

Hoofdstuk 6: REDOX REACTIES

1. INLEIDING

In vroegere tijden werd de term 'oxideren' gebruikt om een reactie met zuurstof aan te geven. Bvb. de reactie waarbij koolstof verbrandt is $C + O_2 \longrightarrow CO_2$. Dit noemt men een oxidatie. C geeft hierbij dus elektronen af aan O en O neemt elektronen op van C.

Men zegt dat C geoxideerd wordt en dat O gereduceerd wordt.

Oxideren = het afstaan van elektronen aan een ander deeltje
Reduceren = het opnemen van elektronen van een ander deeltje

Oxidator = het deeltje dat elektronen onttrekt aan een ander deeltje
Reductor = het deeltje dat elektronen afstaat aan een ander deeltje

Geoxideerd worden = reduceren
Gereduceerd worden = oxideren

Het is duidelijk dat reduceren en oxideren altijd gezamenlijk *moeten* voorkomen.

Elektronen kunnen niet 'los' voorkomen. Een afgestaan elektron moet worden opgenomen. Omgekeerd betekent het ook dat een opgenomen elektron van een ander deeltje afkomstig moet zijn. Daarom spreekt men van een reductie-oxidatie, meestal afgekort tot **redox**.

Een reactie waarin elektronen van het ene deeltje op een ander worden overgedragen wordt daarom een **redoxreactie** genoemd.

Bijvoorbeeld :



In deze reactie geldt:

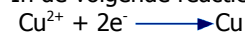
Koolstof is de **reductor** of ook koolstof wordt **geoxideerd**
 Ijzeroxide is de **oxidator** of ook ijzeroxide wordt **gereduceerd**
 Koolstof **reduceert** het ijzer
 Ijzer **oxideert** het koolstof

Let op : bij deze reactie komt de zuurstof niet tussen als oxidator. De zuurstofatomen blijven onveranderd maar ze zijn alleen voor en na de reactie aan een ander atoom gebonden.

De oxidator oxideert en wordt zelf gereduceerd. Hierbij ontstaat een reductor.

De reductor reduceert en wordt zelf geoxideerd. Tijdens deze reactie ontstaat een oxidator.

In de volgende reactie:



is Cu^{2+} dus een oxidator, want hij neemt elektronen op. Cu is een reductor want hij kan elektronen afstaan. Cu noemt men de **geconjugeerde** reductor van Cu^{2+} .

De combinatie Cu/Cu^{2+} noemen we een redox-koppel.

Een redox-koppel is een geconjugerd oxidator-reductor paar.

Naarmate de oxidator sterker is, zal de geconjugeerde reductor zwakker zijn.

2. HET OXIDATIEGETAL

Om een antwoord te krijgen op de vraag of een reactie wel of niet een redox-reactie is, komt het begrip oxidatiegetal van pas.

Oxidatiegetal = het aantal elektronen dat door een element is afgestaan of opgenomen.

Hierbij geldt :

- elementen hebben altijd oxidatiegetal 0 (nul)
- in verbindingen heeft zuurstof altijd oxidatiegetal -2 (of uitzonderlijk oxidatiegetal -1 in geval van een peroxide)
- in verbindingen heeft waterstof altijd oxidatiegetal +1
-

Als tijdens een reactie het oxidatiegetal van een element verandert dan is dit een redoxreactie.

3. REDUCTOREN

Reductoren zijn deeltjes die elektronen kunnen afstaan.

Bvb. natrium neemt gemakkelijk een elektron op en vormt dan Na^+
twee ionen Cl^- kunnen elk een elektron afgeven onder vorming van Cl_2 .

In het periodiek systeem zijn de metalen dus snel aan te wijzen als reductoren.

Al deze elementen staan makkelijk elektronen af. Ze worden geoxideerd.

Naast de metalen is er nog een hele reeks verbindingen en deeltjes die op een of andere manier in staat zijn elektronen af te staan. De belangrijkste vertegenwoordigers daarvan zijn de negatieve ionen van de niet-metalen. In de tabel van elektrode-potentialen staan reductoren in de tweede kolom vermeld.

4. OXIDATOREN

Oxidatoren zijn deeltjes die elektronen kunnen opnemen.

In het periodiek systeem vinden we dit soort elementen in de rechter kolommen.

Zuurstof is wellicht het bekendste voorbeeld.

Ook de halogenen (fluor, chloor, broom, jodium) zijn bekende oxidatoren.

Naast deze voorbeelden van elementen is er nog een hele reeks verbindingen en deeltjes die op een of andere manier in staat is elektronen op te nemen.

De belangrijkste voorbeelden daarvan zijn de positief geladen metaal-ionen.

Bvb. een Ni^{2+} ion (positief metaal-ion) kan twee elektronen opnemen met vorming van het metaal Nikkel, Ni^0 .

In de tabel van elektrode-potentialen staan oxidatoren in de eerste kolom vermeld.

5. DE HALFREAKTIE

Een simpele gang door het periodiek systeem leert dat er ongeveer 100 metalen (standaard reductoren) zijn en ongeveer 15 niet-metalen (standaard oxidatoren).

Een metaal dat geoxideerd is (en dus dan metaal-ion is) kan als oxidator optreden.

Een gereduceerd niet-metaal kan als reductor optreden.

Dit betekent 115 reacties waarin elektronen worden opgenomen én 115 reacties waarin ze kunnen worden afgestaan. Als we alleen naar de reacties van elementen kijken, kunnen dus $115 * 115 = 13225$ redoxreacties genoteerd worden. Dit is een zeer groot aantal.

Daarnaast zijn er nog deeltjes (zoals sommige ionen) die elektronen kunnen opnemen of afstaan maar die niet rechtstreeks onder de metalen of de niet-metalen vallen.

Het totale aantal mogelijke redoxreacties komt daarmee makkelijk op meerdere miljoenen.

Teneinde dit overzichtelijk te houden maakt men gebruik van halfreacties.

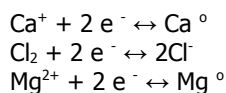
Een halfreactie is een redoxreactie waarin de bron van de opgenomen elektronen of het doel van de afgestane elektronen buiten beschouwing blijft.

Voorbeelden :

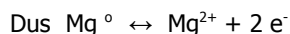
Het is gebruikelijk om de oxidator als uitgangstof te noteren en de reductor als product. Omdat de gevormde reductor zijn elektron weer kan afstaan, kan de reactie ook andersom gelezen worden. Het is daarom gebruikelijk om halfreacties met een dubbele pijl te schrijven: zowel naar links als naar rechts.

Een lijst van de halfreacties is te vinden in de tabel van elektrode-potentialen (zie verder).

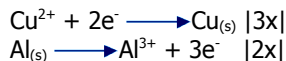
De ladingaanduiding bij de elementen (het nulletje bij calcium en magnesium) is niet noodzakelijk, maar maakt wel duidelijk dat de lading niet per ongeluk 'vergeten' is.



Bij de reacties van calcium en magnesium met chloor moeten deze halfreacties dus van rechts naar links gelezen worden omdat de metalen de oxidator zijn.

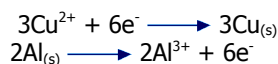


Het volgend voorbeeld is iets moeilijker.



In de twee halfreacties (die van aluminium en die van koper) moeten het aantal elektronen hetzelfde zijn. Als dat zo is kunnen we ze optellen. Om dat te bereiken moeten we de koper halfreactie vermenigvuldigen met 3 en de aluminium halfreactie met twee.

We krijgen dan:



Nu zitten er in alle twee de halfreacties 6 elektronen. We kunnen de reactie nu optellen:



Zoals je ziet staan er nu aan weerszijde van de reactie pijl een gelijk aantal elektronen. Die elektronen kunnen we dus wegstrepen tegen over elkaar.

We krijgen nu de totaal reactie:



In deze reactie is na de reactie weer een oxidator Al^{3+} is ontstaan en een reductor $\text{Cu}_{(s)}$. Doordat Cu^{2+} een sterkere oxidator is dan Al^{3+} en $\text{Al}_{(s)}$ een sterkere reductor dan $\text{Cu}_{(s)}$ verloopt de reactie spontaan van links naar rechts en niet omgekeerd.

