



ÜNİTE IV

ASİTLER VE BAZLAR

4. 1. ASİT VE BAZ KAVRAMI
4. 2. METAL VE AMETAL OKSİTLERİNİN BAZLIK VE ASİTLİKLERİ
4. 3. ASİT VE BAZLARIN GENEL ÖZELLİKLERİ
4. 4. ASİT VE BAZLARIN DEĞERLİĞİ
- 4.5. SUYUN İYONLAŞMASI, pH ve pOH
- 4.6. ASİT VE BAZLARIN KUVVETİ
- 4.7. ZAYIF ASİT VE BAZ DENGELERİ
- 4.8. ASİT- BAZ TİTRASYONLARI, NÖTRLEŞME
- 4.9. HİDROLİZ VE TAMPON ÇÖZELTİLER
- 4.10. AMFOTERLİK



BU ÜNİTENİN AMAÇLARI



Bu üniteyi çalıştığımızda;

- Asit ve baz kavramlarını tanıyacak,
- Metal ve ametal oksitlerin asitliğini ya da bazlığını açıklayacak,
- Amfoter oksitleri tanıyacak,
- Asit ve bazların genel özelliklerini kavrayacak,
- Asit ve bazların değerliklerini belirleyecek,
- pH ve pOH hesaplamalarını yapabilecek,
- Hangi çözeltilerin asidik, hangilerinin bazik ya da nötr olduğunu açıklayacak,
- Asit ve baz tepkimeleri üzerinde işlem yapacak,
- Asit ve bazların kuvvetini öğrenecek,
- Zayıf asit ve baz dengelerini kavrayacak,
- Nötrleşme olayını öğrenecek,
- Oluşan tuzların karakterini tayin edecek,
- Hidroliz olayını kavrayacak,
- Tampon çözeltileri tanıyacaksınız.



BU ÜNİTEYİ NASIL ÇALIŞMALIYIZ?



- Lise kimya 2 kitabından 2. Bölümdeki Maddenin Yapısı konusunu gözden geçiriniz.
- Üniteye verilen kavramları pekiştiriniz.
- Günlük hayatımızdaki bazı yiyecek ve içecekleri asit ve bazların özellikleriyle karşılaştırıp, asit ya da baz olup olmadıklarını araştırınız.
- Konularda verilen örnekleri dikkatle inceleyiniz.
- Öğrendiklerimizi Pekiştirelim bölümündeki örnekleri mutlaka çözünüz.
- Ünite sonundaki çoktan seçmeli, Değerlendirme Sorularını yanıtlayınız. Yanıtlamadığınız sorular için tekrar ünite konularına dönünüz.
- TÜBİTAK yayınlarından ve MEB'nin diğer kimya kitaplarından yararlanınız.

ÜNİTE IV

ASİTLER VE BAZLAR

Günlük hayatta kullandığımız sabun, şampuan, çamaşır suyu, tuz ruhu, gazoz, sirke bazı ilaçlar, sebzeler ve meyveler yapılarında asit ya da baz maddeler bulundurmaktadır. Kimyasal ve biyolojik sistemlerde asit ve baz tepkimelerinin önemi büyüktür. Örneğin; bazı asit ve bazların eksikliğinde canlı vücudunda bir takım hastalıklar meydana gelir. Bitkilere renk veren bileşikler çoğunlukla asit ya da baz özellik gösterir. Mavi ortanca çiçekleri yalnızca asitli topraklarda yetişir. Eğer toprak nötr ya da bazik (alkali) ise ortancaların rengi pembeleşir.

Asit ve baz kavramları birbirinin tam tersidir. Bir asit ile bir baz tepkimeye girdiğinde birbirini nötrleştirirler. Örneğin arı sokması asidiktir. Acı hissi bazik maddelerle, örneğin amonyak veya potasyum bikarbonat ile hafifletilebilir.

Kimya bilimi bir suçun aydınlatılmasında da çoğu zaman, adli tıp uzmanlarının en güvenilir yardımcısıdır. pH kavramı asit ya da bazın kuvvetini belirlemek için geliştirilmiş bir kavramdır. Örneğin bir şüphelinin ayakkabılarından ya da aracının tekerleklerinden alınan toprak örneklerinin pH değeri, suçun meydana geldiği yerdeki toprağın pH değeri ile karşılaştırılarak ip uçları elde edilebilir.

Asit ve bazların doğada ve canlıların yaşamındaki vazgeçilmez birliktelikleri üzerine daha bir çok örnek vermek mümkündür. Bu bölümde asitliğin nedeni olan H⁺ iyonları ve bazlığın nedeni olan OH⁻ iyonlarının günlük hayatımızda karşılaştığımız bir çok olaydaki önemli etkilerini tanıyıp, daha bilimsel ve daha ilkelî düşünmemize katkı sağlayacağız.

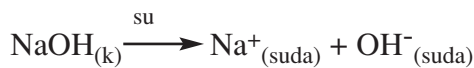
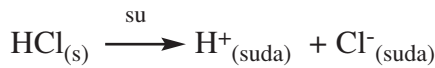
4.1. ASİT VE BAZ KAVRAMI

Asit ve bazlar için geçmişten günümüze kadar çeşitli tanımlar yapılmıştır. Buna göre;

1. Arrhenius Asit- Baz Teorisi: 1887 yılında Svante Arrhenius, sulu çözeltilerine hidrojen iyonu (H⁺) verebilen maddelere “asit”, hidroksit iyonu (OH⁻) verebilen maddelere “baz” denir, tanımını yapmıştır.

Yapısında H⁺ iyonu veya OH⁻ iyonu bulunduran iyonik maddeler suda çözüldüğünde iyonlaşarak bu iyonları ortama verirler.

Örneğin; HCl, HNO₃, H₂SO₄, KOH, NaOH, Ca(OH)₂ gibi maddeler bu tanım kapsamına girer.





Yapısında H^+ iyonu ya da OH^- iyonu bulundurmadığı hâlde asit ya da baz özelliği gösteren maddeler vardır. Örneğin SO_2 , CO_2 , NH_3 bu tür maddelerden olup SO_2 ve CO_2 asit, NH_3 baz özellik göstermektedir.

Arrhenius Teorisi, SO_2 , CO_2 gibi yapısında H^+ iyonu bulunmayan fakat asidik özellik gösteren, NH_3 gibi yapısında OH^- iyonu bulunmayan fakat bazik özellik gösteren maddeleri ve susuz ortamdaki asit ya da bazların davranışlarını açıklayamaz.

2. Brønsted- Lowry (Brønsted-Lavri) Asit ve Baz Teorisi: Bu teori 1923 yılında Danimarkalı Kimyacı Brønsted ve İngiliz Kimyacı Lowry tarafından ortaya atılmış, Arrhenius asit-baz teorisinin açıklayamadığı davranışları da tanımlayabilmiştir.



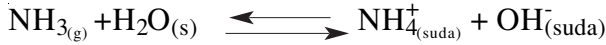
Sulu çözeltilerine proton (H^+ iyonu) verebilen maddelere asit, sulu çözeltilerinden proton alabilen maddelere baz denir.

Örneğin; HF (hidrojen florürür) suda çözüldüğünde suya H^+ iyonu vererek onu hidronyum iyonuna (hidroksonyum iyonu, H_3O^+) dönüştürür.



Bu tepkimede HF suya proton verdiği için asit, H_2O ise HF'den proton aldığı için bazdır.

Bir başka örnek olarak NH_3 'in suda çözünme denklemini inceleyelim.



NH_3 , H_2O 'dan proton olarak NH_4^+ iyonuna dönüşmüştür. O hâlde;

NH_3 baz, H_2O asittir.



Hidrojen iyonları çok küçük hacimli olmalarına rağmen oldukça büyük pozitif yüke sahiptir. Bu nedenle

H^+ iyonları, su moleküllerinin negatif uçları tarafından sarılır ve hidronyum iyonu oluşur. i

H_3O^+ oluşumunu denklemlerle gösterelim:



Sıvı çözeltilerde H^+ iyonu yerine bu yüzden H_3O^+ iyonu kullanılabilir.

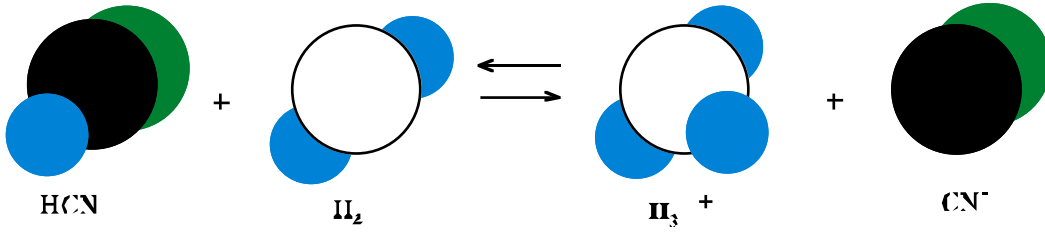


Hidrojen atomu 1H , 1 proton ve 1 elektrondan ibarettir. H^+ iyonu ise bir elektronunu kaybetmiş olup, protona eşittir. Bu nedenle bazen hidrojen iyonu yerine "proton" deyimi kullanılacaktır.

Kuvvetli asit ve bazlar konusunda açıklanacağı üzere, kuvvetli asitler suda çok çözünürler ve çözünme denklemleri tek yönlü okla gösterilir.



Zayıf asit ya da bazlar çözeltilerinde çok az iyon oluştururlar. HF, SO₂, CO₂ ve NH₃ gibi maddeler bu tür asit ve bazlara örnek verilebilir. Zayıf asit ve bazların çözeltilerinde çok az iyon oluşturmaları sonucu ayrışmadan kalan moleküllerle iyonlar arasında bir denge oluşur ve çözünme denklemleri çift yönlü oklarla gösterilirler. HCN suda çözündüğünde suya H⁺ iyonu vererek asit özelliği gösterir. Bu iyonlaşmanın modelle gösterimi Şekil 4.1'de verilmiştir. İnceleyiniz.

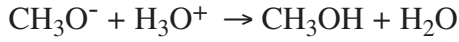


Şekil 4.1 : HCN sulu çözeltisindeki H₃O⁺ iyonu oluşumunun modelle gösterilmesi

Konjuge (Eşlenik) Asit-Baz Çiftleri



Metil alkolün (CH₃OH) suda çözünmesi reaksiyonunda CH₃OH sulu çözeltisine proton verdiği için asit, su ise CH₃OH tarafından verilen protonu aldığı için bazdır. CH₃OH zayıf asit özellik gösterdiğinden yukarıdaki çözünme olayının tersi de yazılabilir.



Buna göre CH₃O⁻ proton aldığından baz, H₃O⁺ proton verdiği için asit özellik gösterir.

Bu iki olayı aynı denklemle ifade edelim:



Şimdi de, yazdığımız denge reaksiyonundaki türleri asit ya da baz şeklinde ifade edelim.



Yukarıdaki denklemden anlaşılacağı gibi ortamdaki her asitin bir bazla birlikte bulunması gerekir.

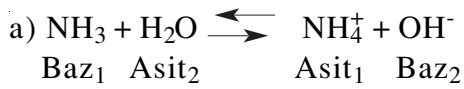


Bir asit ile onun hidrojeniz hâli olan bazına konjuge (eşlenik) asit-baz çiftleri denir. Konjuge asit ve baz çiftleri, denklemde aynı rakamla gösterilirler.

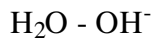
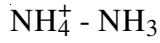
ÖRNEK 4.1 : Aşağıda verilen çözünme denklemlerinde konjuge asit-baz çiftlerini gösteriniz.



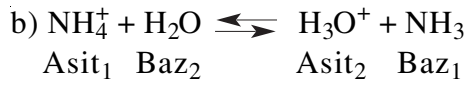
ÇÖZÜM



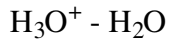
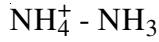
Konjuge asit-baz çiftleri:



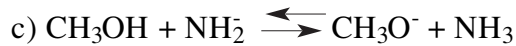
NH_3 proton olarak NH_4^+ iyonuna dönüştüğü için Baz_1 , NH_4^+ ise proton vererek NH_3 'a dönüştüğü için Asit_1 çiftini oluşturur. H_2O proton vererek OH^- iyonuna dönüştüğünden Asit_2 , OH^- iyonu proton alarak H_2O 'ya dönüştüğünden Baz_2 şeklinde ifade edilir.



Konjuge asit-baz çiftleri:



ALİŞTİRMA : Aşağıdaki çözünme denklemlerinde konjuge asit-baz çiftlerini gösteriniz.





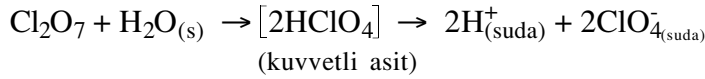
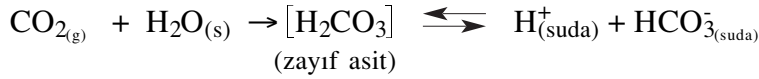
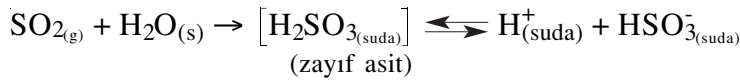
Ametal Oksitler



Ametallerin oksijenle oluşturdukları bileşiklerin genel adı ametal oksittir.

Ametal oksitler de su ile tepkime vererek çözünürler ve sudaki H^+ iyonları derişimini artırır. Bu nedenle ametal oksitlerin sulu çözeltileri genel olarak asidik özellik gösterirler.

Aşağıda bazı ametal oksitlerin suda çözünme denklemleri verilmiştir. İnceleyiniz:



H_2SO_4 , NaNO_3 , CaCO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$ gibi bileşikler oksit değildir.



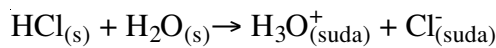
HATIRLATMA : Periyodik cetvelde, aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe metal oksitlerin bazlık özellikleri genellikle artarken, aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe azalır.

Ametal oksitlerin asidik özelliği ise, genellikle aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe ve aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe artar.

4.3. ASİT VE BAZLARIN GENEL ÖZELLİKLERİ

Asitlerin Genel Özellikleri

1. Asitler suda iyonlaşarak çözünürler. Çözeltileri elektrik akımını iletir.



2. Tadları ekşidir. Örneğin sirkede asetik asit, limonda sitrik asit, yoğurt suyunda laktik asit bulunur.

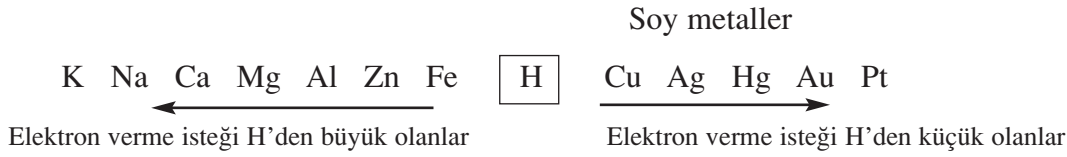
3. İndikatör maddelerin rengini değiştirirler.



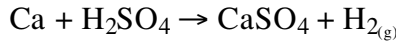
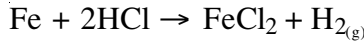
Ortamın asidik ya da bazik olmasına göre renk değiştirebilen maddelere indikatör (belirteç) denir. Turnusol kâğıdı, fenolftalein çözeltisi, metil oranj bu tür maddelerdendir.

Asitler mavi turnusol kâğıdını ve sarı renkli metil oranjı kırmızıya çevirirler. Renksiz fenolftalein çözeltisinin rengini değiştirmezler.

4. Asitler metallerle metalin elektron verme isteğine göre etkileşirler. Aşağıda elektron verme isteği hidrojenden büyük ve küçük olan metaller verilmiştir.



*Elektron verme isteği hidrojenden büyük olan metaller asidin hidrojeni ile yer değiştirerek H₂ gazı üretirler.



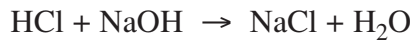
*Elektron verme isteği hidrojenden küçük olan metaller (soy metaller) HCl, HI gibi oksijensiz asitler etki etmez. Soy metaller oksijenli asitlerle tepkimeye girerler, fakat H₂ gazı oluşmaz. Asidin yapısı parçalanarak SO₂, NO₂, NO gibi gazlar oluşur.



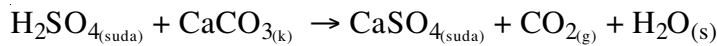
5. Bazlarla birleşerek genellikle tuz ve su oluştururlar.



Asit ve bazların birleşerek tuz ve su oluşturması olayına nöürleşme reaksiyonları denir.



6. Asitler karbonatlı bileşiklere etki ederek CO₂ gazı üretirler.



7. Asitlerin hemen hepsi kuvvetleri ile doğru orantılı olarak tahriş edici ve parçalayıcıdır. Bazılarının zehirli olması sebebiyle laboratuvarlarda çalışırken doğrudan temastan kaçınılmalı, koklanmamalı ya da teneffüs edilmemelidirler.

Bazların Genel Özellikleri

- 1- Bazlar suda iyonlaşarak çözünürler, çözeltileri elektrik akımını iletir.
- 2- Tadları acıdır. Biberin, kireç kaymağı ve sabun köpüğünün tadlarının acı olma

KİMYA 4

sebebi bazik oluşlarından.

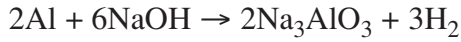
3- Ele kayganlık hissi verirler. Sabun, sodyum bikarbonat ve kostik soda gibi.

4- Kuvvetli bazlar yakıcı ve tahriş edicidir.

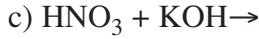
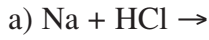
5- Asitlerle nötrleşme reaksiyonu vererek genellikle tuz ve su oluştururlar.

6- Kırmızı turnusol kağıdını maviye, renksiz fenoltalein çözeltisini pembeye çevirirler.

7- Genel olarak metallere etki etmezler. Ancak NaOH, KOH gibi kuvvetli bazlar Zn, Al gibi amfoter metallerle H₂ gazı üretirler.



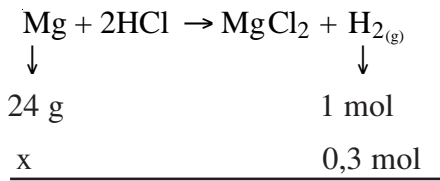
ALİŞTİRMA : Aşağıda verilen reaksiyonları tamamlayınız.



ÖRNEK 4.2: 20 g Mg-Cu alaşımını derişik HCl çözeltisi ile reaksiyona sokulduğunda NŞA 6,72 L H₂ gazı elde ediliyor. Alaşımdaki bakırın (Cu) kütlece yüzdesini bulunuz. (Mg:24 g/mol, Cu: 64 g/mol)

ÇÖZÜM : Soy ya da yarı soy metaller oksijensiz asitlerle tepkime vermezler. Bu nedenle Cu ile HCl arasında tepkime olmaz. Mg ile HCl arasındaki tepkimeyi yazıp eşitleyelim.

$$\text{Oluşan H}_2 \text{ gazı; } n_{\text{H}_2} = \frac{6,72}{22,4} = 0,3 \text{ mol}$$



$$x = 7,2 \text{ g Mg}$$

$$\text{Karışımdaki Cu miktarı} = 20 - 7,2 = 12,8 \text{ g}$$

$$20 \text{ gram karışımda } 12,8 \text{ Cu varsa}$$

$$\underline{100} \qquad \qquad \underline{x}$$

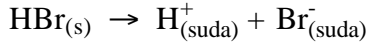
$$x = 64$$

Karışımda %64'ü Cu'dur.

4.4. ASİT VE BAZLARIN DEĞERLİĞİ



Bir molekül asidin sulu çözeltisine verebileceği H^+ iyonu sayısına, o asidin değeriği denir.



1 mol HBr suya 1 mol H^+ iyonu verdiğinden değeriği 1'dir.

Aşağıdaki tabloda bazı asitlerin formülü ve değeriği verilmiştir.

Asit formülü	Adı	Değeriği
HCl	Hidroklorik asit	1
H ₂ SO ₄	Sülfürik asit	2
HNO ₃	Nitrik asit	1
H ₂ CO ₃	Karbonik asit	2
H ₃ PO ₄	Fosforik asit	3
HCOOH	Formik asit	1
CH ₃ COOH	Asetik asit	1
HNO ₂	Nitröz asit	1

Tablo 4.1: Bazı asitler ve değeriği



Bazı asit molekülleri birden fazla hidrojen atomu içermesine rağmen, sulu çözeltilerine niçin daha az sayıda H^+ iyonu verir?

YANIT : Bunun nedeni moleküldeki asitliği belirten hidrojen atomuyla ilgilidir. Örneğin; CH₃COOH 4 mol hidrojen içermesine rağmen çözeltilisine 1 mol H^+ iyonu verebilir. Çünkü asit hidrojeni –COOH grubundaki hidrojenidir.



ALİŞTİRMA : Aşağıda verilen asitlerin sudaki iyonlaşma denklemlerini yazınız.

- HCl
- H₂SO₄
- HNO₃
- C₂H₅COOH



Bir molekül bazın sulu çözeltisine verebileceği OH⁻ (hidroksit) iyonu sayısına o bazın değeriği denir.

Örneğin; 1 molekül NaOH'in sulu çözeltisine verebileceği OH⁻ iyonu sayısı 1 olduğundan değeriği 1'dir.



Aşağıdaki tabloda bazı bazların formülü, adı ve değeriği verilmiştir.

Baz formülü	Adı	Değeriği
KOH	Potasyum hidroksit	1
Ca(OH) ₂	Kalsiyum hidroksit	2
Al(OH) ₃	Alüminyum hidroksit	3
Ba(OH) ₂	Baryum hidroksit	2
C ₆ H ₅ NH ₂	Anilin	1
NH ₃	Amonyak	1

Tablo 4.2 : Bazı bazlar ve değeriği



NH₃, OH⁻ iyonu taşımadığı hâlde 1 değeriğidir. Çünkü 1 mol NH₃ suda çözündüğünde 1 mol OH⁻ oluşturur.

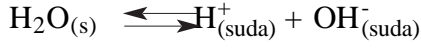


ALİŞTİRMA : Aşağıda verilen bazların sudaki iyonlaşma denklemlerini yazınız.

- NaOH →
- Mg(OH)₂ →
- Al(OH)₃ →
- Be (OH)₂ →

4.5. SUYUN İYONLAŞMASI pH VE pOH KAVRAMI

Duyarlı ölçü araçları ile yapılan incelemelerde saf suyun az da olsa iyonlaştığı tespit edilmiştir.



Suyun iyonlaşması bir denge tepkimesidir. İyonlaşma denkleminde denge bağıntısını yazalım:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$



HATIRLATMA : Bölüm 2'den anımsanacağı gibi (Kimyasal Reaksiyonlarda Denge) saf katı ve saf sıvıların konsantrasyonları sabit olduğundan denge bağıntısında yer almazlar.

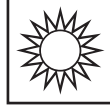
Bu durumda suyun denge bağıntısı;

$$K_d = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \text{ şeklinde olur.}$$

K_d suyun iyonlaşmasına ait bağıntı olduğundan K_d yerine K_{su} simgesi kullanılır.

$$K_{su} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

K_{su} suyun iyonlaşma sabitidir.



Yapılan deneysel çalışmalar, oda sıcaklığında (25 °C) saf sudaki H^+ iyonları ve OH^- iyonları derişimlerinin $1 \times 10^{-7} M$ olduğunu göstermiştir.

Kısaca 25°C'ta saf suda $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} M$ 'dir.

Buna göre aynı sıcaklıkta, K_{su} bağıntısında iyon derişimleri yerine yazılırsa K_{su} değeri

$$K_{su} = (1 \times 10^{-7})^2 = 1 \times 10^{-14} \text{ olarak bulunur.}$$



K_{su} değeri yalnız sıcaklıkla değışir. Suyun iyonlaşması endotermik olduğundan sıcaklık arttıkça K_{su} değeri 1×10^{-14} den daha büyük değerlere ulaşır. (Bakınız Ünite 7. Sıcaklığın Denge Kesri Üzerine Etkisi)



Suyun iyonlaşma denkleminde anlaşıldığı gibi suyun kendi içinde çözünerek H^+ ve OH^- iyonu vermesi onun hangi özelliğinin sonucudur?

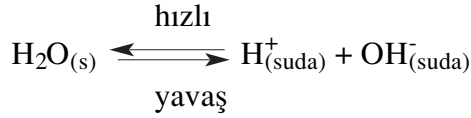
YANIT : Su kendi içinde çözünerek H^+ iyonu verebilmesinden dolayı asit, OH^- iyonu verebilmesi sebebiyle de baz özellik gösterir. Buna göre su, amfoterdir.



$25^\circ C$ 'taki K_{su} değerinin 1×10^{-14} gibi çok küçük bir değere sahip olması, denge tepkimesindeki hangi yönün daha hızlı yürüdüğünü gösterir?

YANIT : Bir denge bağıntısında denge sabitinin büyük olması çıkanların derişimlerinin, girenlerin derişiminden büyük olmasından kaynaklanır. $K_d = \frac{[Çıkanlar]}{[Girenler]}$

$K_{su} = [H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ gibi çok küçük bir değer olması, iyonlaşma hızının küçük olduğunu gösterir.



pH ve pOH Kavramı

Bir ortamın asitlik ya da bazlık derecesi ortamdaki H^+ iyonları ya da OH^- iyonları sayısına bağlıdır.

Suda ve tüm sulu çözeltilerde ($25^\circ C$ 'ta) $[H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ olduğunu biliyoruz. Buna göre, bir çözeltilde;

$[H^+] > 1 \times 10^{-7} > [OH^-]$ ise ortam asidiktir.

$[H^+] = 1 \times 10^{-7} = [OH^-]$ ise ortam nötrdür.

$[OH^-] > 1 \times 10^{-7} > [H^+]$ ise ortam baziktir.

Suda ve sulu çözeltilerde H^+ ve OH^- iyonu molar derişimleri oldukça küçük değerlere sahiptir. Bu küçük sayılarla uğraşma güçlüğünü ortadan kaldırmak için pH ve pOH kavramları oluşturulmuştur.



Bir çözeltilin pH'si hidrojen iyonu molar konsantrasyonunun 10 tabanına göre negatif logaritmasıdır.

$$pH = -\log [H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$$

Benzer şekilde;

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



Bir çözeltide H^+ iyonları derişimleri büyüdükçe, pH küçülür.

ÖRNEK : Aşağıda H^+ iyonları molar derişimleri verilen çözeltilerin pH değerlerini bulunuz.

- a) $[H^+] = 1 \times 10^{-8} M$
- b) $[H^+] = 1 \times 10^{-6} M$
- c) $[H^+] = 1 \times 10^{-1} M$

ÇÖZÜM

- a) $pH = -\log [H^+] \Rightarrow pH = -\log 1 \times 10^{-8} \Rightarrow pH = 8$
- b) $pH = -\log 1 \times 10^{-6} \Rightarrow pH = 6$
- c) $pH = -\log 1 \times 10^{-1} \Rightarrow pH = 1$

Şimdi de $[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ bağıntısından yola çıkarak pH ve pOH arasındaki ilişkiyi bulalım.

Bağıntıda her iki tarafın $-\log$ aritmasını alalım.

$$-\log ([H^+][OH^-]) = -\log 1 \times 10^{-14}$$



HATIRLATMA: $\log a \times b = \log a + \log b$ 'dir.

Buna göre;

$$(-\log [H^+]) + (-\log [OH^-]) = 14$$

$$pH + pOH = 14 \text{ olur.}$$

ÖRNEK 4.4 : $25^\circ C$ 'ta $pH = 8$ olan bir çözelti için;

- a) H^+ ve OH^- iyonları molar derişimlerini bulunuz
- b) pOH değerini bulunuz.
- c) Çözeltinin asit ya da baz olduğunu belirtiniz.

ÇÖZÜM:

$$a) [H^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H^+] = 10^{-8} \text{ mol/L}$$

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ olduğuna göre; } [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-8}} \Rightarrow [OH^-] = 1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$b) pH + pOH = 14 \text{ olduğundan } pOH = 14 - 8 \Rightarrow pOH = 6$$

c) pH değeri 7'den büyük olduğundan çözelti baziktir.

ÖRNEK 4.5: 0,49 gram H_2SO_4 ile 100 mL çözelti hazırlanıyor. Bu çözeltinin;

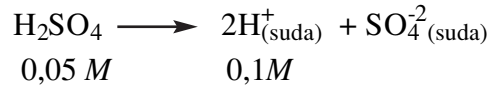
a) H^+ ve OH^- iyonlarının molar derişimlerini hesaplayınız.

b) pH ve pOH değerlerini hesaplayınız.

(H_2SO_4 : 98, H_2SO_4 'in suda %100 iyonlaştığını kabul ediniz.)

ÇÖZÜM:

$$a) n_{H_2SO_4} = \frac{0,49}{98} = 0,005 \text{ mol} \quad [H_2SO_4] = \frac{0,005}{0,1} = 0,05 \text{ mol/L}$$



$$[H^+] = 0,1 \text{ M}$$

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13} \text{ M}$$

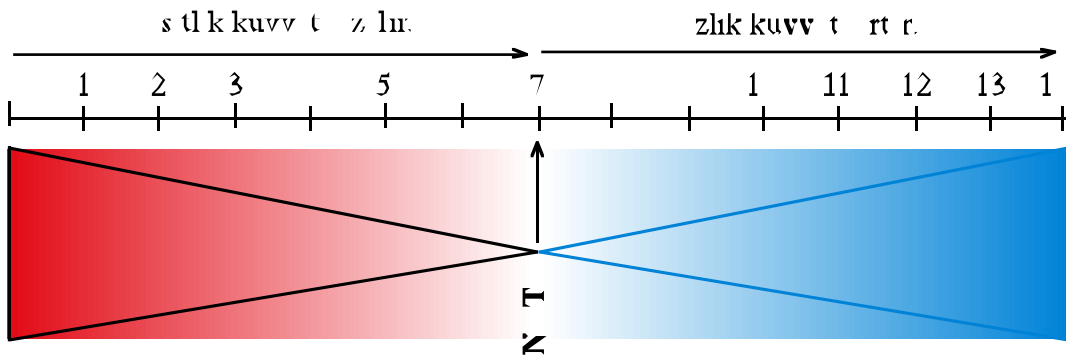
$$b) \text{pH} = -\log 1 \times 10^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 1 \qquad \text{pOH} = 14 - 1 = 13$$

pH Metre:



Asit ya da bazların kuvveti pH değerleriyle tanımlanabilir. Maddelerin asitliğini ya da bazlığını gösteren ölçüğe pH metre denir. pH metre 0'dan 14'e kadar değer alır.

Buna göre çözeltiler pH metrede aşağıdaki gibi sınıflandırılabilir.



Aşağıdaki tabloda bazı maddelerin pH değerleri verilmiştir.

MADDE	pH
1M HNO ₃	0
Mide suyu	1,0-3,0
Limon suyu	2,4
Sirke	3,0
Portakal suyu	3,5
Domates	4,0- 4,4
İdrar	5,0-7,0
Tükürük	7,0-7,5
Hava ile temas etmemiş saf su	7
Kan	7,35 - 7,45
Göz yaşı	7,4
Deniz suyu	8,5- 10,0
Ev temizliği için kullanılan amonyak	11,5
1 M NaOH çözeltisi	14

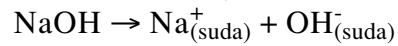
Tablo 4.3: Bazı maddelerin pH değerleri

ÖRNEK 4.6: Bir miktar NaOH suda çözülerek 200 mL çözelti hazırlanıyor. Çözeltinin pH'ı 12 olduğuna göre çözünen NaOH kaç gramdır? (NaOH: 40 g/mol, NaOH suda tamamen iyonlaşır.)

ÇÖZÜM: Önce çözeltideki OH⁻ iyonlarının molar derişimini bulalım.

$$\text{pH} = 12 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 12 = 2 \text{ dir. } [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-\text{pOH}} [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

NaOH'in iyonlaşma denklemi



$$1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{çözelti}}} \Rightarrow n_{\text{NaOH}} = 1 \times 10^{-2} \times 2 \times 10^{-1} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol NaOH} \quad 40 \text{ g ise}$$

$$2 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad x$$

$$x = 0,08 \text{ gram}$$

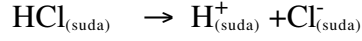
4.6. ASİT VE BAZLARIN KUVVETİ



Asitlerin kuvveti iyonlaşma yüzdelerine bağlıdır. İyonlaşma yüzdesi arttıkça asitlik kuvveti artar.

Bir asidin iyonlaşma yüzdesi, asitlik hidrojeninin moleküle bağlanma kuvveti ile ilişkilidir. Asitlik hidrojeninin moleküle bağlanma kuvveti ne kadar zayıf ise, mole-külden o kadar kolay ayrılabilir (iyonlaşabilir).

H₂SO₄, HCl, HNO₃, HClO₄ gibi asitler, tamamen iyonlaşabildikleri için kuvvetli asitlerdir. İyonlaşma denklemleri tek yönlü gösterilir.



Suda çözüldüklerinde %100 ya da %100'e yakın iyonlaşabilen asitlere kuvvetli asit denir. Kuvvetli asitlerin sulu çözeltileri kuvvetli elektrolit özellik gösterir.

Elektrik akımını iyi iletebilen çözeltilere kuvvetli elektrolit, elektrik iletkenleri zayıf olan çözeltilere zayıf elektrolit denir.



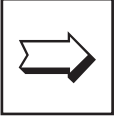
Suda çözüldüklerinde çok az iyonlaşabilen asitlere zayıf asitler denir. Bunların sulu çözeltileri zayıf elektrolittir. HF, HCN, HCOOH, CH₃COOH gibi asitler zayıftır.

Asitlik kuvvetini belirlemede aşağıdaki bilgilerden yararlanabiliriz:

1) Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe, elementlerin atom hacimleri büyür ve hidrojenli bileşiklerde hidrojenin moleküle bağlanma gücü zayıflar. İyonlaşma kolaylaşır. Asitlik kuvveti artar.

	7A (Halojenler)	Halojenin hidrojenli bileşiği	
	F	HF	
Atom çapı büyür ↓	Cl	HCl	Asitlik kuvveti artar
	Br	HBr	
	I	HI	

2) Periyodik cetvelde aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe elementlerin atom çapı küçülür, elektronegatiflik artar. Hidrojenli bileşiklerde, hidrojen ile diğer elementlerin elektronegatiflik farkı artacağından, bileşiğin iyonik karakteri ve iyonlaşma yüzdesi artar. Asitlik kuvveti artar.



(Elektronegatiflik kavramı için bkz., Açık Lise Yayınları, Kimya III, Ünite 2-2)

	Atom çapı küçülür. Elektronegatiflik artar.						
2. periyot elementleri	Li	Be	B	C	N	O	F
Hidrojenli bileşik	LiH	BeH ₂	BH ₃	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
	İyonik karakter artar. Asitlik kuvvetli artar.						



Atom çapı ve elektronegatiflik farkı ile belirlenen asitlik kuvveti çelişiyormuş gibi gözükse de asitlik kuvvetinde atom hacmi daha üstün bir etkiye sahiptir.

Asitlik kuvvetinde atom hacmi daha büyük etkiye sahip olduğundan gerçek asitlik kuvveti HI > HBr > HCl > HF şeklindedir.

3) Aynı elementlerden oluşmuş inorganik oksijenli asitlerde (oksiasitler) oksijen sayısı arttıkça H⁺ iyonunun kopması kolaylaşacağından, asitlik kuvveti artar.

Örneğin; asitlik kuvveti

$$\text{HNO}_2 < \text{HNO}_3$$

$$\text{H}_2\text{SO}_3 < \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{H}_3\text{PO}_3 < \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$\text{HClO} < \text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$$

şeklinde sıralanır.



-COOH grubu taşıyan asitlere organik asit denir.



Organik asitler genel olarak zayıftırlar. Bu asitlerde C sayısı arttıkça asitlik kuvveti azalır.

Örneğin; HCOOH > CH₃COOH > C₂H₅COOH

formik asit asetik asit propanoik asit

ALIŞTIRMA : Aşağıda verilen bileşik çiftlerinin asitlik kuvvetlerini karşılaştırınız.

a) NH₃-PH₃ b) CH₄-NH₃ c) H₂S-H₂O d) HBrO₂-HBrO₃

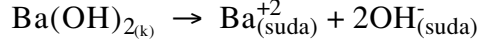
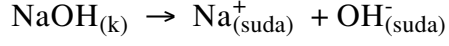
(₇N , ₁₅P , ₁H , ₆C , ₁₆S , ₈O)



Bazların kuvvetleri iyonlaşma yüzdelerine bağlıdır. İyonlaşma yüzdeleri arttıkça bazlık kuvveti artar.

Bir bazın bazlık kuvveti asitlere benzer şekilde OH⁻ iyonunun moleküle bağlanma kuvveti ile ilişkilidir. OH⁻ iyonunun moleküle bağlanma kuvveti ne kadar zayıf ise molekülden o kadar kolay ayrılabilir (iyonlaşabilir).

1A ve 2A grubu elementlerinin hidroksitli bileşikleri genel olarak kuvvetli baz özellik gösterir. NaOH, KOH, Ba(OH)₂ gibi bazlar suda tamamen iyonlaşabildikleri için kuvvetlidirler. İyonlaşma denklemleri tek yönlü gösterilir.



Suda çözüldüklerinde %100 ya da %100'e yakın iyonlaşabilen bazlara kuvvetli baz denir. Kuvvetli bazların sulu çözeltileri kuvvetli elektrolit özellik gösterir.

Suda çözüldüklerinde çok az iyonlaşabilen bazlara zayıf baz denir. NH₃, C₆H₅NH₂, NH₂OH gibi bazlar zayıftır.

Bazlık kuvvetlerini belirlemede aşağıdaki bilgilerden yararlanabiliriz:

1) Periyodik cetvelde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe elementlerin hidroksitli bileşiklerinde genel olarak bazlık kuvveti artar. Çünkü elementlerin atom hacimleri büyür, OH⁻ iyonunun moleküle bağlanma gücü azalır. Örneğin;

	1A grubu elementleri		Hidroksitli bileşikleri	
	Li	↓	LiOH	
Atom hacmi artar	Na	↓	NaOH	Bazlık kuvveti artar
	K	↓	KOH	

2) Aynı periyotta soldan sağa doğru yer alan elementlerin oluşturdukları hidroksitli bileşiklerde, bazlık kuvveti genellikle azalır. Çünkü aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe elementlerin iyonlaşma enerjileri artar (atomun elektronu tutma gücü artar). OH⁻ iyonunun moleküle tutunma kuvveti de artar.

Örneğin;	III. periyot	Na	Mg	Al
	Hidroksitli bileşik	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃
	Bazlık kuvveti	NaOH > Mg(OH) ₂ > Al(OH) ₃		

4.7. ZAYIF ASİT VE BAZ DENGELERİ



HATIRLATMA : Suda çok az iyonlaşabilen asit ya da bazlara zayıf asit ya da baz denildiğini ve sulu çözeltilerinin zayıf elektrolit olduğunu daha önce öğrenmiştik.



Zayıf asit ve baz moleküllerinin çözeltilerinde çok az iyon oluşturmaları sonucu ayrışmadan kalan moleküllerle iyonlar arasında bir denge kurulur.

Bir değerli zayıf asiti HA simgesiyle gösterip iyonlaşma denklemini yazalım.

Asidimiz başlangıçta C M derişiminde olsun.

	$\text{HA}_{(\text{suda})}$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+_{(\text{suda})}$	+	$\text{A}^-_{(\text{suda})}$
Başlangıç	C		0		0
(İyonlaşan miktar)	-x		+x		+x
Denge	(C-x)		x		x

Şimdi de denge bağıntımızı yazalım.

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Denge sabiti asite ait olduğundan K_d yerine K_a yazalım.

$$K_a = \frac{x \cdot x}{C - x} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{C}$$

Çok küçük olduğundan ihmal edilir.



K_a değeri bir asidin kuvveti ile ilgili bilgi verir. . K_a değeri arttıkça asitlik kuvveti de artar.

*C, asidin başlangıç derişimidir.

*x değeri çözeltildeki H^+ iyonu ve asitten gelen anyonun molar derişimini gösterir.

Bazlar için denge bağıntısı $K_b = \frac{x^2}{C}$ şeklinde yazılabilir.

* K_b değeri bir bazın kuvveti ile ilgili bilgi verir. K_b değeri arttıkça bazlık kuvveti artar.

*C, bazın başlangıç derişimidir.

*x değeri çözeltildeki OH^- iyonu ve bazdan gelen katyonun molar derişimini gösterir.

Aşağıdaki tabloda bazı zayıf asit ve bazların 25 °C'taki K_a ve K_b değerleri verilmiştir.

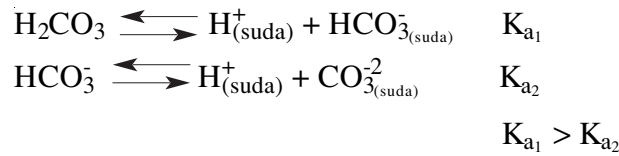
Asit adı	Formülü	K_a	Baz adı	Formülü	K_b
Kloröz asit	HClO ₂	1,1x10 ⁻²	Amonyak	NH ₃	1,8x10 ⁻⁵
Nitroz asit	HNO ₂	4,5x10 ⁻⁴	Trimetilamin	(CH ₃) ₃ N	7,4x10 ⁻⁵
Asetik asit	CH ₃ COOH	1,8x10 ⁻⁵	Hidrazin	N ₂ H ₄	9,8x10 ⁻⁷
Hipokloröz asit	HOCl	3,2x10 ⁻⁸	Anilin	C ₆ H ₅ NH ₂	4,3x10 ⁻⁴
Hidrosiyanik asit	HCN	4x10 ⁻¹⁰	Hidroksilamin	NH ₂ OH	6,6x10 ⁻⁹
Hidrojen sülfür	H ₂ S	1x10 ⁻⁷			

Tablo 4.4 : Bazı asit ve bazların 25 °C'taki K_a ve K_b değerleri



Asit ya da bazın değerlik sayısı kadar iyonlaşma sabitleri vardır. Ancak çok değerli asit ya da bazların ilk iyonlaşma miktarları, ikinci veya üçüncü iyonlaşma miktarından çok daha büyük olduğundan ilk iyonlaşma sabiti dikkate alınır.

Örneğin; H₂CO₃ 2 değerli bir asit olup iki basamakta iyonlaşır.



ÖRNEK 4.7 : 25 °C'ta 0,5 mol/L CH₃COOH çözeltisindeki H⁺ iyonu molar derişimi 3x10⁻³ mol/L olduğuna göre CH₃COOH'ın K_a değerini hesaplayınız.

$$\text{ÇÖZÜM : } K_a = \frac{x^2}{C} \Rightarrow K_a = \frac{(3 \times 10^{-3})^2}{5 \times 10^{-1}} \Rightarrow K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$

ÖRNEK: 4.8 : 0,001 molar H₂S çözeltisindeki;

- H⁺ ve OH⁻ iyonları molar derişimini hesaplayınız.
- pH ve pOH değerlerini bulunuz.
- İyonlaşma yüzdesini hesaplayınız.

$$(K_a = 1 \times 10^{-7})$$

ÇÖZÜM: a) $K_a = \frac{x^2}{C} \Rightarrow K_a \Rightarrow 1 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{1 \times 10^{-3}} \Rightarrow x = 1 \times 10^{-5} = [H^+] \text{ mol/L}$

$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} \Rightarrow [OH^-] = 1 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

b) $pH = -\log [H^+] \Rightarrow pH = -\log 1 \times 10^{-5} \Rightarrow pH = 5$

$pH = 14 - 5 \Rightarrow pH = 9$

c) 1×10^{-3} molar asidin 1×10^{-5} moları iyonlaşmıştır.

100	molar asidin	x
<hr/>		
x	= %	1'i iyonlaşır.

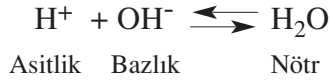
4.8. ASİT-BAZ TİTRASYONLARI, NÖTRLEŞME

Nötrleşme



HATIRLATMA: Asit ve bazların tepkimeye girerek tuz ve su oluşturmaları olayına nötrleşme denildiğini öğrenmiştik.

Nötrleşmenin temelinde asitten gelen H^+ iyonu ile bazdan gelen OH^- iyonunun birbirlerinin etkilerini yok ederek H_2O 'yu oluşturmaları yatar.



Yukarıdaki denklemden de anladığımız gibi 1 mol H^+ iyonu 1 mol OH^- iyonu ile tamamen birleşerek 1 mol su oluşturur. Bu durumda karıştırılan çözeltilerden gelen H^+ iyonu ile OH^- iyonu sayısı, ortamın asitliği ya da bazlığını belirtir.

$$n_{H^+} = n_{OH^-} \Rightarrow \text{Çözelti nötrdür.} \quad pH = pOH = 7$$

$$n_{H^+} > n_{OH^-} \Rightarrow \text{Çözelti asidiktir.} \quad pH < 7 < pOH$$

$$n_{H^+} < n_{OH^-} \Rightarrow \text{Çözelti baziktir.} \quad pH > 7 > pOH$$



Asit ve bazın tepkimesi sonucunda ortamın nötr, asidik ya da bazik olduğunu nasıl anlayabiliriz?

YANIT : Ortamın asidik ya da bazik oluşuna göre renk değiştirebilen maddelere indikatör denildiğini öğrenmiştik. İndikatörler (asit-baz belirteçleri) farklı pH değerlerinde çözeltilere farklı renkler verirler. Örneğin; pH'sı 6,6-8,2 olan bir çözeltilere fenol kırmızısı ilâve edilirse, çözelti portakal rengini alır. Çözeltinin pH'sı 6,6'dan küçük ise çözelti sarıya dönüşür.

Aşağıdaki tabloda bazı asit baz belirteçleri ve etkili olduğu pH aralıkları verilmiştir.

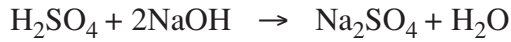
Belirteç (indikatör)	Renk		pH aralıkları
	Asitte	Bazda	
Timol mavisi	Kırmızı	Sarı	1,2 - 2,8
Metil oranj	Oranj	Sarı	3,1 - 4,4
Metil kırmızısı	Kırmızı	Sarı	4,2 - 6,3
Bromtimol mavisi	Sarı	Mavi	6,0 - 7,6
Kresol kırmızısı	Sarı	Kırmızı	7,2 - 8,8
Fenolftalein	Renksiz	Pembe kırmızı	8,3 - 10,0

Tablo 4.5 : Bazı asit-baz indikatörleri

(pH aralıkları indikatörün asit renginden baz rengine değiştiği aralıktır.)

ÖRNEK 4.9 : 0,5 M 400 mL NaOH çözeltisini tamamen nötrleştirebilecek 500 mL H₂SO₄ çözeltisinin molar derişimi kaçtır?

ÇÖZÜM : Önce H₂SO₄ ile NaOH arasındaki nötrleşme tepkimesini yazalım.



Denkleme göre, 1 mol H₂SO₄ 2 mol NaOH ile tamamen nötrleşir. Elimizdeki NaOH'ın mol sayısı

$$n_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} \Rightarrow n = 0,5 \times 0,4 = 0,2 \text{ mol'dür.}$$

1 mol H₂SO₄ 2 mol NaOH ile nötrleşirse

$$\frac{x}{0,2}$$

x = 0,1 mol H₂SO₄ ile nötrleşir.

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 500 \text{ mL}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M_{\text{H}_2\text{SO}_4} V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,1}{0,5} = 0,2 \text{ mol/L}$$

II. Yol : Nötrleşmenin tam olabilmesi için

$$n_{H^+} = n_{OH^-} \text{ olmalıdır.}$$

$$M_a V_a t d_a = M_b V_b t d_b$$

$$M_a = \text{Asidin molar konsantrasyonu}$$

$$M_b = \text{Bazın molar konsantrasyonu}$$

$$M_a \times 500 \times 2 = 0,5 \times 400 \times 1$$

$$t d_a = \text{Asidin tesir değeri}$$

$$M_a = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$t d_b = \text{Bazın tesir değeri}$$

ÖRNEK 4.10 : 400 mL 0,5 M HCl çözeltisi ile 0,5 M 600 mL KOH çözeltisi karıştırılırsa karışımın pH'si ne olur?

ÇÖZÜM : $n_{H^+} = M_a V_a t d_a \Rightarrow n_{H^+} = 0,5 \times 0,4 \times 1 \Rightarrow n_{H^+} = 0,2 \text{ mol}$

$$n_{OH^-} = M_b V_b t d_b \Rightarrow n_{OH^-} = 0,5 \times 0,6 \times 1 \Rightarrow n_{OH^-} = 0,3 \text{ mol}$$

$$\text{Artan } n_{OH^-} = 0,3 - 0,2 = 0,1 \text{ mol}$$

$n_{OH^-} > n_{H^+}$ olduğundan ortam baziktir.

Çözeltide 0,2 mol H^+ iyonu 0,2 mol OH^- iyonu ile nötrleşmiş , 0,1 mol OH^- iyonu artmış ve ortamın bazik olmasını sağlamıştır.

$$\text{Karışımın toplam hacmi} = 400 + 600 = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

Karışımındaki OH^- iyonunun molar derişimi

$$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V_T} \Rightarrow [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-1}}{1} \Rightarrow [OH^-] = 1 \times 10^{-1} \text{ M'dir.}$$

$$pOH = -\log 1 \times 10^{-1} \Rightarrow pOH = 1 \quad pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 1 \Rightarrow pH = 13$$

NOT: Bu tür problemleri daha kolay çözebilmek için;

$$n_{H^+} > n_{OH^-} \Rightarrow \text{ortam asidiktir. Ortamın } [H^+] = \frac{n_{H^+} - n_{OH^-}}{V_T}$$

$$n_{OH^-} > n_{H^+} \Rightarrow \text{ortam baziktir. Ortamın } [OH^-] = \frac{n_{OH^-} - n_{H^+}}{V_T}$$

bağıntıları ile hesaplanabilir.

ÖRNEK 4.11: Ortamın pH'sinin 2 olabilmesi için 0,2 M 500 mL KOH çözeltisi ile 500 mL kaç M H_2SO_4 çözeltisi karıştırılmalıdır?

ÇÖZÜM: Karışımın pH =2 olduğu için ortam asidiktir.

$$pH = 2 \Rightarrow [H^+] = 1 \times 10^{-2} M \text{ 'dır}$$

$$[H^+] = \frac{n_{H^+} - n_{OH^-}}{V_T}$$

$$[H^+] = \frac{M_a V_a t_{d_a} - M_b V_b t_{d_b}}{V_T}$$

$$1 \times 10^{-2} = \frac{M_a \times 500 \times 2 - 0,2 \times 500 \times 1}{1000}$$

$$M_a = 0,11 \text{ mol/L}$$

Asit- Baz Titrasyonu

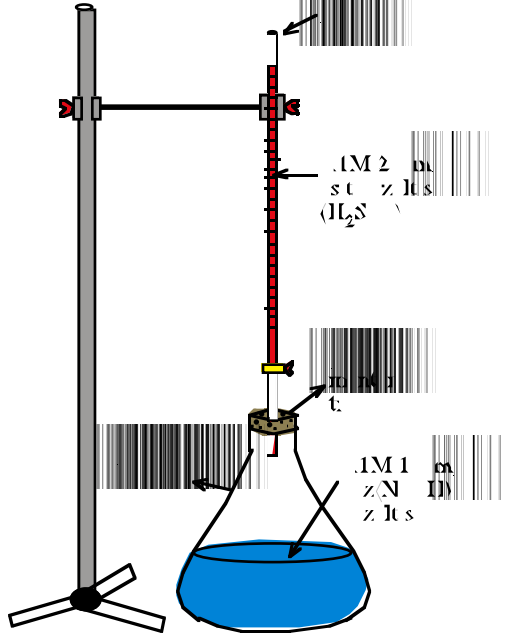


Derişimi bilinmeyen bir asit ya da bazın derişimini, derişimi bilinen bir asit ya da baz yardımı ile bulma metoduna titrasyon denir.

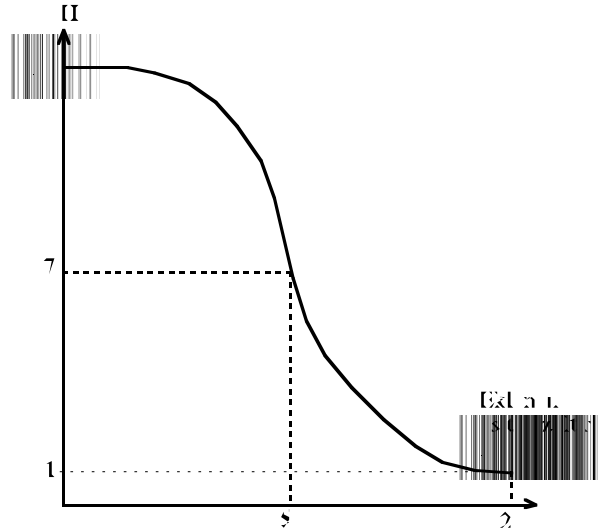
Titrasyon, tanımdan da anlaşıldığı gibi bir nötrleşme reaksiyonudur.

Asit-baz titrasyonunda, derişimi bilinmeyen baz çözeltisinin hacmi ölçülerek, beherglas ya da erlenmayere konulur. Çözeltiye uygun bir indikatör örneğin fenolftalein eklenir. Bir ucu muslukla kapatılmış ve ölçülendirilmiş bir cam boru olan bürete derişimi bilinen asit çözeltisi konulur. Büretin musluğu hafifçe açılarak, baz çözeltisi bulunan kaba damla damla asit eklenir. Nötrleşme anında ($n_{H^+} = n_{OH^-}$) indikatör renk değiştirir. Renk değiştirme anı titre edilen (nötrleştirilen) çözeltinin dönüm noktasıdır. Örneğin baz çözeltisinin rengi fenolftaleinden dolayı başlangıçta pembe iken dönüm noktasında rensizleşir. Dönüm noktasındaki harcanan asit hacmi tespit edilerek baz derişimi bulunur. Aynı işlemler erlenmayere asit, bürete baz çözeltisi konularak da yapılabilir.

Şekil 4.3'te 0,1 M 100 mL baz çözeltisinin 0,1 M 200 mL asit çözeltisi ile yapılan titrasyon işlemi Grafik 4.1'de bu titrasyon işlemi sırasında titre edilen (nötrleştirilen) çözeltideki pH değişimleri gösterilmiştir. İnceleyiniz.



Şekil 4.3: Asit -baz titrasyon düzeni

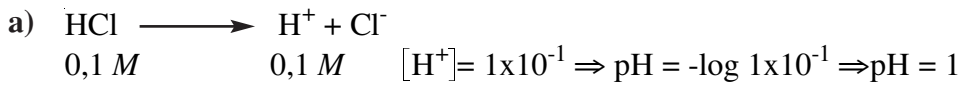


Grafik 4.1: Eklene asit hacmi ile pH değişimi taslak grafiği

ÖRNEK 4.12: 100 mL 0,1 M HCl içeren bir çözelti 0,1 M NaOH çözeltisi ile titre ediliyor. Buna göre;

- Asidin başlangıçtaki pH değeri nedir?
- Dönüm noktasında kaç mL NaOH çözeltisi harcanmıştır?
- 200 mL baz çözeltisi kullanıldığında ortamın pH'si nedir?
- Bulduğunuz değerleri, eklene baz hacmi ile pH değişimini gösteren bir grafik çizerek, üzerinde gösteriniz.

ÇÖZÜM:



b) Dönüm noktasında $n_{\text{H}^+} = n_{\text{OH}^-}$ olduğundan çözeltinin pH'si 7 dir.

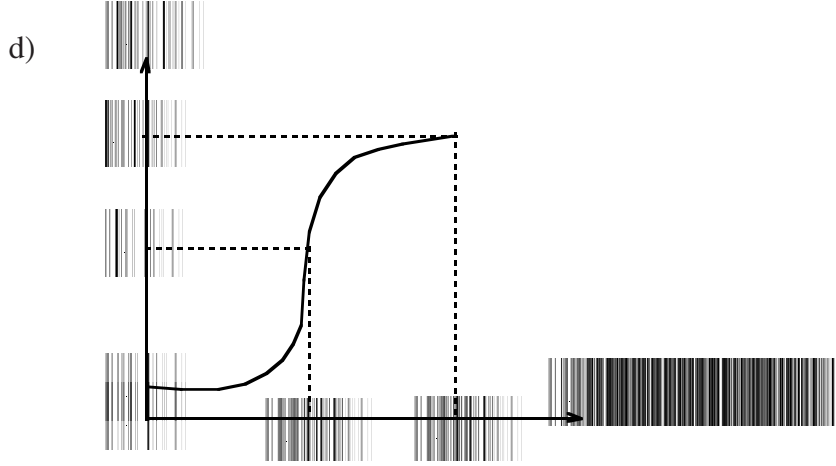
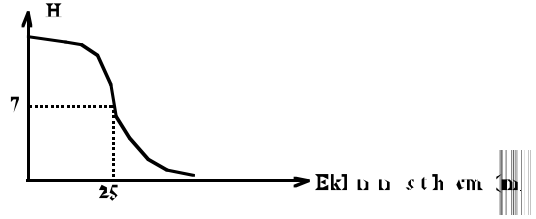
$$M_a V_a t_d_a = M_b V_b t_d_b$$

$$0,1 \times 100 \times 1 = 0,1 \times V_b \times 1 \Rightarrow V_b = 100 \text{ mL baz kullanılmıştır.}$$

c) Asitdeki H^+ iyonu mol sayısı $n_{\text{H}^+} = 0,1 \times 0,1 \times 1 = 0,01 \text{ mol}$
 200 mL baz çözeltisi kullanıldığında OH^- iyonu mol sayısı
 $n_{\text{OH}^-} = 0,1 \times 0,2 \times 1 \Rightarrow n_{\text{OH}^-} = 0,02 \text{ olur.}$
 $n_{\text{OH}^-} > n_{\text{H}^+}$ olduğundan ortam baziktir.

$$\text{Ortamın } [\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-} - n_{\text{H}^+}}{V_T} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{0,02 - 0,01}{1} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,01 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log 1 \times 10^{-2} \Rightarrow \text{pOH} = 2 \quad \text{pH} = 12$$

**ÖRNEK 4.13 :**

Derişimi bilinmeyen 50 mL NaOH çözeltisi, 0,1 M HNO₃ çözeltisi ile titre edildiğinde yukarıdaki grafik elde edilmiştir. Buna göre NaOH çözeltisinin başlangıç derişimini bulunuz.

ÇÖZÜM: Çözeltinin dönüm noktasında harcanan asit hacmi 25 mL'dir. Dönüm noktasında pH = 7 ve n_{H⁺} = n_{OH⁻} olduğundan

$$M_a V_a t_{d_a} = M_b V_b t_{d_b} \text{ bağıntısından bazın başlangıç derişimi bulunabilir.}$$

$$0,1 \times 25 \times 1 = M_b \times 50 \times 1$$

$$M_b = 0,05 \text{ mol/L}$$

4.9. HİDROLİZ VE TAMPON ÇÖZELTİLER**Hidroliz**

Asitler bazlarla birleştiklerinde oluşan tuzlar her zaman nötr ve bu tuzların çözeltilerinin pH'si her zaman 7 değildir.



Nötrleşmede oluşan tuzun asitliği ya da bazlığı, tepkimeye giren asit ya da bazın kuvvetine bağlıdır.



Nötrleşme tepkimesi sonucu oluşan tuzdaki, zayıf asit ya da zayıf bazdan gelen iyonlardan birinin su ile etkileşerek, bu tuzun oluştuğu asit ya da bazı yeniden oluşturmasına hidroliz denir.

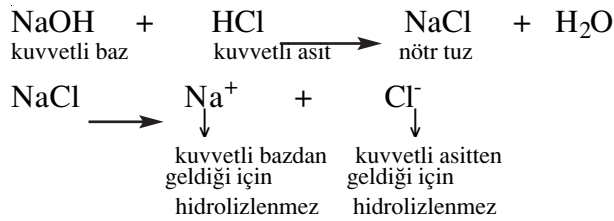
Aşağıdaki tabloda nötrleşme tepkimesi veren asit ve bazın kuvveti, oluşan tuzun ve bu tuz çözeltilerinin karakteri verilmiştir. İnceleyiniz.

Reaksiyon veren Asit ve Baz kuvveti	Oluşan tuzun karakteri	Tuz çözeltisinin karakteri	pH
Kuvvetli asit-kuvvetli baz	Nötr tuz	Nötr	pH = pOH = 7
Kuvvetli asit-zayıf baz	Asidik tuz	Asidik	pH < 7
Zayıf asit-kuvvetli baz	Bazik tuz	Bazik	pH > 7

Tablo 4.6: Nötrleşme tepkimelerinde oluşan tuzlar ve çözeltilerinin karakteri

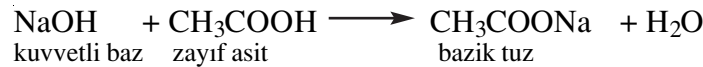
Asit ve bazın kuvvetine bağlı olarak oluşan tuzlar ve bunların hidrolizlenme yeteneklerini inceleyelim.

1) Kuvvetli asit ve kuvvetli bazdan oluşan tuzlar hidrolizlenmezler.

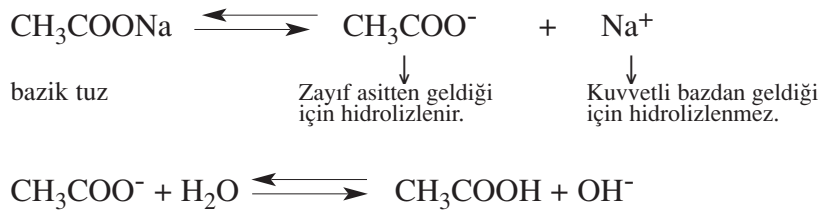


Nötr tuzların sulu çözeltilerinde pH = 7'dir.

2) Zayıf asitlerin kuvvetli bazlarla oluşturdukları tuzlar hidroliz olur.



Bazik tuzların sulu çözeltilerinde pH > 7'dir.





Hidroliz olayında söz konusu olan denge, hidroliz dengesi olarak adlandırılır ve denge sabiti K_h ile gösterilir.

Bazık tuzların hidroliz sabitleri

$$K_h = \frac{K_{su}}{K_a} \quad \text{bağıntısıyla hesaplanabilir.}$$

ÖRNEK 4.14 : 25 °C sıcaklıkta 0,18 M CH_3COONa çözeltisinin pH değerini hesaplayınız. (Aynı sıcaklıkta CH_3COOH için $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)



Başlangıç	0,18 M	0	0
Değişim	-x	+x	+x
Denge	0,18-x	x	x

↓

Çok küçük olduğundan ihmal edilir

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_{su}}{K_a}$$

$$\frac{x^2}{0,18} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} \Rightarrow x = \sqrt{\frac{0,18 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}}}$$

$$x = 1 \times 10^{-5} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log 1 \times 10^{-5} \Rightarrow \text{pOH} = 5$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

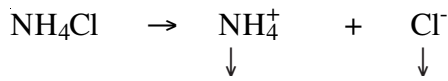
$$\text{pH} = 14 - 5$$

$$\text{pH} = 9$$

3) Zayıf baz ve kuvvetli asitten oluşan tuzlar hidroliz olurlar.



Asidik tuzların sulu çözeltilerinde $\text{pH} < 7$ dir.



↓
Zayıf bazdan geldi-
ği için hidrolizlenir.

↓
Kuvvetli asitten geldiği için
hidrolizlenmez.

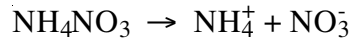




Asidik tuzların hidroliz sabitleri $K_h = \frac{K_{su}}{K_b}$ bağıntısıyla hesaplanabilir.

ÖRNEK 4.15 : 25 °C'ta pH = 5 olan NH_4NO_3 çözeltisinin başlangıç derişimini bulunuz. (NH_3 için $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$)

ÇÖZÜM : pH = 5 olduğundan NH_4NO_3 tuzu asidik tuzdur. Çözeltisi de asidik karakter taşır. pH = 5 \Rightarrow $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5}$ tir.



Zayıf bazdan geldiği için hidrolizlenir.



Başlangıç	C mol/L	0	0
Değişim	-1×10^{-5}	$+1 \times 10^{-5}$	$+1 \times 10^{-5}$
Denge	$C - 1 \times 10^{-5}$	1×10^{-5}	1×10^{-5}



İhmal edilir.

$$K_h = \frac{K_{su}}{K_b} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = \frac{(1 \times 10^{-5})^2}{C}$$

$$C = 0,18 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{NO}_3] = 0,18 \text{ mol/L'dir.}$$

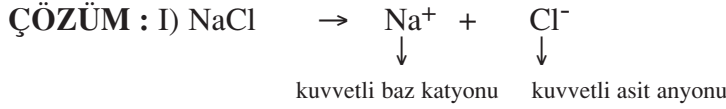


NH_4NO_3 tuzunun çözünme denkleminde 1 mol NH_4NO_3 'tan 1 mol NH_4^+ iyonu oluştuğu için molar derişimleri de eşittir.

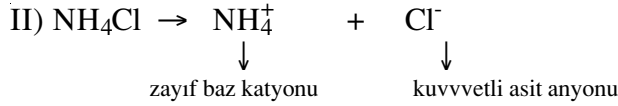
ÖRNEK 4.16 :



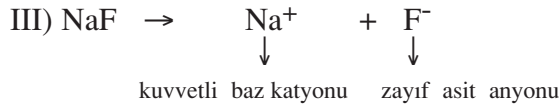
Yukarıda verilen eşit hacim ve derişimdeki tuz çözeltilerinin pH değerlerini büyükten küçüğe doğru sıralayınız.



NaCl tuzu kuvvetli asit-kuvvetli baz tuzu olduğundan nötr tuzdur.
 $\text{pH} = 7$ 'dir.



NH₄Cl tuzu asidik tuz olduğundan $\text{pH} < 7$ 'dir.



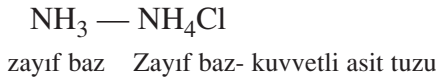
NaF bazik tuz olduğundan $\text{pH} > 7$ 'dir.

Buna göre pH değerleri III > I > II'dir.

Tampon Çözeltiler



Bir zayıf asit ile bu asidin kuvvetli bazdan oluşmuş tuzunu ya da bir zayıf baz ile bu bazın kuvvetli asitten oluşmuş tuzunu bir arada bulunduran çözeltilere tampon çözelti denir.



gibi sistemler tampon çözeltilere örnek verilebilir.



Tampon çözeltilerin en önemli özelliği çözeltiliye az miktarda asit ya da baz ilâvesi ile pH değerlerini hemen hiç değiştirmemeleridir.

Bu nedenle biyokimyasal reaksiyonlarda hayati bir önem taşırlar. Organizmalarda pH değerinin çok az değişmesi bile hayatı tehdit eder. Dolayısıyla bütün organizmalar uygun bir metabolizma sağlamak için doğal olarak tamponlanmışlardır.

Bir tampon çözeltinin pH'sini çözeltideki $\frac{[\text{Asit}]}{[\text{Baz}]}$ oranı belirler. $[\text{Asit}]/[\text{Baz}]$ derişim oranları değiştirilerek istenilen pH değerinde çözeltiler hazırlanabilir.

ÖĞRENDİKLERİMİZİ PEKİŞTİRELİM

1. Arrhenius teorisi, hangi tür asit ve bazların davranışlarını açıklayamaz?
2. Aşağıdaki denklemlerde konjuge asit-baz çiftlerini gösteriniz.
 - a) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{HCO}_3^-$
 - b) $\text{HSO}_4^- + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 - c) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}^+$
 - d) $\text{HC}_2\text{O}_4^- + \text{HS}^- \rightleftharpoons \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}_2\text{S}$
3. Aşağıdaki terimleri tanımlayınız.
 - a) Elektrolit çözelti
 - b) Kuvvetli elektrolit çözelti
 - c) Kuvvetli asit
 - d) Zayıf asit
4. Aşağıda verilen oksitlerin suda çözünme denklemlerini yazarak hangi tür oksit olduklarını belirtiniz.
 - a) CaO b) BaO c) N₂O₅ d) SO₃ e) Na₂O
5. Amfoter madde ne demektir? Amfoter oksitlere örnek veriniz.
6. Asitlerin genel özellikleri nelerdir?
7. Bazların genel özellikleri nelerdir?
8. 8 g Ca metalini tamamen çözmek için kütlece %20'lik H₂SO₄ çözeltisinden kaç g gerekir? (Ca : 40 g/mol, H₂SO₄ : 98 g/mol)
9. 42,4 g Na₂CO₃ örneği 500 mL H₂SO₄ çözeltisi ile tamamen tepkimeye giriyor. Buna göre;
 - a) H₂SO₄ çözeltisinin molar konsantrasyonu nedir?
 - b) NŞA kaç L CO₂ gazı oluşur?
(Na₂CO₃ : 106 g/mol)
10. Aşağıda verilen asit ve bazların iyonlaşma denklemlerini yazarak, 0,1 M'lik çözeltilerindeki H⁺ ve OH⁻ iyonlarının molar derişimlerini bulunuz.
 - a) NaOH b) H₂SO₄ c) HNO₃

11. Aşağıdaki tabloda verilen her bir çözelti için boş bırakılan ve soru işareti ile gösterilmiş yerleri doldurunuz ($\log 2 = 0,3$).

Çözelti	[H ⁺]	[OH ⁻]	pH	pOH
0,05M H ₂ SO ₄				
? M NaOH	1x10 ⁻¹³			
0,2 M HCl				

12. I. H₂O₂ + H₂O \rightleftharpoons H₃O⁺ + HO₂⁻ K_a = 2,7x10⁻¹²
 II. H₂CO₃ + H₂O \rightleftharpoons H₃O⁺ + HCO₃⁻ K_a = 4,6x10⁻⁷
 III. HOCl₂ \rightleftharpoons H⁺ + ClO₂⁻ K_a = 1,1x10⁻²

Yukarıda iyonlaşma denklemleri verilen asit çözeltilerinin;

- a) pH değerlerini büyükten küçüğe doğru sıralayınız.
 b) Elektrik iletkenlerini büyükten küçüğe doğru sıralayınız.

13. 22,4 gram KOH suda çözünerek 400 mL çözelti hazırlanıyor. Çözeltideki;

- a) H⁺ ve OH⁻ iyonları molar konsantrasyonunu hesaplayınız.
 b) Çözeltinin pH ve pOH değerlerini bulunuz.

(KOH : 56 g/mol)

14. 0,684 g X(OH)₂ ile hazırlanan 800 mL çözeltinin pH'ı 12 olduğuna göre X'in atom kütlesi kaçtır? (H : 1 g/mol, O : 16 g/mol)

15. Aşağıda verilen tepkimeleri tamamlayarak denkleştiriniz.

- a) HCl + Mg(OH)₂ →
 b) H₂SO₄ + NaOH →
 c) H₃PO₄ + KOH →

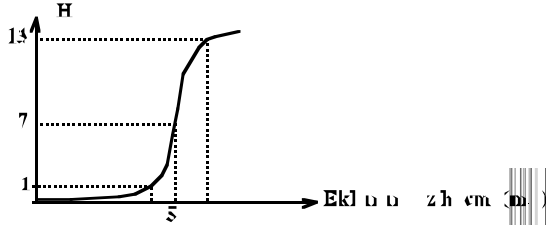
16. 200 mL 0,2M H₂SO₄ çözeltisini tamamen nötrleştirecek 0,5M NaOH çözeltisinden kaç mL gerekir?

17. 0,5M 400 mL H₂SO₄ çözeltisi kaç molar 600 mL NaOH çözeltisi ile karşılaştırıldığında, karışımın pH'si 1 olur.

18. Saf olmayan 224 g KOH çözeltisini 500 mL 0,4M H_2SO_4 çözeltisi tamamen nötrleştirilebildiğine göre, KOH çözeltisinin saflık yüzdesini bulunuz.

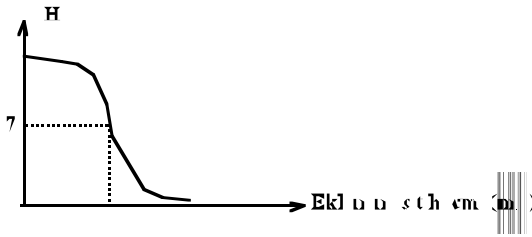
(KOH : 56 g/mol)

19.



Yukarıdaki grafik, bir kuvvetli asit - baz titrasyon eğrisini göstermektedir. Buna göre $pH = 7$ olan çözeltiliye kaç mL baz eklendiğinde $pH = 13$ olur?

20.



60 mL KOH çözeltisinin 0,1M HNO_3 çözeltisiyle titre edilmesine ait grafik yukarıda verilmiştir. Buna göre KOH çözeltisinin başlangıçtaki molar derişimi ve pH 'sı nedir?

21. NaOH kuvvetli baz

H_2SO_4 kuvvetli asit

NH_4OH zayıf baz

HF zayıf asit

olduğuna göre;

I) NaF II) Na_2SO_4 III) $(NH_4)_2SO_4$ tuzlarının asitlik ya da bazlık karakterini belirtiniz.

22. 0,1 M CH_3NH_2 çözeltisinde OH^- iyonları derişimi 1×10^{-3} ise CH_3NH_2 nin bazlık sabiti (K_b) nedir?

23. 0,01M HCN çözeltisinin pH ve pOH değerlerini hesaplayınız.

($K_a = 4 \times 10^{-10}$, $\log 2 = 0,3$)

24. 0,2 mol CH_3COOH ve 0,4 mol CH_3COONa kullanılarak hazırlanmış 500 mL'lik tampon çözeltinin pH 'ı nedir? ($K_a = 2 \times 10^{-5}$)

25. 5 litrelik NH_4NO_3 çözeltisinin $pH = 6$ olduğuna göre çözeltide kaç mol NH_4NO_3 çözülmüştür? ($K_b = 2 \times 10^{-5}$)



ÖZET

- Sulu çözeltilerine H^+ iyonu verebilen maddelere asit, sulu çözeltilerinden proton alabilen maddelere baz denir.
- Bir asit ile onun hidrojeniz hâli olan bazına eşlenik (konjuge) asit-baz çiftleri denir.
- Metallerin oksijenle oluşturdukları bileşiklerin genel adı metal oksittir. Metal oksitler suda su ile tepkimeye girerek çözünürler. Metal oksitlerin sulu çözeltileri bazik karakter taşıdığından bunlara bazik oksitler de denir.
- Ametallerin oksijenle oluşturdukları bileşiklerin genel adı ametal oksittir. Ametal oksitler suda su ile tepkimeye girerek çözünürler. Ametal oksitlerin sulu çözeltileri asidik karakter taşıdığından bunlara asit oksitler de denir.
- Hem asit hem de baz özellik gösteren oksit bileşiklerine amfoter oksitler denir. Al_2O_3 , ZnO gibi oksitler amfoterdir.
- Asit ve bazların kuvveti sudaki iyonlaşma yüzdelerine bağlıdır. Suda hemen hemen tamamı iyonlaşan asit ve bazlar kuvvetli, çok az iyonlaşanlar ise zayıftır.
- Ortamın asidik ya da bazik olmasına göre renk değiştirebilen maddelere indikatör denir. İndikatörler bir çözeltinin asit ya da baz olup olmadığını anlamamıza yardımcı olur.
- Soy metaller dışındaki metaller asitlerle tepkime vererek H_2 gazı üretirler. Soy metaller ancak oksijenli asitlerle tepkime verebilir, fakat hidrojen gazı üretemezler.
- Bazlar genel olarak metallere etki etmezler. Ancak $NaOH$, KOH gibi kuvvetli bazlar Zn , Al gibi amfoter metallerle H_2 gazı üretirler.
- Bir molekül asidin sulu çözeltisine verebileceği H^+ iyonu sayısı, o asidin değerliğidir.
- Bir molekül bazın sulu çözeltisine verebileceği OH^- iyonu sayısı, o bazın değerliğidir. Asit ya da bazın kuvveti ile değerliği arasında hiç bir ilişki yoktur.
- Su çok azda olsa iyonlaşabilen nötr bir bileşiktir.
- $25\text{ }^\circ\text{C}$ sıcaklıktaki suda ve tüm sulu çözeltilerde $[H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ tür.
- pH ve pOH kavramları çok küçük sayılarla uğraşma zorluğunu ortadan kaldırmak için geliştirilmiştir.
- $pH = -\log [H^+]$ olarak kabul edilmiş olup $pH + pOH = 14$ tür.



DEĞERLENDİRME SORULARI

1. Aşağıdakilerden hangisinin sulu çözeltisi baz özellik gösterir?
 A) CO₂ B) CH₄ C) CO D) NH₃
2. $\text{CO}_3^{2-} + \text{NH}_4^+ \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{NH}_3$
 tepkimesinde hangi maddeler asit gibi etki eder?
 A) NH₄⁺ - HCO₃⁻ B) CO₃²⁻ - HCO₃⁻
 C) NH₄⁺ - NH₃ D) CO₃²⁻ - HCO₃⁻
3. I) Fe + HCl →
 II) Cu + HCl →
 III) Cu + H₂SO₄
 tepkimelerinden hangilerinde H₂ gazı açığa çıkar.
 A) I ve II B) II ve III C) Yalnız II D) Yalnız I
4. Aşağıdaki asitlerden hangisi 2 değerliklidir?
 A) HCl B) HCOOH C) $\begin{array}{c} \text{COOH} \\ | \\ \text{COOH} \end{array}$ D) H₃PO₄
5. Aşağıdaki asitlerden hangisi en zayıftır?
 A) HClO B) HClO₂ C) HClO₃ D) HClO₄
6. Na₂O maddesinin sulu çözeltisi için, aşağıdaki yargılardan hangileri doğru olur?
 I) Kırmızı turnusol kağıdını maviye çevirir.
 II) Çözeltideki [OH⁻] > [H⁺]
 III) Elektrolittir.
 A) I ve II B) I ve III C) II ve III D) I, II ve III

7. I) Sulu çözeltileri kuvvetli elektrolit özellik gösterir.

II) Mavi turnusol kağıdını kırmızıya çevirirler.

III) Tatları ekşidir.

Yukarıda verilen özelliklerden hangileri asit ve bazların ortak özelliğidir?

A) Yalnız I B) Yalnız III C) II ve III D) I, II ve III

8. Cu metali için aşağıdaki özelliklerden hangileri yanlıştır?

I) Elektriği iletir.

II) HCl ile tepkimesinden H₂ gazı oluşur.

III) Amfoter özellik gösterir.

A) Yalnız II B) I ve II C) II ve III D) Yalnız III

9. Aşağıdaki tepkimelerin hangisinden bir tuz elde edilemez?

A) NH₃ + HCl →

B) Cu + HNO₃ →

C) Na + Cl₂ →

D) CO₂ + H₂O →

10. 5x10⁻² M'lık X(OH)₂ çözeltisinin pH'si aşağıdakilerden hangisidir?

(X(OH)₂ kuvvetli bazdır.)

A) 1 B) 2 C) 12 D) 13

11. pH = 2 olan bir sulu çözeltinin OH⁻ iyonları molar derişimi kaçtır?

A) 1x10⁻² B) 2x10⁻² C) 1x10⁻¹² D) 1x10⁻¹³

12. 0,49 g H₂SO₄ ile hazırlanmış 100 mL sulu çözeltinin pH'si aşağıdakilerden hangisidir? (H₂SO₄ : 98 g/mol)

A) 0 B) 1 C) 2 D) 3

13. $\frac{[\text{OH}^-]}{[\text{H}^+]} = 1 \times 10^{-2}$ olan bir sulu çözeltinin pH'si aşağıdakilerden hangisidir?

A) 6 B) 8 C) 10 D) 12

14. Aşağıdaki ilişkilerden hangilerine sahip bir çözelti, asit özellik gösterir?

I. $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ olan çözelti

II. $\text{pH} < \text{pOH}$ olan çözelti

III. $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-5}$ olan çözelti

A) I ve II B) I ve III C) II ve III D) I, II ve III

15. 0,5 M 400 mL HNO_3 çözeltisi kaç mol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ile tamamen nötrleşir?

A) 0,1 B) 0,2 C) 0,4 D) 0,5

16. Bir kuvvetli asit çözeltisinin pH değerini yükseltmek için;

I. Çözücüsünden eklemek

II. Baz çözeltisi eklemek

III. Çözüneninden eklemek

işlemlerinden hangileri ayrı ayrı uygulanmalıdır?

A) Yalnız I B) I ve II C) I ve III D) I, II ve III

17. Eşit hacimli iki çözelti karıştırıldığında $\text{pH} - \text{pOH} = 0$ oluyor. Buna göre aşağıdaki yargılardan hangisi yanlıştır?

A) Çözeltilerden biri asit, diğeri bazdır.

B) Karışım elektrik akımını iletir.

C) Karışımın pH'si 7'dir.

D) Oluşan tuz asidiktir.

18. Bir değerli zayıf bir baz olan B nin 0,5 molarlık çözeltisinin pH'si 8'dir. B'nin bazlık sabiti (K_b) aşağıdakilerden hangisidir?

A) 1×10^{-6} B) 2×10^{-6} C) 2×10^{-10} D) 2×10^{-12}

19. 0,2 M 400 mL H_2SO_4 çözeltisi, 100 mL NaOH çözeltisi ile karıştırıldığında ortamın pH'si 2 oluyor. Buna göre NaOH çözeltisinin molar konsantrasyonu aşağıdakilerden hangisidir?

A) 1 B) 1,55 C) 2 D) 2,5

20. $\text{HCN} \rightarrow$ zayıf asit

$\text{NH}_3 \rightarrow$ zayıf baz

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ kuvvetli asit

NaOH \rightarrow kuvvetli baz özellik gösterdiğine göre aşağıdakilerden hangisi asidik tuzdur?

A) NaCN B) Na_2SO_4 C) NH_4CN D) $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4$