

5. HAFTA

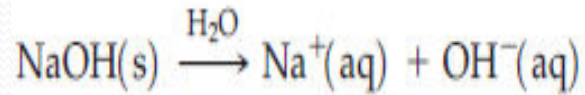
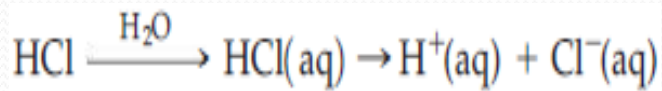
- Asit, baz ve tampon çözeltileri

Asitler ve Bazlar

- Kimyacılar uzun zamandır maddeleri asit ya da baz olarak tanımlama gayretindedirler.
- Tarihçeye baktığımızda ilk olarak Antoine Lavoisier'in asitler içindeki temel elementin oksijen olduğunu belirttiğini söyleyebiliriz. Zira “*oxygen*” yunanca da asit üreten manasındadır.
- 1810 yılında David Humphrey'in bulgusu ise asitlerin genelde hidrojen elementi içerdiği yönündedir.
- 1884 yılına gelindiğinde ise asit-baz tanımında Svante Arrhenius'un çalışmaları ile köklü bir değişim olmuştur.
- Günümüzde ise asit ve bazları Arrhenius, Bronsted-Lowry ve Lewis teorileri ile açıklamaktayız.

Arrhenius Teorisi

- Arrhenius'un tanımına göre; asitler: suyla hidrojen iyonları üreten bileşikler, bazlar ise: suyla hidroksil iyonları üreten bileşikler olarak tanımlanmaktadır.
- Arrhenius, sulu çözeltilerinde tamamen (%100) iyonlaşabilen yani tüm (H⁺) protonları ya da (OH⁻) hidroksil iyonlarını verebilen asit ve bazları **kuvvetli**, sulu çözeltilerinde kısmen iyonlaşabilen asit ve baz çözeltilerini ise **zayıf** olarak tanımlamıştır.



- Ancak Arrhenius'un asit-baz tanımı kendi içerisinde sınırlayıcı bir yöne sahiptir. Zira zayıf bir baz örneği olan amonyak (NH_3) ele alındığında NH_3 içerisinde OH^- nerede?
- Arrhenius'un tanımı haricinde düşünüldüğüne NH_3 sulu çözeltiler içerisinde NH_4OH bileşiği halinde bulunmaktadır.
- Yalnızca sulu çözeltilerle sınırlıdır.
- Bazı maddelerin sulu çözeltide asit ve bazlığını açıklayamamaktadır.
- Hidrojen iyonunun sulu çözeltide hidrosyonu göz önüne alınmamıştır.



- Arrhenius'un asit-baz tepkimelerine bakıldığında ise;



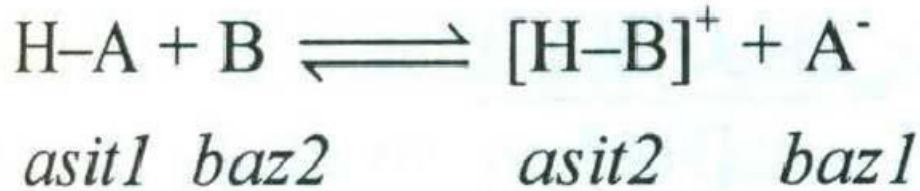
Lowry-Brönsted Teorisi

- 1923 yılında İngiliz Lowry ve Danimarkalı Brönsted, asidi proton verici ve bazı ise proton alıcı olarak tanımlamışlardır.

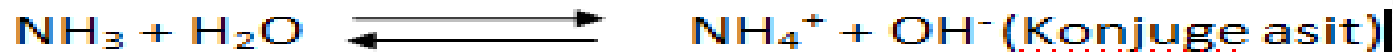


- Bu asit-baz kavramı, Arrhenius kavramından oldukça kapsamlı olup, proton aktarımının olduğu her ortamda uygulanır. Arrhenius asitlerinde olduğu gibi, bir Lowry-Brönsted asidi H_nA şeklinde formüle edilebilir. Bu yüzden tüm Arrhenius asitleri aynı zamanda birer Lowry-Brönsted asididir.
- Lowry-Brönsted bazı, protonu kendine bağlamak için en azından kolay verilebileceği bir elektron çifti bulunduran bir kimyasal tür olarak düşünülmelidir.

• Bir Lowry-Brönsted asit-baz tepkimesi



- İleri yöndeki tepkimeye göre HA proton verdiği için asit, B ise proton aldığı için bazdır. Geri yöndeki tepkimeye göre HB⁺ asit, A⁻ ise bazdır. Görüldüğü üzere, bir Lowry-Brönsted asit-baz tepkimesinde iki asit ve iki baz bulunmaktadır. Birbirinden sadece bir proton bakımından farklı olan asit-baz çiftine eşlenik (konjuge) asit-baz çifti denir.



