

Herhalingsprogramma vwo scheikunde onderdeel 28 elektrolyse

Leerdoelen

- Je kunt aan een proefomschrijving/opstelling herkennen of elektrolyse plaatsvindt.
- Je kunt bij een elektrolyse de halfreacties geven die aan de positieve en aan de negatieve elektrode plaatsvinden.
- Je kunt noemen dat platina en koolstof onaantastbaar elektrodemateriaal zijn.
- Je kunt met de constante van Faraday de hoeveelheid stof die reageert en de stroomsterkte/tijd van een elektrochemische reactie in elkaar omrekenen

Elektrolyse is een gedwongen redoxreactie. Er is een spanningsbron nodig.

Bij de positieve elektrode reageert de sterkste reductor.

Bij de negatieve elektrode reageert de sterkste oxidator.

De elektroden kunnen ook mee reageren, maar niet als ze van koolstof of platina zijn gemaakt.

Bij het opladen van batterijen/accu's vindt elektrolyse plaats.

[Uitlegfilmpje](#)



[Voorbeeldexamenopgave](#)



nog een [voorbeeldexamenopgave met rekenen](#)



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 $9,64853 \times 10^4$ C/mol. Dit betekent dat 1 mol elektronen een lading heeft van $9,64853 \times 10^4$ 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: Sjakie elektrolyseert een oplossing van lood(II)fluoride 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 $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$ (dit is de sterkste oxidator)

+ pool $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ (dit is de sterkste reductor)

Er is 0,12 gram lood gevormd. Dat komt overeen met $0,12/207,2 = 5,79 \times 10^{-4}$ mol lood.

Dat betekent dat de oxidator $2 \times 5,79 \times 10^{-4} = 1,16 \times 10^{-3}$ mol elektronen heeft opgenomen.

Dat betekent dat er $9,64853 \times 10^4 \text{ C/mol} \times 1,16 \times 10^{-3} \text{ mol} = 112 \text{ Coulomb}$ heeft rond gestroomd.

De elektrolyse duurde $5,0 \times 60 = 300$ seconden.

Dus was de gemiddelde stroomsterkte $112 \text{ C}/300 \text{ s} = 0,37 \text{ C/s} = 0,37 \text{ A}$.

Opgave 1

Sjakeline elektrolyseert een oplossing van natriumsulfaat in water met elektroden van koolstof.

- Geef de halfreactie die plaats vindt aan de negatieve elektrode.
- Geef de halfreactie die plaats vindt aan de positieve elektrode.
- Bereken hoeveel mL zuurstofgas ($T=298 \text{ K}$ en $p=p_0$) als de elektrolyse 20 minuten duurt met een gemiddelde stroomsterkte van 100 mA.
- Geef de totale vergelijking van de reactie die optreedt.

Opgave 2

Sjakie elektrolyseert een zinksulfaatoplossing met platina elektroden

- Welke halfreactie vindt plaats bij welke elektrode?
- Wat zou er anders zijn als je nikkelelektroden in plaats van platina-elektroden zou gebruiken?
- Welke oplossing krijgt hij als de zinkionen zijn verdwenen?
- Hoe lang moet je met een gemiddelde stroomsterkte van 400 mA elektrolyseren om $1,0 \text{ m}^3$ zuurstofgas te krijgen ($T=298 \text{ K}$ en $p=p_0$)?
- Leg uit of er nog een reactie plaatsvindt als alle zinkionen zijn verdwenen.

[Meer oefenopgaven met antwoorden staan hier.](#)



[redoxquiz](#)

Antwoorden

Opgave 1

- a. Bij de negatieve elektrode reageert de sterkste oxidator en bij de positieve elektrode de sterkste reductor.
- pool $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$
- b.
- + pool $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4 \text{e}^-$
- c. 20 minuten is $20 \times 60 = 1200 \text{ S}$.

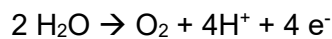
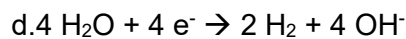
Er is dus $0,100 \text{ A} \times 1200 \text{ s} = 120 \text{ C}$.

Dat komt overeen met $120 / (9,64853 \times 10^4) = 0,00126 \text{ mol elektronen}$.

Per 4 mol elektronen wordt 1 mol O_2 gevormd (zie halfreactie).

Er wordt dus $0,00126 / 4 = 3,14 \times 10^{-4} \text{ mol zuurstof}$.

Dat komt overeen met $3,14 \times 10^{-4} \times 24,5 = 0,0077 \text{ L} = 7,7 \text{ mL zuurstof}$.



$4 \text{H}^+ + 4 \text{OH}^- \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}$ en dat streep je weg tegen $4 \text{H}_2\text{O}$ voor de pijl.

De totale vergelijking is die van de elektrolyse van water: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$

Opgave 2

- a. +pool sterkste red $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$
- pool sterkste ox $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
- b. Dan zou nikkel de sterkste reductor zijn en krijg je deze halfreactie aan de positieve elektrode: $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^-$.
- c. Hij krijgt dan een oplossing van salpeterzuur.
- d. $1,0 \times 10^3 \text{ dm}^3 / 24,5 \text{ dm}^3/\text{mol} = 40,8 \text{ mol zuurstof}$
- $4 \times 40,8 = 163 \text{ mol elektronen}$
- $163 \times 9,6548 \times 10^4 = 1,6 \times 10^7 \text{ C}$.
- $1,6 \times 10^7 / 0,400 = 3,9 \times 10^7 \text{ s} = 1,1 \times 10^4 \text{ uur}$.
- e. Je hebt een oplossing die de stroom kan geleiden en krijgt nog steeds elektrolyse, maar dan met salpeterzuur als oxidator.