

# A vegyületek csoportosítása

**Anyagtan; Környezeti elemek  
védelmének alkalmazott  
kémiaja 1.  
14. előadás**

# Vegyületek általános tulajdonságai

Két atom között létrejövő kötés jellegét az atomok elektropositívitasának összege és különbsége határozza meg

Különbség/ Összeg	0,5	0,5 – 1,0	1,0 – 1,5	2,0
5-8	kovalens apoláros CH-ek	kovalens gyengén poláros SO <sub>2</sub>	kovalens erősen poláros H <sub>2</sub> O, CCl <sub>4</sub>	ionos  NaF
3-5	kovalens – fémes átmeneti	kovalens gyengén poláros	kovalens erősen poláros	ionos
2-3	Fémes	kovalens vagy fémes	kovalens erősen poláros	-

# Elektronegativitások sorrendje

Elem	Elektronegativitás	Elem	Elektronegativitás
F	4,0	Fe	1,8
O	3,5	Co	1,8
Cl	3,0	Ni	1,8
N	3,0	Mo	1,8
Br	2,8	Zn	1,6
S	2,5	Mn	1,5
C	2,5	Mg	1,2
I	2,5	Ca	1,0
Se	2,4	Li	1,0
P	2,1	Na	0,9
H	2,1	K	0,8
Cu	1,9		

# Elemek elektronegativitása

1	2											13	14	15	16	17	
H 2.1													B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Li 1.0	Be 1.5												Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
Na 0.9	Mg 1.2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1	* Lanthanides: 1.1–1.3 † Actinides: 1.3–1.5														

# Vegyületek általános tulajdonságai

- A vegyületek oldhatósága **elsősorban a kötés jellegétől függ.**
- A fénoxidok maguk sohasem oldódnak vízben, csak ha hidroxidokká alakulnak.
- A hidroxidok közül csak az alkálifémek és bárium hidroxidjai oldódnak jól, kevéssé oldódik még a stroncium (Sr) és a kalcium (Ca), forró vízben pedig a magnézium (Mg) hidroxidja.

# A különböző anionokat tartalmazó sók oldékonysága

A kémiai gyakorlatban gyakran előforduló sók vízben való oldhatósága:

- nitrátok mind oldhatók K, Na, Pb stb
- klorátok mind oldhatók
- perklorátok mind oldhatók
  - kivéve a kálium-perklorátot ( $\text{KClO}_4$ )
- karbonátok és a foszfátok mind oldhatatlanok,
  - kivéve az alkálifémek és az ammónium karbonátjait és foszfátjait. Több fém (pl. Ca, Mg, Pb) *hidrogénkarbonátja* vízoldható
- halogenidek
  - fluoridok oldhatók,
    - kivéve a Ca, Sr, Ba és Al fluoridjait
  - kloridok, bromidok, jodidok általában oldhatók
- a szulfidok közül csak az alkáli- és alkáliföldfémek szulfidjai oldódnak
- a szulfátok közül nem oldható a  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  és  $\text{Pb}^{2+}$  szulfátja, és rosszul oldódik az  $\text{Ag}^+$  és  $\text{Hg}^{2+}$  szulfát
- a szulfit és tioszulfát ionoknak csak az alkálifémekkel alkotott sói oldhatók

