

KAP. 9 VANNLØSELIGHET

Løselighet = konsentrasjon av stoffet i en mettet løsning

Umettet løsning – mulig å løse mer stoff i

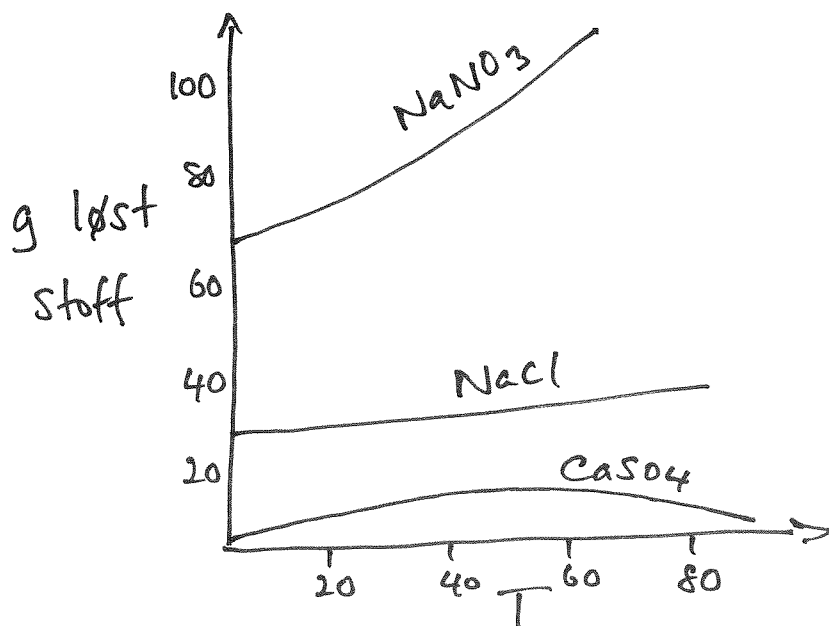
Overmettet løsning – ustabil løsning, mer stoff enn en mettet løsning

Løselighet er Temperatur avhengig

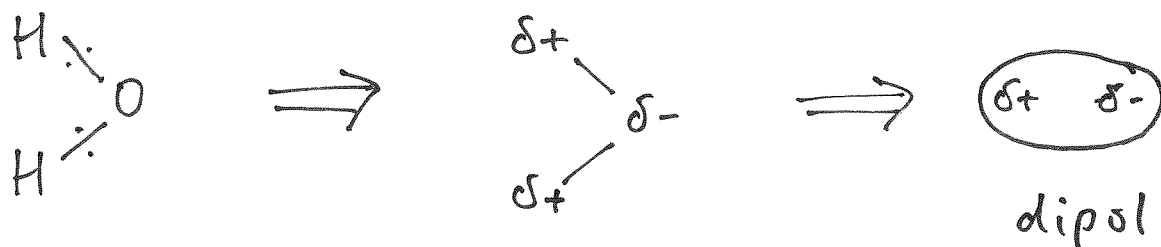
De fleste stoffene er mer løselige med økende T

– men det finnes unntak

eks. CaSO_4



Hvorfor er vann et godt løsemiddel?



O er mer elektronegativ enn H

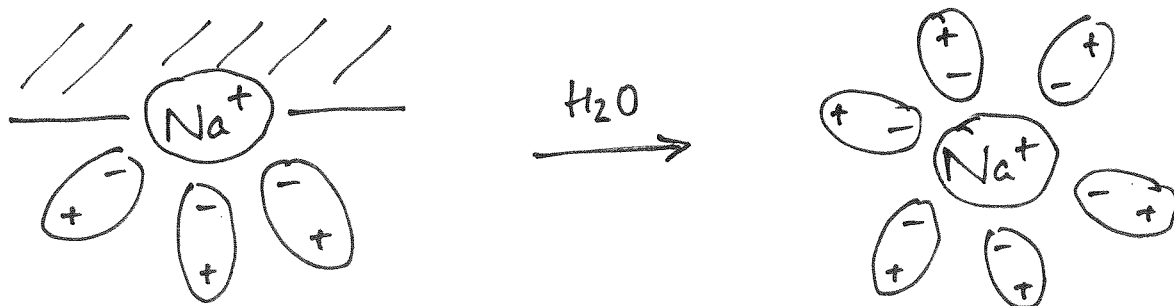
Når vi tilsetter et stoff til vann 2 ting skjer:

1. Vi bryter gitteret til stoffet
2. Molekyler eller ioner blir omgitt av vann molekyler \rightarrow HYDRATISERING

Eks

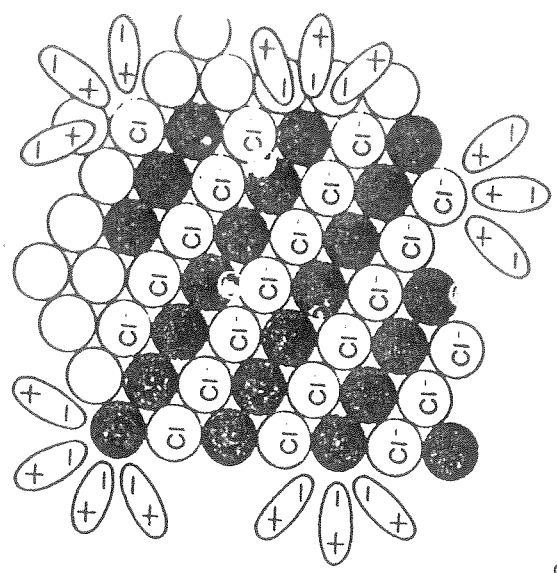
Vi tilsetter NaCl og AgCl i vann

Det er en kamp mellom HYDRATISERING \leftrightarrow GITTER ENERGI

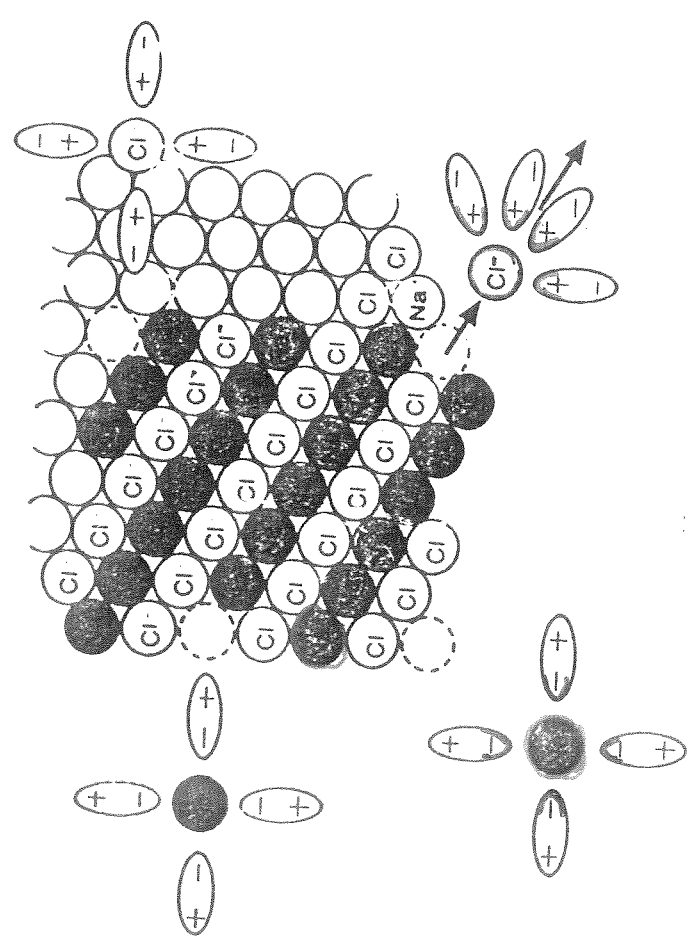


NaCl får mer energi fra hydratisering enn gitteret
 \Rightarrow lett løselig

AgCl er motsatt - sterk gitter
 \Rightarrow tungt løselig



b



Na^+
 Cl^-

Vanskelig å predikere løselighet til salter

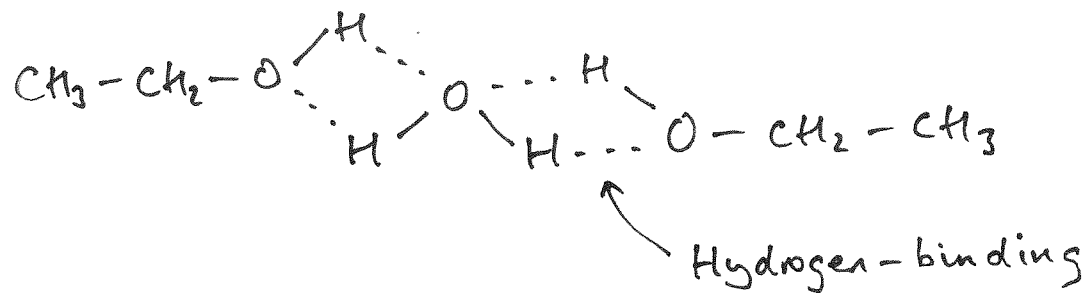
⇒ Brukes vi tabeller

Polare kovalente molekyler i vann

Eks. ETANOL CH₃-CH₂-OH



i vann:



⇒ Etanol er løselig i vann

- Andre eksempler:
- CH₃COOH eddiksyre eller etansyre
 - HCOOH mørsyre
 - C₁₂H₂₂O₁₁ sukker 8 OH grupper
 - NH₃ ammoniak
 - HF flussyre
- } H-binding

← tungtløselige →

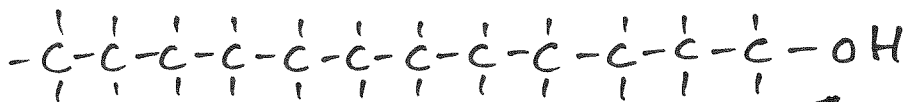
Svak polare upolare stoffer



benzin

olje

ikke HCl



polar gruppen er for liten ift. resten av molekylet

⇒ C₁₂H₂₅OH er ikke løselig i vann
 - virker som olje

Hva skjer når vi blander 2 løselige salter i vann? Bli det utfelling av et nytt salt?

se Tabell 9,2

Regler for løseligheten av salter

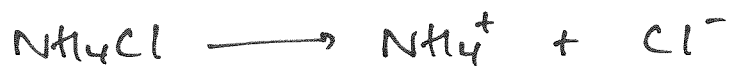
Gruppe I + NH_4^+ ioner \rightarrow lettloسلige
 Na^+ K^+ uansett anionet

Gruppe II + -1 anioner \rightarrow lettloسلige (stortsett)
 Mg^{2+} , Ca^{2+} eks. OH^- , Cl^- , NO_3^-

Gruppe II + -2 eller -3 anioner \rightarrow tungtloسلige
 SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} \uparrow
 sterk gitter mellom
 M^{+2} og $\text{A}^{2-}/\text{A}^{3-}$

NO_3^- og Ac^- salter er alltid lettloسلige
 (acetat)

Eksempler



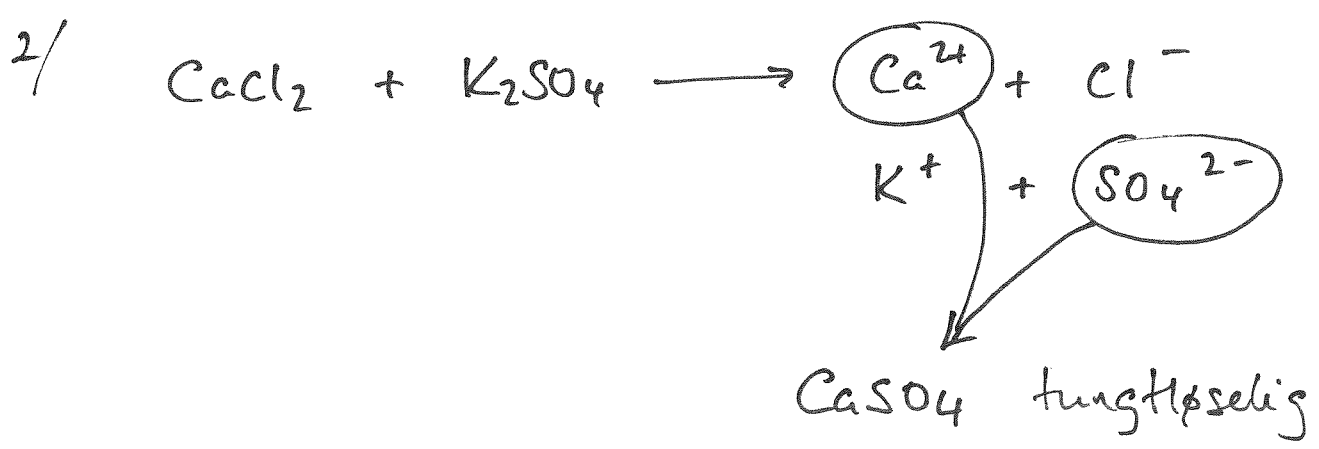
Alle kombinasjoner av ioner
 er lettloسلige

Løselighet i vann

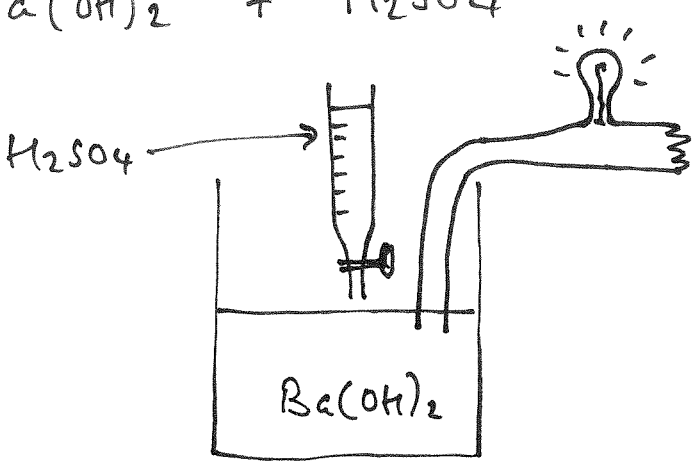
Salters løselighet i vann ved 20 °C (forenklet tabell)

Bromider	AgBr, PbBr ₂ , Hg ₂ Br ₂ , CuBr alle andre bromider	lav løselighet løselige
Fosfater	Na ₃ PO ₄ , K ₃ PO ₄ , (NH ₄) ₃ PO ₄ alle andre fosfater	løselige lav løselighet
Hydroksider	NaOH, KOH, Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ alle andre hydroksider	løselige lav løselighet
Jodider	AgI, PbI, Hg ₂ I ₂ , CuI alle andre jodider	lav løselighet løselige
Karbonater	Na ₂ CO ₃ , K ₂ CO ₃ , (NH ₄) ₂ CO ₃ alle andre karbonater	løselige lav løselighet
Klorider	AgCl, PbCl ₂ , Hg ₂ Cl ₂ , CuCl alle andre klorider	lav løselighet løselige
Nitrater	BiONO ₃ , SbONO ₃ alle andre nitrater	lav løselighet løselige
Sulfater	BaSO ₄ , SrSO ₄ , PbSO ₄ , Ag ₂ SO ₄ alle andre sulfater	lav løselighet løselige
Sulfider	Na ₂ S, K ₂ S, (NH ₄) ₂ S, CaS, BaS, SrS alle andre sulfider	løselige lav løselighet
Silikater	Na ₄ SiO ₄ alle andre silikater	løselig lav løselighet

For stoffer anført med betegnelsen «lav løselighet» er løseligheten under 1 g stoff i 1 lite vann. (Jf. tabellen for løselighetsprodukter.)



3/ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

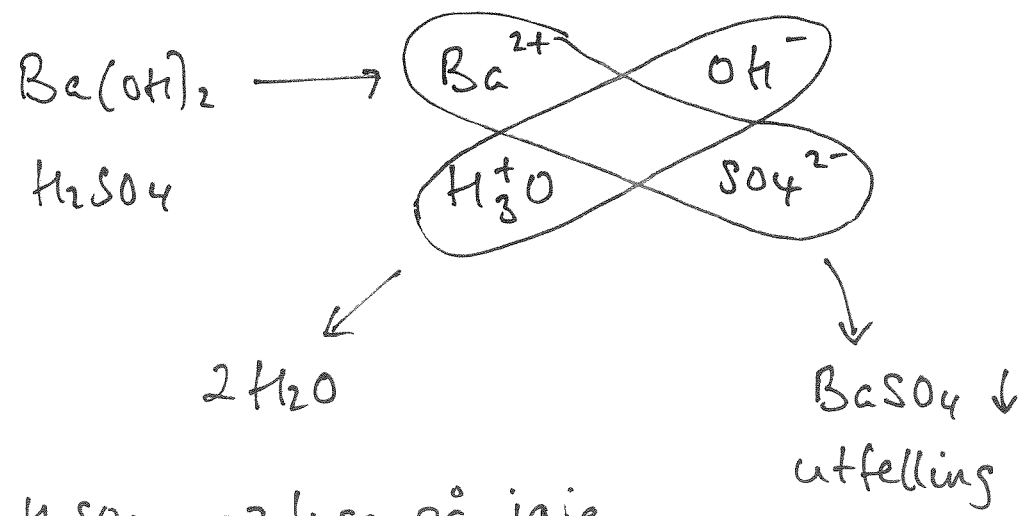


Vi trenger ioner for å lede strøm

Når vi tilsette H_2SO_4 til $\text{Ba}(\text{OH})_2$ løsning:

1. Lyse er kraftig på
2. Styrken avtar til den er helt borte
3. Lyse styrke øker

Forklaring:



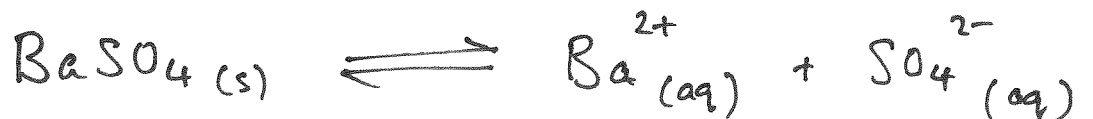
Overskudd av $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$ lyse på igjen

LØSELIGHETSPRODUKT

Kvantifisering av løselighet av et ionisk stoff.

løselighet \neq løselighetsprodukt

Eks/



Vi får likevekt med en mettet løsning eller et overskudd av BaSO_4 fast stoff

\Rightarrow Bruk Guldberg-Weage's Lov

$$K_{sp} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

sp = solubility product

\nearrow
løselighetsprodukt

Generelt for $A_n B_m$



$$\Rightarrow K_{sp} = [A^{m+}]^n [B^{n+}]^m$$

K_{sp} fungerer kun for tungtløselige stoffer

Eksempler



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 2 \times 10^{-10}$$



$$K_{sp} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 8 \times 10^{-40}$$

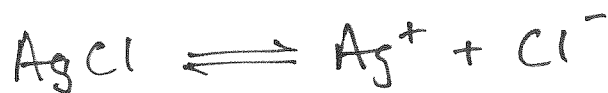


$$K_{sp} = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3 = 1,6 \times 10^{-72}$$

K_{sp} verdier til en rekke salter finne vi i tabeller

Oppgave

Hva er løseligheten av en mettet AgCl løsning?



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

La $x = [\text{AgCl}]$ ved likevekt

$$\Rightarrow K_{sp} = x \cdot x = 1,6 \times 10^{-10}$$

$$x = \underline{\underline{1,26 \times 10^{-5} \text{ mol/l}}}$$

← fra tabellen

Løselighetsprodukter K_{sp} ved 25°C

Generell løselighetslikevekt: $A_n B_{m(s)} \rightleftharpoons n A_{(aq)}^{m+} + m B_{(aq)}^{n-}$

$$K_{sp} = \left[A_{(aq)}^{m+} \right]^n \cdot \left[B_{(aq)}^{n-} \right]^m$$

Navn	Likevekt	K_{sp}
Aluminiumhydroksid	$Al(OH)_{3(s)} \rightleftharpoons Al_{(aq)}^{3+} + 3 OH_{(aq)}^{-}$	$1,0 \cdot 10^{-32}$
Bariumsulfat	$BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-10}$
Bariumkarbonat	$BaCO_{3(s)} \rightleftharpoons Ba_{(aq)}^{2+} + CO_{3(aq)}^{2-}$	$5,5 \cdot 10^{-10}$
Bariumkromat	$BaCrO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba_{(aq)}^{2+} + CrO_{4(aq)}^{2-}$	$1,2 \cdot 10^{-10}$
Blybromid	$PbBr_{2(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + 2 Br_{(aq)}^{-}$	$3,9 \cdot 10^{-5}$
Blyhydroksid	$Pb(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^{-}$	$2,8 \cdot 10^{-16}$
Blyklorid	$PbCl_{2(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + 2 Cl_{(aq)}^{-}$	$2,0 \cdot 10^{-5}$
Blyulfat	$PbSO_{4(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Blyulfid	$PbS_{(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + S_{(aq)}^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-28}$
Blykarbonat	$PbCO_{3(s)} \rightleftharpoons Pb_{(aq)}^{2+} + CO_{3(aq)}^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{-14}$
Jern-II-hydroksid	$Fe(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Fe_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^{-}$	$6,0 \cdot 10^{-15}$
Jern-III-hydroksid	$Fe(OH)_{3(s)} \rightleftharpoons Fe_{(aq)}^{3+} + 3 OH_{(aq)}^{-}$	$8,0 \cdot 10^{-40}$
Kadmiumkarbonat	$CdCO_{3(s)} \rightleftharpoons Cd_{(aq)}^{2+} + CO_{3(aq)}^{2-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$
Kadmiumsulfid	$CdS_{(s)} \rightleftharpoons Cd_{(aq)}^{2+} + S_{(aq)}^{2-}$	$8,0 \cdot 10^{-27}$
Kalsiumhydroksid	$Ca(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Ca_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^{-}$	$8,0 \cdot 10^{-6}$
Kalsiumkarbonat	$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons Ca_{(aq)}^{2+} + CO_{3(aq)}^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-9}$
Kalsiumoksalat	$CaC_2O_{4(s)} \rightleftharpoons Ca_{(aq)}^{2+} + C_2O_{4(aq)}^{2-}$	$2,3 \cdot 10^{-9}$
Kalsiumsulfat	$CaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ca_{(aq)}^{2+} + SO_{4(aq)}^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-5}$
Kobberhydroksid	$Cu(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Cu_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^{-}$	$2,0 \cdot 10^{-19}$
Kobberkromat	$CuCrO_{4(s)} \rightleftharpoons Cu_{(aq)}^{2+} + CrO_{4(aq)}^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-6}$
Kobbersulfid	$CuS_{(s)} \rightleftharpoons Cu_{(aq)}^{2+} + S_{(aq)}^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{-36}$
Kobolthydroksid	$Co(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Co_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^{-}$	$6,3 \cdot 10^{-16}$
Kromhydroksid	$Cr(OH)_{3(s)} \rightleftharpoons Cr_{(aq)}^{3+} + 3 OH_{(aq)}^{-}$	$1,0 \cdot 10^{-30}$
Kvikksølv-I-bromid	$Hg_2Br_{2(s)} \rightleftharpoons Hg_{2(aq)}^{2+} + 2 Br_{(aq)}^{-}$	$5,8 \cdot 10^{-23}$
Kvikksølv-I-cyanid	$Hg_2(CN)_{2(s)} \rightleftharpoons Hg_{2(aq)}^{2+} + 2 CN_{(aq)}^{-}$	$5,0 \cdot 10^{-40}$
Kvikksølv-I-klorid	$Hg_2Cl_{2(s)} \rightleftharpoons Hg_{2(aq)}^{2+} + 2 Cl_{(aq)}^{-}$	$1,6 \cdot 10^{-18}$
Kvikksølv-I-jodid	$Hg_2I_{2(s)} \rightleftharpoons Hg_{2(aq)}^{2+} + 2 I_{(aq)}^{-}$	$4,5 \cdot 10^{-29}$
Kvikksølv-II-sulfid	$HgS_{(s)} \rightleftharpoons Hg_{(aq)}^{2+} + S_{(aq)}^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Magnesiumhydroksid	$Mg(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Mg_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^{-}$	$2,0 \cdot 10^{-11}$
Magnesiumkarbonat	$MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons Mg_{(aq)}^{2+} + CO_{3(aq)}^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-5}$
Nikkelhydroksid	$Ni(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Ni_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^{-}$	$6,3 \cdot 10^{-18}$
Nikkelkarbonat	$NiCO_{3(s)} \rightleftharpoons Ni_{(aq)}^{2+} + CO_{3(aq)}^{2-}$	$6,6 \cdot 10^{-9}$

Hva er løseligheten av $BaCO_3$ ved likevekt ?



La $x = [BaCO_3]$

$$K_{sp} = [Ba^{2+}][CO_3^{2-}] = 8,1 \times 10^{-9}$$
$$= x \cdot x$$

$$x = \underline{9 \times 10^{-5} \text{ mol/l}}$$

For AB, $[AB] = \sqrt{K_{sp}}$

Løselighet øker med økende K_{sp}

Hvilken er mest løselige, CuS eller Bi_2S_3 ?



$$[CuS] = \sqrt{K_{sp}} = \underline{9,2 \times 10^{-23} \text{ mol/l}}$$



La $x = [Bi_2S_3]$

$$\Rightarrow K_{sp} = (2x)^2 \cdot (3x)^3 = 108x^5$$
$$= 1,1 \times 10^{-73}$$

$$x = \underline{1 \times 10^{-15} \text{ mol/l}}$$

Bi_2S_3 er mer løselig enn CuS selv om K_{sp} verdien til Bi_2S_3 er mindre

Oppgave

Flavvann inneholder 1,22 g Mg som Mg^{2+} per liter. $Mg(OH)_2$ kan bli utfelt ved tilsetning av $Ca(OH)_2$. Etter en visst mengde $Ca(OH)_2$ blir tilsatt inneholder likevektløsning 1×10^{-3} mol/l OH^- ioner. Hvor stor er restkonsentrasjon av Mg^{2+} ioner i vannet?
 Gitt at K_{sp} for $Mg(OH)_2 = 1 \times 10^{-11}$



$$K_{sp} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1 \times 10^{-11}$$

$$1 \times 10^{-11} = [Mg^{2+}][1 \times 10^{-3}]^2$$

$$[Mg^{2+}] = \frac{1 \times 10^{-11}}{[1 \times 10^{-3}]^2} = \underline{\underline{1 \times 10^{-5} \text{ mol/l}}}$$

Hvor høy prosent Mg^{2+} ble utfelt?

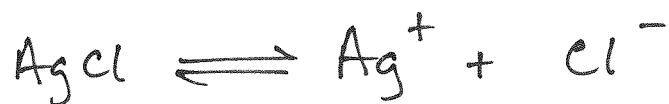
$1,0 \times 10^{-5}$ mol Mg^{2+} per liter

$$n = \frac{m}{F_m} \Rightarrow m = 1,0 \times 10^{-5} \times 24 = 0,00024 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ utfelt } Mg^{2+} &= \frac{1,22 - 0,00024}{1,22} \times 100 \\ &= \underline{\underline{99,98 \%}} \end{aligned}$$

Fellesion effekt (som vi hadde med syrer/baser)

Vi løser AgCl i vann:



Vi tilsetter NaCl

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

Le Chatelier: reaksjonen går mot venstre når vi tilsette Cl^-

$$\Rightarrow [\text{Ag}^+] \text{ minsker} \quad K_{sp} = \text{konstant}$$

Oppgave

a) Hvor mye SrSO_4 kan jeg løse i 1 liter vann?

$$K_{sp} = 2,8 \times 10^{-7}$$



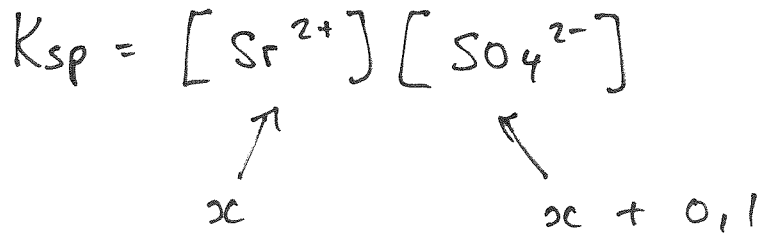
$$\text{La } x = [\text{SrSO}_4]$$

$$\Rightarrow K_{sp} = x \cdot x = 2,8 \times 10^{-7}$$

$$\Rightarrow x = \sqrt{2,8 \times 10^{-7}} = \underline{5,3 \times 10^{-4} \text{ mol/l}}$$

b) Men hvor mye SrSO_4 kan jeg løse i 0,1M Na_2SO_4 løsning?





$$\Rightarrow K_{sp} = x \cdot (x + 0,1) = 2,8 \times 10^{-7}$$

Siden x er svært liten $x + 0,1 \approx 0,1$

$$\Rightarrow x \times 0,1 = 2,8 \times 10^{-7}$$

$$x = 2,8 \times 10^{-6} \text{ mol/l}$$

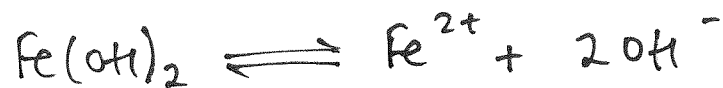
Det blir løst $2,8 \times 10^{-6}$ mol SrSO_4 per liter $0,1 \text{ M Na}_2\text{SO}_4$

SO_4^{2-} er fellesionet

Oppgave

Hva er pH til en mettet løsning av $\text{Fe}(\text{OH})_2$?

$$K_{sp} = 6 \times 10^{-15}$$



$$K_{sp} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 6 \times 10^{-15}$$

Hvis vi finne $[\text{OH}^-]$ så kan vi finne pH

$$\text{La } [\text{OH}^-] = x \quad \Rightarrow \quad [\text{Fe}^{2+}] = \frac{1}{2} x$$

$$K_{sp} = x^2 \times \frac{x}{2} = 6 \times 10^{-15}$$

$$\Rightarrow x^3 = 12 \times 10^{-15}$$

$$x = 2,29 \times 10^{-5} = [\text{OH}^-]$$

$$p\text{OH} = -\lg[\text{OH}^-]$$

$$= -\lg(2,29 \times 10^{-5})$$

$$= 4,64$$

$$p\text{H} + p\text{OH} = 14$$

$$\Rightarrow p\text{H} = 14 - p\text{OH}$$

$$= 14 - 4,64$$

$$= \underline{\underline{9,36}}$$

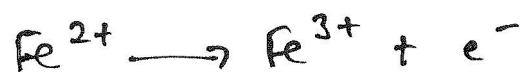
KAP 10 OKSIDASJON OG REDUKSJON



Antall atomer og ladninger må være like på begge sider av likningen. }

Det var ingen endringer i oksidasjonstallene (OT),
ladningene på atomene

oksidasjon : elektroner avgitt
oksidasjonstall øker



Reduksjon : elektroner tatt opp
oksidasjonstall minsker



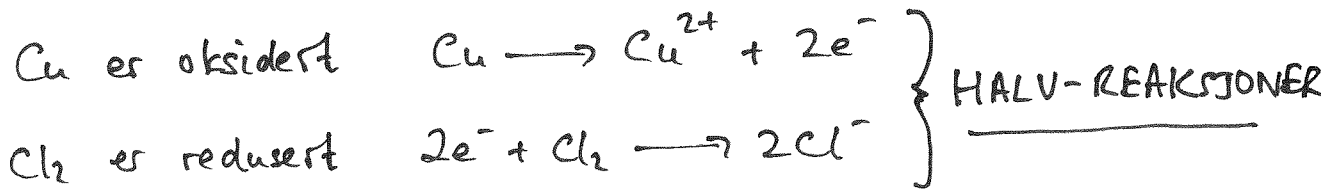
Reduksjon og oksidasjon skjer samtidig.

Et stoff tar opp e^- , et stoff avgir e^-

Kalles for REDOKSREAKSJONER

I en redoksreaksjon antall e^- avgitt og tatt opp må være like, dvs. ladninger må balanseres

Eksempel



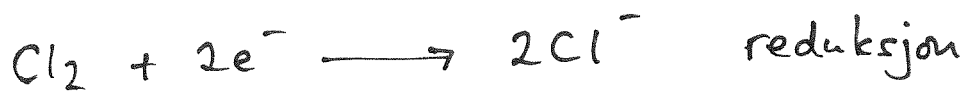
Cu er et reduksjonsmiddel - den reduserer $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^-$

Cl_2 er et oksidasjonsmiddel - den oksiderer $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

Eksempel



Skriv halv-reaksjoner og nevne oksidasjonsmiddelet



Cl_2 blir redusert

$\Rightarrow \text{Cl}_2$ er et oksidasjonsmiddel

Beregning av oksidasjontallet

Regel (1) Gp I = +1 eks. Na^+

Gp II = +2 eks. Mg^{2+}

O = -2

H = +1

} det finnes unntak
men ikke i dette
pensumet

(2) Et grunnstoff har O.T = 0

eks. Na, Cl_2 , S_8

(3) Summen av O.T = ladningen på stoffet

eks. HCO_3^-

Ladning (O.T) på karbon = x

$$+1 + x + (3x - 2) = -1$$

$$\Rightarrow x = +4 \quad \text{dvs. } \text{C}^{4+}$$

Oppgave

Finne oksidasjontallet for Cr (krom) i





$$2x + (3x - 2) = 0 \quad \Rightarrow \quad x = +3$$



$$(2x + 1) + (2x) + (7x - 2) = 0 \quad \Rightarrow \quad x = +6$$

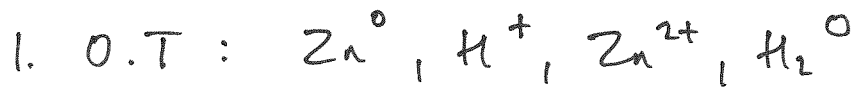
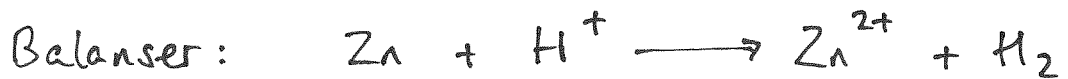


$$x + (4x - 2) = -2 \quad \Rightarrow \quad x = +6$$

BALANSERING AV REDOKS LIKNINGER

Regler

1. Finn O.T till alle atomer i reaksjonslikningen
2. Skriv de 2 halv-likninger (halv-reaksjoner)
3. Multipliser likningene så at summen av de 2 har null elektroner
4. Summer de multipliserte halv-reaksjonene
5. Balanser tilskuer ioner (hvis det trengs)

Eksempel

eller



3. Summer av halv-reaksjonene = 0 elektroner
Ingen multiplisering trengs

Eksempel

3. 5(A) + B gir null elektroner

