

# pH KAVRAMI VE HESABI

---

Arař. Gör. Can GÜNGÖREN

# pH'in Önemi

- Sulu çözeltilerde hidrojen iyonu aktivitesi çok önemli bir rol oynar.
- Kimyada, çözünmüş hidrojen iyonu aktivitesinin ölçüsüne pH denir.
- pH bir çözeltinin asitlik veya bazlık derecesini tarif eden ölçü birimidir.

# Asitler ve Bazlar

## Arrhenius Teorisi:

- Suda iyonlaştığında hidrojen iyonu ( $H^+$ ) veren maddelere asit denir. (*Asit Latince ekşi anlamına gelir.*)
- Bazlar ise suda iyonlaştığında hidroksil ( $OH^-$ ) iyonu verirler.

Bazı asit ve bazlar;

- Asit:  $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HAc$
- Baz:  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ ,



# Lewis Teorisi

- Bu teoriye göre bir elektron çifti alabilen her madde asit, bir elektron çifti verebilen her madde bazdır.
- $H^+ + \ddot{N}H_3 \rightarrow NH_4$
- Asit + Baz

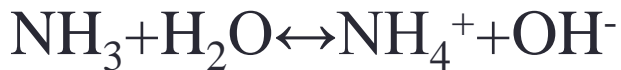
# Asitler ve Bazlar

## Brönsted-Lowery Teorisi:

- Bu teoriye göre suya proton ( $H^+$ ) verebilen maddeler asit proton alanlar ( $H^+$ ) ise bazdır.
- $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$
- Burada  $NH_3$  bir bazdır. Çünkü sudan proton almıştır.  $H_2O$ , bir asittir. Çünkü  $H^+$  vermiştir.
- Öte yandan bu bir denge tepkimesidir. Sol yöne olan tepkime düşünülürse  $NH_4^+$  iyonu bir proton vericisi,  $OH^-$  ise bir proton alıcısıdır. Dolayısıyla  $NH_4^+$  iyonu bir asit,  $OH^-$  ise bir bazdır.

# Asitler ve Bazlar

Bir başka deyişle tepkimede 2 asit ve 2 baz vardır. Her asit bir baz ile çifttir. Bunlara “ Eşleşik Çiftler” veya “ Konjuge çiftler” denir. Mesela  $\text{NH}_4^+$  iyonu  $\text{NH}_3$  bazının eşleşik asiti;  $\text{NH}_3$  ise  $\text{NH}_4^+$  iyonunun (asitinin) eşleşik bazıdır.



*HAc: Asetik Asit ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ )*



*$\text{Ac}^- : \text{CH}_3\text{COO}^-$*

- $\text{NH}_3$  örneğinde su bir asit iken burada bir bazdır.

# Protoliz



Böyle bir olay tek başına gerçekleşemez. Bunun için ortamda proton alıcı bir maddenin bulunması gerekir. Çünkü proton tek başına bulunmaz. O halde;



şeklinde ikinci bir sistemin bulunması gerekir.



Bu iki denklemin toplamı;

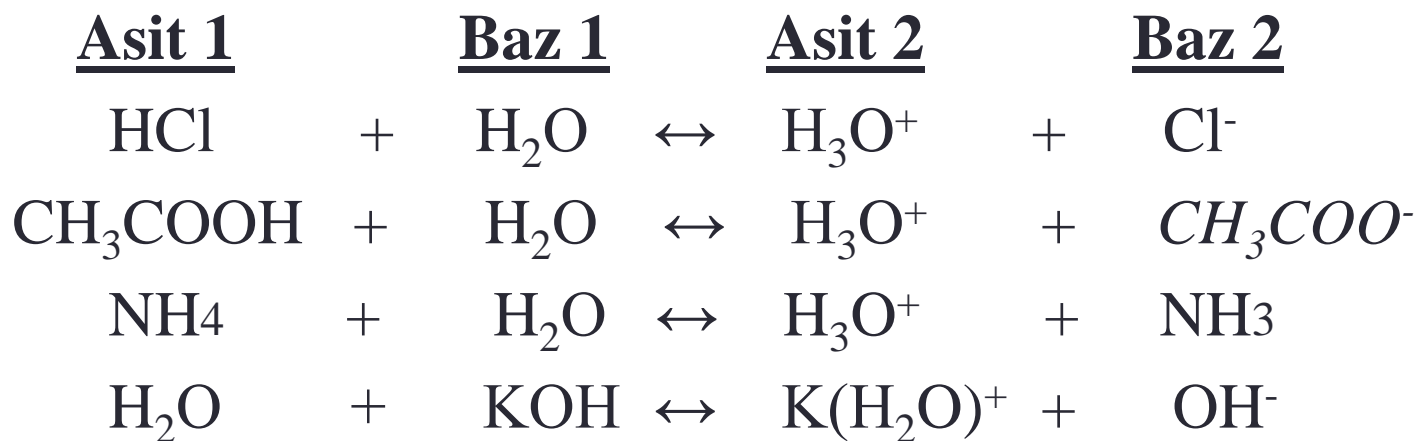


şeklindedir. Bu tepkimeye **protoliz**, tepkimedeki asit ve bazlara **protolit**, dengeye de **protoliz dengesi** denir.  $a$ , aktiviteyi göstermek üzere denge sabiti ( $K$ );

$$K = \frac{a_B a_{A'}}{a_A a_{B'}}$$



- Bazı örnekler:



- Görüleceği gibi asit ayrışması, baz ayrışması, hidroliz, nötürleşme gibi olaylar Bronsted Lowry'ye göre birer protoliz olayıdır.
- Buna göre bir asidin protolizi ancak proton alabilen, yani baz olan bir çözücüde, bir bazın protolizi ise proton verebilen yani asit olan bir çözücüde mümkündür.
- Örneğin HCl ve NH<sub>3</sub> benzende iyonlar halinde değil moleküller halinde çözünür.

# Otoprotoliz

- Aynı bileşiğin iki molekülü arasındaki protolize otoprotoliz denir.
- Su; hem asitleri hem de bazları protoliz ettiğine göre hem asit hem de bir bazdır. **Yani anfoter bir maddedir.**



asit                      baz

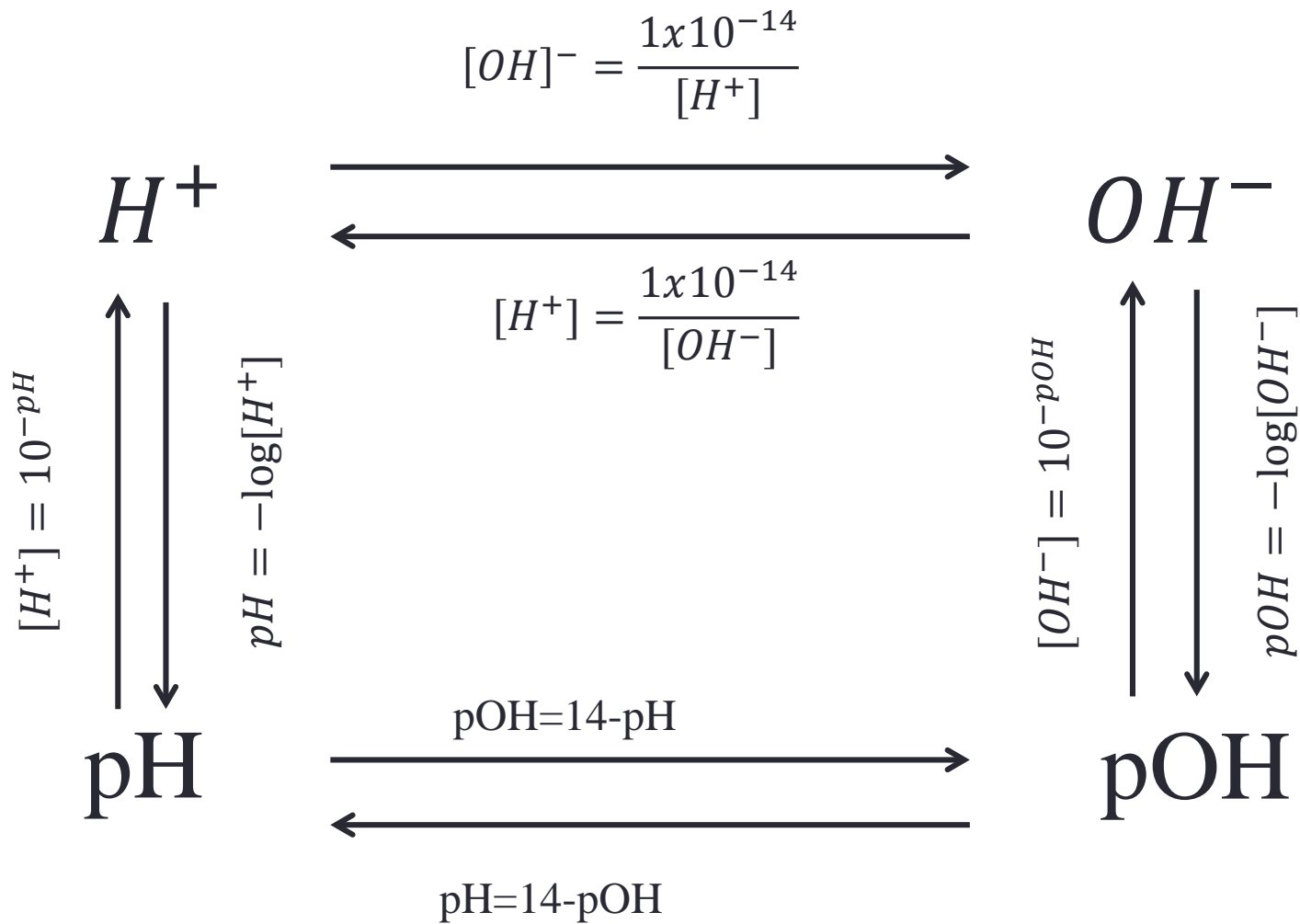


baz              asit

# Örnekler

# Kuvvetli Asit ve Bazların pH Hesapları

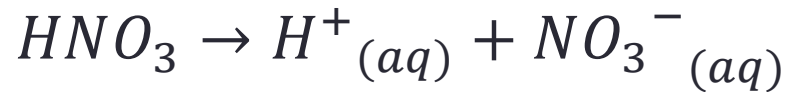
- Bir kuvvetli asit veya baz suda çözüldüğü zaman, nedeysen tamamen iyonlarına ayrılır. Örneğin  $\text{H}_2\text{SO}_4$  suda çözüldüğü zaman suda çoğunlukla  $\text{H}^+$  ve  $\text{SO}_4^-$  iyonları bulunur, çözünmeden kalan  $\text{H}_2\text{SO}_4$  nedeysen hiç bulunmaz.
- Bu durum kuvvetli asitlerin ve bazların pH hesabını oldukça kolay kılar.
- Asit konsantrasyonu  $\text{H}^+$  konsantrasyonuna eşittir.
- Sıkça rastlanan kuvvetli asitler hidroklorik asit ( $\text{HCl}$ ), nitrik asit ( $\text{HNO}_3$ ), perklorik asit ( $\text{HClO}_4$ ) ve sülfürik asit ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )'tir.
- Kuvvetli bazlar ise Grup I hidroksitlerini ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ , vb.) ve  $\text{Be}(\text{OH})_2$  ve  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  dışında kalan Grup II hidroksitlerini içerirler.



**Örnek 1.** 0,055 M  $\text{HNO}_3$  çözeltisinin pH'ını hesaplayınız.

**Çözüm:**

$\text{HNO}_3$  kuvvetli asittir.



Olduğundan son çözeltide  $\text{H}^+$ 'nin konsantrasyonu 0,055 M olur.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0,055) = 1,26$$

**Örnek 2.** 0,10 M NaOH'un pH'ını hesaplayınız.

**Çözüm:**

NaOH kuvvetli baz olduğundan pOH hesabı üzerinden gidilir.



Denklemine göre son çözeltideki OH<sup>-</sup> konsantrasyonu 0,10 M'dır.

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,10) = 1,00$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13$$



**Örnek 3.** Bir çözeltinin pH'ı 6,88'dir.  $H^+$  ve  $OH^-$  konsantrasyonlarını ve pOH'ı bulunuz.

**Çözüm:**

$$pH = -\log[H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-6,88} = 1,32 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$pOH = 14 - 6,88 = 7,12$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-7,12} = 7,59 \times 10^{-8} \text{ M}$$



Logaritma Hatırlatma:

$$10^2 = 100$$

$$\log_{10} 100 = 2$$

$$10^{-2} = 0,01$$

$$\log_{10} 0,01 = -2$$

$$-\log_{10} 0,01 = 2$$

**Örnek 3.** Bir çözeltinin pH'ı 8,50'tur.  $H^+$  ve  $OH^-$  konsantrasyonlarını ve pOH'ı bulunuz.

**Çözüm:**

$$pH = -\log[H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-8,50} = 3,16 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$pOH = 14 - 8,50 = 5,5$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-5,5} = 3,16 \times 10^{-6} \text{ M}$$



Logaritma Hatırlatma:

$$10^2 = 100$$

$$\log_{10} 100 = 2$$

$$10^{-2} = 0,01$$

$$\log_{10} 0,01 = -2$$

$$-\log_{10} 0,01 = 2$$

# Zayıf Asit ve Bazların pH Hesapları

- Zayıf asit ve baz çözeltilerinin pH hesabı ise daha karmaşıktır. Zayıf asit ve bazlar sulu çözeltilerde tamamen çözünmezler, çözünmüş olan kısımlarıyla dengede bulunurlar.

**Örnek 4.**  $10^{-2}$  M formik asit (HCOOH) çözeltisinin pH'ını bulunuz. ( $K_a=6,75 \cdot 10^{-4}$ )

**Çözüm:**



	<b>HCOOH</b>	<b><math>\leftrightarrow</math></b>	<b>H<sup>+</sup></b>	<b>+</b>	<b>HCOO<sup>-</sup></b>
<b>Başlangıç (M)</b>	$10^{-2}$		-		-
<b>Değişim (M)</b>	-x		+x		+x
<b>Sonuç (M)</b>	$10^{-2}-x$		x		x

$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x \cdot x}{(10^{-2} - x)} = 6,75 \cdot 10^{-4}$$

$$x^2 + 6,75 \cdot 10^{-4}x - 6,75 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = \pm \frac{\sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \pm \frac{\sqrt{(6,75 \cdot 10^{-4})^2 - 4(-6,75 \cdot 10^{-6})}}{2}$$

Eksi molarite olamayacağına göre;

$$x = [\text{H}^+] = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(2,6 \cdot 10^{-3}) = 2,58$$

**Örnek 5.** 0,1 M asetik asit çözeltisinin pH'ı 2,87'dir. Asetik asit çözeltisinin iyonlaşma sabitini bulunuz.



**Çözüm:**

	<b>HAc</b>	<b>↔</b>	<b>H<sup>+</sup></b>	<b>+</b>	<b>Ac<sup>-</sup></b>
<b>Başlangıç (M)</b>	10 <sup>-1</sup>		-		-
<b>Değişim (M)</b>	-x		+x		+x
<b>Sonuç (M)</b>	10 <sup>-1</sup> -x		x		x

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2,87$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2,87} = 1,35 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{Ac}^-] = [\text{H}^+] = x = 1,35 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{HAc}] = 10^{-1} - 1,35 \cdot 10^{-3} = 0,0986 \approx 10^{-1}$$

$$k_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = \frac{x \cdot x}{(10^{-1} - x)} = \frac{(1,35 \cdot 10^{-3})^2}{10^{-1}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

# Kaynaklar

1. [web.adu.edu.tr/user/mdemir/K214/K21405asitbazteorisi.pdf](http://web.adu.edu.tr/user/mdemir/K214/K21405asitbazteorisi.pdf)
2. <http://www.sparknotes.com/chemistry/acidsbases/phcalc/section1.rhtml>
3. <http://www.lpscience.com/classes/apchemistry/baughner/printnotes/pH.pdf>
4. Berkem, A.R., Baykut, Berkem, M.L., Fizikokimya, İkinci Cilt, 1191s., 1994, İstanbul
5. <http://www.csun.edu/~jeloranta/CHEM102/discussion7.pdf>