

ÜNİTE 11

Asitler ve Bazlar

Amaçlar

Bu üniteyi çalıştıktan sonra,

- Asit ve baz kavramlarını bilecek,
- Zayıf asit, zayıf baz, kuvvetli asit, kuvvetli baz kavramlarını tanıyacak,
- Titrasyon ve pH kavramlarını öğreneceksiniz.

İçindekiler

- Asit ve Baz Nedir?
- Asit ve Bazların Tanımlanması
- Asit ve Bazların Kuvveti
- Nötralizasyon Reaksiyonu
- Asitlerin ve Bazların Derişimlerinin Ölçülmesi
- Titrasyon
- Tampon Çözeltiler
- Özet
- Değerlendirme Soruları

Öneriler

- Bu üniteyi kavrayabilmek için logaritma konusunda bilginiz olması gerekir.
- Üniteyi çalışırken tüm formül ve reaksiyonları en az bir kere de siz yazınız.
- Periyodik cetveli her zaman yanınızda bulundurun.

1. ASİT VE BAZ NEDİR?

Asit ve bazlar canlı organizmalarda önemli işlevleri olan maddelerdir. **Asitlerin** ve **bazların çoğu** oldukça tehlikeli ve **tahrip edici** maddelerdir; bunlar proteini çözümlenerek **dokuyu tahrip ederler**. Örneğin, **derişik sülfürik asit** kuvvetli bir asittir, suyu tutma özelliğine sahiptir. Eğer sülfürik asit canlı bir dokunun üzerine dökülürse çok kısa süre içinde o **doku tahrip olur**. **Derişik bazlar** da hücre duvarlarının (zar) yapımında rol alan yağlar ile reaksiyona girerek bu **zarları asitlerden daha çok tahrip ederler**. Örneğin, çamaşır yıkamada kullanılan bazı tür sabunlar ve deterjanlar baz içerirler. Yün ve ipek içeren elbiseler bu tür sabun ve deterjan ile yıkandıkları zaman, temizlik maddesinin içindeki bazlar yün ve ipek liflerinin kılınmasına ve kısmen de olsa çözümlenmesine sebep olacaktır.

Asitler suda çözüldükleri zaman **elektriği ileten çözeltiler** elde ederiz. Asitler çinko, magnezyum gibi elementler ile reaksiyona girerek reaksiyon sonunda **hidrojen gazı** çıkmasına neden olurlar. Asitlerin tadı **ekşidir** ve mavi turnusol kağıdını **kırmızıya** çevirirler. **Bazlar** da suda çözüldükleri zaman **elektriği ileten çözeltiler** oluştururlar. Bazların tadları **acıdır** ve ellendikleri zaman **kayganlık** hissi verir. **Bazlar** kırmızı turnusol kağıdını **maviye** çevirirler. Bazlar asitler ile reaksiyona girerek birbirlerinin özelliklerini **nötralize** ederler.

Örneğin, mide hastalıkları ile ilgili ilaçlar bir baz olan bikarbonat (HCO_3^-) içerirler. Bu baz midede bulunan hidroklorik asiti nötralize ederek kişiye rahatlatma hissi verir.

Çizelge 11.1. Günlük Hayatımızdaki Bazı Bazlar ve Asitler.

<u>Asitler</u>	<u>Formülü</u>	<u>Yer</u>
Hidroklorik asit	HCl	Mide özsuju
Sitrik asit	$\text{C}_6 \text{H}_8 \text{O}_7$	Limon suju
Fosforik asit	$\text{H}_3 \text{PO}_4$	Coca-Cola gibi içkiler
Asetik asit	$\text{CH}_3 \text{COOH}$	Sirke
Karbonik asit	$\text{H}_2 \text{CO}_3$	Gazoz
Tartarik asit	$\text{C}_4 \text{H}_6 \text{O}_6$	Şarap

<u>Bazlar</u>	<u>Formülü</u>	<u>Kullanım Yeri</u>
Amonyak	NH_3	Gübre yapımı
Sodyum hidroksit	NaOH	Sabun yapımı
Sodyum bikorbonat	NaHCO_3	Cam yapımı, gübre yapımı

2. ASİT VE BAZLARIN TANIMLANMALARI

Günümüze kadar asitliğin ve bazlığın tanımı çok değişik şekillerde yapılmıştır. İlk modern tanım İsveç'li bilim adamı Svante **ARHENIUS** tarafından 1884 yılında aşağıdaki şekilde yapılmıştır.



Sudaki çözeltilerine H^+ iyonu veren maddelere "**asit**" denir.



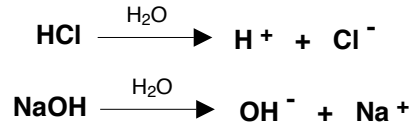
Aynı şekilde,



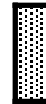
Sudaki çözeltilerine OH^- iyonu veren maddelere "**baz**" denir.



Örneğin, **hidroklorik asit (HCl)** ve **sodyum hidroksit (NaOH)** için aşağıdaki eşitlikler yazılabilir.



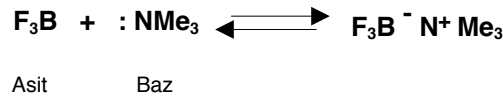
İkinci bir tanımlama ise Danimarka'lı kimyacı **J.N. BRØNSTED** ve İngiliz kimyacı T.M. **LOWRY** tarafından 1923 yılında yapılmıştır. Buna göre,



Bir proton verebilen maddelere "**asit**",
bir proton alabilen maddelere "**baz**" denir.

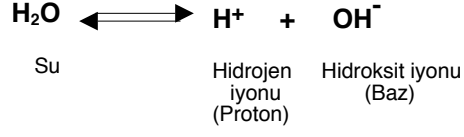


Bu tanımlamayla daha önceleri asit veya baz olarak düşünülmeyen birçok madde asit ve baz grubuna alınmıştır. Örneğin, **bor triflorür** bir asit gibi davranarak **trimetilamin'deki** azot üzerindeki bir çift elektronu kabul ederek bir kompleks oluşturur.

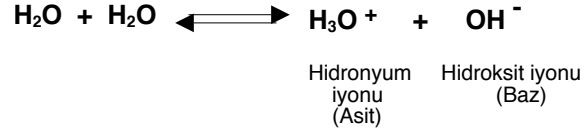


3. ASİT VE BAZLARIN KUVVETİ

Suyun iyonlaşmasına ilişkin eşitliği, anlaşılması daha kolay olsun diye aşağıdaki şekilde yazalım:



Sulu çözeltilerden bahsettiğimiz zaman "**proton**" veya "**hidrojen iyonu**" terimini kullanırız. Fakat, gerçekte hidrojen iyonları su içinde hiçbir zaman tek başlarına bulunamaz. Bunlar her zaman **hidronyum iyonu** (H_3O^+) denilen bir yapı içinde bulunurlar.



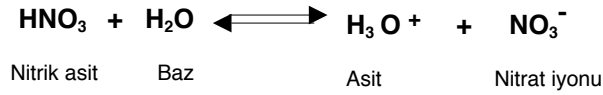
Hidronyum iyonları bir molekül suya ait hidrojen iyonunun (H^+) bir diğer su molekülüne **aktarılması** ile oluşan yapılardır.

Asitleri proton veren maddeler olarak tanımlamıştık. Ancak farklı asitlerin proton verme yetkinlikleri farklıdır. İşte bu farklılık **kuvvetli asit**, **kuvvetli baz**, **zayıf asit** ve **zayıf baz** kavramlarının ortaya çıkmasına neden olur.

Değişimleri aynı olan farklı asitlerin güçleri **aynı değildir**. Çözeltilerde tamamen iyonlaşarak tüm protonlarını veren asitlere "**kuvvetli asit**" denir.

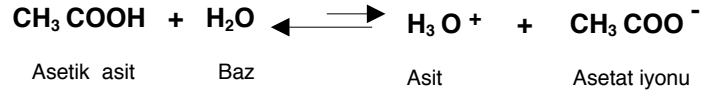
Çözeltilerde kısmen iyonlaşarak protonlarının bir kısmını veren asitlere de "**zayıf asitler**" denir.

Kuvvetli bir asit çözeltilisini suya ilave ettiğimiz zaman **hidronyum iyonlarının** derişiminde büyük bir **artış** olur. Örneğin, **nitrik asit** (HNO_3) **kuvvetli bir asittir**. 0,1 Molar HNO_3 içinde nitrik asit moleküllerinin % 92 'si iyonlaşarak **hidronyum** ve **nitrat** iyonu oluştururlar.



