

Opgave 1

Bepaal de oxidatiegetallen van alle atomen in a t/m h).

Bedenk: waterstof H, bijna altijd: +1

zuurstof O, bijna altijd -2

Som ladingen is steeds: 0

a	H ₂ O	H: +1	O: -2		$2 \times (+1) + (-2) = 0$
b	SO ₂	O: -2	S: +4		$+4 + 2 \times (-2) = 0$
c	N ₂ O ₅	O: -2	N: +5		enz
d	Cl ₂ O ₃	O: -2	Cl: +3		
e	H ₂ S	H: +1	S: -2		
f	HNO ₃	H: +1	O: -2	N: +5	
g	HBrO	H: +1	O: -2	Br: +1	
h	H ₂ SO ₃	H: +1	O: -2	S: +4	

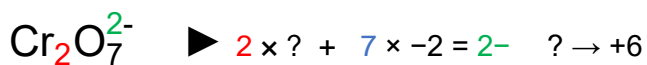
Opgave 2

Bepaal de oxidatiegetallen van alle atomen in:

				Som ladingen	
a	CO ₃ ²⁻	O: -2	C: +4	$+4 + 3 \times -2$	$= 2-$
b	Cr ₂ O ₇ ²⁻	O: -2	Cr: +6	$2 \times +6 + 7 \times -2$	$= 2-$
c	ClO ₄ ⁻	O: -2	Cl: +7	$+7 + 4 \times -2$	$= 1-$
d	NH ₄ ⁺	H: +1	N: -3	$-3 + 4 \times +1$	$= +$

Voorbeeld b

Waterstof H weer: +1 Zuurstof O: -2



Opgave 3

Het oxidatiegetal van chloor in:

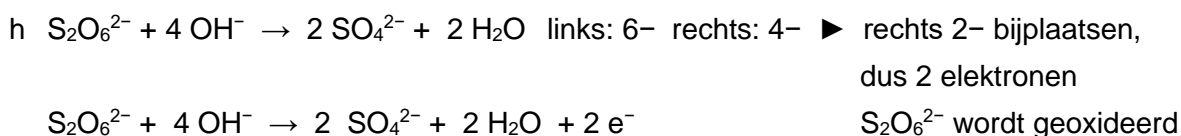
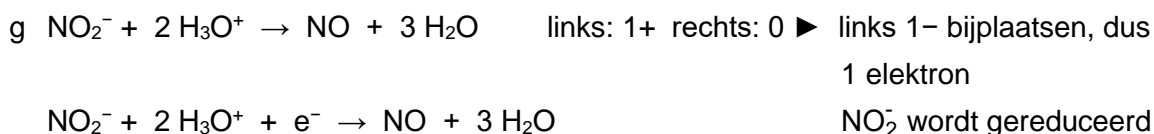
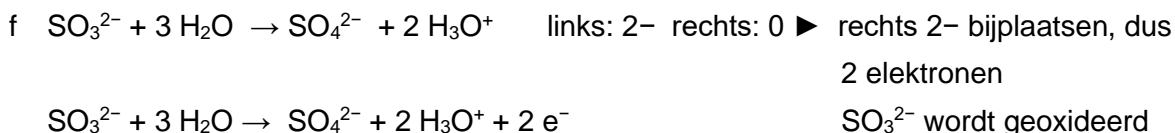
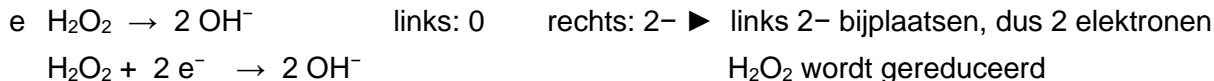
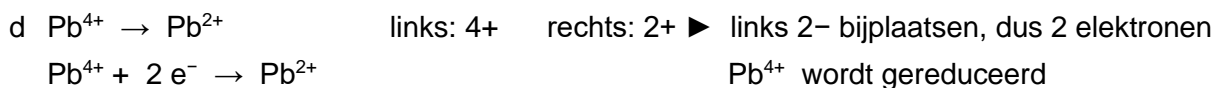
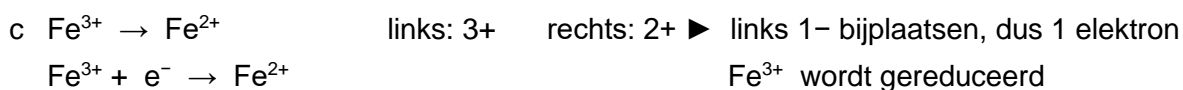
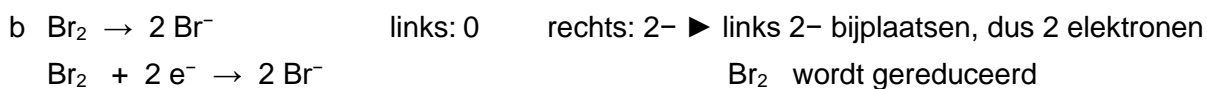
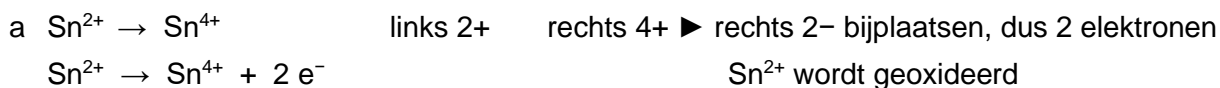
a	Cl ₂	zuiver covalente binding:	0
b	ClO ⁻	Cl + -2 = 1-	Cl = +1
c	ClO ₂ ⁻	Cl + 2 x -2 = 1-	Cl = +3
d	ClO ₃ ⁻	Cl + 3 x -2 = 1-	Cl = +5
e	ClO ₄ ⁻	Cl + 4 x -2 = 1-	Cl = +7
f	HCl	Cl + +1 = 0	Cl = -1

Opgave 4

In de volgende halfreacties zijn de elektronen weggelaten.

Zet zelf de elektronen erbij en vermeld of het deeltje geoxideerd of gereduceerd wordt.

Links en rechts moet de lading even groot zijn.



Opgave 5

I Geef van de volgende redoxreacties de bijbehorende halfreacties.

II Wijs de oxidator en de reductor aan.

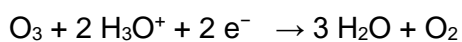
- a $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{HI} + \text{S}$ ► I_2 neemt elektronen op, wordt I^- , S^{2-} wordt S geeft e^- weg.
 $\text{I}_2 + 2 e^- \rightarrow 2 \text{I}^-$ I_2 : oxidator
 $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S(s)} + 2 e^- + 2 \text{H}^+$ H_2S : reductor
- b $2 \text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ ► H^+ neemt elektron op, wordt H_2 , Zn wordt Zn^{2+} .
 $2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$ H^+ : oxidator
 $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ Zn : reductor
- c $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$ ► Cu^{2+} neemt elektronen op, wordt Cu , Fe wordt Fe^{2+} .
 $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ Cu^{2+} : oxidator
 $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$ Fe : reductor
- d $2 \text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$ ► Cl_2 neemt elektronen op, wordt Cl^- , Fe^{2+} wordt Fe^{3+} .
 $\text{Cl}_2 + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$ Cl_2 : oxidator
 $2 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 2 e^-$ Fe^{2+} : reductor
- e $\text{SnSO}_4 + \text{PbSO}_4 \rightarrow \text{Pb} + \text{Sn(SO}_4)_2$ ► Pb^{2+} neemt elektronen op, wordt Pb ,
 Sn^{2+} wordt Sn^{4+} .
 $\text{Pb}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Pb(s)}$ Pb^{2+} : oxidator
 $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 e^-$ Sn^{2+} : reductor
- f $2 \text{CuI}_2 \rightarrow 2 \text{CuI} + \text{I}_2$ ► Cu^{2+} neemt elektron op, wordt Cu^+ , I^- wordt I_2
 $\text{Cu}^{2+} + e^- \rightarrow \text{Cu}^+$ Cu^{2+} : oxidator
 $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 e^-$ I^- : reductor

Opgave 6

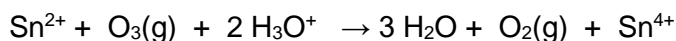
Onderstaande stoffen geven steeds een redoxreactie.

