

Veckan föreläsningar- läsvecka 7



Måndag/Tisdag – Kapitel 8. Reduktion och oxidation

Onsdag 14 december – Kapitel 7. Energi och kemi

50	Oxidation och reduktion; Oxidationstal; Elektrolys	8: 270-312	8:1-10, 8:14-20, 8:23-24, 8:29, 8:35, 8:37
Fö	Galvaniska celler		<i>Uppgifter som går igenom:</i>
UJ	Korrosion		8:1, 8:13, 8:21, 8:25
	Energi	7: 240-267	7:1-6, 7:10, 7:14
	Spontana reaktioner		<i>Uppgifter som går igenom:</i> 7:7, 7:12

Kap 8 Reduktion och oxidation

Allmänt

- Periodiska systemet bygger på antal elektroner i atomer det vill säga atomers elektronkonfiguration
- Vi kan förutse reaktioner utifrån periodiska systemet
- I detta kapitel ska vi studera när elektroner flyttar från en atom till en annan. Detta kallas för en redoxreaktion
- I reaktioner där elektroner spontant flyttas från reaktanter till produkter frigörs alltid energi (frigörs energi = exoterm reaktion)

Kap 8 Reduktion och oxidation

Redoxreaktioner - Reduktion och oxidation

Många kemiska reaktioner sker genom att elektroner överförs från ett ämne till ett annat. Dessa kallas **redoxreaktioner**

Ex. Magnesium reagerar med klorgas och det bildas magnesiumklorid



Kan delas upp i två teoretiska förlopp:



Magnesium avger 2 elektroner



Klorgas tar upp 2 elektron



Totalreaktion (samma redoxreaktion som ovan)

Kap 8 Reduktion och oxidation

Redoxreaktioner - Reduktion och oxidation

Förlopp där **elektroner avges** kallas **oxidation**:



Förlopp där **elektroner tas upp** kallas **reduktion**:



OBS! Reduktion och oxidationsförlopp förekommer alltid tillsammans!
Kallas en **redoxreaktion**

Kap 8 Reduktion och oxidation

Redoxreaktionen



Kan delas upp i två förlopp:



Vad händer om man sätter ner ett kopparbleck i en zinkjonlösning?

Sker reaktionen: $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$?

Svar: **Nej**

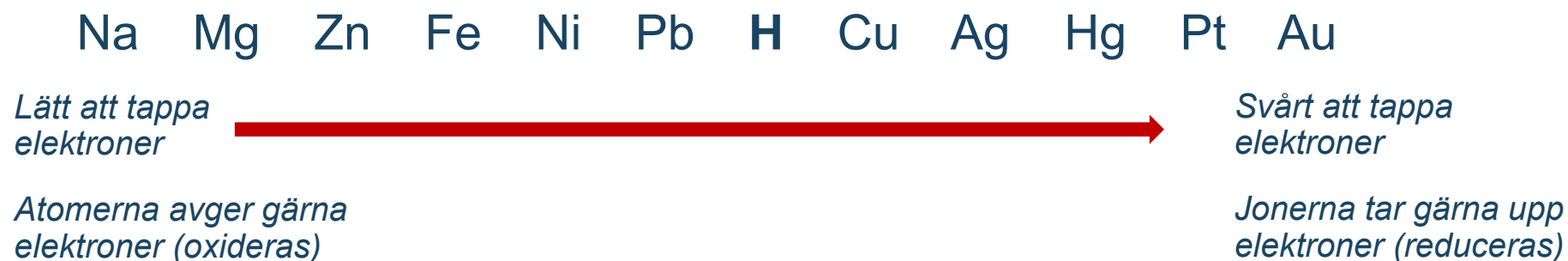
Varför?

- Zinkatomer har större tendens att avge elektroner i jämförelse med koppar.
- Kan också uttryckas som att kopparjoner har större tendens att ta upp elektroner i förhållande till zinkjoner

Kap 8 Reduktion och oxidation

Klassificering av några ämnens förmåga att avge elektroner

Elektrokemiska spänningsserien:



- De metaller som står till vänster om väte kallas oädla metaller eller väteutdrivande metaller då de reagera i sur lösning och bildar vätgas. **Ex.** $\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$

Ämnen som:

- Tar upp elektroner kallas oxidationsmedel (oxiderar det andra ämnet)
- Avger elektroner kallas reduktionsmedel (reducerar det andra ämnet)

Kap 8 Reduktion och oxidation

Oxidationstal (OT) - Bokföring av elektroner

Det finns vissa grundläggande regler för OT:

Alla grundämnen har OT "noll" 0

Syre har OT -II i många föreningar

Väte har OT +I i föreningar

Summan av OT i en oladdad förening är "noll" 0

OT för atomen i en atomjon är lika med jonens laddning

Summan av OT för atomer i en fleratomig jon är lika med jonladdningen

Ex. Ange OT för ämnena i:

- a) Ni Ni: 0 (grundämne enligt regeln)
- b) H₂O H: +I O: -II (enligt reglerna)
- c) F⁻ F: -I (laddningen enligt regeln)
- d) CuCl₂ Cu: +II Cl: -I (joner i neutral molekyl)
- e) SO₂ S: +IV O: -II (syre enligt regeln)
- f) SO₄²⁻ S: +VI O: -II (total laddning är -2)

Kap 8 Reduktion och oxidation

Exempel på redoxreaktioner med markerade oxidationstal:



Oxidationstal	0	+II	+II	0
---------------	---	-----	-----	---



Oxidationstal	0	0	+I, -II
---------------	---	---	---------



Oxidationstal	-IV, +I	0	+IV, -II	+I, -II
---------------	---------	---	----------	---------

Kap 8 Reduktion och oxidation

Balansera redoxreaktioner i vattenlösning

Ex. Permanganatjoner (MnO_4^-) reagerar med järn(II)joner i sur vattenlösning och bildar mangan(II)joner och järn(III)joner.

Halvreaktionsmetoden går igenom här! I boken visas oxidationstalsmetoden (= samma resultat)

1. Skriv upp den obalanserade reaktionsformeln
2. Dela upp reaktionen i reduktion (tar upp elektroner) och oxidation (avger elektroner)
3. Ta en av halvreaktionerna och balansera:
Syre (O) med H_2O
Väte (H) med H^+
Laddning med e^- (elektroner)
4. Ta nästa halvreaktion och balansera på samma sätt
5. Identifiera hur många elektroner som avges och tas upp i halvreaktionerna. Balansera så att lika många elektroner avges som tas upp
6. Summera halvreaktionerna till en totalreaktion och se till att lika många elektroner som tas upp avges

Kap 8 Reduktion och oxidation

Balansera redoxreaktioner i vattenlösning

Ex. Permanganatjoner (MnO_4^-) reagerar med järn(II)joner i sur vattenlösning och bildar mangan(II)joner och järn(III)joner.

Halvreaktionsmetoden går igenom här! I boken visas oxidationstalsmetoden (= samma resultat)

1. Skriv upp den obalanserade reaktionsformeln



2. Dela upp reaktionen i reduktion (tar upp elektroner) och oxidation (avger elektroner)



OT mangan +VII OT mangan +II

Reduktion (oxidationstalet minskar från reaktant till produkt)



Oxidation (oxidationstalet ökar från reaktant till produkt)

Kap 8 Reduktion och oxidation

Ex. Permanganatjoner (MnO_4^-) reagerar med järn(II)joner i sur vattenlösning och bildar mangan(II)joner och järn(III)joner.

3. Ta en halvreaktion i taget och balansera: Syre (O) med H_2O
Väte (H) med H^+
Laddning med e^- (elektroner)



Kap 8 Reduktion och oxidation

Ex. Permanganatjoner (MnO_4^-) reagerar med järn(II)joner i sur vattenlösning och bildar mangan(II)joner och järn(III)joner.

4. Ta nästa halvreaktion och balansera:

Syre (O) med H_2O
Väte (H) med H^+
Laddning med e^- (elektroner)



Kap 8 Reduktion och oxidation

Ex. Permanganatjoner (MnO_4^-) reagerar med järn(II)joner i sur vattenlösning och bildar mangan(II)joner och järn(III)joner.

5. Identifiera hur många elektroner som avges och tas upp i halvreaktionerna. Balansera så att lika många elektroner avges som tas upp.



5 elektroner tas upp



1 elektron avges



5 elektroner tas upp



5 elektroner avges

Kap 8 Reduktion och oxidation

Ex. Permanganatjoner (MnO_4^-) reagerar med järn(II)joner i sur vattenlösning och bildar mangan(II)joner och järn(III)joner.

6. Summera halvreaktionerna till en totalreaktion och se till att lika många elektroner som tas upp avges:



5 elektroner tas upp



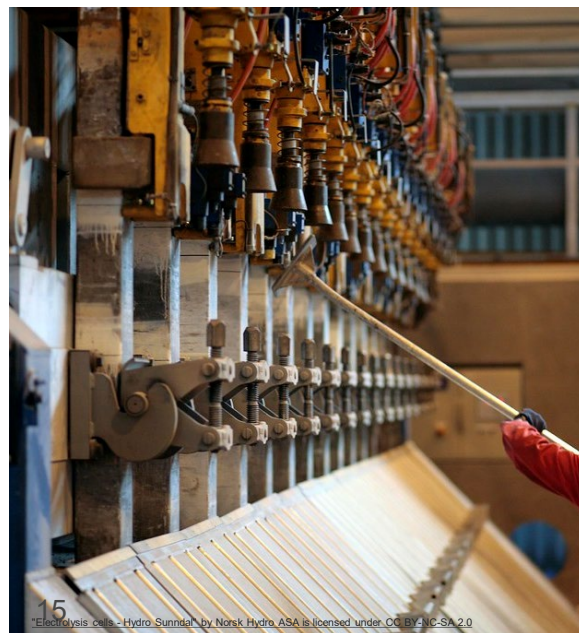
5 elektroner avges



Kap 8 Reduktion och oxidation

Redoxreaktioner – Tillämpningar

- Galvaniska celler
- Elektrolys
- (Fotosyntes - Naturlig redoxprocess som kan utnyttjas industriellt)



Kap 8 Reduktion och oxidation

Galvaniska celler = batterier

Alla spontana redoxreaktioner är exoterma. Om reduktions- och oxidationsförloppet är separerade kan man få energin i form av elektrisk energi

Ex. $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ (Spontan redox)

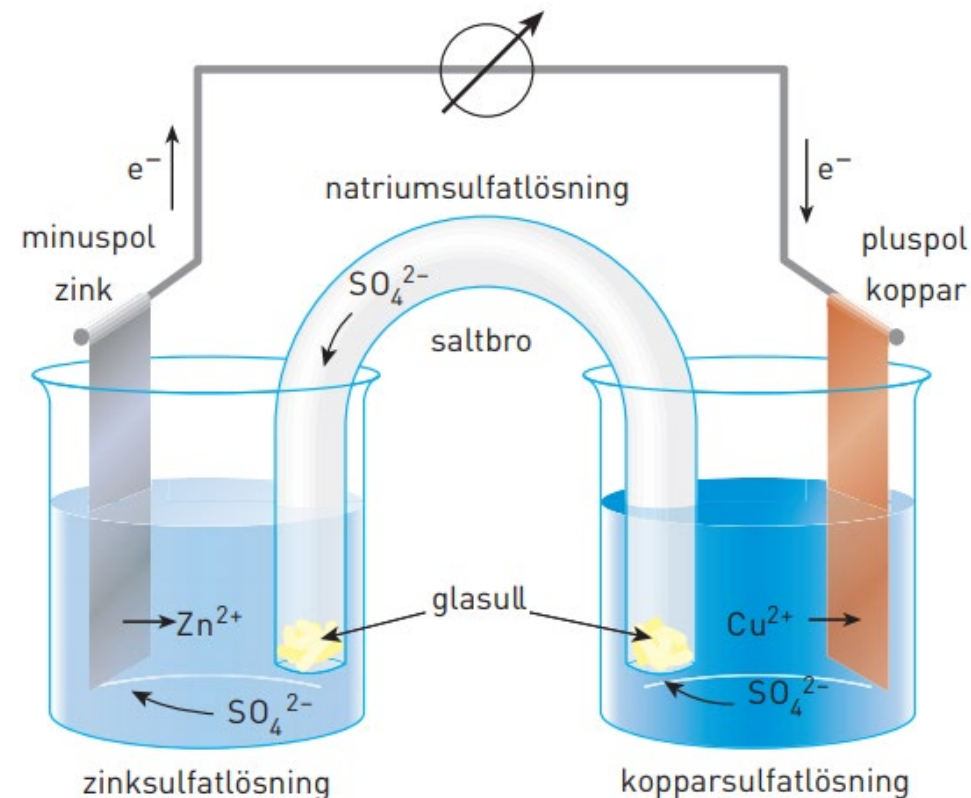
Halvcellsreaktioner:

$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ Anodreaktion (elektroner avges)

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ Katodreaktion (elektroner tas upp)

Cellpotentialen, E , (= elektromotoriska spänningen, *ems*),

$E = \text{ems} = \underline{+1,1 \text{ volt}}$



I den galvaniska cellen på bilden oxideras zinkatomer, Zn, vid minus-polen och kopparjoner, Cu^{2+} , reduceras vid pluspolen. Det bildas zinkjoner, Zn^{2+} och kopparatomer, Cu.

Kap 8 Reduktion och oxidation

Cellpotentialen för ett batteri (= galvanisk cell) bestäms teoretiskt utifrån normalpotentialerna (E^0)

För batteriet $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

Gäller $E^0_{(\text{zink})} = -0,76 \text{ V}$
 $E^0_{(\text{koppar})} = +0,34 \text{ V}$

Enligt definition: $E^0_{\text{cell}} = E^0_{(\text{pluspol, katod, reduktion})} - E^0_{(\text{minuspole, anod, oxidation})}$

$E^0_{(\text{cell, koppar/zink})} = E^0_{(\text{koppar})} - E^0_{(\text{zink})} = (+0,34 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = \underline{\underline{1,1 \text{ Volt}}}$

OXIDERAD FORM + n e ⁻	$\rightleftharpoons$	REDUCERAD FORM	E^0/V
$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Na	-2,71
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Mg	-2,37
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Al	-1,66
$\text{Ti}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Ti	-1,63
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Zn	-0,76
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Cr	-0,74
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Fe	-0,44
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Sn	-0,14
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Pb	-0,13
$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	H_2	0,00
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Cu	+0,34
$\text{I}_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	2I^-	+0,54
$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Ag	+0,80
$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	2Br^-	+1,07
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	2Cl^-	+1,36
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	Au	+1,50
$\text{F}_2 + 2 \text{e}^-$	$\rightleftharpoons$	2F^-	+2,87

Kap 8 Reduktion och oxidation

Exempel på galvaniska celler i vardagen - Vanliga batterier

- Bilbatterier (Pb, H_2SO_4)
- Alkaliska batterier (Ex. Zn, MnO_2)
- Litiumbatterier (Ex. Li, MnO_2)
- Ni-MH-(nickel-metallhydrid) batterier. Ex. $\text{Ni}(\text{OH})_2$, MH (M är en blandning av olika metaller)
- Bränsleceller (kontinuerlig matning av ex.vis H_2 och O_2 som bildar H_2O)

Kap 8 Reduktion och oxidation

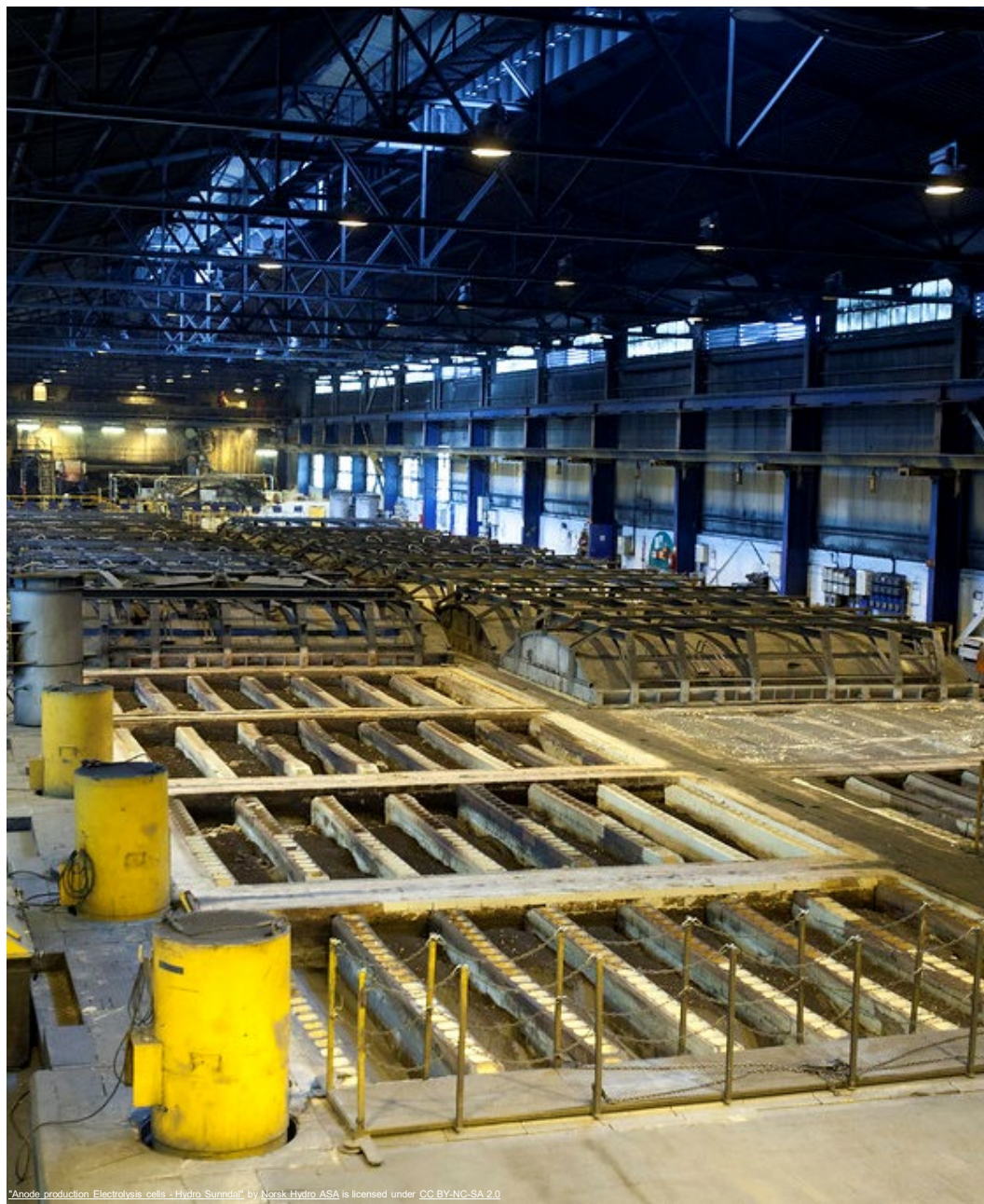
Elektrolys

Viktig industriell metod för att materialåtervinna sällsynta metaller som t.ex. finns i elektronik

Vanligt att först överföra metallblandningarna till salter med hjälp av t.ex. syra och därefter elektrolysera

Elektrolys innebär sönderdelning med hjälp av elektrisk ström. Ex. CuCl_2 "sönderdelas" till Cu(s) och $\text{Cl}_2(\text{g})$

Elektrolys kräver elektrisk energi (alltså omvända processen i jmf med en spontan redoxreaktion).



"Anode production Electrolysis cells - Hydro Sunndal" by Norsk Hydro ASA is licensed under CC BY-NC-SA 2.0

Kap 8 Reduktion och oxidation

Elektrolys (energi krävs)

Ex. Elektrolys av saltsyra HCl:



Oxidation vid anoden

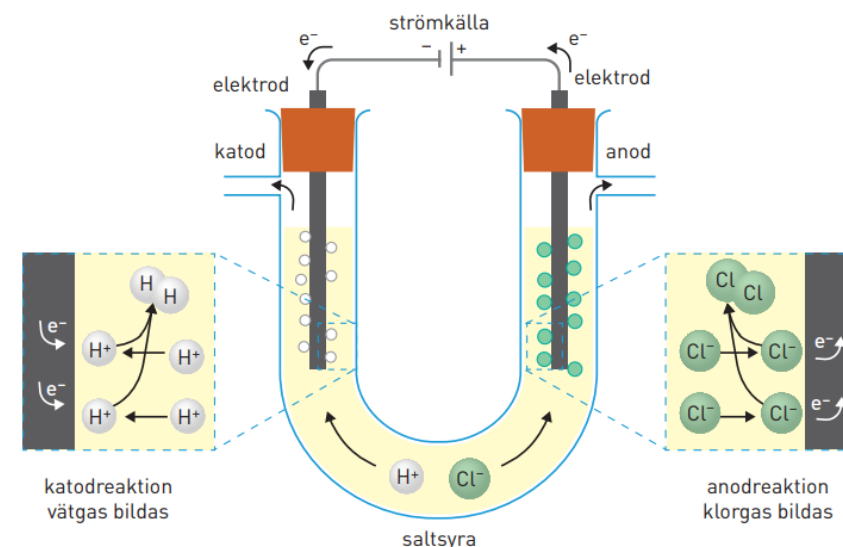


Reduktion vid katoden

Totalreaktion:



Strömkälla (energi) krävs för att elektrolysen ska ske



Vätejoner dras till katoden och tar där upp elektroner så att väteatomer bildas. Dessa slår sig samman till vätemolekyler. På katoden ser man bubblor som innehåller vätgas. Kloridjonerna dras till anoden och lämnar där ifrån sig elektroner. Kvar blir kloratomer som slår sig samman till klormolekyler.

- Elektroder används för att leda strömmen (elektronerna)
- Elektroden där elektroner tas upp av katjoner kallas katod, där sker reduktion
- Elektroden där elektroner avges till anjoner kallas anod, där sker oxidation

Kap 8 Reduktion och oxidation

Korrosion

När en metall oxiderar/"rostar" sker alltid ett redoxförlopp

- När järn korroderar sker följande redoxreaktion:



- Kan delas upp i följande reduktions- och oxidationsreaktion:



Järn korroderar långsamt i rent vatten med lågt syreinhåll



Kap 8 Reduktion och oxidation

Korrosion

- Om man vill skydda t.ex. ett fartygsskrov eller rör av järn kan man fästa en s.k. offeranod av ex.vis zink som korroderar i stället
- Man kan också lägga en motspänning som är större än redoxsreaktionens potential (anges i volt) för att skydda ex. vis en metall från att oxidera
- Om en kopparbit är i kontakt med en järnbit "rostar järn mycket snabbare. Orsaken är att syret blir mer lättreducerat på kopparytan, man pratar då om galvanisk korrosion



Kap 8 Reduktion och oxidation

Nya begrepp

oxidation, reduktion, redoxreaktion, oxidationsmedel, reduktionsmedel, väteutdrivande metall, oxidationstal, galvanisk cell, elektrod, elektrolyt, elektrolys, anod, katod, anjon, katjon, elektrokemiska spänningsserien, korrosion.

Sammanfattning kapitel 8

- * Vid en oxidation avges elektroner, oxidationstalet ökar.
- * Vid en reduktion upptas elektroner, oxidationstalet minskar.
- * Ett oxidationsmedel får ett annat ämne att oxideras, själv reduceras det.
- * Ett reduktionsmedel får ett annat ämne att reduceras, själv oxideras det.
- * Metallerna ordnas efter sin reducerande förmåga tillsammans med väte i den elektrokemiska spänningsserien.
- * De metaller som står till vänster om väte i spänningsserien kallas oädla eller väteutdrivande metaller.
- * Två viktiga redoxreaktioner är fotosyntesen och förbränning av kolhaltiga bränslen.
- * En redoxreaktion kan ge elektrisk energi i stället för värme i en galvanisk cell, ett batteri.
- * Reaktanterna skiljs åt i ett batteri, oxidation sker vid den negativa polen och reduktion sker vid den positiva polen.
- * I en bränslecell sker oxidation av ett bränsle, t.ex. vätgas.
- * Ett bra batteri ska ge hög spänning, vara lätt, miljövänligt och helst uppladdningsbart.
- * Vid elektrolys tvingas en reaktion att ske genom att man tillför elektrisk energi.
- * Halogener används som oxidationsmedel. Den oxiderande förmågan minskar nedåt i gruppen.
- * Beräkningar av OT och OT-förändringar är ett sätt att "bokföra" elektronövergångar och OT kan användas för att namnge föreningar.
- * När man skriver reaktionsformler kan man använda sig av att ökningen av oxidationstalet är lika med minskningen.
- * Vid elektrolys sker en oxidation vid anoden och en reduktion vid katoden och i elektrolyten vandrar negativa joner (anjoner) till anoden och positiva joner (katjoner) till katoden.
- * Korrosion påskyndas om två olika metaller står i kontakt i en elektrolyt.