

# 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:  $2KI + Cl_2 \longrightarrow I_2 + 2KCl$

...

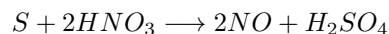
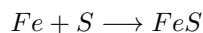
### 3 Chalkogeny

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

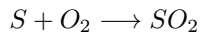
↓↑	↓↑	↓	↓
----	----	---	---
  - s rostoucím protonovým číslem stoupá kovový charakter a klesá elektronegativita

#### 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

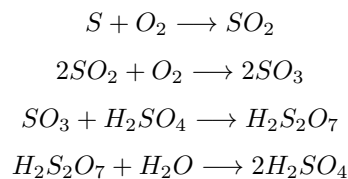
• oxid sírový –  $SO_3$

– 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

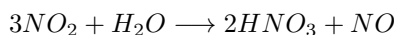
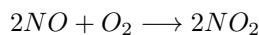
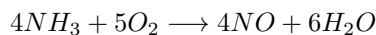
- 5. hlavní skupina
- $N, P, As, Sb, Bi$
- vlastnosti:
  - ve valenční vrstvě 5 valenčních elektronů
  - valenční vrstva:  $ns^2 np^3$ 

↓↑	↓	↓	↓
----	---	---	---
  - 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 dešť
- $N_2O_5$  – oxid dusičný
  - \* bílá krystalická látka, silně hygroskopická
  - \* 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:



- \* 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

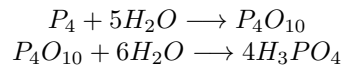
## 4.2 Fosfor – P

- 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:  $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \longrightarrow$  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
  - \* hydrolyzují 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:  $P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$
    - \* 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:



- 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  $H_3AsO_4$

## 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:
  - tvoří základní stavební kámen všech organických sloučenin a tím i všech živých organismů
  - sloučeniny uhlíku jsou jedním ze základů světové energetiky -fosilní paliva ( zemní plyn, uhlí)
  - výrobky chemického průmyslu na bázi uhlíku jsou součástí našeho každodenního života ať jde o plastické hmoty, umělá vlákna, nátěrové hmoty, léčiva a mnoho dalších.
  - Uhlík je typický nekovový prvek, který se vyskytuje v elementárním stavu v přírodě ve dvou základních alotropních modifikacích a v posledních přibližně 20 letech byly laboratorně vytvořeny modifikace další.
  - Grafit (starší název tuha) má černošedé zbarvení, je lesklý, neprůsvitný a elektricky vodivý. Struktura grafitu se skládá z vrstev, které jsou tvořeny uhlíky navázanými do šestiúhelníků. Na každý uhlík jsou vázány další tři uhlíky. Tvoří se zde rozsáhlý systém delokalizovaných elektronů— (pí -systém). Jednotlivé vrstvy spolu drží pouze pomocí slabých interakcí tzv. van der Waalovy síly. Této vlastnosti se využívá např. při výrobě tužek, kde mletá tuha tvoří základní složku tyčinky určené pro psaní a kreslení. Další využití je při výrobě elektrod, žáruvzdorných materiálů a pigmentů.
  - Diamant je tvořen uhlíkem krystalizujícím v soustavě krychlové a je nejtvrdějším a velmi cenným přírodním nerostem. Váha diamantů se udává v karátech. Diamanty se používají pro svou tvrdost a výbornou tepelnou vodivost (nikdy se nepřehřejí) v nejrůznějších řezných a vrtných nástrojích. Pro vysokou cenu bývají diamanty vyráběny synteticky.

- Fullereny označují nově objevené sférické molekuly, složené z pěti nebo častěji šestičlenných kruhů atomů uhlíku. Prostorově jsou tyto molekuly uspořádány do kulovitého tvaru a jsou mimořádně odolné vůči vnějším fyzikální vlivům. Zatím nejstabilnější známý fullerén je molekula, obsahující 60 uhlíkových atomů.

- výskyt:

- volný : diamant, uhlí, grafit (jedny z největších grafitových dolů se nalézají v USA, Mexiku, Indii a Rusku; významná byla i ložiska v jižních Čechách). Grafit je např. zároveň složkou sazí, které vznikají spalováním fosilních paliv
- vázaný: magnezit  $MgCO_3$ , kalcit  $CaCO_3$ , dolomit  $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ , siderit  $FeCO_3$ , oxidy, živá hmota, fosilní paliva ...

- anorganické sloučeniny:

- $CO$  – oxid uhelnatý

- \* je značně toxický plyn, který blokuje krevní barvivo hemoglobin a znemožňuje tak dýchání. Je bezbarvý a bez zápachu, málo rozpustný ve vodě. Vyskytuje se především jako součást svítíplynu, kde vzniká tlakovým a tepelným rozkladem uhlí. Je součástí suchého smogu – (spalovací motory, cigaretový kouř) Mezi přírodní zdroje oxidu uhelnatého patří např. zemní plyn. Je složkou důlních plynů, kde spolu s metanem způsobuje jejich mimořádnou výbušnost, sám o sobě je příčinou jejich toxicity

- \* Má silné redukční účinky :  $Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$

- \* S chlorem tvoří fosgen

- \* příprava:

- z uhlíku:  $CO + O_2 \longrightarrow CO_2$

- $CO_2 + C \longrightarrow CO$

- z kys. mravenčí:  $H - COOH \longrightarrow CO + H_2O$

- $CO_2$  – oxid uhličitý:

- \* bezbarvý plyn, slabě kyselého zápachu, nedýchatelný, 1,5x těžší než vzduch, ve vodě rozpustný na slabou kys. uhličitou. Souvisí s fotosyntézou, dýcháním živých organismů, spalováním fosilních paliv. Zvyšující se koncentrace oxidu uhličitého je s spojena s jevem zvaným skleníkový efekt, protože molekuly  $CO_2$  pohlcují intenzivně infračervené záření a zabraňují tak jeho vyzařování do kosmického prostoru. Tím dochází k postupnému zahřívání povrchu planety Země a mohlo by to vést např. k poměrně prudkému tání ledovců a pólech a následnému stoupnutí hladiny světových oceánů až o desítky metrů.

- \* je obsažen v řadě nápojů; buď je jejich přirozenou složkou (alkoholové kvašení piva, šumivého vína, burčáku; minerální vody) nebo jsou jím syceny uměle pro zlepšení chuti (limonády, levnější perlivá vína, některé minerálky).

- \* stlačením vzniká pevná látka, tzv. suchý led, která snadno sublimuje, přičemž odebírá značné množství tepla z okolí a využívá se k chlazení např. v potravinářství.

- \* kapalný se převáží v ocelových lahvích s černým pruhem. Využití – sněhové hasící přístroje.

- \* příprava:

- $C + O_2 \longrightarrow CO_2$  ... za dostatečného přístupu vzduchu

- $CaCO_3 + HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

- $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

- $H_2CO_3$  – kyselina uhličitá

- \* slabá, dvojsytná kyselina, vzniká rozpuštěním  $CO_2$  ve vodě:  $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$

- \* nelze ji z roztoku izolovat, tvoří 2 řady solí – uhličitany a hydrogenuhličitany

- $CaCO_3$

- \* nerost kalcit, podstata skořápek vajec, ulit měkkýšů
- \* slouží k výrobě běžných stavebních surovin jako pálené vápno nebo cement, tak jako dekorační mramor)
- \* vápenec je také základem tzv. krasových jevů
- \* ušlechtilá forma – mramor
- $MgCO_3$  – magnezit
  - \* slouží především jako surovina pro výrobu žáruvzdorných materiálů pro výstavbu vysokých a cementářských pecí
- $K_2CO_3$  – potaš
  - \* výroba skla, papíru
- $Na_2CO_3$ – soda
  - \* výroba papíru, mýdel, použití ve sklářství
  - \* výroba Solvayovým způsobem:  $CO_2 + NH_3 + H_2O + NaCl \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$   
 $2NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$
  - \* změkčování vody:  $Na_2CO_3 + Ca^{2+} \longrightarrow CaCO_3 + 2Na^+$
- $NaHCO_3$ – jedlá soda
  - \* potravinářství, lékařství
  - \* pálení žáhy:  $HCl + NaHCO_3 \longrightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$
- $HCN$ 
  - \* mimořádně toxický (ochrnutí dýchacího centra), bezbarvý plyn, zápach po hořkých mandlích, jeho vodný roztok – sl. abá kyselina – její soli = kyanidy
- $KCN$ 
  - \* cyankáli
- $CS_2$ 
  - \* jedovatá těkavá kapalina, nepolární rozpouštědlo
- karbidy
  - \* binární sloučeniny uhlíku s kovem. Nejznámější je  $CaC_2$ , (lampy karbidky). Poměrně známý je i karbid křemíku  $SiC$  neboli karborundum, který má krystalickou strukturu podobnou diamantu a vyznačuje se mimořádnou tvrdostí (brouska)
  - \*  $CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$  ... kapání vody na karbid
- $COCl_2$ – fosgen
  - \* prudce jedovatý bezbarvý plyn, bojová látka v 1.sv. válce, důl, chem surovina
  - \* výroba:  $CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2$
- $CO(NH_2)_2$ 
  - \* močovina, dusíkaté hnojivo, bílá krystalická látka, dobře rozpustná ve vodě, výroba plastů
- organické sloučeniny:
  - uhlovodíky
  - freony

## 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  $SiO_2$ :  $SiO_2 + C \rightarrow Si + 2CO_2$  – snadné, dostupné, nenáročné, ale vzniká karbid – není úplně čistý
  - z  $SiCl_4$ :  $SiCl_4 + 2Zn \rightarrow Si + 2ZnCl_2$  – velmi čistý křemík
- vlastnosti:
  - pevná krystalická látka, struktura velmi podobná diamantu
  - šedý, křehký, polovodič, málo reaktivní
  - nerozpustný v kyselinách, rozpustný v  $NaOH$ :  $Si + 2NaOH + H_2O \rightarrow 2H_2 + Na_2SiO_3$
- 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:  $2PbS + 3O_2 \rightarrow PbO + 2SO_2$   
 $PbO + C \rightarrow Pb + CO$
- šedý, měkký, dobře tvarovatelný kov
- reaktivnější než cín, na vdychu se pokrývá malou vrstvičkou  $PbO$ , která jej chrání před další oxidací
- sloučeniny:
  - $PbO_2$  – oxid olovičitý – výroba olovených akumulátorů
  - $PbCrO_4$  – chroman olovnatý – ”chromová žlutá” – 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 =)**

**14. ledna 2010**