

## Szervetlen kémia egyenletek összefoglaló

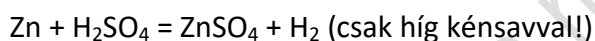
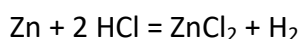
### (38. fejezet)

#### 19. fejezet: A hidrogén és vegyületei

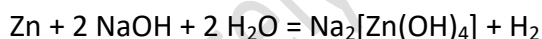
##### Hidrogén előállítása

A hidrogént laborban és az iparban egyaránt előállítják. Laboratóriumi előállítására számos módszer ismert.

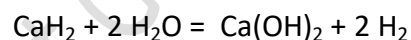
- **Híg savakból negatív standard-elektrodpotenciálú fémek** hatására (legtöbb esetben) hidrogén fejlődik. Fémként leggyakrabban cinket szoktak használni:



- **Amfoter jellegű fémekből lúg segítségével.** Amfoter például a cink, alumínium és ón:



- **Fém-hidridekből víz hatására:**

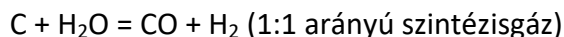


Ipari előállítására is számos módszer ismert. Vannak olyan módszerek, melyekben szintézisgáz komponenseként kapjuk meg a hidrogént, de vannak olyanok is, melyeknél tisztán. A **szintézisgáz** (szerves vegyipari alapanyag) **szén-monoxid és hidrogén 1:1, 1:2 vagy 1:3 térfogatarányú keveréke.**

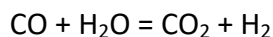
- **Metán és vízgőz reakciójában:**



- **Hidrogén fejlődik akkor is, ha izzó szénre vízgőzt fuvatnak.** A szén redukálja a vizet:



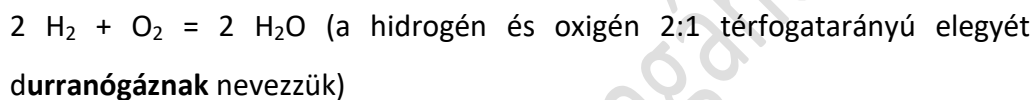
- **Szén-monoxid is képes körülbelül 500 °C-on, katalizátor [vas(III)-oxid] jelenlétében redukálni a vizet.** Ebben az esetben nem szintézisgáz keletkezik:



## Hidrogén kémiai tulajdonságai

Vegyületeiben az oxidációs száma szinte mindig +1, sószerű hidridjeiben azonban -1.

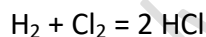
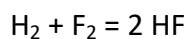
- **Oxigénnel szikra vagy láng hatására robbanásszerűen reagál:**



- Halogénekkal szintén reagál.

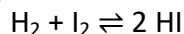
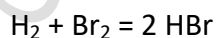
- **Fluorral sötétben is, klórral UV-fény hatására robbanásszerűen.**

**Láncreakció történik:**

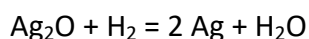
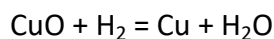


(A levegőn meggyújtott hidrogén klórgázban is képes tovább folytatni az égést, akár csak az oxigént, az elemi klórt is redukálja.)

- **Brómmal lassan, jóddal egyensúlyi reakció során reagál:**



**Pozitív standard-elektrodpotenciálú fémek oxidjaiból képes kiredukálni a fémeket.** Ez alkalmassá teszi őt különböző fémek nagy tisztaságú előállítására. A folyamatot hidrogénnel történő redukációs eljárásnak nevezik.



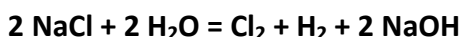
## **21-22 fejezet: Halogének és vegyületeik**

### **Klór**

Laboratóriumi előállítás:



Az iparban kősó (NaCl) elektrolízisével állítják elő. A pozitív anódon fejlődik a klórgáz:



### **Kémiai tulajdonságai**

A klór nagyon reaktív, szinte minden elemmel reagál. Erős oxidálószer.

• fémekkel fém-kloridokat alkot:

- $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 = 2 \text{NaCl}$
- $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 = 2 \text{FeCl}_3$

A reakciók kis mennyiségű víz (nedvesség is elég) jelenlétében a legtöbb esetben már szobahőmérsékleten is elég hevesek, az egyesülést fényjelenség kíséri.

• a nemfémes elemek többségét is oxidálja, foszforral például fényjelenség közben reagál:

- $2 \text{P} + 3 \text{Cl}_2 = 2 \text{PCl}_3$  (foszfor-triklorid)

• a fluor kivételével más halogéneket is képes oxidálni (erről később)

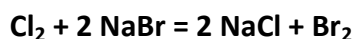
• vízzel hipoklórossavat eredményez:  $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HOCl} + \text{HCl}$

• hidrogénnel fény hatására hevesen reagál (Ennek a mechanizmusa olyan kémiai alapismeret, amelyről bővebben később, a hidrogén-halogenidekkel foglalkozó anyagrésznél lehet olvasni.)

• lúgokban diszproporcionálódik:

- $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaOCl} + \text{H}_2\text{O}$

## Bróm



### Kémiai tulajdonsága

**A bróm szintén egy reaktív elem, de a klórnál és a fluornál kevésbé reaktív**

• reakciója fémekkel: néhány fém esetében kevésbé heves, mint a klór. **Száraz, vízmentes közegben az alumíniummal, higannyal és a titánnal tud egyesülni, már kis víz jelenlétében szinte az összes fémmel.** Kis elektronegativitású fémekkel **vízben jól oldódó** ionos kötésű **fém-bromidokat alkot**, nagyobb elektronegativitású fémekkel azonban átmeneti kötést tartalmazó bromid csapadékokat. A fémvegyületeiben az oxidációs száma -1.

