

Oxidationstal

Niklas Dahrén

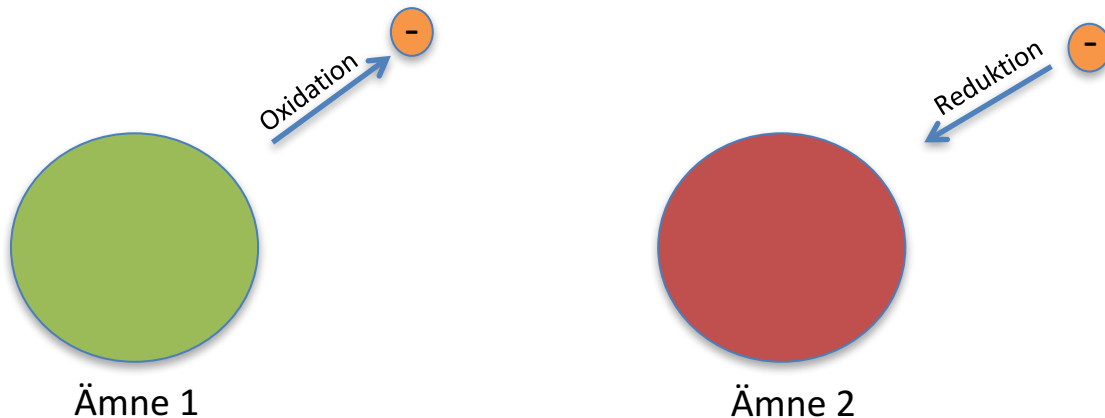


Innehåll

- ✓ Förklaring över vad oxidationstal är.
- ✓ Regler för att bestämma oxidationstal.

Vad innebär oxidation och reduktion?

- ✓ **Oxidation:** Ett ämne (atom eller jon) får ett elektronunderskott genom att elektroner avges fullständigt eller till viss del (partiellt). Ämnets oxidationstal kommer då öka (bli mer positivt).
- ✓ **Reduktion:** Ett ämne (atom eller jon) får ett elektronöverskott genom att elektroner upptas fullständigt eller till viss del (partiellt). Ämnets oxidationstal kommer då minska (bli mer negativt).



Vad innebär oxidationstal?

✓ Oxidationstal:

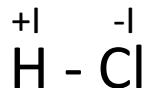
- Oxidationstalet avslöjar om en atom (eller jon) har ett överskott eller ett underskott på elektroner.
- Om en atom (eller jon) har dragit till sig elektroner helt eller delvis från en annan atom (eller jon) så har den fått ett elektronöverskott, medan den har fått ett elektronunderskott om den har förlorat elektroner helt eller delvis till en annan atom (eller jon).
- Oxidationstalet avspeglar alltså hur pass oxiderat/reducerat en atom (eller jon) är.
- Oxidationstal förkortas ofta "OT". Oxidationstalet anges alltid för varje enskild atom (eller jon).
- Oxidationstalet kan vara positivt, negativt eller noll.

✓ Oxidationstalet skrivs med romerska siffror:

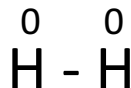
I= 1 II= 2 III= 3 IV= 4 V= 5 VI= 6 VII= 7 VIII= 8 IX= 9 X= 10

Framför den romerska siffran skriver vi minus eller plus beroende på om talet är negativt eller positivt. Om talet är positivt, t.ex. "+III", kan vi även välja att utesluta plustecknet och skriva enbart "III".

Ett par exempel



- ✓ **Förklaring:** Väteklorid, HCl, är en kemisk förening där en väteatom och en kloratom binder till varandra genom att dela på ett elektronpar. Kloratomen har dock högre elektronegativitet. Bindningselektronerna kommer därför förskjutas mot kloratomen som därmed blir lite negativt laddad. Vi kan därför säga att kloratomen har fått ett elektronöverskott (blivit reducerat) och vi visar detta genom att sätta ut oxidationstalet **-I** ovanför kloratomen (-I eftersom den till viss del har dragit till sig 1 elektron från väteatomen). Vi kan samtidigt säga att väteatomen har fått ett elektronunderskott (blivit oxiderat) och vi visar detta genom att sätta ut oxidationstalet **+I** ovanför väteatomen (+I eftersom den har förlorat 1 elektron delvis till kloratomen).
- ✓ **Varför oxidationstal med romerska siffror?:** HCl är ingen jonförening och består således inte av joner med specifika jonladdningar. Oxidationstalen ska skrivas med romerska siffror så att vi inte blandar ihop dessa med jonladdningar.



