

## Kapittel 8: Vandige likevekter

- Syre- og baseløsninger med fellesion
- Bufferløsninger
- Bufferkapasitet
- Titreringer og pH-kurver
- Indikatorer
- Titrering av polyprotiske syrer
- Løselighetsprodukt og –likevekter
- Utfelling og kvalitativ analyse
- Likevekter med komplekser

## 8.1 Løsninger med fellesion ("common ion")

- Svake syrer og deres salt, feks  $\text{HF(aq)}$  og  $\text{NaF(s)}$
- Begge produserer ionet  $\text{F}^-$   
=> kalles derfor fellesion (common ion)
- Fellesion påvirker likevekter ved at disse forskyves vekk fra ionet
- Løselighet av salter avtar hvis det er et slikt ion tilstede (likevekten forskyves)  
=> slikt skifte i likevekt kalles fellesioneffekten

## 8.2/8.3 Bufferløsninger

- Buffer = løsning av en svak syre og dens korresponderende base

eks:  $\text{HF}/\text{F}^-$ ,  $\text{HAc}/\text{Ac}^-$ ,  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-$ ,  
 $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ , melkesyre/laktat.

=> Motstår effektivt endringer i pH ved tilsats av  $\text{H}^+$  eller  $\text{OH}^-$

- Skjer ved at syra/basen reagerer med  $\text{OH}^-/\text{H}^+$  og danner korresponderende specie

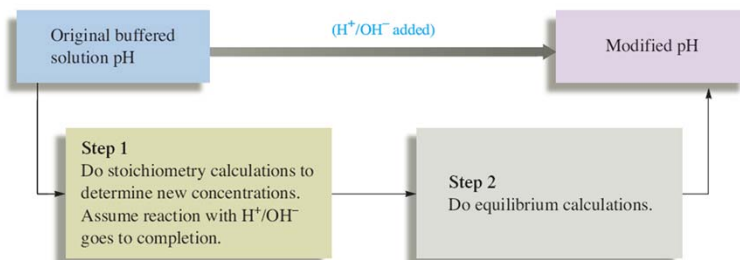
eks:  $\text{HA}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$

Tilsats av  $\text{H}^+$ :  $\text{A}^-$  reagerer og danner HA

Tilsats av  $\text{OH}^-$ : Omvendt rx ( $\text{H}^+$  blir brukt)

# Beregninger

- Behandles akkurat som andre syre/base-likevekter
- Tilsatt  $\text{H}^+/\text{OH}^-$ : Antar at forbrukes fullstendig og nye konsentrasjoner kan beregnes



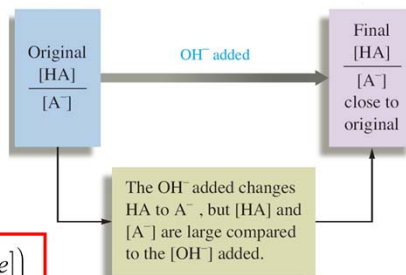
## Hvordan virker en buffer?

- Tilsettes f.eks.  $\text{OH}^-$  til en bufferløsning  $\text{HA}/\text{A}^-$  kan ikke  $\text{OH}^-$  akkumuleres, men reagerer til  $\text{A}^-$
- Gitt rx  $\text{HA}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$  og likevektsuttrykket:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

- pH er gitt ved forholdet  $[\text{HA}]/[\text{A}^-]$
- $[\text{HA}]$  og  $[\text{A}^-]$  er vanligvis store i forhold til tilført mengde  $\text{H}^+$  eller  $\text{OH}^-$

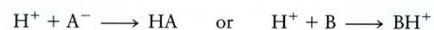
- Bufferligningen 
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left( \frac{[\text{base}]}{[\text{syre}]} \right)$$



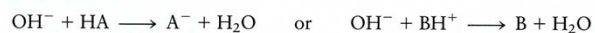
# Buffere oppsummert

## *Characteristics of Buffered Solutions*

1. Buffered solutions contain relatively large concentrations of a weak acid and its corresponding weak base. They can involve a weak acid HA and the conjugate base  $A^-$  or a weak base B and the conjugate acid  $BH^+$ .
2. When  $H^+$  is added to a buffered solution, it reacts essentially to completion with the weak base present:



3. When  $OH^-$  is added to a buffered solution, it reacts essentially to completion with the weak acid present:



4. The pH of the buffered solution is determined by the ratio of the concentrations of the weak base and weak acid. As long as this ratio remains virtually constant, the pH will remain virtually constant. This will be the case as long as the concentrations of the buffering materials ( $HA$  and  $A^-$  or  $B$  and  $BH^+$ ) are large compared with the amounts of  $H^+$  or  $OH^-$  added.