Zoek de juiste halfreacties uit tabel 17.1 en 17.2 en geef dan voor elk paar stoffen de volledige reactie. (Maak opgenomen en afgestane aantallen elektronen gelijk en streep ze links en rechts weg).

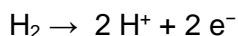
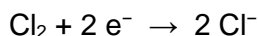
- a tin(II)-ion en ozon (O_3)



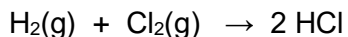
----- +



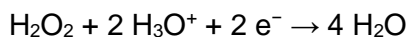
b waterstof en chloorgas



----- +



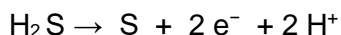
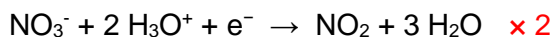
c waterstofperoxide en ijzer(II)ionen



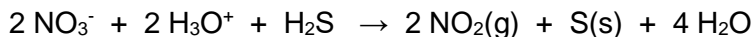
----- +



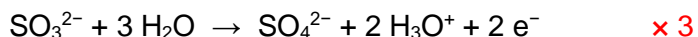
d geconc. salpeterzuur en diwaterstofsulfide



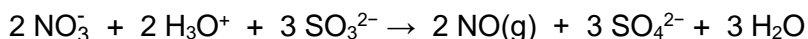
----- +



e verdund salpeterzuur en het sulfiet-ion



----- +



Opgave 7

Waar in het periodiek systeem staan de sterkste reductoren?

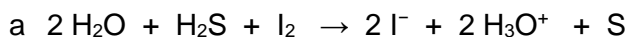
En waar de sterkste oxidatoren.?

Sterke reductoren in het P.S. zijn de elementen met atomen die gemakkelijk elektronen afstaan en daarmee edelgasconfiguratie bereiken. Dat zijn de alkali- en aardalkalimetalen links in het P.S. (groepen 1 en 2).

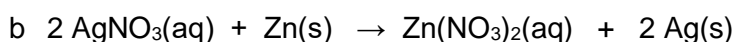
Sterke oxidatoren zijn de elementen met atomen die gemakkelijk elektronen opnemen en daarmee edelgasconfiguratie bereiken. Dat zijn de elektronegatieve elementen rechts in het P.S. (groepen 16 en 17).

Opgave 8

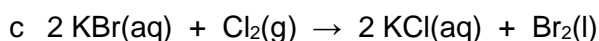
Welk *element* in de volgende reactie wordt geoxideerd en welk gereduceerd?



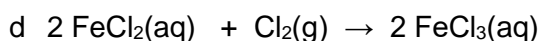
S^{2-} geeft elektronen weg: H_2S (S^{2-}) wordt geoxideerd, I_2 neemt elektronen op en wordt gereduceerd



Zn geeft elektronen weg en wordt geoxideerd, Ag^+ neemt een elektron op en wordt gereduceerd.



Br^- geeft een elektron weg en wordt geoxideerd, Cl_2 neemt ze op en wordt dus gereduceerd.

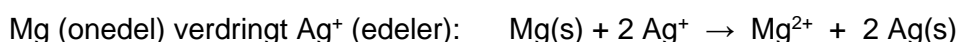


Fe^{2+} geeft een elektron weg en wordt geoxideerd, Cl_2 neemt ze op en wordt dus gereduceerd.

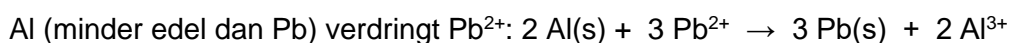
Opgave 9

Geef zelf de reactie (in waterige oplossing) tussen:

a magnesium en zilvernitraat



b aluminium en lood(II)chloride



c ijzer en koper(II)nitraat



d tin en aluminiumchloride

Sn edeler dan Al^+ → geen reactie

e zink en tin(II)chloride



f magnesium en nikkelsulfaat

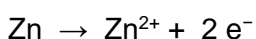


Opgave 10

We meten het potentiaalverschil tussen een loodplaatje dat zich in zuurstofloos water bevindt en een zinkplaatje in hetzelfde water.

a Welk plaatje wordt de + pool?

