

## Syrer og baser

Det sentrale i en syre-base reaksjon er utvekslingen av  $H^+$ -atomer., og en syre-base-reaksjon kan kalles en protolysereaksjon. Her er det viktig å huske på at  $H^+$ -atomer ikke alltid er det samme som protoner. 0,015% av  $H$ -atomer har nemlig også et nøytron i kjernen.

### Egenskaper

Syrer har sur smak, nøytraliserer baser, farger blått lakmuspapir rødt, har pH under 7, leder elektrisk strøm, reagerer med alle uedle metaller, og også med karbonater og gir  $CO_2$ -gass.

Baser har bitter smak, nøytraliserer syrer, farger rødt lakmuspapir blått, har en pH over 7, leder elektrisk strøm og reagerer med noen uedle metaller.

### Definisjoner

En syre er et stoff som kan avgi  $H^+$

En base er et stoff som kan ta opp  $H^+$

Protolyse er en reaksjon der det skjer en overføring av  $H^+$

## Vannets egenprotolyse, pH og pOH

Vann er en amfolytt, det kan både avgi og ta opp  $H^+$ . I vann har vi derfor en egenprotolyse:  $2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$ . Denne egenprotolysen har et likevektsuttrykk:  $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w$ .

$K_w$  er temperaturavhengig. Ved  $25^\circ C$  er  $K_w = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$ . Produktet av konsentrasjonen av oksoniumioner og hydroksidioner er altså konstant. Tilsetter vi en syre øker  $[H_3O^+]$ , og da minker  $[OH^-]$ . Tilsetter vi en base skjer det omvendte.

pH og pOH er et uttrykk for konsentrasjon oksoniumioner og hydroksidioner:  
 $pH = -\log[H_3O^+]$  og  $pOH = -\log[OH^-]$  Hvis  $K_w = 10^{-14}$  så er  $pH + pOH = 14$ .

Av likevekten  $2H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$  ser vi at  $[H_3O^+]$  og  $[OH^-]$  alltid er like i rent vann.

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \left( \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2$$

Da  $[H_3O^+] = [OH^-]$  kan vi ta roten på begge sider og vi får;

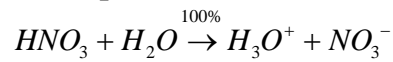
$$[H_3O^+] = \sqrt{10^{-14} \left( \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad \text{eller} \quad [OH^-] = \sqrt{10^{-14} \left( \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

pH og pOH i vann er da  $-\log 10^{-7} = 7$

## pH i løsninger av sterke syrer

En sterk syre protolyserer fullstendig i vann, og konsentrasjonen av  $H_3O^+$  i løsningen er derfor den samme som konsentrasjonen av syren. 1 mol av syren reagerer med vann og danner 1 mol oksoniumioner (og 1 mol base-par).

### Eksempel: 0,05 M $HNO_3$

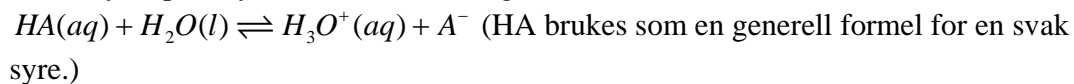


$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0,05 \frac{mol}{L}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,05 = 1,3$$

## pH i løsninger av svake syrer

Svake syrer protolyserer ikke fullstendig, det instilles en likevekt:



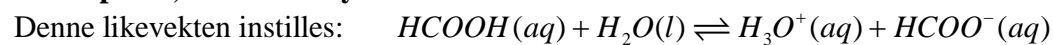
Svake syrer har en bestemt protolysegrad som vi kan oppgi som en temperaturavhengig

syrekonstant,  $K_a$ : 
$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Sterke syrer har  $K_a > 1$ , men vi jobber sjelden med syrekonstanter for sterke syrer, fordi de protolyserer fullstendig. Svake syrer har  $K_a < 1$ .

