

Samenvatting stoffen en bindingen vwo scheikunde

Redox

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 halfreactie 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 F_2) hoort een zwakke reductor (bijvoorbeeld F^-). Een redoxreactie kan alleen plaatsvinden 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 Fe^{2+} wordt en vervolgens Fe^{3+} .

halfreactie oxidator: $Cl_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^-$

halfreactie reductor: $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3 e^-$

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: $Cl_2 + 2 e^- \rightarrow 2 Cl^-$ | x 3

halfreactie reductor: $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3 e^-$ | x 2

halfreactie oxidator: $3 Cl_2 + 6 e^- \rightarrow 6 Cl^-$

halfreactie reductor: $2 Fe \rightarrow 2 Fe^{3+} + 6 e^-$

totaalreactie: $3 Cl_2 + 2 Fe \rightarrow 2 Fe^{3+} + 6 Cl^-$

of: $3 Cl_2 + 2 Fe \rightarrow 2 FeCl_3$

[Een redoxreactie kun je herkennen](#) aan deeltjes die voor de pijl een andere lading hebben dan na de pijl. Let er op dat metalen (zoals ijzer) geen lading hebben. In een zout (metaal+niet-metaal) hebben metaalionen een positieve lading. Moleculaire stoffen (bv chloor, Cl_2 , en broom, Br_2) hebben geen lading, ionen van niet-metalen hebben bijna altijd een negatieve lading (bv chloride, Cl^- en bromide Br^-).

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



Alcoholen als reductor

Een primair alcohol (de C waar –O-H aan zit heeft maximaal 1 C-atoom als buur) kan reageren als reductor en dus met een oxidator worden omgezet in een aldehyde.



Een secundair alcohol (de C waar –O-H aan zit heeft 2 C-atomen als buuren) kan reageren als reductor en dus met een oxidator worden omgezet in een keton.

Een tertiair alcohol (de C waar –O-H aan zit heeft 3 C-atomen als buuren) kan niet reageren als reductor. (Dan zou er een C-atoom met vijf bindingen gevormd worden en dat kan niet.)

Een aldehyde kan nog een keer als reductor reageren en wordt dan omgezet in een carbonzuur.

Halfreacties opstellen: een stappenplan (youtube.com)

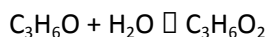
Dit zijn halfreacties die niet in binas staan, op toetsen en examens krijg je er meestal meer dan 1 punt voor.

Voorbeeld propanal wordt in oplossing omgezet in propaanzuur.

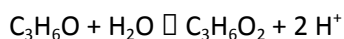
Stap 1 Noteer de formules van propanal en propaanzuur aan de juiste kant van de pijl:



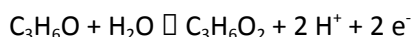
Stap 2 maak met H_2O (of als het er is OH^-) de zuurstofbalans in orde.



Stap 3 maak met H^+ (of in basisch milieu met OH^- of H_2O) de waterstofbalans in orde.



Stap 4 zorg dat de totale lading aan beide kanten van de pijl gelijk is met e^- .



Net als bij elke reactievergelijking moet de totale lading links van de pijl gelijk zijn aan de totale lading rechts van de pijl.

In het examenprogramma staat dat je uit je hoofd moet weten dat geconcentreerd salpeterzuur als oxidator reageert waarbij NO_2 ontstaat (zie tabel 48 voor de halfreactie). Als verdund salpeterzuur als oxidator reageert ontstaat NO .

Redoxreacties lenen zich uitstekend voor [sometjes over titraties](#).



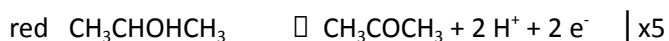
Voorbeeld:

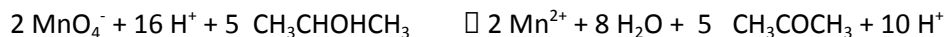
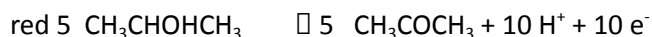
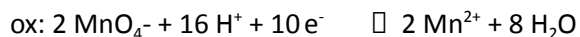
Durk gaat whisky maken. Door een foutje ontstaat er propaan-2-ol in plaats van ethanol. Durk gaat de concentratie propaan-2-ol in zelf gebrouwen whisky bepalen met behulp van een titratie met aangezuurd kaliumpermanganaat.

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. Bereken het aantal gram propaan-2-ol per 1,00 liter van Durks whisky.

De kleuromslag is van kleurloos naar paars (de kleur van MnO_4^-). Zodra er geen propaan-2-ol meer in de erlenmeyer is om het MnO_4^- om te zetten, kleurt MnO_4^- de oplossing paars.

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





links en rechts H^+ tegen elkaar wegstrepen levert op:



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

Durk heeft 5,31 mL 0,1014 mmol/mL kaliumpermanganaat toegevoegd. Dit komt overeen met $5,31 \times 0,1014 = 0,538$ mmol MnO_4^- . Dit heeft gereageerd met $(5/2) \times 0,538 = 1,346$ 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 $25 \times 1,346$ mmol = 33,65 mmol propaan-2-ol.

In 1,00 liter whisky zit dus $100 \times 33,65$ 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 $3,37 \times 60,09 = 202$ 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. Door het membraan of de zoutbrug bewegen ionen. De compartimenten van een elektrochemische cel moeten 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 in tabel 48 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.

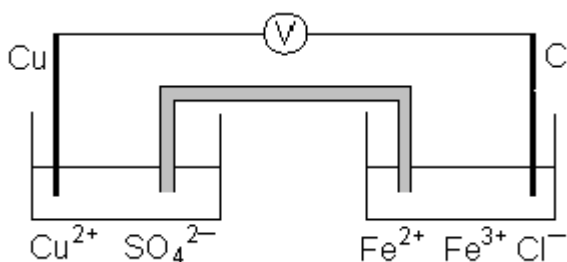
Als de concentraties van de betrokken stoffen 1,0 M zijn, gelden de standaardelektrodenpotentialen die in tabel 48 staan. Het aantal volt dat de elektrochemische cel levert, is dan het verschil tussen de elektrodepotentialen die horen bij de halfreacties. Dit aantal volt, de bronspanning, is afhankelijk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



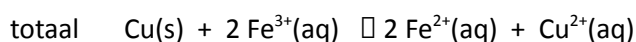
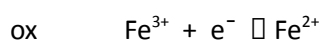
Voorbeeld

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:



De $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ halfcel neemt elektronen op, is oxidator en dus is de koolstofstaaf de positieve elektrode. De Cu^{2+}/Cu halfcel staat elektronen af en dus is de koperdraad de negatieve elektrode. Koper(II)sulfaat en ijzer(II) en ijzer(III)chloride fungeren ook als elektrolyt.

Als de concentraties van de betrokken stoffen 1,0 mol per liter zijn (en $T=298\text{ K}$), zijn de potentialen van de halfcellen zijn de standaard elektrodepotentialen. De voltmeter geeft dan aan: $V = |V_{\text{pos}} - V_{\text{neg}}| = 0,77\text{ V} - (0,34\text{ V}) = \mathbf{0,43\text{ V}}$

Deze 0,43 V noemen we de bronspanning van deze elektrochemische cel.

Als in de zoutbrug kaliumnitraat zit. Gaan de K^+ ionen naar de $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ halfcel en de NO_3^- ionen naar de Cu^{2+}/Cu halfcel. Hierdoor blijft de totale lading in beide bekeerglazen altijd nul.

Edele metalen hebben een grote standaardelektrodepotentiaal. Edele metalen zijn dus slechte reductoren en worden daardoor niet zo snel aangetast. Het aantasten van metalen heet corrosie, bij ijzer noemen we dat ook wel roesten. Op aluminium komt door corrosie een dun laagje aluminiumoxide. Dit vormt een beschermende laag omdat zuurstof niet door aluminiumoxide heen kan.

Een bekende elektrochemische cel is de loodaccu. Een 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.

Een [brandstofcel](#) is een elektrochemische cel waarbij in de ene halfcel zuurstof als oxidator reageert en in de andere halfcel een brandstof als reductor reageert.

Waterstof en methanol worden hierbij vaak als brandstof gebruikt.



Rekenen met de constante van Faraday



In de natuurkunde gebruiken ze C (Coulomb) als eenheid van lading.

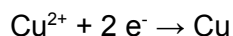
Daarmee kun je de stroomsterkte berekenen: $1\text{ A} = 1\text{ C/s}$.

De constante van Faraday vind je in binas tabel 7 /ScienceData 8.1:
 $9,6485 \times 10^4\text{ C}$.

$$F = Q/n$$

Voorbeeld

Bereken hoeveel gram koper ontstaat als je een batterij, waarbij Cu^{2+} als oxidator reageert tot Cu, 30 minuten stroom laat leveren met 25 mA.



$$0,025 \text{ C/s} \times 30 \times 60 \text{ s} = 45 \text{ C.}$$

$$n = Q/F$$

$$45 \text{ C} / 9,6485 \times 10^4 = 4,66 \times 10^{-4} \text{ mol elektronen.}$$

$$2 \text{ mol e}^- : 1 \text{ mol Cu dus } 4,66 \times 10^{-4} / 2 = 2,33 \times 10^{-4} \text{ mol Cu.}$$

$$2,33 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 63,55 \text{ g/mol} = 0,015 \text{ gram koper ontstaat.}$$

Elektrolyse

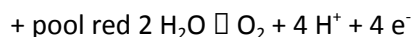
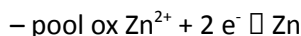
Elektrolyse is een gedwongen redoxreactie. Bij de positieve reageert de sterkste reductor (die staat e^- af aan de positieve elektrode). Bij de negatieve elektrode reageert de sterkste oxidator (die neemt het overschot aan e^- van de negatieve elektrode op). Omdat dit een gedwongen reactie is, hoeft de oxidator in tabel 48 niet boven de reductor te staan.

Platina en koolstof zijn niet-aantastbare elektroden en reageren dus nooit mee.

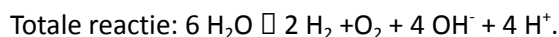
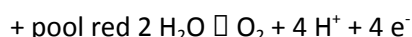
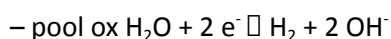
Elektrolyse is een manier om accu's weer op te laden. De reactie die dan plaatsvindt is de omgekeerde reactie van de reactie die plaatsvindt bij stroomlevering.



Geef de halfreacties aan de positieve en aan de negatieve elektrode Bij de elektrolyse van een zinknitraatoplossing met koolstofelektroden treden de volgende halfreacties op:



Als je een oplossing van kaliumsulfaat elektrolyseert met koolstofelektroden, krijg je de elektrolyse van water:



4OH^- reageert met 4H^+ tot $4 \text{H}_2\text{O}$, die je weer wegstreept tegen $4 \text{H}_2\text{O}$ voor de pijl. De reactie komt dus neer op: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$.

Stel je elektrolyseert 10,0 gram opgelost koper(II)bromide, waarbij de gemiddelde stroomsterkte 300 mA is. ($1 \text{ A} = 1 \text{ C/s}$). Bereken met behulp van tabel 7 na hoeveel minuten al het koper(II)bromide is omgezet.

In tabel 7 staat de constante van Faraday: 1 mol e^- heeft een lading van $9,648 \times 10^4 \text{ C}$

$$10,0 / 223,4 = 0,0448 \text{ mol CuBr}_2$$

$$2 \times 0,0448 = 0,0895 \text{ mol e}^- \text{ (want } \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}, \text{ dus } 1 \text{ mol CuBr}_2 : 2 \text{ mol e}^-)$$

$$9,648 \times 10^4 \text{ C/mol} \times 0,0895 \text{ mol} = 8,64 \times 10^3 \text{ C.}$$

$$8,64 \times 10^3 / 0,300 = 2,88 \times 10^4 \text{ s} = 480 \text{ minuten.}$$

