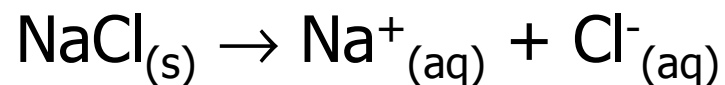


Ravnoteža u vodenim rastvorima

Ravnoteža – označava da se sve supstance nalaze u sistemu u stanju ravnoteže.

Za obeležavanje sistema koji su u ravnoteži koristi se simbol \rightleftharpoons ili \leftrightarrow

Tako da reakcija



nije ravnotežna jer će se sav NaCl rastvoriti i u rastvoru će ostati samo joni

Ravnoteža u vodenim rastvorima

Sa druge strane reakcija:



je ravnotežna jer se AgCl slabo rastvara u vodi tako da ćemo u sistemu imati i jone i čvrstu nerastvorenu supstancu.

Sve ravnotežne reakcije karakteriše konstanta ravnoteže K (vrednost se obavezno definiše na određenoj temperaturi)



$$K = \frac{[C]^c}{[A]^a [B]^b}$$

Elektrolitička disocijacija

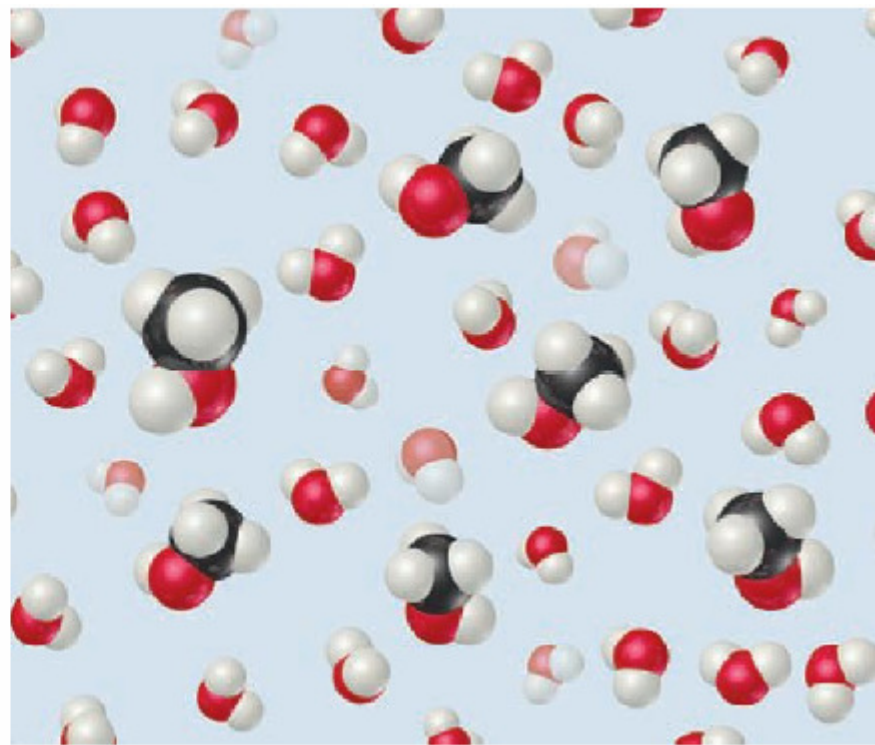
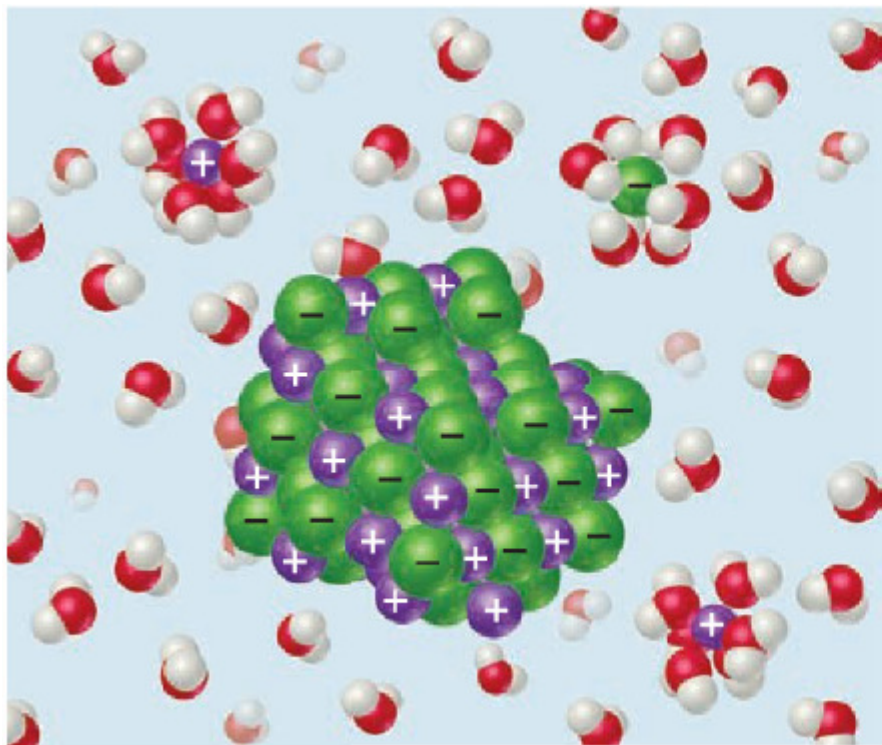
Arenijus je postavio teoriju elektrolitičke disocijacije (razlaganje supstance na jone pod uticajem polarnih molekula vode).

Kada neke supstance (soli, kiseline i baze) rastvorimo u vodi, taj rastvor provodi struju. Takve supstance se zovu elektroliti.

Neke druge supstance kada se rastvore u vodi rastvor ne provodi struju. To su neelektroliti.

Elektroliti u vodenom rastvoru pod uticajem polarnih molekula vode disosuju na jone, koji onda provode struju.

Elektrolitička disocijacija



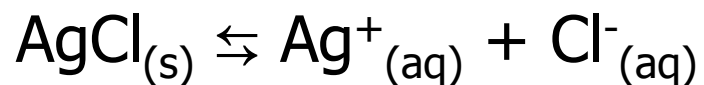
Elektrolitička disocijacija

Elektroliti se dele na jake i slabe.

Jaki elektroliti su one supstance koje su u rastvoru potpuno disosovale na jone



Slabi elektroliti su one supstance koje u vodenom rastvor samo delimično disosuju na jone (u principu manje od 1%)



Konstanta disocijacije K_d

$$K_d = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

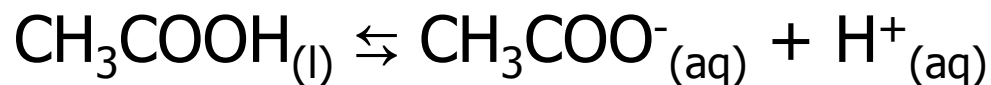
Elektrolitička disocijacija

Elektroliti se dele na jake i slabe.

Jaki elektroliti su one supstance koje su u rastvoru potpuno disosovale na jone



Slabi elektroliti su one supstance koje u vodenom rastvor samo delimično disosuju na jone (u principu manje od 1%)



Konstanta disocijacije K_d

$$K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

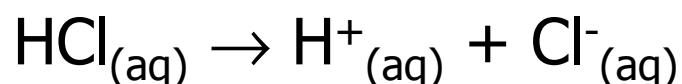
Kiseline i baze

Veoma važne klase jedinjenja u hemiji.

Prva teorija o kiselinama i bazama – Arenijusova teorija.

Po Arenijusu:

Kiseline su one supstance koje u vodi disocijacijom od pozitivnih jona daju H^+ (ili H_3O^+) jone.



Baze su one supstance koje u vodi disocijacijom od negativnih jona daju OH^- jone

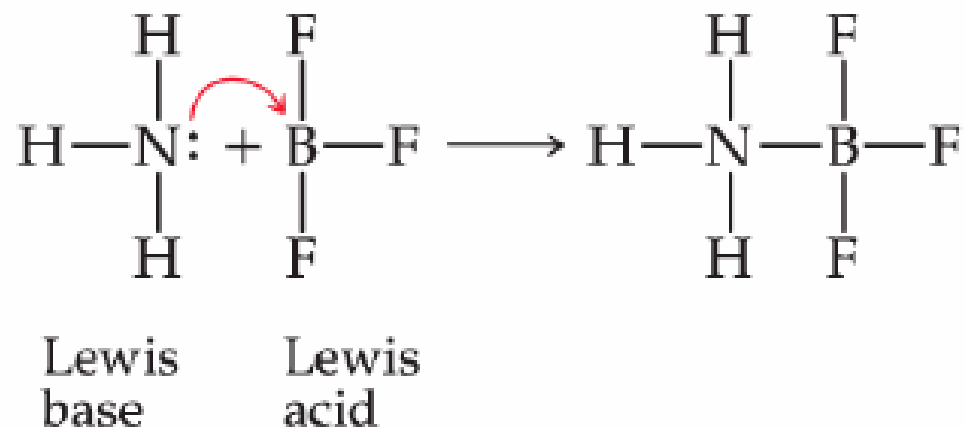


Kiseline i baze

Luisova teorija kiselina i baza (donosko-akceptorska teorija):

Baze su donori slobodnog elektronskog para a kiseline su akceptori slobodnog elektronskog para.

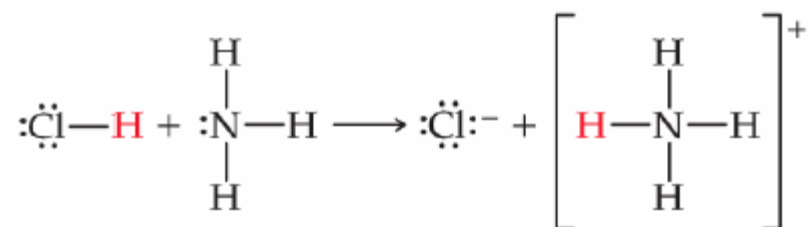
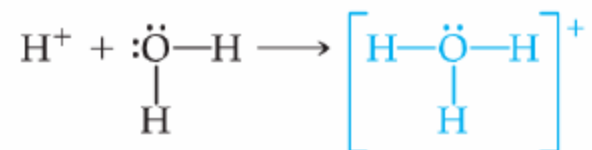
Znači, svaka baza ima na raspolaganju valentnu orbitalu sa slobodnim elektronskim parom, a svaka kiselina ima na raspolaganju praznu valentnu orbitalu



Kiseline i baze

Brønsted- Lowri-jeva teorija kiselina i baza (protolitička teorija):

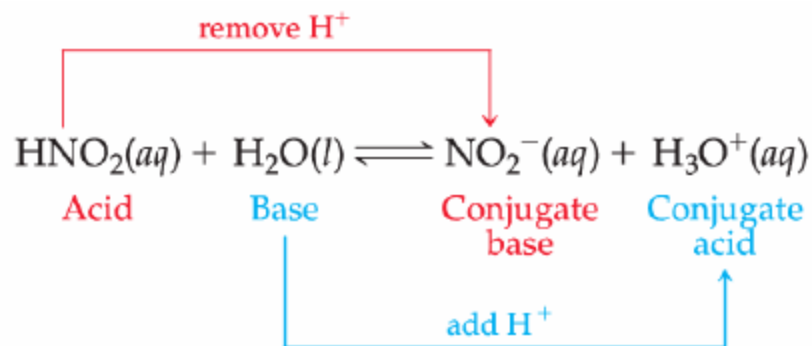
Kiseline su donori protona a baze su akceptori protona.