Vi kan også oppgi protolysegrad i prosent =  $100\% \cdot \frac{[H_3O^+]}{[HA]_{start}}$

### Eksempel: 0,10 M maursyre



$\frac{mol}{L}$ ved start:	0,10	0	0
$\frac{mol}{L}$ ved likevekt:	0,10 - x	x	x

Ved oppslag ser vi at  $K_{a_{\text{HCOOH}}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$

Ved likevekt gjelder:  $K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [HCOO^-]}{[HCOOH]} = 1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{[HCOOH] - x} = \frac{x^2}{0,10 - x}$

$$1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,10 - x}$$

$$1,8 \cdot 0,10 \cdot 10^{-4} - 1,8 \cdot 10^{-4} \cdot x = x^2$$

$$x^2 = 1,8 \cdot 10^{-5} - 1,8 \cdot 10^{-4} x$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-4} x - 1,8 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$x = [H_3O^+]_{\text{likevekt}} = [HCOO^-]_{\text{likevekt}} = \underline{4,15 \cdot 10^{-3}}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 4,15 \cdot 10^{-3} = \underline{2,38}$$

$$\text{Protolysegrad} = 100\% \cdot \frac{[H_3O^+]}{[HCOOH]_{\text{start}}} = 100\% \cdot \frac{4,15 \cdot 10^{-3}}{0,10} = \underline{4,15\%}$$

## Enprotiske og flerprotiske syrer

Syrer som kan avgi ett (og bare ett)  $H^+$ -ion kalles enprotiske syrer. Eksempler:  $HNO_3$ ,  $HNO_2$ , og  $CH_3COOH$ . I karboksylsyrer er det bare  $H$ -atomet i den funksjonelle gruppen  $-COOH$  som kan avgis som  $H^+$ .

Syrer som kan avgi flere  $H^+$ -ioner per formelenhet kalles flerprotiske syrer.  $H_2SO_4$ ,  $(COOH)_2$  er toprotiske syrer, mens  $H_3PO_4$  er en treprotisk syre.

Det trengs mer energi å "dra løs" ett  $H^+$ -ion av  $HPO_4^{2-}$  enn av  $H_2PO_4^-$ . Og det trengs mer energi å "dra løs" ett  $H^+$ -ion av  $H_2PO_4^-$  enn av  $H_3PO_4$ . På grunn av dette har forskjellige protolysetrinn forskjellige syrekonstanter. For samme syre er det stor forskjell på syrekonstanten i de forskjellige trinnene, dette gjør av vi kan se bort ifra de  $H_3O^+$ -ionene som blir dannet i andre (og eventuelt tredje) protolysetrinn. pH bergenes altså av  $K_{a1}$  fordi  $K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$ .

### Eksempel: 0,10 M askorbinsyre

Askorbinsyre er en toprotisk syre med molekylformel  $C_6H_8O_6$  eller  $H_2C_6H_6O_6$ .

$$K_{a1} = 7,9 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_{a2} = 5,0 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Denne likevekten instilles:  $H_2C_6H_6O_6 + 2H_2O \rightleftharpoons 2H_3O^+ + C_6H_6O_6^{2-}$

$$\frac{mol}{L} \text{ ved start:} \quad \quad \quad 0,10 \quad \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$\frac{mol}{L} \text{ ved likevekt:} \quad \quad \quad 0,10 - x \quad \quad \quad x \quad \quad x$$

$$7,9 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10 - x}$$

$$x^2 = 7,9 \cdot 10^{-5} \cdot 0,10 - 7,9 \cdot 10^{-5} x$$

$$x^2 + 7,9 \cdot 10^{-5} x - 7,9 \cdot 10^{-6} = 0$$

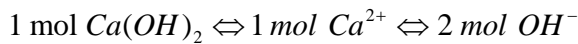
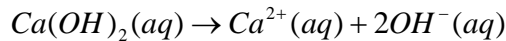
$$[H_3O^+] = [C_6H_6O_6^{2-}] = \underline{2,44 \cdot 10^{-3}}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2,44 \cdot 10^{-3}) = \underline{\underline{2,61}}$$

## pH i løsninger av sterke baser

Sterke baser har stor evne til å protolysere, og vi forutsetter at de protolysere fullstendig i vann når vi regner ut pH. Vi regner først ut  $[OH^-]$ , pOH og til sist pH.

**Eksempel: 0,011 M  $Ca(OH)_2$**



$$[OH^-] = 2 \cdot [Ca(OH)_2] = 2 \cdot 0,011 \frac{mol}{L} = 0,022 \frac{mol}{L}$$

$$pOH = -\log 0,022 = 1,66$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,66 = 12,34$$

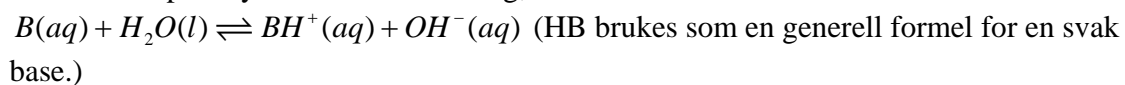
## pH i løsninger av svake baser

Det finnes to store grupper med svake baser:

- Nitrogenforbindelser som  $NH_3$  og aminer. ( $RNH_2$ ,  $R_2NH$ ,  $R_3N$ )
- Negative ioner fra svake syrer. Eksempler:  $CH_3COO^-$  og  $CN^-$ .

Baser har et ledig elektronpar som trekker til seg  $H^+$  fra et vannmolekyl.

Svake baser protolysere ikke fullstendig, det instilles en likevekt:

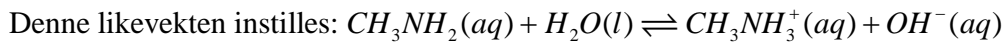


Svake baser har en bestemt protolysegrad som vi kan oppgi som en temperaturavhengig

basekonstant,  $K_b$ : 
$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

Vi kan også oppgi protolysegrad i prosent =  $100\% \cdot \frac{[OH^-]}{[B]_{start}}$

**Eksempel: 0,10 M metylamin**



$\frac{mol}{L}$ ved start:	0,10	0	0
$\frac{mol}{L}$ ved likevekt:	0,10 - x	x	x

Ved oppslag ser vi at  $K_{b_{CH_3NH_2}} = 3,6 \cdot 10^{-4}$

$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]} = 3,6 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0,10 - x} = \frac{x^2}{0,10 - x}$$

$$3,6 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,10 - x}$$

$$3,6 \cdot 10^{-5} - 3,6 \cdot 10^{-4} x = x^2$$

$$x^2 + 3,6 \cdot 10^{-4} x - 3,6 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = x = \underline{5,82 \cdot 10^{-3}}$$

$$pOH = -\log(5,82 \cdot 10^{-3}) = 2,24$$

$$pH = 14 - 2,24 = \underline{\underline{11,76}}$$

**Sammenhengen mellom  $K_a$  og  $K_b$  for et syre-base-par**

Forskjellen på en syre og en base i et syre-base-par er en  $H^+$ . Eksempler på syre-base-par:  $HSO_4^-$  og  $SO_4^{2-}$ ,  $CH_3COOH$  og  $CH_3COO^-$ ,  $NH_4^+$  og  $NH_3$ .

For et syre-base-par gjelder  $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14} \left(\frac{mol}{L}\right)^2$  (ved 25°C)

**Eksempel: Eddiksyre**

Molekylformelen for eddiksyre er  $CH_3COOH$ . Da forskjellen på en syre og en base i et syre-base-par er et  $H^+$ -ion, er den korresponderende basen  $CH_3COO^-$ .

$$K_{a_{\text{eddiksyre}}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{a_{\text{eddiksyre}}} \cdot K_{b_{\text{CH}_3\text{COO}^-}} = K_W$$

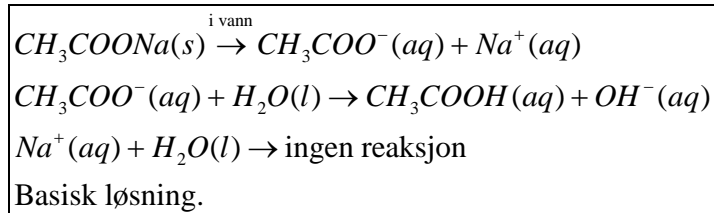
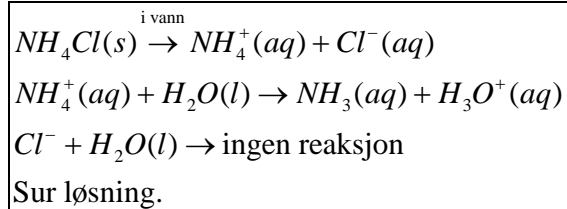
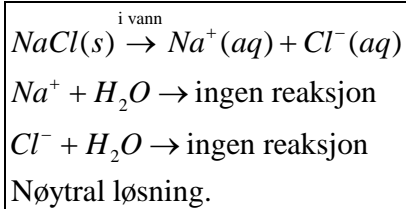
$$1,8 \cdot 10^{-5} \cdot K_{b_{\text{CH}_3\text{COO}^-}} = 10^{-14}$$

$$K_{b_{\text{CH}_3\text{COO}^-}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \underline{\underline{5,56 \cdot 10^{-10}}}$$

## pH i saltløsninger

Når vi løser salter (ioneforbindelser) i vann og måler pH, kan vi få nøytrale, sure og basiske løsninger. Ut fra syre-base-egenskapene til de ionene saltet består av, kan vi forutsi surhetsgraden av en vannløsning av saltet.

### Eksempler



### Eksempel: 0,50 M $\text{CH}_3\text{COONa}$

$$K_{b_{\text{CH}_3\text{COO}^-}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,50 - x}$$

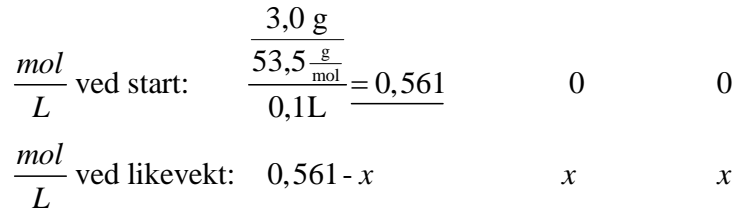
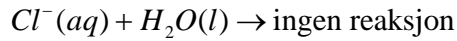
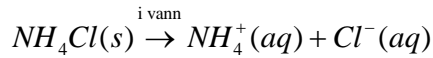
$$x^2 = 5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,50 - 5,6 \cdot 10^{-10} x$$

$$x^2 + 5,6 \cdot 10^{-10} x - 2,8 \cdot 10^{-10} = 0$$

$$x = [\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = 1,67 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pOH = -\log(1,67 \cdot 10^{-5}) = 4,78$$

$$pH = 14 - 4,78 = 9,22$$

**Eksempel: 3,0g  $NH_4Cl$  i 100mL vann**

$$K_{a_{NH_4^+}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,561 - x}$$

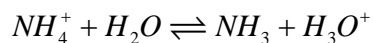
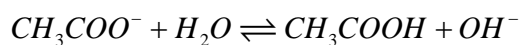
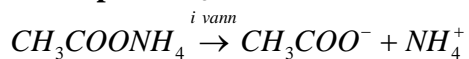
$$x^2 = 5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,561 - 5,6 \cdot 10^{-10} x$$

$$x^2 + 5,6 \cdot 10^{-10} x - 3,142 \cdot 10^{-10} = 0$$

$$x = [NH_3] = [H_3O^+] = 1,77 \cdot 10^{-5}$$

$$pH = -\log(1,77 \cdot 10^{-5}) = 4,75$$

Hvis et salt består av to ioner som begge kan fungere som syre eller base må vi sammenlikne  $K_a$  for det ioner som reagerer som syre med  $K_b$  for det ionet som reagerer som base. Hvis  $K_a = K_b$  er løsningen nøytral. Hvis  $K_a > K_b$  blir løsningen sur, og hvis  $K_a < K_b$  er løsningen basisk.

**Eksempel:  $CH_3COONH_4$** 

$$K_{b_{CH_3COO^-}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{a_{NH_4^+}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a = K_b = \text{nøytral løsning}$$

## Sure metallioner

En løsning av jern(III)klorid er sur. Når jern(III)klorid blir løst i vann, blir hvert  $Fe^{3+}$ -ion omgitt av seks vannmolekyler. Disse seks vannmolekylene bindes med oksygenatomene inn mot metallionet i et hydratkompleks,  $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ . Kompleksionet virker som en syre i vann:  $[Fe(H_2O)_6]^{3+}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons [Fe(OH)(H_2O)_5]^{2+}(aq) + H_3O^+(aq)$

I et lite metallion med høy ladning er blir ladningsfordelingen i vannmolekylene endret slik at  $O-H$ -bindingene blir svekket og  $H^+$  avgis.

Alkalimetallioner som  $Na^+$  og  $K^+$  påvirker ikke surheten i en løsning. Det er fordi de er relativt store ioner med relativt liten ladning. Vannmolekylene blir ikke trukket like mye til disse ionene som til små metallioner med relativt høy ladning som for eksempel  $Fe^{3+}$ .

## Buffere gir kontroll med pH

En buffer er en løsning med en slik sammensetning at pH endrer seg lite når vi tilsetter moderate mengder syre eller base til løsningen.

En endring i pH på 0,4 i blodet vårt er livstruende, derfor er det bra vi har buffersystemer som holder pH-en mellom 7,35 og 7,45.

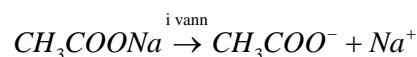
Vi kan lage en buffer ved å løse en svak syre og et lettløselig salt av syren i vann eller ved å løse en svak base og et lettløselig salt av basen i vann. En buffer vil da inneholde en sur komponent og en basisk komponent, og komponentene utgjør et syre-base-par.

### Eksempel: Eddiksyre-acetat-buffer

Svak syre:  $CH_3COOH$

Lettløselig salt av syren:  $CH_3COONa$

Når vi har natriumacetatet i vannet får vi den basiske komponenten  $CH_3COO^-$ :



Den sure komponenten er  $CH_3COOH$ . Den sure og den basiske komponenten utgjør et syre-base-par.

pH i løsningen bestemmes av likevekten  $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$

pOH i løsningen bestemmes av likevekten  $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$

I følge ovenstående likevekter og Le Châteliers prinsipp:

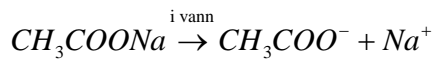
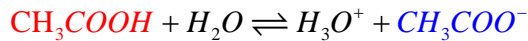
Hvis vi tilsetter  $H_3O^+$ -ioner, vil de fleste reagere med  $CH_3COO^-$  og danne  $CH_3COOH$  og  $H_2O$ .

Hvis vi tilsetter  $OH^-$ -ioner, vil de fleste reagere med  $CH_3COOH$  og danne  $CH_3COO^-$  og  $H_2O$ .

$[OH^-]$  og  $[H_3O^+]$  vil altså ikke øke merkverdig så lenge vi har nok av bufferkomponentene.

I en buffer finner vi pH slik:  $pH = pK_a + \log \frac{[base]_{start}}{[syre]_{start}}$  (hvor  $pK_a = -\log K_a$ )

**Eksempel: 7,00 g natriumacetat i 100 mL 1,00 M eddiksyre fortynnet til 0,500 L**  
pH i eddiksyre-acetat-bufferen er bestemt av likevekten



$$n_{CH_3COONa} = n_{CH_3COO^-} = \frac{m}{M_m} = \frac{7,00g}{82,03 \frac{g}{mol}} = 0,0853mol$$

$$[base]_{start} = \frac{0,0853mol}{0,5L} = 0,17 \frac{mol}{L}$$

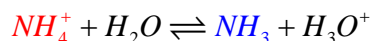
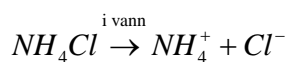
$$n_{CH_3COOH} = c \cdot v = 1,00 \frac{mol}{L} \cdot 0,1L = 0,1mol$$

$$[syre]_{start} = \frac{0,1mol}{0,5L} = 0,2 \frac{mol}{L}$$

$$K_{a_{CH_3COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$pH = -\log K_a + \log \frac{[base]_{start}}{[syre]_{start}} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,17}{0,2} = 4,67$$

**Eksempel: 250 mL 1,0 M  $NH_4Cl$  og 450 mL 0,50 M  $NH_3$  fortynnet til 1,0 L**  
pH i ammonium-ammoniakk-bufferen er bestemt av likevekten



$$n_{NH_4^+} = n_{NH_4Cl} = c \cdot v = 1 \frac{mol}{L} \cdot 0,25L = 0,25mol$$

$$[syre] = \frac{0,25mol}{1L} = 0,25 \frac{mol}{L}$$

$$n_{NH_3} = c \cdot v = 0,5 \frac{mol}{L} \cdot 0,45L = 0,225mol$$

$$[base] = \frac{0,225mol}{1L} = 0,225 \frac{mol}{L}$$

Oppslag:  $pK_{a_{NH_4^+}} = 9,25$

$$pH = pK_a + \log \frac{[base]_{start}}{[syre]_{start}} = 9,25 + \log \frac{0,225}{0,25} = \underline{\underline{9,20}}$$

**Eksempel: Tilsetning av 5,0 mL 1,0 M HCl til 0,5 L en eddiksyre-acetat-buffer med pH = 4,68.**

Når vi tilsetter HCl, dannes altså  $H_3O^+$  og  $Cl^-$ . I dette buffersystemet vil  $H_3O^+$  reagere med  $CH_3COO^-$  og danne  $CH_3COOH$  og  $H_2O$ .

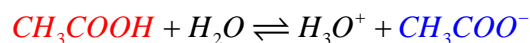
$$n_{HCl} = c \cdot v = 1 \frac{mol}{L} \cdot 5 \cdot 10^{-3} L = 5 \cdot 10^{-3} mol$$

$$n_{tilsatt H_3O^+} = n_{HCl} = 5 \cdot 10^{-3} mol$$

$$[H_3O^+]_{tilsatt} = \frac{5 \cdot 10^{-3} mol}{0,5 L} = \underline{\underline{0,01 \frac{mol}{L}}}$$

Vi setter opp likevekten for bufferen og en oversikt over konsentrasjonene før og etter tilsetning av syre. Vi ser bort fra volumendring ved tilsetning av 5 mL saltsyre til 0,5 L buffer. I bufferen, ved likevekt, har vi før regnet ut

$$\text{at } [CH_3COO^-] = 0,171 \frac{mol}{L} \text{ og at } [CH_3COOH] = 0,200 \frac{mol}{L}.$$



$$\frac{mol}{L} \text{ før tilsetning:} \quad 0,200 \quad 0 \quad 0,171$$

$$\frac{mol}{L} \text{ etter tilsetning:} \quad 0,200 + 0,010 \quad 0 \quad 0,171 - 0,010$$

$$pH = pKa + \log \frac{[base]}{[syre]} = 4,74 + \log \frac{0,161}{0,210} = \underline{\underline{4,62}}$$

## Bufferkapasitet

Med bufferkapasitet mener vi hvor godt en buffer kan tåle forandringer i pH, altså å kunne nøytralisere  $H_3O^+$  og  $OH^-$ -ioner. Vi får best buffer kapasitet hvis vi har like stor konsentrasjon av syre og base i bufferen. En buffer kan nøytralisere like mange mol  $H_3O^+$ -ioner som det er basisk komponent i bufferen. En buffer kan nøytralisere like mange mol  $OH^-$ -ioner som det er sur komponent i bufferen.

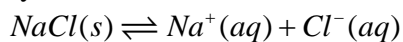
Hvis vi fortynner en buffer med vann, blir pH en uforandret, men bufferkapasiteten blir mindre, fordi konsentrasjonen av komponentene blir mindre.

## Løselighet og felling av salter

### Mettet, umettet og overmettet løsning

Vi skriver oppløsning av natriumklorid i vann slik:  $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

Vi har en mettet vannløsning av et salt når det, selv etter omrøring i lang tid, blir liggende noe fast stoff på bunnen av karet. Noe av saltet går stadig ut i vannløsningen som ioner og samtidig blir det avsatt like mange ioner @på overflaten@ av den faste ioneforbindelsen. Antall ioner og uløst stoff er konstant i en mettet løsning. Det er en dynamisk likevekt mellom fast stoff og oppløst stoff. I vårt eksempel:



Hvis en løsning inneholder mindre oppløst stoff enn en tilsvarende løsning i likevekt (mettet) kalles den umettet. En løsning kan også inneholde mer oppløst stoff enn en mettet løsning, den kalles da overmettet. En slik løsning er ustabil. Fast stoff vil begynne å krystallisere ut hvis løsningen blir forstyrret ved for eksempel røring.

### Løseligheten til salter i vann

Salter kan løses i vann. Ved en bestemt temperatur har en mettet saltløsning konstante konsentrasjoner. Saltets konsentrasjon i en mettet saltløsning er et uttrykk for saltets løselighet i vann ved den bestemte temperaturen.

Løseligheten til en mettet  $Ca(OH)_2$ -løsning ved  $25^\circ C = 0,011 \frac{mol}{L \text{ løsning}}$ .

Da  $M_{m_{Ca(OH)_2}} = 74,1 \frac{g}{mol}$  ser vi at vi kan skrive løseligheten som  $0,82 \frac{g}{L \text{ løsning}}$ .

Vi kan også skrive den som  $0,82 \frac{g}{L \text{ løsning}} \approx 0,82 \frac{g}{1000 \text{ mL vann}} = 0,082 \frac{g}{100 \text{ mL vann}}$ .

Vi kan altså oppgi løseligheten til et salt som antall mol formelenheter av løst salt per liter løsning, eller antall gram løst salt per 100 mL vann.

De fleste, men ikke alle salter får høyere løselighet når temperaturen øker.

### Lettløselige, tungtløselige og uløselige salter

Vi klassifiserer salter som vist i tabellen under.

Masse salt i 100 mL vann ved $25^\circ C$	Eksempel
Lettløselig	$> 1g$ Nitrater, $Na^+$ -salter, $K^+$ -salter og $NH_4^+$ -salter.
Tungtløselig	$0,01g - 1g$
Uløselig	$< 0,01g$

At et salt er "uløselig" betyr som vist ikke at det er uløselig, men at det er veldig lite løselig. Ingen salt er totalt uløselige.

### Drivkrefter i oppløsningsreaksjoner

Ved oppløsning av et salt på ionene i saltes fjernes fra hverandre. Det krever energi. Det krever også energi for å bryte hydrogenbindinger mellom vannmolekylene for å gi plass til ionene i vannet. Når ionene hydratiseres, omgis av vannmolekyler, vinnes det energi. Vinning av energi er en drivkraft i oppløsningsreaksjoner. Økning av uorden er en annen. Hvis temperaturen synker under en oppløsningsreaksjon, går saltet i løsning på grunn av stor økning av uorden i systemet. Å beregne disse variablene er vanskelig, derfor viser vi til erfaring og målinger når det gjelder løselighet.

### Løselighetslikevekter for tungtløselige og uløselige salter

Løselighetsproduktkonstanten gjelder for et tungtløselig eller uløselig salt i en mettet løsning.  $K_{sp}$  er lik produktet av konsentrasjonen av ionene i saltløsningen opphøyd i en eksponent lik koeffisienten til ionet i den balanserte likningen for likevektsreaksjonen.

#### Eksempel:

Vi blander bariumsulfat i vann og får likevekten  $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ .

Forholdet mellom venstre og høyre side er konstant. Vi kan sette opp et likevektsuttrykk.

$$K = \frac{[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]}{[BaSO_4]}$$

$$K \cdot [BaSO_4] = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

$$K_{[BaSO_4]} = K_{sp} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$$

#### Et annet eksempel:

$Zn(OH)_2(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

$$K_{sp} = [Zn^{2+}] \cdot [OH^-]^2$$

#### Eksempel: Løseligheten for bariumsulfat

$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

$$[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = K_{sp}$$

$$x^2 = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

$$x = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,05 \cdot 10^{-5}$$

Løseligheten til bariumsulfat i vann er altså  $1,05 \cdot 10^{-5} \frac{mol}{L}$ .

Løseligheten kan også skrives i  $\frac{g}{100 mL}$ ;

$$m_{i \text{ en liter}} = M_m \cdot n = 233,4 \cdot 1,05 \cdot 10^{-5} = 2,45 \cdot 10^{-3} g$$

$$m_{i \text{ hundre milliliter}} = 2,45 \cdot 10^{-4} g = 0,245 mg$$

For salter som inneholder like mange ioner i formelenheten kan vi bruke  $K_{sp}$  til å sammenlikne løseligheten. For salter som har forskjellig antall ioner per formelenhet må vi regne ut løseligheten.

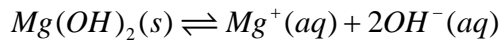
### Eksempel: Størst løselighet av $\text{CaCO}_3$ og $\text{Mg(OH)}_2$



$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = K_{sp}$$

$$x \cdot x = 8,7 \cdot 10^{-9}$$

$$x = c = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-9}} = 9,32 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



$$[\text{Mg}^+] \cdot (2[\text{OH}^-])^2 = K_{sp}$$

$$x \cdot (2x)^2 = K_{sp}$$

$$x \cdot 4x^2 = K_{sp}$$

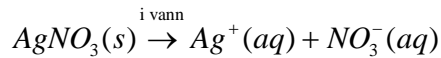
$$4x^3 = K_{sp}$$

$$c = x = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}} = 1,44 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

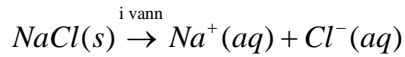
Løseligheten til  $\text{Mg(OH)}_2$  er større enn løseligheten til  $\text{CaCO}_3$

### Ioneprodukt og felling

Hvis vi for eksempel blander en løsning med kjent ion1-konsentrasjon med en løsning med kjent ion2-konsentrasjon kan vi beregne ioneproduktet  $Q = [\text{ion}_1] \cdot [\text{ion}_2]$  ut fra konsentrasjonene i ioneblandingen. Hvis  $Q < K_{sp}$  ( $K_{sp}$  er ioneproduktet i en tilsvarende Q mettet løsning), er løsning umettet, hvis  $Q > K_{sp}$  vil fast stoff felles ut helt til  $Q = K_{sp}$  (mettet løsning).

**Eksempel: Blanding av 10 mL 0,02 M  $AgNO_3$  og 10 mL 0,002 M  $NaCl$** 

$$\text{Stoffmengde } Ag^+ : n = v \cdot c = 0,01L \cdot 0,02 \frac{mol}{L} = 2 \cdot 10^{-4} mol$$



$$\text{Stoffmengde } Cl^- : n = v \cdot c = 0,01L \cdot 0,002 \frac{mol}{L} = 2 \cdot 10^{-5} mol$$

$$Q = 2 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 10^{-5} = 4 \cdot 10^{-9}$$

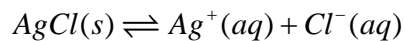
$$K_{sp} = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$Q > K_{sp}$ , vi får felling av  $AgCl(s)$ .

**Løselighet og fellesioneffekt**

Hvis vi har en mettet sølvkloridløsning og tilfører kloridioner eller sølvioner endres ikke  $K_{sp}$ .  $K_{sp}$  er en konstant som uttrykker forholdet i likevekten (mettet løsning). Løseligheten til  $AgCl$ , derimot, endres. Vi kan forklare dette med Le Châteliers prinsipp om likevekter. Når vi har en likevekt  $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$  og tilfører kloridioner vil likevekten motsette seg endringen i konsentrasjon og bruke kloridionene til å danne  $AgCl(s)$ .

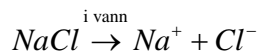
Løseligheten til et salt avtar altså når vi tilsetter ioner som også er i saltet. Dette kalles en fellesioneffekt.

**Eksempel: Sølvklorid i vann og sølvklorid i 0,10 M  $NaCl$** 

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

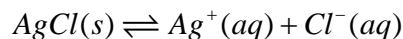
$$x^2 = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$c = x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \frac{mol}{L}$$



$$[Cl^-] = [NaCl] = 0,1 \frac{mol}{L}$$

Vi ser bort i fra volumforandringen vi får når vi tilsetter  $AgCl$  til  $NaCl$ -løsningen.



$$[AgCl] \cdot [Cl^-] = K_{sp}$$

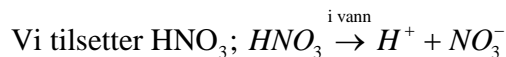
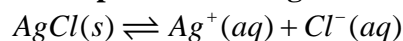
$$x \cdot (x + 0,10) = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$x^2 + 0,10x - 1,8 \cdot 10^{-10} = 0$$

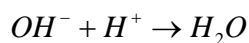
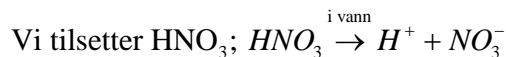
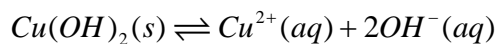
$$c = x = 1,8 \cdot 10^{-9} \frac{mol}{L}$$

Løseligheten til saltet blir altså dårligere i  $NaCl$  løsningen på grunn av fellesioneffekten.

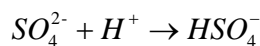
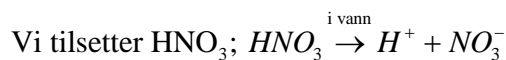
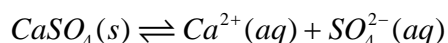
**Eksempel: Påvirkning av en mettet vannløsning (likevekt) med tilsetning av  $HNO_3$**



Ingen reaksjoner.



Da hydroksidionene fra den mettede vannløsningen reagerer med tilsatte  $H^+$ -ioner vil likevekten forskyves mot høyre og mer kobber(III)hydroksid vil oppløses.



Da hydroksidionene fra den mettede vannløsningen reagerer med tilsatte  $H^+$ -ioner vil likevekten forskyves mot høyre og mer kalsiumsulfat vil oppløses.