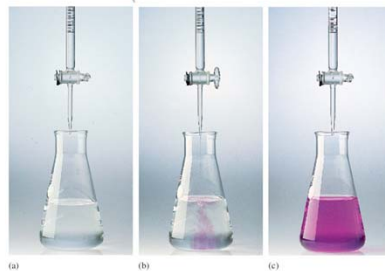
=> Buffere brukes til å holde tilnærmet konstant pH i en løsning!

## 8.4 Bufferkapasitet

- Hvor mye syre eller base som kan tilsettes en buffer avhenger av **bufferkapasiteten**
- = mengde  $\text{H}^+/\text{OH}^-$  som kan absorberes uten signifikant endring i pH
- Bestemt av konsentrasjonen til svak syre/svak base i løsningen (str på  $[\text{HA}]$  og  $[\text{A}^-]$ )
- Størst ved  $\text{pH} = \text{pK}_a$  (fordi  $[\text{HA}] = [\text{A}^-]$ )
- Bufferkapasiteten kan sprenges ved for stor tilsats av  $\text{H}^+$  eller  $\text{OH}^-$

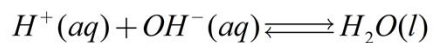
## 8.5 Titreringer og pH-kurver

- Mål ved titreringer:  
Analysere mengden syre eller base i en løsning
- Titrand: Base (oftest) med kjent konsentrasjon i byretten
- Kolbe med ukjent mengde syre  
=> rx til syra er oppbrukt (angis med indikator)
- Eks:  
50.0 mL av en vandig løsning av dimetylammin titreres med 0,103 M saltsyre. Det er nødvendig å bruke 32.70 mL saltsyre for å komme til endepunktet. Bestem konsentrasjonen av dimetylammin i løsningen før tilsetning av syre, og hvor mange gram som opprinnelig var løst.

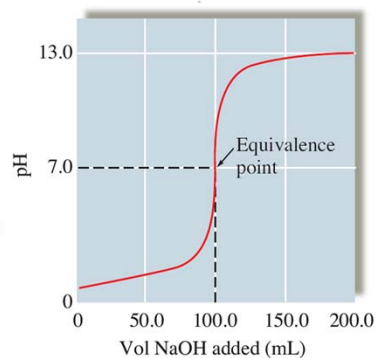




## Sterke syre-base-titreringer



- Sterk syre i erlenmeyerkolbe
- Sterk base i byretta
- Fullstendig rx mellom syre og base
- pH etter forskjellige tilsatte mengder base kan enkelt beregnes fra støkiometrien
- NB: Nytt volum hele veien!

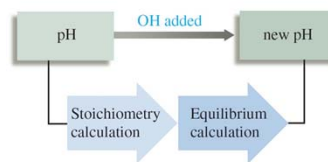


## Svak syre / sterk base – titrering

- Sterk base reagerer fullstendig med den svake syra (HA) og danner korresponderende svak base ( $A^-$ )  
=> støkiometrisk betraktning
- Må ta hensyn til likevekten  $HA/A^-$ !  
=> likevektsbetraktning

### Titration Curve Calculations

1. A *stoichiometry problem*. The reaction of hydroxide ion with the weak acid is assumed to run to completion, and the concentrations of the acid *remaining* and the conjugate base *formed* are determined.
2. An *equilibrium problem*. The position of the weak acid equilibrium is determined, and the pH is calculated.

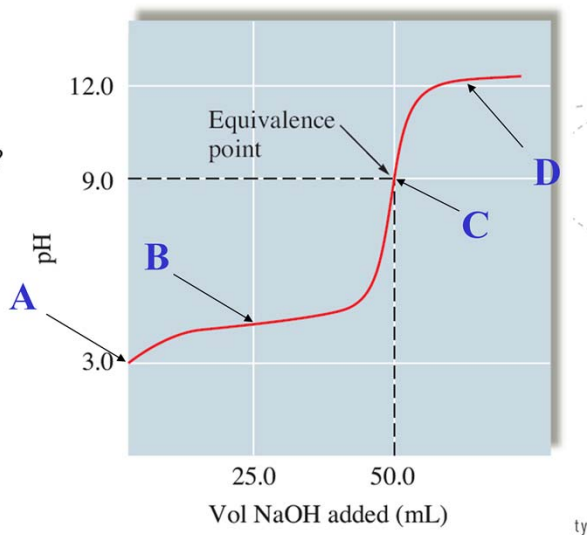


## Svak syre og sterk base

Eddiksyre (50 ml, 0.1M) mot  
natriumlut (0.1 M):

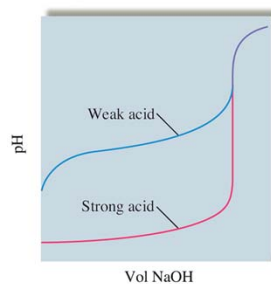
Hva skjer i punktene A, B, C og D?

