

Általános és szervetlen kémia - 10. hét

Előző héten elsajátítottuk, hogy ...

- a kémiai reakciókat hogyan lehet csoportosítani
- milyen kinetikai összefüggések érvényesek

Mai témakörök

- a közös elektronpár létrehozásával járó
 - sav-bázis és
 - komplexképző reakciók

Kémiai reakciók

- a reagáló részecskék között közös elektronpár létrehozása valósul meg
 - sav-bázis reakciók
 - komplexképződés
- ... elektronátadás és átvétel történik
 - redoxi reakciók

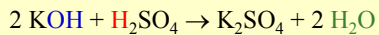
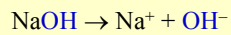
Közös elektronpár létrehozása

- Savak - bázisok - sók fogalma nem egységes, sav-bázis elméletek
- Arrhenius - Ostwald: vízben - sav H^+ -ra és anionra, a bázis kationra és OH^- -ra disszociál, reakciójukban só és víz képződik
- Oldószerelmélet: disszociáció során a savak az oldószer kationját, a bázisok pedig anionját növelik
- Brønsted-Lowry: a sav H^+ -t ad át a bázisnak, a reakció konjugált sav-bázis párok között, nem kategorikus csoportok

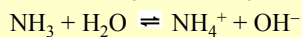
Arrhenius - Ostwald elmélete

1884

- vízben - **sav** H^+ -ra és anionra, a **bázis** kationra és OH^- -ra disszociál, reakciójukban só és víz képződik



- nem bázis a CH_3NH_2 , NH_3 ??



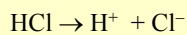
Svante August Arrhenius



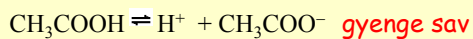
Wilhelm Ostwald

Arrhenius - Ostwald elmélete

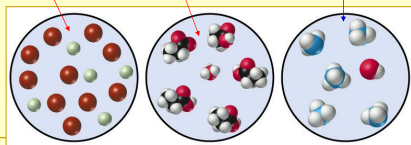
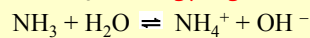
- A savak - bázisok erőssége a disszociáció mértékétől függ



erős sav



gyenge sav

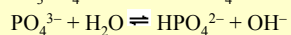
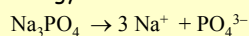


gyenge bázis

Oldószerelmélet

- disszociáció során a **savak** az oldószer kationját, a **bázisok** pedig anionját növelik

- vizes oldatban a sók egyes csoportjai is savak vagy bázisok lesznek

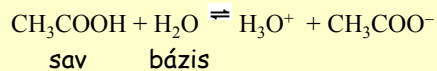


- nem vizes oldószerre is értelmezhetővé válik a sav és bázis fogalma

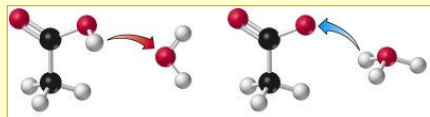
Brønsted-Lowry elmélete

1923

- a **sav** H^+ -t ad át a **bázisnak**



Johannes
Nicolaus
Brønsted

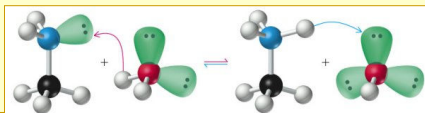
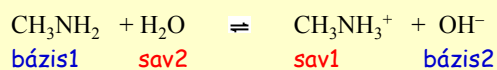
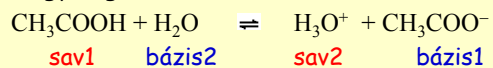


Thomas Martin
Lowry

- a bázis a savtól felveszi a H^+ -t

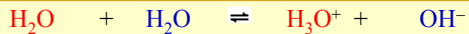
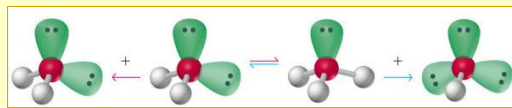
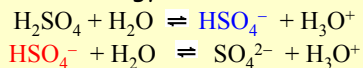
Brønsted-Lowry elmélete

- a reakció konjugált sav-bázis párok között megy végbe - a sav bázissá alakul



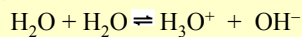
Brønsted-Lowry elmélete

- egyes részecskék a reakciópartnertől függően **savak** vagy **bázisok**



Sav-bázis egyensúlyok

A víz autoprotolízise:



■ egyensúlyi állandója $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$

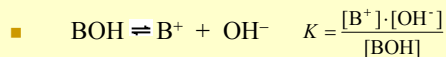
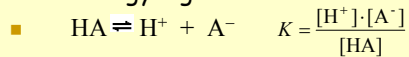
■ vízionszorzat

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

Savak és bázisok erőssége

■ Elektrolitos disszociáció

■ erős és gyenge elektrolitok



erős sav vagy bázis, ha $K > 1,0$

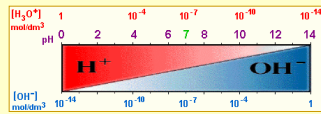
Molekulaszerkezet és savi erősség

Acid strength →				Acid strength →			
HF	HCl	HBr	HI	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
567	431	366	299	2.5	3.0	3.5	4.0
← H-A bond strength (kJ/mol)				← Electronegativity of A			

■ **Csoporton belül** a H-A kötэшossz növekedésével nő a savi erősség, mert csökken a kötेशerősség

■ **Sorokban** a H-A polaritása növekszik az anion elektronegativitásával, így a savi erősség is nő.

A pH skála



Sørensen

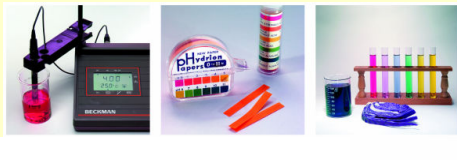
- A pH értelmezése vizes oldatban:

$$\text{pH} = -1 \cdot \lg [\text{H}^+]$$
- Savak - bázisok - sók vizes oldatának kémhatása

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$
- A sav, bázis vagy só koncentrációjából - **hogyan?**

Oldatok pH-jának mérése

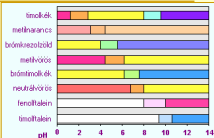
- pH mérővel - ld. később a galvánelemeknél
- indikátorokkal, amelyeknek jellemző színe van különböző pH-jú oldatban
- pH papírral, ami indikátorral van impregnálva



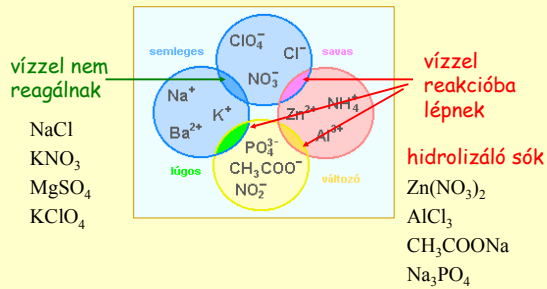
Sav-bázis indikátorok

- gyenge savak vagy bázisok konjugált ionjaik színe más, mint a semleges molekula
- a színváltozás pH-ját az indikátor molekula disszociációs állandója szabja meg

$$\text{pH} = \text{pK} \pm 1,5$$
- azofestékek és ftaleinek

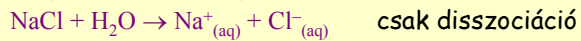


A sók csoportjai

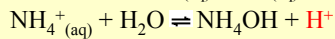
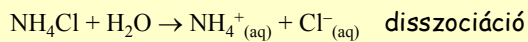


A sók hidrolízise

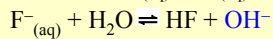
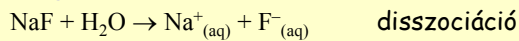
- egyik ion sem reagál a vízzel



- savas hidrolízis

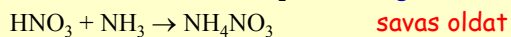
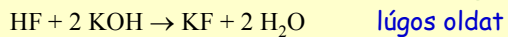
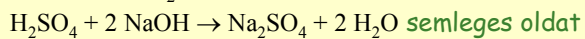
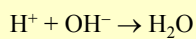


- lúgos hidrolízis

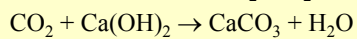
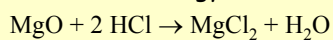


Sav-bázis reakciók - közömbösítés

- sav és bázis reakciója:

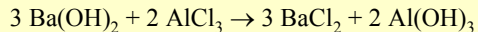
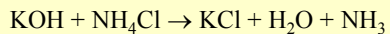
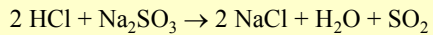


- oxid és sav vagy bázis reakciója:

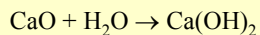
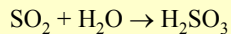


Sav vagy bázis képzése

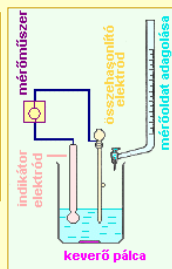
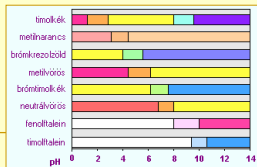
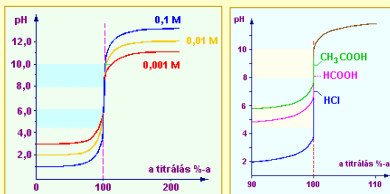
- erősebb a gyengébbet kiszorítja:



- Oxidok és víz reakciója:



A pH változása sav-bázis reakciókban



Lewis-Pearson elmélete

- sav:** elektronpár-akceptor
 - a H⁺ és a fémionok
- bázis:** elektronpár-donor
 - magányos elektronpárt tartalmazó semleges molekulák vagy anionok
- komplexek képződésére is értelmezhető sav-bázis fogalmak
 - soft és hard kategóriák



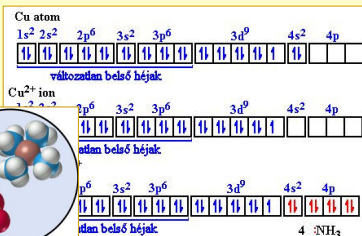
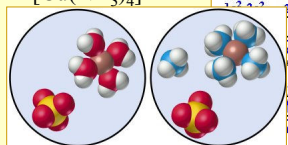
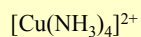
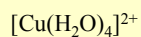
Gilbert
Newton Lewis



Ralph G.
Pearson

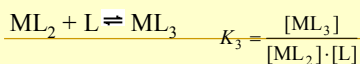
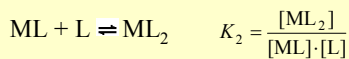
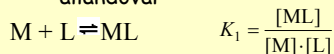
Komplexek képződése

- **vegyértékkötés elmélet**
 - a ligandumok magányos elektronpárjai datív kötést létesítenek a fémmel üres atompályáira kapcsolódva



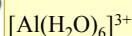
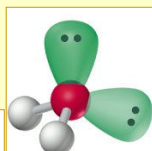
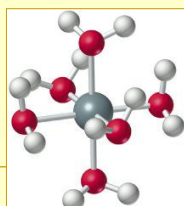
Komplexek képződése

- **Komplekképződési egyensúly:**
 - lépcsőzetes kialakulás - az egyes ligandumok egymás utáni kapcsolódása
 - több egyensúlyi folyamat - egyensúlyi állandóval $\beta = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \dots$



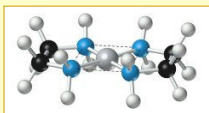
Komplexek képződése

- vizes oldatban vízmolekulák koordinatív kötése
 - más ligandumok kapcsolódása
- ligandumcsere folyamat

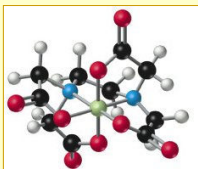


Komplexek képződése

- egyfogú és többfogú ligandumok - **kelátgyűrűk** kialakulása



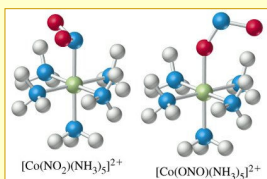
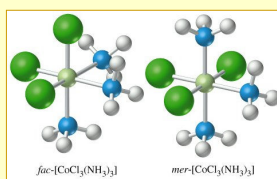
platina-bisz-etilén-diamin



EDTA-komplex

Komplexek képződése

- Különböző térbeli és sorrendi elrendeződés jöhet létre - **geometriai izomerek** és **szerkezeti izomerek**



Komplexometria

- mérőoldat: **EDTA** (etilén-diamin-tetraecetsav, dinátrium-edetát)
- a folyamat egyensúlyi (stabilitási) állandója
- közeg: adott kémhatás
- fémindikátorok**

