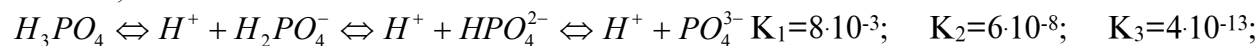


## MÖVZU 5 ELEKTROLİTİK DISSOSİASIYA NƏZƏRİYYƏSİVƏ ONUN ƏSAS MÜDDƏALARI

Elektrolit məhlullarının Raul və Vanf-Hoff qanunlarına tabe olmamasının səbəbini 1887-ci ildə İsveç alimi S.Arrenius izah etmişdir. O, göstərmişdir ki, elektrolitlər məhlulda elektrik cərəyanının təsiri olmadan daha kiçik hissəciklərə – ionlara ayrılır. Bu isə öz növbəsində osmos təzyiqini artırır. Lakin, Arrenius elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsində ionlara sərbəst hissəciklər kimi baxır və ionları arasında qarşılıqlı təsir nəzərə alınmır, məsələn,



$$K=K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \quad K_1 > K_2 > K_3$$

K-dissosiasiya sabitidir.

Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsini sonradan Rus alimləri L.V.Pisarjevski, V.A.Kistyakovski və sonradan İ.A.Kablukov inkişaf etdirmişdir.

1891-ci ildə İ.A.Kablukov göstərmişdir ki, elektrolitin suda ionlara ayrılması polyar su molekulu ilə həllolan maddə molekulu arasında qarşılıqlı təsir nəticəsində baş verir. Məsələn, NaCl dissosiasiyası şəkil 67-də göstərilmişdir. Ümumi tənliklə onu belə ifadə edə bilərik:  $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

**Həllədicinin təsirlə elektrolitlərin ionlara ayrılmasına** elektrolitik dissosiasiya deyilir. Elektrolitik dissosiasiya nəzəriyyəsinin aşağıdakı müddəaları vardır.

1) Elektrolitlər suda müsbət və mənfi yüklü hidratlaşmış ionlara ayrılırlar. Məhluldan elektrik cərəyanı keçdikcə müsbət yüklü hissəciklər (ionlar) katoda mənfi yüklü hissəciklər isə anoda doğru hərəkət edir.

2) Dissosiasiya zamanı eyni sayda mənfi və müsbət yüklü ionlar əmələ gəldiyindən məhlul elektroneytral olur.

3) Zəif elektrolitlərin dissosiasiyası dönər prosesdir.

4) İonlar xassəcə atom və molekulardan fərqlənir.

### **Dissosiasiya dərəcəsi və elektrolitlərin növləri**

Dissosiasiya dərəcəsi  $\alpha$  ilə işarə edilir. Məhlulda elektrolitlərin ionlara ayrılma qabiliyyətini xarakterizə edir. İonlara ayrılmış molekulaların həllolan molekulaların ümumi sayına nisbəti dissosiasiya dərəcəsi adlanır:  $\alpha = \frac{n}{N} 100$ ; n- dissosiasiya edən molekulaların

sayı; N-həllolan maddə molekulalarının ümumi sayı. Bütün duzlar, əsaslar və turşular HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, HBr, HJ və s. dissosiasiya dərəcəsinə görə qüvvətli, orta qüvvətli və zəif olaraq təxmini üç yerə ayrılır.

$\alpha=30-100\%$  (0,3-1,0)- qüvvətli NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub>

$\alpha=3-30\%$  (0,03-0,3)-orta qüv. H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, HCOOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

$\alpha= 3\%(0,03)$ -zəif H<sub>2</sub>S, HCN, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> və s.

Dissosiasiya dərəcəsi qatılıqdan, temperaturdan və elektrolitin təbiətindən asılıdır. Məhlulda elektrolitin qatılığı artdıqca dissosiasiya dərəcəsi  $\alpha$  azalır.

Temperaturun artması ilə isə  $\alpha$ -da artır, çünki temperatur artdıqca suyun dissosiasiyası artır.

Göründüyü kimi, başqa şərtlər eyni olduqda M<sup>2+</sup> A<sup>2-</sup> tipli duzların dissosiasiyası ən aşağı, M<sup>+</sup>A<sup>-</sup> tipli duzlarınkı maksimum olacaq, M<sup>2+</sup>A<sub>2</sub><sup>-</sup> və M<sub>2</sub><sup>+</sup>A<sup>2-</sup> tiplilər isə aralıq mövqe tuturlar.

