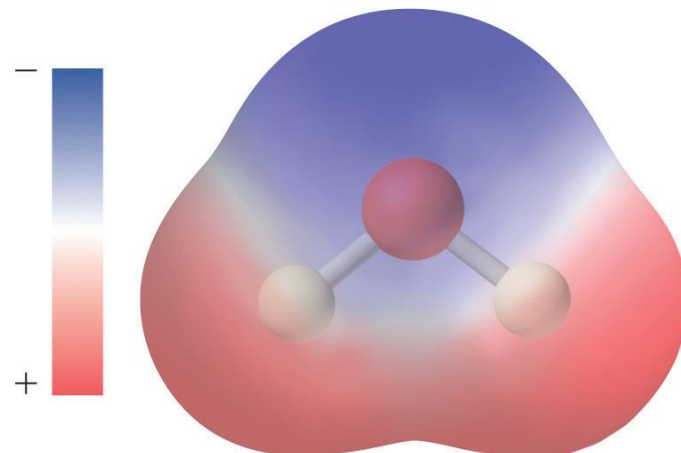
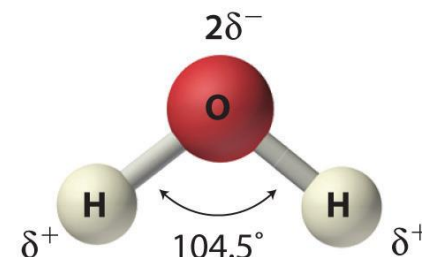
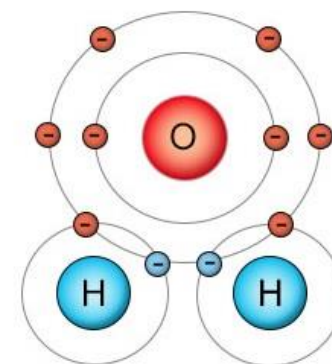


Kap 4. Typer av kjemiske reaksjoner og løsningsstøkiometri

- Vandige løsninger; sterke og svake elektrolytter
- Sammensetning av løsninger
- Typer av kjemiske reaksjoner
 - Fellingsreaksjoner (krystallisasjon)
 - Reaksjoner i løsning
 - Syre-base reaksjoner
 - Red-oks reaksjoner

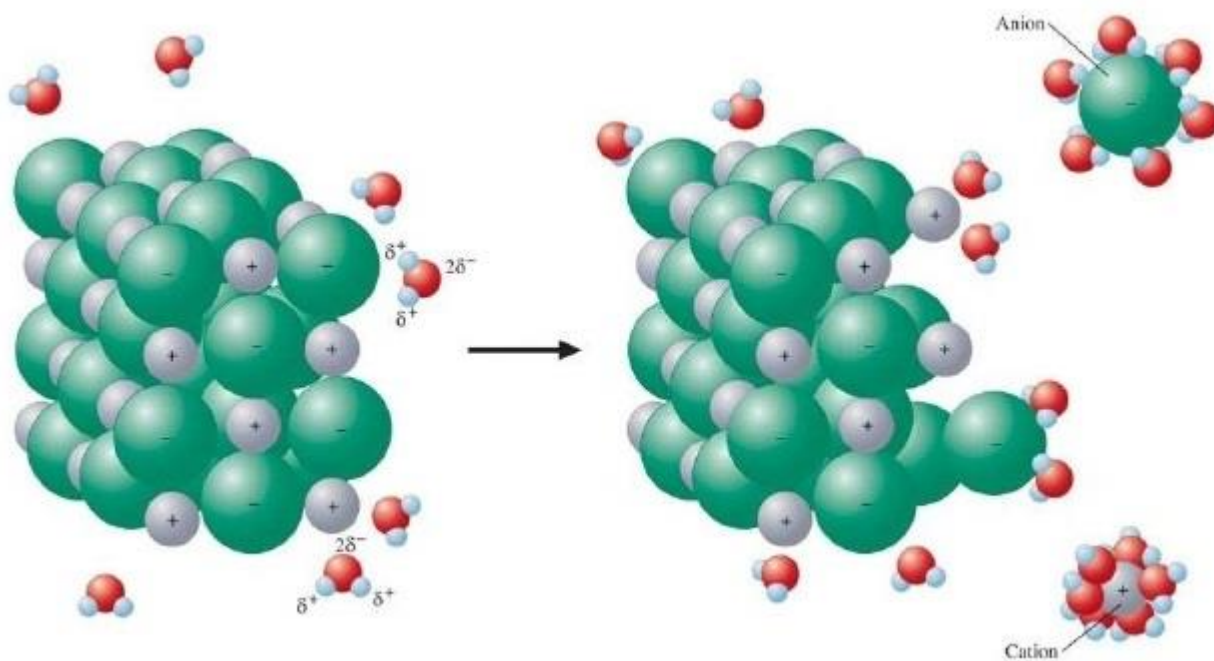
4.1 Løsninger

- En løsning består av:
 - Løsningsmiddel (solvent)
 - Oppløst stoff (solute)
- Det vanligste løsningsmiddelet: **VANN**
 - Vandig løsning (aqueous solution)
 - Vann er et polart løsemiddel



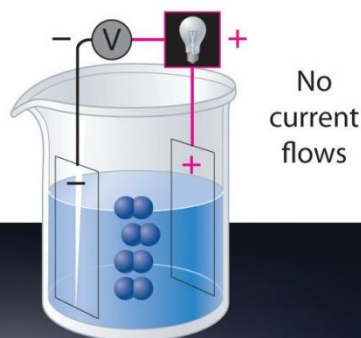
Likt løser likt

- Polare stoffer løses lett i vann
 - $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$
 - $\text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{NO}_3^- \text{ (aq)}$
- Upolare stoffer (f.eks. fett) løses ikke

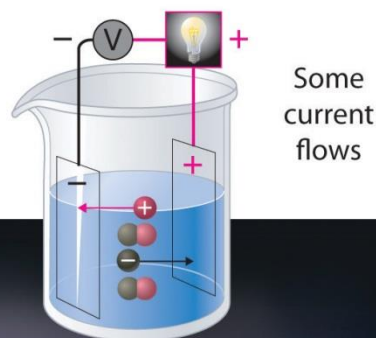


4.2 Elektrolytter

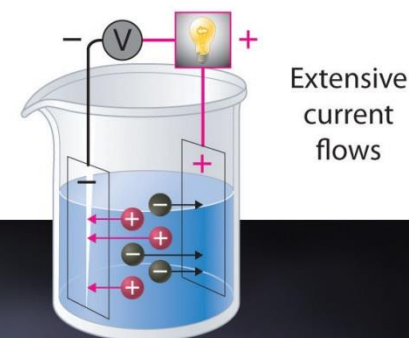
- **Elektrolytter** = løsninger som leder strøm
- **Sterke** og **svake** elektrolytter har henholdsvis høy og lav konsentrasjon av ladede partikler



(a) Nonelectrolyte



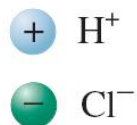
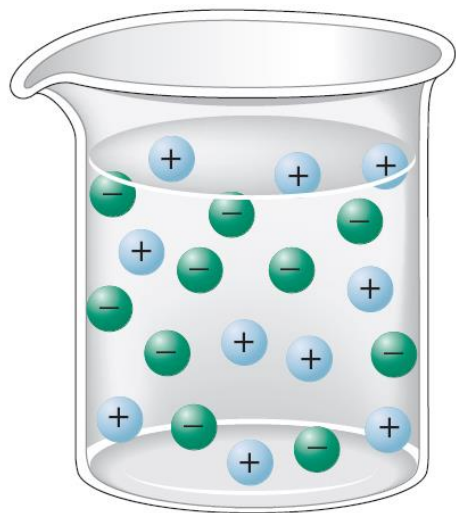
(b) Weak electrolyte



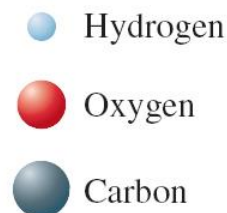
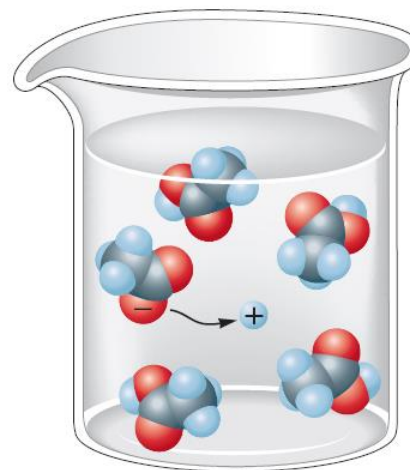
(c) Strong electrolyte

4.2 Elektrolytter

HCl er en sterk elektrolytt



Eddiksyre er en svak elektrolytt



4.3 Sammensetning av løsninger

Konsentrasjon

- **Molaritet** : stoffmengde per volum **løsning**

$$\text{molaritet} = \frac{\text{stoffmengde (mol)}}{\text{volum}}$$

$$c = \frac{n}{V}$$

- Benevning M (molar) eller mol/L

- **Molalitet** : stoffmengde per kg løsningsmiddel

$$\text{molalitet} = \frac{\text{stoffmengde (mol)}}{\text{kg løsningsmiddel}}$$

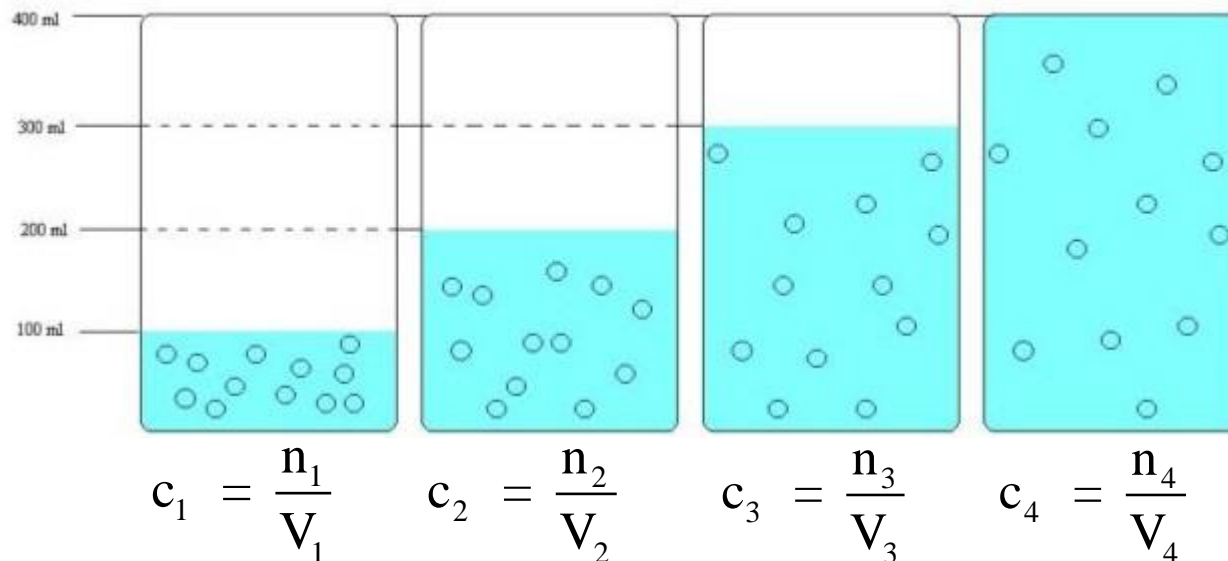
$$m = \frac{n}{m}$$

- Benevning molal = mol/kg

- Andre konsentrasjonsenheter:
 - g per 100 g **løsningsmiddel** (SI chemical data)
 - Molbrøk: forholdet mellom antall mol oppløst stoff og totalt antall mol i blandingen

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$$

Fortynning



- Stoffmengden (antall mol) er uforandret før og etter fortynning! Dvs: $n_1 = n_2 = n_3 = n_4$

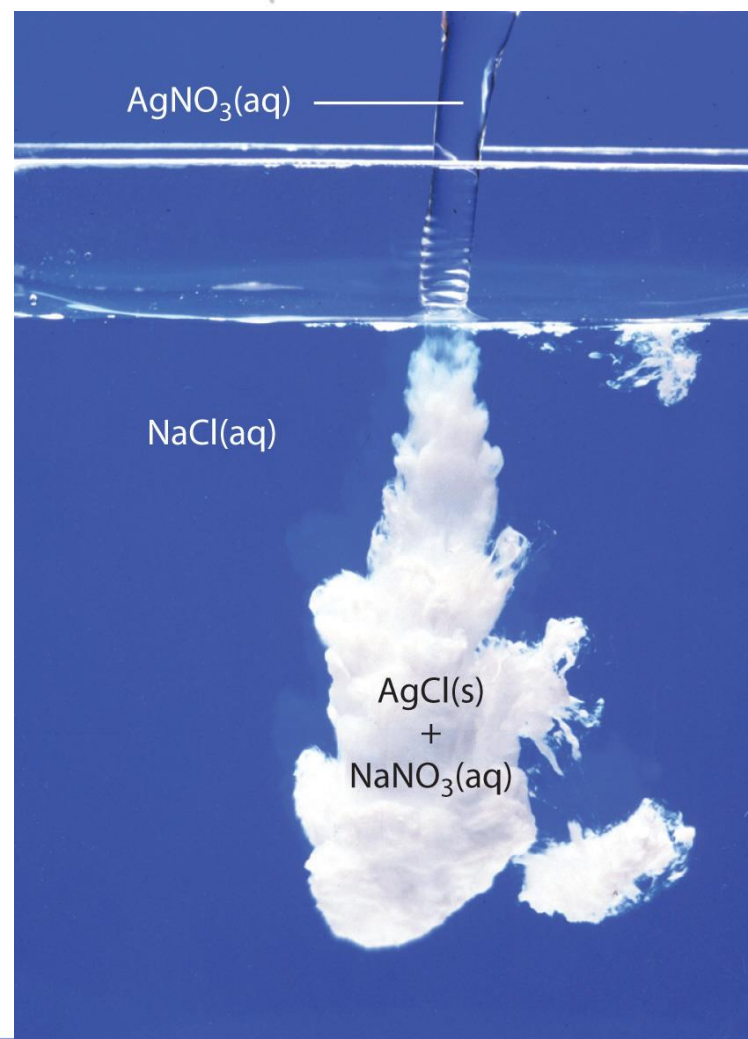
$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

4.4 Typer reaksjoner

- Felles for kjemiske reaksjoner: **bindinger brytes og nye dannes.**
- Kan skje på forskjellige måter, og vi deler ofte reaksjonene inn i grupper. Vanligvis
 - Fellingsreaksjoner (kap 4.5-4.8)
 - Syre-base reaksjoner (kap 4.9)
 - Reduksjons-oksidasjons (red-oks) reaksjoner (kap 4.10-4.12)

Fellingsreaksjoner

- Faste stoffer i vann har ulik løselighet
- **Lettløselige salter:**
 - f.eks. NaCl , AgNO_3
- **Tungtløselige salter:**
 - f.eks. AgCl , BaSO_4
- Når man blander to løsninger kan man få **utfelling** av et **bunnfall**



Løselighetstabell

	Cl	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	O ²⁻	OH ⁻
Na ⁺	LL	LL	LL	LL	LL	LL
K ⁺	LL	LL	LL	LL	LL	LL
Ag ⁺	TL	TL	LL	TL	TL	
Pb ²⁺	TL	TL	LL	TL	TL	TL
Cu ²⁺	LL	LL	LL	TL	TL	TL
Fe ²⁺	LL	LL	LL	TL	TL	TL
Zn ²⁺	LL	LL	LL	TL	TL	TL
Ba ²⁺	LL	TL	LL	TL	TL	TL
Ca ²⁺	LL	TL	LL	TL	TL	TL
NH ₄ ⁺	LL	LL	LL	LL		



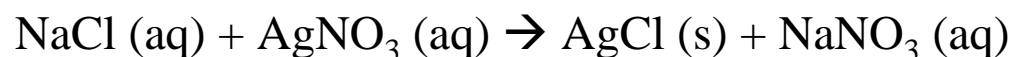
NTNU

Innovation and Creativity

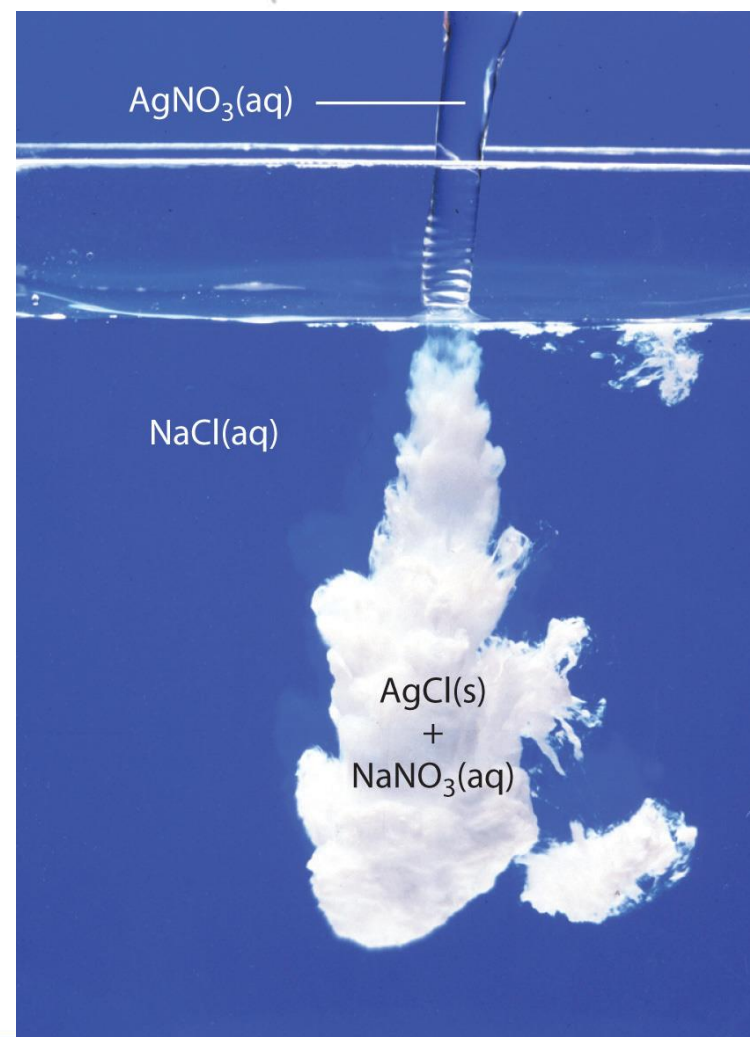
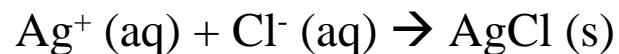
Nettoligning

I en nettoligning skrives kun de ionene/stoffene som endrer tilstand i reaksjonen

Fullstendig reaksjonligning:



Netto reaksjonsligning:



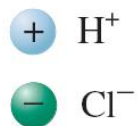
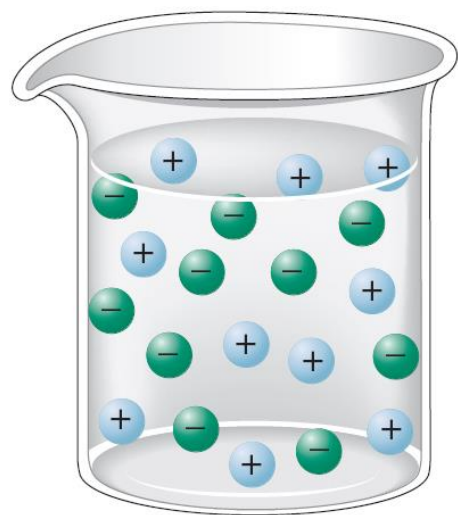
Syre-base-reaksjoner

Brønsted-Lowry:

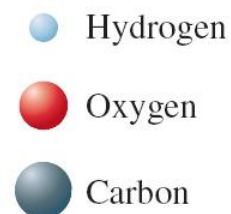
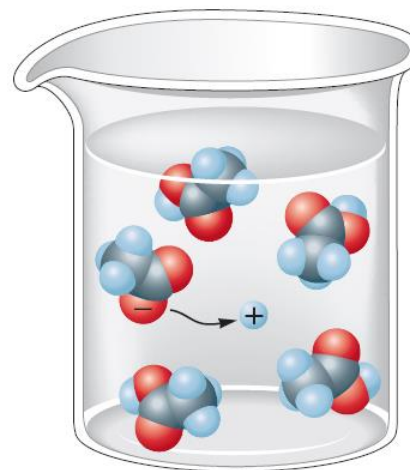
- En **syre** er et stoff som kan **avgi protoner** (H^+)
- En **base** er et stoff som kan **ta opp protoner**
- Alle syre-base-reaksjoner: protoner går fra et stoff til et annet.
- Kalles derfor ofte for **protolysereaksjoner**, og syrer og baser omtales også med fellesnavnet **protolytter**.
- Syre-base-reaksjon kaller vi ofte en **nøytralisasjonsreaksjon**
$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons H_2O(l)$$
- Alle protolysereaksjoner er reversible, det vil si de kan gå begge veier avhengig av pH.

Elektrolytter

HCl er en sterk elektrolytt

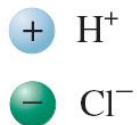
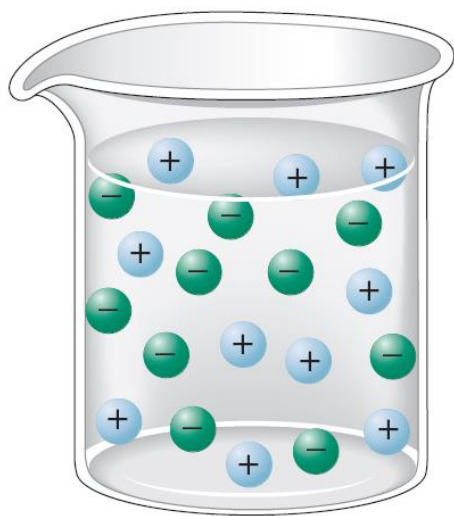


Eddiksyre er en svak elektrolytt

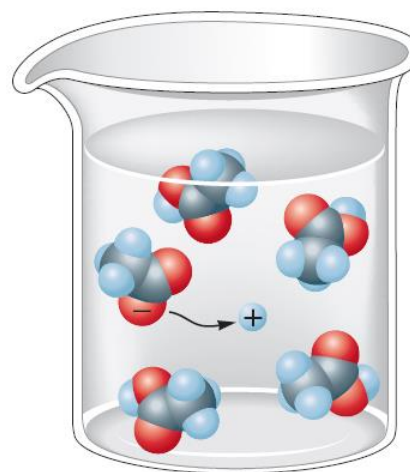


Syrer

HCl er en sterk syre



Eddiksyre er en svak syre



\bullet Hydrogen

\bullet Oxygen

\bullet Carbon

Syre-base-reaksjoner

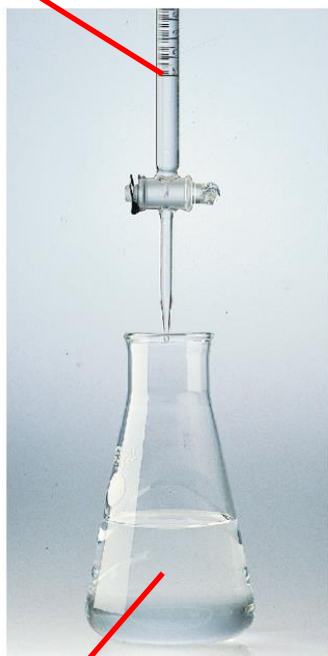
- Eksempel: HCl og NaOH
- Eksempel: $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ og NaOH

Sterke baser reagerer fullstendig med svake syrer og vice versa.

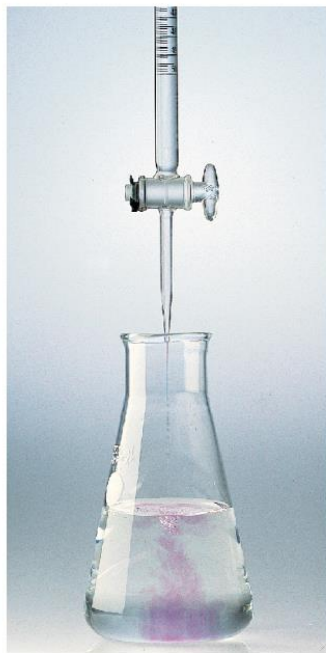
Syre-base titrering

- Bestemmelse av mengde ved å benytte løsning med kjent konsentrasjon (**titrant**)

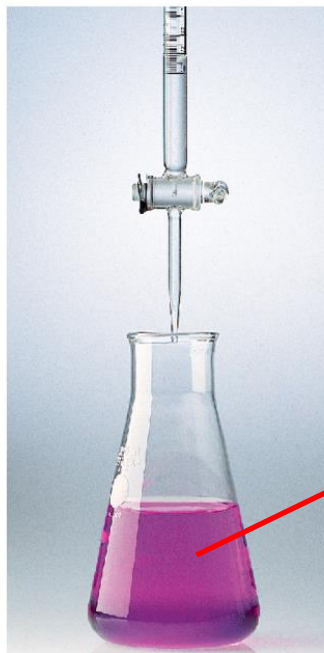
byrette med titrant



(a)



(b)



(c)

Mengde stoff i kolben finnes ved hjelp av c og V til titranten

fargeendring ved ekvivalenspunktet på grunn av indikator

ukjent mengde stoff i løsning

Redoks-reaksjoner (reduksjon - oksidasjon)

=> Overføring av elektroner (e^-) fra et atom/molekyl til et annet

- **Oksidasjon:** avgivelse av elektroner $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$
- **Reduksjon:** opptak av elektroner $\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$
- Veldig mange viktige redoksreaksjoner!
 - Forbrenningsreaksjoner
 - Metallfremstilling
 - Etc.

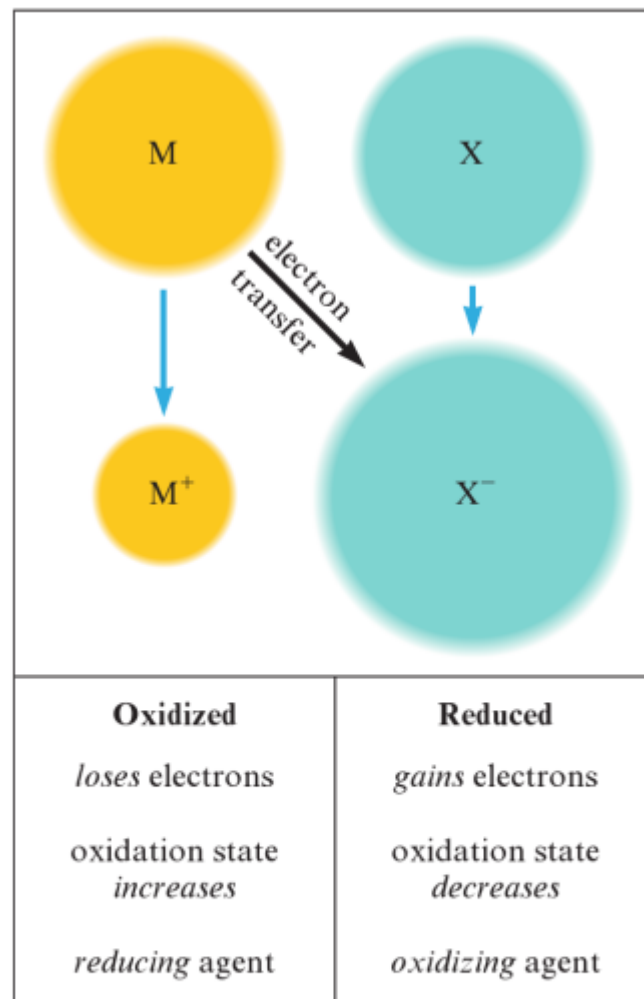
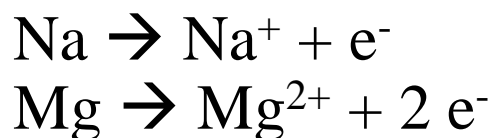


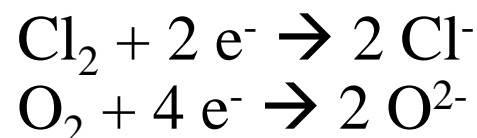
Figure 4.20 | A summary of an oxidation–reduction process, in which M is oxidized and X is reduced.

Elektronegativitet

Atomer med **lav** elektronegativitet avgir lett elektroner



Atomer med **høy** elektronegativitet tar lett opp elektroner

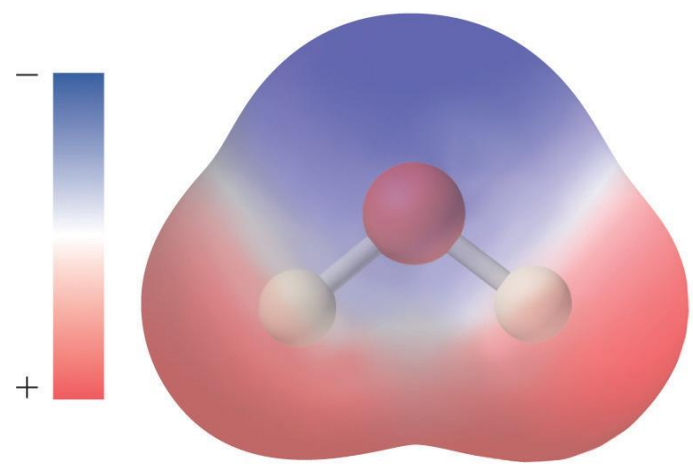
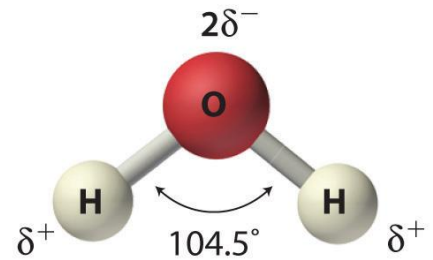
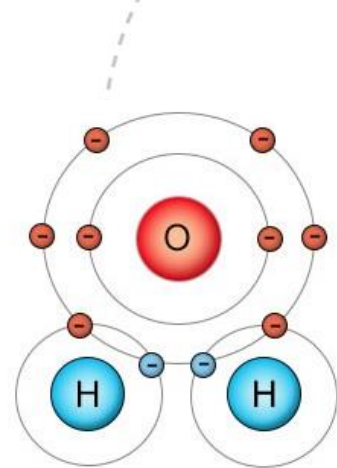
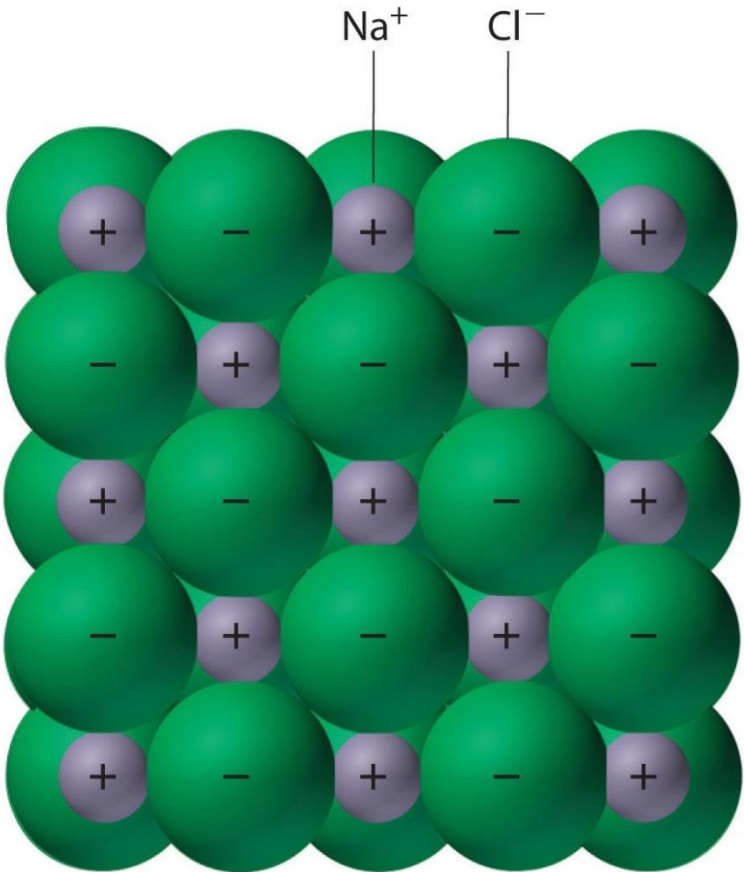


Periodic table showing electronegativity values for various elements. The table is color-coded by groups: Alkali Metals (pink), Alkaline Earths (orange), Transition Metals (yellow), Semimetals (light green), Nonmetals (green), Basic Metals (light blue), Halogens (blue), Noble Gases (purple), Lanthanides (pink), and Actinides (purple).

Legend:

- Alkali Metal
- Alkaline Earth
- Transition Metal
- Semimetal
- Nonmetal
- Basic Metal
- Halogen
- Noble Gas
- Lanthanide
- Actinide

Oksidasjonstall



Regler for oksidasjonstall:

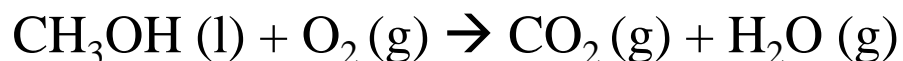
- Oks.tallet for et atom i et grunnstoff er 0 (null)
- Oks.tallet for enatomige ioner er lik ladningen
- I kovalente forbindelser med ikke-metaller har hydrogen oks.tall +1
- Oksygen får oks.tall -2 (unntatt $\text{H}_2\text{O}_2 \Rightarrow -1$)
- Binære forbindelser: element med høyest elektronegativitet får ladning til dens ioniske forbindelse
- Summen av oks.tallene må være lik ladningen for speciet

Balansering av redoksreaksjoner

Oksidasjonstallmetoden:

1. Finn oksidasjonstallene til alle atomene
2. Finn endringen i oksidasjonstall
3. Balanser slik at e^- avgitt = e^- tatt opp
4. Balanser de andre atomene ved inspeksjon

Eksempel:

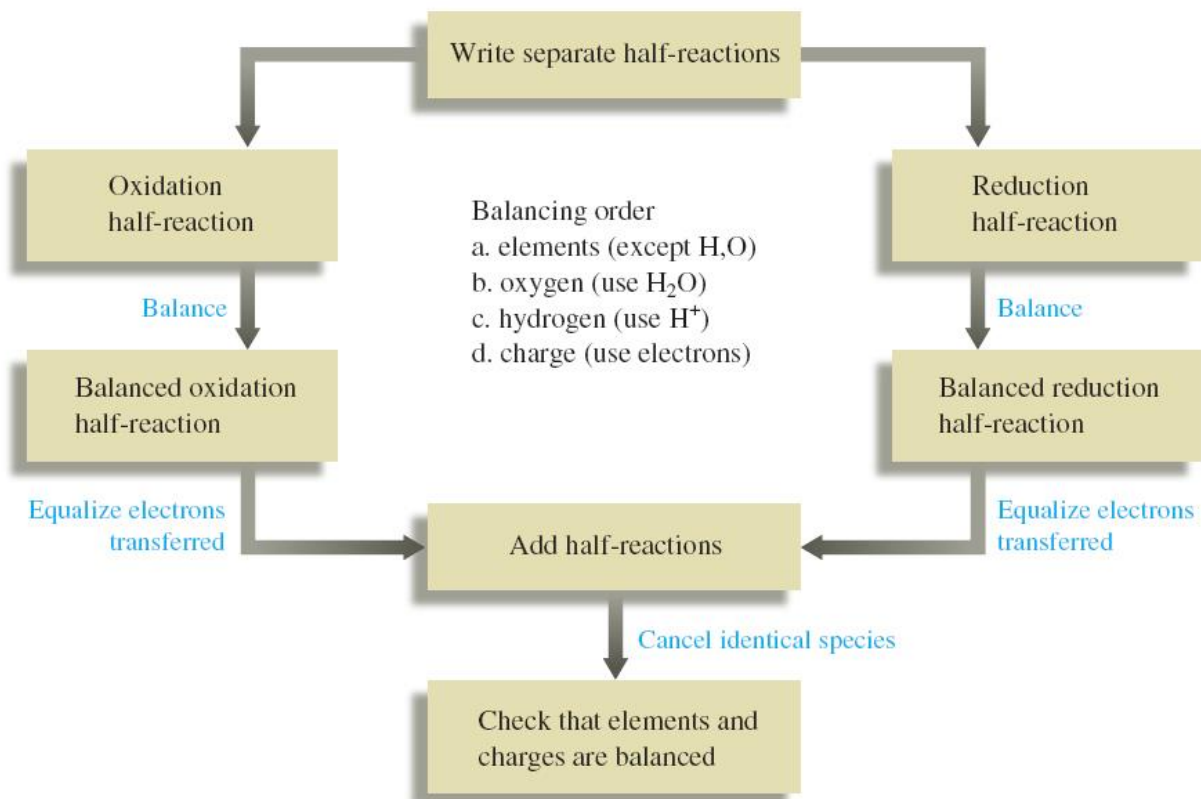


Balansering av redoksreaksjoner

Halvreaksjonmetoden (for reaksjoner i vannløsning):

1. Identifiser hva som er oksidert og redusert ved hjelp av oks.tall
2. Skriv separate halvreaksjoner for oksidasjon og reduksjon
3. Balanser alle atomene unntatt H og O
4. Balanser oksygen ved å legge til H_2O
5. Balanser H ved å legge til H^+
6. Balanser ladningen ved å legge til e^-
7. Multipliser halvreaksjonene så antall e^- er likt
8. Legg sammen halvreaksjonene
9. Sjekk at alle atomene og ladningene er balansert

Balansering av redoksreaksjoner



Eksempel:

