

P-PRVKY

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

1 Vzácne plyny

- 8. hlavní skupina
- He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- vlastnosti:
 - málo reaktivní = velmi stabilní
 - mají oktet
 - valenční vrstva: $ns^2 np^6$

| | | | | |
|----|----|----|----|----|
| ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
|----|----|----|----|----|
 - 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: $ns^2 np^5$

| | | | | |
|----|----|----|----|---|
| ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓ |
|----|----|----|----|---|
 - 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 sklovině 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, bělicí účinky
- výskyt:
 - halit – $NaCl$ – chlorid sodný
 - sylvín – KCl – chlorid draselný
 - karnalit – $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ – hexahdrát chloridu draselného hořečnatého
- výroba:
 - elektrolýza 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
- bělicí účinky, černobílá fotografie
- výskyt: bromkarnalit – $KBr \cdot MgBr_2 \cdot 6H_2O$
- 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: $2KI + Cl_2 \longrightarrow I_2 + 2KCl$

...

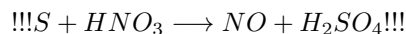
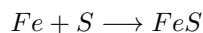
3 Chalkogeny

- 6. hlavní skupina
- O, S, Se, Te, Po
- vlastnosti:
 - ve valenční vrstvě 6 valenčních elektronů
 - valenční vrstva: $ns^2 np^4$

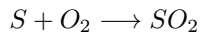
| | | | |
|----|----|---|---|
| ↓↑ | ↓↑ | ↓ | ↓ |
|----|----|---|---|
 - s rostoucím protonovým číslem stoupá kovový charakter a klesá elektronegativita

3.1 Síra – S

- výskyt:
 - v blízkosti sopek, termálních pramenů, ve sloučeninách
 - v několika alotropických modifikacích :
 - * krystalová struktura
 - jednodílná – bílá síra S_8
 - kosočtverečná – žlutá síra S_8
 - * amorfní struktura – nestabilní, plynule přechází na kosočtverečnou
 - plastická síra – vzniká prudkým ochlazením kapalné síry
 - sírný květ – vzniká prudkým ochlazením výparů síry
- sloučeniny:
 - galenit – PbS
 - sfalerit – ZnS
 - pyrit – FeS_2
 - chalkopyrit – $CuFeS_2$
 - rumělka – HgS
 - v síranech:
 - * Glauberova sůl – $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
 - * sádrovec – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$
 - * baryt – $BaSO_4$
- těžba:
 - elementárně se dá těžít několika způsoby
 - nejčastěji 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 – si-rouhlík)
 - má oxidační i redukční účinky:



– spalování síry:



• 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 kyselý dešť
- * 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

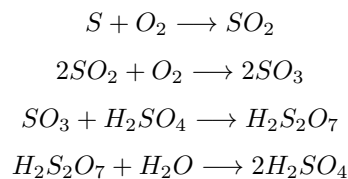
• oxid sírový – SO_3

– 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:



* výroba výbušnin a hnojiv

* v množství vyprodukované kys. sírové se udává vyzpělost státu

– soli odvozené od kyseliny sírové:

* sírany

* thiosírany

* podvojně 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 uměle)

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 – chilský ledek – $NaNNO_3$
 - 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 kyselý déšť
- N_2O_5 – oxid dusičný
 - * bílá krystalická látka, silně hygroskopická qitem používá se k výrobě výbušnin
- HNO_2 – kyselina dusitá
 - * jednositná nestálá kyselina, reaguje už za nízké teploty: $3HNO_2 \longrightarrow NO + HNO_3 + H_2O$
- HNO_3 – kyselina dusičitá
 - * jednositná, 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
- NO – oxid dusnatý
 - * bezbarvý plyn – ve výfukových plynech

4.2 Fosfor – P

- výskyt:
 - v přírodě jen ve sloučeninách (fosforit a apatit – obsahují $Ca_3(PO_4)_2$ – základní sloučeniny pro výrobu alementárního fosforu)
 - biogení – 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: $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \longrightarrow$ 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: $Mg_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow 2PH_3 + 3Mg(OH)_2$

- 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: $P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$
- * anhydrit kyseliny trihydrogenfosforečné H_3PO_4
- * kyselinotvorný oxid
- * ochotně odebrá 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!!

**ZÁPIS SE BUDE DODĚLÁVAT POSTUPNĚ
NENÍ TO KOMPLETNÍ — chybí kus halogenů
PRO VÁS VYTVOŘIL ŠTĚPA, děkujte prosím osobně =)**

1. prosince 2009