

### III.3. Egyensúlyok

#### III.3.1. A kémiai egyensúlyról általában

Történetileg: **empirikus törvény**, **Guldberg és Waage**, 1867: **tömeghatás törvénye**.

Legyen egy általános reakció:



Az **egyensúlyi** koncentrációkra:

$$[Q]^{n_q} [R]^{n_r} \dots / [A]^{n_a} [B]^{n_b} \dots = \text{const} = K$$

**Egyensúlyi állandó** tehát:

a termékek „megfelelő hatványon” vett koncentrációinak szorzata, osztva a reaktánsok megfelelő ...

A hatványok: a sztöchiometriai együtthatók..

Az egyensúly elméleti értelmezése

Kinetikai alapon: sebességek kiegyenlítődnek ...

Elvibb: **termodinamikai** alapon, G-ből levezethető

$$\ln K = -\Delta G^0 / (RT) \quad K \text{ dimenzió nélküli!}$$

$\Delta G = G(\text{termékek}) - G(\text{kiindulási anyagok}) - \text{reaktánsok}$ .

K az adott reakcióra jellemző, független a bemérési

koncentrációktól – persze függ a hőmérséklettől, ld. alább.

Levezethető, hogy ideális gázra, G így függ a nyomástól:

$$G(p_2) = G(p_1) + RT \ln(p_2/p_1) \quad T = \text{const}$$

Referenciaállapot:  $p^0 = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 25^\circ\text{C}$

A anyagra tehát  $G_A(p_A) = G_A^0 + RT \ln(p_A/p^0)$

Legyen egy egyszerű gázreakció:



Adott összetételnél (ezt a parciális nyomások mérik) egyensúly alakul ki:

$$G_A + 2G_B = G_{AB_2}$$

Ha egyensúlyban a parciális nyomások  $p_A$ , stb., :

$$G_A^0 + RT \ln(p_A/p^0) + 2[G_B^0 + RT \ln(p_B/p^0)] = G_{AB_2}^0 + RT \ln(p_{AB_2}/p^0)$$

Jelöljük a reakcióra jellemző változást:

$$G_{AB_2}^0 - (G_A^0 + 2G_B^0) = \Delta G^0$$

Tehát:

$$\ln K = -\Delta G^0 / (RT) \quad \text{ill. } K = \exp(-\Delta G^0 / (RT) \text{ levezetés vége})$$

Egy számpélda:  $2 \text{ NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$

(Eredmény:  $K=10.8$ )

Egyensúly gázokban, K dimenziója

Fent K dimenzió nélküli, mert  $p/p^0$  - használtunk, ez a leghelyesebb. De gyakorta használják magukat a parciális nyomásokat, ekkor:

$$K_p = (p_Q)^{n_q} (p_R)^{n_r} (p_S)^{n_s} \dots / (p_A)^{n_a} (p_B)^{n_b} (p_C)^{n_c} \dots$$

A dimenzió így  $[\text{nyomás}]^{\Delta n}$ , ahol  $\Delta n$  a mólszám-változás.

Másrészt, a koncentrációkkal kifejezett  $K_c$ -t használják (sajnos):

$$p_A V = n_A RT, \quad \text{a konc. } [A] = n_A/V;$$

$$p_A = [A]RT; \quad K_p = \dots$$

Az átszámítás tehát:  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

Az egyensúly eltolása: a Le Chatelier-elv

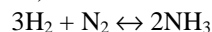
Ha egy egyensúlyban levő rendszert külső hatás megzavar, a rendszer e kényszerre reagálva a változást csökkenteni igyekszik.

A gyakorlatban is fontos kérdés az egyensúlyi összetétel befolyásolása. Pl. az anyagmennyiséggel („tömeghatás törvénye”). Tekintsük:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) = 2 \text{ HI}(\text{g})$ ;

A jó a drága komponens, erre nézve szeretnénk növelni a **termelési hányadot** (rövidebb név: **hozam**):  $\text{H}_2$ -t növeljük, az egyensúly jobbra tolódik el ( $p_{\text{külső}}$  itt közömbös! - mert nincs mólszámváltozás).

Ha mólszámváltozás van, a **külső nyomással** is jelentősen lehet befolyásolni az egyensúlyi összetételt

(maga K persze állandó!). Pl.: ammónia-szintézis ... ..



$$K_p = (p_{\text{H}_2})^3 (p_{\text{N}_2}) / (p_{\text{NH}_3})^2$$

Ha a külső nyomást növeljük, az egyensúly a mólszám csökkenésének irányába tolódik el – több ammónia.

A **hőmérséklet** szerepe: a fentiekben feltettük, hogy T állandó, ekkor K az adott reakcióra jellemző állandó érték.

Természetes azonban, hogy az egyensúlyt befolyásolja a hőmérséklet, ilyenkor **K maga** változik. Kvalitatíve: ha T nő, az egyensúly az **endoterm** irányba tolódik el (**Le Chatelier-elv**). Kvantitatíve: ld.  $\ln K$  képletét fentebb.

Megj.!: **katalizátorok** (1. később) K-t, vagyis az összetételt **nem**, csak a sebességet befolyásolják.

#### III.3.2. Egyensúly vizes elektrolitoldatokban

Alapok, a pH

Sav-bázis reakciók. Itt legalkalmasabb: a **Brönsted-Lowry** elmélet, protonátviteli reakciók („protolízis”).

Koncentráció helyett praktikus: pH (pOH)

Definíció:  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ ..

Megj.: itt és az előadáson is, általában egyszerűen  $\text{H}^+$ -t írok a vízben valójában erősen hidratált protonra; ismeretes, hogy a realitást jobban leírja a  $\text{H}_3\text{O}^+$  jelölés (**oxónium-ion**) –de ez sem pontos, hiszen több molekula kapcsolódik össze  $\text{H}$ -hidakkal. (Az angolszász irodalom gyakran **hydronium** elnevezést használ a  $\text{H}_3\text{O}^+$ -ra.) Magyarban hasznos szokás (volt?) a **hydroxonium** kifejezés.)

[Megjegyzések a témakörhöz. IUPAC-elnevezések. **Ónium-ionok**:

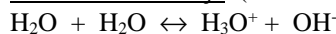
Olyan kationok, melyekben egy egymagvú „hidrid” (**hydride**) egy „hidron” (**hydron**)-nal kapcsolódott. A **hidron** a  $\text{H}^+$ -ion neve; általánosabb, mint a proton, mert bármelyik izotópot jelentheti. A „mag” itt a nitrogén-, kalkogén- és halogéncsalád valamelyik tagja lehet. Az ónium-ion gyűjtőnév, mely szubsztituált származékokra is vonatkozik.

Az oxónium-ion a  $\text{H}_3\text{O}^+$  és szubsztituált származékait ( $\text{RH}_2\text{O}^+$ ) jelenti, tehát az ónium-ionok egy csoportja.

További példák:

$\text{NH}_4^+$ , ammónium;  $\text{H}_3\text{S}^+$  szulfónium;  $\text{H}_2\text{Cl}^+$  klorónium,  $\text{P}(\text{CH}_3)_2\text{H}_2^+$  .dimetil-foszfónium-ion, stb.]

A víz disszociációja (autoionizáció, autoprotolízis)



A víz-ionszorzat:

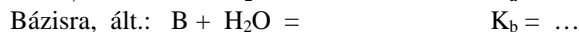
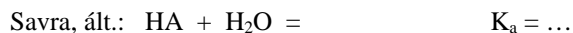
$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad 25^\circ\text{C-on } 1.0 \times 10^{-14};$$

Evidens:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

A disszociáció energiabefektetést igényel, endoterm folyamat.

Tehát  $K_v$  a hőmérséklettel nő, pl.:testhóm.:  $K_v = 2.4 \times 10^{-14}$

Gyenge elektrolitok



(ld. Számolási gyakorlat)

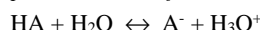
**Figyelem**, konjugált párra (1. sav–bázis–elméletek):

Pl. ( $\text{NH}_3$  a bázis,  $\text{NH}_4^+$  a sav)



$$K_a K_b = K_v$$

Tipikus számolási feladat: Gyenge sav pH-ja:



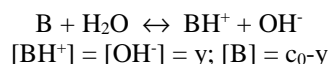
Az egyensúlyi koncentrációk:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = x$ ;  $[\text{HA}] = c_0 - x$ .

$$K_a = x^2 / (c_0 - x) \approx x^2 / c_0$$

$$x = \dots$$

Megfontolásra: a közelítő képletből megbecsülhetjük x-et ( $x = (c_0 K_a)^{1/2}$ ), s ha ez nem elég kicsi  $c_0$ -hoz képest, csak akkor szükséges a másodfokú egyenlet megoldóképletével, pontosan számolni.

Bázisra hasonlóan:



$$K_b = y^2/(c_0 - y) \approx y^2/c_0$$

$$y = \dots$$

Fentiek megfogalmazhatók a **disszociációfokkal**:

Pl. savra, ha a bemért sav  $\alpha$  törtrésze disszociál:

$$[H_3O^+] = [A^-] = \alpha c_0; [HA] = (1 - \alpha)c_0$$

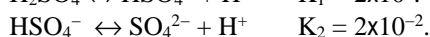
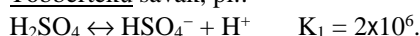
$$K = c_0 \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

$$\alpha = \dots$$

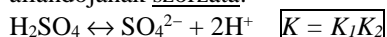
Néhány gyenge sav disszociációs (vagy: „savi”) állandója, ill. pK<sub>a</sub> értéke <http://www.cem.msu.edu/~reusch/VirtualText/acidity.htm>

Common Name	Formula	Acidity Constant	pK <sub>a</sub>
perchloric acid	HClO <sub>4</sub>	ca. 10 <sup>10</sup>	ca. -10
hydrogen chloride	HCl	ca. 10 <sup>7</sup>	ca. -7
nitric acid	HNO <sub>3</sub>	ca. 200	ca. -2
hydronium ion	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	55	-1.74
chloric acid	HClO <sub>3</sub>	10	-1.0
iodic acid	HIO <sub>3</sub>	0.18	0.75
hydrogen fluoride	HF	6.6 * 10 <sup>-4</sup>	3.2
nitrous acid	HNO <sub>2</sub>	5.0 * 10 <sup>-4</sup>	3.3
cyanic acid	HOCN	3.54 * 10 <sup>-4</sup>	3.45
hypochlorous acid	HOCl	2.95 * 10 <sup>-8</sup>	7.53
hypobromous acid	HOBr	2.3 * 10 <sup>-9</sup>	8.65
hydrocyanic acid	HCN	5.8 * 10 <sup>-10</sup>	9.25
hypoiodous acid	HOI	10 <sup>-10</sup>	10

**Többsértékű savak, pl.:**



Bruttó reakcióra: az egyensúlyi állandó a két lépés állandójának **szorzata**:



**Ionization Constants of Inorganic Polyprotic Acids**

Common Name	Formula	Acidity Constant	pK <sub>a</sub>
sulfuric acid	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> = 2.4 * 10 <sup>6</sup>	-6.62
	HSO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = 1.0 * 10 <sup>-2</sup>	1.99
chromic acid	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> = 3.55	-0.55
	HCrO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = 3.36 * 10 <sup>-7</sup>	6.47
sulfurous acid	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> = 1.71 * 10 <sup>-2</sup>	1.77
	HSO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = 5.98 * 10 <sup>-8</sup>	7.22
phosphoric acid	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	K <sub>1</sub> = 7.1 * 10 <sup>-3</sup>	2.15
	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = 6.2 * 10 <sup>-8</sup>	7.21
	HPO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	K <sub>3</sub> = 4.6 * 10 <sup>-13</sup>	12.34
phosphorous acid	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> = 1.6 * 10 <sup>-2</sup>	1.8
	H <sub>2</sub> PO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = 6.3 * 10 <sup>-7</sup>	6.2
pyrophosphoric acid	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	K <sub>1</sub> = 3 * 10 <sup>-2</sup>	1.52
	H <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = 4.4 * 10 <sup>-3</sup>	2.36
	H <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-2</sup>	K <sub>3</sub> = 2.5 * 10 <sup>-7</sup>	6.60
	HP <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-3</sup>	K <sub>4</sub> = 5.6 * 10 <sup>-10</sup>	9.25
carbonic acid	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> = 4.35 * 10 <sup>-7</sup>	6.36
	HCO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = 4.69 * 10 <sup>-11</sup>	10.33
hydrogen sulfide	H <sub>2</sub> S	K <sub>1</sub> = 9 * 10 <sup>-8</sup>	6.97
	HS <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = ca. 10 <sup>-15</sup>	ca. 15
boric acid	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	K <sub>1</sub> = 7.2 * 10 <sup>-10</sup>	9.14
	H <sub>2</sub> BO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>	K <sub>2</sub> = 1.8 * 10 <sup>-13</sup>	12.7
	HBO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	K <sub>3</sub> = 1.6 * 10 <sup>-14</sup>	13.8

**Gyenge bázisok**

Base	Conjugate Acid	Equilibrium Reaction	K <sub>b</sub>
Ammonia (NH <sub>3</sub> )	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O ↔ NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>	1.8 x 10 <sup>-5</sup>
Pyridine (C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N)	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> NH <sup>+</sup>	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N + H <sub>2</sub> O ↔ C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> NH <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>	1.7 x 10 <sup>-9</sup>

Hydroxylamine (H <sub>2</sub> NOH)	H <sub>3</sub> NOX <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> NOH + H <sub>2</sub> O ↔ H <sub>3</sub> NOH <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>	1.1 x 10 <sup>-8</sup>
Methylamine (NH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub> )	NH <sub>3</sub> CH <sub>3</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O ↔ NH <sub>3</sub> CH <sub>3</sub> <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup>	4.4 x 10 <sup>-4</sup>

2011/30

Tanulságos: a bázis erőssége jellemezhető úgy is, hogy a B bázishoz konjugált BH<sup>+</sup> sav (ónium-sav) állandóját adják meg *common method for evaluating the strength of bases is to report the acidities of the conjugate acids of the bases (these conjugate acids are often „onium” cations). The resulting pK<sub>a</sub>'s are proportional to the base strength of the base.*

**Vegyük észre:** a kétféle táblázatbeli adatot (előző baloldali oszlop alja, ill. az alábbi táblázat) összeszorozva, pl. az ammóniára, adódik: K<sub>a</sub>K<sub>b</sub> = víz-ionszorzat

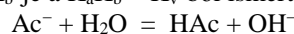
$$K_a K_b = 5.6 \times 10^{-10} \times 1.8 \times 10^{-5} = 1.0 \times 10^{-14}$$

**Ionization Constants of B-H<sup>+</sup> Onium Acids**

Common Name	Formula	Acidity Constant	pK <sub>a</sub>
carboxylic acids	R-CO <sub>2</sub> H	ca. 10 <sup>6</sup>	ca. -6
alcohols	R-CH <sub>2</sub> -OH	ca. 10 <sup>2</sup>	ca. -2
aniline	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	2.5 * 10 <sup>-5</sup>	4.6
pyridine	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	6.3 * 10 <sup>-6</sup>	5.2
hydroxyl amine	HONH <sub>2</sub>	1.3 * 10 <sup>-6</sup>	5.9
ammonia	NH <sub>3</sub>	5.62 * 10 <sup>-10</sup>	9.25
ethyl amine	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	2.0 * 10 <sup>-11</sup>	10.7
piperidine	(CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> NH	10 <sup>-11</sup>	11.0

**Hidrolízis:** pl. nátrium-acetát (NaAc) vízben.

Egyszerűen az Ac<sup>-</sup> mint bázis egyensúlyát kell tekinteni, s ennek K<sub>b</sub>-je a K<sub>a</sub>K<sub>b</sub> = K<sub>v</sub>-ből ismert



$$K_v/K_a = K_b = x^2/(c_0 - x)$$

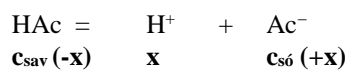
**Pufferoldatok.** Gyenge sav + ennek erős bázissal képzett sója, ill. gyenge bázis + erős savval alkotott sója.

Szerepük: **stabil pH.** Pl. biológiában fontos szerep ...

**Pufferkapacitás:** mennyi erős sav (ill. bázis) okoz 1 pH változást....

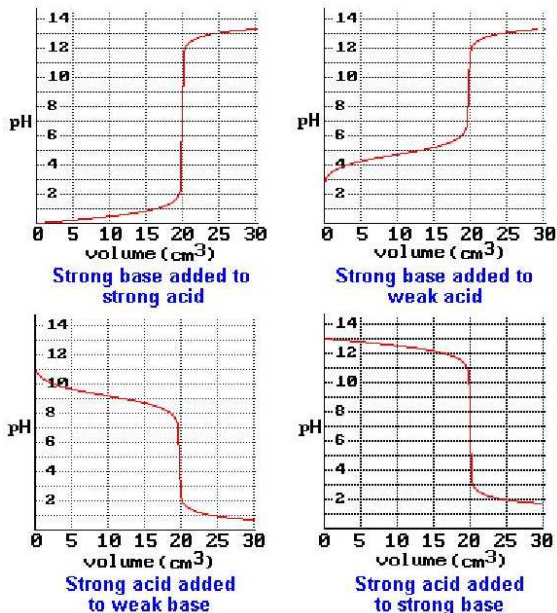
Számolások elve. Alapvető számítás: NaAc + HAc

Az egyensúly tulajdonképp csak az ecetsav disszociációja, melyet persze visszaszorít a bevitt só (Ac<sup>-</sup>)



$$[H^+] = x = K_a c_{sav} / c_{só}$$

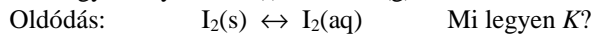
A **titrálásoknál** figyelembe kell venni, ha gyenge elektrolit van jelen! A titrálás folyamán előbb **puffer** van jelen, majd az ekvivalenciapontban tisztán só. Utóbbi **hidrolíziséből** számolható az ekvivalenciapont pH-ja!



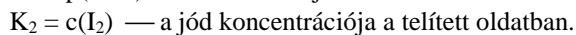
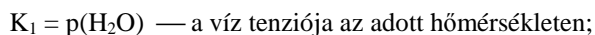
### III.3.3. Heterogén egyensúlyok

Ha az egyensúlyban egynél több fázis van jelen *heterogén egyensúlyról* beszélünk. (Fázis: ld. 22. lap)

Legyegegyeszerűbb esetek:

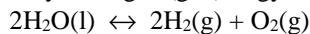


Ilyenkor a tiszta folyadék, ill. a szilárd fázis 'koncentrációja' (precízebben: *aktivitása*) konstans, s azt 1-nek vesszük. Így az egyensúlyi állandó:



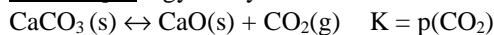
Összetettebb esetekben is az egy fázisban levő komponensekkel jellemezhető az egyensúly.

