavá, nepříjemný zápach, páry leptají sliznice
- ve vodě špatně rozpustný, jen v org. rozpouštědlech
- bělící účinky, černobílá fotografie
- výskyt: bromkarnalit – $KBr\ .\ MgBr_2\ .\ 6H_2O$
- výroba: $2KBr + Cl_2 \longrightarrow Br_2 + 2KCl$

2.4 Iod – I

- tmavé černé šupinky, sublimuje, páry těžší než vzduch, leptají sliznice
- se škrobem tvoří modré zbarvení
- iodová tinktura – rozpuštěný v alkoholu – desinfekce
- výroba: $2KI + Cl_2 \longrightarrow I_2 + 2KCl$

...

3 Chalkogeny

- 6. hlavní skupina
- O, S, Se, Te, Po
- vlastnosti:
  - ve valenční vrstvě 6 valenčních elektronů
  - valenční vrstva: $ns^2\ np^4$ 
  - s rostoucím protonovým číslem stoupá kovový charakter a klesá elektronegativita

3.1 Síra – S

- výskyt:
  - v blízkosti sopek, termálních pramenů, ve sloučeninách
  - v několika alotropických modifikacích :
    - krystalová struktura
      - jednoklonná – bílá síra S_8
      - kosočtverečná – žlutá síra S_8
    - amorfní struktura – nestabilní, plynule přechází na kosočtverečnou
      - plastická síra – vznilá prudkým ochlazením kapalné síry
      - sirný květ – vzniká prudkým ochlazením výparů síry
- sloučeniny:
  - galenit – PbS
  - sfalerit – ZnS
  - pyrit – FeS_2
  - chalkopyrit – $CuFeS_2$
  - rumělka – HgS
  - v síranech:
    - Glauberova sůl – $Na_2SO_4\ .\ 10H_2O$
    - sádrovec – $CaSO_4\ .\ 2H_2O$
    - baryt – $BaSO_4$
- těžba:
  - elementárně se dá těžit několika způsoby
  - nejcčastěji Frashovou metodou – v hloubce ložisko síry, udělá se vrt, nahání se tam přehřátá pára, roztaví síru, pomocí tlaku se vytlačuje velmi čistá síra v kapalném stavu
- vlastnosti kosočtverečné síry:
  - žlutá krystalická látka bez chuti, dobře rozpustná v nepolárních rozpouštědlech (CS_2 – sirouhlík)
  - má oxidační i redukční účinky:

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

$$S + 2HNO_3 \longrightarrow 2NO + H_2SO_4$$

  - spalování síry:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

- využití:
  - k výrobě střelného prachu a zápalek
  - desinfekční účinky (síření sudů)
  - v dermatologii (masti, pudry, zásypy)
  - vulkanizace kaučuku (aby byl tvrdší a odolnější)
  - k výrobě H_2SO_4 (jediná surovina k její výrobě)
- bezkyslíkaté sloučeniny síry:
  - H_2S – sulfan
    - bezbarvý, silně páchnoucí, jedovatý plyn
    - rozpouští se dobře ve vodě za vzniku slabé kyseliny sulfanové (sirovodíkové)
    - příprava: $FeS + 2HCl \longrightarrow H_2S + FeCl_2$
    - má silné redukční vlastnosti: $H_2S + Cl_2 \longrightarrow S + 2HCl$
    - vytváří 2 druhy solí: HS^- a S^{2-}
    - používá se k výrobě pigmentů a v analitice pro důkaz iontů
- kyslíkaté sloučeniny síry:
  - oxid siřičitý – SO_2
    - bezbarvý jedovatý plyn s dráždivými účinky
    - velmi dobře rozpustný ve vodě za vzniku H_2SO_3
    - H_2SO_3 – kys. siřičitá
      - výroba: $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
      - nestálá kapalina s redukčními účinky
      - způsobuje kyselé deště
    - příprava: $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
    - redukční účinky: $2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$
    - oxidační účinky: $SO_2 + C \longrightarrow S + CO_2$
    - součástí smogu – vzniká spalováním
    - využívá se k výrobě kys. sírové nebo celulózy
- oxid sírový – SO_3
  - dobře rozpustný ve vodě za vzniku H_2SO_4
  - H_2SO_4 – kys. sírová
    - hygroskopická kapalina (pohlcuje vodu)
    - koncentrovaná 96-98% – silné ox. účinky – ale slabá!
    - zředěná kolem 50% – slabé ox. účinky – ale silná kyselina
    - reakce s neušlechtilými kovy (za vzniku H_2 a příslušné soli): $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow H_2 + ZnSO_4$
    - reakce s ušlechtilými kovy (za vzniku H_2O ,příslušné soli a oxidu): $Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + CuSO_4 + SO_2$
    - koncentrovaná pasivuje některé kovy – kov se pokryje kompaktní vrstvou síranu a dále už nereaguje (Fe, Al, ...)

    - výroba:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$$
$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$$
$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

    - výrova výbušnin a hnojiv
    - v množství vyprodukované kys. sírové se udává vyspělost státu
  - soli odvozené od kyseliny sírové:
    - sírany
    - thiosírany
    - podvojné sírany

3.2 Selen + Telur – $Se + Te$

- v přírodě jako doprovodné prvky síry
- polokovy – vzácné – průmyslově málo využitelné
- sloučeniny:
  - H_2Se – selan $\longrightarrow$ selenidy – Na_2Se
  - H_2Te – telan $\longrightarrow$ teluridy – Na_2Te

3.3 Polonium – Po

- vzácný radioaktivní kov
- v malém množství ve smolinci (vyrábí se umělě)

4 Pentely

- 5. hlavní skupina
- N, P, As, Sb, Bi
- vlastnosti:
  - ve valenční vrstvě 5 valenčních elektronů
  - valenční vrstva: $ns^2\ np^3$
  - s rostoucím protonovým číslem stoupá kovový charakter a klesá elektronegativita
  - ox. stavy: -3 nebo $+5$

4.1 Dusík – N

- vlastnosti:
  - třetí nejelektronegativnější prvek – ve všech sloučeninách s vodíkem vodíkové můstky
  - tvoří jednoduché i násobné vazby
  - biogenní prvek
  - bezbarvý plyn bez chuti a zápachu
- výskyt:
  - ve vzduchu (N_2 – 78%)
  - ve sloučeninách – chillský ledek – $NaNO_3$
  - v makromolekulách – aminokyselinách
- výroba:
  - frakční destilací zkapalněného vzduchu
  - rozkladem dusitanu amonného :$NH_4NO_2 \longrightarrow 2H_2O + N_2$
- použití:
  - surovina při výrobě amoniaku
  - surovina k výrobě dusičnanů (průmyslová hnojiva)
  - vytváření inertních atmosfér
- bezkyslíkaté sloučeniny dusíku:
  - NH_3 – Amoniak
    - bezbarvý jedovatý plyn štiplavého zápachu
    - velmi dobře rozpustný ve vodě
    - vodíkové můstky – vyšší teplota varu a tání
    - výroba: $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$ – Habber-Boshova metoda
    - v amoniaku je volný elektronový pár, který se účastní tvorby donor-akceptorové vazby: $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$
    - redukční účinky: $3CuO + 2NH_3 \longrightarrow 3Cu + 3H_2O + N_2$
    - ligant v komplexních sloučeninách
    - výroba hnojiv – dusičnan amonný
    - barvení vlasů, čichací plyn, chlazení, výroba kys. dusičné
    - amonné soli:
      - pevné krystalické látky, které obsahují amonný kationt, dobře rozpustné ve vodě
      - $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$ – salmiak – náplň do baterií(suché články) – slabá zásada – má volný elektronový pár – může přijmout vodíkové kationty (donor akceptorová vazba) – při vyšší teplotě se rozkládá
      - NH_4NO_3 – dusičnan amonný – průmyslové hnojivo
- kyslíkaté sloučeniny dusíku:
  - N_2O – oxid dusný
    - bezbarvý plyn – tzv. rajský plyn – anestetikum, při plnění šlehačky
  - NO – oxid dusnatý

    - bezbarvý plyn – ve výfukových plynech
  - NO_2 – oxid dusičitý
    - hnědočervený plyn (monomer ... dimer je bezbarvý N_2O_4)
    - způsobuje kyselé deště
  - N_2O_5 – oxid dusičný
    - bílá krystalická látka, silně hygroskopic ká
    - používá se k výrobě výbušnin
  - HNO_2 – kyselina dusitá
    - jednosytná nestálá kyselina, reaguje už za nízké teploty: $3HNO_2 \longrightarrow NO + HNO_3 + H_2O$
  - HNO_3 – kyselina dusičitá
    - jednosytná, silná, koncentrovaná 63%, bezbarvá, kapalina
    - průmyslová výroba:

$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

$$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$$

    - má ox. účinky:
      - zředěná: $Zn + 2HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2$ (vzniká příslušná sůl a vodík)
      - koncentrovaná: $3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ (sůl, voda a oxid)
    - lučavka královská – směs HNO_3 a HCl v poměru 1:3 – je schopna rozpouštět zlato a platinu
    - používá se k nitracím (zavádění NO_2 do org. sloučenin)
    - koncentrovaná pasivuje kovy
    - výroba hnojiv(dusičnany), výbušniny, barviva

4.2 Fosfor – P

- výskyt:
  - v přírodě jen ve sloučeninách (fosforit a apatit – obsahují $Ca_3(PO_4)_2$ – základní sloučeniny pro výrobu elementárního fosforu)
  - biogenní – v živých organismech – kosti a zuby
  - ve třech alotropických modifikacích:
    - bílý
      - P_4 – tetraedr – čtyřstěn
      - jedovatý, samozápalný, nerozpustný ve vodě, rozpustný v CS_2 – sirouhlíku, benzenu
      - nejreaktivnější forma fosforu
    - červený
      - P_n – lineární řetězce různého počtu atomů
      - méně reaktivní, není jedovatý ani samozápalný
    - černý
      - krystalická černá látka s kovovými vlastnostmi – je vodivý(tepelně i elektricky), má kovový lesk, nejméně reaktivní
- výroba: $Ca3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \longrightarrow$ plynný fosfor
- bezkyslíkaté sloučeniny::

- PH_3 – fosfan
  - bezbarvý, jedovatý, toxický plyn, který páchne po česneku
  - málo rozpustný ve vodě (nemá vodíkové můstky)
  - vyrábí se z fosfidů: $Ca_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow 2PH_3 + 3Ca(OH)_2$
  - slabá kyselina–výroba vytěsněním silnější kyselinou: $2AlP + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2PH_3 + Al_2(SO_4)_3$
  - má silné redukční účinky: $PH_3 + 4Cl_2 \longrightarrow 3HCl + PCl_5$
- fosfoniové soli
  - obsahují kationt PH_4^+
  - PH_4Cl – chlorid fosfonia
- fosfidy
  - binární sloučeniny fosforu s elektropozitivnějším kovem
  - Mg_3P_2 – fosfid hořečnatý
  - hydrolizují vodu: $Mg_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow 2PH_3 + 3Mg(OH)$
- halogenidy
  - fosforité – PX_3 a fosforečné – PX_5
  - vznikají přímou syntézou:
    $P_4 + 6Cl_2 \longrightarrow 4PCl_3$
    $P_4 + 10Cl_2 \longrightarrow 4PCl_5$
  - rozkládají se vodou za vzniku halogenovodíku a kyseliny:
    $PX_3 + 3H_2O \longrightarrow 3HX + H_3PO_3$
    $PX_5 + 4H_2O \longrightarrow 5HX + H_3PO_4$

- kyslíkaté sloučeniny – oxidy:
  - P_2O_3 – oxid fosforitý – ve formě dimeru P_4O_6
    - bílá, krystalická, jedovatá látka
    - vzniká řízeným spalováním fosforu: $P_4 + 3O_2 \longrightarrow P_4O_6$
    - anhydrit kyseliny trihydrogenfosforité H_3PO_3
    - kyselinotvorný oxid
  - P_2O_5 – oxid fosforečný – ve formě dimeru P_4O_{10}
    - vzniká spalováním fosforu v nadbytku kyslíku: $P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_10$
    - anhydrid kyseliny trihydrogenfosforečné H_3PO_4
    - kyselinotvorný oxid
    - ochotně odebírá vodu – používá se k sušení látek (i kys. sírové) – velmi vysoká afilita k vodě (váže na sebe)
    - používá se k sušení plynů
    - zeleně světélkuje

- kyslíkaté sloučeniny – kyseliny:
  - H_3PO_2 – kys. trihydrogenfosforná
    - jednosytná kyselina!!
    - bílá krystalická látka
  - HPO_3 – kys. fosforečná
    - polymerní látka – vytváří řetězce
    - dobře rozpustná ve vodě: $HPO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$
  - H_3PO_4 – kys. trihydrogenfosforečná

        * bezbarvá kdystalická látka rozpustná ve vodě
        * trojsytná kyselina!!
        * v molekulových kyselinách RNA a DNA
        * využití: odrezovací nátěry (antikorozní), desinfekční a čistící prostředky, okyselovadlo cole
        * středně silná kyselina
        * v mnoha biochemických procesech v organismu
        * výroba:

$$P_4 + 5H_2O \longrightarrow P_4O_{10}$$
$$P_4O_{10} + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$$

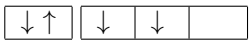
    - soli H_3PO_4
        * $(H_2PO_4)^-$ – dihydrogenfosforečnany (rozpustné ve vodě)
        * $(HPO_4)^{2-}$ – hydrogenfosforečnany (nerozpustné ve vodě)
        * $(PO_4)^{3-}$ – fosforečnany (nerozpustné ve vodě)
        * $Ca_3(PO_4)_2$
            · nejdůležitější
            · základ kostí a zubů
            · podstata fosforitu a apatitu
            · nerozpustný ve vodě
            · fosfátová hnojiva: $Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$ – superfosfát
        * $Na_5P_3O_{10}$ – trifosforečnan sodný
            · změkčovadlo vody(tvrdost vody je způsobena přítomností vápenatých a hořečnatých iontů)

4.3 Arsen – As, Antimon – Sb, Bismut – Bi

- v přírodě malé zastoupení, většinou v minerálech – sulfidech
- Arsen
    - výroba žíháním arsenopyritu za nepřístupu vzduchu: $FeAsS \longrightarrow FeS + As$
    - polokov, není tažný ani kujný
    - vytváří několik alotropických modifikací – nejznámější šedý arsen – zahříváním jeho par vzniká žlutý arsen
    - využívá se v lékařství
- Antimon
    - výrova tavením antimonitu (sulfid antimonitý) se železem: $Sb_2S_3 + 3Fe \longrightarrow 3FeS + 2Sb$
    - polokov – není tažný ani kujný, má vysoký elektrický odpor
    - tvoří několik alotropických modifikací – nejvýznamější šedý antimon
    - využití ve sklářství – oxidy antimonu barví sklo
    - slitina liteřina ($Pb + Sb$)
- Bismut
    - lehký křehký kov, podobný cínu
- Sloučeniny:
    - hydridy

        * AsH_3 – arsan (při zahřívání se rozkládá na $As + H_2$ – Marshova zkouška při otravě, jedovatý plyn, česnekový zápach)
        * SbH_3 – stiban
        * BiH_3 – bismutan
    - halogenidy
        * MX_3, MX_5 – přímou syntézou
    - oxidy
        * AsO_3 – oxid arzenitý – "arsenik"– "utrejch"– "otrušík"
            · srtelná dávka pro člověka 0,1g
            · bílý prášek
        * As_4O_6, Sb_4O_6 – oxid arzenitý, antimonitý
            · vznikají hořením As a Sb
        * As_2O_5 – oxid arzeničný
            · reakcí s vodou vzniká H_3AsO_4

5 Tetrely

- 4. hlavní skupina
- C, Si, Ge, Sn, Pb
- vlastnosti:
    - ve valenční vrstvě 4 valenční elektrony
    - valenční vrstva: $ns^2\ np^2$ 
    - s rostoucím protonovým číslem stoupá kovový charakter a klesá elektronegativita
    - ox. stavy: -4 nebo $+4$

5.1 Uhlík – C

- vlastnosti:

.
.
.

5.2 Křemík – Si

- výskyt:
    - 2. nejrozšířenější prvek v zemské kůře
    - SiO_2 – křemen – barevnost dána příměsemi oxidů (růženín, achát, tygří oko, opál, ametyst, záhněda – čistý křišťál)
    - hlinitokřemičitany – živce
- výroba:
    - z SiO_2: $SiO_2 + C \longrightarrow Si + 2CO_2$ – snadné, dostupné, nenáročné, ale vzniká karbid – není úplně čistý
    - z $SiCl_4$: $SiCl_4 + 2Zn \longrightarrow Si + 2ZnCl_2$ – velmi čistý křemík

- vlastnosti:
  - pevná krystalická látka, struktura velmi podobná diamantu
  - šedý, křehký, polovodič, málo reaktivní
  - nerozpustný v kyselinách, rozpustný v $NaOH$: $Si + 2NaOH + H_2O \longrightarrow 2H_2 + Na_2SiO_3$
- bezkyslíkaté sloučeniny:
  - silany:
    - nestabilní, vznětlivé, velmi reaktivní
    - SiH_4 – monosilan, Si_2H_6 – disilan
  - silicidy:
    - křemík + elektropozitivní kov
    - silicid hořečnatý – Mg_2Si
  - halogenidy:
    - $SiCl_4$ – chlorid křemičitý
    - $SiBr_4$ – bromid křemičitý
    - mohou vznikat přímou syntézou , reagují s vodou
- kyslíkaté sloučeniny:
  - SiO_2 – oxid křemičitý
    - pevná, polymerní, těžko tavitelná látka
    - velmi složitá struktura
    - vyskytuje se ve třech modifikacích
    - stálá látka, odolná vůči chemikáliím, vodě i kyselinám
  - H_4SiO_4 – kyselina tetrahydrogenkřemičitá
    - vylučuje se z vodných roztoků jako rosolovitý gel
    - polymerní látka, nemá pravidelné uspořádání
    - po vysušení gelu dostaneme oxid křemičitý
    - silikagel
      - váže na sebe vodu — vysoušedlo (potravinářství, kožené produkty, chem. průmysl)
      - sytí se $CoCl_2$ – chlorid kobaltnatý – abychom poznali jestli je ještě schopný vázat vodu (bez vody modrý, hydratovaný růžový)
  - silikony
    - polymerní látky
    - velmi používané v průmyslu – odolné vůči změnám teploty – vyrábíme silikonové oleje nebo kaučuky
    - stavebnictví (izolační materiály), lékařství (inertní vůči organismu)

5.3 Germanium – Ge

- šedobílá, lesklá, krystalická látka, která má strukturu podobnou diamantu
- polovodič, málo reaktivní

5.4 Cín – Sn

- v přírodě v minerálu SnO_2 – kassiterit
- vyskytuje se ve třech alotropních modifikacích

5.5 Olovo – Pb

- využíváno již od starověku
- výskyt – PbS – galenit
- výroba: $2PbS + 3O_2 \longrightarrow PbO + 2SO_2$
  $PbO + C \longrightarrow Pb + CO$
- šedý, měkký, dobře tvarovatelný kov
- reaktivnější než cín, na vduchu se pokrývá malou vrstvičkou PbO, která jej chrání před další oxidací
- sloučeniny:
  - PbO_2 – oxid olovičitý – výroba olověných akumulátorů
  - $PbCrO_4$ – chroman olovnatý – "chromová žluť"– pigment
- páry i jeho rozpustné sloučeniny jsou jedovaté

.
.
.

ZÁPIS SE BUDE DODĚLÁVAT POSTUPNĚ

NENÍ TO KOMPLETNÍ — chybí kus halogenů

PRO VÁS VYTVOŘIL ŠTĚPA, děkujte prosím osobně =)

7. ledna 2010