Kiseline i baze

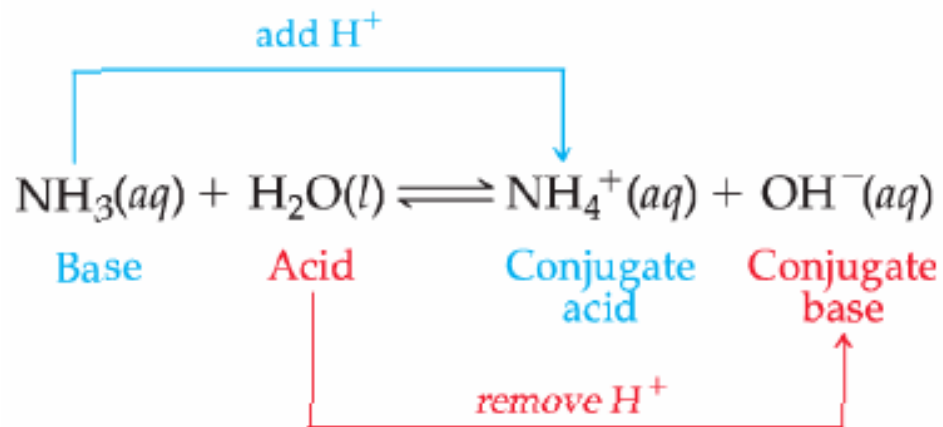
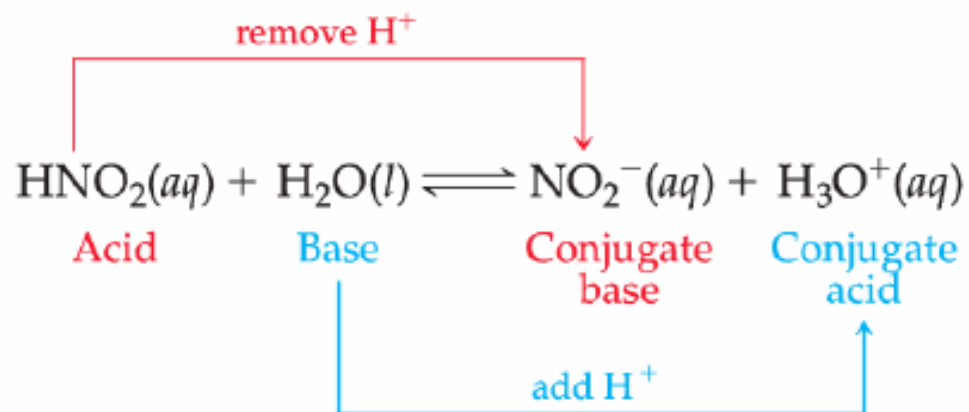
Posledica Brønsted- Lowri-jeve teorije je nastajanje konjugovanih kiselobaznih parova (konjugovano= spojeno kao par).

Kiselina kada otpusti proton postaje akceptor protona (jer na isto mesto sa kog je otpustila proton sada može da primi proton) pa samim tim ono što je ostalo od kiseline nakon odlaska protona je baza. Takva baza se zove konjugovana baza polzne kiseline. Sa druge strane, baza koja je primila proton sada taj isti proton može da otpusti pa postaje kiselina (konjugovana kiselina početne baze)



Kiseline i baze

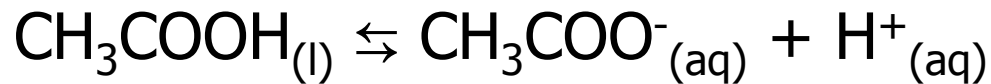
Posledica Brønsted- Lowri-jeve teorije je nastajanje konjugovanih kiselobaznih parova (konjugovano= spojeno kao par).



Kiseline i baze

Jačina kiselina i baza.

Jačina kiselina i baza direktno zavisi od njihove konstante disocijacije (kod kiselina konstanta disocijacije se zove i kiselinska konstanta K_a , a kod baza bazna konstanta K_b)



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

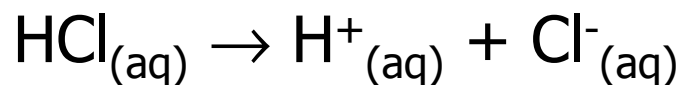
Kiseline i baze

Jačina kiselina.

Jačina kiselina je ustvari mera koliko H^+ jona ta količina kiseline može da otpusti u rastvor. Jake kiseline su potpuno disosovane tj. otpustile su sve H^+ jone koje mogu. Jakih neorganskih kiselina ima sedam. To su:

HCl , HI , HBr , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_3$ i najjača $HClO_4$

Sve one u vodenom rastvoru su potpuno disosovane na jone (osim sumporne – videti dalje)

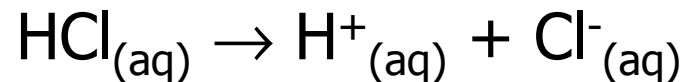


Kiseline i baze

Jačina kiselina.

Po broju H^+ jona koje mogu da otpuste kiseline mogu biti monobazne, dvobazne, trobazne...

Monobazne mogu da otpuste samo jedan H^+ jon



Dvobazne kiseline mogu da otpuste dva H^+ jona. U vodenom rastvoru taj drugi H^+ jon je veoma retko disosovan.

H_2SO_4 u vodenom rastvoru je potpuno otpustila samo prvi H^+ jon



Drugi H^+ jon je samo delimično otpušten



Kiseline i baze

Jačina kiselina.

Druga značajna dvobazna kiselina je ugljena kiselina H_2CO_3

Trobazne kiseline mogu da otpuste 3 H^+ jona najpoznatija je fosforna kiselina H_3PO_4

Sve ostale kiseline su u principu slabe (što ih ne čini manje opasnim)

Kiseline i baze

Jačina baza

Jake baze su samo hidroksidi alkalnih (I grupa) i nekih zemnoalkalnih metala (II grupa)

LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂ i Ba(OH)₂

One su potpuno disosovane u vodi.

Kao i kiseline i baze mogu biti monokisele NaOH ili dvokisele Ba(OH)₂ ili trokisele Fe(OH)₃

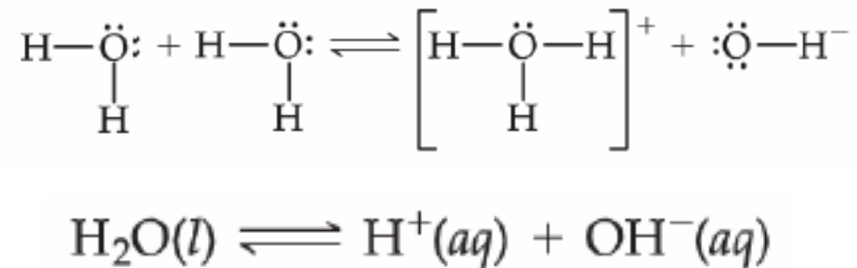
Sve ostale baze su slabe baze a najpoznatija od njih je amonijak (jedina baza bez metala koju ćete učiti) NH₃



Pisanje amonijaka kao NH₄OH je neisparvno.

Jonski proizvod vode i pH

Voda nije sačinjena samo od H₂O molekula, već u njoj dolazi i do sledeće ravnotežne (povratne) reakcije:



Ovo se zove autojonizacija vode.

Konstanta ravnoteže ove reakcije je:

$$K_c = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Njena vrednost je određena eksperimentalno da iznosi:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad (\text{at } 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

Jonski proizvod vode i pH

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad (\text{at } 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

Šta ovo znači?

To znači da u jednom dm^3 vode postoji 1×10^{-7} mola H^+ jona ($c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$) i 1×10^{-7} mola OH^- jona ($c(\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$).

Hemičari vole da ovakve eksponencijalne zapise za koncentracije izražavaju preko logaritama tako da negativni logaritam koncentracije se zove p vrednost.

Pa se negativni logaritam koncentracije vodonikovih jona zove pH vrednost

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

$$\text{pH} = -\log(1.0 \times 10^{-7}) = -(-7.00) = 7.00$$

Jonski proizvod vode i pH

Čista voda će imati pH vrednost od 7 jer je koncentracija vodonikovi jona $c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$.

Takođe će biti i $1 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ OH^- jona pa se za takvu vodu kaže da je pH neutralna (ista koncentracija i H^+ i OH^- jona).

Ako sad u takvu vodu dodamo kiselinu i povećamo koncentraciju H^+ jona na $1 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ pH vrednost takvog rastvora će iznositi 3:

$$\text{pH} = -\log(1.0 \times 10^{-3}) = -(-3.00) = 3.00$$

Kolika je sada koncentracija OH^- jona. To možemo odrediti preko jonskog proizvoda vode.

Jonski proizvod vode i pH

Kolika je sada koncentracija OH^- jona. To možemo odrediti preko jonskog proizvoda vode.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-3}} = 1 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Očigledno je da ima mnogo više H^+ jona nego OH^- jona pa će rastvor biti kiseo.

Svi rastvori koji imaju pH manje od 7 su kiseli.

Jonski proizvod vode i pH

Sa druge strane, kolika je pH rastvora baze koji ima koncentraciju OH^- jona $1 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$?

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1 \cdot 10^{-3}} = 1 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

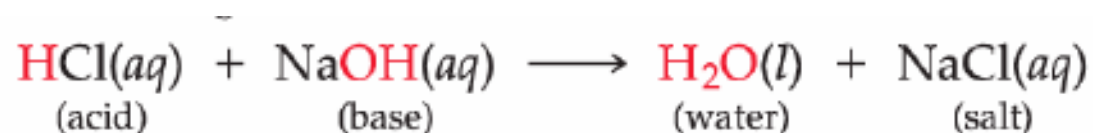
$$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-11}) = -(-11) = 11$$

Očigledno je da ima mnogo manje H^+ jona nego OH^- jona pa će rastvor biti bazan.

Svi rastvori koji imaju pH veće od 7 su bazni.

Reakcije između kiselina i baza - neutralizacija

Kada kiselina i baza reaguju nastaje so i voda. Reakcija je jako egzotermna (oslobađa se velika količina energije) jer nastaje veoma stabilan molekul – voda.



Soli

Soli su po pravilu jonska jedinjenja nastala u reakciji neutralizacije između kiseline i baze. Anjon soli potiče od kiseline a katjon od baze.

Soli mogu biti:

Neutralne – nastaju potpunom neutralizacijom kiseline bazom npr.
 NaCl , Na_2SO_4 , CaCO_3

Kisele – nastaju ako neka višebazna kiselina nije potpuno neutralisana bazom. Primeri su NaHCO_3 , KHSO_4 , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4

Bazne – nastaju ako neka višekisela baza nije potpuno neutralisana kiselinom. Primeri su Ca(OH)Cl , $(\text{BaOH})_2\text{SO}_4$

Bazne i kisele soli ne moraju u vodenim rastvorima da daju baznu ili kiselu reakciju.

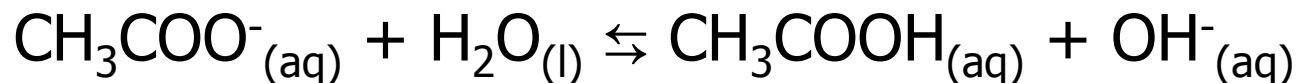
Hidroliza – cepanje vode

Konjugovani kiselobazni parovi.

Ako je kiselina jaka – njena konjugovana baza će biti slaba
(HCl, Cl⁻)

Ako je kiselina slaba - njena konjugovana baza će biti jaka
(CH₃COOH, CH₃COO⁻)

Ta jaka konjugovana baza kada se nađe u vodenom rastvoru će reagovati sa vodom na sledeći način:



Rastvor će postati bazan. Bitno ovde je da se voda pocepala na H⁺ i OH⁻

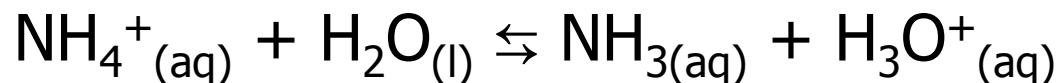
Hidroliza – cepanje vode

Konjugovani kiselobazni parovi.

Ako je baza jaka – njena konjugovana kiselina će biti slaba
(NaOH, Na⁺)

Ako je baza slaba - njena konjugovana kiselina će biti jaka
(NH₃, NH₄⁺)

Ta jaka konjugovana kiselina kada se nađe u vodenom rastvoru
će reagovati sa vodom na sledeći način:

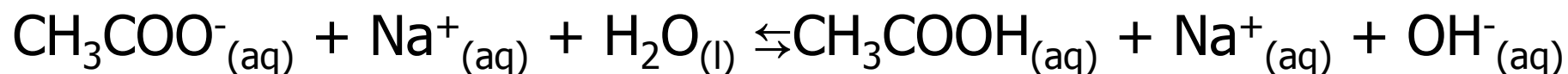


Rastvor će postati kiseo. Bitno ovde je da se voda pocepala na
H⁺ i OH⁻

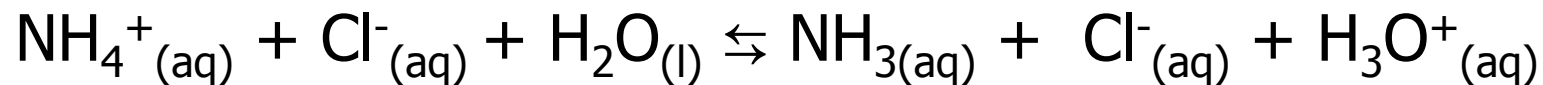
Hidroliza – cepanje vode

Ovo je osnova hidrolize.

Kada se u vodi rastvori so koja je nastala neutralizacijom jake baze slabom kiselinom (CH_3COONa) tada će rastvor te soli biti bazan.



Kada se u vodi rastvori so koja je nastala neutralizacijom slabe baze jakim kiselinom (NH_4Cl) tad će rastvor te soli biti kiseo.



Rastvor soli nastale neutralizacijom jake baze jakim kiselinom će biti neutralan a kiselost rastvra soli nastale neutralizacijom slabe baze slabom kiselinom će zavisti od toga šta je jače.

Puferi - regulatori

Puferi su sistemi koji se opiru promeni pH vrednosti. Ako u puferski rastvor dodamo određenu količinu kiseline ili baze tada će se pH vrednost neznato promeniti. Ukoliko bi istu količinu baze ili kiseline dodali u čistu vodu tada i došlo do znatne promene pH vrednosti.

Puferi se sastoje od slabe baze i njene soli sa jakim kiselinom ili od slabe kiseline i njene soli sa jakim bazom.

Kako se puferi opiru promeni pH rastvora?

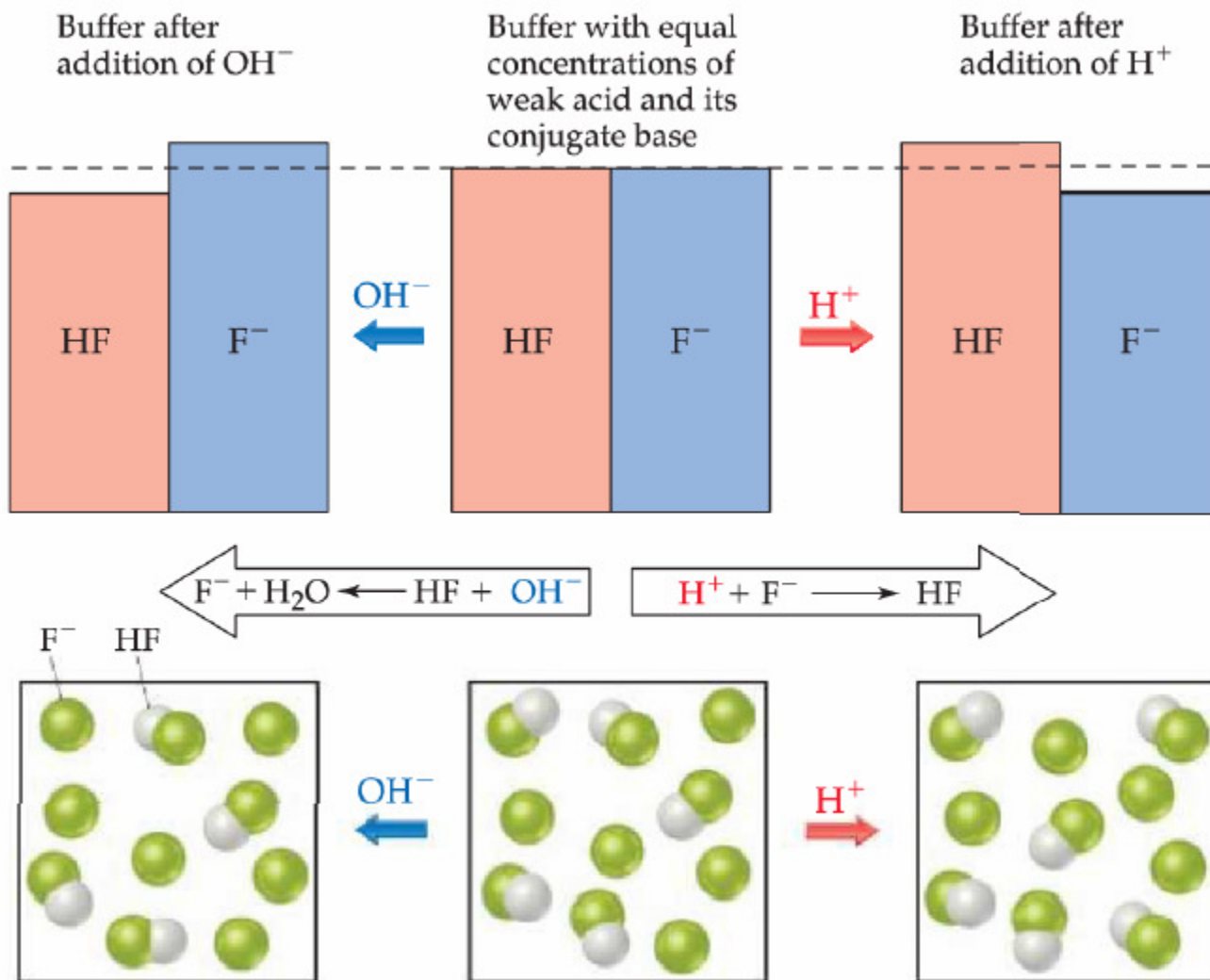


$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HX}]}{[\text{X}^-]}$$

Puferi - regulatori

Puferi su sistemi koji se opiru promeni pH vrednosti.



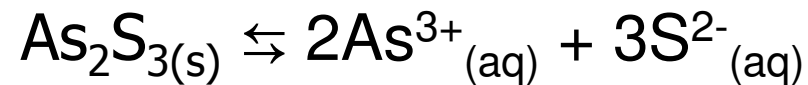
Proizvod rastvorljivosti - K_{sp}

Proizvod rastvorljivosti je ustvari samo konstanta ravnoteže povratne reakcije rastvaranja slabo rastvornih soli kao što je AgCl



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

On kod složenijih soli deluje strašnije:



$$K_{sp} = [\text{As}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$$