- ✓ **Förklaring:** "H-H" eller "H₂" är ingen kemisk förening utan ett grundämne (består av enbart en sorts atom). De båda väteatomerna har precis samma elektronegativitet och drar precis lika mycket i det gemensamma elektronparet. Ingen av atomerna kommer därför få ett elektronöverskott eller elektronunderskott. Oxidationstalet blir därför 0 för båda atomerna.

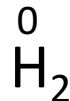
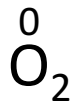
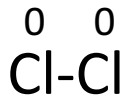
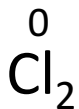
Vad används oxidationstal till?

- 1. Vi kan använda det för att ta reda på om ett ämne har oxideras eller reducerats i en redoxreaktion:** Om vi sätter ut alla oxidationstal för alla atomer/joner som ingår i reaktionen (före och efter reaktionspilen) så kan vi lista ut vilka atomer/joner som har oxiderats resp. reducerats i reaktionen. Om oxidationstalet har ökat (blivit mer positivt) för en atom/ion så vet vi att den har oxiderats och om oxidationstalet har minskat (blivit mer negativt) för en atom/ion så vet vi att den har reducerats. Detta kan alltså hjälpa oss att lista ut vad som har hänt i en kemisk reaktion.
- 2. Vi kan använda det när vi ska balansera reaktionsformler:** När vi ska skriva balanserade reaktionsformler för olika redoxreaktioner så kan vi använda oss av den s.k. oxidationstalsmetoden som bl.a. innebär att vi behöver sätta ut alla oxidationstal för varje atom.

Regler för att bestämma oxidationstal

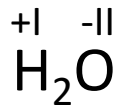
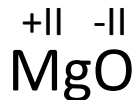
- ✓ **Atomer i grundämnen har alltid oxidationstalet 0:** Grundämnen består av endast en sorts atomer och därför är dragkampen om elektronerna helt jämn. Ingen atom kommer därför dra åt sig elektroner mer än någon annan och därför är det ingen atom som får ett överskott eller underskott på elektroner.

Exempel:

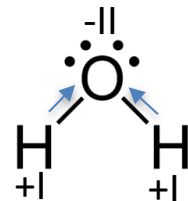
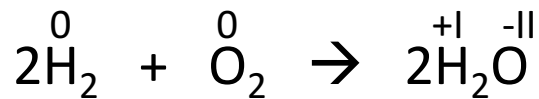
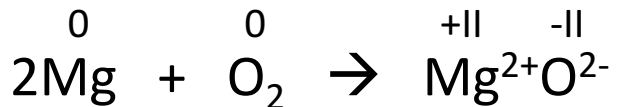


- ✓ **I kemiska föreningar har syre oxidationstalet -II (förutom i peroxider eller i föreningar med fluor):** Syre är mycket elektronegativt och drar åt sig valenselektroner från de flesta andra atomer (ej från fluor som är ännu mer elektronegativt). Syre drar till sig 2 elektroner helt eller delvis från andra atomer och får då ett elektronöverskott på 2 elektroner som betecknas med oxidationstalet -II.

Exempel:



Varför har syre oxidationstalet -II i kemiska föreningar?

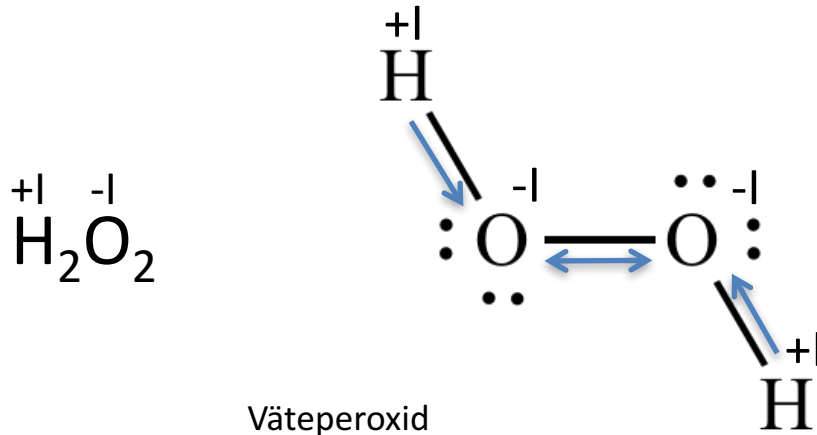


- ✓ **Syre i jonföreningar:** När syrgas reagerar med en metall (t.ex. magnesium) bildas en jonförening. Varje syreatom kommer ta upp 2 elektroner var från metallen eftersom varje syreatom har plats för ytterligare 2 valenselektroner och behöver 2 elektroner till för att få ädelgasstruktur (tillhör grupp 16 och har 6 valenselektroner). Tack vare den mycket högre elektronegativiteten kan syreatomerna dra till sig elektroner från metallatomerna. Varje syreatom får alltså ett elektronöverskott på 2 elektroner jämfört med grundtillståndet och får därför oxidationstalet -II.

- ✓ **Syre i molekylföreningar:** I molekyler skapar syreatomen i regel 2 bindningar till andra atomer eftersom syreatomen har plats för 2 valenselektroner till och behöver 2 elektroner till för att få ädelgasstruktur. I regel vinner syreatomen också dragkampen om elektronerna i båda dessa bindningar p.g.a. syrets höga elektronegativitet. Syreatomen drar alltså till sig 2 extra elektroner från övriga atomer och får därmed oxidationstalet -II. I vattenmolekylen drar syreatomen till sig de båda väteatomernas elektroner.

Varför har syre inte -II i peroxider?

- ✓ **Peroxider och väteperoxid:** Peroxider är ämnen där molekylerna bl.a. innehåller 2 syreatomer som binder till varandra. Väteperoxid är kanske den mest kända peroxiden och den har formeln "H₂O₂".
- ✓ **I väteperoxid kommer varje syreatom enbart vinna dragkampen i en bindning** (den andra bindningen är mellan de båda syreatomerna och den dragkampen slutar därför oavgjort) och därför blir oxidationstalet -I (istället för -II).

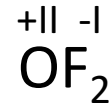
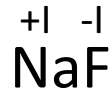


Syreatomerna i väteperoxid har 2 bindningar vardera till andra atomer. I den ena bindningen vinner resp. syreatom dragkampen om elektronerna men i den andra bindningen blir dragkampen oavgjord eftersom den bindningen är mellan de båda syreatomerna. Varje syreatom drar alltså till sig totalt 1 extra elektron och därmed blir oxidationstalet -I.

Regler för att bestämma oxidationstal

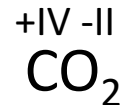
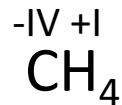
- ✓ **Fluor har alltid oxidationstalet -I:** Fluor är det mest elektronegativa ämnet och kommer därför i kemiska föreningar alltid vara bäst på att attrahera valenselektroner. Fluor drar till sig 1 elektron helt eller delvis från andra atomer och får då ett elektronöverskott på 1 elektron som betecknas med oxidationstalet -I.

Exempel:

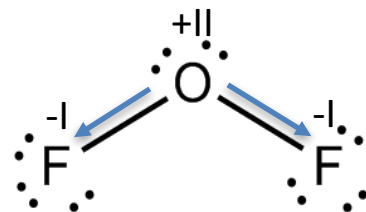
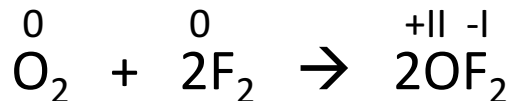
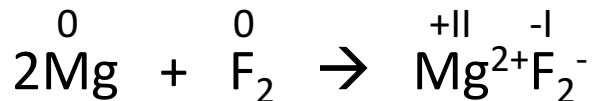


- ✓ **Kolatomer kan ha oxidationstal från +IV till -IV:** Kolatomer har 4 valenselektroner och kan därför skapa maximalt 4 bindningar till andra atomer. Kolatomens oxidationstal är beroende av hur elektronegativa de andra atomerna är. Om kolatomen binder till 4 atomer som är mer elektronegativa än kolatomen kommer kolatomen "förlora" sina 4 valenselektroner helt eller delvis och därmed få oxidationstalet +IV. Men om kolatomen binder t.ex. 4 atomer som är mindre elektronegativa än kolatomen så kommer kolatomen få oxidationstalet -IV.

Exempel:



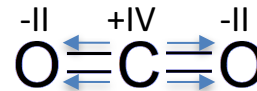
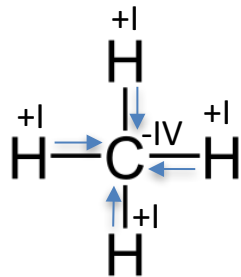
Varför har fluor oxidationstalet -I i kemiska föreningar?



- ✓ **Fluor i jonföreningar:** När fluorgas reagerar med en metall (t.ex. magnesium) bildas en jonförening. Varje fluoratom kommer ta upp 1 elektron var från metallen eftersom varje fluoratom har plats för ytterligare 1 valenselektron och behöver 1 elektron till för att få ädelgasstruktur (tillhör grupp 17 och har 7 valenselektroner). Tack vare den mycket högre elektronegativiteten kan fluoratomerna dra till sig elektroner från metallatomerna. Varje fluoratom får alltså ett elektronöverskott på 1 elektron jämfört med grundtillståndet och får därför oxidationstalet -I.

- ✓ **Fluor i molekyler:** I molekyler skapar fluor 1 bindning till andra atomer eftersom fluor har plats för 1 valenselektron till och behöver 1 elektron till för att få ädelgasstruktur. Fluor är det mest elektronegativa ämnet och vinner därför också dragkampen om elektronerna i den bindningen. Eftersom fluor drar till sig den andra atomens elektron så säger vi att fluor får ett elektronöverskott på 1 elektron och därmed oxidationstalet -I.

Varför har kol olika oxidationstal i olika kemiska föreningar?



- ✓ **Kol i metan:** Metan innehåller 1 kolatomen som binder med 4 bindningar till 4 olika väteatomer. I metan är det kolatomen som har högst elektronegativitet. Bindningselektronerna mellan kolatomen och de 4 väteatomerna kommer därför till viss del förskjutas mot kolatomen (dock inte särskilt mycket p.g.a. att väte och kol nästan har samma elektronegativitet, det tar man dock inte hänsyn till när det gäller oxidationstal). Totalt är det alltså 4 extra elektroner (1 från vardera väteatom) som kommer förskjutas mot kolatomen. Kolatomen får därför ett elektronöverskott på 4 elektroner och det visar vi genom att skriva ut oxidationstalet $-IV$.
- ✓ **Kol i koldioxid:** Koldioxid består av 1 kolatom som binder med totalt 4 bindningar till 2 olika syreatomer. I koldioxid har kolatomen lägst elektronegativitet vilket innebär att de gemensamma bindningselektronerna kommer förskjutas mot de båda syreatomerna. Kolet kommer alltså "förlora" sina 4 valenselektroner till syreatomerna. Kol får ett elektronunderskott på 4 elektroner och det visar vi genom att skriva ut oxidationstalet $+IV$.

Regler för att bestämma oxidationstal

- ✓ **I kemiska föreningar med ickemetaller har väte oxidationstalet +I:** Väte har låg elektronegativitet jämfört med andra ickemetaller och "förlorar" därför sin enda valenselektron i föreningar med ickemetaller. Väte får därför ett elektronunderskott som betecknas +I.

Exempel: I CH_4 har varje väteatom oxidationstalet +I (kol har -IV).

- ✓ **I kemiska föreningar med metaller från grupp 1 och grupp 2 har väte oxidationstalet -I:** Väte har högre elektronegativitet jämfört med metallerna i grupp 1 och grupp 2 och kommer därför i föreningar med dessa metaller att dra åt sig en valenselektron från metallen. Väte får då ett elektronöverskott som betecknas -I. När väteatomen drar åt sig en valenselektron från en metallatom så bildas en s.k. hydridjon, H^- .

Exempel: I jonföreningen natriumhydrid (NaH) har väte oxidationstalet -I (natrium har +I).

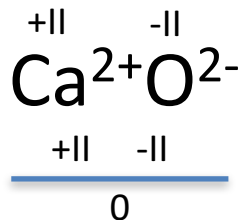
Regler för att bestämma oxidationstal

- ✓ **För atomjoner är oxidationstalet lika med laddningen:** Laddningen avslöjar om ämnet har avgivit eller upptagit elektroner och därmed om ämnet har ett elektronunderskott eller elektronöverskott. Därför är laddningen lika med oxidationstalet.

Exempel: I Ca^{2+} har kalcium oxidationstalet +II och i O^{2-} är oxidationstalet -II.

- ✓ **I en jonförening ska summan av jonernas oxidationstal vara lika med noll:** Om det ena ämnet avger totalt 2 elektroner så måste det andra ämnet ta emot totalt 2 elektroner. Nettoladdningen i en jonförening blir därför alltid noll och därför ska även summan av oxidationstalen vara lika med noll.

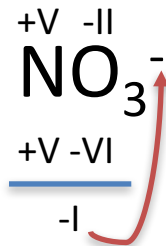
Exempel: I jonföreningen CaO har kalcium oxidationstalet +II och syre oxidationstalet -II.



Regler för att bestämma oxidationstal

- ✓ **I en sammansatt jon ska summan av oxidationstalen bli lika med jonladdningen:** Sammansatta joner består av flera atomer som sitter ihop och bildar en kemisk förening. Men jämfört med andra kemiska föreningar har denna förening som helhet ett elektronöverskott eller underskott (är laddad). När vi anger oxidationstalet för de ingående atomerna så ska summan vara detsamma som den totala laddningen hos den sammansatta jonen.

Exempel: I NO_3^- har varje syreatom oxidationstalet $-II$. Totalt finns det 3 syreatomer vilket innebär totalt $-VI$ i oxidationstal för alla syreatomer. Kväveatomen måste då ha oxidationstalet $+V$ om summan av oxidationstalen ska bli lika som jonladdningen, alltså $-I$.

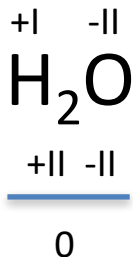


Summan av oxidationstalen är lika med jonladdningen för den sammansatta jonen.

Regler för att bestämma oxidationstal

- ✓ **I en oladdad kemisk förening ska summan av oxidationstalen bli noll:** Om en atom i en kemisk förening drar åt sig 2 elektroner (och därmed får oxidationstalet -II) så måste en eller flera andra atomer i samma kemiska förening "förlora" 2 elektroner. Det kan omöjligen vara 1 eller 3 elektroner som förloras!

Exempel: I H_2O har syreatomen oxidationstalet -II och varje väte +I. Summan av oxidationstalen blir då noll.



Flera av övergångsmetallerna (grupp 3-12) kan ha olika oxidationstal

- ✓ **Flera av övergångsmetallerna (grupp 3-12) kan ha 2 eller fler oxidationstal:** Metallerna i grupp 1 avger alltid 1 valenselektron och metallerna i grupp 2 avger alltid 2 valenselektroner men flera av metallerna i grupp 3-12 kan avge olika antal valenselektroner beroende på i vilket sammanhang och under vilka förutsättningar det sker. Det leder till att dessa metaller också får flera olika oxidationstal (beroende på hur många elektroner de har avgivit).
- ✓ **Järn kan ha 2 olika oxidationstal:** Järn kan avge 2 eller 3 valenselektroner och bildar då jonerna Fe^{2+} respektive Fe^{3+} .
Oxidationstalen blir då +II resp. +III. $\text{Fe}^{2+} = +\text{II}$ $\text{Fe}^{3+} = +\text{III}$
- ✓ **För att kunna lista ut oxidationstalet hos dessa metaller** måste vi ta hjälp av den negativa jonen som ingår i den kemiska föreningen och den formel som föreningen har. Exempel: I jonföreningen " FeF_2 " har järn oxidationstalet +II eftersom summan av oxidationstalen då blir noll (fluor har alltid -I).
- ✓ **När vi skriver namnet på jonföreningar som innefattar dessa metaller så kan vi för tydlighetens skull välja att ta med metallens oxidationstal:** Jonföreningen/saltet "järnklorid" skulle kunna innehålla järnjoner med antingen oxidationstalet +II eller +III. Om vi vet oxidationstalet så kan vi välja att skriva "järn(II)klorid" om järn har oxidationstalet +II eller "järn(III)klorid" om järn har oxidationstalet +III.

