

# 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:  $ns^2 np^6$ 

|    |    |    |    |
|----|----|----|----|
| ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |
|----|----|----|----|
  - 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 leptaají 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, leptaají sliznice
- se škrobem tvoří modré zbarvení
- iodová tinktura – rozpuštěný v alkoholu – desinfekce
- výroba:  $2KI + Cl_2 \longrightarrow I_2 + 2KCl$

...

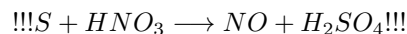
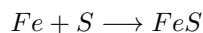
### 3 Chalkogeny

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

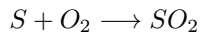
|    |    |   |   |
|----|----|---|---|
| ↓↑ | ↓↑ | ↓ | ↓ |
|----|----|---|---|
  - s rostoucím protonovým číslem stoupá kovový charakter a klesá elektronegativita

#### 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 déšť
- \* 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

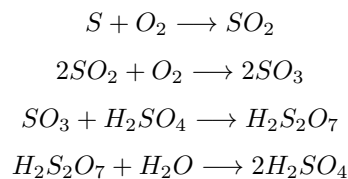
• oxid sírový –  $SO_3$

– 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:  $Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 2PH_3 + 3Ca(OH)_2$
- \* slabá kyselina–výroba vytěsněním silnější kyselinou:  $2AlP + 3H_2SO_4 \rightarrow 2PH_3 + Al_2(SO_4)_3$
- \* má silné redukční účinky:  $PH_3 + 4Cl_2 \rightarrow 3HCl + PCl_5$

- fosfoniové soli

- \* obsahují kationt  $PH_4^+$
- \*  $PH_4Cl$  – chlorid fosfonia

- fosfidy

- \* binární sloučeniny fosforu s elektropozitivnějším kovem
- \*  $Mg_3P_2$  – fosfid hořečnatý
- \* hydrolizují vodu:  $Mg_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 2PH_3 + 3Mg(OH)_2$

- halogenidy

- \* fosforité –  $PX_3$  a fosforečné –  $PX_5$
- \* vznikají přímou syntézou:  
 $P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$   
 $P_4 + 10Cl_2 \rightarrow 4PCl_5$
- \* rozkládají se vodou za vzniku halogenovodíku a kyseliny:  
 $PX_3 + 3H_2O \rightarrow 3HX + H_3PO_3$   
 $PX_5 + 4H_2O \rightarrow 5HX + H_3PO_4$

- kyslíkaté sloučeniny – oxidy:

- $P_2O_3$  – oxid fosforitý – ve formě dimeru  $P_4O_6$

- \* bílá, krystalická, jedovatá látka
- \* vzniká řízeným spalováním fosforu:  $P_4 + 3O_2 \rightarrow P_4O_6$
- \* 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:  $P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$
- \* 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

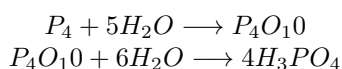
- \* jednosytná kyselina!!
- \* bílá krystalická látka

- $HPO_3$  – 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, akyselovadlo cole
  - \* středně silná kyselina
  - \* v mnoha biochemických procesech v organismu
  - \* výroba:



- 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
  - výroba 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  $H_3AsO_4$

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

**6. prosince 2009**