

pH i vandige løsinger. Syre-base teori

Av *cand. real.* Hans Kristiansen

Hans Kristiansen er ansatt som forsker ved Norsk institutt for vannforskning. Han er *cand. real.* fra Universitetet i Oslo i 1960, med kjemi som hovedfag.

Syrer ble opprinnelig definert som forbindelser av to grunnstoffer, hvorav det ene var surstoff, eller oksygen som det nå heter. Med en syre forsto man det vi nå kaller et syreanhydrid. Svovelsyre var: SO_3 , karbonsyre: CO_2 , osv., og med en base forsto man et metalloksyd.

Den antakelse at oksygenet var årsak til de sure egenskaper, holdt seg helt til det ble funnet kjemiske forbindelser som hadde alle syrens karakteristiske kjennetegn, men mangler oksygen. Arrhenius' dissosiasjonsteori rev grunnlaget fullstendig bort fra den gamle oppfatning. Da alle syrer man kjente, inneholdt vannstoff eller hydrogen, var det nå dette grunnstoff som ble karakteristisk for alle syrer.

Ifølge Arrhenius var definisjonen på en syre: En forbindelse som oppløst i vann avspalter hydrogenioner; og en base: En forbindelse som oppløst i vann avspalter hydroksylioner. Selv om denne definisjon har en begrenset gyldighet, preger den fortsatt våre dagers syn på syre-basebegrepet.

Særlig er Arrhenius' definisjon av en base lite tilfredsstillende. Basiske oppløsninger lar seg fremstille av stoffer som ikke kan fraspalte hydroksylioner. Dess-

uten begrenset definisjonen seg til vandige oppløsninger. Disse og andre vanskeligheter ble overvunnet da Brønsted formulerte sin oppfatning av syrer og baser og deres innbyrdes forhold til hverandre. Selv om denne teori heller ikke har ubegrenset gyldighet, er det den som er mest praktisk for vår behandling av syre-basebegrepet, og vi skal derfor komme tilbake til den i et senere avsnitt.

Elektrolytisk dissosiasjon.

I 1884 fremsatte Arrhenius denne hypotese: Et stoff løser seg i vann i en aktiv og i en inaktiv del, som er i likevekt med hverandre. I 1887 kom hans teori om den elektrolytiske dissosiasjon. Grunnen til at teorien ble fremsatt, var en idé av Clausius, som gikk ut på at det måtte være frie ioner i en elektrolytt før den kunne lede elektrisk strøm (man hadde tidligere trodd at strømmen var årsak til at det ble dannet ioner), og videre arbeidene til Van't Hoff over det osmotiske trykk i fortynnede løsninger.

Teorien går i korthet ut på at molekylene i en elektrolytt er løst i en aktiv del dissosiert i ioneform, og denne er i

likevekt med en udissoisert, inaktiv del. Dissosiasjonen skjer ved oppløsningen uavhengig av om man leder strøm gjennom elektrolytten, og løsningens osmotiske trykk skyldes så vel udissoiserte molekyler som frie ioner.

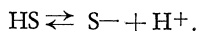
Den del av den totale mengde molekyler i en elektrolytt som foreligger i ioneform, kalte Arrhenius dissosiasjonsgraden, og han ga den betegnelsen α . Den elektrolytiske ledningsevne til en løsning er større jo flere ioner løsningen inneholder. Det er derfor mulig å bestemme dissosiasjonsgraden ved å måle løsningens ledningsevne. Til slike målinger kan man tenke seg et stort, men smalt kar hvor de to største veggene er elektrodeflater med avstand 1 cm. Bunnen og de andre veggene er av et ikke ledende materiale. Heller vi nå opp i karet en gramekvivalent (en gramekvivalent er like mange gram av stoffet som molekylvekten angir, dividert på valensen) av et stoff oppløst til en viss konsentrasjon, måler vi ekvivalentledningsevnen (Λ) ved denne konsentrasjonen. Fortynner vi stoffet i karet og måler ledningsevnen, finner vi at denne øker med fortynningen. Er karet stort nok, slik at vi kan fortynne uendelig mye, vil vi finne at ledningsevnen øker mot en grense som er ekvivalentledningsevnen (Λ_∞) ved uendelig stor fortynning. Dissosiasjonsgraden α er da gitt ved forholdet:

$$\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda_\infty}$$

For en uendelig fortynnet løsning er dissosiasjonen fullstendig, det vil si $\alpha = 1$.