Regler för att bestämma oxidationstal

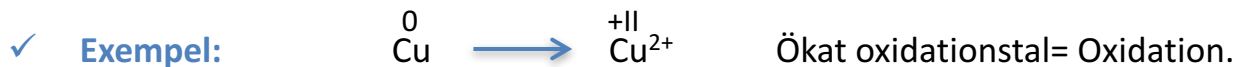
Typ av ämne:	Oxidationstal:	Exempel:
Grundämnen (atomer) som ej ingår i en kemisk förening:	0	Syreatomerna i O_2 har oxidationstalet 0. Fluoratomerna i F_2 har oxidationstalet 0.
Fluor i kemiska föreningar:	-I	Fluoratomerna i OF_2 har oxidationstalet -I (syreatomen +II). Fluorjonerna (F^-) i MgF_2 har -I.
Syre i kemiska föreningar (förutom i peroxider eller i föreningar med fluor):	-II (i H_2O_2 har syre -I och i OF_2 +II)	Syreatomerna i H_2O har oxidationstalet -II. Syreatomerna i CO_2 har oxidationstalet -II.
Vanliga joner (t.ex. Na^+ , Mg^{2+} , Cl^-):	Oxidationstalet är samma som jonladdningen.	Metalljoner alltid positiva oxidationstal medan ickemetalljonerna alltid har negativa oxidationstal. Magnesiumjonerna (Mg^{2+}) i saltet $MgCl_2$ har oxidationstalet +II medan kloridjonerna har -I.
Jonföreningar:	Summan av de ingående jonernas oxidationstal ska vara lika med noll.	I saltet $MgCl_2$ har Mg +II och varje Cl -I vilket innebär att summan är lika med noll.
Sammansatta joner (t.ex. NO_3^-):	Summan av oxidationstalen ska vara lika med jonladdningen.	I NO_3^- har N +V och varje O -II vilket innebär att summan är lika med -I.

Regler för att bestämma oxidationstal

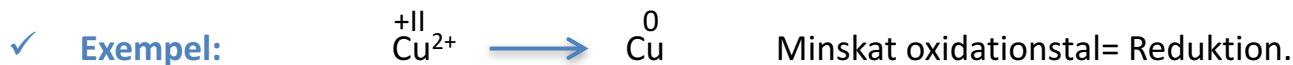
Typ av ämne:	Oxidationstal:	Exempel:
Väte i kemiska föreningar med ickemetaller:	+I	Väteatomerna i H_2O har oxidationstalet +I. Väteatomerna i CH_4 har oxidationstalet +I.
Väte i kemiska föreningar med metaller från grupp 1 och 2:	Väteatomerna förekommer då som hydridjoner (H^-) och har därför oxidationstalet -I.	Väteatomerna i NaH har oxidationstalet -I. Väteatomerna i KH har oxidationstalet -I.
Alkalimetallerna (grupp 1) i kemiska föreningar:	+I	Natriumjonen i NaCl har oxidationstalet +I. Kaliumjonen i KF har oxidationstalet +I.
De alkaliska jordartsmetallerna (grupp 2) i kemiska föreningar:	+II	Magnesiumjonen i MgO har oxidationstalet +II. Kalciumjonen i CaCl_2 har oxidationstalet +II.
Övergångsmetallerna (grupp 3-12) i kemiska föreningar:	Beror lite på. Vissa av dessa metaller kan avge olika antal valenselektroner i olika situationer. Järn avger t.ex. 2 eller 3 valenselektroner.	Järnjonen i FeCl_2 har oxidationstalet +II. Järnjonen i FeCl_3 har oxidationstalet +III.
Oladdade kemiska föreningar:	Summan av de ingående atomernas oxidationstal ska vara 0. I övrigt gäller de regler som har beskrivits tidigare för resp. ämne.	Väteatomerna i CH_4 har oxidationstalet +I. Eftersom summan ska vara lika med noll kan vi lista ut att kolatomen har -IV.
Kolatomer:	Från -IV till +IV beroende på vilka andra atomer kolatomerna binder till.	Kolatomen i CH_4 har -IV. Kolatomen i CO_2 har +IV.

Oxidationstal kan användas för att lista ut vilka ämnen som oxideras resp. reduceras

- ✓ **Om oxidationstalet ökar för ett ämne (blir mer positivt)** innebär det att ämnet har förlorat elektroner helt eller delvis. Ämnet har alltså oxiderats.



- ✓ **Om oxidationstalet minskar för ett ämne (blir mer negativt)** innebär det att ämnet har tagit emot elektroner helt eller delvis. Ämnet har alltså reducerats.



Se gärna fler filmer av Niklas Dahrén:

<http://www.youtube.com/Kemilektioner>

<http://www.youtube.com/Medicinlektioner>

