

Dr. Pála Tamás

egyetemi tanársegéd

SE Gyógyszerésztudományi Kar

KÉMIAI REAKCIÓK

A kémiai reakciók típusai

Kémiai reakciók során az átalakuló anyagok (kiindulási anyagok, reagensek) kötése felszakadnak, és új kötések jönnek létre.

Csoportosítás

- Egyesülés vagy bomlás
- Exoterm vagy endoterm
- Homogén vagy heterogén reakció

Homogén reakciók	Heterogén reakciók
A reakciópartnerek azonos fázisban vannak, tökéletesen elkeveredve (gáz- és oldatreakciók)	A reakciópartnerek különböző fázisban vannak, a reakció a fázishatáron játszódik le (pl. szilárd anyagok égése).

- Sav-bázis vagy redoxi reakció (lehet még csapadékképződés, komplexképződés, esetleg hőbomlás)

Sav-bázis elméletek

Arrhenius sav-bázis elmélete:

- Savak: olyan vegyületek, amelyek hidrogénionra (H^+) és savmaradékionra disszociálnak, pl.: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- Bázisok: olyan vegyületek, amelyek hidroxidionra és bázismaradék ionra disszociálnak, pl.: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Brönsted-Lowry-elmélet: a sav-bázis fogalmat ionokra is kiterjeszti

- Savak: olyan anyagok, amelyek az adott folyamatban protont (H^+) adnak le
- Bázisok: olyan anyagok, amelyek az adott folyamatban protont (H^+) vesznek fel

Erős és gyenge savak, illetve bázisok:

- Az erős savak és bázisok teljes mértékben disszociálnak
- A gyenge savak és bázisok disszociációja nem teljesen megy végbe, kémiai egyensúlyhoz vezetnek

Megjegyzés: a továbbiakban a hidrogénionokat (H^+) és az oxóniumionokat (H_3O^+) azonosnak tekintjük.

Fontosabb szervetlen savak

Fontosabb savak			Savmaradékok	
Név	Képlet	Erősség	Név	Képlet
Hidrogén-klorid	HCl	erős	Kloridion	Cl ⁻
Hidrogén-bromid	HBr	erős	Bromidion	Br ⁻
Hidrogén-jodid	HI	erős	Jodidion	I ⁻
Hidrogén-fluorid	HF	gyenge	Fluoridion	F ⁻
Salétromsav	HNO ₃	erős	Nitrátion	NO ₃ ⁻
Salétromossav	HNO ₂	gyenge	Nitrition	NO ₂ ⁻
Kénsav	H ₂ SO ₄	erős	Szulfátion	SO ₄ ²⁻
Kénessav	H ₂ SO ₃	gyenge	Szulfition	SO ₃ ²⁻
Kén-hidrogén	H ₂ S	gyenge	Szulfidion	S ²⁻
Foszforsav	H ₃ PO ₄	gyenge	Foszfátion	PO ₄ ³⁻
Szénsav	H ₂ CO ₃	gyenge	Karbonátion	CO ₃ ²⁻
Hangyasav	HCOOH	gyenge	Formiátion	HCOO ⁻
Ecetsav	CH ₃ COOH	gyenge	Acetátion	CH ₃ COO ⁻
Hipoklórossav*	HClO	gyenge	Hipoklorit ion	ClO ⁻
Klórossav*	HClO ₂	gyenge	Klorit ion	ClO ₂ ⁻
Klórsav*	HClO ₃	erős	Klorátion	ClO ₃ ⁻
Perklórsav*	HClO ₄	erős	Perklorátion	ClO ₄ ⁻
Arzénsav	H ₃ AsO ₄	gyenge	Arzenátion	AsO ₄ ³⁻
Arzénessav	H ₃ AsO ₃	gyenge	Arzenit ion	AsO ₃ ³⁻
Hidrogén-cianid	HCN	gyenge	Cianidion	CN ⁻
Kovasav	H ₂ SiO ₃	gyenge	Szilikátion	SiO ₃ ²⁻
Bórsav	H ₃ BO ₃	gyenge	Borátion	B(OH) ₄ ⁻
Krómsav	H ₂ CrO ₄	erős	Kromátion	CrO ₄ ²⁻
Dikrómsav	H ₂ Cr ₂ O ₇	erős	Dikromátion	Cr ₂ O ₇ ²⁻