## Szervetlen vegyületek oldhatósága és oldhatósági szorzata 20 °C-on

képlet	c (mol/dm <sup>3</sup> )	L (mol/dm <sup>3</sup> ) <sup>x</sup>	képlet	c (mol/dm <sup>3</sup> )	L (mol/dm <sup>3</sup> ) <sup>x</sup>
AgNO <sub>3</sub>	7,18		FeSO <sub>4</sub>	1,18	
AgCl	1,34·10 <sup>-5</sup>	1,8·10 <sup>-10</sup>	Fe(OH) <sub>2</sub>	5,85·10 <sup>-6</sup>	1,8·10 <sup>-15</sup>
AgBr	7,21·10 <sup>-7</sup>	5,2·10 <sup>-13</sup>	FeCl <sub>3</sub>	4,59	
AgI	9,11·10 <sup>-9</sup>	8,3·10 <sup>-17</sup>	Fe(OH) <sub>3</sub>	2,58·10 <sup>-10</sup>	4,0·10 <sup>-38</sup>
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,59·10 <sup>-2</sup>	1,6·10 <sup>-5</sup>	FePO <sub>4</sub>	1,14·10 <sup>-11</sup>	1,3·10 <sup>-22</sup>
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	1,3·10 <sup>-4</sup>	9,0·10 <sup>-12</sup>	HgS	6,33·10 <sup>-27</sup>	1,6·10 <sup>-54</sup>
AlCl <sub>3</sub>	5,25		Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	1,69·10 <sup>-5</sup>	1,3·10 <sup>-18</sup>
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	9,15·10 <sup>-1</sup>		K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	4,08·10 <sup>-1</sup>	
Al(OH) <sub>3</sub>	6,87·10 <sup>-9</sup>	2,0·10 <sup>-32</sup>	MgSO <sub>4</sub>	2,23	
BaCl <sub>2</sub>	1,50		MgCO <sub>3</sub>	3,25·10 <sup>-2</sup>	1,0·10 <sup>-5</sup>
BaSO <sub>4</sub>	1,14·10 <sup>-5</sup>	1,3·10 <sup>-10</sup>	NaCl	6,11	
BaCO <sub>3</sub>	7,31·10 <sup>-5</sup>	5,1·10 <sup>-9</sup>	NaHCO <sub>3</sub>	8,21·10 <sup>-1</sup>	
Ca(OH) <sub>2</sub>	1,11·10 <sup>-2</sup>	5,5·10 <sup>-6</sup>	NH <sub>4</sub> Cl	5,50	
CaCO <sub>3</sub>	6,93·10 <sup>-5</sup>	4,8·10 <sup>-9</sup>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> (COO) <sub>2</sub>	1,76·10 <sup>-1</sup>	
CaSO <sub>4</sub>	1,09·10 <sup>-3</sup>	1,2·10 <sup>-6</sup>	PbCl <sub>2</sub>	1,59·10 <sup>-2</sup>	1,6·10 <sup>-5</sup>
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	8,87·10 <sup>-7</sup>	2,0·10 <sup>-29</sup>	PbI <sub>2</sub>	1,21·10 <sup>-3</sup>	1,4·10 <sup>-8</sup>
Ca(COO) <sub>2</sub>	5,23·10 <sup>-5</sup>	2,3·10 <sup>-9</sup>	PbSO <sub>4</sub>	1,27·10 <sup>-4</sup>	1,3·10 <sup>-8</sup>
Cr(OH) <sub>3</sub>	2,86·10 <sup>-8</sup>	6,7·10 <sup>-31</sup>	ZnSO <sub>4</sub>	2,60	
CuSO <sub>4</sub>	8,96·10 <sup>-1</sup>		ZnS	1,73·10 <sup>-11</sup>	3,0·10 <sup>-22</sup>
CuI	2,23·10 <sup>-6</sup>	5,3·10 <sup>-12</sup>	Zn(OH) <sub>2</sub>	1,44·10 <sup>-6</sup>	1,2·10 <sup>-17</sup>

# Csoportosítás

- Savak
- Bázisok
- Sók
  - Egyszerű
    - neutrális
    - bázikus
    - savanyú
  - Összetett
    - kettős
    - izomorf
    - komplex



# Sav-bázis elméletek

- Arrhenius - Ostwald
- Oldószerelmélet
- Brönsted-Lowry
- Lewis-elmélet

# Arrhenius – Ostwald elmélete

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



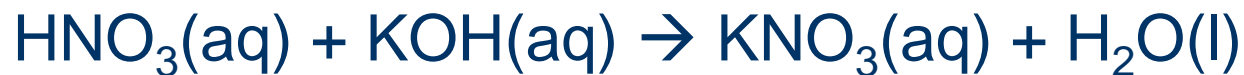
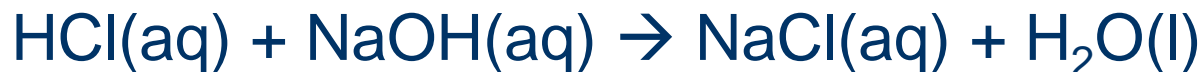
- Csak vizes oldatokra alkalmazható, pl. a cseppfolyós ammónia bázikus tulajdonsága nem értelmezhető ezzel az elmélettel.