Hidroklorik asit (HCl), hidrobromik asit (HBr), hidroiyodik asit ve sülfürik asit (H₂SO₄) diğer kuvvetli asitlere örnektir.

Bir **zayıf asitin** suya ilavesi hidronyum iyonlarının derişimini **çok az** artırır. Örneğin, **zayıf bir asit olan asetik asitin 0.1 molar** çözeltisinde asetik asit moleküllerinin ancak % 1,3'ü iyonlarına ayrışarak **hidronyum** ve **asetat** iyonlarını oluşturur.



Nitroz asit (HNO₂), karbonik asit (H₂CO₃), borik asit (H₃BO₃) zayıf asitlere örnektir.

Çizelge 11.2. Bazı Konjuge Asit-Baz Çiftlerinin Bağıl Kuvvetleri.

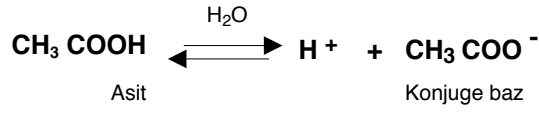
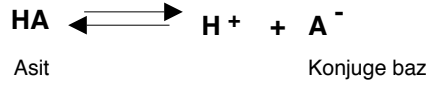
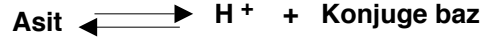
Konjuge asit		Konjuge baz	
Adı	Formül	Adı	Formül
Florosülfonik asit	FSO ₃ H	Florosulfonat	FSO ₃ ⁻
Sülfürik asit	H ₂ SO ₄	Hidrojen Sülfat iyonu	HSO ₄ ⁻
Hidroklorik asit	HCl	Klorür iyonu	Cl ⁻
Nitrik asit	HNO ₃	Nitrat iyonu	NO ₃ ⁻
Hidronyum iyonu	H ₃ O ⁺	Su	H ₂ O
Sulfuroz asit	H ₂ SO ₃	Hidrojen sülfite iyonu	HSO ₃ ⁻
Hidrojen sülfat iyonu	HSO ₄ ⁻	Sülfat iyonu	SO ₄ ⁻²
Fosforik asit	H ₃ PO ₄	Dihidrojen fosfat iyonu	H ₂ PO ₄ ⁻
Nitroz asit	HNO ₂	Nitrit iyonu	NO ₂ ⁻
Asetik asit	CH ₃ COOH	Asetat iyonu	CH ₃ COO ⁻
Karbonik asit	H ₂ CO ₃	Bikarbonat iyonu	HCO ₃ ⁻
Hidrojen sülfite iyonu	HSO ₃ ⁻	Sülfite iyonu	SO ₃ ⁻²
Dihidrojen fosfat iyonu	H ₂ PO ₄ ⁻	Hidrojen fosfat iyonu	HPO ₄ ⁻²
Amonyum iyonu	NH ₄ ⁺	Amonyak	NH ₃
Hidrojen karbonat	HCO ₃ ⁻	Karbonat iyonu	CO ₃ ⁻²
Hidrojen fosfat iyonu	HPO ₄ ⁻²	Fosfat iyonu	PO ₄ ⁻³
Su	H ₂ O	Hidroksit	OH ⁻
Amonyak	NH ₃	Amid iyonu	NH ₂ ⁻



Konjuge asit ve konjuge baz nedir?

Bir baz bir **asitin protonunu kaybetmesiyle** oluşuyor ise bu baza "**konjuge baz**" denir.

Örneğin tüm protik asitleri **HA** ile simgelersek

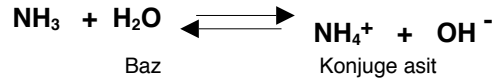
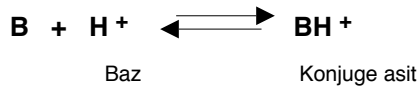
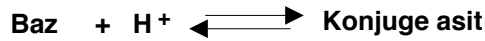


Asetat iyonu (CH_3COO^-) **asetik asitin** (CH_3COOH) konjuge bazıdır.

Aynı şekilde,

Bir asit bir **bazın bir proton kazanmasıyla** oluşuyor ise bu asite "**konjuge asit**" denir.

