

## Általános és szervetlen kémia

### Laborelőkészítő előadás III. (2008. szeptember 25.)

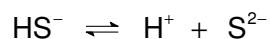
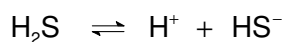
- Arrhenius sav-bázis elmélete
  - erős és gyenge bázisok disszociációja
  - sók előállítása
  - az Arrhenius-elmélet hiányosságai
- Brønsted és Lowry sav-bázis elmélete
  - az oldószer amfotériája
  - savak és bázisok relatív erőssége
  - savak-bázis reakciók alaptípusai a Brønsted-elmélet szerint
  - bórsavak és a bórax szerkezete
  - szabályos sók előállítási lehetőségei
  - savanyú sók amfotériája

### Arrhenius sav-bázis elmélete (1884)

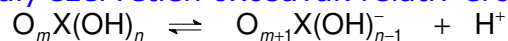
- **Sav:** hidrogénionra és savmaradékionra disszociál



- Lépcsőzetes disszociáció a kénhidrogén példáján:



### Pauling-szabály szervesetlen oxosavak relatív erősségére



savanhidrid

$m = 3$  igen erős sav

$m = 2$  erős sav

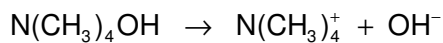
$m = 1$  gyenge sav

$m = 0$  igen gyenge sav

### Arrhenius-bázisok és anhidridjeik

- **Bázis:** kationra és hidroxidionra disszociál

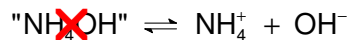
egyértékű, erős bázis:



kétértékű, erős bázis:



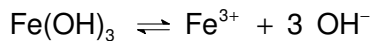
egyértékű, gyenge bázis:



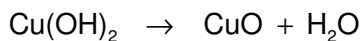
kétértékű, gyenge bázis:



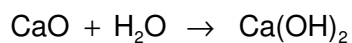
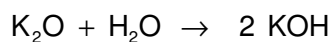
háromértékű, gyenge bázis:



- **Bázisanhidrid = fém-oxid:** bázisból vízkilépéssel keletkezik



- erős bázisok anhidridjei:



## Sók előállítása Arrhenius szerint



- Sóképzés erős bázissal:
- Sóképzés gyenge bázissal:
- Részleges semlegesítés: savanyú só képződése

## Az Arrhenius-elmélet hiányosságai

- az ammónia vizes oldata bázisos, pedig képletében nincs hidroxidion:
- a bázisok esetén sem mindig a hidroxidion reagál:
- a savakból valójában hidratált proton keletkezik, a vízmolekula amfoter
- Miért savas a legtöbb fémsó oldata? Miért lúgos a KCN-oldat?
- sav-bázis reakciók nemvizes oldószerekben (jégecet, folyékony ammónia):

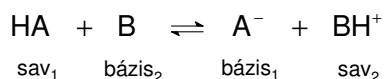


## Brönsted és Lowry sav-bázis elmélete (1923)

- **Sav:** H<sup>+</sup>-t képes leadni (protondonor)
  - **Bázis:** H<sup>+</sup>-t képes felvenni (protonakceptor)
- } konjugált sav-bázis pár

példák:

- **Sav-bázis reakció** (elvileg mindig  $\rightleftharpoons$ )  
protoncsere konjugált sav-bázis párok között:



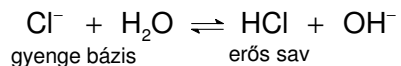
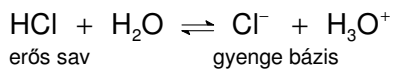
## Az oldószer központi szerepe savak és bázisok erősségében

- **Víz autoprotolízise:**  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$   
bázis<sub>1</sub>    sav<sub>2</sub>                    sav<sub>1</sub>    bázis<sub>2</sub>

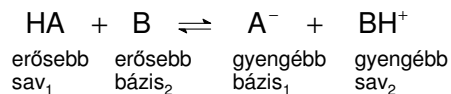
egyensúlyi állandó:

vízionszorzat:

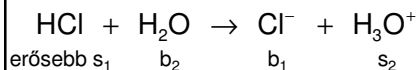
- **Savak és konjugált bázisok relatív erőssége (reciprocitás)**



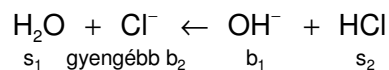
## Brönsted sav-bázis reakciók iránya, a víz amfotériája



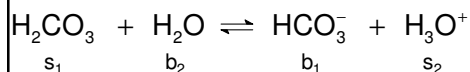
H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-nál erősebb savak:



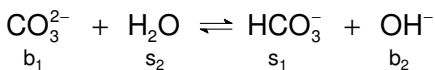
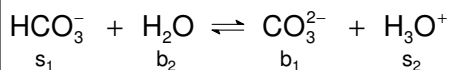
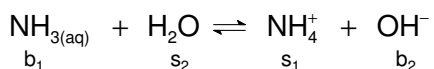
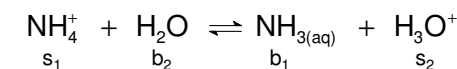
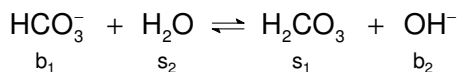
H<sub>2</sub>O-nál gyengébb bázisok:



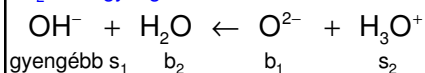
H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-nál gyengébb, H<sub>2</sub>O-nál erősebb savak:



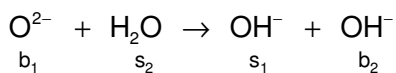
OH<sup>-</sup>-nél gyengébb, H<sub>2</sub>O-nál erősebb bázisok:



H<sub>2</sub>O-nál gyengébb savak:



OH<sup>-</sup>-nél erősebb bázisok:



## Sav-bázis reakciók típusai a Brönsted-elmélet szerint I.

1. Erős/gyenge savak/bázisok disszociációja, a víz amfotériája (ld. előző dia)

2. Közömbösítési („semlegesítési”) reakciók

- Erős sav + erős bázis:

- Gyenge sav + erős bázis:

- Erős sav + gyenge bázis:

- Gyenge sav + gyenge bázis:

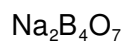
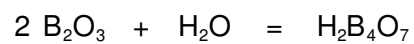
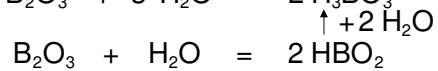
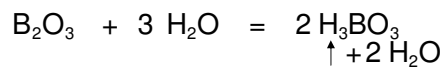
3. Savak reakciója egymással