Lewis Teorisi

- 1923'te Lewis, asidi elektron çifti alıcısı, bazı ise elektron çifti vericisi olan bir kimyasal olarak tanımlamıştır. A Lewis asidi ve B Lewis bazı olmak üzere, B'den A'ya elektron çifti aktarımı sonucu bir koordine- kovalent bağ oluşur.



Suyun İyonlaşması

- Su elektrik akımını ilettiğine göre az dahi olsa suyun içerisinde iyonları bulunduğu aklımıza gelmelidir.



- Olay bir denge olayı olduğundan denge sabitine suyun denge sabiti “ K_{su} ” denir.

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

- Asit suya H^+ iyonu vereceğine göre $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ denkliği bozulacağından ortam $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$
- Baz suya OH^- iyonu verecek ya da H^+ iyonu alacaktır. Denklik $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ yönünde olacaktır.

pH ve pOH

- pH iyon konsantrasyonudur. pH hidrojen iyon aktivitesinin negatif logaritmasıyla bulunurken, pOH hidroksil iyon aktivitesinin negatif logaritmasıyla bulunur.
- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$, $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$,
- $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
- pH'sı ya da pOH'ı bilinen bir çözeltinin hidrojen ya da hidroksil derişimi bulunabilir.
- $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ olduğundan (saf su nötrlük için mutlak bir standart olarak kabul edilir).
- $\text{pH} = -\log[10^{-7}]$, $\text{pH} = 7$
 $\text{pOH} = -\log[10^{-7}]$, $\text{pOH} = 7$

Asit	Baz
1) $[H^+] > [OH^-]$	1) $[H^+] < [OH^-]$
2) $[H^+] > 10^{-7} \text{ M}$	2) $[H^+] < 10^{-7} \text{ M}$
3) $[OH^-] < 10^{-7} \text{ M}$	3) $[OH^-] > 10^{-7} \text{ M}$
4) $\text{pH} < 7$	4) $\text{pH} > 7$
5) $\text{pOH} > 7$	5) $\text{pOH} < 7$
6) $\text{pH} < \text{pOH}$	6) $\text{pH} > \text{pOH}$

Zayıf Asitlerin İyonlaşması

- Zayıf asitlerde ya da bazlarda %100 iyonlaşma olmadığından bir denge söz konusudur (K_a ve K_b).



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

- Zayıf asitler için uygulanan işlemlerden hareket edilerek zayıf bazlar için de benzer eşitlikler elde edilir.



$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

- $K_a \times K_b = K_{su}$, $pK_a + pK_b = 14$

Örnek: 0.1 M'lık HA asitinin pH'sı 3'tür. Buna göre, asitin Ka'sı kaçtır? pH=3 ise



pH=3 ise $[H^+]=1 \times 10^{-3}$ olduğundan $[A^-]=1 \times 10^{-3}$

$$K_a = \frac{[1 \times 10^{-3}]^2}{[0.1 - 1 \times 10^{-3}]}$$

0.1'in yanında 1×10^{-3} çok küçük bir değer olduğundan ihmal edilebilir. $K_a = 1 \times 10^{-6}$

Nötrleşme:

Herhangi bir ile bazın tepkimeye girerek tuz oluşturması işlemidir.

Asit + Baz \rightarrow Tuz + H₂O tepkimesine nötrleşme denir.

Asitten gelen hidrojen iyonlarıyla bazdan gelen hidroksil iyonlarının birleşimine nötrleşme denir. Asitten gelen hidrojen iyonlarının mol sayısı ile bazdan gelen hidroksil iyonlarının mol sayısı birbirine eşitse ortam nötr olur.

Tampon Çözeltiler

- Bir asit çözeltilisine yeterli miktarda baz ilave edildiğinde ya da benzer bir şekilde bir baz çözeltilisine yeterli miktarda asit ilave edildiğinde oluşan çözeltiler nötr özellikte olurlar. Ancak tampon çözeltiler hem asit hem de baz ilavelerine karşı oldukça farklı davranırlar ve bu tip çözeltilerde pH değişimi dramatik olmaz. Bunlar, hidrojen ve hidroksil iyonlarını tutup ortamın daima aynı hidrojen iyon konsantrasyonunda kalmasına imkan tanırırlar. Tampon çözeltiler genellikle zayıf asitle bunun tuzu ya da zayıf bir bazla bunun tuzunun karışımından oluşurlar.