

Redoxreacties en elektrochemie

Redoxreacties	2
1. Inleiding.....	2
2. Redoxreacties in zuur milieu.....	8
3. Redoxreacties in basisch milieu	11
4. Oefeningen.....	12
5. Elektrochemie.....	13
5.1. De redoxpotential.....	14

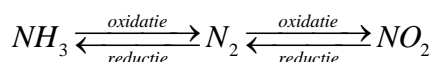
LEERPLANDOELSTELLINGEN 2014-008 De leerlingen kunnen	LEERINHOUDEN
37 de oxidatietrap van de elementen in een formule bepalen.	Oxidatietrap
38 een oxidatie definiëren als het afstaan van elektronen door een atoom, zodat de oxidatietrap van het donoraatoom stijgt, een reductie definiëren als het opnemen van elektronen door een atoom, zodat de oxidatietrap van dat atoom daalt.	Oxidatie en reductie Stijgen en dalen van oxidatiegetal Oxidator en reductor
39 met enkele goed gekozen experimenten een beperkte verdringingsreeks van metalen, bv Na, Mg, Zn, Cu opstellen en toepassingen hiervan aangeven en idem voor niet-metalen, bv Cl, Br, I.	Leerlingenpracticum: verdringingsreeksen van metalen en niet-metalen
40 redoxvergelijkingen opstellen vertrekkende van de gegevens van het experiment.	Redoxvergelijkingen
41 <i>het principe van de elektrochemische cel schematisch U weergeven.</i>	<i>Galvanische cel Brandstofcel Halfcel Evenwichtspotential E_{cel} Anodische oxidatie en een kathodische reductie</i>
42 de belangrijkste reactietypes onderscheiden.	Samenvattend overzicht van reactietypes: <ul style="list-style-type: none"> • zuur-basereacties • redoxreacties • neerslagreacties • gasvormingsreacties

Redoxreacties

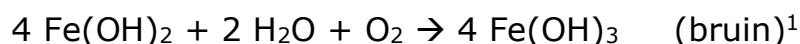
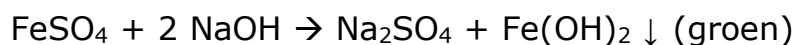
1. Inleiding

Heel wat reacties die we reeds in het verleden hebben gezien, zijn oxidatiereacties (o.a. verbranding, omzetting van organische verbindingen zoals bijvoorbeeld in citroenzuurcyclus, alcoholische gisting, Calvin-Benson cyclus, synthese van organische verbindingen, etc...).

De begrippen oxidatie en reductie, oxidator en reductor kwamen reeds in het eerste en tweede jaar van de tweede graad aan bod, én werden herhaald in het eerste jaar van de derde graad (zie hoofdstuk alcoholen). In het derde of vierde werd een oxidatie gedefinieerd als het verbinden met het element zuurstof, een reductie als het onttrekken van het element zuurstof. Dat was ook historisch gezien de eerste definitie van de begrippen. De oxidator was de stof die het element zuurstof leverde en zelf een reductie ondergaat, de reductor was de stof die zich verbond met het element zuurstof, en zodoende een reductie deed opgaan. Later toonde men aan dat het onttrekken van/verbinden met het element waterstof ook een oxidatie/reductie is.



Proef:

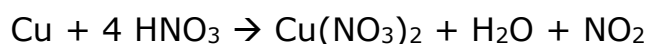


Waarneming: er ontstaat een groene kleur, die na schudden verdwijnt. Bij toevoegen O_2 ontstaat een roestkleurige oplossing van ijzer(III)hydroxide.

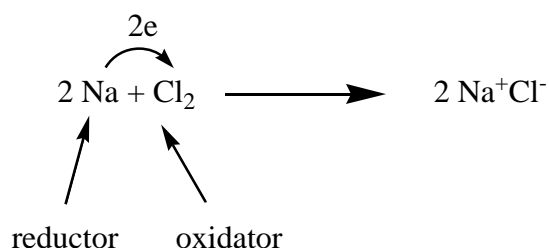
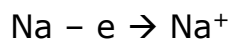
¹ Met KSCN kan men de Fe^{3+} ionen aantonen, ware het niet dat de ionen uit de oplossing verdwijnen door de neerslagvorming.

Omdat de rol van waterstof en zuurstof soms wordt overgenomen door andere elementen, kenden deze definities hun beperking. Al snel werd duidelijk dat elektronen een belangrijke rol spelen tijdens oxidatie-reductiereacties (redoxreacties) en dat redoxreacties gepaard gaan met 'verschuivingen' van elektronen.

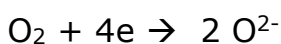
bv.: $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (proef)



of: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Na}^+\text{Cl}^-$



of $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$

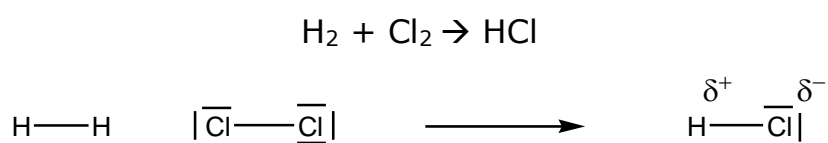


Uit vorige jaren weten we reeds dat:

- een oxidatie gaat altijd gepaard met een reductie (de elektronen die worden afgestaan, moeten worden opgenomen door een andere stof/ander element);
- de oxidatie wordt gedefinieerd als de (deel)reactie waarbij één of meerdere elektronen worden afgestaan (geheel of gedeeltelijk);

- de reductie is de (deel)reactie waarbij één of meerdere elektronen worden opgenomen (geheel of gedeeltelijk);
- de oxidator is de stof die één of meerdere elektronen opneemt (zodat een oxidatie kan verlopen) en hierdoor wordt gereduceerd;
- de reductor is de stof die één of meerdere elektronen afstaat (zodat een reductie kan verlopen) en hierdoor wordt geoxideerd.