- Hva bestemmer pH i de forskjellige tilfellene?
- Beregn pH i de forskjellige tilfellene



- Svak syre vs. sterk syre:  
Likevekt må tas i betraktning for den svake syra. pH forløpet blir annerledes.

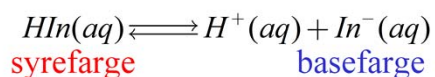
Hvorfor likt etter ekvivalenspunktet?



- Svak base titreres mot sterk syre:  
Samme som for svak syre/sterk base, men pH avtar etter som titreringen foregår.  
=> samme likevektsberegninger

## 8.6 Indikatorer

- En syre/base som endrer farge sfa pH
- Markerer ekvivalenspunktet på en titrering ved å skifte farge
- Kan være forskjell mellom støkiometrisk ekvivalenspunkt og endepunktet på titreringa (gitt av fargeforandringen)  
=> må velge en indikator med omhu!
- De fleste vanlige indikatorer er selv svake syrer:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} \quad \frac{K_a}{[\text{H}^+]} = \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

## Arbeidsområdet til en indikator

- Synlig omslag:

$$\frac{[In^-]}{[HIn]} = \frac{1}{10} \qquad \frac{[In^-]}{[HIn]} = \frac{10}{1}$$

$$pH = pKa + \log \left( \frac{[In^-]}{[HIn]} \right) = pKa + \log \left( \frac{1}{10} \right) = pKa - 1$$

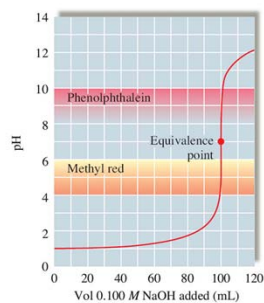
$$pH = pKa + \log \left( \frac{[HIn]}{[In^-]} \right) = pKa + \log \left( \frac{10}{1} \right) = pKa + 1$$

$$pH = pKa \pm 1$$

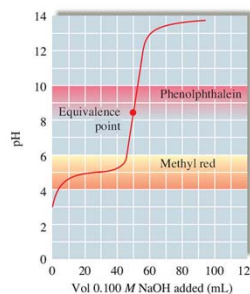
- Til titrering av svake syrer/baser: ønsker at indikatorsluttpunktet (der fargen endres) er så nærme ekvivalenspunktet som mulig
- Bruker derfor en indikator der midten av omslagsområdet er så nærme ekvivalenspunktet som mulig

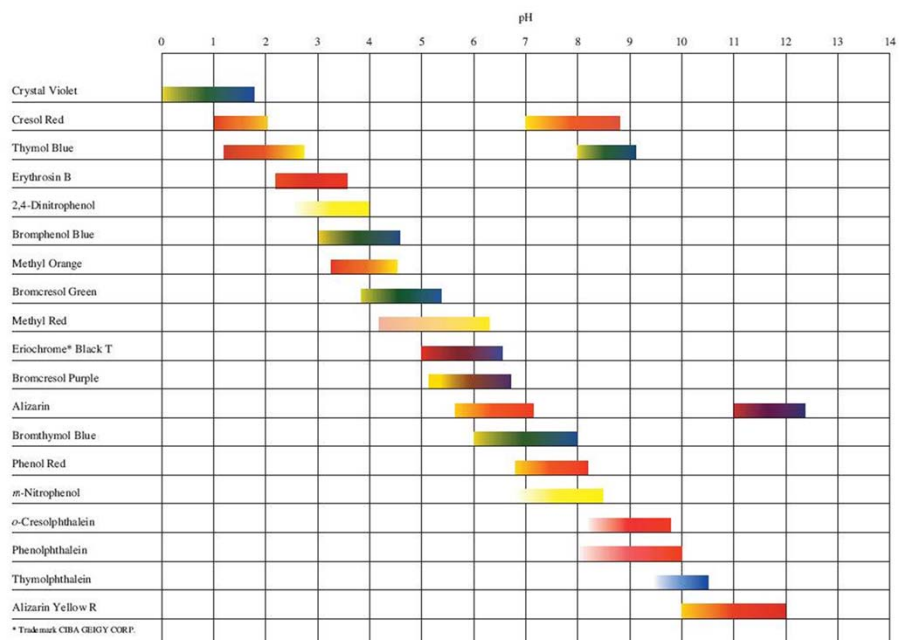
## Valg av riktig indikator

- Viktig å velge riktig indikator
- Må velge den som gjør at vi stopper titreringen i ekvivalenspunktet
- Sterk syre:



Svak syre:





\* Trademark CIBA GEIGY CORP.

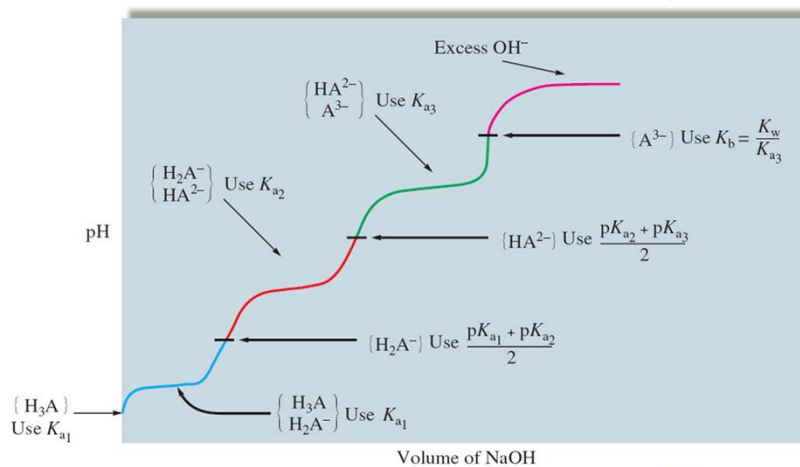
The pH ranges shown are approximate. Specific transition ranges depend on the indicator solvent chosen.

vity



## 8.7 Titrering av polyprotiske syrer

Her:  
 $\text{H}_3\text{A}$

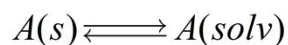


## Oppsummering buffer og titrering

- Hvilke molekyler og ioner er dominerende?
- Vil en reaksjon gå fullstendig? Støkiometri.
- Bestem pH utfra den dominerende likevekten etter fullstendig reaksjon
- Halvveispunkt:  $\text{pH} = \text{pK}_a$
- Bufferligningen:  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left( \frac{[\text{base}]}{[\text{syre}]}\right)$
- Ekvivalenspunkt:  $n_{\text{syre}} = n_{\text{base}}$   
(NB! Støkiometri!)

## 8.8 Løselighetslikevekter

- Ved en gitt temperatur kan en bestemt (maksimal) mengde stoff løses i en væske
- Løsningen er mettet
- Dynamisk likevekt mellom fast stoff og løst stoff



- Eks:  $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$        $K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$
- Vanligst: Fast stoff løst i væske  
Men kan også være gass løst i væske, og løsemiddel kan være væske eller fast stoff

## Ting å huske på / tenke over

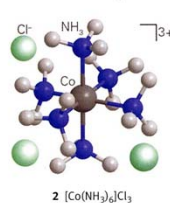
- Fellesioner tilstede vil påvirke løseligheten til saltet
- Når et salt løses; kan noen av ionene **reagere videre**  
eks:  $\text{CaSO}_4(\text{s}) = \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- pH kan påvirke løseligheten  
eks:  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  er mer løselig i syre enn i rent vann (hvorfor?)
- Blandes to eller flere løsninger må Q beregnes for å sjekke om evt tungtløselig salt kan felles ut
- Vannets egenprotolyse må i noen tilfeller tas i betraktning
- Noen salter er tungtløselige i vann, men løses i løsninger som inneholder andre ioner  
eks:  $\text{BaSO}_4$  løses ikke i vann, men i løsning av  $\text{CO}_3^{2-}$  -ioner

## 8.10 Komplekslikevekter

- Eksempel på kompleksion:



$Cu^{2+}$  er sentralionet,  $NH_3$  er ligander

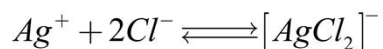
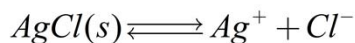


- Generelt: Ioner eller molekyler som er knyttet til et kation
- $MeL_n$  hvor Me er metall, L er ligand og n er antall ligander
- Antall ligander kalles koordinasjonstallet til kompleksionet
- Mange komplekser er fargede
- Stabiliteten avhenger av likevektskonstanten for dannelsen av komplekset,  $K_f$

## Komplekser i praksis

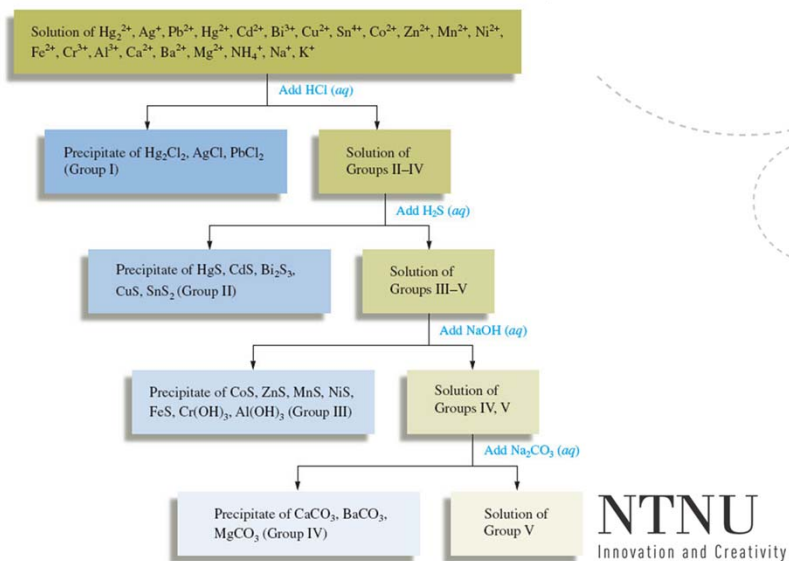
- Løseligheten til et salt kan endres hvis kompleksdannelse er mulig

eks:

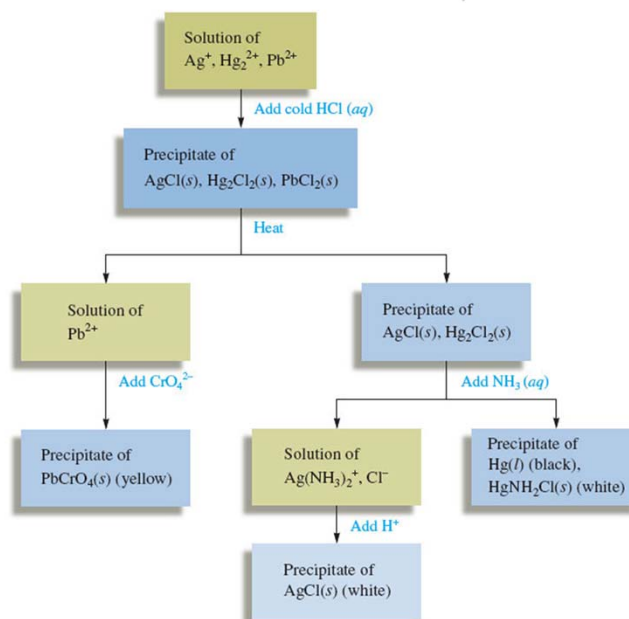


- Hvis en løsning av  $Cu^{2+}$ -ioner tilsettes en dråpe  $NH_3$  felles det ut et lyseblått bunnfall. Tilsettes mer  $NH_3$  vil bunnfallet løses og løsningen bli knall blå. Tilsettes så  $HCl$  i overskudd blir løsningen lyseblå. Hvordan kan dette forklares?

## 8.9 Kvalitativ analyse



## Detaljer gruppe 1





## Oppsummering

- Bufferløsninger består av svak syre og korresponderende base (evt base – korresponderende syre) og opprettholder relativ stabil pH selv ved store tilsetninger av syre/base
- Titreringer og pH-kurver. Sterke vs svake syrer/baser
- Indikatorer er selv en syre/base som indikerer ekvivalenspunktet for en titrering ved fargeforandring
- Polyprotiske syrer – flere ekvivalenspunkt. Hvilke specier bestemmer pH til enhver tid?
- Løselighetslikevekter
- Fellesion påvirker syre/base-likevekter og løselighet av salter
- Likevekter med komplekser
- Kvalitativ analyse = ved ulike reaksjoner bestemme hvilke ioner som er tilstede