**Suyun ion hasili. Hidrogen göstəricisi** Su zəif elektrolitdir, az da olsa dissosiasiya edir:

$H_2O \rightleftharpoons H+OH^-$ , buradan  $k = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$  (1). Su az dissosiasiya etdiyindən onun

ümumi qatılığı  $[H_2O]$  dəyişmir və litrdə ədədi qiyməti  $[H_2O] = \frac{1000g}{18} \approx 55,55 \text{ mol/l}$  olacaqdır.

298K-də  $K_{H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-16}$

(1)-dən  $[H^+][OH^-] = [H_2O] \cdot K$  25° üçün qiymətlərini yerinə yazsaq:  $[H^+][OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55$  buradan  $[H^+][OH^-] = 1,008 \cdot 10^{-14} \approx 10^{-14}$ . Sabit temperaturda hidrogen və hidroksid ionlarının hasili kəmiyyətdir və bu suyun ion hasili adlanır  $K_w (K_{H_2O})$  ilə işarə edilir.  $[H^+]$  və  $[OH^-]$  ionlarının sayı eyni olduğundan neytral mühitdə  $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ mol/l}$ . Danimarka alimi Sorenzenin (1909) təkliflə hidrogen ionları qatılığının qiymətinin mənfi rəqəmin müsbətlə əvəz etmək üçün mənfi işarəli onluq loqarifmadan istifadə olunur və hidrogen göstəricisi alınır, o pH ilə işarə edilir  $pH = -\lg[H^+] = -\lg[10^{-7}] = 7$ . Hidrogen ionları sayı nə qədər çox olsa pH bir o qədər az olur:

pH=7 neytral mühit

pH>7 qələvi mühit

pH<7 turş mühit

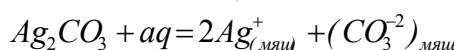
pH dəqiq ölçmək

olur. Bunun üçün şüşə membrandan istifadə edilir. O ancaq  $[H^+]$  ionlarını keçirir və nəticədə qalvanik elementdə e.h.q.-si yaranır ki, bunu pH metrle ölçürlər.

pH təyində daha tez, lakin dəqiq olmayan üsul indikatorlardan istifadə etməkdir. Aşağıda bəzi indikatorların xassələri verilir:

Çox hallarda məhlulun pH dəyişməklə kimyəvi reaksiyanın istiqaməti istənilən tərəfə yönəldilir.

**Həllolma hasili.** Az həll olan elektrolitin sabit temperaturda doymuş məhlulunda onun ionlarının stexiometrik əmsalı tərtibində qatılıqlarının hasili sabit kəmiyyət olmaqla həmin maddənin həllolma hasili adlanır, başqa sözlə çətin həllolan çöküntülərin doymuş məhlullarında ionların molyar qatılıqlarının hasili sabit kəmiyyət olub, həllolma hasili adlanır və h.h. ilə işarə edilir. Onu hesablamaq üçün  $\Delta G_T^0 = -RT \ln K$  (1) tənliyindən istifadə edilir. Məsələn,



$K = \frac{[Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}]}{[Ag_2CO_3]}$  məxrəcdə bərk duzun qatılığıdır və sabit kəmiyyətdir.

$k[Ag_2CO_3] = k'$  Surətdə isə elektrolitlərin doymuş məhlulunda onun ionlarının qatılığı hasili verilmişdir. O da verilmiş temperatur üçün sabit kəmiyyətdir.  $k[Ag^+][CO_3^{2-}] = k'$  nəzərə alıqda (1) tənliyi ilə hesablayaraq h.h. =  $6,71 \cdot 10^{-12}$  alırıq. Həllolma hasilinin qiymətindən müəyyən etmək olar.

### ELEKTROLİZ

Elektrokimyəvi sistemdən sabit cərəyan keçdikdə gedən proseslərin məcmuinə elektroliz deyilir. Elektrokimyəvi sistem dedikdə, burada ərintiyə və ya elektrolit məhluluna salınmış iki elektrod nəzərdə tutulur. Elektroliz zamanı reaksiya elektrik enerjisi hesabına gedir. Məsələn,  $MgCl_2$  ərintisindən cərəyan buraxdıqda  $Mg^{2+} + 2e^- = Mg^0$  (maqnezium katodu mənfi qütbə hərəkət edib, oradan elektron alaraq reduksiya olunur.  $Cl^-$  ionları isə müsbət qütbə hərəkət edərək oksidləşirlər. Əvvəlcə  $2Cl^- = 2Cl + 2e^-$  atomar xlor alınır. Sonra xlor atomları birləşərək  $Cl_2$  əmələ gətirirlər.

Oksidləşmə gedən elektrod – anod, reduksiya gedən elektrod isə katod adlanır (qalvanik elementdə olduğu kimi). Lakin qalvanik elementdə əksinə olaraq bu zaman katod mənfi, anod isə müsbət yüklənir.

Sulu məhlulların elektrolizi zamanı isə yadda saxlamaq lazımdır ki, elektrolitin ionlarından başqa sistemdə  $H^+$  və  $OH^-$  ionları da vardır və bunlar arasında da mübadilə reaksiyası ola bilər. Eyni zamanda  $H^+$  ionları katoda və  $OH^-$  ionları isə anoda doğru hərəkət edəcəkdir.

Katod və anodda gedən proseslər elektrokimyəvi sistemin elektrod potensiallarından asılıdır. O, proseslər gedəcəkdir ki, minimum enerji sərf olunsun. Məsələn, anodda birinci növbədə ən az elektrod potensialı olanlar oksidləşəcək, katodda isə ən yüksək elektrod potensialı olanlar reduksiya olunacaqdır.

Anodda gedən proseslər: Bu mühitin pH-nın qiymətindən asılıdır.

**Qələvi mühitdə:**  $4OH^- = O_2 + 2H_2O + 4e^-$

**Turş və neytral mühitdə:**  $2H_2O = O_2 + 4H^+ + 4e^-$

Suyun oksidləşməsinin standart potensialı 1,229 V olduğundan oksigenli turşuların oksidləşməsi ondan (1,229 V) yüksək, yəni  $2SO_4^{2-} = S_2O_8 + 2e^-$  (2,01 V) olduğundan axırncı proses getməyəcək. Lakin, oksigensiz turşularda  $E_{H_2O}^0$  çox vaxt  $E_{turşudan}^0$  turşudan böyük olur. Belə ki, oksigensiz turşuların (HF başqa, onun üçün  $\Delta E^0 = 2,866$  V) HCl, HBr, HJ elektrolizi zamanı anodda halogen ayrılması ilə nəticələnir.  $Cl_2$  anoddan ayrılması ( $E_{HCl}^0 = 1,36$  V qiymətini  $E_{H_2O}^0 = 1,23$  V çox olmasına baxmayaraq) ümumi prinsipə əks olur, çünki anod oksigen alınmasını ləngidir. Bu dediklərimiz inert anodla elektroliz halına aiddir. Fəal anod olduqda, anod metalının elektrokimyəvi oksidləşməsi prosesi də gedir.

**Katodda gedən proseslər:** Burada  $H^+$  ionunun reduksiya prosesinin potensialı nəzərə alınmalıdır. Neytral mühitdə  $E = -0,0597 = -0,41$  V. Buradan belə çıxır ki, o metalların ki, elektrod potensialları  $-0,41$  V-dan böyük qiymətlər alır, pH=7 olduqda, onlar elektroliz zamanı katodda ayrılmağa başlayacaqlar; əksinə  $-0,41$  V-dan kiçik qiymət alan metallar olduqda katoddan hidrogen ayrılacaqdır (gərginlik sırasının əvvəlki elementləri Ti-a qədər).  $-0,41$  V-a yaxın potensialı olan metallar ( $Zn^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ) şəraitdən (temperatur, qatılıq, cərəyan sıxlığı və s.) asılı olaraq ya metal, ya  $H_2$  və ya da hər ikisi ayrılacaqdır.

Turş məhlullarda isə hidrogen ionunun yüksüzləşməsi gedir.

Bir neçə tipik elektroliz prosesinin sxemini nəzərdən keçirək.

Mis-xlorid (II) ərintisinin elektroliz sxemi:

K:  $Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0$  A:  $2Cl^- = 2Cl + 2e^-$

$2Cl = Cl_2$

$K_2SO_4$  sulu məhlulunun elektrolizi belə olacaqdır:

K:  $4H_2O + 4e^- = 4OH^- + 4H^0$  A:  $2H_2O = 2O + 4e^-$

$4H^0 = 2H_2$

$2O = O_2$

Katodda ayrılan K-un elektrod potensialı H-dən çox kiçik olduğundan, burada hidrogen ayrılacaqdır:  $E_k^0 = -2,925$  V;  $E_H^0 = -0,41$  V. Anodda isə  $E_{SO_4}^0 = 2,01$  V:  $E_{H_2O}^0 = 1,229$  V olduğundan, oksigenin ayrılması gedəcəkdir.

Fəal elektrod olduqda elektrodun özü də elektrolizdə iştirak edir.

$NiSO_4$ -ün (Ni anodla) sulu məhlulunun elektrolizinin sxemi:

K: ( $Ni^0, H^+$ ):  $E_{Ni^{2+}}^0 = -0,250$  V  $E_{Ni}^0 > E_H^0$  olduğundan  $Ni^{+2} + 2e^- = Ni^0$

$E_{H^+}^0 = -0,41$  V gedərək katodda Ni ayrılacaq.

A: ( $H_2O, SO_4^{2-}, Ni$ )

$E_{Ni^{2+}}^0 = -0,250B < E_{H_2O}^0 = 1,229B, E_{2SO_4^{2-}}^0 = 2,01B$  olduğundan Ni oksidləşəcəkdir və həll olacaqdır:  $Ni^0 - 2\bar{e} = Ni^{2+}$ .

Bu elektroliz prosesindən Ni təmizlənməsi məqsədilə istifadə edilir. Bu zaman anod «çirkli» metallardan götürülür, nazik katod üzərində isə təmiz metal toplanır. Həll olan anodların metalların üzərini başqa metal örtüyü ilə örtülməsində də istifadə edilir. Bunu **qalvanostegiya** adlandırırlar.

Elektroliz zamanı məhlul elektrik cərəyanı keçirmir və əslində bu zaman anodun aldığı elektronlar katoda keçir; onların sayı vahid zamanda katodun verdiyi elektronların sayına bərabərdir. Məhlulun şərti «elektrik keçirmə» qabililiyyəti oradakı ionların qatılığından, yükündən və mütəhərrikliyindən asılıdır.

Temperatur artdıqca həm ionların sayı, həm də onların mütəhərrikliyi artır.

### Elektroliz qanunları

1. Elektroliz zamanı elektrodda ayrılan maddənin miqdarı məhluldan keçən elektrik cərəyanının miqdarı ilə düz mütənasibdir:  $m = kQ$  burada  $m$ —maddənin miqdarı, q, kq ilə;  $Q$ —cərəyanın miqdarı, kulonla.

Elektrik cərəyanının eyni miqdarı, elektroliz zamanı ekvivalent miqdarda müxtəlif maddələr ayırır. Və ya hər hansı maddənin bir ekvivalentini ayırmaq üçün eyni miqdarda elektrik cərəyanı yəni 96485 (96500) kulon tələb olunur. O,  $F$  ilə işarə edilir və Faradey ədədi adlanır.  $F$ —

1ekvivalent maddə ayırmaq üçün tələb olunan cərəyanın miqdarıdır:

$$m = \frac{\varepsilon \cdot Q}{F}$$

Burada  $m$ —ayrılan maddənin kütləsi,  $\varepsilon$ —maddənin ekvivalent kütləsi – qramla,  $Q$  - elektroliz zamanı elektrolitdən buraxılan cərəyanın kulonla miqdarıdır.

$Q = It$  olduğundan, burada  $I$ —cərəyan şiddəti (amper ilə),  $t$ —elektroliz müddəti (san. ilə).

$$m = \frac{\varepsilon \cdot It}{96500} \quad (1) \quad \varepsilon = \frac{A}{B} \quad \text{olduğundan} \quad m = \frac{AIt}{96500B} \quad (2) \quad \text{olur, burada } B\text{-valentlik.}$$

1-ci formuldan ekvivalent kütləsini, 2-ci formuldan isə atom kütləsini tapmaqda istifadə edilir və bunlar (1 və 2) elektroliz qanunlarının riyazi ifadəsidir. ya digər duz məhluldan çökəcək, ya yox. Bundan analitik kimyada və duzların alınma texnologiyasında geniş istifadə edilir.

## HİDROLİZ

Həll olan maddə hissəciklərinin su ionları ilə mübadilə reaksiyasına **hidroliz** (yunanca hudor-su lysis-parçalanma) deyilir.

Sulu sistemlərdən başqa, digər həlledici ilə olan sistemləri nəzərə alsaq, hidrolizə solvolizin xüsusi halı kimi baxa bilərik.

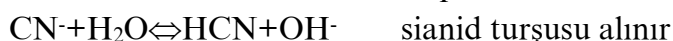
Həll olan maddənin həlledici molekulu ilə mübadilə reaksiyasına **solvoliz** (latınca solvens-həll edən) deyilir.

Elektrolitik dissosiasiyaya görə duz, müsbət yüklü metal (həm də  $NH_4^+$ ) və mənfi yüklü turşu qalığına dissosiasiya edən birləşmələrə deyilir. Hidrolizi baxımından duzlar 4 növə ayrılır:

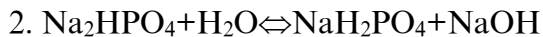
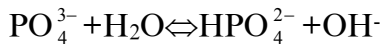
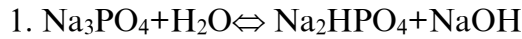
1. Qüvvətli turşu və qüvvətli əsasın duzu: bunlar hidroliz etmirlər, mühit neytral olur.

2. Qüvvətli əsas və zəif turşunun duzu, mühit qələvidir. Bu zaman hidroliz aniona görə gedəcəkdir. Burada 4 hala rast gəlinir:

a) Həm kation, həm də anion –I valentlidir.



b) Kation I valentli, anion çox valentlidir. Nəticədə turş duz və sərbəst qələvi alınır.



Məhlulda sərbəst qələvi əmələ gəldiyi üçün hidroliz zəif  $\text{H}_3\text{PO}_4$ -ün əmələ gəlməsinə qədər getmir.

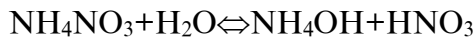
v) Kation çox valentli, anion 1 valentlidir. Əsası duz və sərbəst turşu alınır:



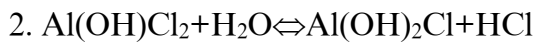
q) Həm kation, həm anion çox valentlidir. Belə hal praktiki olaraq rast gəlmir; çünki onlar suda həll olmurlar.

III. Zəif əsas, qüvvətli turşunun duzu. Hidroliz kationa görə gedir. Mühit turşudur. Əsas nə qədər zəif olsa, hidroliz bir o qədər tam gedəcəkdir.

a) Kation da, anion da 1 valentlidir; sərbəst turşu və sərbəst əsas alınır:

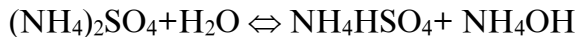


b) Kation çox valentlidir, anion 1 valentlidir; əsası duz və sərbəst turşu alınır:

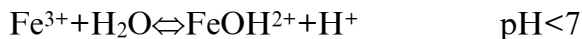
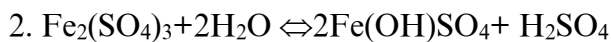
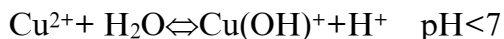


Sərbəst  $\text{Al}(\text{OH})_3$  əmələ gələndə qədər hidroliz davam etmir, çünki məhlulda turşu toplanır.

v) Kation 1 valentli, anion çox valentlidir. Turş duz və sərbəst əsas alınır:



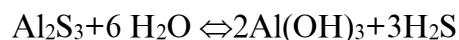
q) Kation və anion çox valentlidir. Əsası duz və sərbəst turşu alınır:



4. Zəif əsas və zəif turşunun duzu. Bu zaman hidroliz yaxşı gedir.



Göründüyü kimi hidroliz axıra qədər getmir, lakin daha zəif turşu olan  $\text{H}_2\text{S}$ -in  $\text{Al}$ -duzu tam hidroliz edir:



Zəif əsas və zəif turşunun hidrolizini ümumi şəkildə belə yazmaq olar

$\text{MA} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{HA} + \text{MOH}$  bu tarazlığa  $K = \frac{[\text{HA}][\text{MOH}]}{[\text{MA}][\text{H}_2\text{O}]}$  uyğun gəlir.  $K[\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{hid}}$  ifadəsi

sabit kəmiyyət olduğundan  $K_{\text{hid}} = \frac{[\text{HA}][\text{MOH}]}{\text{MA}}$  belə yazmaq olar.  $K_{\text{hid}}$  - hidroliz sabitidir.