De elektronen worden soms maar gedeeltelijk afgestaan:



Het begrip oxidatietrap werd ingevoerd om de verschuiving van elektronen makkelijker voor te stellen of bij te houden. Oxidatietrappen zijn niet meer dan een handig hulpmiddel. De oxidatietrap is een getal – weergegevens als Romeins cijfer – dat weergeeft hoeveel elektronen een atoom meer (negatieve OT) meer of minder (positieve OT) heeft dan in ongebonden toestand of dat weergeeft hoeveel elektronen een atoom geheel of gedeeltelijk heeft opgenomen of afgestaan. In het geval van poly-atomische moleculen is de OT is een getal dat weergeeft wat de lading van het atoom zou zijn indien de bindingselektronen worden toegekend aan de meest elektronegatieve bindingspartner.

Een oxidatie is dus een deelreactie waarvan de oxidatietrap van één van de elementen uit de stof stijgt, de reductie is een deelreactie waarvan de oxidatietrap van één van de elementen uit de stof daalt, de oxidator is een stof die gereduceerd wordt (de oxidatietrap van één van zijn elementen daalt), de reductor is een stof die geoxideerd wordt (de oxidatietrap van één van zijn elementen stijgt).

Bepaling van oxidatietrappen: (zie vroeger)

Kort gesteld:

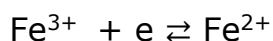
- de som van de oxidatietrappen van alle atomen is altijd gelijk aan de lading van het deeltje waar de atomen van uitmaken; de oxidatietrap van een mono-atomisch ion is bijgevolg altijd gelijk aan zijn ionlading; de oxidatietrap van ionen uit groep Ia, IIa en IIIa zijn altijd gelijk aan +I, +II en +III;
- de oxidatietrap van een element in een enkelvoudige stof is altijd gelijk aan 0;
- behalve in peroxiden (en enkelvoudige stoffen), is de oxidatietrap van het element O -II; in peroxiden bedraagt de oxidatietrap van zuurstof -I (vb. H₂O₂);
- waterstof heeft, behalve in enkelvoudige stoffen, oxidatietrap +I²;
- in geval van atoombindingen dient men volgende in acht te nemen voor het bepalen van de oxidatietrap (vergelijking van het aantal elektronen in de verbinding met het aantal elektronen in ongebonden toestand):
 - niet bindende elektronenparen (vrije doubletten) worden gerekend bij het atoom waar ze getekend bij staan;
 - een bindend elektronenpaar wordt volledig gerekend tot de bindingspartner met de grootste elektronegativiteit;
 - van een bindend elektronenpaar tussen twee atomen met dezelfde elektronegativiteit, wordt aan elk van de bindingspartners één elektron geteld.

² wat louter een gevolg is van het feit dat het meest elektronegatieve element de bindingselektronen toegewezen krijgt.

Alle elementen hebben minstens één positieve oxidatietrap, gelijk aan het nummer van de groep. Enkel de niet-metalen hebben negatieve oxidatietrappen. ³

Let op: oxidatietrappen zijn niet altijd gehele getallen: vb. Fe₃O₄. Hierin heeft ijzer de oxidatietrap +8/3. Dit kan vreemd lijken, maar dit is het gevolg van het feit dat men er van uit gaat dat alle ijzeratomen dezelfde oxidatietrap hebben. In werkelijkheid bevat deze stof twee Fe³⁺-ionen en één Fe²⁺-ion.

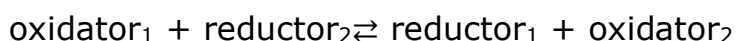
Met elke reductor komt een oxidator overeen, en omgekeerd. De reductor met zijn geconjugeerde oxidator vormen een redoxkoppel:



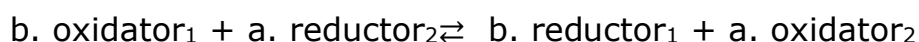
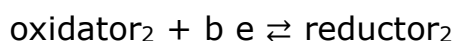
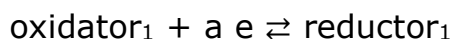
In deze cursus (en de bijgevoegde tabellen) worden redoxkoppels geschreven als reducties. De oxidator staat dus links, de reductor rechts.



Vermits een oxidatie steeds met een reductie gepaard gaat, bestaat een redoxreactie steeds uit twee redoxkoppels:



of indien bij oxidatie en reductie niet evenveel elektronen betrokken zijn:



³ de hoogste positieve oxidatietrap is gelijk aan het groepsnummer (maar wat met S₂O₈²⁻)

Oefening: bepaal de oxidatietrappen van elk element in volgende stoffen:

H_3PO_4	H_2O_2	$Fe(NO_3)_2$
Na_2SO_4	CaO	Na_2SO_3
$KMnO_4$	CaO_2	Cu_3PO_4
$NaCl$	$KClO_3$	NH_4F
Cl_2	$K_2Cr_2O_7$	Ag_2CO_3
$HClO$	H_2CO_3	$K_2Cr_2O_7$
$HClO_2$	$(NH_4)PO_4$	PbO
$HClO_3$	$Ba(NO_3)_2$	PbS_2
$HClO_4$	$CaSO_4$	$Na_2S_2O_3$
<i>ethanol</i>	<i>ethanal</i>	<i>ethaanzuur</i>
<i>propanol</i>	<i>propanon</i>	

Oxidatoren zijn stoffen die gereduceerd worden. Het zijn stoffen die een element bevatten dat in oxidatietrap kan dalen, vb. mono-atomische ionen, stoffen met hoge oxidatietrappen (HNO_3 , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$) of enkelvoudige stoffen met sterk elektronegatieve elementen (O_2 , Cl_2 , O_3).

Reductoren zijn stoffen die elementen bevatten die kunnen stijgen in oxidatietrap, zoals bijv. metalen, stoffen met een element die een oxidatietrap bevat die kleiner is dan de maximale (CO , w), negatieve mono-atomische ionen.

Alle elementen hebben minstens één positieve oxidatietrap, gelijk aan het nummer van de groep. Enkel de niet-metalen hebben negatieve oxidatietrappen.

2. Redoxreacties in zuur milieu

Sommige redoxreacties verlopen enkel in zuur milieu, én kennen een verschillend verloop naargelang de concentratie van het zuur.

Proef: $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ of $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{FeCl}_2$

Waarneming: de oplossing kleurt eerst bruin (lage concentratie zwavelzuur) en later kleurloos (hoge concentratie zuur)

KMnO₄ wordt als oxidator gebruikt tijdens het blekingsproces van jeansbroeken. Na het bleken worden ze gewassen met zand en aluminiumoxide om ze het effect te geven van 'gedragen' kleding.

Het element mangaan heeft verschillende oxidatietrappen. De stoffen met mangaan hebben naargelang de OT van mangaan een verschillende kleur:

MnO_4^- : paars, MnO_4^{2-} : groen; MnO_2 : bruin; Mn^{2+} : kleurloos; Mn: metaal

Beschouwen we onderstaande reactie in sterk zuur milieu:



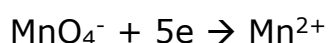
De reactie is vrij complex om de voorgetallen snel te vinden. Het volgen van onderstaande strategie leidt meestal vrij snel tot een oplossing (indien ze correct wordt uitgevoerd).

1) Schrijf de deelreacties:

oxidatie:

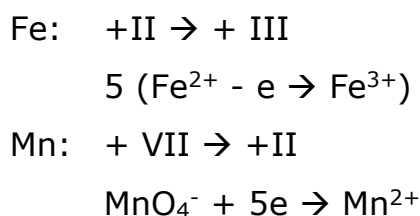


reductie:

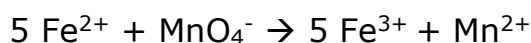


Let op: in de halfreactie/deelreactie worden de stoffen geschreven waarin het element dat geoxideerd/gereduceerd wordt, voorkomt. (Als het element dat van OT verandert, een coëfficiënt heeft in de stof, vermenigvuldigt men de deelreactie meteen met deze coëfficiënt).

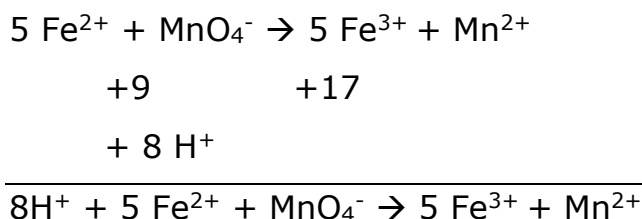
- 2) Vermits elektronen niet kunnen verdwijnen of verschijnen, moet het aantal afgestane en opgenomen elektronen aan elkaar gelijk zijn. De halfreacties worden vermenigvuldigd tot het aantal afgestane en opgenomen elektronen gelijk zijn.



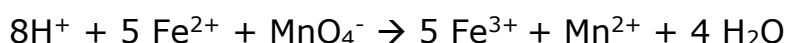
- 3) Men telt nu beide halfreacties op:



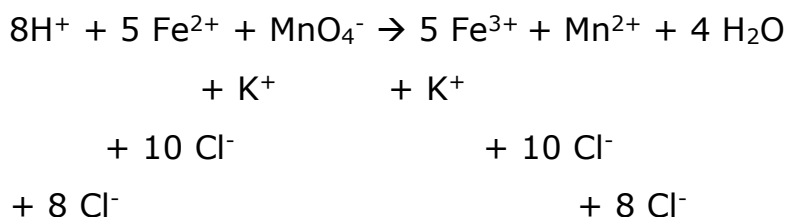
- 4) Vervolgens past men de *wet van behoud van lading toe*: de som van de lading van de uitgangsstoffen moet gelijk zijn aan de som van de lading van de reactieproducten. Is dat niet het geval, dan wordt het evenwicht hersteld door het toevoegen van een voldoende aantal H^+ ionen (in zuur milieu, in basisch milieu zullen dit OH^- ionen zijn). Het teveel aan negatieve ladingen aan één van beide zijden wordt door de protonen gecompenseerd. Zonder deze protonen kan de reactie niet doorgaan, hoewel de exacte rol van deze protonen niet begrepen is.



5) Pas de *wet van behoud van massa* toe: rechts en links van de pijl wordt er aangevuld tot aan beide zijden dezelfde elementen in dezelfde aantallen voorkomen. Let wel: men mag enkel elementen toevoegen die geen wijzigingen in oxidatietrappen met zich meebrengen. In bovenstaand voorbeeld kan men aan de rechterzijde niet 2 O₂ en 4 H₂ toevoegen. Meestal (zometertijd in dit jaar) kan de reactie gebalanceerd worden door het toevoegen van H₂O.



6) Als laatste wordt de stofvergelijking opgesteld: ontbrekende ionen worden links **en** rechts toegevoegd:



wordt:



Vervolledig zelf de reactie in zwak zuur milieu:



Oefening:

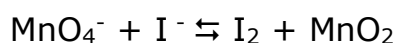


3. Redoxreacties in basisch milieu

Sommige redoxreacties verlopen enkel in basisch milieu, of doen een basisch milieu ontstaan.

Proef: $\text{KMnO}_4 + \text{KI}$

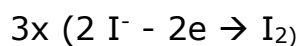
Waarneming: de oplossing kleurt bruin, I_2 kan aangetoond worden met zetmeel.



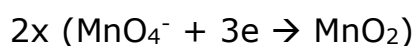
De oplossingsstrategie verschilt nauwelijks van reacties die verlopen in zuur milieu.

- 1) schrijf de deelreacties en vermenigvuldig deze tot het aantal afgestane en opgenomen elektronen gelijk zijn.

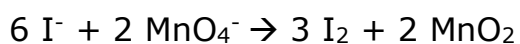
oxidatie: $\text{I: } -\text{I} \rightarrow 0$



reductie: $\text{Mn: } +\text{VII} \rightarrow +\text{IV}$



- 2) tel beide halfreacties op en pas de wet van behoud van lading toe.

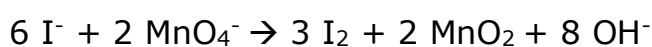


-8

0

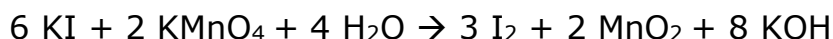
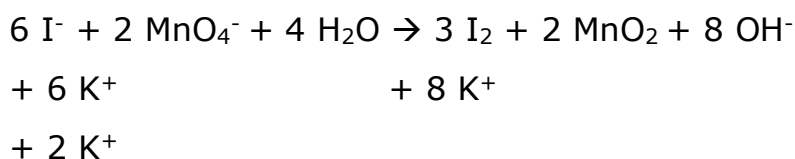
+ 8 OH^-

- 3) pas wet van behoud van massa toe:



+ 4 H_2O

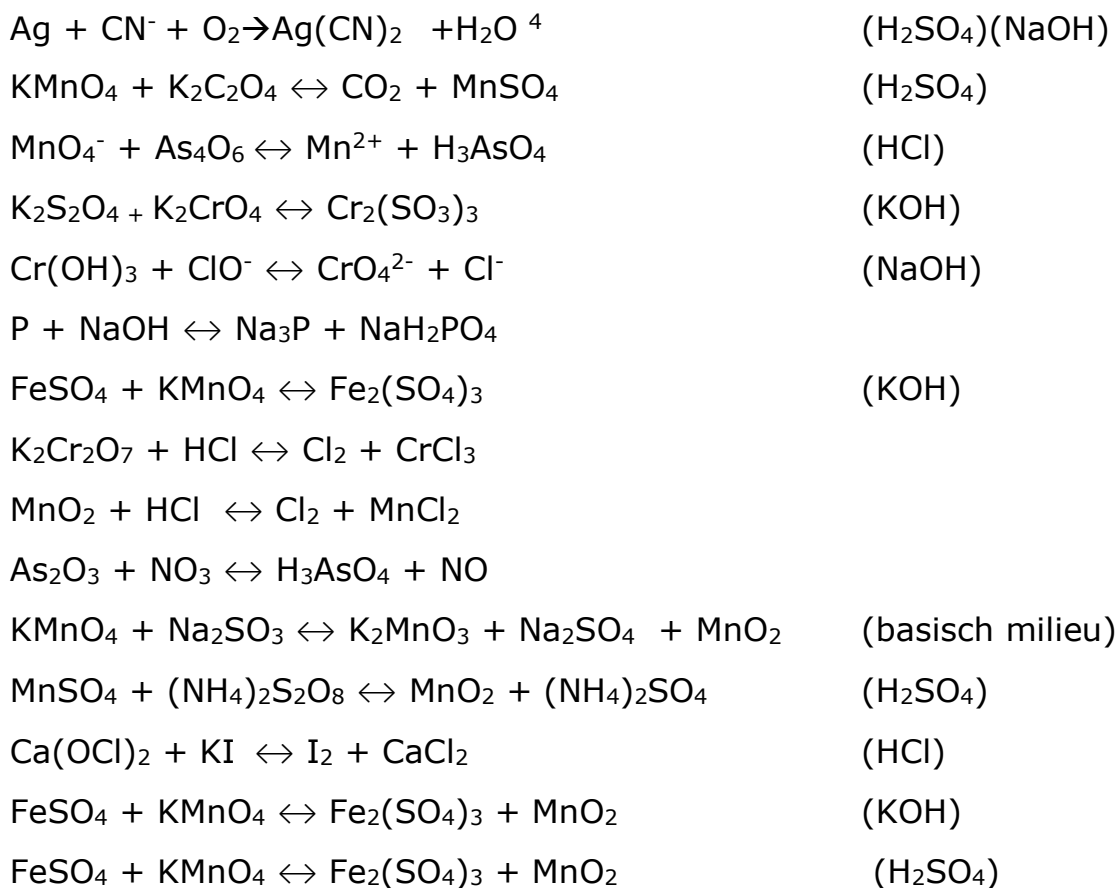
4) stel de stofvergelijking op:



Volgende reactie $\text{KMnO}_4 + \text{NaOH} + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{MnO}_4^{2-}$ is een reactie die enkel opgaat in basisch milieu. De OH^- ionen nemen niet deel aan de reactie, maar beletten dat OH^- ionen ontstaan door te zorgen voor een verschuiving van het evenwicht (principe Le Chatelier). Hierdoor wordt de reductie van Mn (+VII) tot Mn (+IV) verhinderd.

4. Oefeningen

Los volgende oefeningen op



⁴ oefening uit Zumdahl

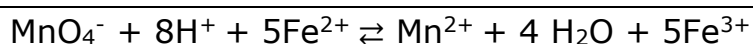
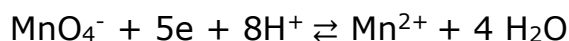
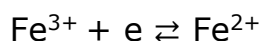
5. Elektrochemie

Onder elektrochemie verstaan we studie van uitwisseling of omzetting van chemische naar elektrische energie en omgekeerd. Ook al klinkt dit niet bekend in de oren, elektrochemie doorkruist ons leven dagelijks: zouten worden vaak geproduceerd door elektrolyse, batterijen (computers, GSM, laptops, horloges) zijn galvanische elementen die stroom leveren, corrosie van metalen vormt een potentieel gevaar voor talrijke constructies.

Een halfreactie bestaat uit een oxidator en zijn geconjugeerde reductor:



Een redoxreactie bestaat steeds uit een combinatie van twee halfreacties. Als we twee halfreacties bij elkaar brengen (in oplossing), worden elektronen rechtstreeks uitgewisseld tussen de stoffen:



Wanneer we beide redoxkoppels gescheiden houden, maar verbinden met een geleider, lopen de elektronen door de geleider van de ene halfreactie naar de andere. Een constructie opgebouwd uit een redoxkoppel (oxidator in contact met geconjugeerde reductor) wordt een halfcel genoemd.

Een **galvanisch** element bestaat uit twee met elkaar verbonden halfcellen. De elektronen die doorheen de geleider lopen, vormen een elektrische stroom, waarmee arbeid kan worden verricht. Chemische energie is omgezet in elektrische energie. *(Echter, door de elektronenstroom ontstaat een ladingsverschuiving die verder transport verhindert, daarom moeten beide halfcellen verbonden worden door een poreus tussenschot of een zoutbrug. Zodoende kan er een ionenstroom ontstaan die het ladingsverschil compenseert).*

Het transport van elektronen kan aangetoond worden met een voltmeter of ampèremeter. We merken hierbij op dat de elektronen stromen in een bepaalde richting. De anode is negatief, hier gebeurt de oxidatie en komen elektronen vrij; de kathode is positief, hier worden elektronen opgenomen en gebeurt een reductie. Tussen beide halfcellen bestaat een spanningsverschil: de celpotentialiaal of EMF (electromotoric force).

Bepaalde stoffen nemen liever elektronen op dan andere, en bepaalde stoffen liever elektronen afstaan dan andere. De stof die het liefst elektronen afgeeft zal bijgevolg elektronen afgeven aan de stof die het liefst elektronen opneemt. Sterke oxidatoren (reduceren door elektronen op te nemen) zullen reageren met sterke reductoren (die oxideren en elektronen afgeven).

5.1. De redoxpotentialiaal

De neiging van een redoxkoppel om te oxideren/reduceren wordt weergegeven door de standaardreductiepotentialiaal E_0 .

De standaardreductiepotentialiaal is dus een maat voor de sterkte van de reductor of oxidator en kan positief of negatief zijn. Hoe positiever de E_0 waarde, hoe liever de oxidator elektronen opneemt en hierbij reduceert (hoe sterker de oxidator van het gegeven redoxkoppel). Hoe negatiever de E_0 waarde van het redoxkoppel, hoe minder geneigd de oxidator is om te reduceren, maar hoe meer geneigd de geconjugeerde reductor om te oxideren (elektronen af te geven).

Op basis van deze standaardreductiepotentialiaal, kunnen redoxkoppels gerangschikt worden in een tabel, volgens dalende E_0 -waarde. De sterkste oxidatoren staan in deze tabel linksboven, de sterkste reductoren rechtsonder.

Standaardnormaalpotentialen E_0 van redoxsystemen

Redoxsysteem	E_0 (V)
$F_2 + 2 e \rightleftharpoons 2 F^-$	+ 2,87
$H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e \rightleftharpoons 2 H_2O$	+ 1,78
$Au^{3+} + 3 e \rightleftharpoons Au$	+ 1,50
$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4 H_2O$	+ 1,49
$ClO_3^- + 6 H^+ + 6 e \rightleftharpoons Cl^- + 3 H_2O$	+ 1,45
$BrO_3^- + 6 H^+ + 6 e \rightleftharpoons Br^- + 3 H_2O$	+ 1,44
$Cl_2 + 2 e \rightleftharpoons 2 Cl^-$	+ 1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e \rightleftharpoons 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$	+ 1,33
$O_2 + 4 H^+ + 4 e \rightleftharpoons 2 H_2O$	+ 1,23
$MnO_2 + 4 H^+ + 2 e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2 H_2O$	+ 1,21
$Pt^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Pt$	+ 1,18
$Br_2 + 2 e \rightleftharpoons 2 Br^-$	+ 1,07
$2 NO_3^- + 4 H^+ + 2 e \rightleftharpoons N_2O_4 + 2 H_2O$	+ 0,81
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	+ 0,80
$Fe^{3+} + 1 e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+ 0,77
$O_2 + 2 H^+ + 2 e \rightleftharpoons H_2O_2$	+ 0,68
$MnO_4^- + 2 H_2O + 3 e \rightleftharpoons MnO_2 + 4 OH^-$	+ 0,58
$I_2 + 2 e \rightleftharpoons 2 I^-$	+ 0,54
$2 H_2O + O_2 + 4 e \rightleftharpoons 4 OH^-$	+ 0,40
$Cu^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Cu$	+ 0,34
$S + 2 H^+ + 2 e \rightleftharpoons H_2S$	+ 0,14
$2 H^+ + 2 e \rightleftharpoons H_2$	0,00
$CrO_4^{2-} + 4 H_2O + 3 e \rightleftharpoons Cr^{3+} + 8 OH^-$	- 0,12
$Pb^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Pb$	- 0,13
$Sn^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Sn$	- 0,14
$Ni^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Ni$	- 0,23
$Cd^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Cd$	- 0,35
$Fe^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Fe$	- 0,41
$Cr^{3+} + 3 e \rightleftharpoons Cr$	- 0,74
$Zn^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Zn$	- 0,76
$Mn^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Mn$	- 1,03
$Al^{3+} + 3 e \rightleftharpoons Al$	- 1,71
$Mg^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Mg$	- 2,38
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	- 2,71
$Ca^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Ca$	- 2,76
$Ba^{2+} + 2 e \rightleftharpoons Ba$	- 2,90
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	- 2,92
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	- 3,05

Anders gesteld: hoe positiever de standaardreductiepotentiaal, hoe liever het redoxkoppel zal verlopen van rechts naar links.

Deze tabel is verre van volledig. Een uitgebreidere tabel (29p.) is te vinden op

<http://www.ktf-split.hr/periodni/en/abc/ems.html>

<http://home.hetnet.nl/~vanadovv/RedPot.html>

Als we terugkeren naar het galvanisch element opgemaakt door twee halfcellen, dan zal de sterkste reductor van beide halfcellen oxideren. Aan de pool waar de oxidatie gebeurt (dit is de anode) hopen elektronen zich op, de elektrode wordt negatief.

De sterkste oxidator van beide halfcellen, zal geneigd zijn elektronen op te nemen. Door onttrekken van elektronen (reductie) aan de elektrode (dit is de kathode) wordt deze positief.

Elektronen stromen nu door de geleider die beide elektroden verbindt, van de negatieve naar de positieve pool (dit is tegengesteld aan de stroomzin I , die de richting van de beweging van een positief deeltje weergeeft).

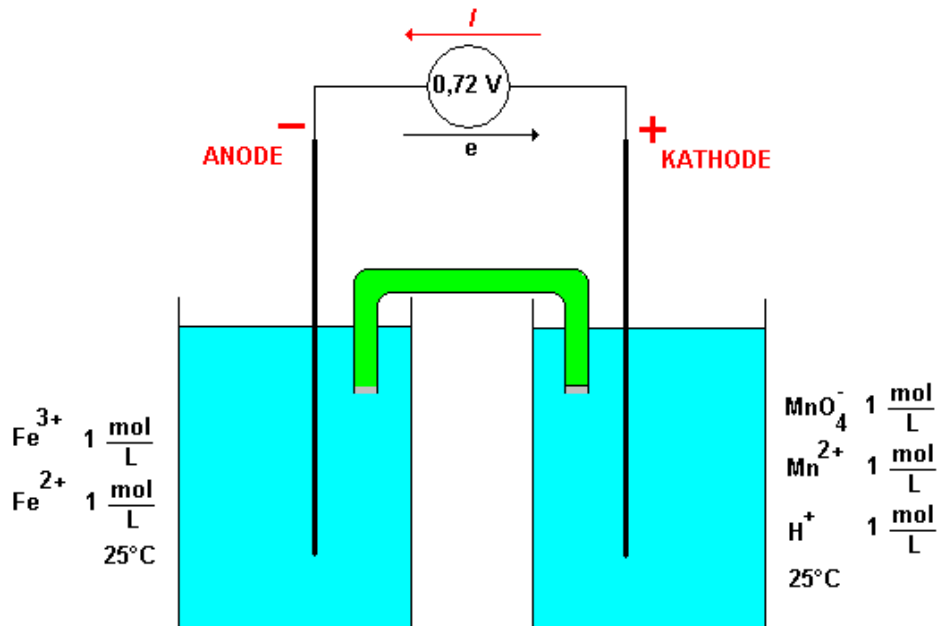
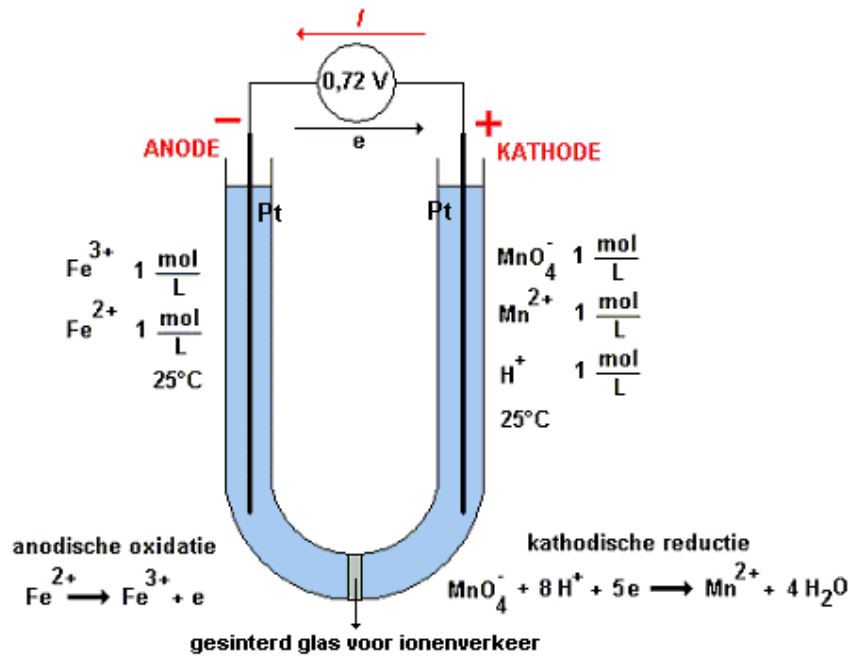
De gemeten spanning van dit galvanische element (=EMF of Electromotoric Force) zal, bij standaardomstandigheden, gelijk zijn aan:

$$E_{0\text{cel}} = E_{0\text{ oxidator}} - E_{0\text{ reductor}}$$

Is de waarde van E_0

- groter dan 0,2, dan loopt de reactie af;
- kleiner dan - 0,2, dan gaat de reactie niet door, maar de omgekeerde reactie is spontaan en aflopend;
- begrepen tussen -0,2 en 0,2, dan is de redoxreactie een evenwichtsreactie.

De sterkste oxidator van beide koppels, zal reageren met de sterkste reductor.

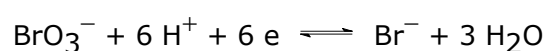
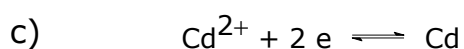
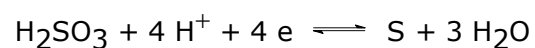
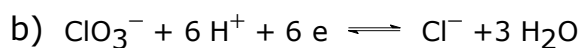
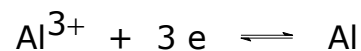
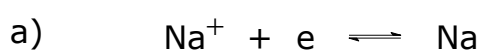


Oefening:

1. Zeg wat er gebeurt en geef de reacties die plaatsgrijpen:

- We dompelen een aluminiumstaaf in een ijzer(II)sulfaat-oplossing
- We dompelen een koperstaaf in een lood(II)nitraat-oplossing

- c. We dompelen een magnesiumlint in een chroomtrichloride-oplossing
- Door blokken magnesiummetaal of Mg-Al-legeringen aan te brengen op scheepsrompen, pijpleidingen, sluisdeuren en andere stalen constructies beschermt men deze constructies. Verklaar.
 - Galvaniseren** is het aanbrengen van een dun laagje zink (elektrolytisch of door onderdompelen in vloeibaar zink) op ijzeren voorwerpen. Dit gebeurt op afsluitdraden en -palen, autoakoetswerken, bouten en schroeven enz. De bedoeling is deze voorwerpen te beschermen tegen roestvorming. Verklaar de werking.
 - Bij het in contact brengen van metalen zal men veiligheidshalve de spanningsreeks in het oog houden. Bij het solderen van koperen buizen bijvoorbeeld zal men in het soldeermateriaal zilver verwerken. Waarom?
 - We verbinden volgende halve cellen. Geef de volledige celreactie. Geef aan of de reactie aflopend is, tot een evenwicht leidt geeft of niet doorgaat (omgekeerde reactie gaat wèl door). Teken de galvanische cel.



- Construeer met behulp van de E_0 -waardentabel een galvanische cel die stroom levert onder een spanning van 2V.

7. Construeer met behulp van de E_0 -waardentabel de cel die stroom levert onder de hoogste mogelijke spanning.
8. Kan NO_3^- gereduceerd worden door Au ?
9. Zal de reactie $2 \text{Br}^- + \text{S} + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S}$ spontaan doorgaan?
10. Wat gebeurt er als we NO_3^- en Mn^{2+} samenvoegen ?
11. Kan Mn^{2+} geoxideerd/gereduceerd worden door H_2O_2 ?

$F_{2(g)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2F^{-1}_{(aq)}$	+2.87
$O_{3(g)} + 2H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow O_{2(g)} + H_2O_{(l)}$	+2.08
$S_2O_8^{2-}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2SO_4^{2-}_{(aq)}$	+2.05
$Co^{3+}_{(aq)} + e^{-1} \text{-----} \rightarrow Co^{2+}_{(aq)}$	+1.82
$H_2O_{2(aq)} + 2H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$	+1.77
$MnO_4^{-1}_{(aq)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 3e^{-1} \text{-----} \rightarrow MnO_{2(s)} + 2H_2O_{(l)}$	+1.695
$PbO_{2(s)} + SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$	+1.69
$2HOCl_{(aq)} + 2H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$	+1.63
$Mn^{3+}_{(aq)} + e^{-1} \text{-----} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)}$	+1.51
$MnO_4^{-1}_{(aq)} + 8H^{+1}_{(aq)} + 5e^{-1} \text{-----} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$	+1.49
$PbO_{2(s)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow Pb^{2+}_{(aq)} + 2H_2O_{(l)}$	+1.46
$BrO_3^{-1}_{(aq)} + 6H^{+1}_{(aq)} + 6e^{-1} \text{-----} \rightarrow Br^{-1}_{(aq)} + 3H_2O_{(l)}$	+1.44
$Au^{3+}_{(aq)} + 3e^{-1} \text{-----} \rightarrow Au_{(s)}$	+1.42
$Cl_{2(g)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2Cl^{-1}_{(aq)}$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}_{(aq)} + 14H^{+1}_{(aq)} + 6e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O_{(l)}$	+1.33
$O_{3(g)} + H_2O_{(l)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow O_{2(g)} + 2OH^{-1}_{(aq)}$	+1.24
$MnO_{2(s)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 2H_2O_{(l)}$	+1.23
$O_{2(g)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 4e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$	+1.23
$Pt^{2+}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow Pt_{(s)}$	+1.20
$Br_{2(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2Br^{-1}_{(aq)}$	+1.07
$NO_3^{-1}_{(aq)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 3e^{-1} \text{-----} \rightarrow NO_{(g)} + 2H_2O_{(l)}$	+0.96
$NO_3^{-1}_{(aq)} + 3H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow HNO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$	+0.94
$2Hg^{2+}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow Hg_2^{2+}_{(aq)}$	+0.91
$HO_2^{-1}_{(aq)} + H_2O_{(l)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 3OH^{-1}_{(aq)}$	+0.87
$2NO_3^{-1}_{(aq)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2NO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$	+0.80
$Ag^{+1}_{(aq)} + e^{-1} \text{-----} \rightarrow Ag_{(s)}$	+0.80
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^{-1} \text{-----} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$	+0.77
$O_{2(g)} + 2H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow H_2O_{2(aq)}$	+0.69
$I_{2(s)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2I^{-1}_{(aq)}$	+0.54
$NiO_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow Ni(OH)_2 + 2OH^{-1}_{(aq)}$	+0.49
$SO_{2(aq)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 4e^{-1} \text{-----} \rightarrow S_{(s)} + 2H_2O_{(l)}$	+0.45
$O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^{-1} \text{-----} \rightarrow 4OH^{-1}_{(aq)}$	+0.401
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow Cu_{(s)}$	+0.34
$Hg_2Cl_{2(s)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2Hg_{(l)} + 2Cl^{-1}_{(aq)}$	+0.27
$PbO_{2(s)} + H_2O_{(l)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow PbO_{(s)} + 2OH^{-1}_{(aq)}$	+0.25
$AgCl_{(s)} + e^{-1} \text{-----} \rightarrow Ag_{(s)} + Cl^{-1}_{(aq)}$	+0.2223
$SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^{+1}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow H_2SO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$	+0.172
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	+0.169
$Cu^{2+}_{(aq)} + e^{-1} \text{-----} \rightarrow Cu^{+1}_{(aq)}$	+0.16
$Sn^{4+}_{(aq)} + 2e^{-1} \text{-----} \rightarrow Sn^{2+}_{(aq)}$	+0.15

$S_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow H_2S_{(g)}$	+0.14
$AgBr_{(s)} + e^{-} \text{-----} \rightarrow Ag_{(s)} + Br^{-}_{(aq)}$	+0.07
$2 H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow H_2(g)$	0.00
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Pb_{(s)}$	-0.13
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Sn_{(s)}$	-0.14
$AgI_{(s)} + e^{-} \text{-----} \rightarrow Ag_{(s)} + I^{-}_{(aq)}$	-0.15
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Ni_{(s)}$	-0.25
$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Co_{(s)}$	-0.28
$In^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \text{-----} \rightarrow In_{(s)}$	-0.34
$Tl^{+}_{(aq)} + e^{-} \text{-----} \rightarrow Tl_{(s)}$	-0.34
$PbSO_{4(s)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Pb_{(s)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	-0.36
$Cd^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Cd_{(s)}$	-0.40
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Fe_{(s)}$	-0.44
$Ga^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \text{-----} \rightarrow Ga_{(s)}$	-0.56
$PbO_{(s)} + H_2O_{(l)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Pb_{(s)} + 2 OH^{-}_{(aq)}$	-0.58
$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \text{-----} \rightarrow Cr_{(s)}$	-0.74
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Zn_{(s)}$	-0.76
$Cd(OH)_{2(s)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Cd_{(s)} + 2 OH^{-}_{(aq)}$	-0.81
$2 H_2O_{(l)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow H_2(g) + 2 OH^{-}_{(aq)}$	-0.83
$Fe(OH)_{2(s)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Fe_{(s)} + 2 OH^{-}_{(aq)}$	-0.88
$Cr^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Cr_{(s)}$	-0.91
$N_2(g) + 4 H_2O_{(l)} + 4e^{-} \text{-----} \rightarrow N_2O_{4(aq)} + 4 OH^{-}_{(aq)}$	-1.16
$V^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow V_{(s)}$	-1.18
$ZnO_2^{-1}_{(aq)} + 2 H_2O_{(l)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Zn_{(s)} + 4OH^{-1}_{(aq)}$	-1.216
$Ti^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Ti_{(s)}$	-1.63
$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \text{-----} \rightarrow Al_{(s)}$	-1.66
$U^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \text{-----} \rightarrow U_{(s)}$	-1.79
$Sc^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \text{-----} \rightarrow Sc_{(s)}$	-2.02
$La^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \text{-----} \rightarrow La_{(s)}$	-2.36
$Y^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \text{-----} \rightarrow Y_{(s)}$	-2.37
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Mg_{(s)}$	-2.37
$Na^{+}_{(aq)} + e^{-} \text{-----} \rightarrow Na_{(s)}$	-2.71
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Ca_{(s)}$	-2.76
$Sr^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Sr_{(s)}$	-2.89
$Ba^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \text{-----} \rightarrow Ba_{(s)}$	-2.90
$Cs^{+}_{(aq)} + e^{-} \text{-----} \rightarrow Cs_{(s)}$	-2.92
$K^{+}_{(aq)} + e^{-} \text{-----} \rightarrow K_{(s)}$	-2.92
$Rb^{+}_{(aq)} + e^{-} \text{-----} \rightarrow Rb_{(s)}$	-2.93
$Li^{+}_{(aq)} + e^{-} \text{-----} \rightarrow Li_{(s)}$	-3.05