



SE training 6 VWO

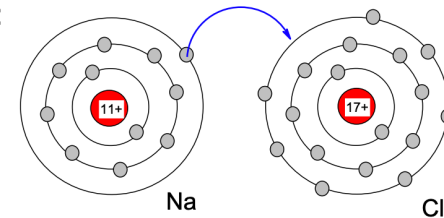
Jan van Egmond Lyceum

Februari 2023

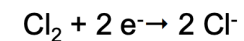
Redoxreactie: reactie met elektronenoverdracht

Een bekende reactie is: $2 \text{Na(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{NaCl(s)}$ (oude notatie: Na^+Cl^-)

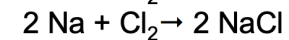
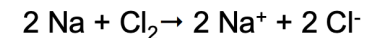
Hierbij is sprake van **elektronenoverdracht**. Dit kan als volgt worden voorgesteld:



De reactie kan worden opgesplitst in zogenaamde **halfreacties**:



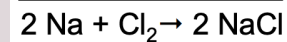
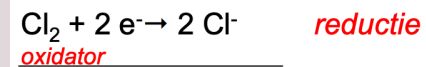
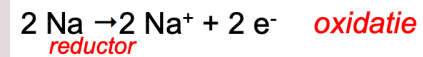
Na optellen volgt er:



Reacties waarbij **elektronenoverdracht** plaatsvindt heten **redoxreacties**

Halfreacties

Het zelfde voorbeeld nog een keer, maar nu met namen van deeltjes en halfreacties



Samenvatting:

reductor (red) = deeltje dat elektronen kan afstaan

oxidator (ox) = deeltje dat elektronen kan opnemen

reductie = elektronenopname

oxidatie = elektronenafgifte

oxidator wordt gereduceerd

reductor wordt geoxideerd

Bij **redoxreacties** verandert de **lading** van de atomen, aantal **afgestane e^-** = aantal **opgenomen e^-** en **lading voor de pijl** = **lading na de pijl**.

Opstellen van halfreacties

Nog een voorbeeld.

Stel m.b.v. halfreacties de vergelijking op van de reactie tussen aluminium en zoutzuur.

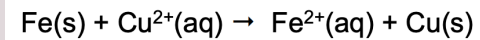
Strategie:

- Schrijf de halfreactie van de red op: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$ *oxidatie*
red
- Schrijf de halfreactie van de ox op: (zoutzuur is een oplossing van $\text{HCl}(\text{g})$, dus $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$):
 $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ *reductie*
ox
- Afgestane e^- = opgenomen e^- :
 $2 [\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-] \Rightarrow 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{e}^-$
 $3 [2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2] \Rightarrow 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{H}_2$
- Tel beide halfreacties op: $2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$

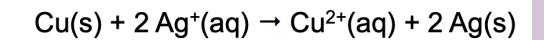
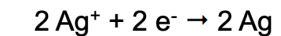
Redoxreacties met metalen

Metaal reageert met metaalion van een ander element:

Proef 12



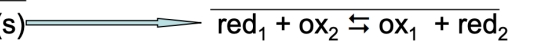
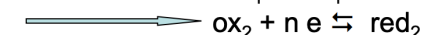
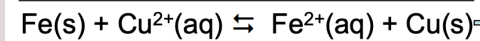
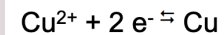
Proef 15



Uit deze proeven blijkt dat *halfreacties omkeerbaar* zijn.

Bovendien zijn het evenwichtsreacties (wordt niet aangetoond)

Algemene schema redoxreacties:



Als je bij proef 12 aan Fe^{2+} ionen Cu toevoegt, verloopt de reactie niet.

Conclusie: Fe is sterkere *red* dan Cu en Cu^{2+} is sterkere *ox* dan Fe^{2+} .

Voorspellen en opstellen van redoxreacties

Voor het voorspellen van redoxreacties maken we gebruik van tabel 48.

De oxidatoren zijn van boven naar beneden gerangschikt in afnemende sterkte. (Vergelijk de figuren op sheet 6 en 8.)

De rangschikking van de sterkte van de reductoren is dus omgekeerd en neemt van onder naar boven toe. (Een sterke ox_1 gaat samen met een zwakke red_1 .)

Ga van de volgende reactie na of ze verlopen (alle concentraties van de oplosbare stoffen zijn 1 M).

Geef de halfreacties en de totale reactievergelijkingen.

Voorspellen en opstellen van redoxreacties

a. Mg(s) en een zwavelzuuroplossing

Strategie:

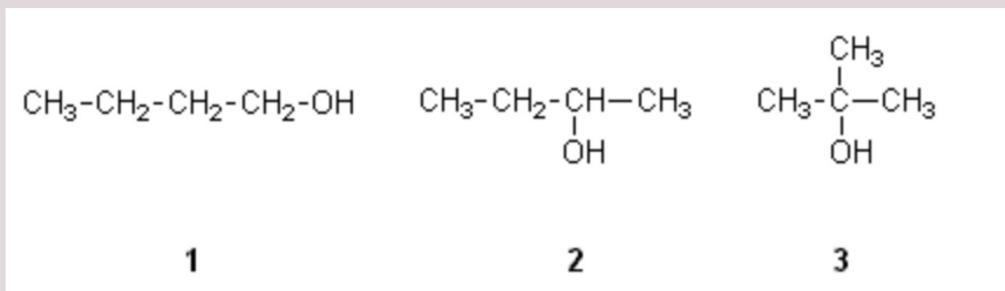
- | | |
|--|---|
| 1. Inventariseer de deeltjes: | H_2O , Mg(s) , $\text{H}^+(\text{aq})$ en $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ |
| 2. Zoek de (sterkste) <i>ox</i> : | $\text{H}^+(\text{aq})$
(SO_4^{2-} is alleen <i>ox</i> in warm gec. H_2SO_4 ; zie BINAS) |
| 3. Zoek de (sterkste) <i>red</i> : | Mg |
| 4. Ga in tabel 48 na of
halfreactie ox_1 boven
halfreactie red_2 staat | De halfreactie van H^+ staat boven die van Mg , dus zal de reactie verlopen |
| 5. Schrijf de halfreacties op: | $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$ |
| 6. Leid hieruit de redoxreactie af: | <hr/> $\text{Mg(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ |

Voorspellen en opstellen van redoxreacties

b. Broom + ijzer(II)chloride oplossing

- | | |
|--|---|
| 1. Inventariseer de deeltjes: | $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, $\text{Br}_2(\text{aq})$, $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ en $\text{Cl}^-(\text{aq})$ |
| 2. Zoek de (sterkste) <i>ox</i> : | $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, Br_2 (staat ver boven Fe^{2+} en H_2O) |
| 3. Zoek de (sterkste) <i>red</i> : | Fe^{2+} (staat ver onder Cl^- en H_2O) |
| 4. Ga in tabel 48 na of halfreactie <i>ox</i> ₁ boven halfreactie <i>red</i> ₂ staat | De halfreactie van Br_2 (<i>ox</i> ₁) staat boven die van Fe^{2+} (<i>red</i> ₂), dus zal de reactie verlopen |
| 5. Schrijf de halfreacties op: | $\begin{array}{l} \text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^- \\ 2 \times [\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-] \end{array}$ |
| 6. Leid hieruit de redoxreactie af: | $\text{Br}_2(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ |

Alcoholen zijn reductoren



1: primair alcohol

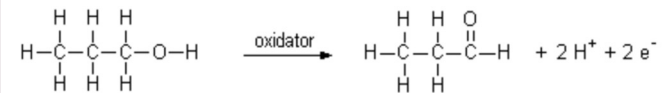
2: secundair alcohol

3: tertiair alcohol

Alcoholen zijn reductoren

Primair alcohol

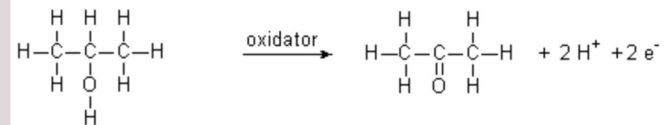
Een primair alcohol wordt door een oxidator omgezet in een alkanal (een koolstofverbinding met een C=O groep aan het einde van het molecuul), twee H⁺ ionen en twee elektronen.



Alcoholen zijn reductoren

Secundair alcohol

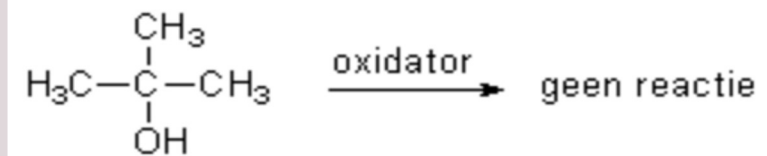
Een secundair alcohol wordt door een oxidator omgezet in een alkanon (een koolstofverbinding met een C=O groep in het midden van het molecuul), twee H^+ ionen en twee elektronen.



Alcoholen zijn reductoren

Tertiair alcohol

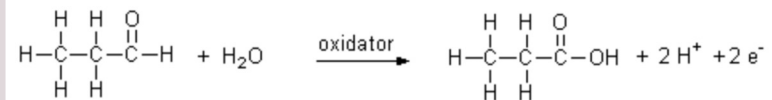
Een tertiair alcohol zal niet reageren met een oxidator.




Alcoholen zijn reductoren

Verdere oxidatie

De oxidatie van koolstofverbindingen is niet beperkt tot alcoholen. Ook alkanalen kunnen reageren met een oxidator. Het alkanal (aldehyde) dat ontstaat na oxidatie van een primair alcohol kan zelf weer worden omgezet in een alkaanzuur (een koolstofverbinding met een -COOH groep). Voor deze reactie is echter wel de aanwezigheid van water noodzakelijk.

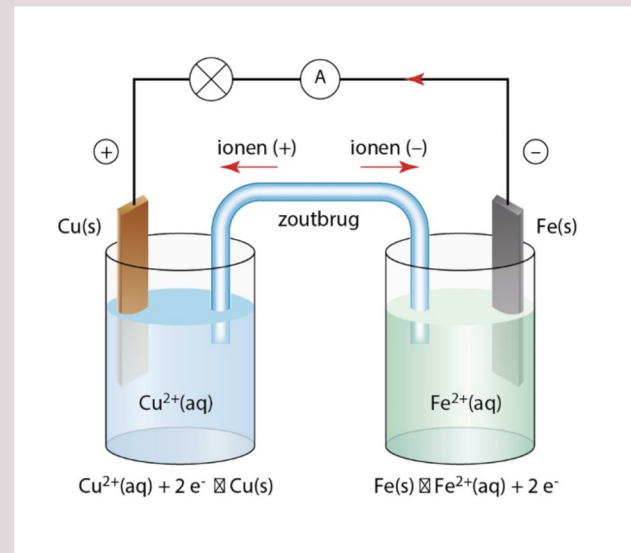




Kloppend maken van een halfreactie die niet in de Binas staan

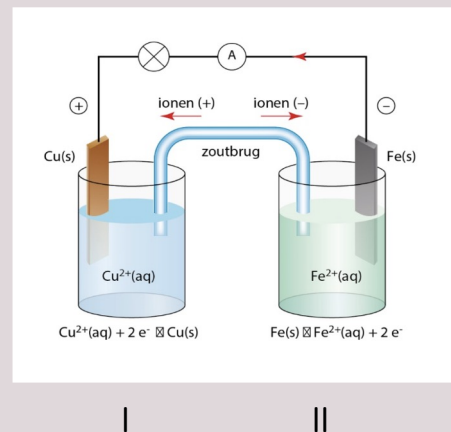
1. Maak de deeltjes (behalve zuurstof en waterstof) kloppend
2. Maak de zuurstofatomen kloppend met watermoleculen
3. Maak de waterstofatomen kloppend met H^+ -ionen
4. Maak de ladingen kloppend met elektronen
5. Indien er sprake is van een basisch milieu, werk je H^+ ionen weg door links en rechts van de pijl OH^- ionen te gebruiken. Dan moet je vaak nog vereenvoudigen.

Elektrochemische cel



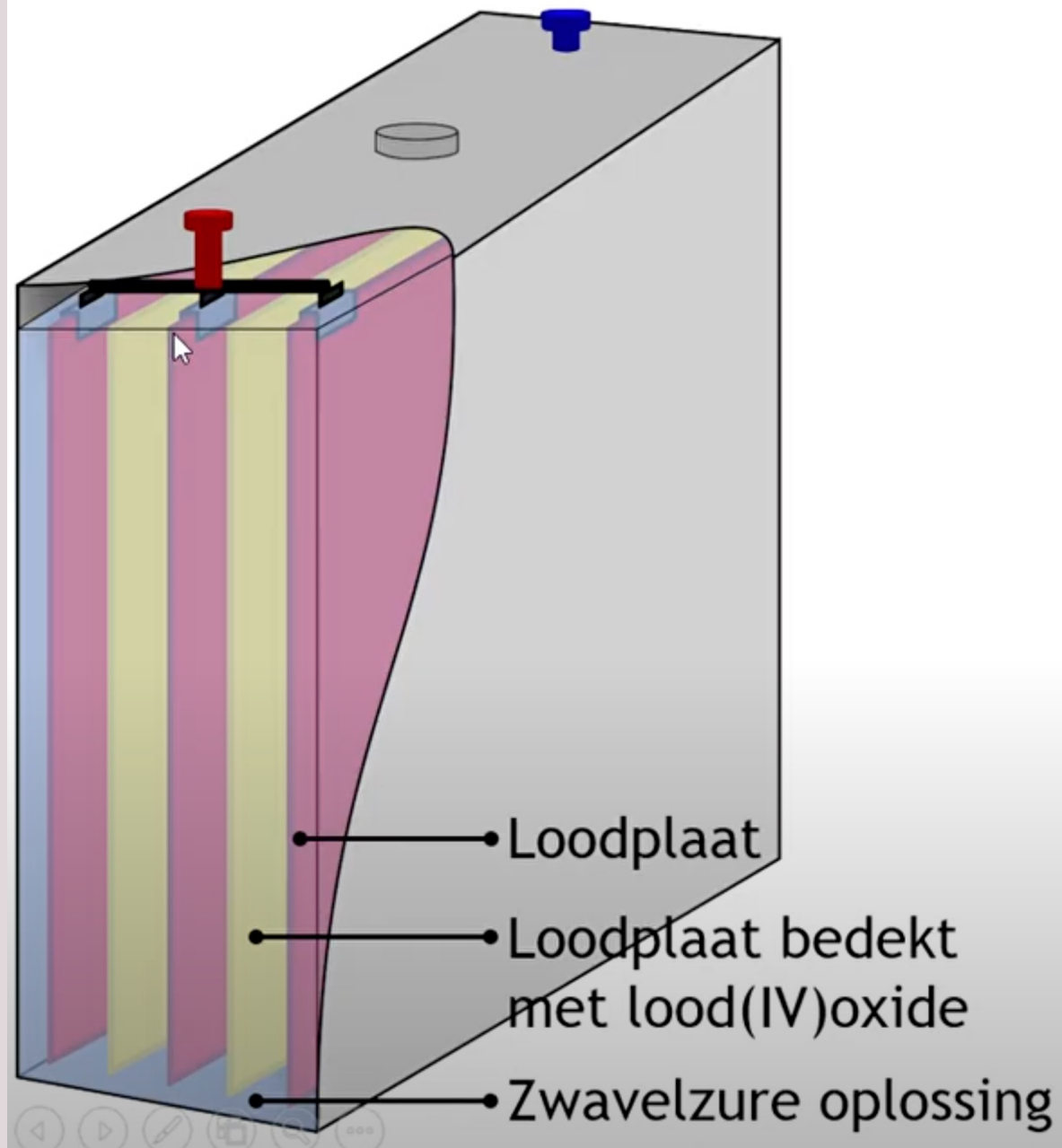
- II: Fe is de reductor en staat elektronen af aan de de elektrode. Deze wordt daardoor negatief
- I: De elektrode onttrekt elektronen uit de elektrode en wordt daardoor positief.
- PONR: Positief Oxidator Negatief Reductor

Elektrochemische cel

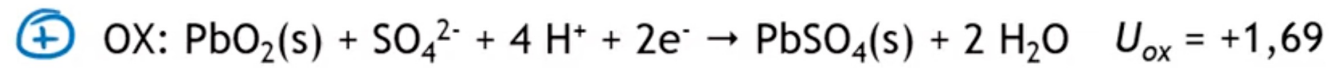
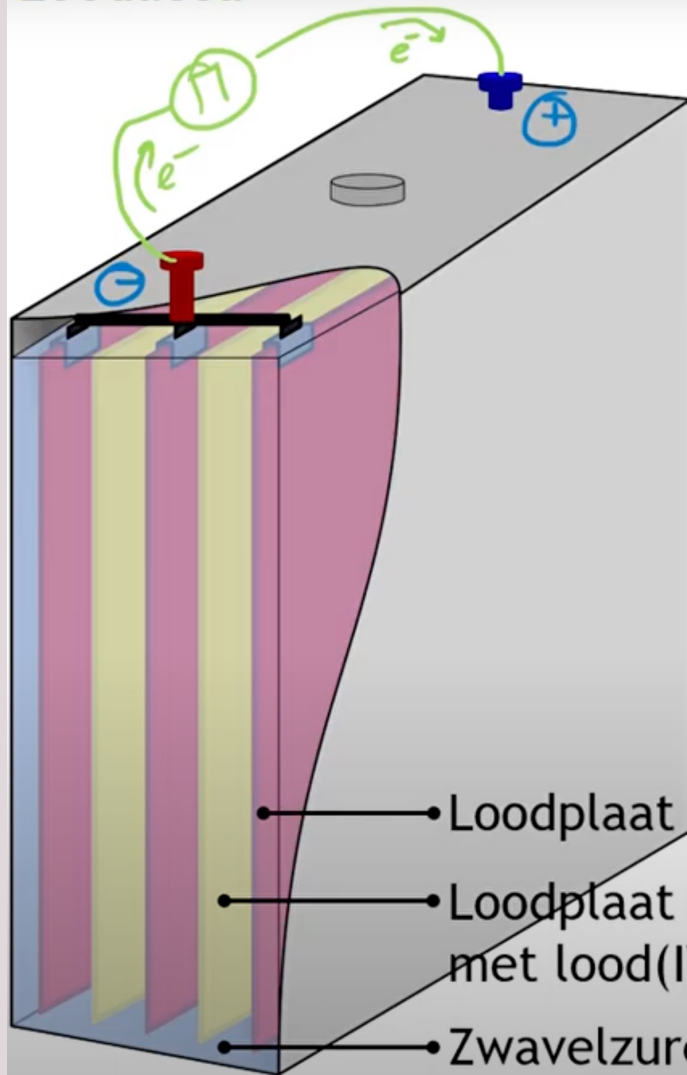


- Bij I : de koper elektrode wordt zwaarder
- Bij II : de ijzer elektrode wordt lichter
- Bij I : De positieve lading wordt minder; zoutbrug; uit zoutbrug komt positieve ionen om dit te compenseren.
- Bij II: Er wordt veel positieve lading aangemaakt; uit de zoutbrug komt negatieve ionen om dit te compenseren.

Loodaccu



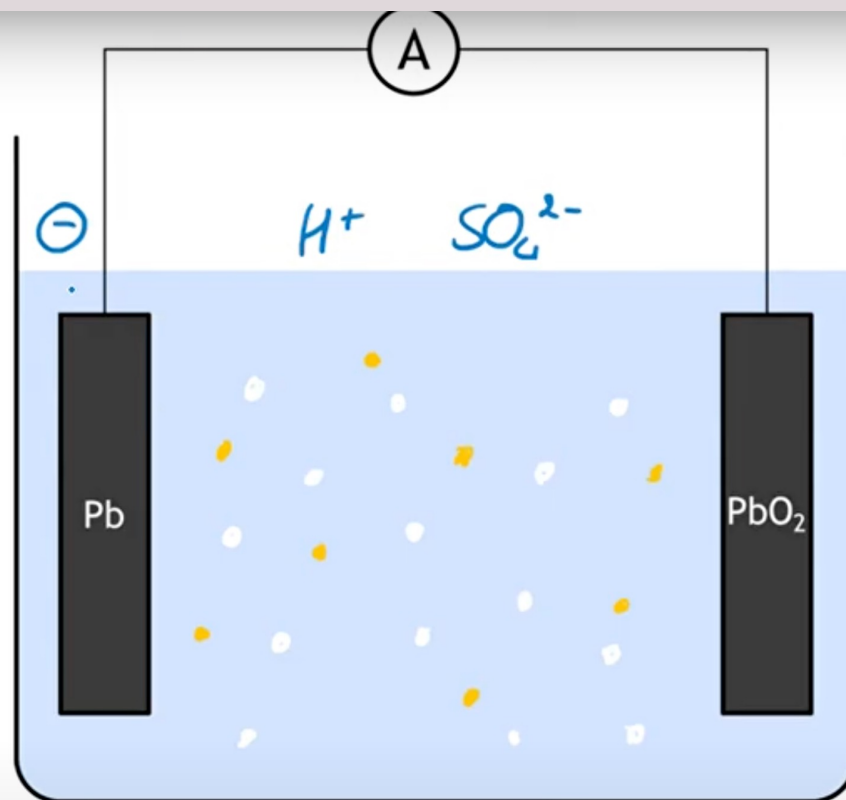
Loodaccu



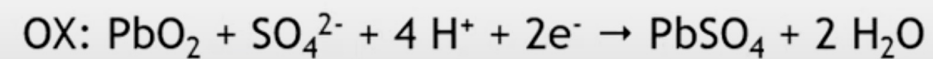
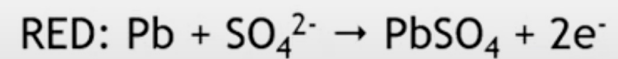
$U_{\text{red}} = -0,36$
2,05V



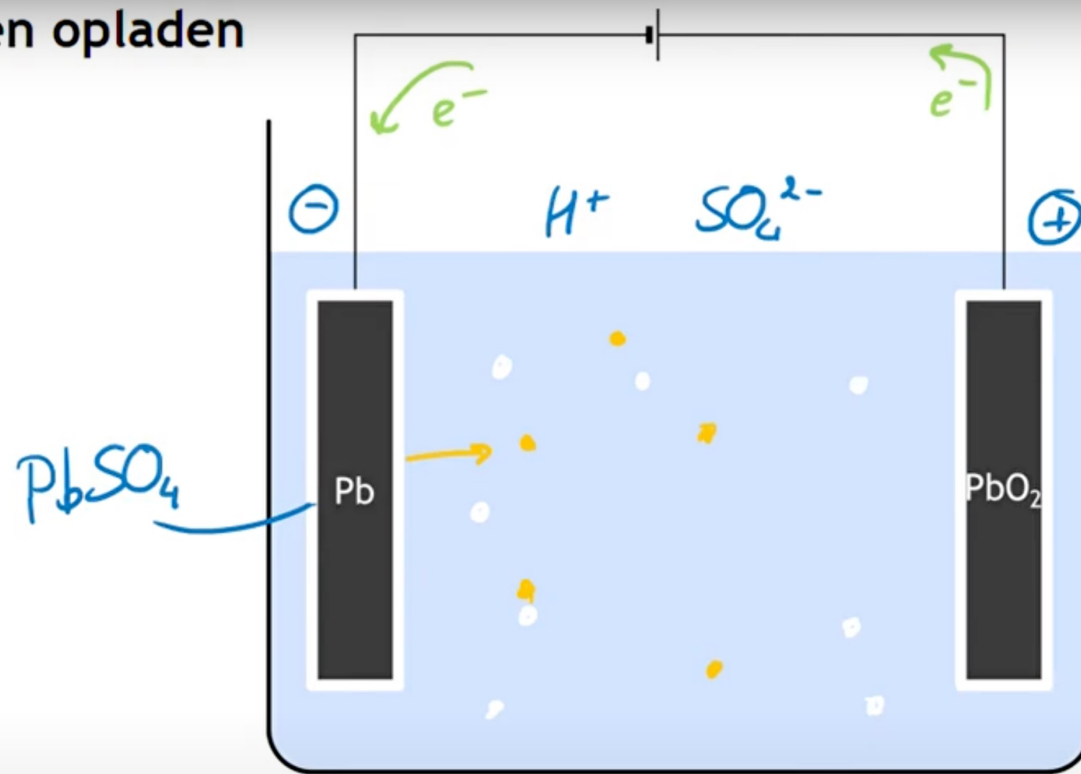
Ontladen en opladen



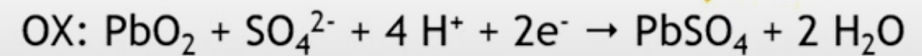
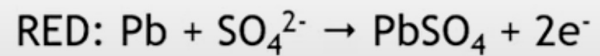
Ontladen



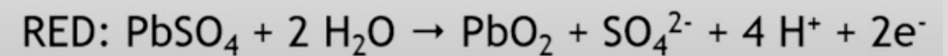
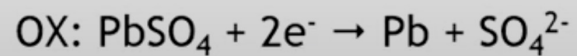
Ontladen en opladen



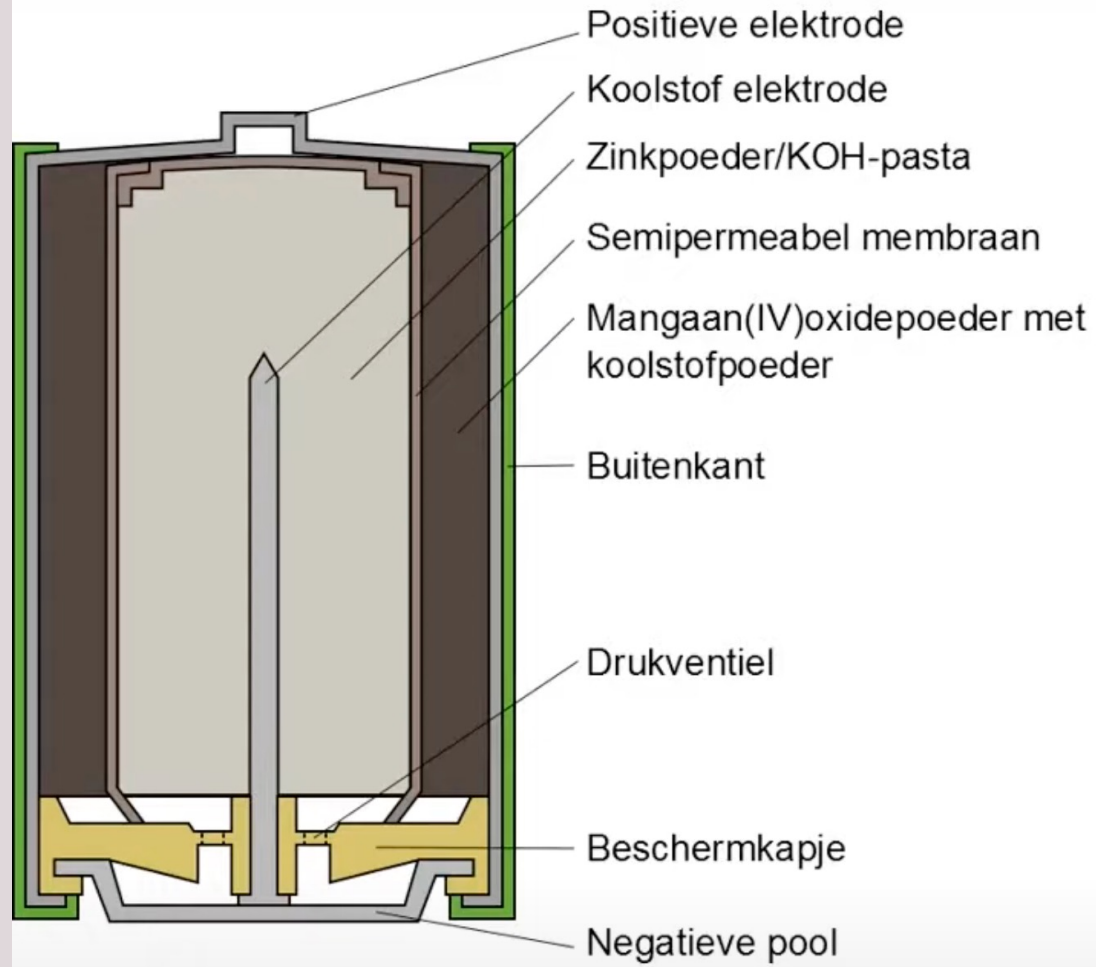
Ontladen



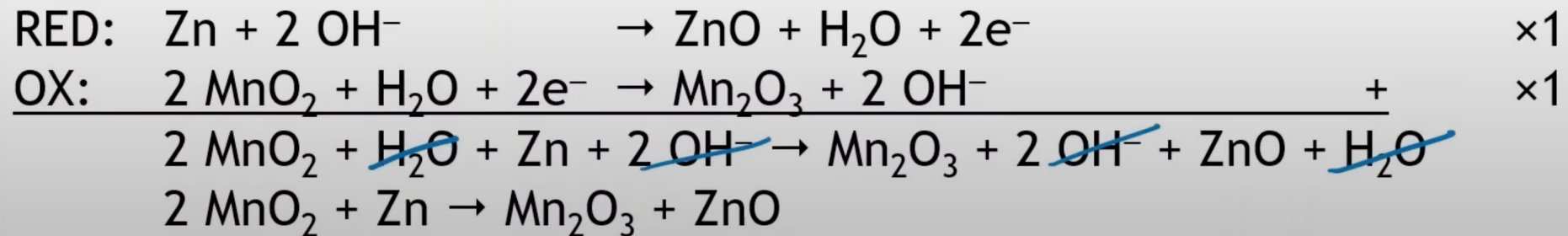
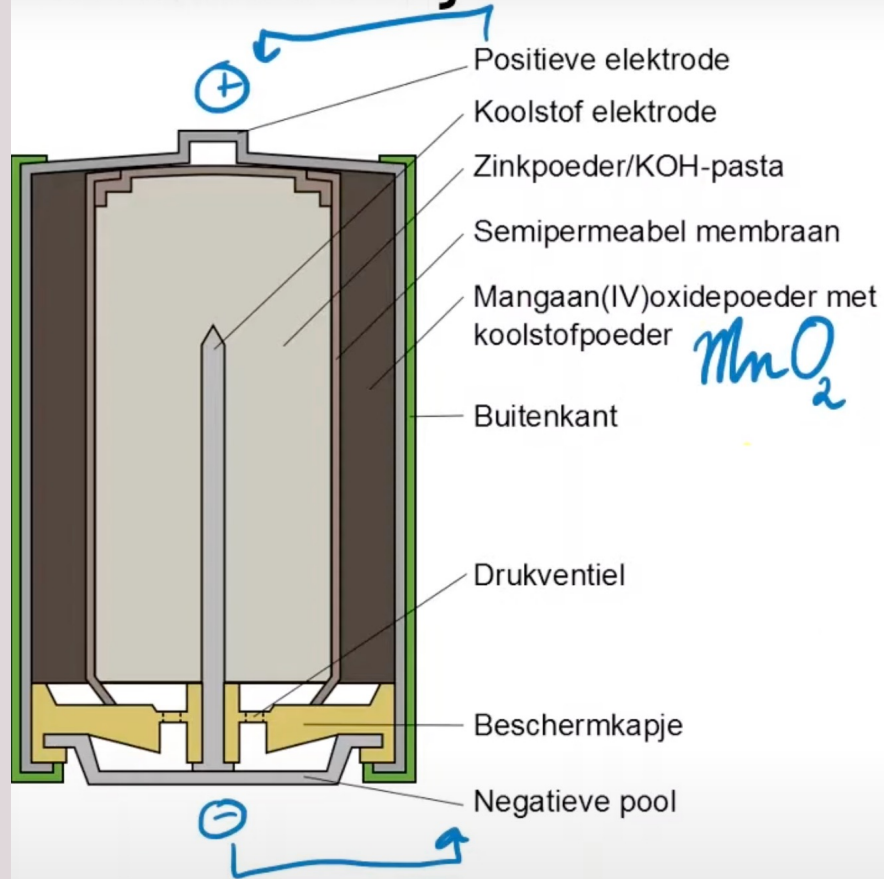
Opladen



