

ASİTLER VE BAZLAR

Sulu çözeltilerinde hidrojen (H⁺) iyonu bulunan maddelere asit denir.

Asitler, mavi turnusol kâğıdını kırmızıya çevirir.

Elektrik akımını ileten sıvılara elektrolit denir.

Asitler metallerle tepkimeye girerek hidrojen gazı (H₂) açığa çıkarırlar.

Asitler bazlarla tepkimeye girerek tuz ve su oluşturur. Bu olaya nötrleşme tepkimesi denir.

Bazlar;

Sulu çözeltilerinde hidroksil (OH⁻) iyonu bulunan maddelere baz denir.

bazlar, kırmızı turnusol kâğıdını maviye çevirir.

Elektrik akımını ileten sıvılara elektrolit denir.

bazlar metallerle tepkimeye girerek hidrojen gazı (H₂) açığa çıkarırlar.

Bazlar asitlerle tepkimeye girerek tuz ve su oluşturur. – Bu olaya nötrleşme tepkimesi denir

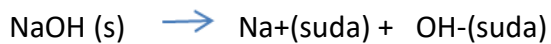
Akademik asit baz tanımları

Arrhenius Tanımı : Sudaki çözeltisine hidrojen (H⁺) iyonu veren maddeler asit iken, bazlar hidroksil (OH⁻) iyonu veren maddeler olarak tanımlanmıştır. Susuz ortam tepkimelerini açıklamakta yetersiz kalır.

Brönsted-Lowry tanımı: Sulu çözeltilerine proton veren, bazları da sulu çözeltilerinden proton alan maddeler olarak tanımladılar. Hem asit hem de baz gibi davranan maddelere amfoter maddeler denir. Bir asit baz tepkimesinin gerçekleşebilmesi için en az iki tane konjuge(eşlenik) çifte ihtiyaç vardır. Bu tanım proton transferi olmadan gerçekleşen ve benzer özellikler gösteren tepkimeler dikkate alındığında yetersiz kalır.

Lewis asit baz tanımı: Elektron çifti alan (akseptör) maddeye Lewis asidi, elektron çifti veren(donor) maddeye Lewis bazı denir.

Kuvvetli ve zayıf asit bazlar: Suda çözündüklerinde tamamen iyonlaşan asitlere kuvvetli asit(HNO₃, HCl, H₂SO₄ vb.), bazlara ise kuvvetli baz(NaOH, Ca(OH)₂ vb.) denir.



Asitler ve bazlar da iyonlaşma

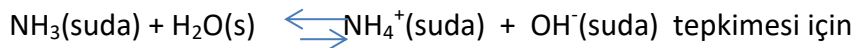
Kuvvetli asit ve bazlar %100 iyonlaşırken zayıf asit ve bazlar bir denge oluşturacak şekilde iyonlaşırlar.

Zayıf asit ve bazlar da iyonlaşma

İyonlaşma bir denge oluşturacak şekilde olduğu için hem zayıf asitlerde hem zayıf bazlar da bir iyonlaşma sabiti vardır. Asitler için olan denge sabitine K_a : İyonlaşma sabiti (asitlik sabiti) denge sabitine ise K_b : iyonlaşma sabiti(bazlık sabiti) denir.



$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ denkleminde istenilen derişimler hesaplanır.



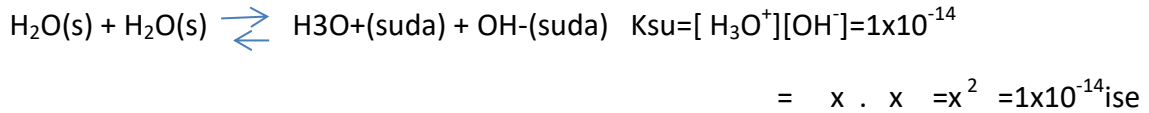
$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$ denkleminde istenilen derişimler hesaplanır.

Sulu çözeltilerde pH ve pOH hesapları

Asitlerin veya bazların sulu çözeltilerde bulunma miktarlarının ölçüsü olarak kullanılan bir ifadedir.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

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



$$x = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Bu durumda 25 °C de saf suda $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$ olur.

$K_{su} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$ sulu çözeltilerde her iki tarafın –logaritması alınır

$-\log K_{su} = (-\log[\text{H}_3\text{O}^+]) + (-\log[\text{OH}^-])$ olur. Bu da

$$\text{p}K_{su} = \text{pH} + \text{pOH} \text{ olur.}$$

Nötr çözeltilerde, $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = \text{pOH} = 7$;

Asidik çözeltilerde $[\text{H}^+] > 10^{-7} > [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} < 7 < \text{pOH}$;

Bazik çözeltilerde $[\text{H}^+] < 10^{-7} < [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} > 7 > \text{pOH}$ değerleri bulunur

Bu formüllerden yararlanarak pH ve pOH hesaplanabilir.

Nötralleşme

Bir asit çözeltisine bir baz çözeltisi eklendiğinde ya da tersi yapıldığında çözeltilerin asitlik bazlık özelliklerinde azalma olur. Ürün olarak tuz ve su meydana gelir. Bu olaya nötrleşme denir.

Tampon çözeltiler

Bazı kimyasal deneylerde ortamın pH değerinin değışmemesi istenir. Bu tür deneylerde tampon çözeltiler kullanılır. Tampon çözelti, içine asit veya baz eklendiğinde pH değerini koruyan çözeltidir.

Hidroliz

Bir tuzun iyonlarından birinin suyla etkileşerek H^+ ve OH^- iyonu oluşturmasına hidroliz (su ile ayrıştırma) denir.