

6.ÜNİTE

KİMYASAL TEPKİMELERDE DENGİ

1.BÖLÜM

KİMYASAL DENGİ

Kimyasal denge, ileri ve geri yöndeki tepkime hızlarının birbirine eşit olduğu, ürün ve tepken (giren) derişimlerinin zamanla değışmediğı durumu ifade eder. Bu dinamik denge hâli denge sabiti ile gösterilir. Tepkimelerden birincisinde, giren maddelerden herhangi biri tükenince tepkime sonlanır. Bu tür tepkimelere **tersinmez (tek yönlü) tepkimeler** denir, tek yönlü ok işareti ($\rightarrow$) ile gösterilir. Tepkimede zamanla girenlerin derişimi azalırken ürünlerin derişimi artar. Buna bağılı olarak da zamanla tepkimenin hızı azalır ve girenlerden herhangi biri tükenince hız sıfır olur.

İkinci tür tepkimelerde, girenler tamamen tükenmez. Ortamda ürünlerle birlikte tepkimeye giren türlerin hepsinden bulunur. Böyle tepkimelere **tersinir (çift yönlü) tepkimeler** denir. Tersinir tepkimeler çift yönlü ok işareti ($\rightleftharpoons$) ile gösterilir. Bu tepkimelerde bir süre sonra ileri ve geri tepkimelerin hızları eşit hâle gelir. İşte bu anda kimyasal denge kurulur.

Fiziksel Denge: Maddelerin iç yapıları değışmeden sadece fiziksel hâlleri arasında ve belirli şartlarda kurulan dengeye **fiziksel denge** denir. Hâl değışimindeki dengeler ve çözünürlük dengeleri fiziksel dengelerdir.

Kimyasal Denge:

- İleri ve geri tepkime hızları eşitlenir.
- Derişimler; basınç, sıcaklık gibi koşullar değışmediğı sürece sabit kalır.
- Gözlenebilen olaylar sabit kalır.
- Gözlenemeyen olaylar devam eder.
- Minimum enerji eğilimi ile maksimum düzensizlik eğilimi uzlaşır.
- Denge, tepkime mekanizmasına bağılı olmayan dinamik bir olaydır.

Homojen denge: Tepkimeye giren maddelerle ürünlerin aynı fazda bulunduğu denge tepkimeleridir.

Heterojen denge: Tepkimeye giren maddeler ile ürünlerden en az birinin farklı fiziksel hâlde bulunduğu tepkimelerde kurulan denge heterojen dentedir.

Dengede Maksimum Düzensizlik ve Minimum Enerji Eğilimi

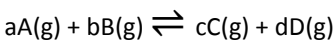
- Bir sistem minimum enerjili hâle sahip olmak ister.
 - Bir sistem maksimum düzensiz durumda olmak ister.
- Maksimum düzensizlik ve minimum enerji zıt yönlü olduğundan denge kurulmuştur.

İleri ve Geri Tepkime Hızları Üzerinden Denge Bağıntısı

Denge sabiti, ürünlerin ve girenlerin derişimleri cinsinden yazılıyorsa K_c veya K_d ile gösterilir.

Denge bağıntısı yazılırken

- Derişimler cinsinden denge bağıntısı (K_c); ürünlerin denge derişimleri çarpımının, girenlerin denge derişimleri çarpımına oranıdır.
- Denge bağıntısına gaz veya çözelti hâlde olan maddelerin derişimleri alınır.
- Saf katı ve sıvılar, derişimleri değışmediğı için denge bağıntısına yazılmaz.
- Denge tepkimesinde yer alan maddelerin katsayıları denge bağıntısındaki molar derişimlere üs olarak yazılır.
- Denge sabiti sadece sıcaklıkla değışir.
- Denge sabitinin birimi her tepkime için farklı olacağından denge sabitinin birimi yerine sayısal değeri alınır.
- Mekanizmalı tepkimelerde denge bağıntısı toplu tepkimeye göre yazılır.



tepkimesinin kısmi basınçlar cinsinden denge sabiti " K_p " ile ifade edilir.

Denge tepkimesi ile denge sabiti arasındaki ilişki

- Denge tepkimesi ters çevrilirse denge sabitinin çarpmaya göre tersi alınır.
- Denge tepkimesinin katsayıları " n " katsayısı ile çarpılırsa bu tepkimenin denge sabiti, ilk tepkimenin denge sabitinin n . kuvvetine eşittir.

■ Denge tepkimesinin katsayıları “n” sayısına bölünürse denge sabiti, ilk tepkimenin denge sabitinin n. dereceden köküne eşit olur.

■ Tepkime denklemi birden çok kimyasal tepkimenin toplamı şeklinde yazılabiliyorsa toplam tepkimenin denge sabiti, toplanan tepkimelerin denge sabitlerinin çarpımına eşittir

.K_c ile K_p Denge Sabitleri Arasında $K_p = K_c (R T)^{\Delta n}$ eşitliği yazılır.

Denge Kesri :

■ $Q_c < K_c$ ise tepkime dengede değildir. İleri tepkime hızı geri tepkime hızından büyüktür. Denge, ürünler yönünde devam etmektedir.

$Q_c = K_c$ olunca tepkime dengeye gelir.

■ $Q_c > K_c$ ise tepkime dengede değildir. Geri tepkime hızı ileri tepkime hızından büyüktür. Denge, girenler yönünde devam etmektedir.

$Q_c = K_c$ olunca tepkime dengeye gelir.

■ $Q_c = K_c$ ise tepkime dengededir. İleri ve geri tepkime hızları eşittir.

2. BÖLÜM

DENGEYİ ETKİLEYEN FAKTÖRLER

Dengenin; derişim, basınç, hacim ya da sıcaklık değişimi ile hangi yöne kayacağını belirlemek için genel bir kural vardır. **Le Châtelier ilkesi**: Dengedeki bir sisteme dışarıdan bir etki uygulandığında, sistemin, bu etkiyi karşılayacak yöne tepki vererek yeniden dengeye ulaştığını ifade eder.

Derişimin değişmesi hız sabitinin sayısal değerini değiştirmez, bu nedenle denge sabitinin sayısal değeri de değişmez.

Denge bağıntısında yer almayan bir maddenin eklenmesi ya da çıkarılması hacim sabit ise dengeyi etkilemez. Basınç sabitse ve tepkime kabı hacmi değişebilen bir kapsa denge bağıntısında yer almayan madde eklenmesi dengeyi etkiler.

■ Dengedeki sisteme madde ekleme

Dengedeki bir sisteme tepkimeye giren maddelerden biri eklenirse o maddenin derişimi artar. Sistem bu etkiyi azaltacak yönde tepki verir. İleri tepkime hızlanır ve denge ürünler yönüne kayar. Belli bir süre sonra yeniden denge kurulur.

■ Dengedeki sistemden madde uzaklaştırma

Dengedeki bir sistemde tepkimeye giren maddelerden biri uzaklaştırılırsa o maddenin derişimi azalır. Sistem bu etkiyi arttıracak yönde tepki verir. Geri tepkime hızlı duruma gelir ve denge, girenler yönüne kayar. Belli bir süre sonra yeniden denge kurulur.

Basınç ve Hacmin Dengeye Etkisi: Sabit sıcaklıkta dengedeki bir tepkimenin bulunduğu kapta toplam basınç arttırılırsa denge derişimleri, artan basıncın etkisini azaltacak yönde değişir. Böylece denge bozulur. Gazların bulunduğu kabın hacmi küçültülürse gazların kısmi basınçları artar.

Basınç etkisi yoğun fazlarda (örneğin sulu çözeltilerde) tepkimeye giren türlerin derişimlerini etkilemez.

Hacim azaltılırsa kısmi basınçlar artar. Sistem, basıncı azaltmak ister. Denge, gaz mol sayısının az olduğu yöne (ürünlere) kayar. K_c ve K_p değişmez.

Hacim arttırılırsa kısmi basınçlar azalır. Sistem, basıncı arttırmak ister. Denge, gaz mol sayısının çok olduğu yöne (girenler) kayar. K_c ve K_p değişmez.

Sıcaklığın Dengeye Etkisi : Le Châtelier ilkesi'ne göre sisteme ısı verilmesi endotermik tepkimelerde dengeyi ürünler yönüne, ekzotermik tepkimelerde girenler yönüne kaydırır. Denge tepkimelerinde sıcaklık değişimi hem dengeyi hem de denge sabitini değiştirir.

Endotermik denge tepkimelerinde

Sıcaklık arttırılırsa denge, ürünler yönüne kayarak sıcaklığı azaltmaya çalışır. K_c büyür. Sıcaklık azaltılırsa denge, girenler yönüne kayarak sıcaklığı arttırmaya çalışır. K_c küçülür.

Ekzotermik denge tepkimelerinde

Sıcaklık arttırılırsa denge, girenler yönüne kayarak sıcaklığı azaltmaya çalışır. K_c küçülür. Sıcaklık azaltılırsa denge, ürünler yönüne kayarak sıcaklığı arttırmaya çalışır. K_c büyür.

Denge Tepkimesi	Etki		Etki	
	Değişim	Dengenin Yönü	Değişim	Dengenin Yönü
$SO_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons SO_2Cl_2(g)$	$SO_2(g)$ çekme	Girenler (←)	$Cl_2(g)$ ekleme	Ürünler (→)
$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$	Hacmi azaltma	Denge değişmez	Hacmi arttırma	Denge değişmez
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$	Hacmi azaltma	Ürünler (→)	Hacmi arttırma	Girenler (←)
$NaCl(k) + ısı \rightleftharpoons Na^+(suda) + Cl^-(suda)$	Sistemi soğutma	Girenler (←)	Sistemi ısıtma	Ürünler (→)
$PCl_5(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons PCl_6(g) \Delta H < 0$	Sistemi soğutma	Ürünler (→)	Basınç artışı	Ürünler (→)
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$	Hacmi arttırma	Ürünler (→)	$NO_2(g)$ ekleme	Girenler (←)

Bazı denge tepkimelerinde derişim, basınç, hacim ve sıcaklık değişiminin etkisi tabloda verilmiştir.

Katalizörün Dengeye Etkisi : Katalizör, aktivasyon enerjisini azaltarak tepkime hızını arttıran maddelere denir. Sistemin daha çabuk dengeye gelmesini sağlayan katalizör dengeyi yönünü değiştirmez

3. BÖLÜM

SULU ÇÖZELTİ DENGELERİ

Suyun Oto-iyonizasyonu ve pH, pOH Kavramları : İyon derişimlerinin sabit olması suda

$\text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{suda}) + \text{OH}^-(\text{suda})$ dengesinin olduğunu gösterir.

Bazı su molekülleri proton verir, bazı su molekülleri de proton alır. Bu olaya suyun **oto-iyonizasyonu** (kendi kendine iyonlaşması) veya **otoprotolizi** denir.

$K_{\text{su}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ Suyun iyonlaşma sabitidir.

Asidik , bazik, nötr bütün çözeltiler için $K_{\text{su}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.10^{-14}$ tür.

Saf suda 25 °C $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ M olur.

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ ise çözelti nötr

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ ise çözelti asit

$[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ ise çözelti bazdır.

Ph ve pOH kavramları :

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ veya $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ ve $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ ve $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$

$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ olduğundan $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ olur.

Asit çözeltilerinde $\text{pH} < 7$, baz çözeltilerinde $\text{pH} > 7$, nötr çözeltilerde ise $\text{pH} = 7$ 'dir.

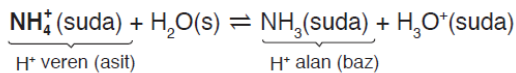
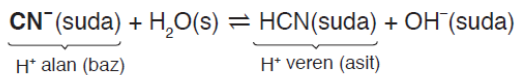
Brönsted-Lowry Asit Baz Tanımı:

Asit: proton (H^+ iyonu) verici.

Baz: proton (H^+ iyonu) alıcı.

Bu tanıma göre proton veren madde **asit**, proton alan madde **bazdır**. Bu tanımdan hareketle yapısında H^+ iyonu içermeyen maddelerin asitliği, OH^- iyonu içermeyen maddelerin bazlığı açıklanmıştır. Brönsted-Lowry tanımına göre asitler (proton vericiler) ve bazlar (proton alıcılar) her zaman bir arada bulunur.

Katyonların Asitliği ve Anyonların Bazlığı:



CN^- anyonu OH^- iyonu oluşturduğu için bazik, NH_4^+ kasyonu H_3O^+ iyonu oluşturduğu için asidik özellik gösterir. Suyu etkileşen anyonlar bazik, katyonlar asidik özellik gösterir.

Kuvvetli/Zayıf Asitler ve Bazlar : Kuvvetli asitler ve bazlar çözeltilerde tamamen (%100) iyonlaşır ve bunların elektriksel iletkenlikleri çok iyidir. Zayıf asitler ve bazlar kısmen iyonlaşır ve elektriksel iletkenlikleri azdır.

Kuvvetli asit ve bazların iyonlaşma tepkimeleri, tek yönlü ok işareti ($\rightarrow$) ile zayıf asit ve bazların iyonlaşma tepkimeleri, çift yönlü ok işareti ($\rightleftharpoons$) ile belirtilir.

*HCl, HNO₃, HClO₄ ve H₂SO₄ gibi kuvvetli asitlerin iyonlaşma tepkimeleri tek yönlü ok işareti ile gösterilir.

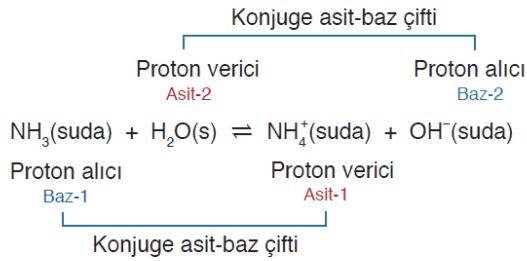
*NaOH, KOH, Ba(OH)₂ gibi kuvvetli bazların iyonlaşma tepkimeleri tek yönlü ok işareti ile gösterilir.

*HF, CH₃COOH, HCN gibi zayıf asitlerin iyonlaşma tepkimeleri çift yönlü ok işareti ile gösterilir.

*NH₃, Be(OH)₂, Mg(OH)₂ gibi zayıf bazların iyonlaşma tepkimeleri çift yönlü ok işareti ile gösterilir.

Konjuge (Eşlenik) Asit/Baz Çiftleri : Bu kavram, bir asit ve onun konjuge bazı veya bir baz ve onun konjuge asidi olarak tanımlanabilir.

Konjuge asit-baz çiftleri (HA/A⁻ ve B/BH₊) arasında bir hidrojen (proton) fark vardır. Asit-baz çiftlerinde protonu fazla olan asit, protonu az olan bazdır.



NH₃'ün konjuge asidi NH₄⁺ iyonu, H₂O'nun konjuge bazı OH⁻ iyonudur.

Asitlik/Bazlık Gücü ve Ayrışma Dengeleri : Bir asit veya baz için iyonlaşma sabiti verilmiyorsa bu asit veya baz kuvvetli olarak kabul edilir. İyonlaşma tepkimeleri tek yönlü ok işareti ($\rightarrow$) ile gösterilir. HCl, HNO₃, H₂SO₄ gibi asitler kuvvetli asit, NaOH, KOH, Ca(OH)₂ gibi bazlar kuvvetli bazlardır.

Zayıf asit ve bazlar %100 iyonlaşmaz. Zayıf asit ve bazların iyonlaşma tepkimeleri denge tepkimeleridir ve çift yönlü ok işareti ($\rightleftharpoons$) ile gösterilir. HF, CH₃COOH, HCN gibi asitler zayıf asit, NH₃, Mg(OH)₂, C₆H₅NH₂ (anilin) gibi bazlar zayıf bazdır.

Zayıf bir **asidin iyonlaşma denge sabiti "K_a"** ile gösterilir.

Zayıf bir **bazın iyonlaşma denge sabiti "K_b"** ile gösterilir.

*Periyodik sistemde aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe ametallerin hidrojenli bileşiklerinin asitlik kuvveti artar.

*Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan inildikçe ametallerin hidrojenli bileşiklerinin asitlik kuvveti artar.

*Bir asidin bileşiminde hidrojenin yanında oksijen de varsa bu tür asitlere **oksiasitler** denir. Aynı elementin oksiasitlerinin oksijen sayısı arttıkça H⁺ iyonunun kopması kolaylaşır ve asitlik kuvveti artar.

*Merkez atomu farklı olan oksiasitlerde merkez atomun elektronegatifliği arttıkça asitlik kuvveti artar.

*Organik asitler (karboksilli asitler) yapılarında karboksil grubu (-COOH) bulunduran asitler olup oksiasitler grubundadır. Genel yapıları R-COOH şeklindedir. R- grubundaki karbon sayısı arttıkça asitlik kuvveti azalır.

*Aynı karbon sayılı organik asitlerde karboksil grubu sayısı arttıkça asitlik kuvveti artar.

Konjuge Asit/Baz İyonlaşma Sabitleri: Konjuge asit ve konjuge baz iyonlaşma sabitinin çarpımı K_{su} sabitini verir.

$$K_a K_b = K_{su}$$

Asit ne kadar kuvvetli ise (daha büyük K_a) konjuge bazı o kadar zayıftır (daha küçük K_b) veya tam tersi de geçerlidir.

İyonlaşma Yüzdesi : K_a değerinin büyüklüğü bir asidin kuvveti hakkında bilgi verir. Asidin kuvveti arttıkça iyonlaşma yüzdesi de artar.

Zayıf bir asidin iyonlaşma derecesi, asidin başlangıç derişimine bağlıdır. Çözelti seyreltikçe iyonlaşma yüzdesi artar. Bir asit seyreltildiğinde birim hacim başına taneciklerin sayısı başlangıçtakine göre azalır.

Monoprotik Asit/Baz Çözeltilerinde pH Hesaplama

Kuvvetli Asit/Baz Çözeltilerinde pH Hesaplama: Kuvvetli monoprotik (tek değerli) asitlerde $[H^+] = C_a$, kuvvetli monoprotik bazlarda $[OH^-] = C_b$ eşitlikleri kullanılarak pH ve pOH hesaplamaları yapılır. C_a asidin derişimini, C_b bazın derişimini gösterir.

Zayıf Asit/Baz Çözeltilerinde pH Hesaplama:

	HA(suda)	$\rightleftharpoons$	$H^+(suda)$	+	$A^-(suda)$
Başlangıç (M) :	C_a		----		----
Değişim (M) :	-x		+x		+x
Denge (M) :	$C_a - x$		x		x

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x \cdot x}{C_a - x} \rightarrow \text{İhmal edilir.}$$

$$K_a C_a = x^2 \quad [H^+] = x \text{ olduğundan formülde } x \text{ yerine } [H^+] \text{ yazılır}$$

$$K_a C_a = [H^+]^2 \quad [H^+] = (K_a C_a)^{1/2} \text{ veya } [H^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

Benzer şekilde baz çözeltilerinde de

$$[OH^-] = (K_b C_b)^{1/2} \text{ veya } [OH^-] = \sqrt{K_b C_b} \text{ eşitliği yazılabilir.}$$

Tampon Çözeltiler: Tampon çözelti, zayıf asit ve zayıf asit tuzu ya da zayıf baz ve zayıf baz tuzunun çözeltisidir. Her iki bileşen de ortamda mevcut olmalıdır. Çözelti pH'sinin değişimine direnç gösteren tür çözeltilere **tampon çözelti** denir. Kimyasal ve biyolojik olaylarda tampon çözeltiler çok önemli bir yer tutar. Enzimlerin tam işleyebilmesi ve osmotik basıncın dengelenmesi için hayati öneme sahip olan pH değeri çoğu kez tamponlarla sağlanır.

Basit bir tampon çözelti, asetik asit (CH_3COOH) ve sodyum asetatın (CH_3COONa) uygun miktarlarının suda çözülmesiyle hazırlanır.

Tampon Çözeltilerin Özellikleri

- Tampon çözeltiler pH değişimini engeller.
- Zayıf asit ve zayıf asit tuzunun çözeltisi ya da zayıf baz ve zayıf baz tuzunun çözeltisi tampon çözeltidir.
- Bir zayıf asit ve onun tuzunun karışımı asidik tampondur ($pH < 7$).
- Bir zayıf baz ve onun tuzunun karışımı bazik tampondur ($pH > 7$).
- Tampon çözeltideki asit, eklenen bazı nötrleştirir.
- Tampon çözeltideki baz, eklenen asidi nötrleştirir.

Tuz Çözeltilerinde Asitlik/Bazlık

Nötr Tuzlar: Örneğin HCl, HNO₃ ve H₂SO₄ kuvvetli asitleriyle NaOH, KOH ve Ca(OH)₂ kuvvetli bazlarının oluşturacağı tuzlar nötr tuzlardır.

Asidik Tuzlar : Kuvvetli bir asit ile zayıf bir bazdan oluşan tuzlar suda çözündüğünde çözelti asidik olur. Bu tür tuzlar asidik tuzlardır. Örneğin HCl kuvvetli asidi ile NH₃ zayıf bazının tepkimesinden oluşan NH₄Cl asidik tuzdur. NH₄Cl suda çözündüğünde tamamen iyonlarına ayrışır. Oluşan çözelti asidik özellik gösterir.

Bazik Tuzlar: Kuvvetli bir baz ile zayıf bir asitten oluşan tuzlar suda çözündüğünde çözelti bazik olur. Bu tür tuzlar bazik tuzlardır. Örneğin HF zayıf asidi ile NaOH kuvvetli bazının tepkimesinden oluşan NaF bazik tuzdur. NaF suda çözündüğünde tamamen iyonlarına ayrışır. Oluşan çözelti bazik özellik gösterir.

Bazik Çözeltiler Oluşturan Tuzlar: Bir iyonun su ile tepkimeye girerek H₃O⁺ veya OH⁻ iyonu oluşturmaya **hidroliz** denir. Kuvvetli bir bazla zayıf bir asidin oluşturduğu tuzların sulu çözeltisi baziktir. Bazik tuzların anyonu su ile tepkime vererek OH⁻ iyonu oluşturur.

Asidik Çözeltiler Oluşturan Tuzlar: NH₃ zayıf baz ile HCl kuvvetli asit çözeltilerinin tepkimesinden oluşan NH₄Cl (amonyum klorür) tuzu asidik tuzdur. Hidroliz tepkimesi sonucunda H⁺ iyonları olduğu için NH₄Cl çözeltisi asidiktir.

Kuvvetli Asit/Baz Çözeltilerinde Titrasyon: Bir asitle bazın tuz ve su oluşturduğu tepkimeye **nötralleşme** denir.

Asit ve baz çözeltileri karıştırıldığında asitten gelen H⁺ iyonu ile bazdan gelen OH⁻ iyonu etkileşerek su oluşturur.

Nötralleşme tepkimesi : $H^+(suda) + OH^-(suda) \rightarrow H_2O(s)$ olarak gösterilir.

Bir çözeltinin nötr olması için H⁺ ve OH⁻ iyonlarının mol sayılarının eşit olması gerekir.

Nötr çözeltilerde pH = 7'dir.

Kuvvetli bir asit ile kuvvetli bir baz tam nötralleştiğinde asit ve bazın molaritesi, hacmi ve tesir değeri ile ilgili aşağıdaki bağıntı yazılabilir:

$$M_A V_A Td_A = M_B V_B Td_B$$

Asit ve baz çözeltileri karıştırıldığında tam nötralleşme gerçekleşmiyorsa asitten gelen H⁺ iyonları ile bazdan gelen OH⁻ iyonları nötralleştirilir. Kalan iyon üzerinden çözeltinin pH değeri hesaplanır.

Titrasyon: Derişimi bilinmeyen asit ya da baz çözeltisi derişiminin, derişimi bilinen asit ya da baz çözeltisi ile nötralleştirilmesinden yararlanılarak bulunmasına dayanan yöntem **titrasyon** denir. Titrant, asit çözeltisine başlangıçta hızlı, dönüm noktasına yaklaştıkça damla damla eklenir. **Dönüm noktası** hem asit hem de bazın tükendiği indikatörün renk değiştirdiği noktadır.

İndikatörler: Bir titrasyon pH metre ya da indikatörle izlenebilir. Çözeltilerde H⁺ iyonlarının derişimine bağlı olarak renk değiştiren organik boyar maddelere **indikatör** veya **ayıraç** adı verilir. İndikatörler zayıf baz ya da zayıf asit özelliği gösterir.

Sulu Ortamlarda Çözünme Çökelme Dengeleri

Çözünme-Çökelme Dengeleri: Çökelme tepkimeleri sanayide, ilaç sektöründe ve günlük yaşamda geniş bir öneme sahiptir. Dibiinde katısı bulunan doymuş çözeltilerde, çözünme hızı çökelme hızına eşit olduğundan birim zamanda kapta bulunan katıdan çözeltiye geçen iyonlar ile çöken iyonlar arasında bir denge kurulur. Bu dengeye **çözünürlük dengesi** denir. Heterojen dengelerde saf katılar ve sıvılar denge ifadesi eşitliklerine yazılmaz.

Çözünürlük dengesinin özellikleri

Sabit sıcaklıkta sulu çözeltilerde denge kurulduğunda

- Dibinde katısı olan çözelti doymuştur.
- Çözünme ve çökelme devam etmektedir.
- Çözünme hızı çökelme hızına eşittir.
- Dipteki katı kütlesi değişmez.
- Çözeltideki iyon derişimleri sabittir.

Çökelti Oluşumu: İki farklı iyonik tuzun sulu çözeltileri karıştırıldığında bir çökelme olursa bu olaya **çökme**, çöken maddeye **çökelek** denir. Çözünürlük çarpımının en yararlı uygulamalarından biri, iki veya daha fazla çözelti karıştırıldığı zaman bir çökmenin olup olmayacağını önceden haber vermesidir. Tepkimenin herhangi bir anında iyon derişimlerinin çarpımına **iyon çarpımı** denir. İyon çarpımı Q_{iyon} veya Q_i ile gösterilir.

Çökme olup olmadığı Q_{iyon} ve $K_{çç}$ değerlerinin karşılaştırılması ile belirlenir.

■ $K_{çç} = Q_{iyon}$ ise karışım az çözünen tuzun iyonları bakımından doymunluğa erişmiştir ve sistem dengededir. Bu nedenle bir çökelme meydana gelmez.

■ $K_{çç} > Q_{iyon}$ ise karışım az çözünen tuzun iyonları bakımından doymunluğa erişmemiştir ve bir çökelme meydana gelmez. $Q_{iyon} = K_{çç}$ oluncaya kadar az çözünen tuzdan bir miktar daha çözünebilir.

■ $K_{çç} < Q_{iyon}$ ise karışım az çözünen tuzun iyonları bakımından aşırı doymuştur ve sistem denge durumuna ulaşınca yani $Q_{iyon} = K_{çç}$ oluncaya kadar az çözünen tuz bir miktar çöker.

Çözünürlük Dengesine Etki Eden faktörler: Çözünürlük dengesini çözücü ve çözünen türü, sıcaklık, basınç, pH, ortak iyon ve yabancı iyon etkiler.

Sıcaklık: ■ *Endotermik çözünmelerde sıcaklık ile $K_{çç}$ değeri doğru orantılıdır.*

■ *Ekzotermik çözünmelerde sıcaklık ile $K_{çç}$ değeri ters orantılıdır.*

Ortak İyon Etkisi: Suda iyonlaşarak çözünen bir maddenin saf sudaki çözünürlüğü, kendisi ile ortak iyon içeren çözeltideki çözünürlüğünden büyüktür. Bu olaya **ortak iyon etkisi** denir. Ortak iyon $K_{çç}$ değerini değıştirmez. Ortak iyon derişimi arttıkça çözünürlük azalır. Ortak iyonun eklenmesi az çözünen iyonik bileşğin dengesini çözünmemiş bileşğe doğru kaydırır ve daha fazla çökelek oluşmasına neden olur. Böylece iyonik bileşğin çözünürlüğü azalır.