- $2 \text{Al} + 3 \text{Br}_2 = 2 \text{AlBr}_3$  (heves, fényjelenség és tűz kíséri)
- $\text{Mg} + \text{Br}_2 = \text{MgBr}_2$  (a magnézium por elszínteleníti a brómos vizet)
- $\text{Zn} + \text{Br}_2 = \text{ZnBr}_2$  (a cink por elszínteleníti a brómos vizet)

• **oxidálószer nemfémekkel szemben:**

- $2 \text{P} + 5 \text{Br}_2 = 2 \text{PBr}_5$  (heves, fényjelenség és tűz kíséri)

• **reakciója vízzel:**

- $\text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightleftharpoons \text{HOBr} + \text{HBr}$

• halogénnel is képes reakcióba lépni (ennek részletezése később)

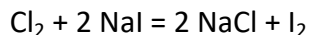
• **lúgokban diszproporcionálódik**

- $\text{Br}_2 + 2 \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaBr} + \text{NaOBr} + \text{H}_2\text{O}$

• **hidrogénnel a klórhoz hasonló mechanizmus szerint reagál**, de jóval szelídebb és hosszabb a reakció, valamint melegítést igényel:

- $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2 \text{HBr}$

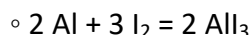
## Jód



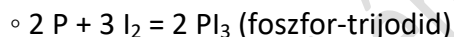
### Kémiai tulajdonsága

A jód a halogének közül (az asztáciumot leszámítva) a legkevésbé reaktív elem. Ezt viszonylag nagy méretének és a többi halogénhez képest aránylag kisebb elektronegativitásának köszönheti. Ionos és kovalens kötés kialakítására egyaránt alkalmas. Ionos vagy ionos jellegű kötést kisebb elektronegativitású fémekkel hoz létre, melyben oxidációs száma -1. Emellett oxidációs száma kovalens kötésű vegyületeiben – a klórhoz és brómhoz hasonlóan – lehet még magasabb is. További jellemzői:

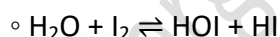
- **Fémekkel jodidokat alkot.** Ritka a szilárd fázisú reakció, de a jód por Al-porral már nagyon kis mennyiségű víz jelenlétében is hevesen reagál.



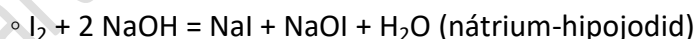
- **nemfémes elemek egy részével is (pl. foszfor) hevesen reagál:**



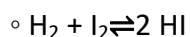
- vízben való oldásakor a vízzel reakcióba lép, ennek köszönheti kismértékű oldódását apoláris sajátosságának ellenére:



- **A klórhoz és brómhoz hasonlóan lúgokban diszproporcionálódik:**

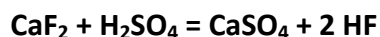
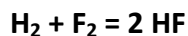


- **Hidrogénnel egyensúlyra vezető reakcióban reagál:**

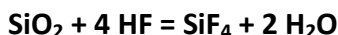


## Hidrogén –halogenidek

### HF



A HF reakcióba lép az üveggel:



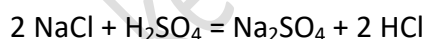
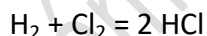
Ahol:

$\text{SiF}_4$ : szilícium-tetrafluorid

$\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ : hidrogén-[hexafluoro-szilikát(IV)]

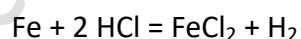
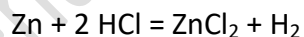
### HCl

A HCl előállítható hidrogén és klór direkt szintézisével, sóiból (sói a kloridok) erősebb sav segítségével illetve PVC és HCl gyártás során jelentős mennyiségű melléktermékként képződik.

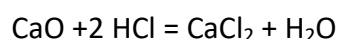


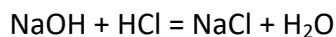
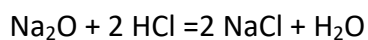
### HCl kémiai tulajdonságai

A sósav a **negatív standardpotenciálú fémekből képes hidrogént fejleszteni**, pozitív potenciálúakkal nem reagál. A sósav itt oxidálószer, oxidálja a fémet. (Ilyen eseteket vizsgálva érdemes az általános kémiai ismeretek közül a redoxireakciók témakörét feleleveníteni: a szervetlen kémia sok reakciójának az ott leírtak szolgálnak alapjául.)

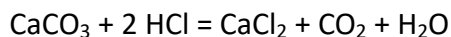


Alkálifém, alkáliföldfém oxidokkal (vagyis az alkálifém, alkáliföldfém hidroxidok bázisanhidridjével), valamint lúgokkal sav-bázis reakcióba lép, és a fémnek megfelelő sav-kloridot, illetve vizet eredményez a reakció:

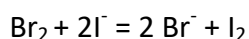
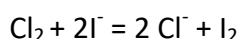
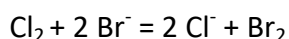
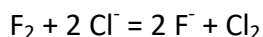




Erős sav lévén gyengébb savak sóiból a gyengébb savat kiszabadítja.



### Halogének reakciói egymással



## 23. és 24. fejezet: Kalkogének

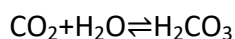
### Oxigén előállítása laborban

- **$2 \text{HgO} = 2 \text{Hg} + \text{O}_2$** 
  - a narancssárga színű HgO a keletkező higanytól megfeketedik, valamint kémcsőben elvégezve a kísérletet, annak hideg oldalán higanycseppek megjelenését tapasztalhatjuk
- **$2 \text{H}_2\text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$** 
  - hidrogén-peroxidot barnakőporra ( $\text{MnO}_2$ ) csepegtetve heves oxigénfejlődés tapasztalható, mert a barnakő katalizálja (illetve felgyorsítja) a hidrogén-peroxid bomlását és így rövid idő alatt nagy mennyiségű oxigén nyerhető. Oxigénre nézve a folyamat diszproporció. Nagyobb laboratóriumi mennyiségre.
- **$2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 16 \text{H}^+ = 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$** 
  - kénsavval előre megsavanyított hidrogén-peroxid oldatot, ha hipermangánra (kálium-permanganát,  $\text{KMnO}_4$ ) csepegtetünk, akkor heves oxigénfejlődés tapasztalható. A fenti egyenlet egy ionegyenlet, mely a reakció lényegét írja le

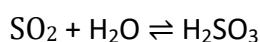
### Oxigén kémiai tulajdonságai

- Hidrogénnel (H<sub>2</sub>) alkotott elegyét meggyújtva –bizonyos esetekben- robbanás tapasztalható. A hidrogén : oxigén, 2 : 1 térfogatarányú elegyét nevezzük **durránógáznak**. A reakciótermék: víz.
  - $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$
- **Fémek közül egyedül a nemesfémekkel nem egyesül közvetlenül**
  - tiszta oxigénben a vaspor szikrázva ég el
    - $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
  - **az igen kis elektronegativitású fémek peroxiddá vagy akár szuperoxiddá egyesülnek tiszta oxigénnel.** (pl.: Na, K, Ag, Ba)
    - $2 \text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$  (Nátrium-peroxid)
    - $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$  (kálium-szuperoxid).
    - $2 \text{Ag} + \text{O}_2 = \text{Ag}_2\text{O}_2$
    - $\text{Ba} + \text{O}_2 = \text{BaO}_2$
- Nemfémekkel is képes közvetlenül egyesülni és nemfém-oxidokat kialakítani.
  - Hidrogénnel (H<sub>2</sub>) alkotott elegyét meggyújtva robbanás tapasztalható. A hidrogén : oxigén, 2 : 1 térfogatarányú elegyét nevezzük **durránógáznak**. A reakciótermék: víz..
    - $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$
  - **Izzó szén szikrázva ég el az oxigénben**
    - $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
  - **Foszfor difoszfor-pentaoxiddá<sup>1</sup> ég el**
    - $4 \text{P} + 5 \text{O}_2 = 2 \text{P}_2\text{O}_5$