# Arrhenius – Ostwald elmélete

- A savak - bázisok erőssége a disszociáció mértékétől függ



- Savak és bázisok egymás közötti reakciója – közömbösítés



# Oldószer elmélet

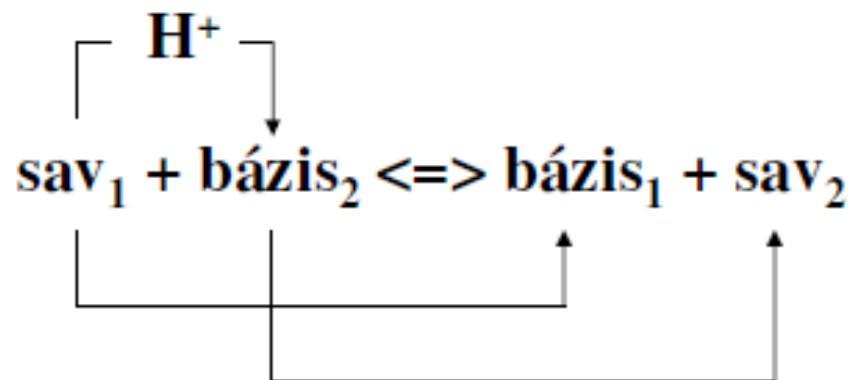
- Disszociáció során a savak az oldószer kation-, a bázisok pedig anion koncentrációját növelik.
- Vizes oldatban a sók egyes csoportjai is savak vagy bázisok lesznek



- Nem vizes oldószerekre is értelmezhetővé válik a sav és bázis fogalma

# Brönsted-Lowry elmélete (1923)

- Savak:  $H^+$  iont adnak le (proton**donor**ok)
- Bázisok:  $H^+$  iont vesznek fel (proton**akceptor**ok)
- A reakcióban a savak és a belőlük proton leadással képződött konjugált bázisok vesznek részt



# Brönsted-Lowry elmélete

- $\text{sav}_1 + \text{bázis}_2 \Leftrightarrow \text{bázis}_1 + \text{sav}_2$



- egyes részecskék a reakciópartnertől függően savak vagy bázisok



# Lewis-féle elmélet

- sav: elektronpár-akceptor ( $\text{H}^+$  és a fémionok)
- bázis: elektronpár-donor (magányos elektronpárt tartalmazó semleges molekulák vagy anionok)
- magában foglalja és kiterjeszti a Brönsted - Lowry elméletet



- a komplexképződést is beolvasztja a sav-bázis reakciók körébe



# Savak bázisok erőssége

- A savak és bázisok disszociációjának mértéke vizes oldatokban eltér.



$$K_s = \frac{[H^+]^n \cdot [A^-]}{[H_nA]}$$



$$K_b = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]^m}{[B(OH)_m]}$$

- Erős sav vagy bázis  $K > 1,0$  , a disszociáció szinte teljes
- Gyenge sav vagy bázis  $K < 1,0$  , a disszociáció egyensúlyi



# A vegyületek csoportosítása

## Savak:

### Szerkezet szerint (ábrázolás):

Alapja:

az O-tartalmú savak vízmentes illetve cc. állapotban másként viselkednek, mint hígított állapotban

**cc. sav esetén a hidrogén erősen kötődik a savmaradékhoz, a hígítás során ez csökken**

az O-atomok kötődési erőssége más a centrális atomhoz

- Valódi: hígított állapotú savak esetén; a savmaradékot és a  $H^+$  - t külön ábrázolja
- Pszeudoforma: tömény állapotban; egyszerű vegyértékvonalas m. érvényes

# Brönsted-féle savak csoportosítása

- a savmaradék-ion alapján: szerves vagy szervetlen
- a savmolekulánként leadható protonok száma alapján: egy- és többértékű savak
- a savi disszociációs állandó alapján: gyenge, közepes és erős savak
- vízoldhatóságuk alapján
- Például
  - kénsav kétértékű, vízben jól oldódó, erős, szervetlen sav
  - ecetsav egyértékű, vízben jól oldódó, gyenge, szerves sav

# Savak származékai:

a savakból különböző egyszerű vagy összetett alkotórészek elvonása, illetve helyettesítése útján vezethetők le

- **Savmaradék**

- a savnak az a része, a H-atom elvonása útján nyerhető
- szabad vegyértékkel rendelkező gyökök, amelyek önállóan, szabad állapotban nem fordulnak elő
- a vegyületek felépítésében anionok alakjában vesznek részt

