



İSTANBUL
GELİŞİM
ÜNİVERSİTESİ

Ekolojik, Ekonomik ve Sosyal Sürdürülebilirlik İçin

İstanbul Gelişim Üniversitesi

Doç. Dr. S. Arda ÖZTÜRKCAN

www.gelisim.edu.tr

Bölümün Adı :

Beslenme ve Diyetetik

Dersin Adı :

Genel Kimya

Dersin Haftası :

12. Hafta

Dersin Öğr. Elemanının Adı :

Doç. Dr. S. Arda ÖZTÜRKCAN

E-Posta:

sozturkcan@gelisim.edu.tr

Telefon :

0212 422 70 00 - 7340

<https://ardaozturkcan.com/>



drardaozturkcan



arda_ozturkcan

f t gelisimedu @igugelisim

www.gelisim.edu.tr

DERS BİLGİLERİ :

Ders Günü ve Saati :

Salı, 15:00-16.50

Dersin Kredisi :

2 Kredi / 5 AKTS

GBS Linki :

<https://gbs.gelisim.edu.tr/ders-detay-5-48-10235-1>

Görüşme Gün ve Saatleri :

Salı, 17:00-18:00

Dersin Öğr. Elemanının Konumu :

B Blok 2. Kat SBF – D208



İSTANBUL
GELİŞİM
ÜNİVERSİTESİ

GEÇEN DERS HAKKINDA

- Çözeltilerin tanımı
- Çözelti türleri
- Moleküler bakış
- Derişim birimleri
- Çözünürlüğe sıcaklığın etkisi
- Gazların çözünürlüğüne basıncın etkisi
- Elektrolit/Elektrolit olmayan çözeltilerin kolligatif özellikleri
- Kolloidler

f t gelisimedu @igugelisim

www.gelisim.edu.tr



- Genel Kimyaya Giriş ve Bilimsel Yöntem
- Madde, Maddenin yapısı ve Özellikleri
- Maddelerin Sınıflandırılması ve Ayrılması
- Birimler ve Çevirme Faktörü
- Atom ve Atom Teorileri
- Atomlar ve Periyodik Tablo
- Mol Kavramı ve Avagadro Sayısı
- **Ara Sınav**
- Kimyasal Bağlar
- pH Kavramı
- Çözeltiler ve Çözünürlük
- **Asitler**
- Bazlar
- Gazlar
- **Final Sınavı**



- Çözeltilerdeki asit-baz dengesini hesaplar.
- Çözeltilerin pH ve konsantrasyonlarını hesaplar.
- Gaz kanunları hakkındaki soruları çözer.
- İdeal gaz kanunu açıklar.
- Maddenin özelliklerini açıklar.
- Elementlerin atomik yapılarını ve özelliklerini Periyodik Tablodaki konumlarına göre tanımlar.
- Elementlerin özelliklerini Periyodik Tablodaki konumlarına göre tanımlar.



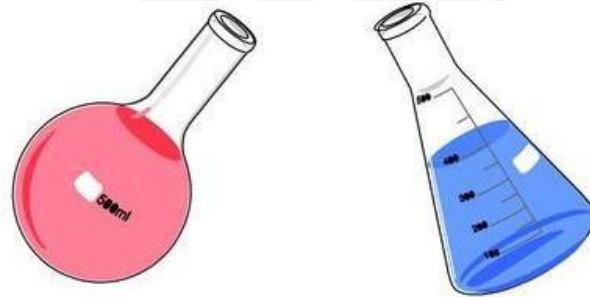
- Asit ve bazların tanımı
- Suyun asit-baz özellikleri
- Asit ve bazların kuvveti
- Zayıf asitler ve asit iyonlaşma sabitleri
- İki protonlu ve çok protonlu asitler
- Oksitlerin ve hidroksitlerin asit-baz özellikleri



İSTANBUL
GELİŞİM
ÜNİVERSİTESİ

Asitler ve Bazlar

Arhenius
Bronsted-Lawry
Lewis

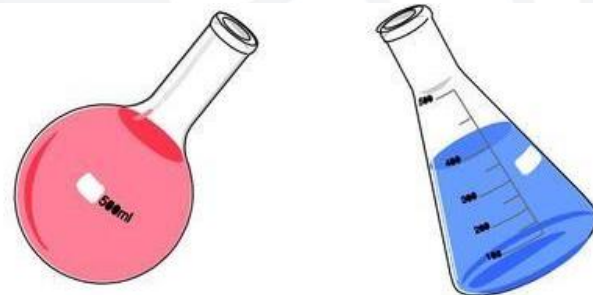




Asit ve bazlar **Bronsted tanımının** bir uzantısı ise eşlenik asit-baz çifti kavramıdır.

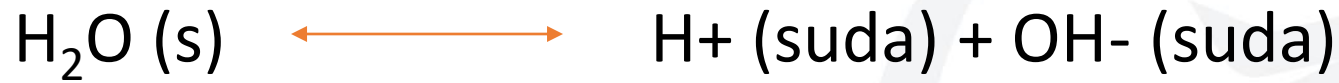
Bronsted asit ve bazlar

Bir Bronsted asidinin eşlenik bazı, asitten bir proton uzaklaştırıldığı zaman geride kalan türdür. Tersine, eşlenik asit bir Bronsted bazına bir proton ilave edilmesi ile oluşur.

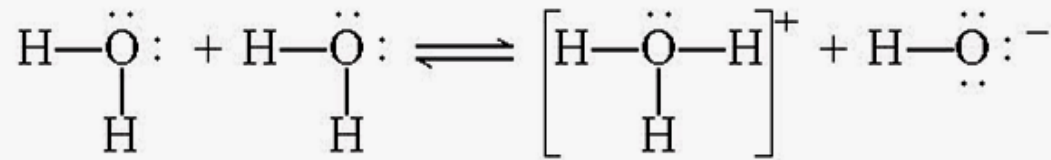




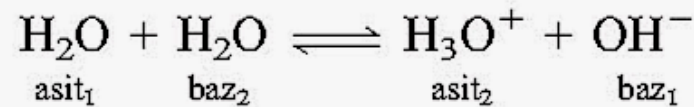
Suyun asit-baz özellikleri



Bu tepkime bazen suyun kendi kendine iyonlaşması olarak adlandırılır.



veya





$$K_{su} = [H_3O^+] [OH^-] = [H^+] [OH^-]$$

K_{su} suyun iyon çarpımı sabiti olup, belirli bir sıcaklıkta H^+ ve OH^- iyonlarının molar derişimlerinin çarpımıdır.

25 C'de saf suda H^+ ve OH^- iyonlarının derişimleri eşit olup $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$ ve $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$ olarak bulunur. Böylece 25 C'de

$K_{su} = (1.0 \times 10^{-7}) (1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$ olur. Saf suda veya çözülmüş türleri içeren sulu bir çözeltisinde aşağıdaki bağıntı 25 C'de daima sabittir:

$$K_{su} = [H^+] [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$



Suyun İyon Çarpımı

$[H^+] = [OH^-]$
olduğunda, sulu
çözelti nötrdür.

Asidik bir çözeltide H^+
iyonlarının aşırısı
vardır ve $[H^+] > [OH^-]$
'dir.

Bazik bir çözeltide ise
hidroksit iyonlarının
aşırısı vardır ve $[H^+] <$
 $[OH^-]$ 'dir.

$$[OH^-] = K_{su} / [H^+] = 1.0 \times 10^{-14} / 1.0 \times 10^{-6} = 1.0 \times 10^{-8} M$$



Evlerde kullanılan bir amonyak temizleme çözeltisinde, OH⁻ iyonlarının derişimi 0.0025 M'dır. Bu çözeltideki H⁺ iyonlarının derişimini hesaplayınız.

$$[H^+] = K_{su} / [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} / 0.0025 = 4.0 \times 10^{-12} \text{ M}$$

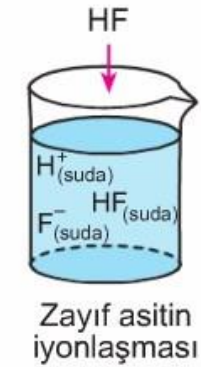
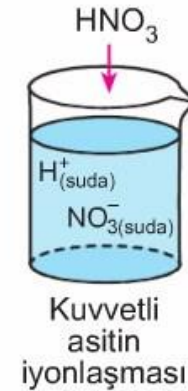
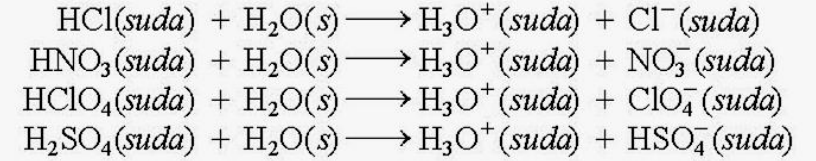




Asit ve Bazların Kuvveti

Kuvvetli asitler, suda tam olarak iyonlaştığı kabul edilen kuvvetli elektrolitlerdir.

Kuvvetli asitlerin çoğu inorganik asitlerdir: **hidroklorik asit (HCl), nitrik asit (HNO₃), perklorik asit (HClO₄) ve sülfürik asit (H₂SO₄):**



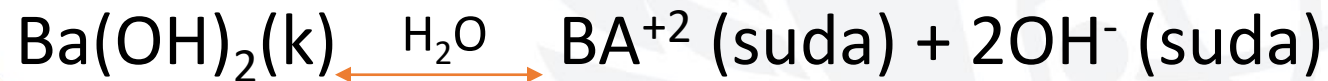
Simgesi	Adı	İyonlaşması
HCl	Hidroklorik asit	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
HNO ₃	Nitrik asit	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
H ₂ SO ₄	Sülfürik asit	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
CH ₃ COOH	Asetik asit	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$



Asitlerin çoğu suda kısmen iyonlaşabilen zayıf asitlerdir.

Hidroflorik (HF) asetik asit (CH_3COOH) ve amonyum iyonu (NH_4^+) zayıf asitlere örnektir.

Kuvvetli asitler gibi kuvvetli bazlar da suda tam olarak iyonlaşan kuvvetli elektrolitlerdir.





Eşlenik Asit- Baz Çiftlerinin Bağlı Kuvvetleri

	Asit	Eşlenik Baz	
Asit kuvveti artar ↑	Kuvvetli asitler	HClO ₄ (perklorik asit)	ClO ₄ ⁻ (perklorat iyonu)
		HI (hidroyodik asit)	I ⁻ (iyodür iyonu)
		HBr (hidrobromik asit)	Br ⁻ (bromür iyonu)
		HCl (hidroklorik asit)	Cl ⁻ (klorür iyonu)
		H ₂ SO ₄ (sülfürik asit)	HSO ₄ ⁻ (hidrojen sülfat iyonu)
		HNO ₃ (nitrik asit)	NO ₃ ⁻ (nitrat iyonu)
		H ₃ O ⁺ (hidronyum iyonu)	H ₂ O (su)
	Zayıf asitler	HSO ₄ ⁻ (hidrojen sülfat iyonu)	SO ₄ ²⁻ (sülfat iyonu)
		HF (hidroflorik asit)	F ⁻ (flörür iyonu)
		HNO ₂ (nitroz asit)	NO ₂ ⁻ (nitrit iyonu)
		HCOOH (formik asit)	HCOO ⁻ (format iyonu)
		CH ₃ COOH (asetik asit)	CH ₃ COO ⁻ (asetat iyonu)
		NH ₄ ⁺ (amonyum iyonu)	NH ₃ (amonyak)
		HCN (hidrosiyamik asit)	CN ⁻ (siyanür iyonu)
H ₂ O (su)	OH ⁻ (hidroksit iyonu)		
NH ₃ (amonyak)	NH ₂ ⁻ (amit iyonu)		
			Baz kuvveti artar ↓



1. Bir asit kuvvetli ise, onun eşlenik bazı ölçülebilir bir kuvvete sahip değildir. Örneğin kuvvetli bir asit olan HCl'nin eşlenik bazı Cl⁻ iyonu, son derece zayıf bir bazdır.
2. Sulu çözültide var olabilen en kuvvetli asit H₃O⁺ iyonudur. H₃O⁺ iyonundan daha kuvvetli asitler su ile tepkimeye girerek H₃O⁺ ve onun eşlenik bazını oluştururlar. Örneğin, H₃O⁺ iyonundan daha kuvvetli bir asit olan HCl bileşiği su ile tam olarak tepkimeye girerek H₃O⁺ ve Cl⁻ oluşturur.





Asit ve Bazların Kuvveti

H_3O^+ dan daha zayıf olan asitler, asidin eşlenik bazını ve H_3O^+ oluşturmak üzere su ile çok daha az oranda tepkimeye girerler. Örneğin, aşağıdaki denge büyük oranda sola doğrudur.





Zayıf Asitler ve Asit İyonlaşma Sabitleri

Asitlerin büyük çoğunluğu zayıf asitlerdir. Tek protonlu bir HA zayıf asidini ele alalım. Bu asidin sudaki iyonlaşması aşağıdaki gibidir:



Böyle bir iyonlaşma için denge ifadesi şöyledir:

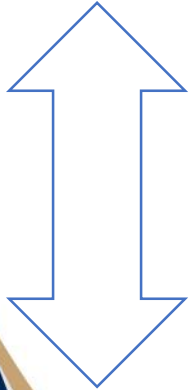
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \text{ ya da } K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Burada K_a , asit iyonlaşma sabiti yani bir asidin iyonlaşma denge sabitidir.



Yüzde iyonlaşma

Asidin kuvvetinin diğer bir ölçüsü, yüzde iyonlaşmadır.



$$\text{Yüzde iyonlaşma} = ([\text{H}^+] / [\text{HA}]) \times 100$$



$$\text{Yüzde iyonlaşma} = (\text{Dengede iyonlaşan asit derişimi} / \text{asidin başlangıç derişimi}) \times 100$$



Hidrojen Halojenürler için Bağ Entalpileri ve Hidrohalik Asitler

Bir asidin iyonlaşma miktarını iki faktör etkiler.

- H-X bağının kuvveti** : Bağ kuvveti arttıkça HX molekülündeki bağı koparmak güçleşeceğinden *asit daha zayıf* olur.
- H-X bağının polarlığı**: Polar bir bağda H ve X'in elektronegatiflikleri arasındaki farktan dolayı yük dağılımı şu şekilde olur

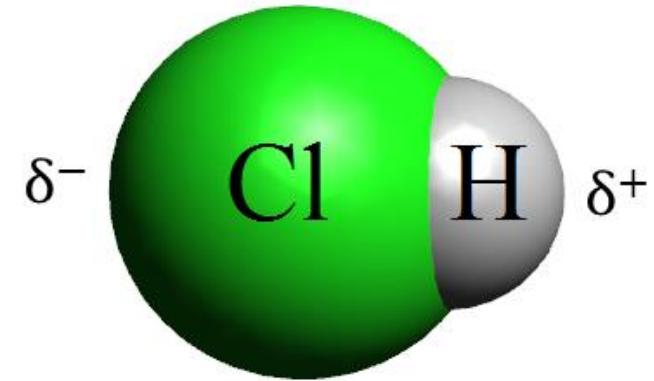
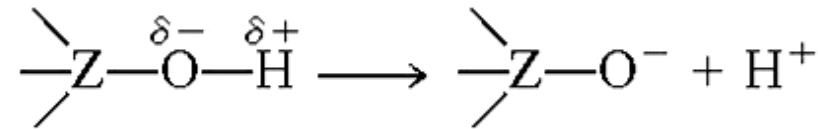


HX bağının yüksek polarlığa sahip olması, daha *kuvvetli bir asidi* tanımlar.

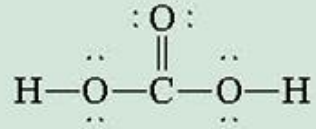
Bağ	Bağ Entalpisi (kJ/mol)	Asit Kuvveti
H—F	568,2	zayıf
H—Cl	431,9	kuvvetli
H—Br	366,1	kuvvetli
H—I	298,3	kuvvetli



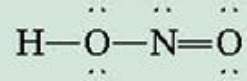
Eğer merkez atomu olan Z elektronegatif bir element ise veya yükseltgenme basamağı büyükse elektronları üzerine doğru çeker. Böylece Z-O bağı daha kovalent ve O-H bağı daha polar olur. Bunun sonucunda hidrojenin H⁺ iyonu olarak ayrılma eğilimi artar:



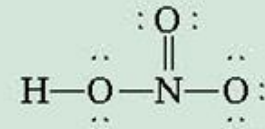
Aynı sayıda oksijen atomuna sahip halojen içeren oksiasitlerin kuvveti aşağıdan yukarıya doğru artar.



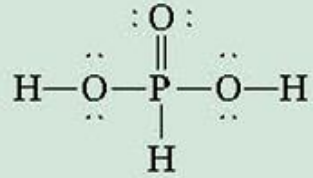
Karbonik asit



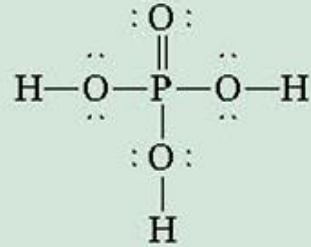
Nitröz asit



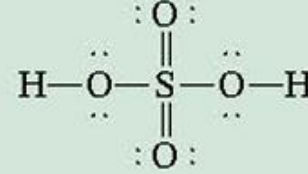
Nitrik asit



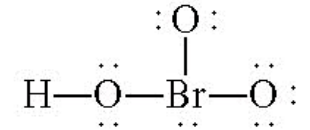
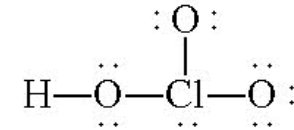
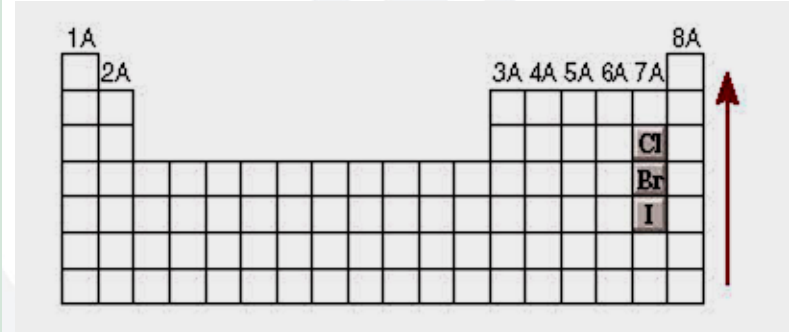
Fosforöz asit

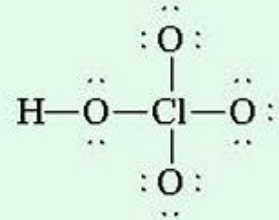
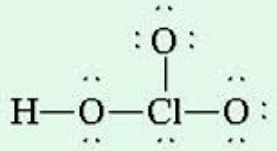
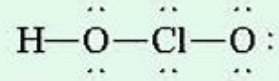
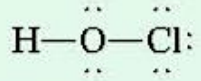


Fosforik asit



Sülfürik asit





HClO₄ **en kuvvetli** asittir.

Çünkü Cl atomuna bağlanan O atomlarının sayısı en fazladır. Bu asitlerin kuvvet aşağıdaki gibi azalır:

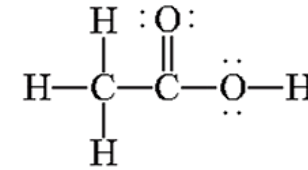
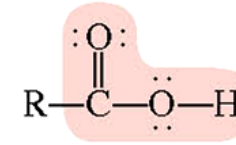




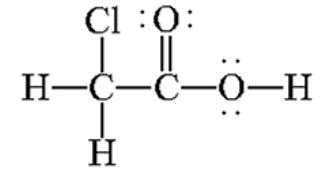
Karboksilli Asitler

Kloroasetik asitteki elektronegatif Cl atomunun varlığı elektron yoğunluğunu R grubuna doğru kaydırır.

Böylece O-H bağı daha polar olur ve sonuç olarak asitin iyonlaşma eğilimi artar:



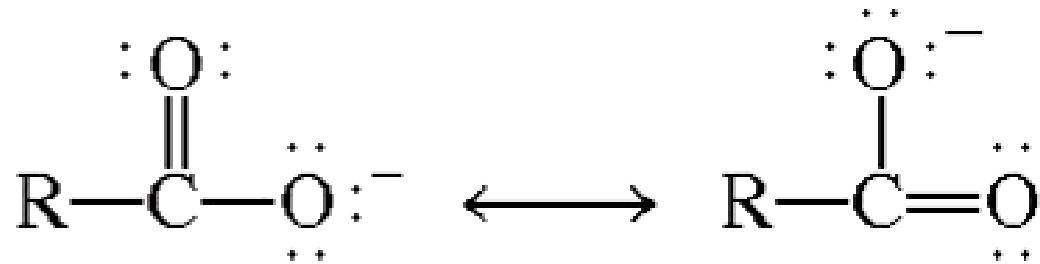
asetik asit ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)



kloroasetik asit ($K_a = 1,4 \times 10^{-3}$)

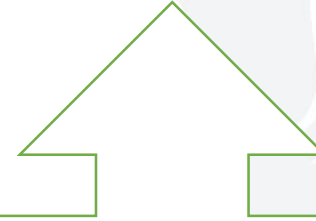


Karboksilat anyonu (RCOO^-) olarak adlandırılan karboksillik asitin eşlenik bazı, rezonans özellik gösterebilmektedir:





Moleküler orbital kuramına göre, bir anyonu kararlılığı elektron yoğunluğunun bir diğer atomları üzerine dağılması ya da delokalize olmasıyla artar.



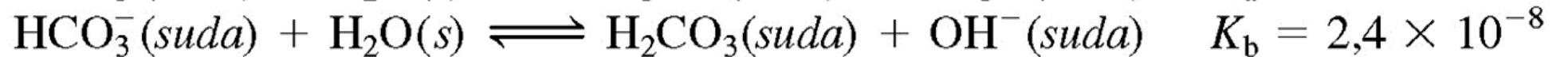
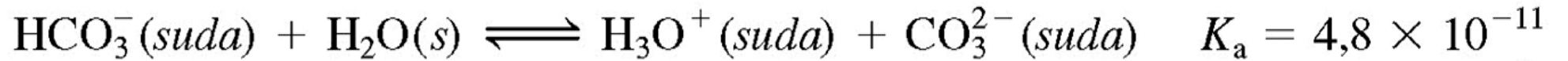
Örneğin; benzen halkası elektron delokalizasyonunu kolaylaştırdığından benzoik asit, asetik asitten daha kuvvetli bir zayıf asittir.
Çünkü elektron delokalizasyonundan dolayı benzoat anyonu asetat anyonundan daha kararlıdır.





Bazı anyonlar hem asit hem de baz olarak davranabilir.

Örneğin; bikarbonat iyonu.

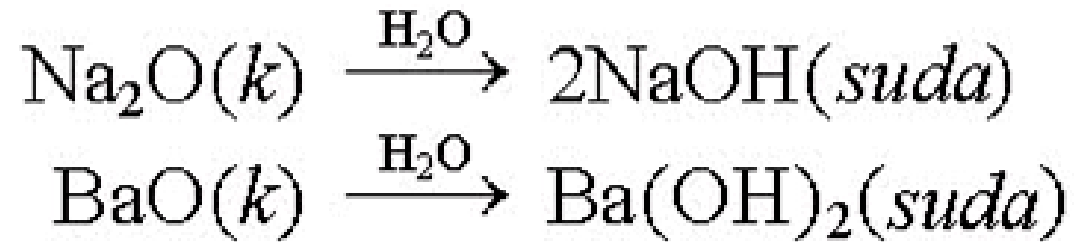


$K_b > K_a$ olduğu için, ikinci hidroliz tepkimesinin daha baskın olduğunu tahmin ederiz. Buna göre, sodyum bikarbonatın (NaHCO_3) çözeltisi bazik olacaktır.



Oksitlerin ve Hidroksitlerin Asit-Baz Özellikleri

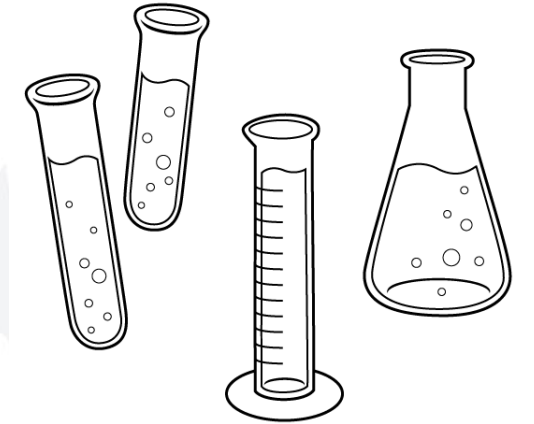
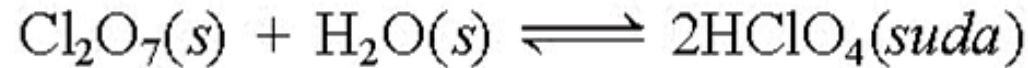
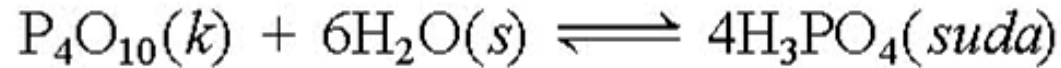
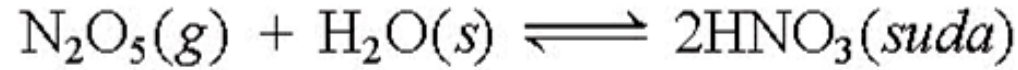
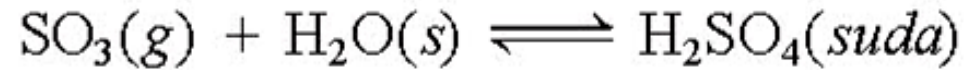
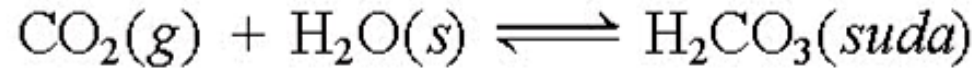
Bazik metalik oksitler su ile tepkimeye girerek metal hidroksitleri oluşturur.





Oksitlerin ve Hidroksitlerin Asit-Baz Özellikleri

Asidik oksitler ile su arasındaki tepkiler şöyledir:





Bazı baş grup elementlerinin en yüksek yükseltgenme basamaklarındaki oksitler

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
Li ₂ O	BeO											B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅		OF ₂		
Na ₂ O	MgO	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇		
K ₂ O	CaO											Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	Br ₂ O ₇		
Rb ₂ O	SrO											In ₂ O ₃	SnO ₂	Sb ₂ O ₅	TeO ₃	I ₂ O ₇		
Cs ₂ O	BaO											Tl ₂ O ₃	PbO ₂	Bi ₂ O ₅	PoO ₃	At ₂ O ₇		

Legend:

- Bazik oksit (Basic oxide)
- Asidik oksit (Acidic oxide)
- Amfoterik oksit (Amphoteric oxide)



İSTANBUL
GELİŞİM
ÜNİVERSİTESİ

HAFTANIN ÖZETİ

- Asit ve bazların tanımı
- Suyun asit-baz özellikleri
- Asit ve bazların kuvveti
- Zayıf asitler ve asit iyonlaşma sabitleri
- İki protonlu ve çok protonlu asitler
- Oksitlerin ve hidroksitlerin asit-baz özellikleri



İSTANBUL
GELİŞİM
ÜNİVERSİTESİ

SORU VE ÖNERİLER



f t gelisimedu @ igugelisim
www.gelisim.edu.tr



- Asit ve bazların tanımını Arrhenius/Bronsted/Lewis'e göre yapınız.
- Suyun asit-baz özelliklerini açıklayınız.
- Asit ve bazların kuvvetini açıklayınız.
- Zayıf asitler ve asit iyonlaşma sabitleri nelerdir? Açıklayınız.
- Oksitlerin ve hidroksitlerin asit-baz özelliklerini açıklayınız.



İSTANBUL
GELİŞİM
ÜNİVERSİTESİ

BAŞVURULAN KAYNAKLAR

Petrucci, R. H.; Harwood, W. S.; Herring, F. G. (2015). Genel Kimya, İlkeler ve Modern Uygulamalar (Çeviri Editörü: Uyar, T. Aksoy, S). Ankara: Palme Yayıncılık.



İSTANBUL
GELİŞİM
ÜNİVERSİTESİ

BİR SONRAKİ DERS HAKKINDA

➤ **Bazlar**

f t gelisimedu @igugelisim
www.gelisim.edu.tr



İSTANBUL
GELİŞİM
ÜNİVERSİTESİ

Katılımınız İçin
Teşekkür Ederiz.