*Megjegyzés: bróm és jód esetén szintén megtalálhatók ezek a vegyületek, pl.:

hipobrómosav: HBrO

perjodátion: IO₄⁻

Kivétel a perbrómsav, ami nem létezik, a fluor pedig csak HF-ként van jelen

Fontosabb szervetlen bázisok

Fontosabb bázisok			Bázismaradékok	
Név	Képlet	Erősség	Név	Képlet
Nátrium-hidroxid	NaOH	erős	Nátriumion	Na ⁺
Kálium-hidroxid	KOH	erős	Káliumion	K ⁺
Lítium-hidroxid	LiOH	erős	Lítiumion	Li ⁺
Magnézium-hidroxid	Mg(OH) ₂	erős	Magnéziumion	Mg ²⁺
Kalcium-hidroxid	Ca(OH) ₂	erős	Kalciumion	Ca ²⁺
Bárium-hidroxid	Ba(OH) ₂	erős	Báriumion	Ba ²⁺
Cink-hidroxid	Zn(OH) ₂	gyenge	Cinkion	Zn ²⁺
Alumínium-hidroxid	Al(OH) ₃	gyenge	Alumíniumion	Al ³⁺
Ammónia	NH ₃	gyenge	Ammóniumion	NH ₄ ⁺

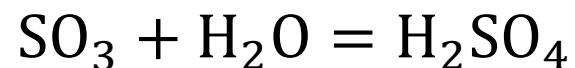
Megjegyzés: az I.A és a II.A fémek hidroxidjai erős bázisok (a II.A csoport fém-hidroxidjai ezen felül kétértékűek), a többi fém-hidroxid gyenge bázis. Kivétel ez alól a magnézium-hidroxid, ami annyira rosszul oldódik vízben, hogy a gyenge bázisok közé soroljuk.

Sav- és bázisanhidridek

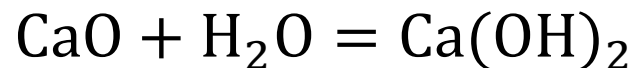
A sav- vagy bázisanhidridek vízzel való reakciójában savak, illetve bázisok keletkeznek

(fordítva: savakból vagy bázisokból vízelvonással anhidridek kaphatók)

A savanhidridek főként nemfém-oxidok, pl.:



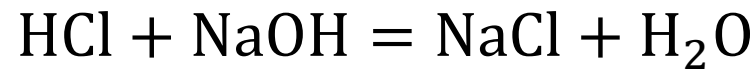
A bázisanhidridek fém-oxidok, pl.:



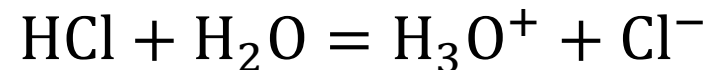
Megjegyzés: anhidridek csak oxigéntartalmú savak és bázisok esetén értelmezhetők, így pl. az ammóniának és a hidrogén-kloridnak nincs anhidridje!

A sav-bázis reakciók típusai I.

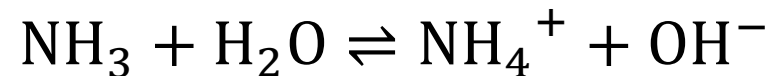
1.) Sav + bázis = só + víz



2.) Sav + víz:



3.) Bázis + víz:



4.) Gyenge sav/bázis sója + erős sav/bázis



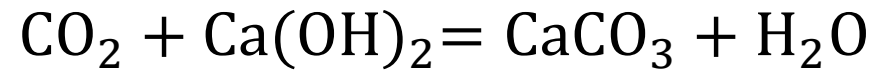
Megjegyzés: savak és bázisok reakcióját közömbösítésnek nevezzük.

A sav-bázis reakciók típusai II.

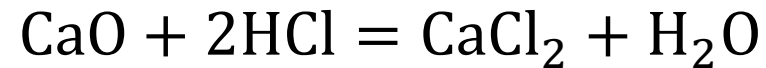
5.) Savanhidrid + víz

6.) Bázisanhidrid + víz

7.) Savanhidrid + bázis



8.) Bázisanhidrid + sav



9.) Savanhidrid + bázisanhidrid*



10.) Sóhidrolízis

Sók hidrolízise

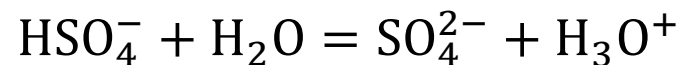
A sók vizes oldatban ionjaikra disszociálnak



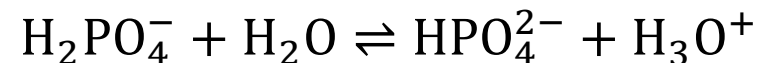
Sóhidrolízis alatt az egyes ionok vízzel való reakcióját értjük

Szabályok:

- Erős savakból és bázisokból származó ionok nem hidrolizálnak, kivétel: HSO_4^-



- Gyenge savak savmaradék ionjai mindig lúgosan hidrolizálnak, kivétel: H_2PO_4^-



- Gyenge bázisok bázismaradék ionjai mindig savasan hidrolizálnak

Sók hidrolízise - Példák

- **Erős sav és erős bázis sója – semleges oldat**

pH=7

disszociáció: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

hidrolízis: nincs reakció

- **Gyenge sav és erős bázis sója – lúgos oldat**

pH>7

disszociáció: $\text{CH}_3\text{COONa} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$

hidrolízis: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

- **Erős sav és gyenge bázis sója – savas oldat**

pH<7

disszociáció: $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

hidrolízis: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

- **Gyenge sav és gyenge bázis sója – közel semleges oldat**

pH≈7

disszociáció $\text{CH}_3\text{COONH}_4 = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$

hidrolízis $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

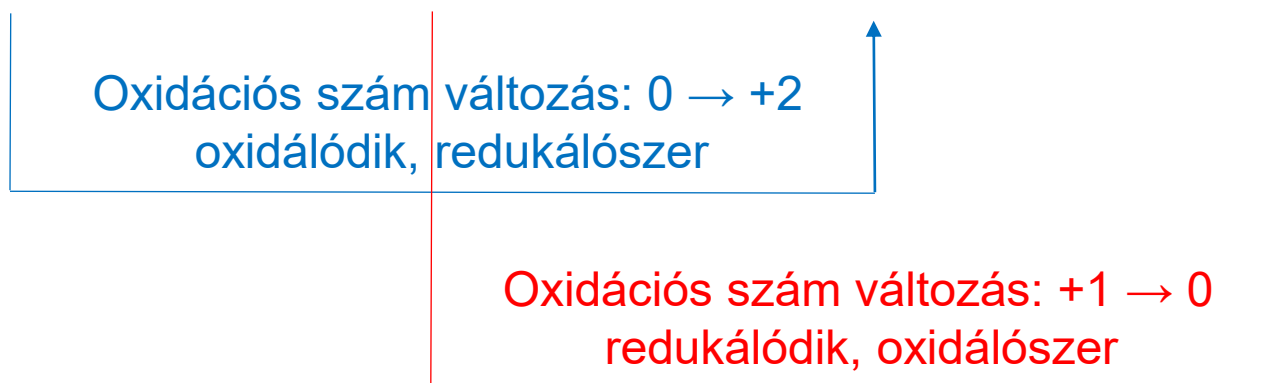
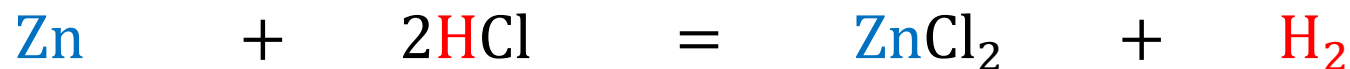
Az eddigi ismeretek alapján mi lehet a különbség a közömbösítés és a semlegesítés között?

Redoxi reakciók

Elektronátmenettel (ebből kifolyólag oxidációs szám-változással) járó reakciók

A kémiai változás során redukció és oxidáció is történik

- Oxidáció: elektronleadás (oxidációs szám növekedés)
- Redukció: elektronfelvétel (oxidációs szám csökkenés)

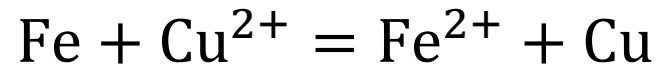


Spontán redoxi reakciók törvényszerűségei I.

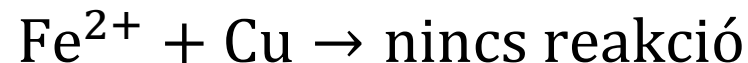
Fémek redukálósora – standard redoxi potenciáljuk alapján:



A negatívabb rendszer képes redukálni a pozitívabb rendszert.



De! Csak akkor, ha a negatívabb rendszer redukált, valamint a pozitívabb rendszer oxidált alakja van jelen a reakcióban:



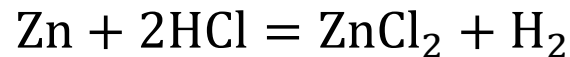
A fenti szabály nem csak a fémekre igaz, általánosan alkalmazható.

Spontán redoxi reakciók törvényszerűségei II.

K < Ca < Na < Mg < Al < Mn < Zn < Cr < Fe < Co < Ni < Sn < Pb < H₂ < Cu < Ag < Hg

Fémek oldódása savakban:

- A negatív standardpotenciálú fémek híg és tömény savoldatokból is hidrogént szabadítanak fel, miközben oldódnak a savban:



- A pozitív standardpotenciálú fémek (Cu, Ag, Hg) csak töményebb, oxidáló savakban oldódnak, és soha nem képződik hidrogén. A három „nevezetes” oxidáló hatású sav:

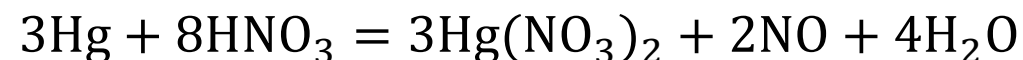
- **cc. kénsav** hatására színtelen **kén-dioxid** gáz fejlődik:



- **cc. salétromsav** hatására barna **nitrogén-dioxid** gáz képződik:



- **30 m/m%-os salétromsavval** színtelen **nitrogén-monoxid** gáz képződik:

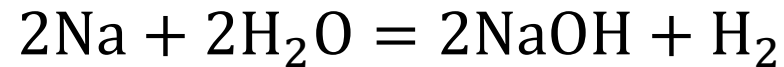


Spontán redoxi reakciók törvényszerűségei III.

K < Ca < Na < Mg < Al < Mn < Zn < Cr < Fe < Co < Ni < Sn < Pb < H₂ < Cu < Ag < Hg

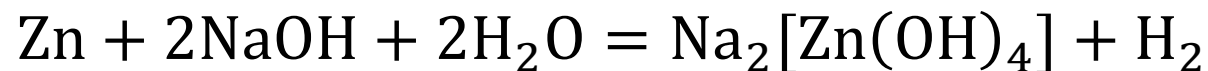
Fémek reakciója vízzel:

A kifejezetten negatív stp.-ú (-0,83V alatt) fémek vízzel is reakcióba lépnek:



Amfoter fémek oldódása lúgokban:

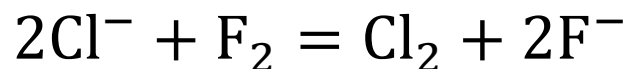
Fontosabb amfoter fémek: **Zn, Al, Sn, Pb, Cr**



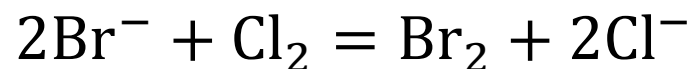
Spontán redoxi reakciók törvényszerűségei IV.

Halogének

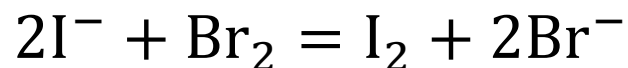
Az elemi fluor mindegyik halogenidből elemi halogént képez, miközben flouridion keletkezik



Az elemi klór a bromidot és a jodidot oxidálja elemi halogénné, miközben kloridionok keletkeznek



Az elemi bróm csak a jodidot oxidálja jóddá



VII.A

9 F
17 Cl
35 Br
53 I

Redoxi reakciók rendezése I.

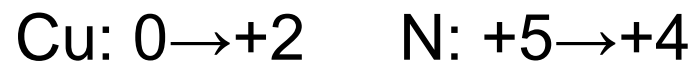
Pl.: réz és tömény salétromsav reakciója



I. lépés: Az adott reakcióban milyen **termékek** képződnek?



II. lépés: az **elektronfelvétel, elektronleadás** rendezése:



III. lépés: rendezés anyagmérleg szerint



Redoxi reakciók rendezése II.

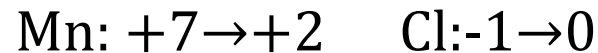
Pl.: kálium-permanganát és tömény sósav reakciója



I. termékek



II. Redukció, oxidáció rendezése

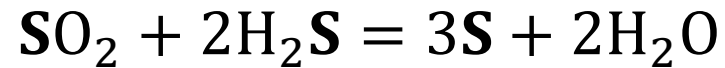


III. Rendezés anyagmérleg szerint



Jellegzetes redoxi reakciók

Szinproporció: a reakció során ugyanazon atom két szélső oxidációs állapotából egy köztes oxidációs állapot alakul ki



Diszproporció: a reakció során ugyanazon atom egy köztes oxidációs állapotából két különböző oxidációs állapot alakul ki



Egyéb kémiai reakciók

Csapadékképződés: a csapadékok vízben rosszul oldódó vegyületek, így az ilyen reakciókat az oldat zavarosodása kíséri

pl.: szén-dioxid kimutatása: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \underline{\text{CaCO}_3} + \text{H}_2\text{O}$

kloridionok kimutatása: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \underline{\text{AgCl}} + \text{NaNO}_3$

A csapadékokat a reakcióegyenlet felírásakor aláhúzással jelöljük!

Komplekképződés:



A komplexek képződése általában kémiai egyensúlyra vezet. A komplexek képletét a reakcióegyenlet felírásakor szögletes zárójelbe írjuk.

Hőbomlás:

pl.: mészégetés $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$