$K_{\text{hid}} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_{\text{tur}}$ .  $K_n$  o vaxt böyük olar ki,  $K_{\text{tur}}$  kiçik olsun. Başqa sözlə turşu nə qədər zəif

olarsa, onun duzu bir o qədər yaxşı hidrolizə uğrayar. Zəif əsas və zəif turşudan əmələ gəlmiş duzun hidroliz sabiti  $K_n = K_{H_2O} / (K_{tur} \cdot K_{ac})$ .

Hidroliz dərəcəsi duzun təbiətindən, temperaturdan, qatılıqdan asılıdır. Temperaturun hidroliz dərəcəsinə təsiri Le-Şatlye prinsipindən irəli gəlir. Hidroliz prosesi istiliyin udulması ilə, neytrallaşma reaksiyası isə istiliyin ayrılması ilə gedir. Hidroliz edən molekulların sayının (a) bütün molekulların sayına (b) olan nisbəti hidroliz dərəcəsi adlanır və  $\alpha$  ilə işarə

$$\text{edilir: } \alpha_{hid} = \frac{a}{b} 100$$

$\alpha_{hid}$  -hidroliz dərəcəsi temperatur artdıqca artır, lakin məhlulun qatılığı artdıqca azalır (cədvələ bax).

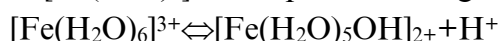
**Hidrolizin mexanizmi.** Duzların hidroliz mexanizmi haqqında uzun müddət mübahisələr olmuş və çoxlu tədqiqatlar nəticəsində belə rəyə gəlmişlər ki, duzlar hidroliz edərkən, onun tərkib hissələrinin bir başa  $H^+$  və  $OH^-$  ionları ilə birləşməsindən başqa (dəqiq desək  $H_3O^+$  və  $OH^-$ -lə) hidrokomplekslərin əmələ gəlməsi, yəni duz ionlarının su ilə kompleks əmələ gətirməsində mühüm rol oynayır. Su metal ionu (kationu) ilə birləşib kompleks əmələ gətirən zaman ionun təsir sahəsinə düşür və bu zaman suyun protonu bu sahənin təsiri ilə iona yaxın sahədən kənarlaşdırılır. Kənarlaşdırılmış proton xarici sferada olan su molekulu ilə birləşməyə can atır və  $H_3O^+$  hidroksonium ionu əmələ gətirir. Bu iki faktorun (amilin) təsiri nəticəsində hidrokompleks zəif turşu kimi dissosiasiya edir və hidrogen ionu verir. Əgər Me ionu  $Me^{m+}$  kimi işarə etsək, onda dissosiasiya reaksiyasını aşağıdakı tənliklə ifadə edə bilərik.



$Me^{m+}$  -kationdur.

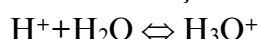
Misal üçün  $Fe^{3+}$  ionunun əmələ gətirdiyi duzun hidrolizinə baxaq və nəzərə alaq ki,  $Fe^{3+}$  6 su molekulu ilə hidratlaşır.

1.  $Fe^{3+}$  su ilə  $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$  kompleksi əmələ gətirir.



2. Hidrat təbəqəsindən bir mol su proton verir

3. Proton  $H^+$  su molekulu ilə birləşərək  $H_3O^+$  verir.



Göstərilən hər üç proses (1,2,3) praktiki olaraq eyni zamanda getdiyi üçün aşağıdakı tarazlıq alınır.



Göründüyü kimi hidrokompleksin turşuluğu nəinki təkcə kationun xassəsindən həmçinin protonun su ilə qarşılıqlı təsirindən də asılıdır. Əgər  $Fe^{3+}$  əvəzinə  $Fe^{2+}$  götürsək məhlulun turşuluğu az olacaqdır, çünki,  $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$  turşusunun dissosiasiya sabiti azdır və  $H^+$  kiçik

radiusu olan  $Fe^{2+}$  ionundan o qədər də güclü itələnmir.

$$Cu \begin{bmatrix} H_2C-NH_2 & NH_2-CH_2 \\ H_2C-NH_2 & NH_2-CH_2 \end{bmatrix}$$