- **Savgyök**

- az O-tartalmú savak OH-csoporttal kapcsolódó része
- akkor keletkezik, ha a savból OH-csoportot vonunk el, ezek önállóan is előfordulhatnak

- Például:

$\text{HNO}_3$	-	OH	⇒	●NO <sub>2</sub>	nitro-gyök
$\text{HNO}_2$	-	OH	⇒	●NO	nitrozo-gyök
$\text{H}_2\text{CO}_3$	-	2OH	⇒	●CO	karbonil-gyök
$\text{H}_2\text{SO}_4$	-	2OH	⇒	●SO <sub>2</sub>	szulfuril-gyök
$\text{H}_3\text{PO}_4$	-	3OH	⇒	●PO	foszforil-gyök

# Savak származékai

- **Savanhidridek**
  - önállóan létező vegyületek
  - a nemfémek oxidjai; amelyek  $+H_2O \rightleftharpoons$  hidrosavak keletkeznek
  - az O-mentes savaknak nincs anhidridjük
- **Savkloridok**
  - ha az O-tartalmú savak OH-csoportjait Cl-al helyettesítjük
  - önállóan létező, de bomlékony vegyületek
  - például:
    - szénsav ( $H_2CO_3$ )  $\rightleftharpoons$  karbonil-klorid ( $COCl_2$ )
- **Tiosavak**
  - az O-tartalmú savak származékai
  - amelyekben az O-t S-el helyettesítjük
    - Például:
      - $H_2CO_3 \rightleftharpoons H_2CS_2$  (tio-szénsav)
      - $H_2SO_4 \rightleftharpoons H_2S_2O_3$  (tio-kénsav)
  - Az O-mentes tiosavakból  $H_2S$  elvonásával szulfidok keletkeznek
    - Például:
      - $H_2CS_2 - H_2S \rightleftharpoons CS_2$  (szén-diszulfid)

# A vegyületek csoportosítása

## Bázisok

- **+** jellemű, egyszerű vagy összetett gyökök hidroxilgyökkel alkotott vegyületei
- legjellegzetesebb közös alkotórészük a (OH) azaz a hidroxilgyök
- sav-bázis elméletek szerint:
  - Brönsted: bázis, ami  $H^+$ -t vesz fel
  - Lewis: bázis, ami  $e^-$ -párt ad le
- savakkal sókat képeznek
- híg vizes oldatuk síkos tapintású
- ált. fémet v. fémes alkotórészt + OH-t tartalmaznak;

kiv.  $NH_3$

# Bázisok osztályozása

- **Összetételük szerint**

- O-tartalmúak; például: NaOH
- S-tartalmúak (szárm.); például: NaSH (Na-hidrogénszulfid)
- OH-csoportot nem tartalmaznak, de bázisként viselkednek; vizes oldatuk lúgos kémhatású; például: NH<sub>3</sub>

- **Értékűség szerint**

a bennük lévő OH-csoport száma adja meg

- 1 értékű
- 2 értékű
- 3 értékű

- **Erősség szerint**

a bennük lévő fémes alkotórész **+** jellemének erősségétől függ

- erős
  - maró alkáliák; maró lúgok
  - ált. vízben jól oldódnak; cc.-an erősen maró hatásúak
- közepesen erős (például: ezüst-hidroxid)
- gyenge (például: ammónium-hidroxid)

# Bázisok osztályozása

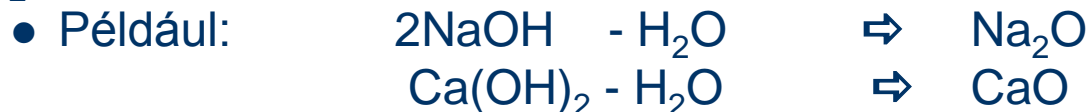
- viselkedésük
  - vízben való oldhatóságuk
    - oldhatók (alkálifém-hidroxidok)
    - nehezen (alkáliföldfém-hidroxidok)
    - szinte oldhatatlan (többi)
  - amfoter jellemű
    - erős savakkal szemben bázisok módjára; erős bázisokkal szemben savak módjára viselkednek (például: ólom-hidroxid; cink-hidroxid; alumínium-hidroxid)