Örneğin,



Bir **baz** olan **amonyak** (NH_3) bir proton kazanarak amonyum iyonu (NH_4^+) oluşturur. Amonyum iyonu fazladan gelen protonu (H^+) daha sonra vererek bir asit gibi davranır. Kısaca, NH_4^+ iyonu NH_3 'ün konjuge asitidir.

Kısaca, bir asit ile bir baz arasındaki fark bir **protondan (H⁺)** dolayı oluşuyor ise bunlara "**konjuge asit-baz çifti**" denir.

Bir **asit** ne denli **zayıf**sa, **konjuge baz** o denli **kuvvetli** olur. Aksine bir **baz** ne denli **kuvvetli** ise, **konjuge asiti** o denli **zayıf** olur.

Benzer şekilde, **kuvvetli bir baz proton kapmaya çok eğilimlidir**. Zayıf bir baz ise protonları çok az bir yüzdesi ile kabul eder. Örneğin, **hidroksit iyonu (OH⁻) kuvvetli bir bazdır** ve protonlar ile derhal reaksiyona girer. Halbuki **amonyak (NH₃) zayıf bir bazdır** ve **hidroksit iyonuna kıyasla protonlara karşı ilgisi daha azdır**.

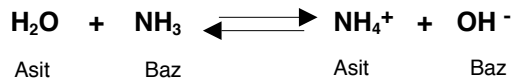
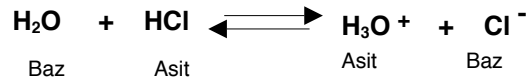
Çizelge 11.2 'i incelerken dikkat edeceğimiz en önemli konu, asitlerin formüllerindeki **hidrojen sayısı** ile bu asitlerin **asitlik kuvvetleri** arasında bir **ilişkinin olmayışdır**.

Örneğin, **hidroklorik asit (HCl) fosforik asite (H₃PO₄)** kıyasla çok **kuvvetli** bir asittir.

Çizelge 11.2 'den de anlaşılacağı üzere tüm maddelerin bir asitlik ve bazlık kuvveti vardır. Tüm maddeleri bir skala içine sokabiliriz.

Maddelerin asit veya baz olarak hareket etmeleri ve dolayısıyla asit veya baz olarak adlandırılmaları, birbirine göre **göreceli olan asitlik veya bazlık kuvvetleri ile ilişkilidir**.

Örneğin, **su** bileşiğini ele alalım, su, asitliği kendinden fazla bir madde olan **hidroklorik asit (HCl)** ile karşı karşıya geldiği zaman bir **baz** gibi davranır. Buna karşılık aynı **su** bileşiği asitliği kendinden daha düşük olan **amonyak (NH₃)** ile karşı karşıya geldiği zaman bir **asit** gibi davranır.

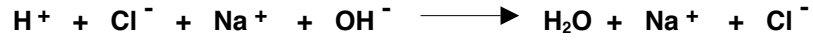


4. NÖTRALİZASYON REAKSİYONU

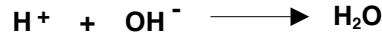
Asitler bazlar ile reaksiyonu girdiği zaman suyun ve bu su içinde çözülmüş iyonik bir bileşik meydana getirirler. Bu iyonik bileşiğe genellikle "**tuz**" adını veririz. Örneğin,



Eğer eş miktarda **hidronyum** iyonları ve **hidroksit** iyonları reaksiyona girerse, meydana gelecek çözelti ne asidik ne de bazik özellikler gösterecektir. Bu tür özelliğe "**nötrallik**" denir. Bundan dolayı **nötralizasyon reaksiyonları** asidik veya bazik çözeltilerin **nötral** bir çözeltiliye dönüştüğü reaksiyonlardır. Örneğin, hidroklorik asit ve sodyum hidroksit arasındaki reaksiyon gerçekte bunların sudaki iyonları arasında oluşur. Tüm reaksiyon eşitliği aşağıdaki şekilde yazılabiliriz.



Net iyonik eşitlik ise şöyle olur.



5. ASİTLERİN VE BAZLARIN DERİŞİMİNİN ÖLÇÜLMESİ

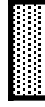
5.1. pH Skalası

Canlı organizmalar içindeki veya bir bilimsel araştırmada **hidrojen** iyonu (H^+) derişimindeki çok ufak değişikler çok önemli sonuçlar ortaya çıkarabilir. Bundan dolayı, bilim adamları sürekli olarak hidrojen iyonu derişimi ile ilgilenmişler ve bunu ölçme teknikleri geliştirmişlerdir. İsveç'li kimyacı Sorensen 1909 yılında hidrojen iyonu derişimini ölçmek için "**pH skalası**" denen bir yöntem geliştirilmiştir. Buna göre, hidrojen iyonu derişimi matematiksel olarak şöyle ifade edilmiştir.

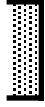
$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-\text{pH}} \text{ mol / lt}$$

veya

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



Bir çözeltinin **pH** 'si bu çözeltinin hidrojen iyonu **[H⁺]** derişiminin **eksi (-) logaritmasına** eşittir.



pH Skalasını logaritmik olarak ifade etmemizin sebebi, çok küçük rakamlar ile ifade edilen **[H⁺]** iyonu derişimini tam sayılarla ifade etmek içindir. Örneğin, hidrojen iyon derişimi **1 x 10⁻⁵ mol/lit** olan bir çözeltinin **pH** değeri 5' dir.

Oda sıcaklığında saf suyun **hidrojen** iyonu **[H⁺]** derişimi **1 x 10⁻⁷ mol / lit** dir. Bundan dolayı saf suyun **pH** değeri 7 dir. Saf suda **[H⁺] = [OH⁻] = 10⁻⁷ mol / lit** dir.

Bir çözeltinin **pH değeri 0-7 arasında** ise çözelti **asidik**

Bir çözeltinin **pH değeri 7-14 arasında** ise çözelti **bazik**

Bir çözeltinin **pH değeri 7** ise çözelti **nötürdür**.

pH 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13



Şekil 11.1 pH Skalası.

Çizelge 11.3. Hidrojen ve Hidroksit İyonlarının pH Skalası ve Bunlara Karşılık Gelen Derişimler.

	H ⁺ (mol / lt)	pH	[OH ⁻] (mol / lt)
	10 ⁰ = 1	0	10 ⁻¹⁴
	10 ⁻¹ = 0.1	1	10 ⁻¹³
	10 ⁻² = 0.01	2	10 ⁻¹²
Asidik	10 ⁻³ = 0.001	3	10 ⁻¹¹
	10 ⁻⁴ = 0.0001	4	10 ⁻¹⁰
	10 ⁻⁵ = 0.00001	5	10 ⁻⁹
	10 ⁻⁶ = 0.000001	6	10 ⁻⁸
Nötral	10 ⁻⁷ = 0.0000001	7	10 ⁻⁷
	10 ⁻⁸ = 0.00000001	8	10 ⁻⁶
	10 ⁻⁹ = 0.000000001	9	10 ⁻⁵
	10 ⁻¹⁰ = 0.0000000001	10	10 ⁻⁴
Bazik	10 ⁻¹¹ = 0.00000000001	11	10 ⁻³
	10 ⁻¹² = 0.000000000001	12	10 ⁻²
	10 ⁻¹³ = 0.0000000000001	13	10 ⁻¹
	10 ⁻¹⁴ = 0.00000000000001	14	10 ⁰ = 1

Çizelge 11.4. Günlük Hayatımızdaki Bazı Maddelerin pH Değerleri.

<u>Çözelti</u>	<u>pH</u>
Hidroklorik asit (0,1 M)	1
Mide suyu	1.0 - 3.0
Sitrik asit (limon suyu)	2.2
Asetik asit (Sirke)	2.9
Karbonik asit (Gazoz)	3.8
Domates suyu	4.2
Kahve	5.0
İdrar	6.0
Yağmur suyu	6.2
Süt	6.5
Saf su	7.0
Tükürük	7.2
Kan	7.4
Magnezyum hidroksit (Ülser ilacı)	10.5

5.2. pH Değerinin Ölçülmesi

Bir çözeltinin pH değeri biyolojik moleküllerin aktivitesini etkilediğinden dolayı laboratuarlarda pH değerinin ölçümü büyük önem kazanır. Örneğin, bakteriler ancak dar bir pH aralığında çok iyi büyürler. Bundan dolayı, kültürün pH 'sı çok dikkatli şekilde ayarlanmalıdır. Biyolojik katalizör olan **enzimler**, en iyi şekilde **pH 1 - pH 4** aralığında çalışırlar. Midede bulunan pepsin enzimi için bu değer 8-9 dur.

Laboratuarlarda bir çözeltinin pH değeri **pH metre** denilen aygıtlar veya **kolorimetrik indikatörler** ile yapılır. Kolorimetrik yöntemde, **asit-baz indikatörleri** denilen **belli hidrojen iyon derişimleriyle renkleri değişen** kimyasal boyalar kullanılır (Çizelge 11.5) Örneğin, nitrazin boyası içeren kağıt **pH 4,5** de **sarı**, **pH 7,5** de **mavidir**. Bu tür özel kağıtlar hastanelerde idrarın pH'sını ölçmede çok kullanılır. Asidik idrar, kağıdı sarıya çevirerek ortada ciddi bir rahatsızlığın olduğunu gösterir.

Çizelge 11.5 Farklı pH Değerlerinde Bazı Asit-Baz İndikatörlerin Renkleri.

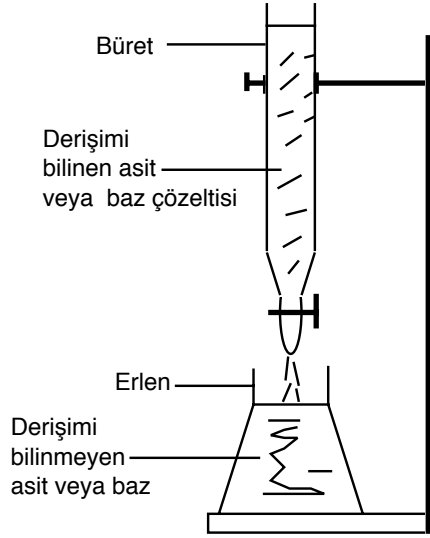
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Metil oranj		Kırmızı			Geçiş		Sarı								
Metil kırmızı			Kırmızı		Geçiş	Sarı									
Turnusol kağıdı			Kırmızı			Geçiş	Mavi								
Fenol ftalein						Renksiz			Geçiş				Kırmızı		

Çizelge 11.5'de görüldüğü gibi **metil oranj** indikatörü pH'nin **dörtten yüksek** olduğu çözeltilerde **sarı**, **düşük** olduğu çözeltilerde ise kırmızıdır. Benzer şekilde **fenol ftalein** indikatörü pH 'nin **8 'den düşük** olduğu çözeltilerde **renksiz**, pH 'nin **10 'dan yüksek** olduğu çözeltilerde **kırmızıdır**.

6. TİTRASYON

Asit ve bazların bir çözeltideki derişimlerini ölçmek için "**titrasyon**" denen işlemde yararlanılır. Titrasyonda **nötralizasyon reaksiyonunu** kullanırız.

Titrasyon işleminde, **derişimi bilinen asit** veya **baz** çözeltisi "**büret**" denen bir cam düzenekten **derişimi bilinmeyen asit** veya **baz** çözeltisine **nötralizasyon** tamamlanana kadar yavaş yavaş ilave edilir. Nötralizasyon işleminin bitişi ise, bir **pH metre** veya bir **asit-baz** indikatörü ile gözlenebilir.

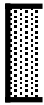


Şekil 11.2 Titrasyon Düzeneği.

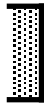
Titrasyon kandaki alkaliliği veya midedeki asitliği veya idrardaki asitliği ölçmek için kullanılır.

7. TAMPON ÇÖZELTİLER

Bir asit çözeltisine yeterli miktarda baz ilave edildiğinde veya benzer şekilde bir baz çözeltisine yeterli miktarda asit ilave edildiğinde oluşan çözeltilerin **nötür** özellikte (**pH = 7**) olduklarını belirttik. Ancak **tampon** çözeltiler olarak bilinen bazı çözeltilerde durum farklıdır. **Tampon** çözeltiler hem **asit** hem de **baz** ilavelerine karşı oldukça farklı davranırlar ve bu tür çözeltilerde **pH değişimi yüksek olmaz**.



Asit veya baz ilave edildiği zaman **çok az pH değişikliği** gösteren çözeltilere "**tampon**" çözeltiler denir.

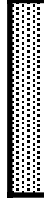


İnsan vücudundaki kan plazmasının **pH** değeri normal olarak **7,4** civarındadır. Bu pH değeri **7,0** den aşığıya veya **7,8** den yukarı çıkarsa insan sağlığı için tehlikeli sonuçlar ortaya çıkabilir. Bunun gibi laboratuarlarda yapılan çoğu deneylerde kullanılan çözeltilerin kendilerine asit veya baz ilave edildiği zaman pH değerlerinin fazla değişmemesi istenir.

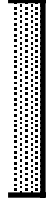


Bu iş nasıl başarılır?

Tampon çözeltiler ile bu işlerin üstesinden gelinir.

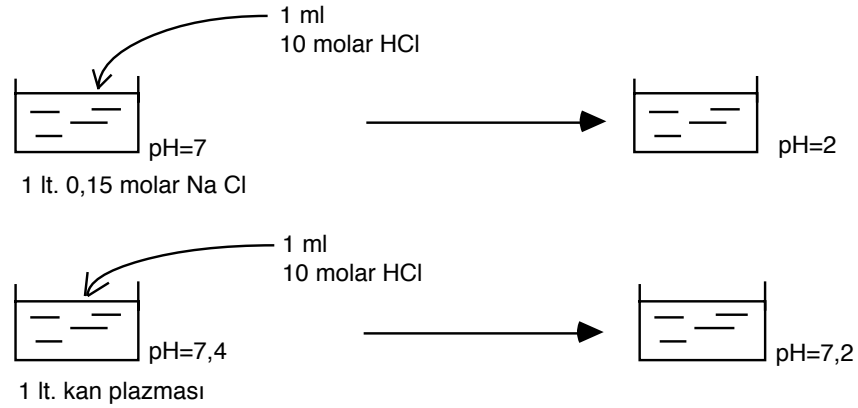


Tampon çözeltiler **zayıf bir asit** ile bu asitin yeterli miktardaki **tuzundan** oluşmuşlardır. Örneğin, zayıf bir asit olan **asetik asit** ($\text{CH}_3 \text{COOH}$) ile bu asitin sodyum tuzu olan **sodyum asetat** ($\text{CH}_3 \text{COONa}$) belli oranlarda karıştırıldığında **tampon çözelti** oluştururlar.



Diğer yaygın tampon çözeltiler de şunlardır, $\text{H}_2 \text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$, $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$.

Şayet pH 7 de bir litre 0,15 molar NaCl çözeltisine 1 ml 10 molar hidroklorik asit (HCl) ilave edersek, çözeltinin pH değeri 2 ye düşer. Buna karşılık, bir litre kan plazmasına 1 mol 10 molar HCl ilave edildiği zaman 7.4 olan kan plazmasının pH değeri sadece 7.2'ye düşer (Şekil 10.3).

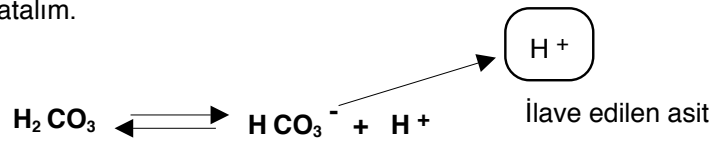


Şekil 11.3. Tampon Etkisi.



Kan plazmasındaki pH değeri değişikliğinin bu kadar az olmasının sebebi nedir?

Kan plazmasında temel tampon sistem **karbonik asit - bikarbonat** sistemidir. Aşağıdaki eşitliğe şöyle bir göz atalım.

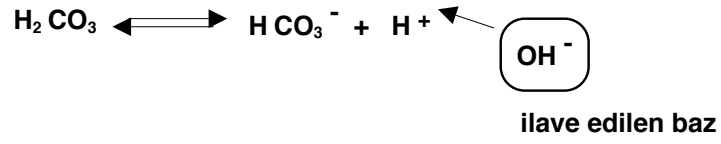


Sisteme **kuvvetli bir asit** ilavesi H^+ derişimini arttırarak, reaksiyonun **sağdan sola** doğru yürümesine sebep olacaktır. Yani daha **fazla karbonik asit** (H_2CO_3) oluşacaktır. Karbonik asit kararsız bir madde olduğu için parçalanarak **karbon dioksit** (CO_2) ve **su** (H_2O) oluşturacaktır.



Oluşan karbon dioksit vücuttan solunum yoluyla atılır. Bu tampon sistemi tüm karbonat karbon dioksit ve su olarak vücuttan atılınca kadar devam eder.

Bikarbonat sistemi aynı şekilde sisteme **kuvvetli bir baz** ilave edildiği zaman sistemin pH 'sının aynı kalmasına yardımcı olur.



İlave edilen **baz** ortamdaki **hidrojen** iyonu ile reaksiyona girerek **su** oluşturur. Azalan hidrojen iyonu derişimi reaksiyonu **soldan sağa** doğru gitmesine neden olur.

Özet

Asitler suda çözündükleri zaman **elektriği ileten çözeltiler** oluşturan bileşiklerdir. Asitler **metaller** ile reaksiyona girerek **hidrojen** açığa çıkmasına neden olurlar. Tatları **ekşi** olup mavi turnusol kağıdını **kırmızıya** çevirirler. **Bazlar** da suda çözündükleri zaman **elektriği iletirler** ve tatları **acıdır**. Bazlar kırmızı turnusol kağıdını **maviye** çevirirler. Brønsted-Lowry tanımlamasına göre **asit bir proton (H^+) verebilen, baz ise bir proton kabul edebilen** maddedir. **Kuvvetli asit** suda çözüdüğü zaman tamamına yakın şekilde **iyonize olur**. Zayıf bir asit ise **kısmen iyonlaşan** asittir. **Kuvvetli bir bazın protonlara karşı eğilimi** zayıf bir baza nazaran daha **çoktur**.

Asitler bazları **nötrleştirirler**. Eğer baz ve asitler eşdeğer miktarda kullanılıyor ise oluşan reaksiyona "**nötralizasyon reaksiyonu**" denir. Asit ve bazların bilinmeyen derişimlerini ölçmek için "**titrasyon**" denilen bir işlem kullanılır.

Değerlendirme Soruları

1. Aşağıdaki ifadelerden hangisi **yanlıştır**?

- A) Asitlerin çözünmesiyle oluşan çözeltiler elektriği iletir.
- B) Bazların suda çözünmesiyle oluşan çözeltiler elektriği iletir.
- C) Bazların tadları genellikle acıdır.
- D) Asitlerin tadları genellikle ekşidir.
- E) Bazlar mavi turnusol kağıdını kırmızıya çevirir.

2. Aşağıdaki ifadelerden hangisi **yanlıştır**?

- A) Sudaki çözeltilerine H^+ katyonu veren maddelere asit denir.
- B) Bir proton verebilen maddelere asit denir.
- C) Bir proton alabilen maddelere baz denir.
- D) Bazlar sudaki çözeltilerde OH^- iyonunu artırır.
- E) Sudaki çözeltilerine H^+ katyonu veren maddelere baz denir.

3. Aşağıdaki ifadelerden hangisi **yanlıştır**?

- A) Derişimleri aynı olan farklı asitlerin güçleri aynı değildir.
- B) Derişimleri aynı olan farklı bazların güçleri aynı değildir.
- C) Asitlerin güçleri moleküldeki H sayısı ile ters orantılıdır.
- D) Tamamen iyonlaşarak tüm protonlarını veren asitlere kuvvetli asit denir.
- E) Kısmen iyonlaşarak protonlarının bir kısmını veren asitlere zayıf asitler denir.

4. Aşağıdaki ifadede boş kalan yeri verilerden hangisi **doğru şekilde tamamlar**?

Kuvvetli bir asit çözeltilisini suya ilave ettiğimizde hidronyum iyonlarının derişiminde
.....

- A) artış olur
- B) azalma olur
- C) değişme olmaz

5. Nitrik asitin (HNO₃) konjuge bazı aşağıdakilerden hangisidir?

- A) NO₂⁻ B) NO₂⁺ C) NO₃⁻ D) NO₃⁺ E) NH₃

6. Aşağıdaki reaksiyonda boş kalan yeri doldurunuz.



- A) NH₂⁻ B) NH₂⁺ C) NH₃ D) NH₄⁻ E) NH₄⁺

7. 1 litrede 10⁻⁵ mol H⁺ iyonu içeren çözeltinin pH değeri nedir?

- A) -5 B) 5 C) 9 D) -9 E) 1

8. pH Değeri 3 olan bir çözeltinin hidrojen iyonu [H⁺] derişimi nedir?

- A) [H⁺] = 1 x 10⁻³ mol /lt
B) [H⁺] = 3 x 10⁻¹ mol /lt
C) [H⁺] = 3 x 10¹ mol /lt
D) [H⁺] = 1 x 10³ mol /lt
E) [H⁺] = 3 x 10⁻³ mol /lt