II mühazirə

Reaksiyaların spesifikliyi və həssaslığı

Spesifik reaksiyalar;

Seçici və ya selektiv reaksiyalar:

Qrup reaksiyaları:

Reaksiyaların spesifikliyinin artırılması:

Mane olan ionlar:

Pərdələmə və ya kənarlaşdırma:

Vəsfi reaksiyaların analizini aparan zaman reaksiyaların spesifikliyi və həssalığı xüsusi əhəmiyyət kəsb edir. Spesifik reaksiyalar hər hansı bir maddə və ya ionu digərinin iştirakında aşkar etmək üçün tətbiq edilir. Məs. Qan qırmızı rəngli demir III-rodanid kompleksinin əmələ gəlməsi buna misaldır. Nişasta məhlulu ilə yodid ionu olan məhlulu qarışdırdıqda qöy rəng verir. Bu həm yodid həm də nişasta üçün spesifik reaksiyadır. Spesifik reaksiyalardan istifadə etməklə məhlulda olan digər ionları da çöktürmək olar. Məsələn, Cl- ionu Ag+, Pb2+, Hg22+ kationları ilə çöküntü verir. Cl ionu hər 3 kation üçün selektiv sayılır. Selektiv reaksiyalar sırasında qrup reaktivinin reaksiyalarını xüsusi qeyd etmək olar. Qrup reaktivləri eyni analitik qruplara daxil olan ionları başqa qruplardan ayırır. Məsələn, H2SO4 eyni vaxtda Ba2+, Ca2+, Sr2+ kationlarını çöktürür və III. analitik qrup reaktivi hesab edilir. Reaksiyaların həssaslığının artması analitik kimyanın qarşısında duran vacib məsələlərdən biridir. Bu məqsədlə mane olan kənar ionları uzaqlaşdırmaq-yəni pərdələmək üsulundan (kompleksəmələgətirmə, çökdürmə, oksidləşmə-reduksiya və habelə ekstraksiya üsulundan) istifadə edilir. Məsələn Co2+ kationunu ammonium-rodanidlə (NH4CNS) aşkar etdikdə Fe3+ kationunun iştirakı həmin rekativlə Co2+-ın açılışına mane olur.Fe3+-ün rodanidlə birləşməsi qan qırmızı rəngdə olur ki, bu da Co2+ ionuna mənsub olan rəngi gizlədir. Bunun üçün Fe+3 kationunu uzaqlaşdırmaq lazımdır.

Variantları:

1) Məhlula Na və ya KF əlavə etməklə Fe3+ kationunu [FeF6]3- kompleks birləşmə şəklində uzaqlaşdırılır.

Fe+3 + 3F+ → FeF3

FeF3 + 3KF → K3[FeF6]

2) Fe3+ kationunu Sn2+ ilə reduksiya (Fe2+ yə) edilir. Bu isə rodanid ionu ilə reaksiya vermir.

2FeCl3 + SnCl2 → 2FeCl2 + SnCl4  (oksidləşmə-reduksiya)

3) Ekstraksiya üsulu : Bir çox ionlar su fazasında su ilə qarışmaya üzvi həlledici əlavə etməklə üzvi həlledici təbəqəsinə keçirilməklə uzaqlaşdılır. Fe3+ kationunu HCl-lu su mühitində kompleks birləşmə şəklində H[FeCl4] efir təbəqəsinə ekstraksiya edilir.

Reaksiyanın spesifikliyi

Analitik reaksiyalrın həssalığı onların məhlulda aşkar olunma imkanını müəyyən edir. Reaksiyaların spesifikliyi və həssaslığı bir neçə amillərdən asılıdır.