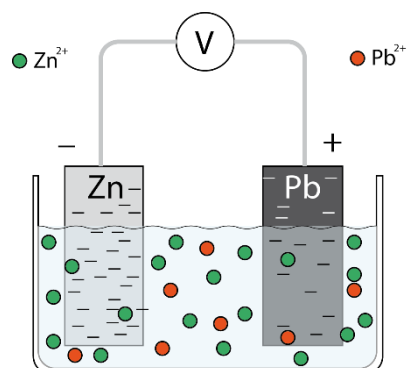
Beide metalen zullen ionen de oplossing in sturen. Het metalen plaatje wordt hierdoor negatief door de achterblijvende elektronen.



Zink doet dit sterker dan lood. Het zinkplaatje wordt sterker negatief dan het loodplaatje.

Pb is de *minder negatieve* pool, Zn de *meer negatieve*.

Ten opzichte van Zn is Pb dus positief.



b Wordt het spanningsverschil groter of kleiner dan 1,1 V?

Uit de tekst in dit hoofdstuk leren we dat 1,1 V de spanning is tussen een koperplaatje en een zinkplaatje.

In de spanningsreeks staan lood en zink dicht bij elkaar dan koper en zink. De spanning tussen Pb en Zn zal dus kleiner zijn dan 1,1 V.

In de afbeelding wordt Zn het meest negatief en er komen meer Zn^{2+} ionen in de oplossing dan Pb^{2+} ionen. (De tekening is geen serieuze *galvanische cel*, dan moet je de oplossingen scheiden met een zoutbrug).

Opgave 11

We meten het potentiaalverschil tussen een staafje aluminium en een zilveren draad in dezelfde oplossing.

a Welk metaal wordt de + pool?

Zilver is meer edel, wordt minder negatief, t. o. v. aluminium dus: Ag wordt de + pool.

b Wordt het spanningsverschil groter of kleiner dan 1,1 V?

Ag en Al staan in de spanningsreeks verder uit elkaar dan Cu en Zn, het spanningsverschil wordt dus groter dan 1,1 V.

Als je de meting wilt uitvoeren, dan moet je ervoor zorgen dat je het aluminium licht schuurt met schuurpapier zodat er geen oxidelaagje op het aluminium zit.

Opgave 12

Beoordeel of in de volgende gevallen (vlot) een reactie optreedt. Als dat het geval is geef dan deze reactie in ionen:

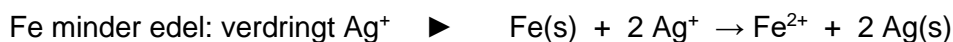
- zinkpoeder toevoegen aan een koper(II)chloride-oplossing



- zilverkorrels toevoegen aan zoutzuur

H (waterstofatoom) staat links van Ag. Ag zal H^+ niet verdringen. ► geen reactie.

- een zilvernitraatoplossing toevoegen aan ijzerpoeder



- (koud) water toevoegen aan aluminiumpoeder ► geen reactie

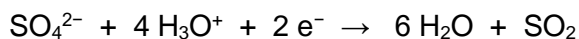
- verdund zwavelzuur toevoegen aan koperpoeder ► geen reactie

- magnesiumpoeder toevoegen aan verdund zwavelzuur ►

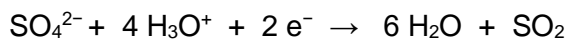


Opgave 13

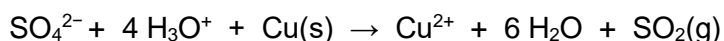
Zwavelzuur geeft (warm, geconcentreerd) de volgende halfreactie:



Geef de volledige reactie van zwavelzuur met koper.



----- +



Opgave 14

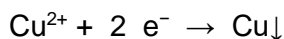
Verandert de massa van een accu bij het opladen?

Waarom wel of niet?

Bij het opladen worden alleen elektronen verplaatst. Van reductor naar oxidator. De hoeveelheid stof verandert niet. De totale massa van de accu verandert niet.

Opgave 15

Bij elektrolyse van een CuSO_4 -oplossing, verloopt aan de negatieve pool de volgende reactie:



Na enige tijd blijkt er 500 mg koper te zijn neergeslagen.

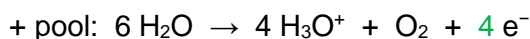
Hoeveel mmol elektronen was hiervoor nodig?

$$n_{\text{Cu}} = m / M \quad \blacktriangleright \quad n_{\text{Cu}} = 500 \text{ mg} / 63,55 \text{ mg/mmol} = 7,87 \text{ mmol Cu}$$

voor 7,87 mmol Cu is $2 \times 7,87 \text{ mmol} = 15,7 \text{ mmol}$ elektronen nodig.

Opgave 16

Bij de elektrolyse van water verlopen de volgende reacties:



Op een zeker moment is 1 mol elektronen gepasseerd.

a Hoeveel mol O_2 is dan ontstaan?

Als 1 mol elektronen vrijkomt dan ontstaat $1 / 4 \times 1 \text{ mol} = 0,25 \text{ mol O}_2$.

b Dus hoeveel g zuurstof?

Dat is $0,25 \text{ mol} \times 32,0 \text{ g/mol} = 8,00 \text{ g O}_2$.

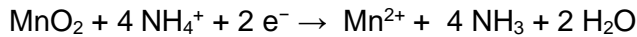
c Hoeveel g H_2 is dan ontstaan?

Met 1 mol elektronen ontstaat $1 / 2 \times 1 \text{ mol} = 0,50 \text{ mol H}_2$,

dat is: $0,50 \text{ mol} \times 2,00 \text{ g/mol} = 1,00 \text{ g H}_2$

Opgave 17

In een batterij verloopt aan de pluspool de volgende reactie:



Als de batterij 25 g MnO_2 bevat, hoeveel mol elektronen kan de batterij dan leveren?

25 g MnO_2 is: $25 \text{ g} / 86,9 \text{ g/mol} = 0,288 \text{ mol MnO}_2$

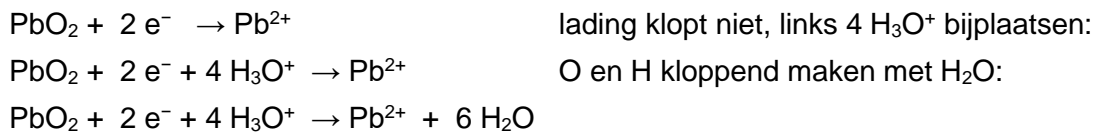
Voor de omzetting van 1 mol MnO_2 is 2 mol elektronen nodig,

Voor de omzetting van 0,288 mol MnO_2 is $2 / 1 \times 0,288 \text{ mol} = 0,58 \text{ mol e}^-$ nodig.

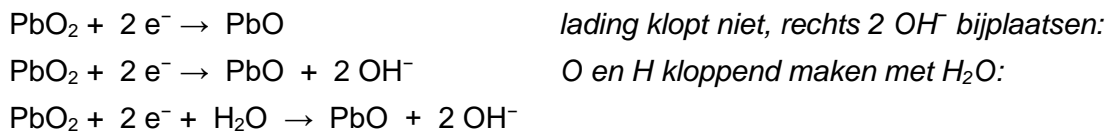
Opgave 18

Maak de volgende halfreacties kloppend, plaats in zuur milieu H_3O^+ bij, plaats in basisch milieu OH^- bij. Als het niet direct lukt volg je nauwkeurig de gegeven voorbeelden.

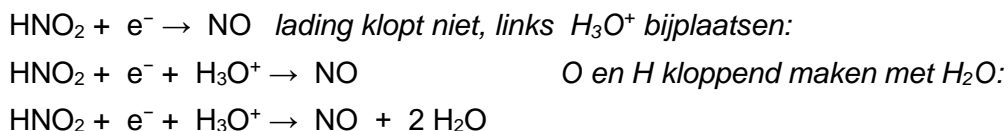
- a lood(IV)oxide wordt gereduceerd tot het lood(II)ion in zuur milieu
oxidatiegetal van Pb gaat van +4 naar +2 dus PbO_2 moet 2 elektronen opnemen:



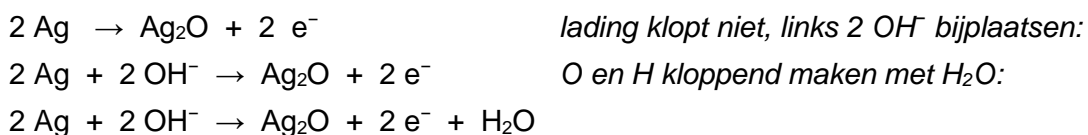
- b lood(IV)oxide wordt gereduceerd tot lood(II)oxide in basisch milieu
oxidatiegetal van Pb gaat van +4 naar +2 dus PbO_2 moet 2 elektronen opnemen:



- c waterstofdinitriet wordt gereduceerd tot stikstofmono-oxide in zuur milieu
Oxidatiegetal van N gaat van +3 naar +2 dus 1 elektron opnemen:



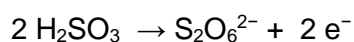
- d zilver wordt geoxideerd tot zilveroxide in basisch milieu
Oxidatiegetal van Ag gaat van 0 naar +1 dus 1 elektron weggeven, 2 Ag nodig voor Ag_2O , dus ook 2 e:



- e diwaterstofsulfiet wordt geoxideerd tot het dithionaat-ion ($S_2O_6^{2-}$) in zuur milieu

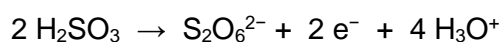
Pff... moeilijke vraag! Oxidatiegetal van S gaat van +4 naar +5.

In het $S_2O_6^{2-}$ -ion zitten 2 zwavelatomen. Elke S verliest één elektron. Er zijn dan 2 elektronen in de vergelijking nodig:

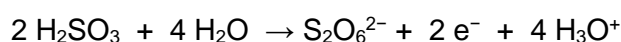


de lading klopt nog niet, rechts

4 H_3O^+ bijplaatsen:

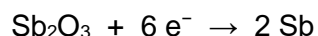


vergelijking is nu elektrisch neutraal, O en H maken we kloppend met H_2O :

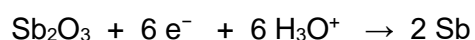


- f antimoon(III)oxide (Sb_2O_3) wordt gereduceerd tot antimoon in zuur milieu

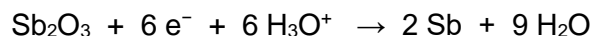
Oxidatiegetal van Sb gaat van +3 naar 0 dus elk Sb-atoom neemt 3 elektronen op, 2 Sb nodig voor Sb_2O_3 , dus Sb_2O_3 neemt 6 e^- op:



lading klopt niet, links 6 H_3O^+ bijplaatsen:

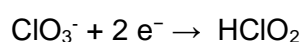


O en H kloppend maken met H_2O :

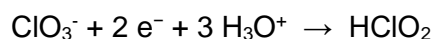


- g het chloraation wordt gereduceerd tot waterstofchloriet in zuur milieu

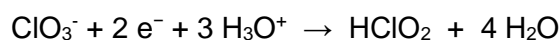
Oxidatiegetal van Cl gaat van +5 naar +3. ClO_3^- moet dan 2 elektronen opnemen:



lading klopt niet, links 3 H_3O^+ bijplaatsen:



O en H kloppend maken met H_2O :

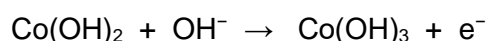


- h kobalt(II)hydroxide wordt geoxideerd tot kobalt(III)hydroxide in basisch milieu

Het oxidatiegetal van Co gaat van +2 naar +3. $Co(OH)_2$ geeft dan 1 e^- weg:



lading klopt niet, links 1 OH^- bijplaatsen:



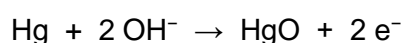
hij klopt!

- i kwik wordt in basisch milieu geoxideerd tot kwik(II)oxide

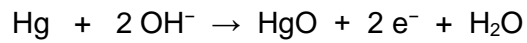
Hg gaat van 0 naar +2 en geeft dus 2 elektronen weg:



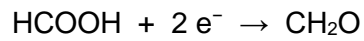
lading klopt niet, links 2 OH^- bijplaatsen:



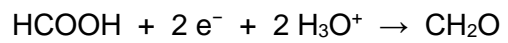
O en H kloppend maken met H_2O :



- j methaanzuur (HCOOH) wordt in zuur milieu gereduceerd tot methanal (CH₂O)
Oxidatiegetal van C gaat van +2 naar 0. HCOOH neemt dus 2 elektronen op:



lading klopt niet, links 2 H₃O⁺ bijplaatsen:



O en H kloppend maken met H₂O:

