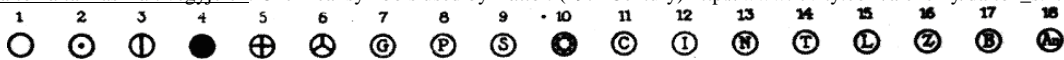


II.1.2. A kémia alapfogalmai: sztöchiometria, reakciók alaptípusai.

Vegyjel, képlet, reakcióegyenlet (a kémia szimbolikája) *ld. középiskola!*

Itt csak a szerkezeti képletről: csak a kapcsolódásokat mutatja, térszerkezetet NEM: **sztereoisoméria, ld. komplexek**

Érdekességként: Dalton által használt vegyjelek. Chemical symbols used by Dalton (19th Century) http://www.levity.com/alchemy/dalton_s.html



1. Oxygen. 2. Hydrogen. 3. Nitrogen. 4. Carbon. 5. Sulphur. 6. Phosphorus. 7. Gold. 8. Platinum. 9. Silver. 10. Mercury. 11. Copper. 12. Iron. 13. Nickel. 14. Tin. 15. Lead. 16. Zinc. 17. Bismuth. 18. Antimony.



Compounds. 37. Water. 38. Hydrofluoric acid. 39. Hydrochloric acid. 40. Chloric acid. 41. Nitric oxide. 42. Nitrous oxide. 43. Nitric acid. 44. Nitrogen peroxide. 45. Nitrous acid. 46. Carbon monoxide. 47. Carbon dioxide. 48. Sulphur dioxide. 49. Sulphurous acid. 50. Sulphuric acid. 51. Phosphorous acid. 52. Phosphoric acid.

Sztöchiometria: a reakciók mennyiségi viszonyai.

Oldatok, koncentrációk. Molaritás ...mol/L. Inkább régebben: „egyenértékűsúly”, vagy *ekvivalens* = mol/n ; n a **reakcióra jellemző** szám, melyet úgy definiálunk, hogy: 1 ekv A anyag 1 ekv B-vel reagál.

n : savaknál: aktív H-ek száma , bázisoknál: aktív OH-k.

redoxi reakciókban: oxidációs szám változása

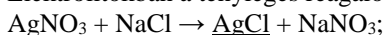
Angol: *equivalent* ; „Normalitás (*normality*)”, jele N: ekv/L.

Elektrolitok, ionreakciók

Arrhenius-elmélet (1887): az áramot vezető oldatokban **eleve** töltéssel bíró részecskék vannak! Mai megfogalmazás, **definíció:**

Elektrolit olyan **kondenzált** fázis, amely az elektromos áramot **ionosan** vezeti.

Elektrolitokban a tényleges reagáló *species*szek ionok, pl.:

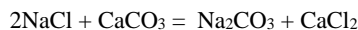


A lényegi változást **ionegyenlet** fejezi ki: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$

Formálisan cserebomlás; valójában két ion csapadékká, rosszul disszociáló terméké, gázzá, stb. egyesül; többiek: *spectator* ions

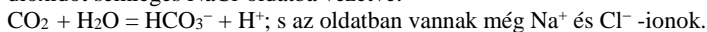
Egy tanulságos példa ionegyenletekre: a **Solvay-féle szódagyártás**.

Nyersanyagok: NaCl és CaCO₃. Formálisan a bruttó végeredmény:



Ez a reakció épp fordítva menne, hiszen csak a Ca-karbonát az a só, mely rosszul oldódik. Tehát, hogyan valósítható meg a fenti átalakulás!?

CaCO₃-ot hevítve, CO₂-gáz (és CaO) keletkezik (800 °C felett); a széndioxidot semleges NaCl-oldatba vezetve:



Kiválthatna a viszonylag rosszul oldódó NaHCO₃, de ehhez nem elég a hidrogénkarbonát koncentráció. Ezért ammóniával lúgosítani kell az oldatot. Ekkor ionok az oldatban:

Na⁺, NH₄⁺, Cl⁻, HCO₃⁻, OH⁻. Azon ionpárosításnak megfelelő anyag válhat csak ki, melynek legkisebb az oldhatósága; ez itt a NaHCO₃.

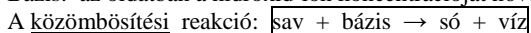
A hidrogénkarbonátot aztán hevítve keletkezik a szóda. (Az ammóniát vissza kell nyerni, ezt a fenti CaO-val való lúgosítással érik el...).

Sav-bázis elméletek

1) **Arrhenius** (~1890) : **vizes** oldatokra;

Sav: a (vizes) oldat [hidr]oxónium-ion koncentrációját növeli.

Bázis: az oldatban a hidroxid-ion koncentrációját növeli.



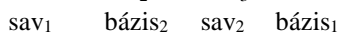
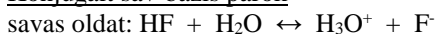
2) **Brønsted-Lowry** (1923): hidroxid **nem** szerepel a def.ban >> nem csak vizes oldatokra használható **szerves bázisok**

sav - proton donor; bázis - proton akceptor : **RNH₂ + HCl**

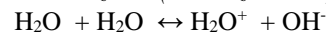


A definícióból következik, hogy sav és bázis mindig párban jár:

Konjugált sav-bázis párok



autoionizáció (öndisszociáció):

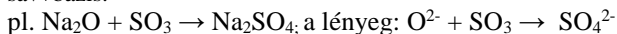


Hasonlóan, cseppf. ammóniában: $\text{NH}_3 + \text{NH}_3 \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^-$

Jégecetben: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \dots$

c) **Lewis** (1923) **oldószeretől** hangsúlyozottan megszabadul, s a **proton is kikapcsolja** a definícióból.

A definíció logikája : **anhidridek** vegyülete ugyanúgy sót ad, mint sav+bázis.



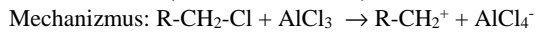
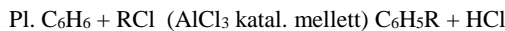
Ha felírjuk a Lewis-képleteket, látszik:

A történéis lényege:

elektronpár átadása (ld. korábban, datív kötés).

Bázis: elektronpárt ad, sav: elektronpárt fogad.

Tipikus Lewis-sav: AlCl₃. **Friedel-Crafts** katalizátor.



Az AlCl₃ egy klorid-iont vesz át, a maradék R-CH₂⁺: „*karbokation*”

Oláh György Nobel-díj, 1994: *karbokationok, szupersavak témakör.* Pl. SbF₅ és HF elegye. „*Superacids are so strong that they can protonate such extremely weak bases as the alkanes, as was shown by Olah ...*

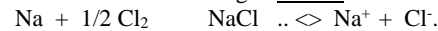
Methane gives the methonium ion CH₅⁺

Redoxi reakciók, oxidációs szám Pl. magnézium égetése:



szilárd MgO ionos, tehát **elektronátadás történt.**

Most általánosítunk oxigén **nélküli** esetre is:



Oxidáció - elektronleadás; redukció - elektronfelvétel

Fent az ionok töltése jelzi az oxidációs állapotot

Nem-ionos vegyületekre általánosítunk, ehhez :

A poláris kötés: NEM külön kötéstípus, szabályos KOVALENS

kötés, melyben a töltéeloszlás nem szimmetrikus. A töltésszétválást az elektronegativitások különbsége szabja meg. Kéttomos molekulánál ez **dipólusmomentumra** vezet, utóbbi jól definiált, fizikai mennyiség

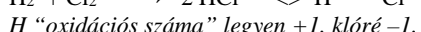
(vektor): $\mu = \delta^- - \delta^+ \cdot r$, irány neg. → poz. Általánosán: $\mu = \sum q_i r_i$

További példák: CH₃Cl, C₆H₅NO₂, stb. De magas szimmetria esetén az eredő dipólusmomentum zérus lehet: Pl. CCl₄, p-dinitrobenzol, stb.

Oxidációs számhoz vissza:

Minden (poláris) kötést úgy tekintünk (csak itt!), mintha

ionos lenne (teljes elektronátadás történt volna).



H “*oxidációs száma*” legyen +1, klóré -1.

3 alapszabály: 1) **elem**: mindig zérus

2) **egyszerű** (egytomos) ionok: ox. sz. = iontöltés;

3) molekula és összetett ionban: ox. sz. **összege** = töltés

A kötéspolaritás az elektronegativitásból állapítható meg,

de e nélkül is, formális szabály többnyire alkalmazható:

4) fluor -1; 5) hidrogén +1; 6) oxigén -2.

A sorrend **hierarchikus**: legerősebb a 4., stb. pl. F₂O; sőt: H₂O₂;

Példa: S₄O₆²⁻, tetratonát-ion: számoljuk formálisan, ekkor -2.5 az egy S-atomra jutó ox. sz. Ha ismerjük a szerkezeti képletet, (SO₃)-S-S-(SO₃)²⁻:

a hídbeli két kénatom 5-ös, a másik kettő 0-ás oxidációs számú.

Egyenletírás (ionegyenletet írjunk); a „recept”:

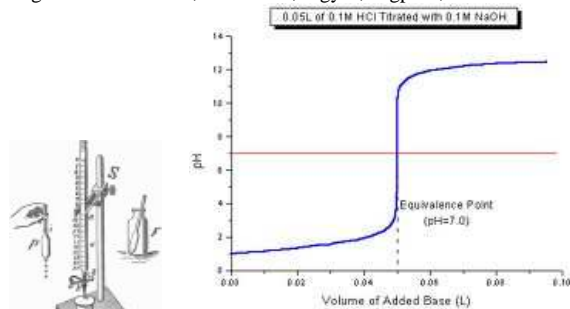
1. oxidációs számok kiegyenlítése. 2. töltésmérleg. Ehhez: vizes oldatban mindig van H⁺, OH⁻, ill. H₂O; ezeket megfelelő oldalra írva állíthatjuk helyre a mérleget. 3. anyagmérleg (atomok száma) már csak ellenőrzés.

Titrálások (titrimetria) térfogatós analízis, volumetria;

A sztöchiometriai egyenlet alapjánn_aA + n_bB + → ha egyik mennyiséget ismerem, a másik meghatározható.

Jelezni kell az „**ekvivalenciapontot**” Indikátorok: ld. később

Fogalmak: mérőoldat, faktorozás, fogyás, végpont, normalitás.



Titrimetria fő típusai: **sav-bázis, redoxi** titrálások, **komplexometria**. Komplexometria pl.: víz keménységének (Mg²⁺ és Ca²⁺ titrálása EDTA-val, eriokróm-fekete indikátor mellett; szín: amíg van fémion, piros, majd kékre vált (a szabad indikátor színe).