1) Aşkarlıq minimumu və ya minimum tapıntı. Bu maddənin müvafiq reaksiya ilə aşkar edilə biləcək ən az miqdarına deyilir. Minimum m ilə ifadə olunur və mkq-la ölçülür. (1mkq= q) Məsələn, K+ ionunun K2[PtCl6] şəklində təyini reaksiyası üçün minimum tapıntı 0,1 mkq-dır. Cu+2 kationlarının NH3 ilə aşkar edilməsi üçün minimum tapıntı-m = 0,2 mkq-dır.Minimum tapıntıya əsasən reaksiyanın həssaslığı haqqında fikir yürütmək olmur. Məsələn, 0,1 mkq K+ ionunun göstərilən reaksiya vasitəsilə hansı həcmdə təyin oluna bilməsi məlum deyildir. Bunun üçün reaksiyanın minumum qatılığı məlum olmalıdır.

2) Minimum qatılıq(Cmin) təyin ediləcək madənin 1q-nın göstərilən reaksiya ilə aşkarlanması üçün məhlulun maksimum hansı həcmində həll oluna bilməsini göstərir Məsələn K+ ionunu kopmleks birləşmə K2[PtCl6] şəklində təyini reaksiyası üçün

Cmin=

kimidir. Yəni K+ ionunu o zman təyin etmək olar ki, onun bir qramının həll olduğu məhlulun həcmi 10 000 ml-dən artıq olmasın. Bəzən Cmin-un əks ifadəsi olan durulaşma həddindən istifadə edilir.

3) Minimum həcm - *V*min ilə işarə edilir. Tərkibində aşkarlıq minimumu qədər maddə (ion) olan və bir dəfəlik təyinat üçün işlənən məhlulun həcmidir. Minimum həcm reaksiyanın növündən asılı olaraq götürülür. Sınaq şüşəsi reaksiyası üçün *V*min =1ml, damcı reaksiyası üçün *V*min =0,05 ml, mikrokristalloskopik reaksiya üçün *V*min =0,001 ml götürülür. Məs: Cu+2 kationlarını NH3 ilə aşkar olunma reaksiyasında minimum tapıntı m=0,2 mkq, yəni minimum həcm 1 damcı, yəni , *V*min =0,05 ml götürülür.

4) Durulaşdırma həddi - Vd.h. ilə işarə edilir. Tərkibində 1 qr. aşkar oluna biləcək ion olan məhlulun ml-lə həcminə deyilir. Dəməli durulaşma həddi su məhlulunun hansı həcmində (ml-lə) təin ediləcək ionun 1 qr. olmasını göstərir.

Bu üç kəmiyyət arasında (min tapıntı, Vmin, Vd.h.) qarşılıqlı əlagəni əks etdirən riyazi düstur çıxaraq.

Əgər: *V*min məhlulda – m mkq maddə varsa o zaman Vd.h. -də 1 qr maddə olar.

Yəni: *V*min – 𝑚 (𝑚𝑘𝑞)

Vd.h. – 1 qr.

Nəzərə alsaq ki, 1qr = 106 mkq.

*Vm=*

**

Cu+2 ionları üçün m=0,2 mkq, Vm=0,05 ml

Vd.h. = 0,05 ∙106/ 0,2 = 2,5 · 105 ml= 250000 ml.

Yəni, 1 qr Cu+2 ionları 250.000 ml məhluldadır.

Məhlulun minimum qatılığı nə qədər az və durulaşma həddi nə qədər çox olarsa, analitik reaksiyanın həssaslığı o qədər yüksək olar. Anlaitik reaksiyaların həssaslığını xarakterizə edən kəmiyyətlər arasında əlaqə vardır.

mmin =Cmin·Vmin ·1·106

mmin-minimum tapıntı (mkq-la)

Vmin -minimum həcm (ml-lə)

Cmin-minimum qatılıq (q/ml-lə)

Əgər minimum qatılıq əvəzinə durulaşma həddi götürülərsə onda

m= alarıq.

5) Minimum durultma (durulaşma) və ya minimum qatılıq – Cmin ilə işarə edilir.

Durulaşdırma həddinin (Vd.h.) əks qiymətinə minimum durultma deyilir. Yəni 1 qr. maddənin durulaşdırma həddinə nisbətidir. Cmin = 1/ Vd.h.,

Cu+2 timsalında Cmin = 1 / 250.000ml

6) Aşkarlıq həddi – C ilə işarə edilir.

Yuxarıda göstərilən kəsrin rəqəmlə ifadə olunan cavabıdır. Yəni C = 1 : 250000 = 4 · 10-6 qr/ml.

Beləliklə aşkarlıq həddi C -1 ml məhlulda olan maddənin qramla miqdarıdır.

7) Həssaslıq göstəricisi –pD ilə işarə edilir.

Aşkarlıq həddinin əks loqarifmasıdır.

pD = ─ lgC=─ lg 4·10-6 = 6 ─ 0,6 = 5,4

**İonların fəallığı. Məhlulun ion qüvvəsi**

Məhlulda baş verən bütün analitik reaksiyalar ionlar arasında gedən reaksiyalardır. Lakin məhlulda olan ionların hamısı heç də kimyəvi reaksiyalarda iştirak etmir. Bunun səbəbi məhlulda olan assosiatlar və ion atmosferidir. Odur ki, reaksiyalarda iştirak edən ion effektiv və ya səmərəli miqdar adlanır. Həmişə onun feallığı həqiqi qatılıqdan az olur. 1901-də Lyuis ion atmosferinin təsirini nəzərə almaq məqsədilə fəal qatılıq və ya fəalliq adlanan kəmiyyətdən istifadə etmişdir. Bu ionların reaksiyada iştirak edən payıdır. İonların həqiqi qatılığı (C) ilə fəallıq arasında asılılıq fəallıq əmsalı adlanır.

a=f · C buradan f=a/Cmolyar

Fəallıq (a) həmişə ionun həqiqi qatılığından az olur. a. Məhlulu durultduqda ionlar arası qarşılıqlı təsir qüvvəsi zəiflədiyi üçün fəallığın ədədi qiyməti ionun həqiqi qatılığına yaxınlaşır. Bu zaman fəalliq əmsalı isə 1-ə yaxınlaşır. a→c f→1 Odur ki, durulaşmış məhlulda aktivlik ionun həqiqi qatılıgına bərabər hesab edilir. Praktik hesablamalarda aktivlik (a) əvəzinə həqiqi qatılıqdan istifadə edilir. Lakin qatı məhlulda bunu heç cür qəbul etmək olmaz. Çünkü fəallığın ədədi qiyməti həmişə birdən kiçik olur. Deməli, fəallıq əmsalı ( f ) və aktivlik ( a) ionlara məxsus kəmiyyətlərdir.

İon atmosferini müəyyən etmək üçün ion qüvvəsi adlanan kəmiyyətdən ( I ) istifadə etmək olar. İon qüvvəsi bütün ionu nəzərə almaqla məhlulun xarakteriskasıdır.

İon qüvvəsi ədədi qiymətcə məhlulda olan bütün ionların qatılıqlarının onların yükünün kvadratına vurma hasillərinin cəbri cəminin yarısına bərabərdir.

I=iZi2

I=(C1Zi2+C2Z22+...+CnZn2)

Elektrolitin qatılığı ilə onun əmələ gəldiyi ionlar arasında qatılıq bu düsturla müəyyən olunur.

Ci=n · Cel

Burada Ci - ionunqatılıgı , Cel - elektrolitin qatılığı, n-eyni adlı ionun sayıdır.

Məsələn, 0,01 mol Al2(SO4)3  məhlulunun ion qüvvəsini hesabla.

Celekt = 𝐶𝐴𝑙2(𝑆𝑂4)3=0,01 𝑚𝑜𝑙;

I = 1/2(+)

Al2(SO4)3 → 2Al3++ 3𝑆𝑂42-

 = 2∙0,01=0,02

−2 = 3 · 0,01 = 0,03

I = 1/2(0,02 ·(+3)2 +0,03 ∙(-2)2)=1/2(0,18+0,12) =0,15

1923-də Debay və Hükkel məhlulun ion qüvvəsi ( I ) ilə müxtəlif növ ionların fəallıq əmsalları ( f ) arasında bir riyazi asılılıq təklif etmişdir.

lgf = - 0,5 Z2

Bu düstur o zaman doğrudur ki, I 0,01 olsun, I0,01 olduqda bu tənlik 1 qədər mürəkkəbləşir.

lgf =-

İon qüvvəsinin ədədi qiymətindən asılı olaraq fəalliq əmsalının hesablanması, eləcə də asan deyildir.İon qüvvəsinin ədədi qiymətinə əsasən aktivlik əmsalı logaritmik cədvəldən tapılır. Belə ki, bunun üçün xüsusi cədvəl tərtib edilmişdir.

Bu cədvəldə ion qüvvəsinin ədədi qitmətindən asılı olaraq müxtəlif ionların fəallıq əmsallarının ədədi qiyməti verilmişdir.

**Kütlələrin təsiri qanunu.**

Kütlələrin təsiri qanunu ilk dəfə rus alimi Beketov və eyni vaxtda Holland kimyaçısı Qoldberq və Vaaqe tərəfindən təklif edilib və kimyanın əsas qanunu hesab olunur. Bu qanun kimyəvi reaksiyanın sürəti ilə reaksiyada iştirak edən maddələrin qatılıqları arasındakı asılılıgı ifadə edir.

Reaksiya daxil olan maddələri A və B ilə işarə etsək, əmələ gələn reaksiya məhsulları C və D olar əmsallar nəzərə alinmaqla bu iki maddı arasında gedən dönən reaksiya tənliyini belə tərtib etmək olar.

nA + mB ⇄ lC + p.D.

Burada iki reaksiya dönən və dönməyən reaksiya gedir.Düzünə reaksiyanın sürəti reaksiyada iştirak edən maddələrin qatılığının vurma hasilinə bərabərdir.

Vd = Kd· [A]n·[B]m

Vd-düzünə reaksiyanın sürəti, Kd-mütənasiblik əmsalı, [A] və [B] mol/l-lə qatılıq, m və n əmsaldır.

Əgər bunların qatılığı bir-birinə bərabər olarsa, onda Vdüz = Kd

Dönər, əks reaksiyanın sürəti: Və = Kə[C]l[D]p

Reaksiyanın ilk başlanğıc halında A və B maddələrinin qatılıqları müxtəlif olur. Deməli Vd böyük olur. Reaksiyanın gedişində A və B maddələrinin qatılıqları azalır. Vdüz azalır. C və D əmələ gələndə onların qatılığı artır və Və-də artır.

müəyyən anda Vd = Və

Kd[A]n[B]m = Kə[C]l ·[D]p

𝐾𝑑/𝐾ə = [𝐶]𝑙[𝐷]𝑝 /[𝐴]𝑛[𝐵]𝑚 ; 𝐾𝑑/𝐾ə=𝐾c ;

Kt=tarazlıq sabitidir. Əgər K>1 olarsa, reaksiya düzünə istiqamətdə gedir, K<1 olarsa, əksinə, K=1 olarsa, düzünə gədən reaksiyanın sürəti əksinə gədən reaksiyanın sürətinə bərabər olar.

Sistemdə kimyəvi tarazlıq meydana gələn zaman reaksiya məhsullarının qatılığının vurma hasilinin başlanğıc maddələrinin qatılıqların vurma hasilinə olan nisbəti sabit kəmiyyət olub, kimyəvi reaksiyanın tarazliq sabiti adlanır. Kt-düz istiqamətdə gedən reaksiyanın əks istiqamətdə gedən reaksiyanın sürətindən neçə dəfə böyük olduğunu göstərir.

Kc-konsentrasiyalı tarazlıq sabiti; termodinamik tarazlıq sabiti -Kt məhlulu ionların fəal qatılığını, yəni fəallığını nəzərə alır. a = f · C

Tarazlıq sabitinin ədədi qiyməti temparatur və təzyiqdən asılı olaraq dəyişir.

Reaksiyada iştirak maddələrin qatılıqlarından asılı deyil. Sabit temparatur və təzyiqdə tarazlıq sabiti ədədi qiymətcə sabitdir. Təzyq və temparatur dəyişdikdə tarazlıq sabiti dəyişir. Düsturda qatılıq mol/l-lə ifadə olunduğundan buna konsentrasiyan tarazlıq sabiti deyilir.

Ktar = Kc

Tarazlıq sabiti həmin temparatur, təzyiqdə və qatılıqda düz reaksiyanın əks reaksiyadan neçə dəfə tez getməsinə göstərir, yəni dönərlik dərəcəsini göstərir.

Fərz edək ki, kimyəvi tarazlıq sabiti K=10-6 -dır. Bu o deməkdir ki, K=K1/K2=1/10+6 həmin şəraitdə əks reaksiya 1000 000 dəfə düz reaksiyadan tez gedir. Real sistemlərdə fəallıq əmsalının qiyməti həmişə birdən kiçik olur. Ona görə də kütlələrin təsiri qanununu real məhlullara tətbiq etdikdə qatılıq əvəzinə aktivlikdən istifadə edilir. Bu halda kimyəvi tarazlıqda olan sistemin reagentlərinin istənilən qatılıqda Kt(tarazlıq sabiti) qiyməti dəyişmir. Kt-nin aktivliklə ifadə olunmuş qiyməti termodinamiki taraz sabiti (Kt) adlanır və ya termodinamiki proses fəal qatılığı nəzərə almaqla həyata keçir yəni ədədi qiyməti

Kt= bilirik ki *a=f·c* onda c maddəsi üçün aktivlik *ac=fc·[C]c*

bərabərdir.



Bu tənlikdə Kt və Kc arasında asılılıq düsturu alınır ki, bu da fəallıq əmsallarının vurma hasillərinin nisbətinə bərabərdir.

Tarazlıq sabitinin əhəmiyyəti:

1)Tarazlıq sabiti reaksiyanın istiqamətini müəyyən edir.

K > 1 olarsa, onda kəsrin sürəti məxrəcindən böyük olur. Yəni reaksiya məhsullarının qatılıqlarının vurma hasili başlanğıc maddələrin qatılıqlarının vurma hasilindən çoxdur. Onda reaksiya A+B→C+D istiqamətində gedir.

K < 1 olduqda A+BC+D reaksiya getmir. Bəzən K əvəzinə pK-dan da istifadə olunur. pK = -lgK pK>0 olduqda reaksiya əks istiqamətə gedir, yəni reaksiya getmir. pK<0 olduqda isə düz reaksiya gedir, yəni reaksiya axıra gedir.

2)Tarazlıq sabiti reaksiyanın baş verib verməməsi haqqında məlumat verir. Belə ki, K>1 olduqda reaksiya düzünə gedir. Tarazlıq sabitinin qiyməti birdən çox az olarsa, reaksiya getmir. Lakin tarazlıq sabiti K>10-4 olduqda reaksiyada iştirak edən maddələrdən birinin miqdarını 104 dəfə çoxaltdıqda reaksiyanın istiqamətini dəyişmək olar. (məhsul əmələ gələn istiqamətdə) Ümumiyyətlə K >1 olanda reaksiya gedir. K=10-4 olduqda reaksiya reaktivin artıq miqdarını əlavə etdikdə gədir. Deməli, reaktivin artıq miqdarı, o zaman reaksiyanın istiqamətinə təsir edə bilir ki, KT > 10-4 olsun.

Deyilənlərdən belə bir qanunauyğunluq meydana gəlir: kimyəvi reaksiya daha zəif elektrolitin və ya daha möhkəm birləşmənin alınması istiqamətində baş verir.

Məsələn kadmiumun ammonyak kompleksi Cu+2 ionları ilə reaksiyaya girir, çünki [Cu(NH3)4]+2 daha möhkəm, davamlı birləşmədir.

[Cd(𝑁𝐻3)4]+2 + Cu+2 →Cd+2 +[Cu(NH3)4]+2

Kt = K[𝐶𝑑(𝑁𝐻3)4]+2/𝐾[𝐶𝑢(𝑁𝐻3)4]+2 = 𝛽[𝐶𝑢(𝑁𝐻3)4]+2 /𝛽[𝐶𝑑(𝑁𝐻3)4]+2 =

1,1 ∙1012 /1,2 ∙105 = 0,9 ·107

0,9 · 107 > 1

3) Reaksiyanın miqdari analizdə istifadə olunmasını müəyyən edir.

Miqdari analiz üçün o maddələrdən istifadə edilir ki, reaksiyada iştirak edən maddələrin 99,99% -i reaksiya məhsullarına çevrilir. Yəni reaksiyada iştirak etməyən miqdar 0,01% olmalıdır.

Deməli reaksiya iştirak etməyən pay 0,01% olur.

{100% − 0,01% 𝑖ş𝑡𝑖𝑟𝑎𝑘 𝑒𝑡𝑚𝑖𝑟𝑠ə

1 − 𝑥 𝑖ş𝑡𝑖𝑟𝑎𝑘 𝑒𝑡𝑚𝑖𝑟.}

onda əgər 

A + B → AB, pay iştirak etmir.

Deməli, miqdari analiz üçün o reaktiv istifadə edilir ki, K=108 olsun, ya da 108-dən çox olsun.

4)Kütlələrin təsiri qanunu əsasında kimyəvitarazlığı arzu edilən istiqamətə doğru yönəltmək olar. Yəni məsələn, CO2+H2CO+H2O tənliyində fərz edık ki, tarazlıq alınmışdır. Onda 

Tarazlıq alındıqdan sonra reaksiya gedən qazlar qarışığına 1 qədər H2 daxil edilmişdir. Belə olduqda H2 -nin qatılığı artacaqdır.



nisbəti həmin proses üçün sabitdir. Burada kəsrin məxrəci artdığı üçün tarazlığın pozulmasına və düzünə reaksiya sürətinin artmasına, yəni məxrəcin azalmasına səbəb olur.

CO2 və H2-nin azalması ilə əlaqədar olaraq pozulan tarazlıq yenidən yaranır.Bu zaman CO2 qazının qatılığı H2 əlavə edilməsinə nisbətən azalmış, CO və H2O-nun qatılığı artmış olur. Burada tarazlıq CO və H2O -nun alınması istiqamətində yerini dəyişir.

Nəticə: Dönər reaksiyada götürülən maddələrdən birinin praktiki olaraq tamamilə reaksiyaya daxil olub, çevrilməsini təmin etmək üçün (H2-i) o biri maddənin müəyyən miqdar artığını (CO2-ni)əlavə etmək lazımdır.

5) Bəzi analitik qanunların riyazi ifadəsini əldə etməyə imkan verir.

Məs: Ostvaldın durulaşma qanunu: Bu qanun zəif elektrolidlər üçün doğrudur.

Tutaq ki, AB zəif elektroliti dissosiasiya edir.

AB A+ + B-

Dissosiasiya tənliyinə kütlələrin təsiri qanununu tətbiq etsək tarazlıq sabitini alarıq.

𝐾=[𝐴+]·[𝐵−]/[𝐴𝐵] ;

[𝐴+]=[𝐵−]=𝐶𝑑𝑖𝑠 -dissosiasiya olan ionların qatılığı

[𝐴𝐵]=Cüm-Cdis dissosiasiya olmayan miqdardır.

Bildiyimiz kimi Cdis = α.C olduğundan α= Bunları düsturda yerinə yazsaq,

K = (𝛼∙𝐶∙𝛼C)/(Cüm-Cα)= C2α2/C(1-α)=Cα2/(1-α) = 𝛼2𝐶 alarıq.

Burada α çox kiçik ədədi qiymətə malik olduğundan α=0 qəbul etmək olar. Buradan alınır ki α=

Dəməli, osvaldın durulaşma qanunu zəif elektrolitin tarazlıq sabiti dissosiasiya dərəcəsi və qatılığı arasında ümumi qarşılıqlı əlaqə yaradır.

Tarazlıq sabitlərinin növləri

Hər bir kimyəvi reaksiyanın növündən və istiqamətdən asılı olaraq tarazlıq sabitinin bir neçə növü var. Hər bir reaksiyanın özünəməxsus tarazlıq sabiti var.

1) Yaranma sabiti, əmələgəlmə sabiti: Kimyəvi birləşmənin əmələ gəlmə reaksiyasını xarakterizə edən sabitdir. Kompleks birləşmələrin əmələ gəlməsi.-buna kompleks birləşmələrdə davamlılıq sabiti deyilir və β ilə iş olunur.

Me+n + n L⇄ [MeL]+n; 𝛽=[𝑀𝑒L]/[𝑀𝑒+𝑛][L−]𝑛

Cu2++4NH3→[Cu(NH3)4]2+

𝛽=[Cu(NH3)4]2+/[Cu2+][ NH3]4=1012 K=

Bütün yaranma sabiti üçün bir əlamət xarakterdir. Kimyəvi birləşmə nə qədər davamlı olarsa onun yaranma sabiti 1 o qədər çox olar.

Əmələ gələn birləşmə nə qədər davamlıdırsa yəni möhkəmdirsə, yaranma sabiti ədədi qiymətcə bir o qədər çoxdur.

𝛽[𝐶𝑑(𝑁𝐻3)4]+2=1,2 ∙105 ; 𝛽[𝐶𝑢(𝑁𝐻3)4]+2=1,1 ∙1012

Cu+2-ionunun ammonyak kompleksinin davamlılıq sabiti Cd+2-ionunun ammonyak kompleksinin davamlılıq sabitindən 107 dəfə çoxdur, deməli Cu+2 kompleksi olduqca daha davamlıdır.

2) İonlaşma sabiti, parçalanma sabiti, dissosiasiya sabiti.

Kimyəvi birləşmənin tərkib hissələrinə parçalanması davamsızlıq sabiti ilə xarakterizə olunur. Bu mahiyyətcə davamlılıq sabitinin əksidir.

K ilə işarə edilir. K=

Bu sabit ümumiyyətlə zəif elektrolidləri xaraktərizə edir. Məsələn, zəif turşular üçün HA ⇄ H++A- Kdis=Kion = [𝐻+][𝐴−]/[𝐻𝐴]=Kt

Buna turşuluq sabiti də deyilir. (Kturşu) Kturşu=Kparç

Sirkə turşusu misalında bunu izah edək,

CH3COOH ⇄ H+ + CH3COO-

𝐾𝐶𝐻3𝐶𝑂𝑂𝐻= [𝐻+][𝐶𝐻3𝐶𝑂𝑂−]/[𝐶𝐻3𝐶𝑂𝑂𝐻]=1,8 ∙10−5

İonlaşma sabiti yalnız zəif elektrolitlərdə sabit kəmiyyətdir. Məsələn, H2O, CH3COOH, HCN, HCOOH, NH4OH və s. Kimyəvi birləşmə nə qədər möhkəmdirsə, ionlaşma sabiti ədədi qiymətcə bir o qədər azdır. Zəif elektrolitin parçalanma sabiti elektrolidin davamlılığından asılıdır. Elektrolit nə qədər davamlı olsa, parçalanma sabiti bir o qədər az olar.

Məs Ksu = 1,8 · 10-16