Folyadék–gáz (gőz) –egyensúly:



$K_p = p(\text{H}_2)^2 p(\text{O}_2)$

Szilárd–gáz–egyensúly:



Szilárd–folyadék(oladt) –egyensúly

Az oldhatósági szorzat

Ha az oldott anyag  $\text{C}_n\text{A}_m$  összetételű só,

C - kation, A - anion, akkor

$L = [\text{C}]^n[\text{A}]^m;$



Rosszul oldódó sók oldhatósági szorzatai

Solubility Products of Slightly Soluble Salts

Compound	Ksp	Compound	Ksp	Compound	Ksp
AgBr	$5.35 \cdot 10^{-13}$	BaF2	$1.84 \cdot 10^{-7}$	KClO4	$1.05 \cdot 10^{-2}$
Ag2CO3	$8.45 \cdot 10^{-12}$	BaSO4	$1.08 \cdot 10^{-10}$	MgCO3	$6.82 \cdot 10^{-6}$
AgCl	$1.76 \cdot 10^{-10}$	CaCO3	$4.96 \cdot 10^{-9}$	MgF2	$7.42 \cdot 10^{-11}$
Ag2CrO4	$1.12 \cdot 10^{-12}$	CaF2	$1.46 \cdot 10^{-10}$	MgNH4PO4	$2. \cdot 10^{-13}$
AgCN	$5.97 \cdot 10^{-17}$	CaSO4	$7.10 \cdot 10^{-5}$	Mg(OH)2	$5.61 \cdot 10^{-11}$
AgI	$1.18 \cdot 10^{-16}$	CdS	$1.40 \cdot 10^{-29}$	MnS	$4.65 \cdot 10^{-14}$
Ag3PO4	$8.88 \cdot 10^{-17}$	Ca(OH)2	$4.68 \cdot 10^{-6}$	NiS	$1.07 \cdot 10^{-21}$
Ag2SO4	$1.20 \cdot 10^{-5}$	CuC2O4	$4.43 \cdot 10^{-10}$	PbCl2	$1.78 \cdot 10^{-5}$
Ag2S	$6.69 \cdot 10^{-50}$	CuS	$1.27 \cdot 10^{-36}$	PbS	$9.05 \cdot 10^{-29}$
AgCNS	$1.03 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH)3	$2.79 \cdot 10^{-39}$	PbSO4	$1.82 \cdot 10^{-8}$
Al(OH)3	$2. \cdot 10^{-32}$	Hg2Br2	$6.42 \cdot 10^{-23}$	SnS	$3.25 \cdot 10^{-28}$
BaCO3	$2.58 \cdot 10^{-9}$	Hg2Cl2	$6.24 \cdot 10^{-13}$	Zn(OH)2	$4.13 \cdot 10^{-17}$
BaCrO4	$1.17 \cdot 10^{-10}$	HgS	$1.55 \cdot 10^{-52}$	ZnS	$2.93 \cdot 10^{-25}$

Egyszerű számolási példák:

Ezüst-kromát *oldhatósága* vízben, mol/L-ben:



$L = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$

$[\text{CrO}_4^{2-}] = x, [\text{Ag}^+] = 2x,$

$1.12 \cdot 10^{-12} = (2x)^2x = 4x^3$

$x = 0.65 \cdot 10^{-4}$

Közös-ion-effektus:

Adjunk a fenti telített oldathoz 1 L-re számítva 0.1 mol Ag-nitrátot. (Utóbbi jól oldódik.) Ekkor:



mivel  $y$  (és  $2y$  is) sokkal kisebb 0.1-nél:

$1.12 \cdot 10^{-12} = (0.1+2y)^2y \approx (0.1)^2y$

$y = 1.12 \cdot 10^{-10}.$

Látjuk: a közös ion jelenlétében az oldódás sok nagyságrenddel viszaszorult.