Arrhenius bestemte dissosiasjonsgraden for en rekke elektrolytter, og det ble vist at den elektrolytiske dissosiasjon er en reversibel prosess.

Ved dissosiasjon av en syre HS innstilles likevekten:



Etter massevirkningsloven er produktet av ionekonsentrasjonene på høyre side dividert med ionekonsentrasjonene på venstre side konstant, K, og kalles dissosiasjons- eller likevektskonstanter:

$$\frac{C_{\text{H}} \cdot C_{\text{S}}}{C_{\text{HS}}} = K_{\text{S}}$$

C_{HS} er konsentrasjonen av udissoisert syre i mol. pr. l.

C_{H} er konsentrasjonen av H^+ -ioner og C_{S} er konsentrasjonen av S^- -ioner.

En base BOH dissosierer på tilsvarende måte:

$\text{BOH} \rightleftharpoons \text{B}^+ + \text{OH}^-$,
og etter massevirkningsloven:

$$\frac{C_{\text{OH}} \cdot C_{\text{B}}}{C_{\text{BOH}}} = K_{\text{b}}$$

K_{S} og K_{b} er konstanter som bare skulle avhenge av temperaturen. Når α er dissosiasjonsgraden, og C er den totale konsentrasjon av for eksempel en syre, er innholdet av dissoisert syre lik innholdet av hydrogenioner:

$$C_{\text{S}} = C_{\text{H}} = C\alpha,$$

og for udissoisert syre har vi:

$$C_{\text{HS}} = C(1 - \alpha).$$

Innført i massevirkningsloven gir dette generelt:

$$K = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Dette er den såkalte Ostwalds fortynningslov som viser at når C går mot null,

går α mot 1. Det vil si at dissosiasjonen er fullstendig ved uendelig stor fortyning.

Bestemmelse av α ved ledningsevne-målinger for forskjellige verdier av C har vist at K har konstant verdi bare for syrer eller baser som er svakt dissosiert, dvs. K-verdier lavere enn 10^{-5} . For eddiksyre har man funnet at $K_s = 1.8 \cdot 10^{-5}$, når C varierer mellom 1/8 og 1/1024 mol. pr. liter. (Et mol. av et stoff er like mange gram av stoffet som molekylvekten angir.)

Konstanten er større desto mer syren eller basen er dissosiert i ioner. Dissosiasjonskonstanten for en svak syre eller base er derfor mål for syrens eller basens styrke.

Syrer som dissosierer i flere trinn, har flere dissosiasjonskonstanter. Karbonsyre H_2CO_3 dissosierer f.eks. i to trinn:

1. $H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$ og
2. $HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$

De tilsvarende likevektskonstanter K_1 og K_2 har henholdsvis verdiene $4.20 \cdot 10^{-7}$ og $4.67 \cdot 10^{-11}$ ved $25^\circ C$. En sammenlikning viser at karbonsyrens første likevekt er sterkest som syre.

Forsøker man å bestemme dissosiasjonskonstantene ved ledningsevne-målinger for mineralsyrer som saltsyre og svovelsyre, eller baser som natriumhydroksyd og kaliumhydroksyd, vil man ikke få noen konstante verdier i noe konsentrasjonsområde. For å forklare dette måtte man anta at slike stoffer var fullstendig dissosiert i alle rimelige konsentrasjoner, og de ble derfor kalt sterke syrer, henholdsvis sterke baser. De fleste metallsalter regnes også for å være fullstendig dissosiert, og slike stoffer kalles med en fellesbetegnelse sterke elektrolytter.

Den avvikende oppførsel hos disse elek-

trolytter skyldes at ionene gjensidig påvirker hverandre, og påvirkningene er større desto mer konsentrert elektrolytten er. De kjemiske lover gjelder strengt tatt bare for ideelle løsninger. For at disse lover skal gjelde generelt, har man innført betegnelsen aktivitet, og anvender den istedenfor konsentrasjonen i det kjemiske lovverk.

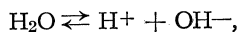
Forholdet mellom aktiviteten a og konsentrasjonen c i en løsning, kalles aktivi-

$$\text{tetskoeffisienten } f: f = \frac{a}{c}.$$

For en ideell løsning er $f = 1$, og jo mer f avviker fra 1, desto mer avviker løsningen fra en ideell løsning. f er da den korreksjonsfaktor man må innføre for å komme fra konsentrasjon til aktivitet, f kan beregnes når man kjenner ionenes konsentrasjon i en løsning og deres elektriske ladning (valens).

Vannets dissosiasjon.

Vann er dissosiert i ioner etter likningen:



men dissosiasjonen er så svak at teoretisk leder absolutt rent vann ikke elektrisk strøm. Det rensede vann man hittil har kunnet fremstille, har likevel en viss elektrolytisk ledningsevne. ($3.6 \cdot 10^{-6} \mu S/cm$ ved $0^\circ C$).

Massevirkningsloven gir følgende uttrykk for vannets dissosiasjon:

$$\frac{a_H \cdot a_{OH}}{a_{H_2O}} = K$$

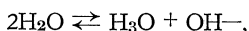
a_H er aktiviteten av H^+ -ioner, a_{OH} er aktiviteten av OH^- -ioner og a_{H_2O} er

aktiviteten av vannmolekylene. Da dissosiasjonen er meget lav, kan aktiviteten av vannmolekylene ansees som konstant og $a_{\text{H}_2\text{O}}$ trekkes inn i likevekstkonstanten. Vi får da:

$$a_{\text{H}} \cdot a_{\text{OH}} = K_v$$

som kalles vannets ioneprodukt.

I virkeligheten foreligger det ikke frie hydrogenioner i en løsning. Hvert H^+ -ion består derfor av minst ett vannmolekyl i tillegg. Minimumsformelen for et hydrogenion blir da H_3O^+ . For vannets dissosiasjon er det derfor mer korrekt å skrive:



men av praktiske grunner blir den enklere skrivemåte vanligvis brukt.

Størrelsen K_v er konstant for en gitt temperatur og ved 23°C er $K_v = 10^{-14}$. Da rent vann inneholder like mange H^+ -ioner som OH^- -ioner er,

$$a_{\text{H}} = a_{\text{OH}} = 10^{-7} \text{ mol. pr. liter.}$$

K_v varierer med temperaturen som vist i følgende tabell:

Temperatur $^\circ\text{C}$	K_v	$-\log K_v$
0	$0,1139 \cdot 10^{-14}$	14,943
5	$0,1846 \cdot 10^{-14}$	14,734
10	$0,2920 \cdot 10^{-14}$	14,535
15	$0,4505 \cdot 10^{-14}$	14,346
20	$0,6809 \cdot 10^{-14}$	14,167
25	$1,008 \cdot 10^{-14}$	13,996
30	$1,460 \cdot 10^{-14}$	13,833
40	$2,919 \cdot 10^{-14}$	13,535
50	$5,474 \cdot 10^{-14}$	13,262
60	$9,614 \cdot 10^{-14}$	13,017

pH-begrepet.

Surheten i en vandig løsning ble lenge bestemt ved titrering, men dermed be-

stemte man det totale syreinnhold uten at man tok hensyn til dissosiasjonen i løsningen. Senere ble det konstateret at et bedre mål for en løsnings surhet var hydrogenionekonsentrasjonen og at variasjonsområdet for denne var meget stort fra 1 til 10^{-14} mol. pr. liter. (For hydrogenionet som er det letteste ion, er 1 mol. tilnærmet lik 1 g).

I en avhandling fra 1909 om hydrogenionekonsentrasjonens betydning for biokjemiske reaksjoner, valgte den danske kjemiker S. P. L. Sørensen å uttrykke hydrogenionekonsentrasjonen i potenser av 10. Tallverdien av eksponenten ga han symbolet pH, og kalte det «hydrogenionekonsentrenten». Dette ble gjort for å forenkle grafiske fremstillinger. Når hydrogenionekonsentrasjonen uttrykkes i potenser av 10, blir eksponenten alltid negativ. pH ble derfor den negative logaritmen til hydrogenionekonsentrasjonen, $\text{pH} = -\log C_{\text{H}}$. Nå er symbolet pH gått inn i språket og er blitt et mål for en løsnings surhet eller alkalitet.

Da pH er en logaritmisk funksjon av C_{H} , vil pH avta med 1 enhet hver gang C_{H} blir 10 ganger større. Ser vi bort fra ionenes gjensidige innflytelse på hverandre i en løsning, har vi at produktet av konsentrasjonen av H^+ og OH^- -ioner er konstant og tilnærmet lik 10^{-14} ved romtemperatur. En løsning er nøytral når den inneholder like mange hydrogenioner som hydroksylioner, $C_{\text{H}} = 10^{-7}$ og altså $\text{pH} = 7$. Nå varierer vannets ioneprodukt med temperaturen og derfor varierer også nøytralpunktets pH med temperaturen ($\text{pH} = 7,5$ ved 0°C og $6,5$ ved 60°C).

En løsning er sur når pH er mindre enn 7 og basisk når pH er større enn 7. Er pH i en løsning for eksempel 4, inne-

Tabellen nedenfor viser sammenhengen mellom C_H , C_{OH} og pH ved ca. 25°C:

C_H	10 ⁻¹	10 ⁻³	10 ⁻⁵	10 ⁻⁷	10 ⁻⁹	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹³
C_{OH}	10 ⁻¹³	10 ⁻¹¹	10 ⁻⁹	10 ⁻⁷	10 ⁻⁵	10 ⁻³	10 ⁻¹
pH	1	3	5	7	9	11	13

}
}
}
}
}
}
}
}

sur
nøytral
basisk

holder den 0,0001 mol. eller like mange gram H^+ -ioner pr. liter.

Denne pH-skala er bare gyldig for uendelig fortynnede løsninger. Ved innføring av begrepet aktivitet fikk pH en ny og eksakt betydning og ble definert som den negative logaritme til hydrogenioneaktiviteten:

$$pH = -\log a_H.$$

Etter denne definisjon er det mulig å måle pH-verdier mindre enn 0 og større enn 14. En mettet løsning av KOH har pH = 19 og i ren svovelsyre er pH = -10,6. En pH-verdi på -10,6 har ingen mening etter den opprinnelige definisjon. Den svarer til en H^+ -ionekonsentrasjon på 40 tusen tonn pr. liter! mens C_H i ren svovelsyre er ca. 40 g pr. liter, dersom man antar at syren er fullstendig dissosiert og det tilsvarer pH = -1,25.

For en vandig løsning av en sterk syre med konsentrasjonen C mol/l, har vi:

$$C_H = C \text{ og } pH = -\log C$$

som bare gjelder for meget stor fortynning. Tar vi hensyn til ionestyrken, må C erstattes med fC hvor f er aktivitetskoeffisienten.

For HCl kan pH-verdiene sammenliknes i tabellen:

Konsentrasjon	pH = $-\log C$	pH = $-\log fC$
10 ⁻⁴ N	4	4,005
10 ⁻³ N	3	3,01
10 ⁻² N	2	2,05
10 ⁻¹ N	1	1,1

Tilsvarende for en sterk base med konsentrasjonen C mol/l har vi:

$$C_{OH} = C \text{ og } pH = 14 + \log f C$$

når løsningen er tilstrekkelig fortynnet, eller når vi tar hensyn til ionestyrken

$$pH = 14 + \log fC.$$

For NaOH kan pH-verdiene sammenliknes i tabellen.

	pH = 14	pH = 14
Konsentrasjon	+ log C	+ log fC
10 ⁻⁴	10	9,995
10 ⁻³	11	10,99
10 ⁻²	12	11,95
10 ⁻¹	13	12,9

For en svak syre har vi etter Ostwalds fortynningslov:

$$\frac{\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{K_s}{C}$$

Når α er liten i forhold til 1, kan vi skrive:

$$\alpha^2 = \frac{K_s}{C}$$

og da $C_H = \alpha C$, har vi

$$C_H = \sqrt{K_s C}$$

$$\text{og } pH = \frac{\log K_s + \log C}{2}$$

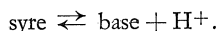
Brønstedts syre-base teori.

Den danske kjemiker J. N. Brønsted fremsatte sin definisjon av syre-base-begrepet i 1923. Omtrent samtidig publiserte engelskmannen Lowry samme definisjon, men da Brønstedts fremstilling var mer fullstendig, er definisjonen senere blitt tilknyttet dennes navn.

Tidligere hadde man gått ut fra at syrer og baser skulle være elektrisk nøytrale, men elektrolytisk dissosierbare stoffer, som selv eller i form av anhydridet lot seg isolere. Brønsted så bort fra dette krav og definerte en syre som et stoff (molekyl, anion eller kation) som er i stand til å fraspalte hydrogenioner, og en base som er i stand til å oppta hydrogenioner. Definisjonen av de to stoffslag er altså nøye

knyttet til deres gjensidige innvirkning, deres evne til å «nøytralisere» hverandre. Den del av symolekylet som er igjen etter at hydrogenionet er spaltet fra, er altså etter definisjonen en base, og det produkt som oppstår når en base har opptatt et hydrogenion, er en syre.

Til enhver syre korresponderer en base og omvendt:

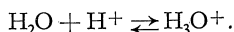


De to begrep er uløselig knyttet sammen og danner et syre-base par. Denne definisjon er uavhengig av løsningsmidlet og derfor mer allmengyldig enn Arrhenius' definisjon, men den har sin begrensning ved at syre-base-egenskapene ene og alene er tilknyttet hydrogenionet.

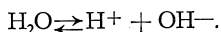
Eksempler på korresponderende syre-base-par:

	Syre	Base
Ammoniumion,	NH_4^+	$= \text{NH}_3 + \text{H}^+$
Hydratisert aluminiumion,	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{+++}$	$= \text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{++} + \text{H}^+$
» jernion,	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_x^{+++}$	$= \text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_{x-1}\text{OH}^{++} + \text{H}^+$
Saltsyre,	HCl	$= \text{Cl}^- + \text{H}^+$
Eddiksyre,	CH_3COOH	$= \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$
Karbonsyre,	H_2CO_3	$= \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$
Hydrogenkarbonation,	HCO_3^-	$= \text{CO}_3^{--} + \text{H}^+$

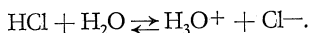
Som tidligere nevnt foreligger det ikke frie H^+ -ioner i en løsning. For at de sure egenskaper til en syre skal komme til uttrykk, må det i en løsning foreligge stoffer som kan oppta H^+ -ioner. Vann er et slikt løsningsmiddel som overfor en syre opptrer som en base etter likningen:



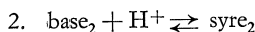
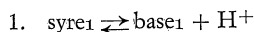
og overfor en base opptrer som en syre:



Når saltsyre løses i vann, innstilles følgende likevekt:



Resultatet av likevektsinnstillingen mellom syren (HCl) og basen (H_2O) er at det dannes en annen syre (H_3O^+) som korresponderer til basen, og en annen base (Cl^-) som korresponderer til syren. Alle syre-base-reaksjoner kan fremstilles som likevekten mellom to syre-base-system:



som summert gir:



Reaksjonen mot høyre er en overføring av et H^+ -ion fra syre₁ til base₂, mens den motsatte reaksjon er en overføring av et H^+ -ion fra syre₂ til base₁. Til hvilken side — høyre eller venstre — likevekten skal gå, avhenger av de reagerende syrer og basers styrke. En sterk syre som for eksempel saltsyre, fraspalter lett H^+ -ioner som den svake base H_2O vil oppta i tilstrekkelig grad til at likevekten er helt forskjøvet mot høyre. Ioniseringen vil derfor være stor. Den motsatte reaksjon er at syren (H_3O^+) avgir H^+ -ioner til basen (Cl^-), men dette skjer bare i meget liten grad.

En syre-base likevekt har en tilsvarende syrekonstant K_s :

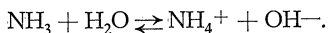
$$K_s = \frac{(\text{base}) (H^+)}{(\text{syre})}$$

(base), (syre) og (H^+) er aktivitetene for henholdsvis basen, syren og H^+ -ionet. Løses likningen med hensyn på pH, gir det:

$$pH = pK_s + \log \frac{(\text{base})}{(\text{syre})}$$

K_s er som tidligere nevnt et mål for syrens styrke. $pH = pK_s$ når likevekten inneholder like mye syre som base, og pH stiger når likevekten forskyves mot den basiske siden.

Ammoniumionet (NH_4^+) er etter Brønstedts definisjon en syre, mens ammoniakk reagerer med vann som en base:



For basekonstanten har vi det generelle uttrykk

$$K_b = \frac{(\text{syre}) (OH^-)}{(\text{base})}$$

Multipliserer vi uttrykket for K_s med uttrykket for K_b , får vi

$$K_s \cdot K_b = (H^+) \cdot (OH^-) = K_w$$

Dette viser at til utregning av pH-verdien for et syre-base-par av typen BOH, er det nok å kjenne en likevektskonstant, K_s .

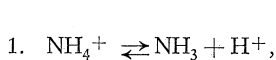
Brønstedts teori har, foruten å ha bevart viktige trekk fra det klassiske syn, gitt en enkel forklaring på mange kjemiske fenomener. Særlig gir den en enkel forklaring på et fenomen som kalles buffervirkning.

Buffervirkning.

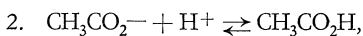
En vandig løsning av salt av en sterk syre og en sterk base, for eksempel natriumklorid, har en pH-verdi på omkring 7. Den samme pH har ammoniumacetat løst i vann. Tilsettes 1 ml av en 0,1 molar saltsyreløsning til 1 liter av hver av disse løsninger, vil pH i det første tilfelle avta til 4, mens tilsetningen i det andre tilfelle ikke vil ha noen merkbar innflytelse på pH-verdien. Tilsettes i stedet en ekvivalent mengde natriumhydroksydoppløsning, vil pH i natriumkloridløsningen øke fra 7 til 10, mens pH på ammoniumacetatløsningen heller ikke nå vil forandre seg merkbart.

Den motstand ammoniumacetatløsningen har mot at pH-verdien forandrer seg ved tilsetning av syre eller base, kalles buffervirkning. Løsninger som har evne til å bevare pH-verdien praktisk talt konstant etter syre- eller basetilsetning, kalles bufferløsninger. Ammoniumacetat løst i vann er altså en viktig bufferløsning.

Ammoniumacetat ($CH_3CO_2NH_4$) danner to korresponderende syre-base-par:



$$K_{s1} = \frac{(\text{NH}_3)(\text{H}^+)}{(\text{NH}_4^+)}$$



$$K_{s2} = \frac{(\text{CH}_3\text{CO}_2^-)(\text{H}^+)}{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})}$$

Multipliserer vi de to syrekonstantene med hverandre og samtidig setter $(\text{NH}_3^+) = (\text{CH}_3\text{CO}_2^-)$, får vi

$$K_{s1} \cdot K_{s2} = \frac{(\text{NH}_3^+)(\text{H}^+)^2}{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})}$$

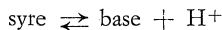
Denne likningen kan skrives på logaritmisk form. Vi får da følgende uttrykk for pH ($\log K = -pK$):

$$\text{pH} = \frac{1}{2}pK_{s1} + \frac{1}{2}pK_{s2} + \frac{1}{2} \log \frac{(\text{NH}_3)}{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})}$$

Med bare ammoniumacetat løst i vann inneholder løsningen like mye ammoniakk som eddiksyre, og da er siste ledd i likningen for pH lik null.

Tilsettes nå saltsyre til løsningen, vil likevekten for 1. syre-base-par forskyves mot venstre, og likevekten for 2. syre-base-par forskyves mot høyre. Det vil si at konsentrasjonen av eddiksyre vil øke, og konsentrasjonen av ammoniakk vil avta. Siste ledd i likningen for pH blir derved negativt, og pH-verdien avtar, men den avtar meget langsomt. Når konsentrasjonen av eddiksyre er blitt ti ganger større enn konsentrasjonen av ammoniakk, har pH avtatt med en halv enhet. Når likevekt 1 er forskjøvet helt mot venstre og likevekt 2 helt mot høyre, vil pH avta hurtig. Analogt vil pH øke ved tilsetning av sterk base.

Den generelle likningen for en korresponderende syre-base-likevekt etter Brønstedts teori, har formen:



og uttrykket for pH blir da

$$\text{pH} = pK_s + \log \frac{(\text{base})}{(\text{syre})}$$

Buffervirkningen er størst når løsningen inneholder ekvivalente mengder av en svak syre og dens salt (eller en svak base og dens salt). I slike tilfelle har vi at

$$\text{pH} = pK_s$$

For et enkelt syre-base-par vil pH minke, henholdsvis øke, med en enhet når forholdet $(\text{base})/(\text{syre})$ blir ti ganger mindre, henholdsvis ti ganger større.

Bufferkapasiteten er et mål for den evne en løsning har til å motsette seg variasjoner i pH. Den er definert ved forholdet:

$$\beta = \frac{dC_{\text{BOH}}}{dpH}$$

dC_{BOH} er den mengde base (i g.ekv./l) som tilsettes en løsning, og dpH er den øking av pH som tilsetningen har forårsaket. β er alltid positiv i det en tilsetning av syre er ekvivalent med en fjerning av base, altså blir dC_{BOH} negativ, men dette fører til at pH blir mindre, dvs. en negativ øking av pH.

For en fullstendig, dissosiert, sterk base har vi at

$$dC_{\text{BOH}} = dC_{\text{OH}}$$

$$\text{og } dpH = -d \log C_{\text{H}} = + d \log C_{\text{OH}}$$

$$= \frac{dC_{\text{OH}}}{\ln C_{\text{OH}}} = \frac{dC_{\text{OH}}}{2,3 c_{\text{OH}}}$$

$$\text{altså } \beta = \frac{dC_{\text{BOH}}}{dpH} = 2,3 C_{\text{OH}}$$

For en sterk syre har vi at

$$dC_{\text{BOH}} = dC_{\text{H}}$$
$$dpH = -d \log C_{\text{H}}$$
$$\text{og } \beta = 2,3 C_{\text{H}}$$

For en blanding av en sterk syre og en sterk base er

$$\beta = 2,3 (C_{\text{H}} + C_{\text{OH}})$$

Det viser at bufferkapasiteten passerer et minimum for $C_{\text{H}} = C_{\text{OH}}$, det vil si ved nøytralt punktet. I praksis er bufferkapasiteten for sterke elektrolytter praktisk talt null mellom pH 3 og pH 11.