DUS :

Links van de reactiepijl staat een sterkere oxidator en een sterkere reductor dan rechts ervan.

6. DE STERKTE VAN OXIDATOREN EN REDUCTOREN

6.1. De spanningsreeks van metalen

In de paragraaf over reductoren worden **alle metalen gerekend tot de reductoren**.

Maar iedereen weet dat sommige metalen veel makkelijker oxideren dan andere.

Voorbeeld 1 : IJzer roest snel maar koper doet er een hele tijd over vooraleer de metaalglans niet meer zichtbaar is. En goud is een 'edelmetaal' en dat betekent dat het door de zuurstof in de lucht niet geoxideerd wordt.

Voorbeeld 2 : Bij het lassen van tram- en treinrails wordt een mengsel van aluminiumpoeder en roest (ijzeroxide) wordt gebruikt. Het mengsel wordt in de ruimte tussen de twee railleinden gedaan, waarna het met een brander verwarmd wordt. Eenmaal op temperatuur treedt de volgende reactie op: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$
Het ontstane ijzer smelt aan de railuiteinden vast en vult de opening, het aluminiumoxide komt zelf uit het gesmolten ijzer als slak bovendrijven en kan simpel verwijderd worden.

Uit de ligging van Al en Fe in de verdringingsreeks kan je de reactie tussen aluminium en ijzeroxide voorspellen.

In de twee bovenstaande voorbeelden is sprake van reductoren met verschillend reducerend vermogen.

De sterkte van reductoren wordt weergegeven in de spanningsreeks (ook wel verdringingsreeks) van de metalen. In deze reeks staan metalen in de volgorde waarin ze in staat zijn andere metalen uit hun verbindingen te verdrijven. De spanningsreeks der metalen is de rangschikking van de metalen naar dalend reducerend vermogen; met andere woorden hoe meer naar links een metaal staat, hoe gemakkelijker het oxideert. Hoe meer naar rechts het metaal, hoe minder gemakkelijk het oxideert.

Een metaal (M1) links van een ander metaal (M2) kan de ionen van dat ander metaal (M2) reduceren tot metaal.

of anders geformuleerd :

Als een eerder in de reeks voorkomend metaal als vrij metaal aanwezig is, en een later genoemd metaal als verbinding voorkomt, verdrijft het vrije metaal het gebonden metaal uit zijn verbinding.

De volgorde in de spanningsreeks (of verdringingsreeks) komt overeen met de volgorde in E° -waarden. De reeks begint met de meest negatieve waarde (= sterkste reductor).

De reeks ziet eruit als volgt met Li als meest elektronegatief metaal:

Li - Cs - K - Ba - Ca - Na - Mg - Be - Al - Mn - Zn - Cr - Fe - Cd - Co - Ni - Sn - Pb - **H** - Cu - Ag - Hg - Pt - Au

Maar hoe bepalen we de E° ?

Wat gemeten kan worden zijn potentiaalverschillen tussen elektroden. Wanneer we nu één van beide elektroden als standaard beschouwen, waarvan we aannemen dat zijn halfcelpotential nul is, dan kunnen we alle andere halfcelpotentialen bepalen relatief t.o.v. deze standaard.

Als referentie-elektrode wordt de zogenaamde standaard waterstofelektrode gebruikt, Deze bestaat uit een platinaplaatje in contact met H₂-gas (bij 101,3 kPa) en H⁺ ionen (1 mol/l). De temperatuur is 25 °C.

Aan deze elektrode wordt **per definitie** een elektrodepotentiaal $E^\circ = 0 \text{ V}$ toegekend.

Opmerking :

In de spanningsreeks worden de metalen die links staan van waterstof (dus van Li tot Pb) en die dus relatief gemakkelijk oxideren, onedele metalen genoemd.

Cu, Ag en Hg zijn halfedele metalen en Pt en Au zijn edele metalen.

6.2. De sterkte van oxidatoren

Ook bij het opnemen van elektronen is een duidelijk verschil in sterkte tussen de oxidatoren. Ook daarin is een verdringsreeks aan te wijzen. Net als voor de metalen is deze reeks eenvoudig uit de tabel met E° -waarden af te leiden.

Bvb : je voegt aan een oplossing van kaliumjodide een oplossing van chloor (bleekwater) toe.

Het jodide staat zijn extra elektron af aan chloor. Er ontstaat dus chloride en jood.

De reactie is gemakkelijk te zien door het duidelijk waarneembare kleurverschil.

Omgekeerd, toevoegen van een jood-oplossing aan kaliumchloride geeft geen spoor van een reactie. De oxidator chloor is dus in staat een elektron aan jodide te onttrekken, terwijl dat omgekeerd (jood met chloride) niet kan.

In de volgende tabellen staan een groot aantal oxidatoren en reductoren.

De oxidatoren zijn hier in gerangschikt naar afnemende sterkte.

Aangezien naast elke oxidator zijn geconjugeerde reductor staat, geldt voor de sterkte van de reductor het omgekeerde: de sterkste reductor staat onderaan.

De krachtigste oxidator is F_2 . Zijn geconjugeerde reductor, F^- , is dus de zwakste reductor.

De zwakste oxidator is Li^+ . Zijn geconjugeerde reductor, Li , is dus de sterkste reductor.

De sterkte van de reductoren en oxidatoren is belangrijk voor het reactie verloop, want een redox reactie zal verlopen als de reductor en de oxidator die links van de pijl staan sterker zijn dan de reductor en oxidator die rechts van de pijl staan.

Hierna krijg je

1. Lijst van enkele standaard elektrodepotentialen van de metalen (=> spanningsreeks)

2. Lijst van enkele halfcel reacties

Hoe hoger in deze lijst, hoe sterker de oxidator

Hoe lager in deze lijst, hoe sterker de reductor

Kathode (Reductie) potentiaal van de half-cel E° (volt) t.o.v. de standaardwaterstofelektrode
Onderstaande waarden zijn standaardelektrodepotentiaal van waterige oplossingen bij 25°C.

$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}_{(s)}$	-3,04
$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Rb}_{(s)}$	-2,98
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}_{(s)}$	-2,93
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Cs}_{(s)}$	-2,92
$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ba}_{(s)}$	-2,91
$\text{Sr}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sr}_{(s)}$	-2,89
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}_{(s)}$	-2,76
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}_{(s)}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}_{(s)}$	-2,38
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}_{(s)}$	-1,66
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}_{(s)}$	-1,19
$2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-$	-0,83
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$	-0,76
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}_{(s)}$	-0,74
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	-0,41
$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cd}_{(s)}$	-0,40
$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co}_{(s)}$	-0,28
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$	-0,23
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}_{(s)}$	-0,14
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)}$	-0,13
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	-0,04
$2\text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(g)}$	0,000
$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	0,15
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+$	0,16
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,17
$\text{AgCl}_{(s)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^-$	0,22
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	0,34

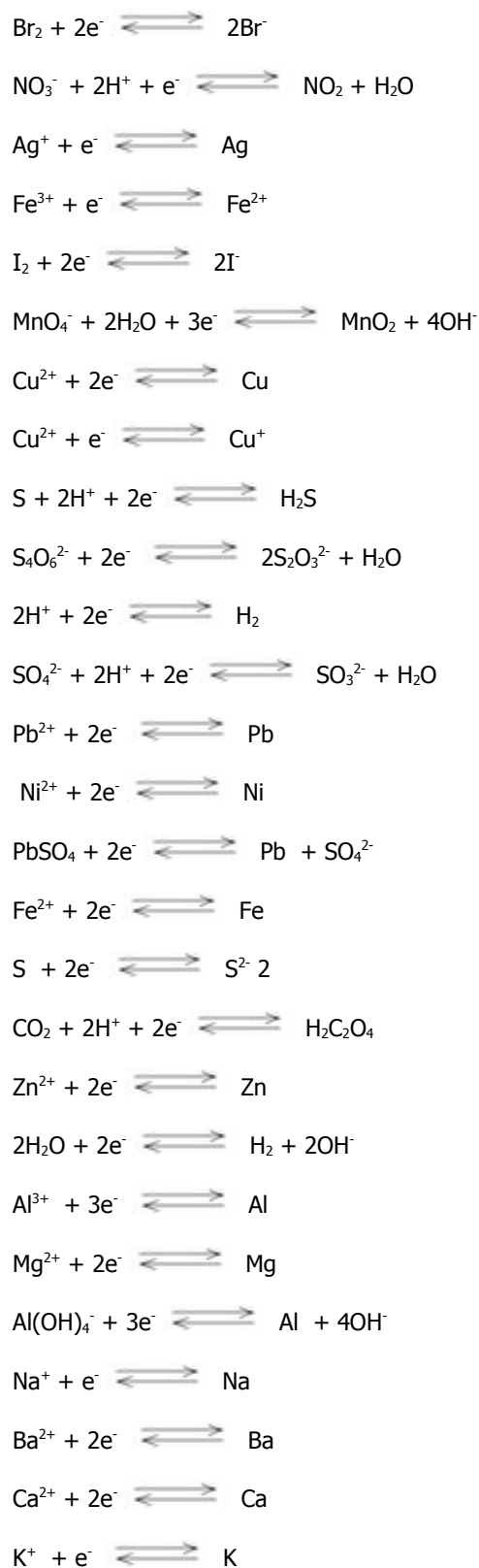
$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 e^- \rightarrow \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,35
$\text{O}^- + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 e^- \rightarrow \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
$\text{Cu}^+ + e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	0,52
$\text{I}_2(s) + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-(aq)$	0,54
$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 e^- \rightarrow \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$	0,59
$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{Hg}_2^{2+} + 2 e^- \rightarrow 2\text{Hg}_{(l)}$	0,80
$\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	0,80
$\text{Hg}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Hg}_{(l)}$	0,85
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 e^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,90
$2\text{Hg}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	0,90
$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+(aq) + 3 e^- \rightarrow \text{NO}_{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	0,96
$\text{Br}_{2(l)} + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$	1,07
$\text{O}_{2(g)} + 4 \text{H}^+ + 4 e^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,33
$\text{Cl}_{2(g)} + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-$	1,36
$\text{Ce}^{4+} + e^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$	1,44
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,49
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,78
$\text{Co}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$	1,82
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 e^- \rightarrow 2 \text{SO}_4^{2-}$	2,01
$\text{O}_{3(g)} + 2 \text{H}^+ + 2 e^- \rightarrow \text{O}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	2,07
$\text{F}_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-$	2,87

Voor een uitgebreidere versie, zie: "Handbook of Chemistry and Physics", index entry: *electrochemical series*.

Tenzij anders aangegeven is de toestandsaanduiding (aq).

In tegenstelling tot de door sommigen voorgestane notatie H_3O^+ is de kortere vorm H^+ gebruikt.

Enkele halfcelreacties : sterkste oxidatoren bovenaan, sterkste reductoren onderaan



7. DE STANDAARD REDOXPOTENTIALAAL

Omdat het met begrippen als "betere reductor" of "sterkere oxidator" moeilijk vergelijken is, heeft men de standaard redoxpotentiaal ingevoerd.

De standaard redoxpotentiaal, of E° geeft aan hoe makkelijk een oxidator elektronen opneemt. E° is een potentiaal, de eenheid ervan is dus Volt.

Hoe hoger de E° -waarde, hoe makkelijker elektronen naar die oxidator toegaan.
Hoe lager de E° -waarde, hoe makkelijker de reductor elektronen afstaat.

Met behulp van de E° -waarde is de reactie van aluminium met ijzer(II)oxide te voorspellen:



De elektronen zitten bij aluminium met een E° -waarde van -1.66 Volt.

Ze kunnen naar ijzer met $E^\circ = -0.44$ Volt verhuizen.

Dit is positiever (of minder negatief) dan waar ze zitten. De elektronen zullen dus verhuizen.

De reactie van chloor met jodide laat zich op vergelijkbare wijze voorspellen.

De elektronen zitten bij het jodide-ion op +0.62 Volt en kunnen naar +1.36 Volt bij chloor.

De elektronen zullen verhuizen naar de meer positieve chloor.

Omgekeerd zal de reactie van chloride met jood niet doorgaan: immers de elektronen zitten in het chloride-ion bij +1.36 Volt en jood kan slechts +0.62 Volt bieden.

Voor elektronen is dat geen verbetering, ze blijven dus zitten waar ze zitten.

Aan het einde van dit hoofdstuk heb je een tabel met enkele halfreacties en hun standaard elektrodepotentiaal.

8. REAKTIEVERGELIJKINGEN VAN REDOXREAKTIES

In de inleiding is al aangegeven dat elektronen niet "los" kunnen voorkomen.

Bij het opstellen van reactievergelijkingen moet dus gezorgd worden dat de elektronen die door de reductor worden afgestaan, allemaal door de oxidator worden opgenomen.

8.1. Voorbeelden van redoxreacties

Vb 1. De reactie van ijzer met chloor

Tabelreactie	E°	Gebruikte reactie	Reactie
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$	-0.44	$\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$	$\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	+1.36	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
			$\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2$

In de reactiestap van het ijzer zie je dat de reactie andersom geschreven wordt dan in de tabel.

De reactie moet elektronen opleveren dus moet je hem vanaf de rechter kant lezen.

In dit voorbeeld is het aantal elektronen in de beide halfreacties gelijk, dus zijn de twee halfreacties makkelijk met elkaar te combineren.

Vb 2. De reactie van tin met permanganaat

In het onderstaande voorbeeld zijn de aantallen elektronen niet gelijk. In de halfreactie van tin komen twee elektronen vrij, terwijl in de halfreactie van permanganaat vijf elektronen nodig zijn.

Door de reactie van tin vijf keer te laten verlopen komen $5 \cdot 2 = 10$ elektronen vrij.

Deze kunnen opgenomen worden als de permanganaatreactie twee keer verloopt.

Tabelreactie	E°	Gebruikte reactie	Faktor	Reactie
$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0.15	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-$	5	$5 \text{Sn}^{2+} \rightarrow 5 \text{Sn}^{4+} + 10 \text{e}^-$
$\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1.52	$\text{MnO}_4^- + 5 \text{e}^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	2	$2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{e}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$
				$5 \text{Sn}^{2+} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$

Algemeen kan gesteld worden dat voor het aantal elektronen gezocht wordt naar het kleinste gemeenschappelijke veelvoud van het aantal betrokken elektronen in de halfreacties.

Vb 3. De reactie van tin met waterstof

Tabelreactie	E°	Gebruikte reactie	Faktor	Reactie
$\text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0.15	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-$	2	$2 \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2 \text{Sn}^{4+} + 4 \text{e}^-$
$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	+1.23	$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$	1	$\text{O}_2 + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
				$2 \text{Sn}^{2+} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Sn}^{4+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

8.2. Hoe een redoxreactie opstellen ?

Bvb. we voegen een kaliumpermanganaatoplossing bij een oplossing van natriumsulfiet.

Stap 1 : Inventarisatie

Wat neemt er deel aan de reactie? K^+ , MnO_4^- , Na^+ , SO_3^{2-} en H_2O

oxidatoren	reductoren
$MnO_4^- + H_2O$	$SO_3^{2-} + H_2O$
Na^+	
K^+	

Stap 2 : Wat is de sterkste oxidator en wat is de sterkste reductor.

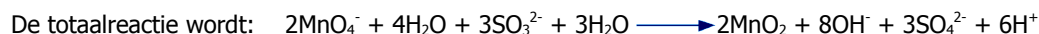
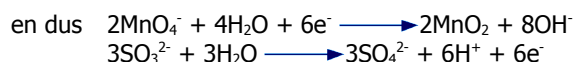
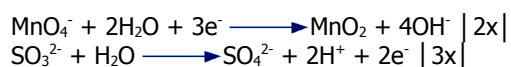
In de lijst van halfcelreacties vinden we de combinatie $MnO_4^- + H_2O$ bovenaan.

Dit is hier dus de sterkste oxidator.

Helemaal onderaan de lijst vinden we Na^+ en K^+ en dit zijn dus zeer zwakke oxidatoren.

De sterkste reductor is de combinatie $SO_3^{2-} + H_2O$.

Stap 3 : Zet de twee halfvergelijkingen onder elkaar en maak de elektronen gelijk.



Stap 4 : Controleer of de reactie kan verlopen.

De reactie kan verlopen want links van de pijl staan de sterkste oxidator en de sterkste reductor.

Stap 5 : Maak de reactie schoon.

Bij deze redox reactie valt wel het een en ander op te ruimen.

We beginnen links van de pijl.

Daar staat eenmaal $3H_2O$ en eenmaal $4H_2O$. Totaal wordt dat dus $7H_2O$.



Rechts van de pijl staat OH^- en H^+ .

Die twee deeltjes reageren onmiddellijk met elkaar en vormen H_2O

Hier ontstaan dus $6H_2O$ en er blijft $2OH^-$ over.



Nu staan er links en rechts van de pijl moleculen H_2O .

We strepen ze weg en dan blijft er links nog een over.



Opmerking : bemerk dat er bij deze redoxreactie OH^- ontstaat. Dus de pH zal stijgen.

OPMERKING : Auto-redox

Sommige deeltjes komen we in beide kolommen tegen van de redox tabellen.
 Dat is apart, want dat wil zeggen dat ze oxidator EN reductor kunnen zijn.
 Dus dat ze zowel elektronen kunnen opnemen als afstaan.
 Of ze het één doen of het ander hangt af van de omstandigheden en van de aanwezigheid van bepaalde hulpstoffen.

In het algemeen zal het natuurlijk zo zijn dat zo'n stof als oxidator zal reageren als het een sterke reductor tegenkomt en omgekeerd zal de stof als reductor reageren in contact met een sterke oxidator.

Voorbeelden

Tin en tin-ionen komen we tegen als Sn, Sn²⁺, Sn⁴⁺
 Sn²⁺ kan dus zowel elektronen opnemen als afstaan.

Hetzelfde geldt voor Mangaan: Mn²⁺, MnO₂, MnO₄⁻
 In het midden staat MnO₂ met oxidatiegetal van Mn: +4 (Mn⁴⁺) en deze kan dus zowel elektronen afgeven als opnemen.

Nog gekker wordt het als één en dezelfde stof tegelijkertijd gaat reageren als oxidator en als reductor, oftewel: de stof gaat met zichzelf reageren. Elektronen worden dan intern overgedragen.

Sn²⁺-ionen kunnen met elkaar reageren waarbij het ene ion elektronen afstaat (dit wordt Sn⁴⁺) aan het andere ion (dit wordt neutraal Sn).
 Zulke situaties noemen we "**autoredox-reacties**".

9. OPGAVEN

Geef de stoffen voor de reactie.

Geef de halfreacties en de totale reactievergelijking.

Soms vindt er geen redoxreactie plaats, motiveer waarom.

1. Nikkel + zilvernitraatoplossing
2. Zink + zoutzuur
3. Chloorwater + kaliumbromide oplossing
4. Natrium + water
5. Joodwater + natriumchlorideoplossing
6. Chloorwater + natriumchlorideoplossing
7. Joodwater + natriumthiosulfaatoplossing
8. Koper metaal + verdunde salpeterzuuroplossing
9. Waterstofperoxide toevoegen aan kaliumjodideoplossing die aangezuurd is met zwavelzuur
10. Waterstofperoxide toevoegen aan kaliumjodideoplossing
11. IJzermetaal in water + zwavelzuur en hieraan wordt zuurstof toegevoegd
12. Chroommetaal + zwavelzuuroplossing
13. Natriumsulfietoplossing + joodwater
14. Kaliumpermangaatoplossing toevoegen aan ijzer(II)sulfaatoplossing waaraan zwavelzuur toegevoegd is
15. Vast calcium + water
18. Zilver metaal + chroom(III)oplossing
19. Chroom metallisch + koper(II)sulfaatoplossing
20. Kaliumpermangaatoplossing toevoegen aan een natriumsulfietoplossing
21. Natriumsulfietoplossing toevoegen aan een mengsel van natronloog en broomwater