### III.3.4. Egyensúly koordinációs komplexekben.

A ligandum(ok) leszakadása is egyensúlyra vezet, melyet a disszociációs állandóval, ill. sokszor stabilitási állandóval írunk le (ezek egymás reciprokai).

Ha csak egy ligandum van:  $M + L \leftrightarrow ML$

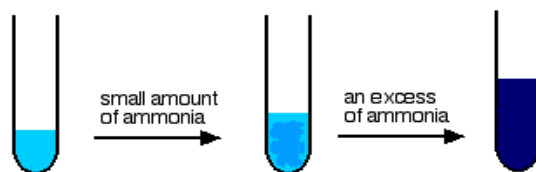
$K = [\text{ML}]/([\text{M}][\text{L}])$

A következő táblázatban  $K$  logaritmusai vannak megadva

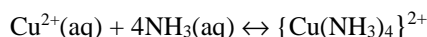
	Ba	Ca	Co(II)	Cu	Fe(II)	Fe(III)	Mg	Mn	Ni	Sr	Zn
Acetic acid	0.39	0.53	2.24				0.51		0.74	0.43	1.03
Citric acid	2.3	3.5	4.4	6.1	3.2	11.85	2.8	3.2	4.8	2.8	4.5
EDTA	7.78	10.70	16.21	18.8	14.3	25.7	8.69	13.56	18.56	8.63	16.5
Glycine	0.77	1.43	5.23	8.22	4.3	10.0	3.45	3.2	6.1	0.91	5.16
Lactic acid	0.55	1.07	1.89	3.02		6.4	0.93	1.19	2.21	0.70	1.86
Maleic acid	2.26	2.43		3.90				1.68	2.0	1.1	2.0
Salicylic acid			6.72	10.60	6.55	16.35	4.7	2.7	6.95		6.85

Több ligandum esetén:  $M + nL \leftrightarrow ML_n; K = [\text{ML}_n]/([\text{M}][\text{L}]^n)$

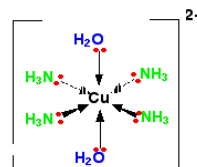
Pl. Cu-ammónia komplex:



réz-szulfát + ammónia + ammónia felesleg



$K = \frac{[\{\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4} \quad K = 1.2 \cdot 10^{13}$



Valójában ez egy *többlepcsős* egyensúly

ion	$K_n$	$\text{mol}^{-1} \text{ dm}^3$	$\log K_n$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$	$K_1$	$1.78 \times 10^4$	4.25
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	$K_2$	$4.07 \times 10^3$	3.61
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+}$	$K_3$	$9.55 \times 10^2$	2.98
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$	$K_4$	$1.74 \times 10^2$	2.24

Ellenőrizzük, hogy  $K_1 K_2 K_3 K_4 = K$

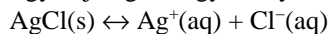
Megi.: A fentiek a koordinált vizet is feltüntették, ez nem kötelező, a számolást nem befolyásolja.

Gyakorlatban fontos kérdés, fentiek kombinációja:

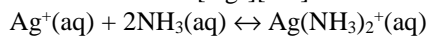
Oldhatóság komplexképző jelenlétében:

Pl.: mekkora az AgCl oldhatósága 1.0 M  $\text{NH}_3$ -ban ( $T=25^\circ\text{C}$ )?

Egyidejűleg két egyensúly :



$$L = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1.7 \times 10^{-10}$$



$$K = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2} = 1.7 \times 10^7$$

A két egyenletet egyesítve:

$$LK = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{Cl}^-]}{[\text{NH}_3]^2}$$

Legyen  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = [\text{Cl}^-] = x$ ;  $[\text{NH}_3] = 1.0 - 2x$ ;

$x = \dots 0.049 \text{ M}$ .