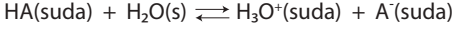


## SULU ÇÖZELTİLERDE DENGE

## ZAYIF ASİTLERİN AYRIŞMA DENGESİ

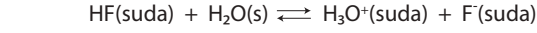
Zayıf asit ve bazlar suda kısmen iyonlaştığından denge tepkimesi oluşur. Oluşan denge denkleminin denge bağıntısı yazılır. HA zayıf asidinin denge denklemi aşağıdaki gibi yazılabilir:



$$K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]}$$

$K_a$ : Asidin iyonlaşma denge sabitidir ve *asitlik sabiti* denir. Asidin iyonlaşma yüzdesi ne kadar büyükse  $K_a$  iyonlaşma denge sabiti de o derece büyüktür.  $K_a$  arttıkça asidin kuvveti artar.

HF asidinin 25 °C'ta asitlik denge sabiti  $K_a = 6,4 \cdot 10^{-4}$  tür. Buna göre, 0,1 M HF asidinin iyonlaşma yüzdesi bulunabilir.



Başlangıç:	0,1	-	-
Değişim:	-x	+x	+x
Denge:	0,1 - x	+x	+x

*İhmal edilir.*

$$K_a = \frac{[H_3O^+].[F^-]}{[HF]} \quad 6,4 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,1} \quad x^2 = 64 \cdot 10^{-6} \quad x = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M iyonlaşır}$$

## İyonlaşma yüzdesi:

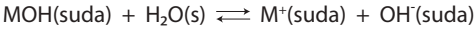
0,1 M HF 8.10<sup>-3</sup> M iyonlaşıyorsa  
100 M ?

$$\% \text{ iyonlaşma} = \frac{H^+ \text{ ya da } OH^- \text{ derişimi}}{\text{Asit ya da baz derişimi}} \cdot 100$$

$$? = \frac{100 \cdot 8 \cdot 10^{-3}}{0,1} = \%8$$

## ZAYIF BAZLARIN AYRIŞMA DENGESİ

MOH şeklinde gösterilen zayıf bir bazın denge denklemi ve denge bağıntısı aşağıdaki gibi yazılabilir:



$$K_b = \frac{[M^+].[OH^-]}{[MOH]}$$

Bazın iyonlaşma denge sabitine *bazlık sabiti* denir ve  $K_b$  ile gösterilir. Zayıf baz suda ne kadar çok çözünüyorsa bazlık sabiti o kadar büyük olur. Bazlık sabiti arttıkça bazın kuvveti de artar.

## KUVVETLİ VE ZAYIF ASİT-BAZLARIN pH DEĞERİ

Monoprotik (1 değerli) zayıf asit ve bazların iyonlaşma denge bağıntılarında yer alan  $H^+$  ve  $OH^-$  iyonları derişimleri bulunarak pH hesabı yapılır.

Derişimi  $C_a$  olan zayıf asitlerde pH değeri:
$$HF(\text{suda}) \rightleftharpoons H^+(\text{suda}) + F^-(\text{suda})$$

Başlangıç:	$C_a$	-	-
Değişim:	-x	+x	+x
Denge:	$C_a - x$	+x	+x

*İhmal edilir.*

$$K_a = \frac{x^2}{C_a} \quad x = [H^+] \text{ olduğundan} \quad [H^+]^2 = K_a \cdot C_a \quad [H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a} \text{ olur.}$$

## Aynı işlemler zayıf baz için de yapılırsa:

$$K_b = \frac{x^2}{C_b} \quad [OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b} \text{ eşitlikleri elde edilir.}$$

$K_{su} = 1 \cdot 10^{-14} = [H^+] \cdot [OH^-]$  denkleminde  $OH^-$  derişimi yerine yazılır ve  $H^+$  derişimi bulunur. Buradan pH değerine geçiş yapılır. Ya da  $OH^-$  derişiminin  $-\log$  değeri alınarak pOH bulunur.  $pH + pOH = 14$  eşitliğinde yerine yazılarak pH değeri hesaplanır.

 $K_a - K_b$  İlişkisi

Konjuge asit-baz çiftlerinde, 25°C sıcaklıkta asidin  $K_a$  değeri ile bazın  $K_b$  değeri çarpımı  $K_{su}$ 'ya eşittir.

$$K_{su} = K_a \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}$$

Zayıf bir asit ya da baz ne kadar zayıf ise eşleştiği o kadar kuvvetlidir.

## TAMPON ÇÖZELTİLER

Az miktarda asit ya da baz eklendiğinde ortamın pH değerinin değişmesine direnç gösteren çözeltilere **tampon çözeltiler** denir. Tampon çözeltiler ortamın pH değerini belirli aralıklarda tutarlar. Zayıf eşlenik asit-baz çiftleri tampon çözeltilerden oluşur. Tampon çözeltiler asidik veya bazik olabilir. Zayıf asit ve tuzundan oluşan tampon çözeltilere **asidik**, zayıf baz ve tuzundan oluşan tampon çözeltilere **bazik tampon çözelti** denir.

## Asidik tampon çözelti örnekleri:

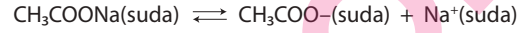
- $CH_3COOH$  ve  $CH_3COONa$
- HF ve KF
- $H_2CO_3$  ve  $NaHCO_3$

## Bazik tampon çözelti örnekleri:

- $NH_3$  ve  $NH_4Br$
- $NH_3$  ve  $NH_4NO_3$
- $CH_3NH_2$  ve  $CH_3NH_3Cl$

## Tampon Çözeltide Asit-Baz Dengesi

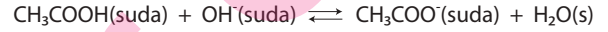
$CH_3COOH - CH_3COONa$  asidik tampon çözeltisinde iyon dengesi:



Tampon çözeltisine asit ilavesinde eşlenik baz olan asetat iyonu ile asitten gelen  $H^+$  iyonları tepkimeye girer.



Çözeltiye baz eklenirse  $OH^-$  iyonları asetik asit tarafından nötrleştirilir.



- Göllerdeki asit-baz dengesinin korunmasında tampon çözeltiler görev alır.
- $CH_3COO^-/CH_3COOH$  tampon çözeltisi konservelelerde asitlik düzenleyici olarak rol alır.
- Kimyasal ve biyolojik birçok olayda tampon çözeltiler önemli yer tutar.
- Tampon çözeltiler kanın pH'ını yaklaşık 7,4 ve mide öz suyunun pH'ını yaklaşık 1,5 civarında sabit tutar. En önemlisi  $HCO_3^-/H_2CO_3$  tampon sistemidir.

## TUZLARIN ASİT-BAZ ÖZELLİĞİ

Asit ve bazların tepkimesinden oluşan iyonik bileşiklere **tuz** denir. Tuzlar asidik, bazik ya da nötr olabilir.

Tuzdan gelen iyonlar su ile tepkimeye girerek zayıf asit veya baz oluşturur. Bu tepkimelere **hidroliz** denir.

## NÖTR TUZ

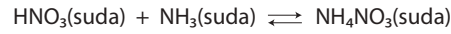
Kuvvetli asit ve kuvvetli bazdan oluşur. Suda çözüldüğünde nötral çözelti oluşturur. Nötr tuz büyük ölçüde **hidroliz olmaz**.

$NaCl, KBr, Li_2SO_4, KNO_3, NaCl, \dots$  gibi tuzlar nötr tuzdur.

## ASİDİK TUZ

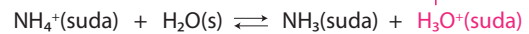
Kuvvetli bir asit ile zayıf bir bazın tepkimesi sonucu oluşur. Zayıf bazdan gelen kation su ile hidroliz olarak zayıf baz oluşturur.

$NH_4Cl, NH_4NO_3, NaHSO_4, AlCl_3, \dots$  gibi tuzlar asidik tuzlara örnektir.



*Kuvvetli asit      Zayıf baz      Asidik tuz*

$NH_4^+$  iyonu hidroliz olur:

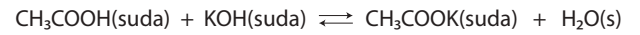


*Ortamı asidik yapar.*

## BAZİK TUZ

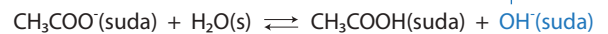
Kuvvetli bir baz ile zayıf bir asidin tepkimesi sonucu oluşur. Zayıf asitten gelen anyon su ile hidroliz olarak zayıf asit oluşturur.

$KF, NaClO, CH_3COONa, \dots$  gibi tuzlar bazik tuzlara örnektir.



*Zayıf asit      Kuvvetli baz      Bazik tuz*

Zayıf asitten gelen  $CH_3COO^-$  iyonu hidroliz olur:



*Ortamı bazik yapar.*

Kationun  $K_a$  değeri ile anyonun  $K_b$  değeri karşılaştırıldığında çözeltinin asit, baz ya da nötr karakteri yorumlanabilir.

$K_a(\text{kation}) > K_b(\text{anyon})$  ise tuz çözeltisi **asidik**,

$K_a(\text{kation}) = K_b(\text{anyon})$  tuz çözeltisi **nötr**,

$K_a(\text{kation}) < K_b(\text{anyon})$  ise tuz çözeltisi **baziktir**.