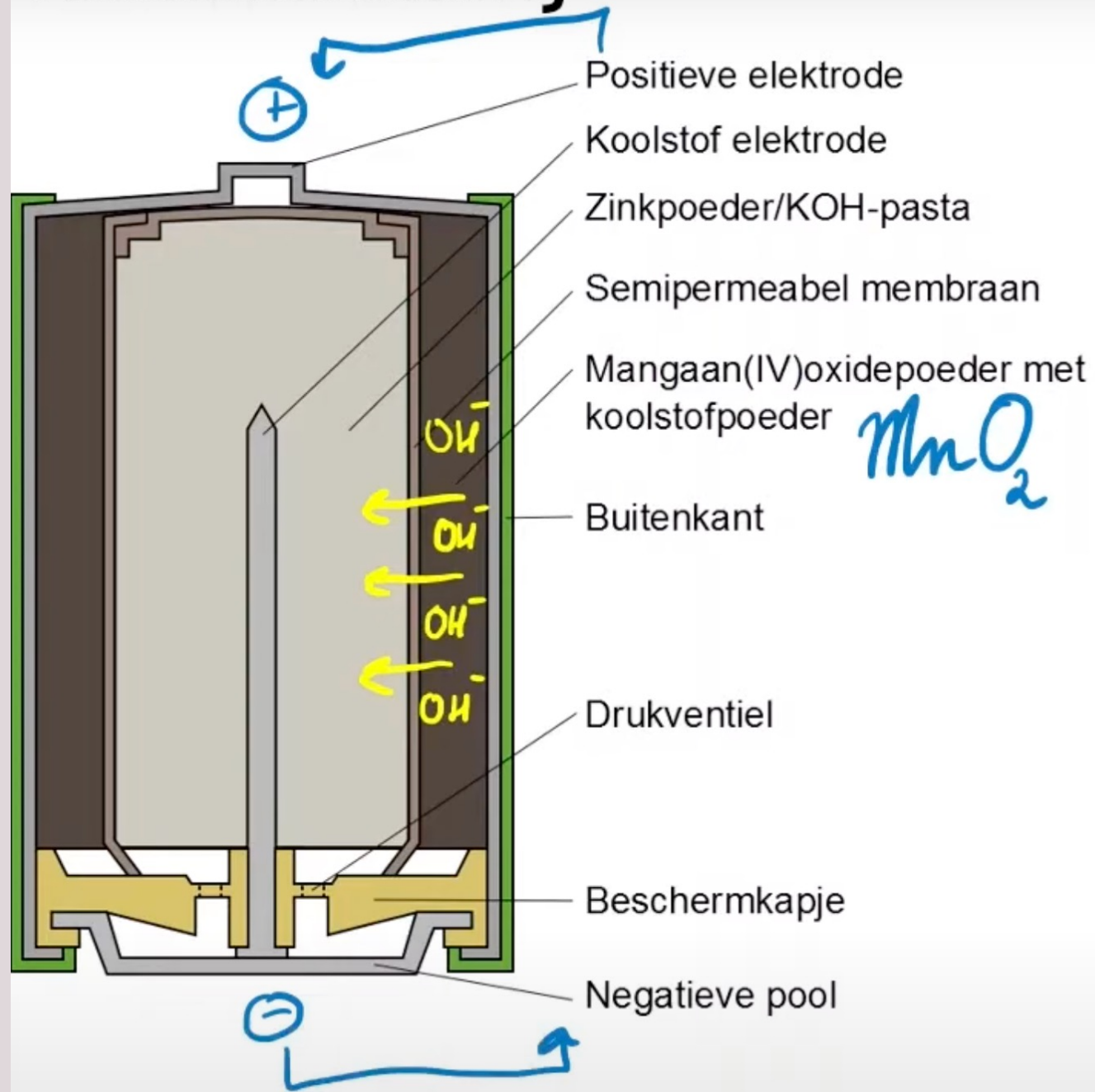
Alkalinebatterij



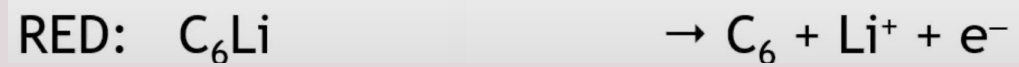
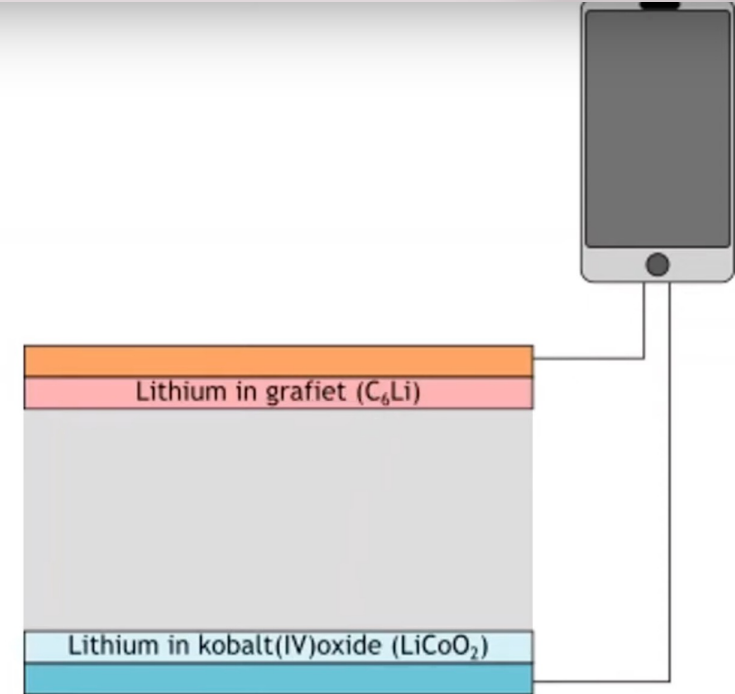
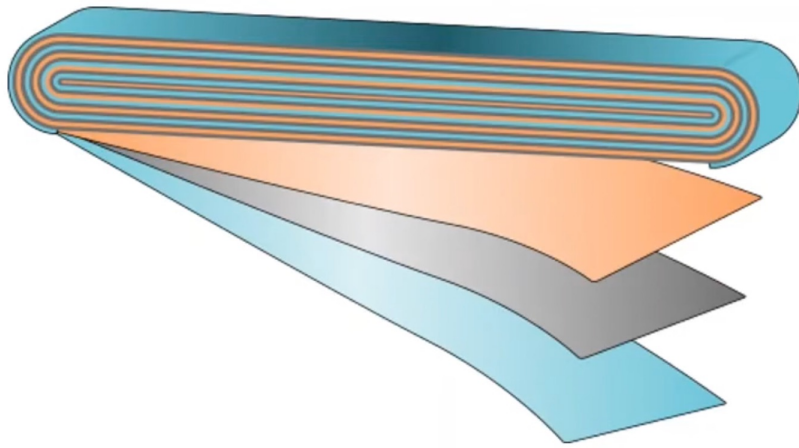
Alkalinebatterij



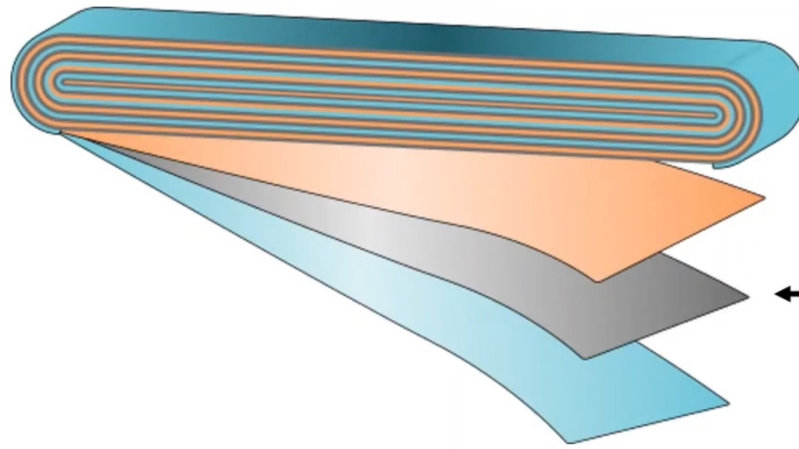
Alkalinebatterij



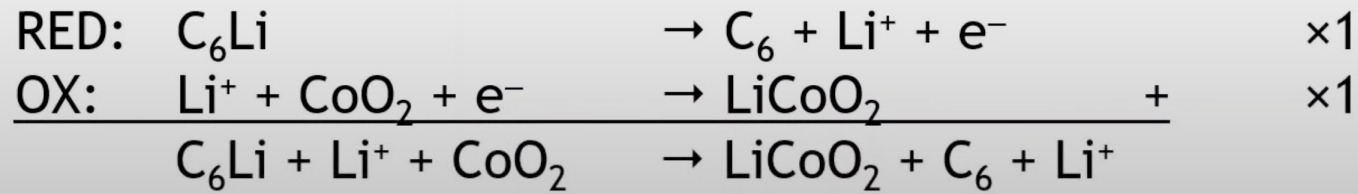
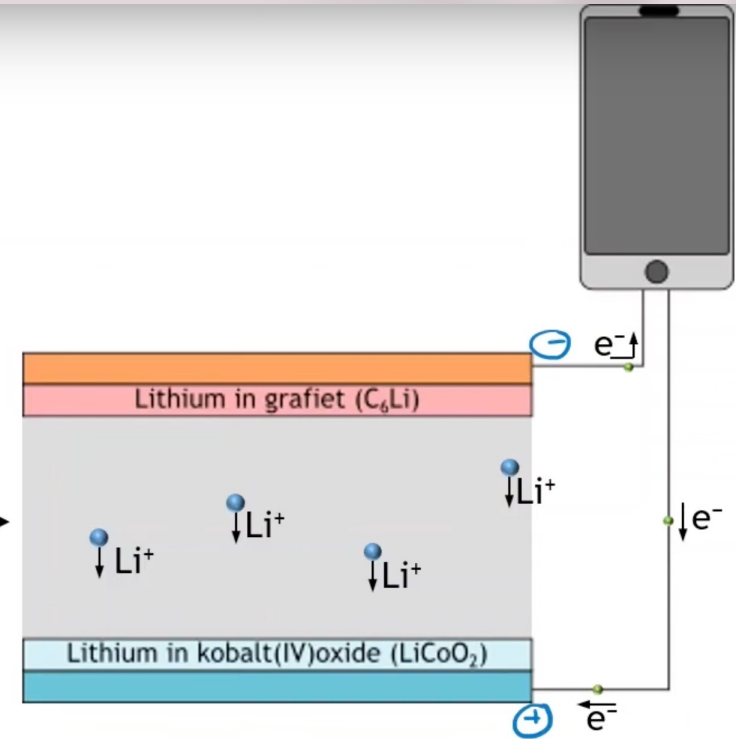
Lithium-ionbatterij (Jelly-roll batterij)



