

Kapittel 7: Syrer og baser

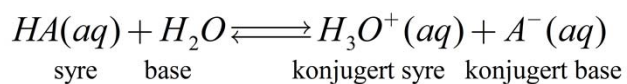
- Syrer og baser
- Syrestyrke
- pH-skalaen
- Beregning av pH i sterke og svake syrer
- Baser
- Polyprotiske syrer
- Syre-base-egenskaper til salter
- H^+ -bidrag fra vann

7.1 Syrer og baser

Brønsted-Lowry:

- En **syre** er et stoff som kan **avgi protoner** (H^+)
- En **base** er et stoff som kan **ta opp protoner**
- Eks: $HCl(aq) + H_2O \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$
 $NH_3(aq) + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

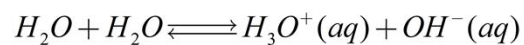
- H_3O^+ : Oksoniumion, OH^- : hydroksidion



- Konkurransen mellom de to syrene
 (HA og H_3O^+) og basene (H_2O og A^-)

Amfolytter

- Amfotær forbindelse har både syre- og baseegenskaper og kalles amfolytter
- eks: Vann – vannets egenprotolyse



$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

- eks: HSO_4^- , $H_2PO_4^-$, HCO_3^-

K_w ved 25°C!

7.2 Syrestyrke

- Sterk syre => likevekt forskjøvet langt mot høyre
- Svak syre => likevekt forskjøvet langt mot venstre
- Svak syre har en relativt sterk konjugert base
- Sterk syre har en relativt svak konjugert base

 K_a

TABLE 7.1

Various Ways to Describe Acid Strength

Property	Strong Acid	Weak Acid
K_a value	K_a is large	K_a is small
Position of the dissociation equilibrium	Far to the right	Far to the left
Equilibrium concentration of H^+ compared with original concentration of HA	$[H^+] \approx [HA]_0$	$[H^+] \ll [HA]_0$
Strength of conjugate base compared with that of water	A^- much weaker base than H_2O	A^- much stronger base than H_2O

NTNU
Innovation and Creativity

7.3 pH-skalaen

$$pH = -\log[H^+] \quad pOH = -\log[OH^-]$$

- Konsentrasjoner i mol/L
- Rent vann:

$$[H^+] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = -\log[1.0 \cdot 10^{-7}] = 7$$

- Sure løsninger: $[H^+] \gg [OH^-]$ $pH < 7$
- Nøytrale løsninger: $[H^+] = [OH^-]$ $pH = 7$
- Basiske løsninger: $[H^+] \ll [OH^-]$ $pH > 7$

- $pH + pOH = 14$ fra $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-14}$

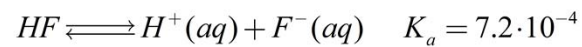
7.4 pH i sterke syrer

- Fullstendig dissosiert i vann,
eks $HCl \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$
- Den svake korresponderende basen har en meget svak tendens til å knytte seg til H^+
- $[HCl]_0 = [H^+]$
- Sterke syrer: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 (første trinn)

7.5 pH i svake syrer

- Identifiser hvilke specier som er tilstede, se hvilke som kan avgi H^+ (eller ta opp for svake baser)

- eks:



- Kan vanligvis se bort fra vannets bidrag til H^+ pga lav K

- eks [HA]:

	HA	\leftrightarrow	H^+	+	A^-
Start:	$[HA]_0$		0		0
Endring (Δ):	-x		+x		+x
Likevekt	$[HA]_0 - x$		x		x

Beregning av pH til svake syrer

STEPS

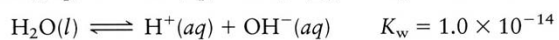
Solving Weak Acid Equilibrium Problems

- 1 List the major species in the solution.
- 2 Choose the species that can produce H^+ , and write balanced equations for the reactions producing H^+ .
- 3 Comparing the values of the equilibrium constants for the reactions you have written, decide which reaction will dominate in the production of H^+ .
- 4 Write the equilibrium expression for the dominant reaction.
- 5 List the initial concentrations of the species participating in the dominant reaction.
- 6 Define the change needed to achieve equilibrium; that is, define x .
- 7 Write the equilibrium concentrations in terms of x .
- 8 Substitute the equilibrium concentrations into the equilibrium expression.
- 9 Solve for x the "easy" way—that is, by assuming that $[HA]_0 - x \approx [HA]_0$.
- 10 Verify whether the approximation is valid (the 5% rule is the test in this case).
- 11 Calculate $[H^+]$ and pH.

NTNU
Innovation and Creativity

Blanding av svake syrer

- eks: $\text{HCN} + \text{HNO}_2$



- Sammenlign syrekonstantene til likevektene
- Finn den som dominerer og som høyst sannsynlig bidrar mest til $[\text{H}^+]$
- Prinsippet det samme ved blanding av svak syre og svak base

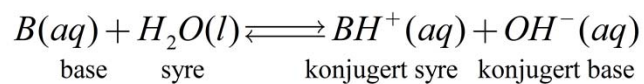
7.6 Baser

- Arrhenius: En base er en substans som produserer OH^- -ioner i en vandig løsning
- Brønsted-Lowry: En base er en proton akseptor
- Sterke baser: Fullstendig rx
Eks: $\text{NaOH}(s) \longrightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$
 \Rightarrow hydroksider av gruppe 1A og 2A (NB! Løselighetsprodukt!)

pH i svake baser

- eks: $NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

- Generelt:



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

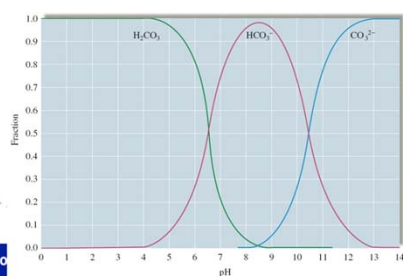
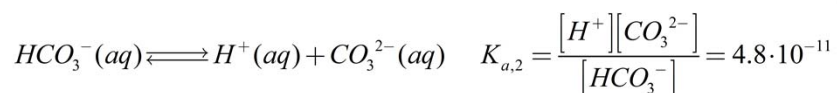
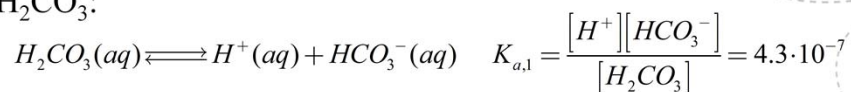
- K_b refererer til en reaksjon mellom en base og vann slik at konjugert syre og hydroksidion dannes
- $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$
- pH beregninger som ved svake syrer

Hvordan vite om et stoff er en syre eller en base eller ingen av delene?

- Ikke nok om forbindelsen inneholder H-atomer eller OH-grupper
- eks: $\text{CH}_4 \rightarrow$ ingen syre
 $\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow$ verken syre eller base
 $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$ bare H-atomet i $-\text{COOH}$ kan avgis
- Bindingen H-X må være polar for at H^+ skal kunne avgis!
Dvs: X må være sterkt elektronegativt ion

7.7 Polyprotiske syrer

- Syrer som kan avgi mer enn ett proton
- eks: H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S
- H_2CO_3 :



Generelt:

$$K_{a,1} > K_{a,2} (> K_{a,3})$$

7.8 Syre-base egenskaper til salter

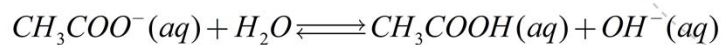
- Salt: Ionisk forbindelse
- Noen av ionene kan ha syre- eller baseegenskaper

Nøytrale salter:

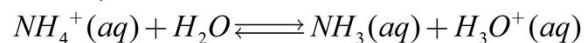
- Salter som inneholder kation av sterke baser eller anioner av sterke syrer har ingen effekt på $[H^+]$ når de løses i vann
- eks:
KCl, NaCl, $NaNO_3$, LiI,
- korresponderende syrer til sterke baser
korresponderende baser til sterke syrer

Basiske salter:

- Ion i salt reagerer med vann og danner OH⁻-ioner
Eks: NaCH₃COO

**Sure salter:**

- Ion i salt reagerer med vann og danner H⁺-ioner
Eks: NH₄Cl



- Noen kationer kan gi sure løsninger; Al³⁺, Fe³⁺, Cr³⁺, Cu²⁺
Eks: Al³⁺: Omgitt av 6 vannmolekyler – polariserer O-H bindingene

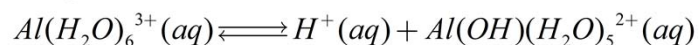


TABLE 7.6

Acid-Base Properties of Aqueous Solutions of Various Types of Salts

Type of Salt	Examples	Comments	pH of Solution
Cation is from strong base; anion is from strong acid	KCl, KNO ₃ , NaCl, NaNO ₃	Acts as neither an acid nor a base	Neutral
Cation is from strong base; anion is from weak acid	NaC ₂ H ₃ O ₂ , KCN, NaF	Anion acts as a base; cation has no effect on pH	Basic
Cation is conjugate acid of weak base; anion is from strong acid	NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃	Cation acts as an acid; anion has no effect on pH	Acidic
Cation is conjugate acid of weak base; anion is conjugate base of weak acid	NH ₄ C ₂ H ₃ O ₂ , NH ₄ CN	Cation acts as an acid; anion acts as a base	Acidic if $K_a > K_b$, basic if $K_b > K_a$, neutral if $K_a = K_b$
Cation is highly charged metal ion; anion is from strong acid	Al(NO ₃) ₃ , FeCl ₃	Hydrated cation acts as an acid; anion has no effect on pH	Acidic

- Hvis både surt og basisk ion:
=> Størrelsen på K_a relativt til K_b avgjør

TABLE 7.5

Qualitative Prediction of pH for Solutions of Salts for Which Both Cation and Anion Have Acidic or Basic Properties

$K_a > K_b$	pH < 7 (acidic)
$K_b > K_a$	pH > 7 (basic)
$K_a = K_b$	pH = 7 (neutral)

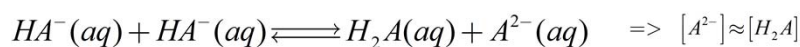
U
Creativity

pH i en amfolytt

- Amfolytt kan opptre som både syre og base
- Gitt en to-protisk syre H_2A
 $\Rightarrow H_2A$ er syre, HA^- er amfolytt, A^{2-} er base

- pH i en løsning av saltet $NaHA$?

$$K_{a,1} = \frac{[H^+][HA^-]}{[H_2A]} \quad K_{a,2} = \frac{[H^+][A^{2-}]}{[HA^-]} \quad \Rightarrow K_{a,1} \cdot K_{a,2} = \frac{[H^+][HA^-]}{[H_2A]} \cdot \frac{[H^+][A^{2-}]}{[HA^-]} = \frac{[H^+]^2[A^{2-}]}{[H_2A]}$$



$$\Rightarrow K_{a,1} \cdot K_{a,2} \approx [H^+]^2$$

$$\Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_{a,1} \cdot K_{a,2}}$$

$$pH = \frac{1}{2} \{ pK_{a,1} + pK_{a,2} \}$$



7.9-7.10 Sure løsninger hvor vann bidrar til $[H^+]$ -konsentrasjonen

- Tidligere antatt at vann ikke bidrar til H^+ -konsentrasjonen og pH i løsningen

$$[H^+] = [H^+]_{HA} + [H^+]_{H_2O} \approx [H^+]_{HA}$$

- I f.eks. fortynnede løsninger vil også vannets egenprotolyse bidra til $[H^+]$ og tilnærmingen kan ikke gjøres
- I en syre HA: 4 ukjente specier: $[H^+]$, $[OH^-]$, $[HA]$ og $[A^-]$
=> Trenger 4 ligninger for å løse matematikken

- $K_a = [H^+] \cdot [A^-] / [HA]$
- $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$
- Massebalanse: $[HA]_0 = [HA] + [A^-] = \text{konstant}$
- Ladningsbalanse: $[H^+] = [OH^-] + [A^-]$

Oppsummering

- En **syre** er et stoff som kan **avgi protoner** (H^+)
- En **base** er et stoff som kan **ta opp protoner**
- Amfolytter har både syre- og baseegenskaper
- pH angir $[H_3O^+]$ -konsentrasjon: $pH = -\log[H^+]$
- Sterke syrer/baser: Fullstendig dissosiasjon. Eks: $[HA]_o = [H^+]$
- Svake syrer/baser: Likevekt.
pH beregnes fra likevektsuttrykket (før-etter-analyse)
- Polyprotiske syrer: Syrer som kan avgi mer enn ett proton
- Salter: Noen av ionene kan ha syre-base-egenskaper og påvirke pH
- Amfolytt-ligninga: $pH = \frac{1}{2}\{pK_{a,1} + pK_{a,2}\}$
- pH-beregninger i fortynnede syreløsninger: Vannets egenprotolyse må inkluderes sammen med massebalanse og ladningsbalanse