## Sav-bázis reakciók típusai a Brönsted-elmélet szerint II.

### 4. Szabályos sók (Arrhenius-sók) reakciója erősebb savval vagy bázissal

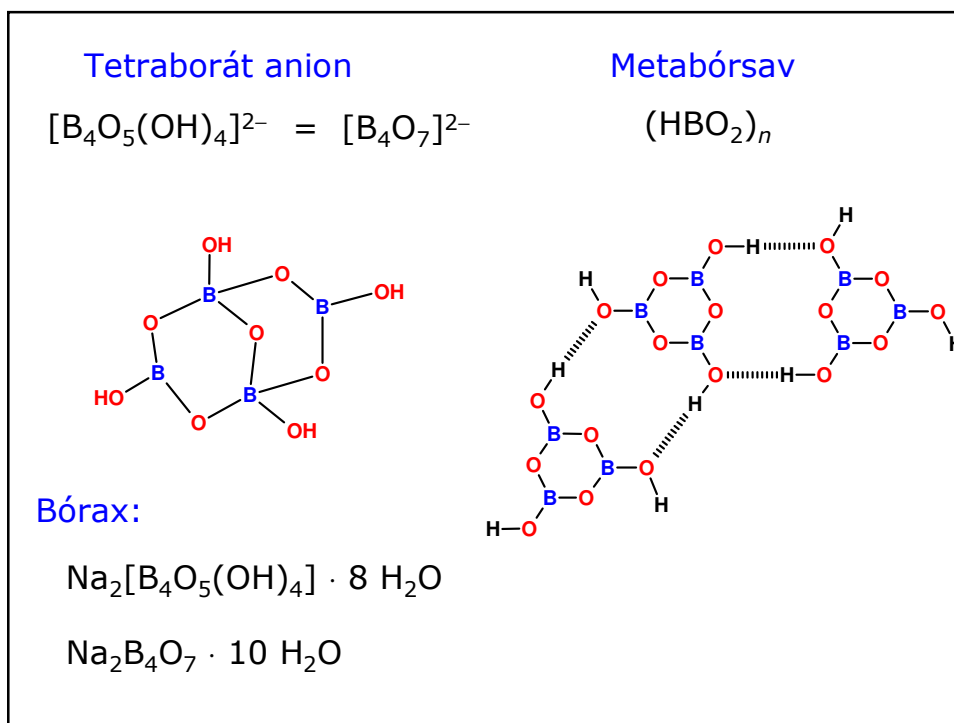
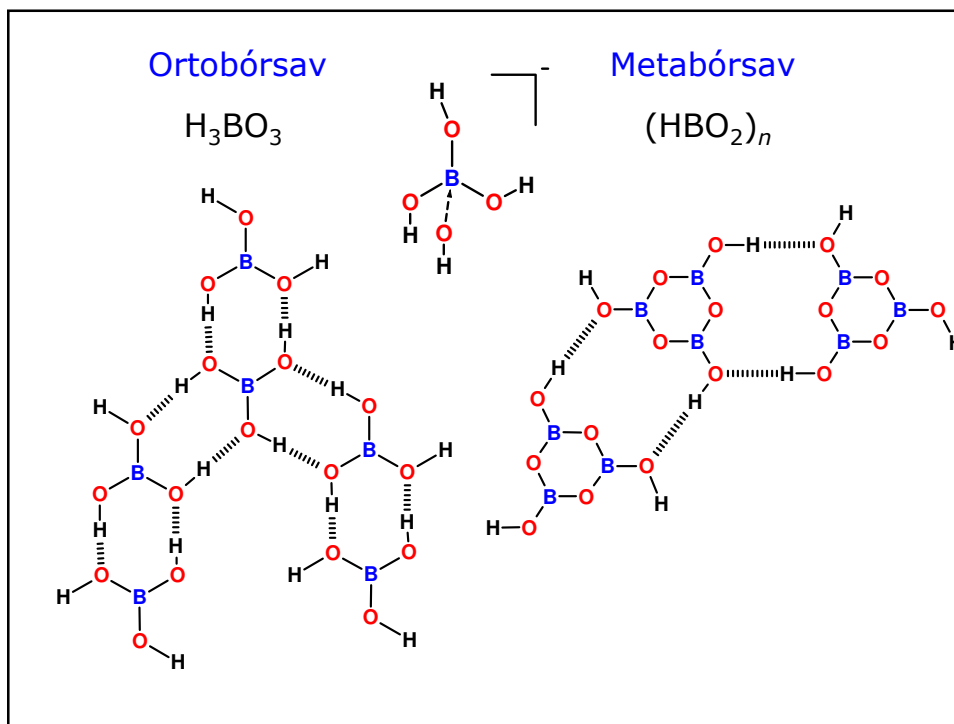
### Bór-trioxid, bórsavak és a bórax

- a különböző víztartalmú bórsavak formális kapcsolata az anhidriddel:



- az ortobórsav anomális disszociációja (Lewis elmélet):
- ortobórsav előállítása bóraxból (Brönsted):

az instabil tetrabórsav spontán bomlása vizes oldatban:



## Bórax: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$



Death Valley, California

### A bórax felhasználása:

- mosószeres, szappanok
- vízlágyítás
- zománcbevonatok, kerámia, boroszilikát üveg készítése
- égésgátló

## Szabályos sók előállítási módszerei

- **Arrhenius:**  $\text{bázis} + \text{sav} = \text{só} + \text{víz}$
- **Brønsted:**  $\text{bázisanhidrid} + \text{sav} = \text{só} + \text{víz}$
- **Lewis (Lux):**  $\text{bázis} + \text{savanhidrid} = \text{só} + \text{víz}$
- **Lewis (Lux):**  $\text{bázisanhidrid} + \text{savanhidrid} = \text{só}$
- **Brønsted:**  $\text{gyenge sav sója} + \text{erős sav} = \text{erős sav sója} + \text{gyenge sav}$
- **Redoxireakció:**



### Sav-bázis reakciók típusai a Brönsted-elmélet szerint III.

#### 5. Savanyú sók anionjainak amfoter (amfiprotikus) viselkedése

- $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  disszociációja:
- erősebb savval szemben a hidrogénfoszfát bázisként viselkedik:
- erősebb bázissal szemben a hidrogénfoszfát savként viselkedik:

### Sav-bázis reakciók típusai a Brönsted-elmélet szerint IV.

#### 6. Sók vizes oldatának kémhatása, hidrolízis (= vízzel való kémiai reakció)

A sóoldat kémhatását a disszociációval keletkező ionok hidrolízisre való hajlama, tehát a vízhez mért sav/bázis erőssége szabja meg.

- szabályos só vizes oldatának kémhatása semleges is ( $\text{NaCl}$ ),
- savanyú sók vizes oldatának kémhatása lehet savas is ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ),  
de akár lúgos is ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ):