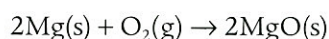


Redoxreaktioner

Mygind, Nielsen, Axelsen BASISKEMI C

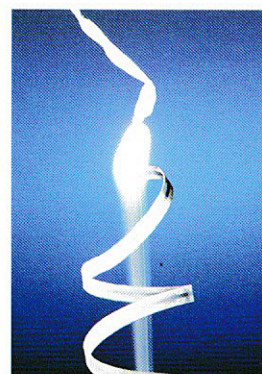
Oxidation og reduktion

Som eksempel ser vi nærmere på reaktionen mellem magnesium og dioxygen:

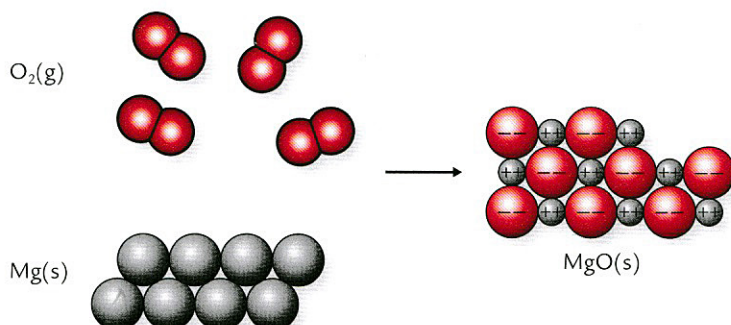


Man kan lave reaktionen ved at antænde et stykke magnesium (figur 129). Man bør ikke se direkte på forbrændingen, da lyset er meget kraftigt. I gamle dage afbrændte man magnesium, når man skulle fotografere indendørs. Ved forbrændingen dannes et fast, hvidt stof. Det er magnesiumoxid.

En model af reaktionen ses på figur 130. Magnesium består af »uendelig« mange magnesiumatomer i et *metalgitter*. Dioxygen består naturligvis af *molekyler*. Ved reaktionen dannes Mg^{2+} og O^{2-} , som samles i et *iongitter*, dvs. der dannes fast MgO.



Figur 129. Afbrænding af et stykke magnesium.

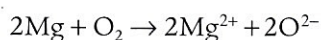


Figur 130. Model af reaktionen $2\text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{MgO(s)}$. Både Mg^{2+} og O^{2-} indeholder 10 elektroner, men fordi kerne-ladningerne er henholdsvis +12 og +8, er Mg^{2+} meget mindre end O^{2-} .

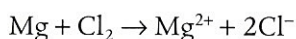
Vi skal nu indføre begreberne *oxidation* og *reduktion*. Disse ord har skiftet betydning i tidens løb. Oprindeligt talte man om oxidation, når et stofs oxygenindhold blev forøget. Omdannelsen af Mg til MgO var en oxidation, en omdannelse af CO til CO_2 var en oxidation osv.

Modsat var en reduktion en formindskelse af oxygenindholdet. En omdannelse af MgO til Mg var en reduktion.

Når Mg omdannes til MgO, sker der i virkeligheden en omdannelse af Mg til Mg^{2+} . Vi kan lægge vægt på dannelsen af ioner ved at skrive reaktionen mellem magnesium og dioxygen sådan:



Der sker også en omdannelse af Mg til Mg^{2+} , når magnesium reagerer med dichlor:



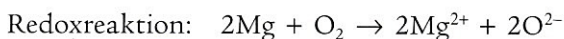
Ved denne reaktion samles ionerne i et MgCl_2 -iongitter.

Der er intet specielt ved reaktionen med dioxygen. I moderne kemi defineres begreberne *oxidation* og *reduktion* således:

En oxidation er en afgivelse af elektroner.

En reduktion er en optagelse af elektroner.

Vi kan skrive oxidationen og reduktionen hver for sig. Reaktionen mellem magnesium og dioxygen anvendes som eksempel:

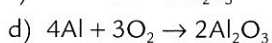
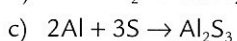
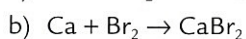
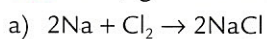


Under strengen står »summen« af de to delreaktioner, dvs. totalreaktionen. Den kaldes en *redoxreaktion*. Ved en redoxreaktion sker der en overførsel af elektroner. Da elektronerne ikke kan eksistere frit, må en oxidation altid være ledsaget af en reduktion. Som nævnt samles de dannede ioner i et iongitter.

Reaktionerne mellem magnesium og dioxygen og mellem magnesium og dichlor er typiske eksempler på reaktioner mellem metaller og ikke-metaller. Det gælder generelt, at metaller kan afgive elektroner og danne positive ioner, mens ikke-metaller (undtagen de ædle gasser) kan optage elektroner og danne negative ioner.

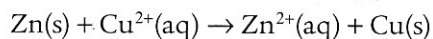
OPGAVE

128. Del følgende reaktionsskemaer op i en oxidation og en reduktion:

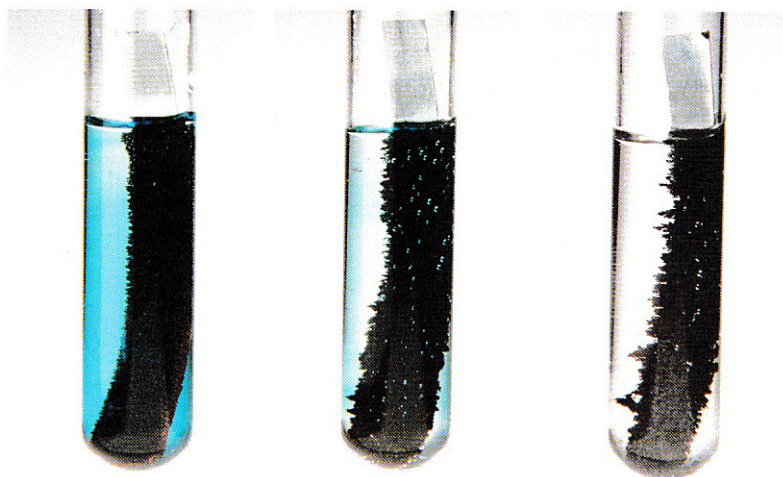


Spændingsrækken

Vi skal nu se på nogle redoxreaktioner, som forløber på grænsefladen mellem et metal og en vandig opløsning. Hvis man fx anbringer et stykke zink i en vandig opløsning, der indeholder Cu^{2+} , dannes der kobber:

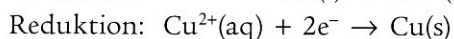
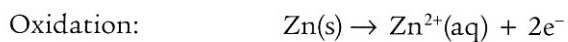


På figur 131 laves reaktionen ved at dyppe et zinkstykke i en CuSO_4 -opløsning. Ved reaktionen overføres to elektroner fra Zn til Cu^{2+} . Reaktionen må ske ved, at kobber(II)ionen støder ind i zinkstykkets overflade og modtager to elektroner fra et zinkatom. Derved bliver zinkatomet til en zinkion, som så bevæger sig ud i opløsningen. Det dannede kobber sætter sig på zinkstykket som en mørk belægning.



Figur 131. Et zinkstykke dyppes i en opløsning af kobber(II)sulfat. Man ser tydeligt dannelsen af kobber på zinkstykket, og at opløsningens blå farve – der skyldes $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ – aftager i takt med, at Cu^{2+} reduceres til Cu. SO_4^{2-} -ionerne er blot passive tilskuere til reaktionen.

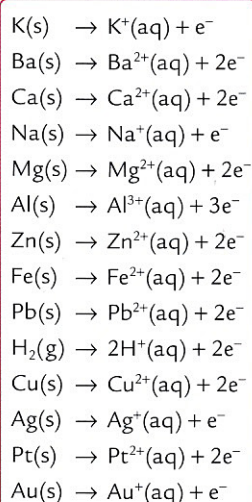
Ved reaktionen oxideres zink til zinkioner, samtidig med at kobber(II)ioner reduceres til kobber:



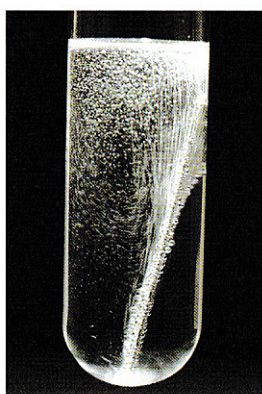
De negative ioner i opløsningen har ingen betydning for reaktionen. I stedet for en CuSO_4 -opløsning kan man bruge en opløsning af fx CuCl_2 eller $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Ved reaktionen afgiver zink elektroner og bliver til zinkioner, mens kobber(II)ioner optager elektroner og bliver til kobber. Zink har åbenbart større »tilbøjelighed« end kobber til at afgive elek-

Figur 132. Metallernes spændingsrække.



Tabel 22. Oxidationsrækkefølge af de vigtigste metaller (og dihydrogen).



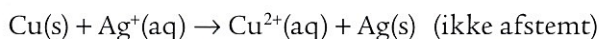
Figur 133. Zink reagerer med saltsyre. Dannelsen af dihydrogen ses tydeligt.

troner. I *spændingsrækken* er anbragt de vigtigste metaller (og dihydrogen) i rækkefølge efter deres villighed til at afgive elektroner:

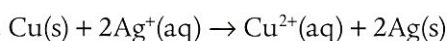
K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Pb	H ₂	Cu	Ag	Pt	Au
reaktionsvillige metaller										ædle metaller			

Spændingsrækken gælder for elektronoverførsler, som foregår på grænsefladen mellem metallet og en vandig opløsning. Hvis man går mod venstre i spændingsrækken, stiger metallernes villighed til at afgive elektroner. Tabel 22 er en lidt anden opstilling af spændingsrækken. Her er oxidationen af metallet anført, så man kan se metalionens formel.

Et metal kan afgive elektroner til ioner af de metaller, som står længere til højre i spændingsrækken. Zink kan altså afgive elektroner til fx Pb^{2+} , Cu^{2+} og Ag^+ , men ikke til fx Na^+ eller Mg^{2+} . Kobber kan afgive elektroner til fx Ag^+ :

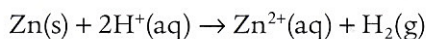


Dette reaktionsskema er *ikke* afstemt. Ladningen er ikke den samme på begge sider af reaktionspilen. Vi kan også se, at elektronafgivelsen og elektronoptagelsen ikke passer sammen. Cu afgiver 2 elektroner, og Ag^+ optager kun 1 elektron. Et Cu-atom må derfor reagere med to Ag^+ :

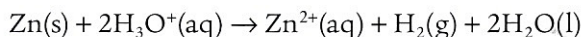


Derimod kan Cu ikke reagere med Na^+ , Mg^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} eller Pb^{2+} .

Dihydrogen er taget med i spændingsrækken. Metaller, der står til venstre for dihydrogen i spændingsrækken, kan reagere med en vandig opløsning af en syre og danne dihydrogen, fx:

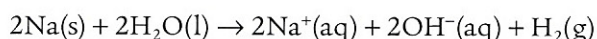


Her er der skrevet $\text{H}^+(\text{aq})$ for at gøre reaktionsskemaet overskueligt, men som nævnt i kapitlet om syrer og baser, er H^+ bundet til vand, dvs. $\text{H}^+(\text{aq})$ er en kort betegnelse for $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. Egentlig burde reaktionsskemaet altså skrives på følgende måde:



– men man vil normalt skrive reaktionsskemaet på den korte form.

Metallerne yderst til venstre i spændingsrækken reagerer meget voldsomt med syreopløsninger. De kan desuden reagere med vand. Som eksempel tager vi reaktionen mellem natrium og vand. Ved reaktionen dannes dihydrogen og en opløsning af natriumhydroxid.



Yderst til højre i spændingsrækken står de *ædle metaller*. De er meget lidt reaktionsvillige. Det er fx velkendt, at guld kan ligge i jorden i århundreder, uden at der sker en kemisk reaktion på metallets overflade. Et metal som jern vil derimod uden beskyttelse næsten øjeblikkelig blive oxideret på overfladen – det rustner.

Spændingsrækken fortæller, om en given reaktion *har mulighed for* at forløbe, men man kan ikke være sikker på, at reaktionen foregår i praksis. Fx er aluminium ikke særligt reaktionsvilligt, på trods af at aluminium står ret langt til venstre i spændingsrækken. Det skyldes, at en aluminiumoverflade normalt er dækket af et beskyttende lag af Al_2O_3 , som hindrer, at metallet reagerer.

En blyoverflade er også i mange tilfælde beskyttet af et lag, som hindrer reaktion. Fx tåler et stykke bly at blive anbragt i svovlsyre. Bly burde reagere med syren, da bly står før dihydrogen i spændingsrækken.

OPGAVE

129. Betragt følgende blandinger:

- Zink i en magnesiumchloridopløsning
- Zink i en sølv(I)nitratopløsning
- Sølv i en bly(II)nitratopløsning
- Bly i en kobber(II)chloridopløsning

Skriv reaktionsskemaer i de tilfælde, hvor der sker en kemisk reaktion.

130. Skriv reaktionsskema for reaktionen mellem calcium og vand.

Når denne reaktion har forløbet et stykke tid, begynder der at fælde et hvidt stof ud. Hvad er det for et stof, som fælder ud? Hvorfor dannes bundfaldet først efter et stykke tid?