# Bázisok származékai

A bázisokból egyes alkotórészek elvonása vagy helyettesítése útján keletkeznek

- **Bázisanhidridek**

- H<sub>2</sub>O elvonás útján állítható elő



- ezek fém-oxidok

- vízzel bázisokat; savakkal sókat képeznek

- Metabázis (átmeneti áll.); például:  $\text{Al(OH)}_3 \rightleftharpoons \text{Al(OH)O} + \text{H}_2\text{O}$

- **Tiobázisok**

az O-t S-atom helyettesíti

- Például:





# A vegyületek csoportosítása

## Sók

- olyan vegyületek, amelyek savak és bázisok egymásra hatásakor keletkeznek
- híg vizes oldatuk jellegzetes ízű
- közel semleges kémhatásúak
- összetételük alapja a fém (fémes jellemű alkotó) + savmaradék
  
- **Csoportosításuk**
  - **egyszerű** (egyszerű fém+savmaradék)
  - **összetett** (több egyszerű só összekapcsolódása révén)

# Egyszerű sók

- **neutrális sók**

- amikor a savval vagy bázissal sztöchiometriailag egyenértékű bázis vagy sav reagál; közömbösítési reakció
- a fém(ek) vegyértékeinek a száma pont akkora, mint a savmaradéké
- Például:  $\text{NaCl}$ ;  $\text{CaCl}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- vegyes só: többértékű savak, bázisok esetében, ha többféle a savmaradék, illetve a fém
  - Például:  $\text{KNaCO}_3$ ;  $\text{Mg}(\text{NH}_4)\text{PO}_4$

- **bázikus sók**

- a bennük lévő fém vegyértéke nagyobb, mint a savmaradéké; + (OH)gyököt tartalmaz
- könnyen vesznek fel vizet és átalakulnak
- Például:
  - $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ ;  $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
  - $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3 \rightleftharpoons \text{BiONO}_3$  (bizmutil-nitrát)

# Egyszerű sók

- **savanyú sók**

- a bennük lévő savmaradék vegyértéke nagyobb, mint a fémé; és (OH)gyököt tartalmaz
  - Például:  $\text{NaHCO}_3$ ;  $\text{KHCO}_3$ ;  $\text{CaHPO}_4$
- többértékű savaknál az egyik vagy akár kettő hidrogén is kicserélődik fémre

# Összetett sók

## Összetett sók

- sók egyesülése során jönnek létre
- összetételük és viselkedésük alapján 3 félék
  
- kettős sók
  - Neutrális sók szigorúan megszabott arányú egyesülése útján keletkeznek
  - Csak szilárd halmazállapotban léteznek; a feloldáskor elbomlanak és az oldatban külön-külön viselkednek
  - Összetételük állandó
  - Például:
    - Kettős szulfátok: például:  $\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
    - Timsók: például:  $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

# Összetett sók

- **Izomorf sókeverékek**

- hasonló formát mutató neutrális sók tetszőleges arányban való egyesülése során keletkeznek
- csak szilárd halmazállapotban léteznek, oldódáskor komponensekre esnek szét
- az összetételük annak az oldatnak a függvénye, amiből kiválnak
- Például:



- **Komplex sók**

- egyszerű neutrális sók szigorú arányban történő egyesülése révén keletkeznek úgy, hogy az egyik alkotó elveszíti az eredeti tulajdonságát
- jól oldódó vegyületek
- összetételük állandó
- alkotórészeik: központi atom + ligandumok; koordinatív kötéssel
- Például:



# Irodalmak

- Dr. Berecz Endre: Kémia műszakiaknak. Tankönyvkiadó, Budapest, 1991
- Horváth Attila – Sebestyén Attila – Zábó Magdolna: Általános kémia, Veszprémi Egyetem, Veszprém, 1991
- Dr. Bot György: Általános és szerves kémia. Medicina, Budapest, 1987
- Dr. Németh Zoltán: Radiokémia. Veszprémi Egyetem, Veszprém, 1996
- Dr. Mészárosné dr. Bálint Ágnes (szerk.): Műszaki kémia. (pdf), SZIE Gépészmérnöki Kar, Gödöllő, 2008
- Csányi Erika: Oktatási segédanyag az építőkémia tárgyhoz. (pdf), BME



Köszönöm a figyelmet!