### Sav és bázisanhidridek reakciója vízzel

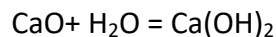
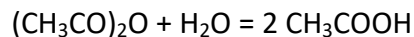
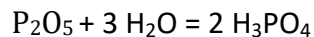
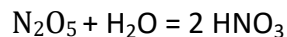
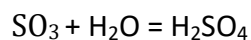


A szénsav bomlékony vegyület. A CO<sub>2</sub> vízzel való reakciója tehát megfordítható, egyensúlyra vezető folyamat.



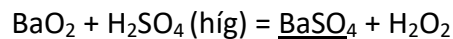
<sup>1</sup> A vegyület pontos összetételét lásd a foszfornál!





### Hidrogén-peroxid

Laboratóriumban előállítható bárium-peroxid ( $\text{BaO}_2$ ) és híg kénsav reakciójával:



- jodidot jóddá képes oxidálni savas közegben
  - $2 \text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- kénessavat kénsavvá oxidálja
  - $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

### Vízkeménység megszüntetése vegyszeres kezeléssel

- $4 \text{Na}_3\text{PO}_4 + 6 \text{Ca}^{2+} = 2 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 12 \text{Na}^+$
- $4 \text{Na}_3\text{PO}_4 + 6 \text{Mg}^{2+} = 2 \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 12 \text{Na}^+$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3 + 2 \text{Na}^+$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Mg}^{2+} = \text{MgCO}_3 + 2 \text{Na}^+$

### Kén kémiai tulajdonságai

- vassal és cinkkel magasabb hőmérsékleten hevesen, szikrázva egyesül
  - $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$  vas(II)-szulfid ( a (II), a vas oxidációs állapotára utal)
  - $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$  cink-szulfid (fehér por)
- higannyal már szobahőmérsékleten egyesül higany-szulfiddá
  - $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$

- nála nagyobb elektronegativitású nemfémekkel, általában magasabb oxidációs állapotú vegyületeket alkot
  - éghető, kékes lánggal ég
    - $S + O_2 = SO_2$  oxidációs szám: +4
  - hidrogénnel 400 °C körül egyesül kén-hidrogénné
    - $S + H_2 = H_2S$  oxidációs szám -2
  - izzó szénnel a kéngőz szén-diszulfiddá egyesül
    - $C + 2 S = CS_2$  oxidációs szám: -2
  - A kén-dioxid tovább oxidálható magas hőmérsékleten, katalizátorral
    - $2 SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 SO_3$  oxidációs szám: +6.

### kén-hidrogén (dihidrogén-szulfid, $H_2S$ )

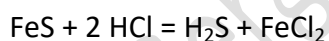
#### **Kémiai tulajdonságai**

- vízben való oldásakor gyenge, kétértékű savként viselkedik
  - $H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$  ( $HS^-$  : hidrogén-szulfid ion, amely amfoter)
  - $HS^- + H_2O \rightleftharpoons S^{2-} + H_3O^+$  a második proton leadása kisebb mértékű, mert a  $HS^-$  gyengébb sav, mint a kén-hidrogén
- vizes oldata áttetsző, de a levegőn állva zavarossá válik, mert a levegőben lévő oxigénnel a kén-hidrogén kénkiválás közben reagál
  - $2 H_2S + O_2 = 2S + 2 H_2O$
- vizes oldata sav-bázis reakciókban részt vesz
  - $2 NaOH + H_2S = Na_2S + 2 H_2O$  erős bázisokkal szemben erősebb savként viselkedik, sói a szulfidok
- éghető, kékes lánggal ég
  - kevés levegő jelenlétében kénkiválás történik
    - $2 H_2S + O_2 = 2S + 2 H_2O$
  - több oxigén jelenlétében kén-dioxid-ig megy az oxidáció
    - $2 H_2S + 3 O_2 = 2 SO_2 + 2 H_2O$
- kén-dioxiddal kénkiválás közben reagál (szinproporcio)
  - $SO_2 + 2 H_2S = 2 H_2O + 3 S$

- redukáló hatású (erős redukálószer), mert benne a kén oxidációs száma -2, azonban a magasabb oxidációs állapotok is igen stabilak, ezért könnyen oxidálódik
  - a brómos víz barna színét eltünteti, opállossá válik
    - $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2 \text{HBr} + \text{S}$
  - **még a kénsavat is képes redukálni**
    - $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$
- A fémek többségét oxigén jelenlétében megfeketíti, mert fém-szulfidot alakít ki velük (az átmeneti fém-szulfidok többsége fekete)
  - $4 \text{Ag} + 2 \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2 \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$
  - $2 \text{Cu} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2 \text{CuS} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Nehézfém és félfém ionokkal szulfid csapadékot alakít ki
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{CdSO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \underline{\text{CdS}}$  sárga
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = 2 \text{HCl} + \underline{\text{CuS}}$  fekete
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{HNO}_3 + \underline{\text{PbS}}$  fekete
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{ZnSO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \underline{\text{ZnS}}$  fehér

### **Előállítása**

Laboratóriumban előállítható valamilyen –a  $\text{H}_2\text{S}$ -nél erősebb- savval (pl.: HCl) sóiból, gázfejlesztő készülékben, pl.:



Iparban direkt szintézissel állítják elő kén és hidrogén segítségével 300 °C körül



## Kén-dioxid

Laborban többféle módszerrel elő lehet állítani.

- forró, tömény kénsav és réz segítségével
  - $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- szulfitokból a kénessavnál erősebb savval. A folyamatban keletkező kénessav egyből kén-dioxidra és vízre bomlik
  - $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2 \text{HCl} = 2 \text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Iparban előállítható kén égetésével vagy szulfidércek pörkölésével

- $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
- $4 \text{FeS}_2 (\text{pirit}) + 11 \text{O}_2 = 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$

### ***Kémiai tulajdonságai***

A kén oxidációs száma a molekulában +4, és mivel ennél lehet neki több és kevesebb is, ezért oxidáló és redukáló hatással is bír, a partnertől függően.

- Oxigénnel, magasabb hőmérsékleten, katalizátor jelenlétében egyensúlyra vezető reakcióban egyesül. Ez a reakció a kénsavgyártás egyik alapja (lásd később). Itt a kén oxidálódik, vagyis az  $\text{SO}_2$  redukálószerként viselkedik.
  - $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$
- erélyes redukálószer mivoltát a brómos vagy jódos víz elszíntelenítése is jól mutatja.
  - $\text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- Kén-hidrogénnel szemben oxidálószerként viselkedik, a kén-dioxid kén atomja pedig redukálódik, +4-es oxidációs számról 0-ás elemi kéné
  - $\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{S} = 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{S}$  (ezzel a reakcióval magyarázható, hogy miért vulkanikus területeken találhatóak a kéntelepek).

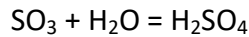
Vízben való oldásakor az oldat savas kémhatású lesz

- vízben oldva bomlékony kénessav keletkezik. A kénessav savanhidridje. A kénessav vízzel szemben gyenge sav.

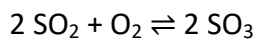
- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$

### **Kén-trioxid ( $\text{SO}_3$ )**

Vízzel hevesen, erősen exoterm körülmények között reagál, kénsav képződése közben

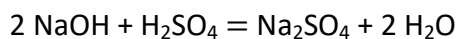


Kén-dioxid és oxigén katalitikus reakciójával állítható elő



### **Kénsav**

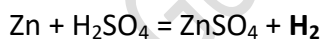
Lúgokkal sót képez



Nála gyengébb savak sóiból felszabadítja az adott savat (ezek a reakciók képezik számos sav laboratóriumi előállítását)



Híg savként a **negatív standard-elektrodpotenciálú fémeket** hidrogénfejlődés közben oldhatja:



A tömény kénsav némely **pozitív standard-elektrodpotenciálú fémet** kén-dioxid fejlődése közben oldja:



- forró, tömény oldata a grafitot szén-dioxiddá oxidálja
  - $\text{C} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$

### **Kénsavgyártás**

A technológia főbb lépései:

1, kén-dioxid előállítás,  $S + O_2 = SO_2$

2, kén-trioxid előállítás,

3, kén-trioxid elnyelése tömény kénsavban,

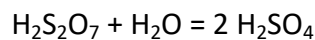
4, a kapott tömény kénsav visszahígítása.

**2,  $2 SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 SO_3$**

- nagy nyomás,
- magas hőmérséklet (400-500 °C),
- katalizátor használata ( $V_2O_5$ ).

**3,  $SO_3 + H_2SO_4 \rightleftharpoons H_2S_2O_7$**  (a keletkező vegyületeknek számos neve van.; **óleum, vitriol, dikénsav.**

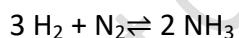
4, Az oleum hígítása:



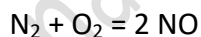
## **25-26. fejezet: Nitrogéncsoport nemfémes elemei**

### **Nitrogén**

• **Hidrogénnel 400-500 °C-on**, nagy nyomás és **vaskatalizátor** mellett egyensúlyi reakcióban ammóniává egyesül:



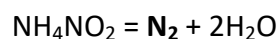
• Levegő oxigénjével körülbelül 3000 °C-on egyesül:



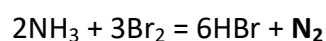
### ***Előállítása :***

Laboratóriumban több módszer is ismert az előállítására:

- Ammónium-nitrit hevítésével:



- Ammónia bróm általi oxidációjával:

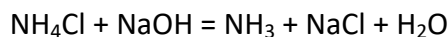


## Ammónia

### **Előállítása :**

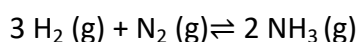
Laboratóriumban ammóniasókból állítható elő az ammóniánál erősebb lúgokkal (erősebb lúg a gyengébbet kiszabadítja a sójából) vagy szalmiákszesz hevítésével:

- Ammónium-klorid és nátrium-hidroxid reakciójával:



- Szalmiákszesz ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) hevítésével

Iparban direkt szintézissel (ammóniaszintézis). A reakció alapja a következő:



- nagy nyomás (kb.:30 MPa);
- viszonylag alacsony hőmérséklet (400-500 °C);
- vaskatalizátor alkalmazása.

### **Kémiai tulajdonságai**

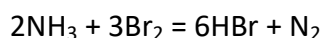
- Vizes oldata lúgos kémhatású:



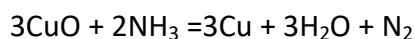
- Savaktól átveszi a protont, és a megfelelő ammóniasót alakítja ki
  - $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$  (ammónium-klorid, vagy más néven **szalmiáksó**, amely egy **fehér kristályos anyag**, laborban ammónia előállítására használják)
  - $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$  ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , vagyis ammónium-nitrát. Fehér kristályos anyag,  $\text{CaCO}_3$ -tal összekeverve **műtrágyaként használják**. Azért keverik kalcium-karbonáttal, mert robbanásveszélyes, és ezzel gátolják meg, hogy felrobbanjon)

Redoxireakciókban is részt vesz. Benne mivel a nitrogén oxidációs száma -3, és értéke kisebb ennél nem lehet, ezért **ő csak oxidálódni tud, redukálószerként** viselkedik:

- Halogéneket redukálja, pl. a brómos és jódos vizet elszínteleníti:



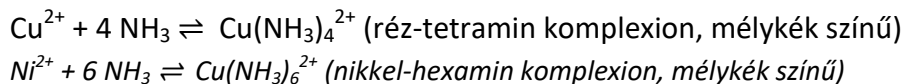
- Fém-oxidokat is képes redukálni (fém keletkezik):



Az ammónia **ligandumként komplexképző reakciókban** is részt vesz nehézfémionokkal.

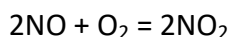
Ligandumjának a neve: **amin**

Számos komplexe ismert (pl. réz komplexe):

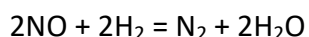


### **Nitrogén-monoxid (NO)**

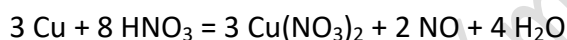
Párosítatlan elektronja miatt rendkívül **reakcióképes**, a levegő oxigénjével szobahőmérsékleten azonnal elreagál, és a képződő nitrogén-dioxid miatt megbarnul a gázelegy:



Hidrogénnel elegyítve és meggyújtva robban:

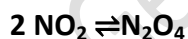


Előállítására réz és közepesen tömény (kb. 30 m/m%-os) salétromsav reakciójával történik a laborban:

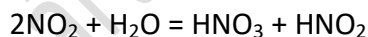


### **Nitrogén-dioxid (NO<sub>2</sub>)**

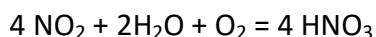
Alacsonyabb hőmérsékleten **dimerizálódik. Dimerje színtelen.**



Vízben való oldásakor savas kémhatású oldat keletkezik:



Oxigén jelenlétében csak salétromsav keletkezik:



Laborban előállítható tömény salétromsav és réz segítségével:





### **Salétromsav (HNO<sub>3</sub>)**

Mivel fény hatására bomlik, ezért **sötét üvegben kell tárolni**. Fény hatására a következő módon bomlik:

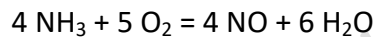


### **Előállítása**

Laborban nem állítják elő, alapvegyyszernek számít. Ipari előállítása számos lépésből áll. Kiindulási anyagként ammóniát használnak. A főbb lépések a következők:

- 1, ammónia oxidálása nitrogén-monoxiddá;
- 2, nitrogén-monoxid nitrogén-dioxiddá való oxidációja;
- 3, nitrogén-dioxid elnyeletése vízben oxigén jelenléte mellett.

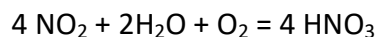
1, Az első lépést platina katalizátor mellett 700 °C-on végzik:



2, A keletkező NO a levegő oxigénjével azonnal nitrogén-dioxiddá oxidálódik:

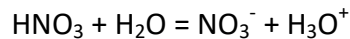


3, Utolsó lépésben a nitrogén-dioxidot oxigén jelenlétében elnyeletik vízben. Az oxigén jelenléte kulcsfontosságú, anélkül nem tisztán salétromsavat, hanem csak egy savelegyet (salétromossav és salétromsav elegyét) kapnánk.

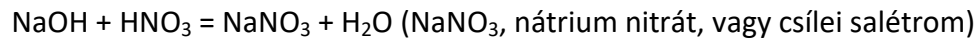


### ***Kémiai tulajdonságai***

A salétromsav vízzel szemben egyértékű erős savként viselkedik, vagyis a víznek szinte minden protonját átadja. Savmaradék anionja a **nitrátion (NO<sub>3</sub><sup>-</sup>)**

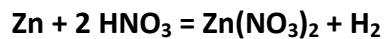


Sav-bázis reakcióban nitrátsókat alkot:



Molekulájában a nitrogénatom a maximális, 5-ös oxidációs számmal rendelkezik, vagyis ő maga tovább oxidálódni nem tud, oxidáló hatású.

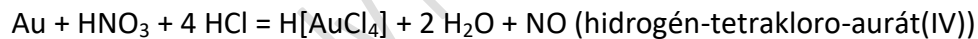
- **Híg oldata a negatív standardpotenciálú fémekből hidrogént fejleszthet:**



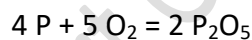
- **Pozitív potenciálú fémekre erős oxidáló hatással lehet a tömény oldata:**



Arany oldása királyvízben

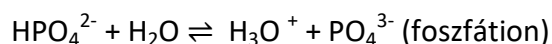
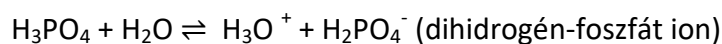


### Difoszfor-pentaoxid (P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>)



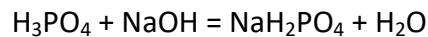
### Ortofoszforsav (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)

háromértékű sav.

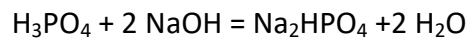


Lúgokkal sav-bázis reakcióban vesz részt, erős lúgokkal háromértékű savként viselkedik. Nátrium-hidroxiddal való reakciója a következő:

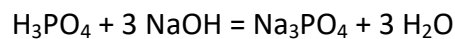
- 1:1 molarány esetén csak egy protont ad le, és sóként nátrium-dihidrogén-foszfát keletkezik



- 1:2 molarány esetén két protont ad le, és sóként dinátrium-hidrogén-foszfát keletkezik?



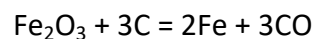
- 1:3 molarány esetén az összes protonját leadja, és sóként trinátrium-foszfát, más néven trisó keletkezik



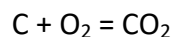
## **27-28. fejezet A szén csoport nemfémes elemei**

### **A szén kémiai tulajdonságai**

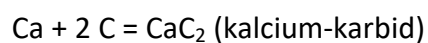
- Redukáló tulajdonságú.
  - Fém-oxidokból a fémet ki tudja redukálni (Al és alkálifémek esetében nem), a fémkohászatban a szén redukció ezen alapszik:



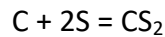
- Éghető, oxigénnel erősen exoterm reakcióban egyesül:



- Fémekkel karbiddá egyesülhet:



- Kénnel szén-diszulfiddá vegyül:

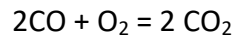


## **Szén oxidjai**

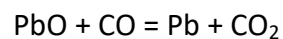
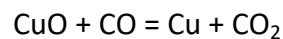
### **Szén-monoxid**

- Molekulájában a szénatom oxidációs száma +2. Ez azt jelenti, hogy oxidálódni képes (a szénnek a +4-es oxidációs szám a legkedvezőbb), vagyis másokat redukálni tud.

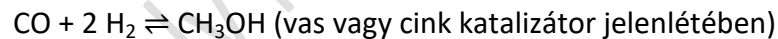
- Éghető, kékes lánggal ég és nagy az égéshője:



- Erélyes redukáló tulajdonsága felhasználható fém előállítására fém-oxidokból:



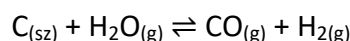
- Fontos vegyipari kiindulóanyag.
  - Metanol gyártásához szintézisgázt használnak:



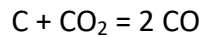
A szén-monoxid laboratóriumban hangyasavból állítható elő tömény kénsav, mint vízelvonószer segítségével:



Iparban a hidrogénnél megismert izzó szén és vízgőz reakciójával állítják elő, melynek a végeredménye a szintézisgáz:

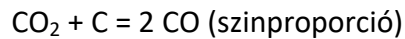
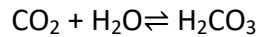


Előállítható szén-dioxid szenes redukciójával is. A folyamat endoterm, az igényelt energiamennyiséget a szén egy részének az elégetésével fedezhető.



### Szén-dioxid

. A  $\text{CO}_2$  a szénsav savanhidridje.

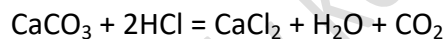


Lúgokon átvezetve elnyelődik és karbonátokat képez. Laboratóriumi körülmények között egy ilyen jelenséget szokás felhasználni a  $\text{CO}_2$  kimutatására:



Többféle módon is előállítható:

- Valamilyen karbonát (általában  $\text{CaCO}_3$ ) és erős sav reakciójával (általában sósav) könnyedén előállítható laboratóriumban.



- Szeszes erjedéskor a cukorból alkohol mellett szén-dioxid is keletkezik

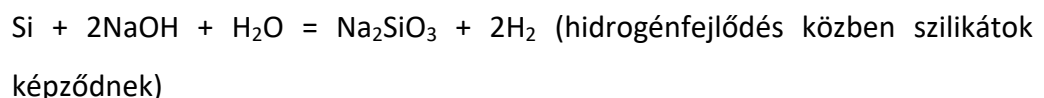


- Bár ez nem alkalmazott előállítási eljárás, de érdemes tudni, hogy **mészégetésnek** nevezett folyamat során is keletkezik szén-dioxid:



### Szilícium kémiai tulajdonságai

- Erős lúgokban, víz jelenlétében (pl.:  $\text{NaOH}$ ) oldódik:



- A fluor, nagyon erős oxidálószer lévén, standard körülmények között is képes megtámadni:

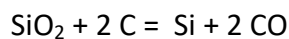
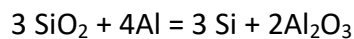
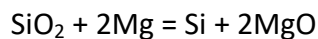


- Magasabb hőmérsékleten szénnel képes reakcióba lépni:

$\text{Si} + \text{C} = \text{SiC}$  (A keletkező szilícium-karbid kemény atomrácsos anyag. Csiszolóként szokták használni.)

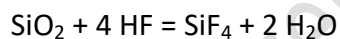
- Magasabb hőmérsékleten a fémek egy részével képes reakcióba lépni, egy másik részében viszont oldódni tud.

A szilíciumot szilícium-dioxid (kvarc, homok) redukciójával lehet előállítani alumínium, magnézium vagy szén segítségével, magas hőmérsékleten (gyakorlatilag termitreakcióról van szó):

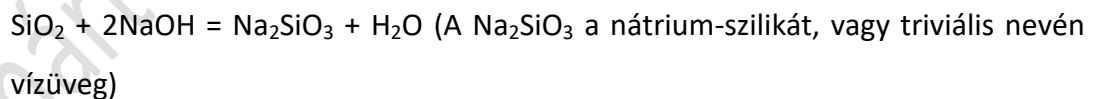


### **Szilícium-dioxid (SiO<sub>2</sub>)**

Üvegmaratás:



Erős lúgokkal (pl. NaOH) aktiválás után szilikátokat képez:

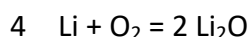


## **30. fejezet: Alkálifémek**

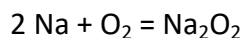
### **Kémiai tulajdonságaik**

- **Levegőn hevítve égnek:**

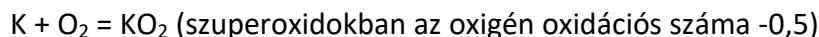
- A lítium normál oxiddá ég el.



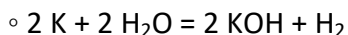
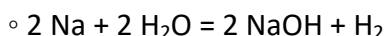
- A nátrium élénksárga lánggal ég, miközben nátrium-peroxid képződik.



- A kálium égésekor is egy „egzotikus” oxid, a kálium-szuperoxid keletkezik.

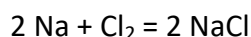


- **Vízzel heves reakcióba lépnek.** A hevesség mértéke a rendszám növekedésével nő. A redoxireakciók során a megfelelő alkálifém-hidroxid és hidrogéngáz keletkezik.



- **Halogénnel heves reakcióba lépnek:**

- A felizzított nátrium a klórgázban is folytatja az égést fénytűnemény közben, és fehér füst képződik (finom eloszlású, szilárd nátrium-klorid).



- **Híg savakban oldódnak hidrogéngáz fejlődése közben**

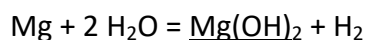
## **31. fejezet: Alkáliföldfémek**

### **Kémiai tulajdonságaik**

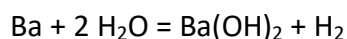
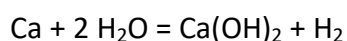
- **A vízbontásra való hajlam nagyon jól mutatja az alkáliföldfémek kisebb reakciókészségét a megfelelő alkálifémekhez viszonyítva:**

- A berillium nem lép reakcióba vízzel melegítés hatására sem.

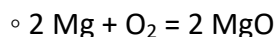
- A magnézium – érzékelhető sebességgel – csak meleg vízzel hajlandó reagálni:



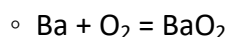
- A többi alkáliföldfém már hidegen is hevesen reagál vízzel, hidrogénfejlődés közben. A hevesség a rendszám növekedésével nő. (Ebből is látszik, hogy minél nagyobb a rendszámuk, annál erélyesebb redukálószernek.)



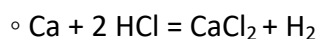
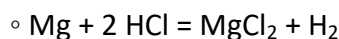
- A kalcium és magnézium ugyanakkor nagyon fényes (vakító) fehér fénnel ég, de a magnézium kivételével a többinél fellelhető a lángban lángfestésük jellemző színe is. A bárium egy egzotikusabb oxiddá, bárium-peroxiddá ég el.



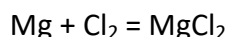
- (A magnézium égését szén-dioxidban is folytatja, ugyanis képes a szén-dioxidot elemi szénre redukálni:  $2 \text{Mg} + \text{CO}_2 = 2 \text{MgO} + \text{C}$ )



- **Híg savakból hidrogént fejlesztenek:**



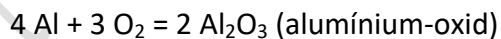
- **Halogénekkal is reagálnak** a megfelelő aktiválás után. Ionos kötésű halogenidek jönnek így létre.



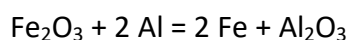
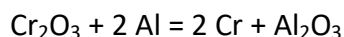
## **32. fejezet: Alumínium**

### **Kémiai tulajdonságai**

- **Éghető, vakító fehér lánggal ég, égése nagy hőfelszabadulással jár** (nagyon exoterm folyamat).

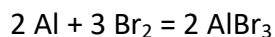
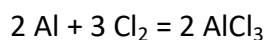


- **Erős redukálószer, így sok fém-oxidból** ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ...) **képes a fémionokat redukálni. Ezt nevezzük termitreakciónak.**

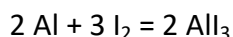




- **Halogénekkal hevesen reagál**, azonban klór esetében, szobahőmérsékleten a reakció lassú, melegítve hevesé válik.

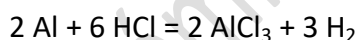


(Ha a brómot rácsepegtetjük az alumíniumra és várunk egy keveset, akkor fehér füst, lángtütemény képződésével járó, heves reakciót tapasztalunk.)

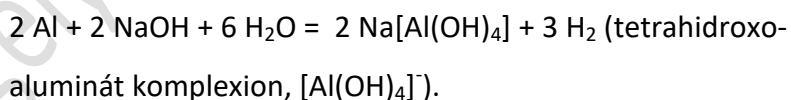


- **Amfoter sajátosságú**, ami azt jelenti, hogy **lúgokban és savakban is oldódik, hidrogénfejlődés közben. Tömény, oxidáló tulajdonságú savakban** (pl. cc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) **passziválódik**, mert a durva oxidációs hatásra a felületén nem leoldódik, hanem megerősödik a védőréteg.

- **reakciója híg sósavval:**

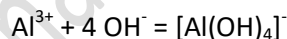


- **reakciója nátrium hidroxiddal:**



## Előállítása

### Timföld előállítása bauxitból



### Timföld olvadékelektrolízise

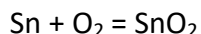
anód:  $6 \text{ O}^{2-} = 3 \text{ O}_2 + 12 \text{ e}^-$  (pozitív pólus, oxidáció)

katód:  $4 \text{ Al}^{3+} + 12 \text{ e}^- = 4 \text{ Al}$  (negatív pólus, redukció).

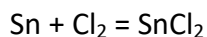
### 33. fejezet: Ón és ólom

#### Ón

- Magasabb hőmérsékleten egyesül oxigénnel:

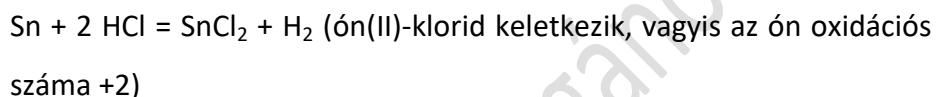


- Halogénekkal előszeretettel vegyül:

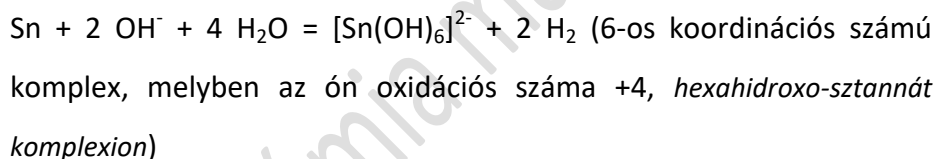


- Az alumíniumhoz hasonlóan **amfoter jellegű fém**, vagyis híg savakból és lúgokból is hidrogént fejleszt. Azonban lúgokkal és savakkal más oxidációs állapotúvá alakul át.

- Sósavban való reakciójának az egyszerűsített egyenlete:



- Nátrium-hidroxidban komplexképződés közben oldódik:



#### Ólom

- Salétromsav képes oxidálni:



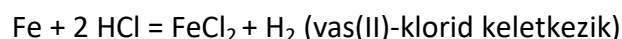
### 34-36. fejezet: A d mező fémei

#### A vas

#### Kémiai tulajdonságai

Jellemző redoxireakciói:

- Híg savakban hidrogén fejlődése közben oldódik:



- Tömény, oxidáló savakat a durva oxidáció következtében a felületén kialakuló védőréteg miatt passziválja.

- **Számos nemfémmel vegyül magasabb hőmérsékleten:**

- Halogénekkal magasabb hőmérsékleten egyesül:

$2 \text{ Fe} + 3 \text{ Cl}_2 = 2 \text{ FeCl}_3$  (Erősebb oxidálószer lévén, a klór +3-as, vas(III)-kloridig oxidálja a vasat, a bróm ugyanezt idézi elő.)

$\text{Fe} + \text{I}_2 = \text{FeI}_2$  (A jód nem olyan erélyes oxidálószer, mint a klór vagy a bróm, ezért itt inkább vas(II)-jodid keletkezik)

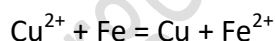
- Mivel a kén nem tud olyan erős oxidálószerként viselkedni, mint a klór, ezért ő csak vas(II)-ig oxidálja a vasat:

$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$  (vas(II)-szulfid)

- **Por alakban tűztűnemény közepette egyesül oxigénnel** (lángba dobva)

$4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 = 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$  (vas(III)-oxid)

- **A nála pozitívabb standardpotenciálú fémek ionjait képes redukálni.** Ily módon galvánelem egyik elektródjaként is lehet használni.



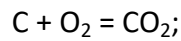
### **A vas ipari előállítása, a vasgyártás**

- **$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{ C} = 2 \text{ Fe} + 3 \text{ CO}$**  Ez az úgynevezett **közvetlen redukció**, azért közvetlen, mert maga a szén redukál. A folyamatot természetesen minden beadagolt vasércel külön-külön fel lehet írni.

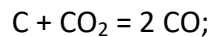
- **$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{ CO} = 2 \text{ Fe} + 3 \text{ CO}_2$**  Ez az úgynevezett **közvetett redukció**, mivel itt nem a szén redukál, hanem a belőle képződött szén-monoxid.

A nagyolvasztóban természetesen **más kémiai folyamatok** is végbemennek. Ilyen például a

- **szén égése**, amely biztosítja a redukcióhoz szükséges hőt:

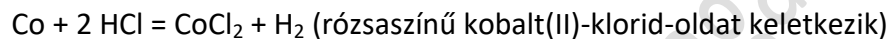


- **a szén-dioxid is képes redukálódni az izzó szén által:**



### **A kobalt és a nikkelt**

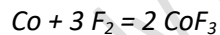
**A vashoz hasonlóan híg savakból hidrogént fejlesztenek, de tömény oxidáló savaknak ellenállnak (Ni tömény salétromsavval reagál!!!).**



**Magasabb hőmérsékleten nemfémekkel is reagálnak.**

- Halogénekkal:

◦ *a fluor a kobaltot +3-as oxidációs állapotig oxidálja*



◦  $\text{Co} + \text{Cl}_2 = \text{CoCl}_2$

◦  $\text{Ni} + \text{Cl}_2 = \text{NiCl}_2$  (zöld színű)

- Kénnel:

◦  $\text{Co} + \text{S} = \text{CoS}$

◦  $\text{Ni} + \text{S} = \text{NiS}$

**Ionjaik csapadék- és komplexképzésre is alkalmasak.**

- $\text{Ni}^{2+}$  ionok a  $\text{OH}^-$  ionokkal zöld csapadékot képeznek:

◦  $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{OH}^- = \text{Ni(OH)}_2$  (a képződött zöld színű csapadék ammóniaoldat feleslegében képes feloldódni)

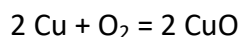
◦  $\text{Ni}^{2+} + 6 \text{NH}_3 = [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  (a nikkelt hexaamin komplexe, koordinációs szám +6.)

- $\text{Co}^{2+} + 4 \text{Cl}^- = [\text{Co}(\text{Cl})_4]^{2-}$  (a kobalt tetrakloro komplexe, mélykék színű)

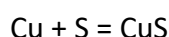
## **A réz és vegyületei**

- **Számos nemfémmel közvetlenül tud egyesülni magasabb hőmérsékleten.**

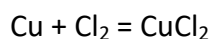
- oxigénnel fekete réz(II)-oxid keletkezik:



- Kénnel barnásfekete réz(II)-szulfid keletkezik:



- halogénekkal:



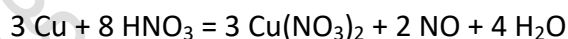
- **Pozitív standardpotenciálú fém lévén, savakból nem fejleszt hidrogént. Csakis oxidáló savakkal lép reakcióba.**

- Tömény kénsav réz(II)-vé oxidálja:

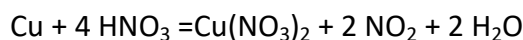


- Különböző töménységű salétromsavval másképpen reagál:

közepesen tömény (kb.: 30 m/m%-os) salétromsav hatására nitrogén-monoxid keletkezik



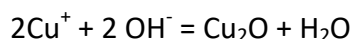
tömény salétromsav hatására nitrogén-dioxid keletkezik



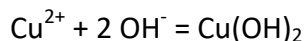
- **A réz komplexképző sajátágú. Komplexeiben az oxidációs száma +2 (lásd párral lejjebb).**

- **Ionjainak a különféle reakcióiról is érdemes említést tenni.**

- A réz(I) ionok lúg hatására réz(I)-oxid csapadékot képeznek:

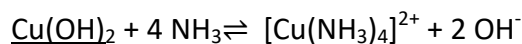


- A réz(II) ionok lúg hatására réz(II)-hidroxid kékes színű csapadékot képeznek:

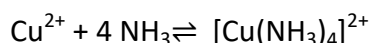


Világoskék színű komplex képződik. A folyamat reverzibilis, vagyis a komplexhez lúgot adagolva újra kiválik a csapadék.

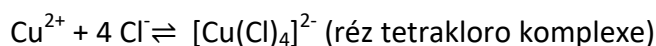
**A Cu(OH)<sub>2</sub> csapadék ammóniafelesleggel is feloldható:**



◦ A réz(II) ionok ammóniával mélykék színű komplexet képeznek:

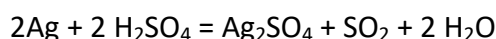


◦ A réz(II) ionok a kloridionnal zöld színű komplexet képeznek:



### **Az ezüst**

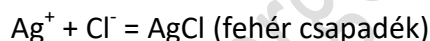
• **Forró tömény kénsavban oldódik:**



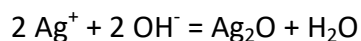
• **Tömény kénsav is képes oxidálni és oldani:**



**Ionjait tartalmazó vizes oldatból (például ezüst-nitrát-oldat) klorid-, bromid- vagy jodidionok hatására csapadék képződik.**

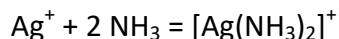


Ionjait tartalmazó vizes oldatból lúg hatására (pl. NaOH vagy ammóniaoldat) **barna ezüst-oxid csapadék keletkezik**. A folyamat lényege a következő ionegyenlettel írható fel:



Az ezüstion is komplexképzésre hajlamos. Komplexeiben a koordinációs szám 2. Ha az előbb leírt csapadékképzési folyamatot ammóniaoldattal kivitelezük, akkor a kezdetben

keletkező barna színű csapadék ammónia feleslegében feloldódik, és az ezüst diamin komplexe keletkezik. A folyamat lényegét leíró ionegyenlet a következő:



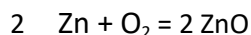
## Cink

- A megfelelő körülmények között számos nem fémmel képes reakcióba lépni.

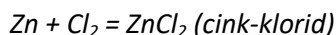
- **cink és kénpor hevítés hatására hevesen egyesül:**



- **magas hőmérsékleten kékeszöld láng közepette egyesül oxigénnel (ég):**



- *halogénnel szobahőmérsékleten is vegyül víz jelenlétében:*



- **Amfoter sajátosságú, vagyis savakból és lúgokból is képes hidrogént fejleszteni.**

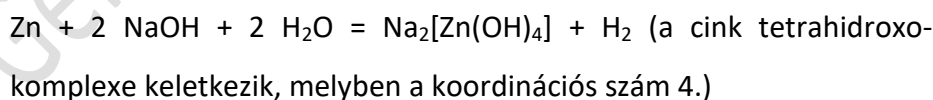
- **híg savakból hidrogént fejleszt** (oka, hogy negatív standardpotenciálú fém):



- **tömény, oxidáló savakból oldódik:**



- **lúgokban komplexképződés közben oldódik:**

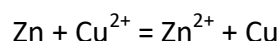


- **Komplekképző sajátosságú, az ammóniával is képes komplexet kialakítani:**



- **A nála pozitívabb standard elektródpotenciálú fémek ionjait képes redukálni.**

Nagyon jó példa erre a híres **Daniell-elem**.



- ionjai színtelenek.