**Redox vwo**

Een redoxreactie is een reactie waarbij een **reductor**(=een deeltje dat elektronen afstaat) elektronen overdraagt aan een **oxidator** (=deeltje dat elektronen opneemt).

Bij het opstellen van een vergelijking van een redoxreactie maak je vaak gebruik van twee halfreacties, de halreactie van de oxidator en de halfreactie van de reductor. In tabel 48 staan veel bekende oxidatoren en reductoren. De sterkste oxidator staat bovenaan en de sterkste reductor staat onderaan in de tabel. Bij een sterke oxidator (bijvoorbeeld F2) hoort een zwakke reductor (bijvoorbeeld F-). Een redoxreactie kan alleen plaats vinden als links van de pijl een sterkere oxidator en reductor staan dan rechts van de pijl, de oxidator moet in tabel 48 dus links boven de reductor staan.

Metalen zijn reductoren, hoe onedeler een metaal is, hoe sterker dit metaal reageert als reductor.

Voorbeeld: geef de vergelijking van de reactie tussen chloorgas en ijzer.

Chloor is zo’n sterke oxidator dat ijzer eerst Fe2+ wordt en vervolgens Fe3+.

halfreactie oxidator: Cl2 + 2 e- 2 Cl-

halfreactie reductor: Fe Fe3+ + 3e-

Je moet ervoor zorgen dat in de totaalreactie (de som van beide halfreacties) geen elektronen voorkomen. De reductor staat evenveel elektronen af als de oxidator opneemt.

halfreactie oxidator: Cl2 + 2 e- 2 Cl- │ x 3

halfreactie reductor: Fe Fe3+ + 3e- │ x 2

halfreactie oxidator: 3 Cl2 + 6 e- 6 Cl-

halfreactie reductor: 2 Fe 2 Fe3+ + 6e-

totaalreactie: 3 Cl2 + 2 Fe2 Fe3+ + 6 Cl-

of: 3 Cl2 + 2 Fe2 FeCl3

Je kunt deze reactie herkennen als redoxreactie omdat de lading van het ijzer en van het chloor zijn veranderd.

Sommige deeltjes, bijvoorbeeld Fe2+, kunnen als reductor en als oxidator reageren.

Verbrandingen zijn redoxreacties, zuurstof is de oxidator en de brandstof de reductor.

Als geconcentreerd salpeterzuur als oxidator reageert ontstaat NO2 (zie tabel 48 voor de halfreactie). Als verdund salpeterzuur als oxidator reageert ontstaat NO.

Primaire alcoholen kunnen reageren als reductor, hierbij ontstaat eerst een aldehyde en als je genoeg sterke oxidator toevoegt uiteindelijk een carbonzuur.

Secundaire alcoholen kunnen ook reductor zijn, daarbij ontstaat een keton.

Tertiaire alcoholen kunnen niet reageren als reductor.

Kleuren van stoffen vind je in tabel 65B.

Soms moet je zelf een halfreactievergelijking opstellen.

Bijvoorbeeld: als je de juiste oxidator in basisch milieu toevoegt aan ethanol ontstaan ethanoaationen. Geef de halfreactie van de reductor.

C2H6O + 5 OH- 🡪 CH3COO- + 4 H2O + 4 e-

Redoxreacties lenen zich uitstekend voor sommetjes over titraties.

Voorbeeld: Durk gaat whisky maken. Door een foutje ontstaat er propaan-2-ol in plaats van ethanol. Durk gaat de concentratie propaan-2-ol in zelf gebrouwen whisky bepalen met behulp van een titratie met aangezuurd kaliumpermanganaat.

Hij pipetteert 10,00 mL van zijn whisky, doet dit in een maatkolf van 250,0 mL en vult met water aan tot 250,0 mL. Van deze verdunde whisky pipetteert hij 10,00 mL in een erlenmeyer. Hij voegt 5 mL geconcentreerd zwavelzuur. In de buret doet hij 0,1014 M kaliumpermanganaat. Hiervan blijkt 5,31 mL nodig te zijn.

Je kunt vragen verwachten over de titratie, de reactie en de klapper is natuurlijk: bereken het aantal gram propaan-2-ol per 1,00 liter van Durks whisky.

De kleuromslag is van kleurloos naar paars (de kleur van MnO4-). Zodra er geen propaan-2-ol meer in de erlenmeyer is om het MnO4- om te zetten kleurt MnO4- de oplossing paars.

De zwavelzuur is een overmaat en de 5 mL hoef je dus niet zo nauwkeurig af te passen.

ox: MnO4- + 8 H+ + 5e- Mn2+ + 4 H2O │x2

red CH3CHOHCH3 CH3COCH3 + 2 H+ + 2 e-  │x5

ox: 2 MnO4- + 16 H+ + 10e- 2 Mn2+ + 8 H2O

red 5 CH3CHOHCH3 5 CH3COCH3 + 10 H+ + 10 e-

2 MnO4- + 16 H+ + 5 CH3CHOHCH3 2 Mn2+ + 8 H2O + 5 CH3COCH3 + 10 H+

links en rechts H+ tegen elkaar wegstrepen levert op:

2 MnO4- + 6 H+ + 5 CH3CHOHCH3 2 Mn2+ + 8 H2O + 5 CH3COCH3

toelichting: propaan-2-ol is een secundair alcohol en reageert tot propanon.

Durk heeft 5,31 mL 0,1014 mmol/mL kaliumpermanganaat toegevoegd. Dit komt overeen met 5,31x0,1014=0,538 mmol MnO4-. Dit heeft gereageerd met (5/2)x0,538=1,346 mmol propaan-2-ol. Dit zat in 10,00 mL verdunde whisky.

De whisky is 25 x verdund. In 10,00 mL onverdunde whisky zit dus 25x1,346 mmol=33,65 mmol propaan-2-ol.

In 1,00 liter whisky zit dus 100x33,65 mmol=3365 mmol=3,37 mol propaan-2-ol.

De molaire massa van propaan-2-ol is 60,09 g/mol. In 1,00 liter “whisky” zit dus 3,37 x 60,09=202 gram propaan-2-ol.

Elektrochemische cel

Bij een elektrochemische cel vindt een redoxreactie op afstand plaats. De reductor en de oxidator kunnen niet rechtstreeks met elkaar reageren. De elektronen verplaatsen zich via een draad, een zoutbrug of membraan is nodig voor een gesloten stroomkring. De compartimenten van een elektrochemische cel moet en ook de stroom geleiden. Hiervoor is vaak een elektrolyt nodig, een opgelost zout of zuur.

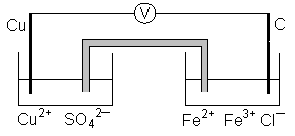
De elektrode waarbij de oxidator reageert is de positieve elektrode (want de oxidator neemt elektronen op van deze elektrode). De reductor reageert bij de negatieve elektrode. Door de stroomdraad gaan elektronen van de negatieve pool (de reductor) naar de positieve pool (de oxidator). Dit levert energie op. Een batterij is een voorbeeld van een elektrochemische cel. Je hebt alleen een elektrochemische cel als de redoxreactie volgens tabel 48 kan, dus als de oxidator linksboven de reductor staat.

Sommige elektroden zoals koolstof en platina zijn een onaantastbare elektroden, deze doet niet mee aan de reactie. Aantastbare elektroden zoals Cu kunnen wel mee doen aan de reactie.

Als de concentraties van de betrokken stoffen 1,0 M zijn, gelden de standaardelektrodenpotentialen die in tabel 48 staan. Het aantal volt dat de elektrochemische cel levert is dan het verschil tussen de elektrodepotentialen die horen bij de halfreacties. Dit aantal volt, de bronspanning, is afhankelijk van de temperatuur.

Voorbeeld

Sjakie maakt een elektrochemische cel, opgebouwd uit de volgende halfcellen:   
- een koperdraad in een oplossing met 1,0 M koper(II)sulfaat;   
- een koolstofstaaf in een oplossing met 1,0 M ijzer(II)chloride en 1,0 M ijzer(III)chloride.



De volgende reactie vindt plaats:

ox Fe3+ + e¯  Fe2+

red Cu  Cu2+ + 2 e¯

totaal Cu(s) + 2 Fe3+(aq)  2 Fe2+(aq) + Cu2+(aq)

De Fe3+/Fe2+ halfcel neemt elektronen op, is oxidator en dus is de koolstofstaaf de positieve elektrode. De Cu2+/Cu halfcel staat elektronen af en dus is de koperdraad de negatieve elektrode.

Kopersulfaat en ijzer(II) en ijzer(III)chloride fungeren ook als elektrolyt.

Als de concentraties van de betrokken stoffen 1,0 mol per liter zijn, zijn de potentialen van de halfcellen zijn de standaard elektrodepotentialen. De voltmeter geeft dan aan: *V* = |*V*pos – *V*neg| = 0,77 V – (0,34 V) = **0,43 V**

Als je de concentratie Fe3+ vergroot, wordt de elektrodepotentiaal van de

Fe3+/Fe2+ halfcel groter en ook de bronspanning groter. Als je de concentratie Fe2+ vergroot, wordt de bronspanning juist lager.

Als je de concentratie Cu2+ vergroot, wordt de elektrodepotentiaal van de Cu2+/Cu halfcel groter, het verschil tussen de elektrodepotentialen en dus de bronspanning kleiner.

Als in de zoutbrug kaliumnitraat zit. Gaan de K+ ionen naar de Fe3+/Fe2+ halfcel en de NO3- ionen naar de Cu2+/Cu halfcel. Hierdoor blijft de totale lading in beide bekerglazen altijd nul.

Een bekende elektrochemische cel is de loodaccu. Deze accu is oplaadbaar. Dan gebruik je een andere spanningsbron die meer spanning levert dan de bronspanning. De reacties lopen dan de andere kant op. Bedenk goed hoe je de spanningsbron op de elektroden aansluit.

**Elektrolyse**

Bij een gedwongen redoxreactie (**elektrolyse**) staat de reductor in tabel 48 boven de oxidator.

Let op de elektroden kunnen ook meedoen aan de reactie, behalve koolstof en platina, dat worden onaantastbare elektroden genoemd.

Voorbeeld de elektrolyse van een oplossing van kopernitraat met koolstofelektroden.

* pool, sterkste oxidator, dat is hier H2O: 2 H2O + 2 e- 🡪 H2 + 2 OH-

+ pool, sterkste reductor, dat is hier Cu: Cu🡪 Cu2+ + 2 e-

Vervolgens zullen Cu2+ en OH- een neerslag vormen: Cu2+ + 2 OH- 🡪 Cu(OH)2

**Rekenen met redox en stroom**

In de natuurkunde wordt de Ampère gebruikt als eenheid voor de stroomsterkte. Stroomsterkte kun je zien als een hoeveelheid lading die per seconde door een stroomcircuit loopt. De eenheid van lading in de natuurkunde is de Coulomb.

1 Ampere is 1 Coulomb per seconde.

In de scheikunde willen we rekenen met de mol, daarmee kun je een hoeveelheid stof uitrekenen.

Om van een aantal Coulomb naar een aantal mol elektronen te rekenen en andersom kunnen we de constante van Faraday gebruiken. Deze staat in tabel 7 van binas en bedraagt 9,64853x104 C/mol. Dit betekent dat 1 mol elektronen een lading heeft van 9,64853 x 104 Coulomb. De verhouding tussen het aantal mol elektronen dat reageert en het aantal mol dat van een stof reageert kun je zien aan de vergelijking van de halfreactie.

Voorbeeld 1: Sjakie elektrolyseert een oplossing van loodnitraat met koolstofelektroden. Na 5,0 minuten is de negatieve elektrode 0,12 gram zwaarder geworden. Bereken de gemiddelde stroomsterkte gedurende deze 5,0 minuten.

- pool Pb2+ + 2 e- 🡪 Pb (dit is de sterkste oxidator)

+ pool 2 H2O 🡪 O2 + 4 H+ + 4 e- (dit is de sterkste reductor)

Er ontstaat 0,12 gram lood. Dat komt overeen met 0,12/207,2= 5,79 x 10-4 mol lood.

Dat betekent dat de oxidator 2 x 5,79x10-4 = 1,16 x 10-3 mol elektronen heeft opgenomen.

Dat betekent dat er 9,64853x104 C/mol x 1,16 x 10-3 mol = 112 Coulomb heeft rond gestroomd.

De elektrolyse duurde 5,0x60=300 seconden.

Dus was de gemiddelde stroomsterkte 112 C/300 s = 0,37 C/s = 0, 37 A.

Voorbeeld 2.

Bereken hoeveel mL zuurstofgas (T=298 K en p=po) ontstaat bij de elektrolyse van een oplossing van natriumsulfaat in water, als de elektrolyse 20 minuten duurt met een gemiddelde stroomsterkte van 100 mA.

* pool 2 H2O + 2 e- 🡪 H2 + 2 OH-

+ pool 2 H2O + 2 e- 🡪 O2 + 4H+ + 4 e-

20 minuten is 20x60=1200 S.

Er is dus 0,100 A x 1200 s = 120 C.

Dat komt overeen met 120/ (9,64853x104)= 0,00126 mol elektronen.

Per 4 mol elektronen wordt 1 mol O2 gevormd (zie halfreactie).

Er ontstaat dus 0,00126/4= 3,14 x 10-4 mol zuurstof.

Dat komt overeen met 3,14 x 10-4 x 24,5 = 0,0077 L = 7,7 mL zuurstof.