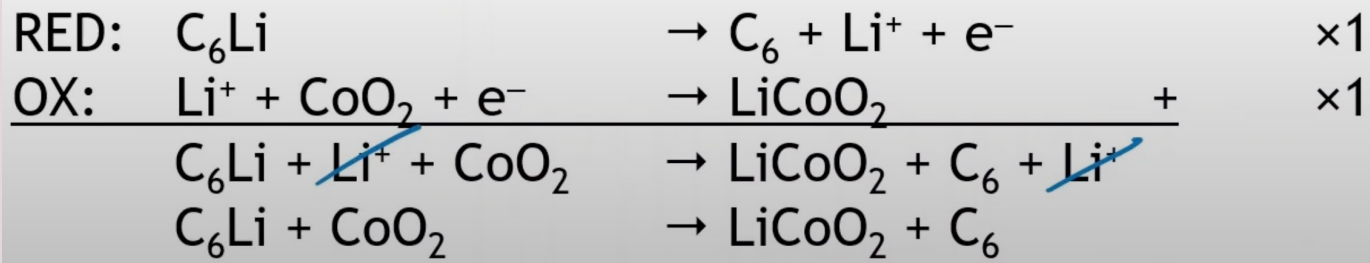
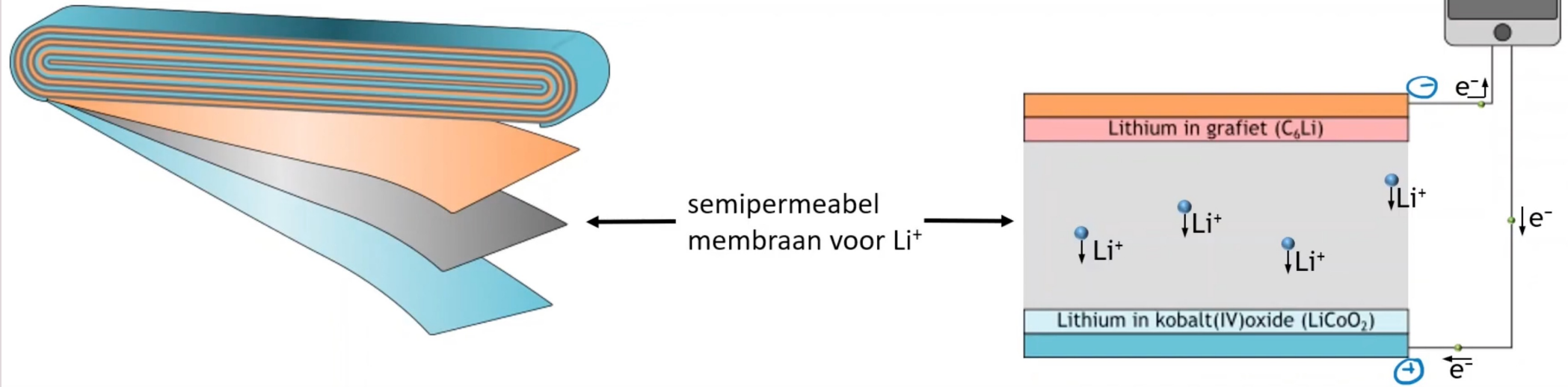
Lithium-ionbatterij (Jelly-roll batterij)



semipermeabel
membraan voor Li^+



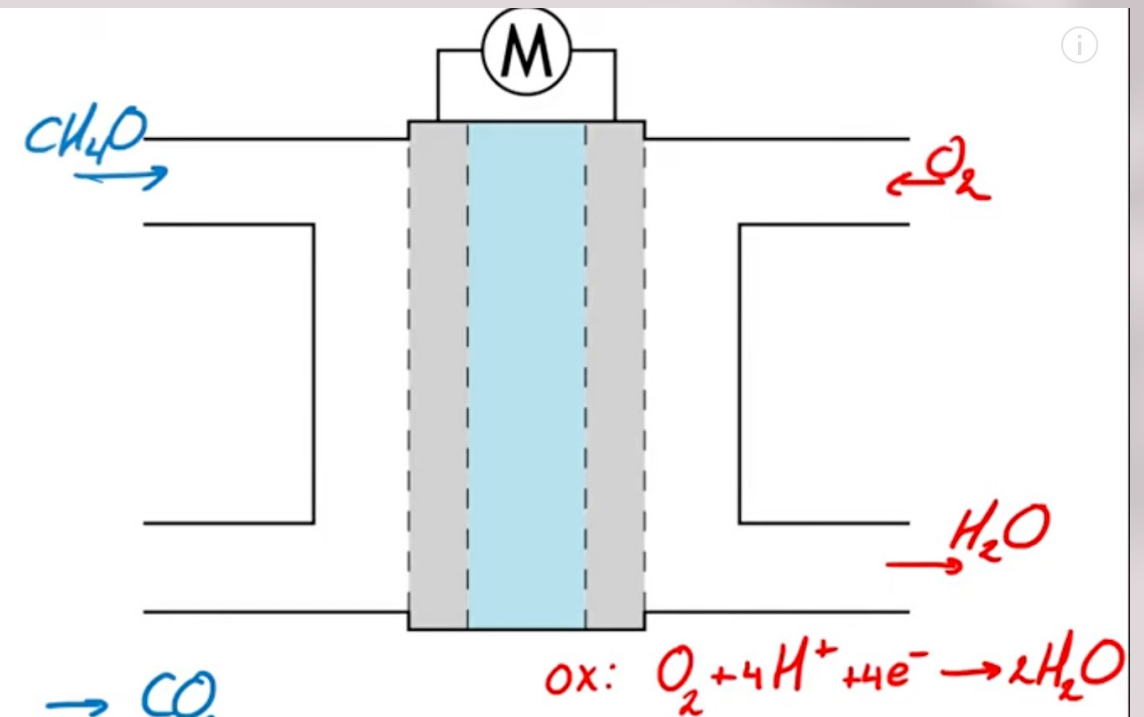
Lithium-ionbatterij (Jelly-roll batterij)



DMFC: Direct Methanol Fuel Cell

Stel dat de brandstofcel gedurende 10 minuten gevoed wordt met 0,10 g methanol.

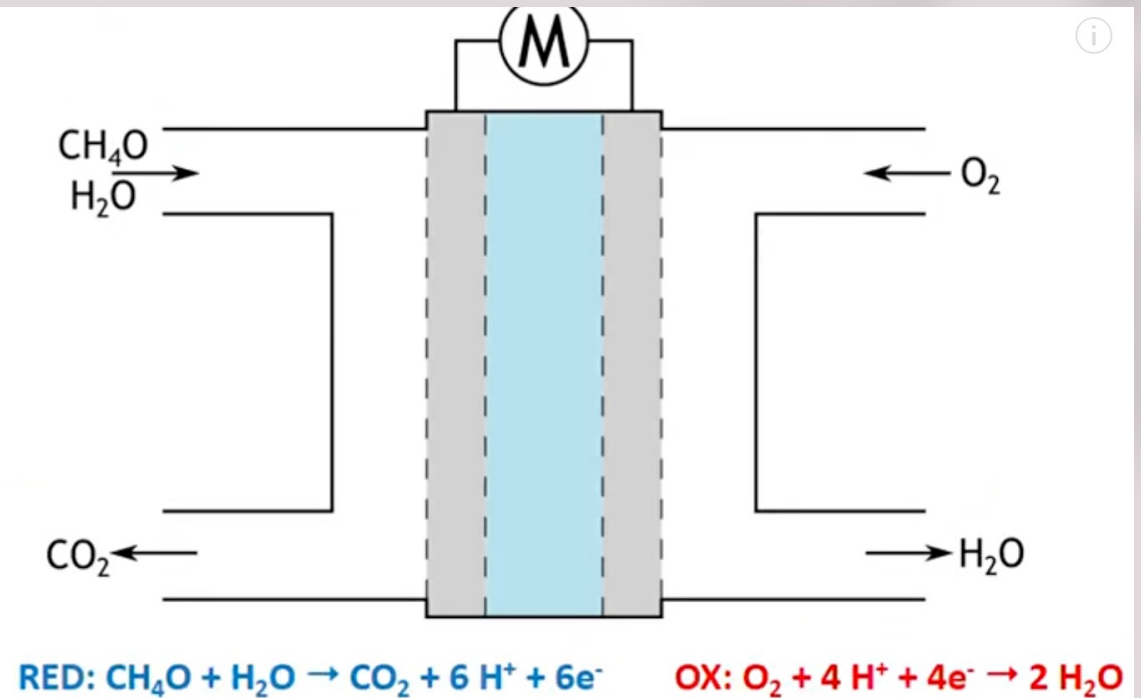
Bereken de stroomsterkte bij gebruik.



DMFC: Direct Methanol Fuel Cell

Stel dat de brandstofcel gedurende 10 minuten gevoed wordt met 0,10 g methanol.

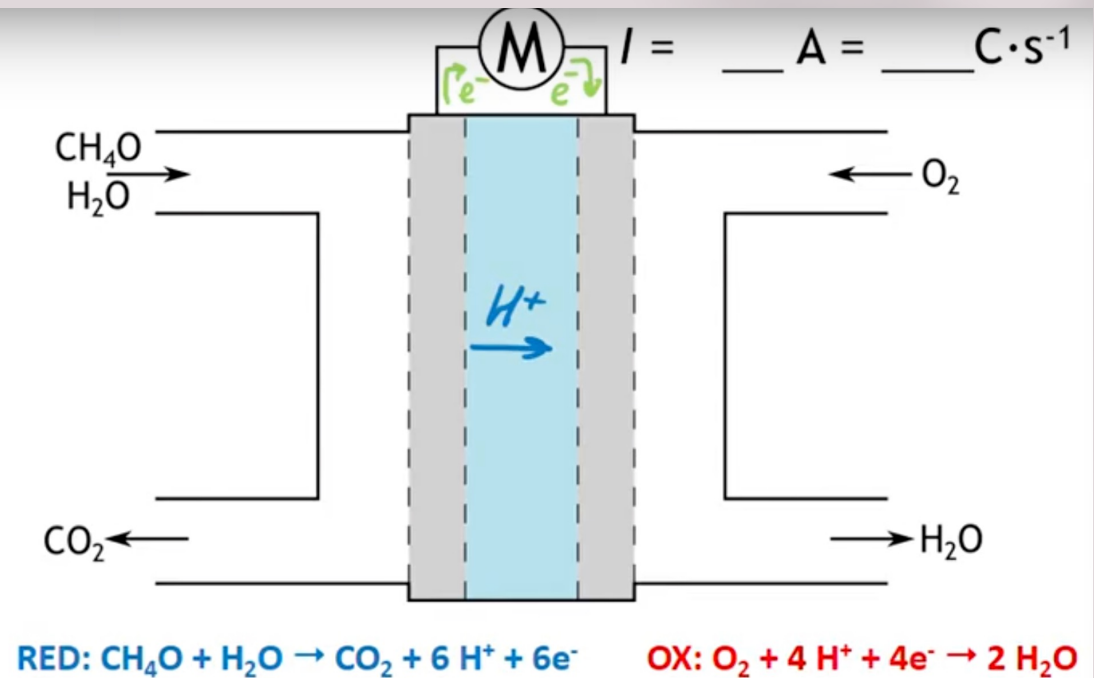
Bereken de stroomsterkte bij gebruik.



DMFC: Direct Methanol Fuel Cell

Stel dat de brandstofcel gedurende 10 minuten gevoed wordt met 0,10 g methanol.

Bereken de stroomsterkte bij gebruik.

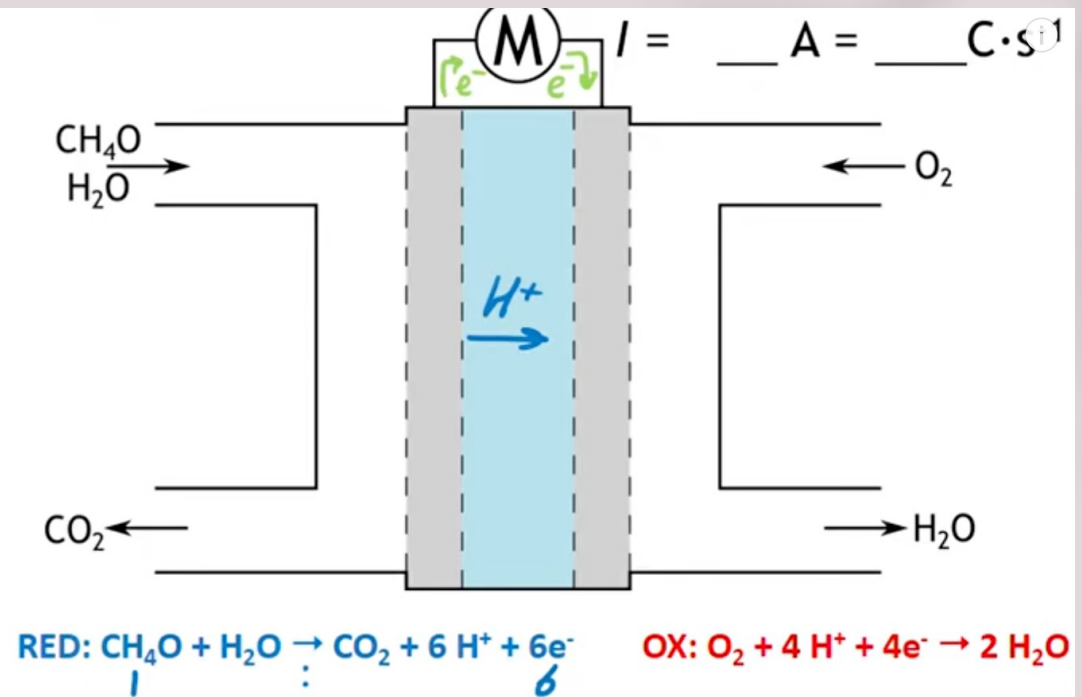


DMFC: Direct Methanol Fuel Cell

Stel dat de brandstofcel gedurende 10 minuten gevoed wordt met 0,10 g methanol.

Bereken de stroomsterkte bij gebruik.

$$\begin{aligned} \text{CH}_4\text{O}: \quad m &= 0,10 \text{ g} \\ M &= 32,042 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ n &= 0,0031 \text{ mol} \\ e^-: \quad n &= 6 \cdot 0,0031 = 0,019 \end{aligned}$$

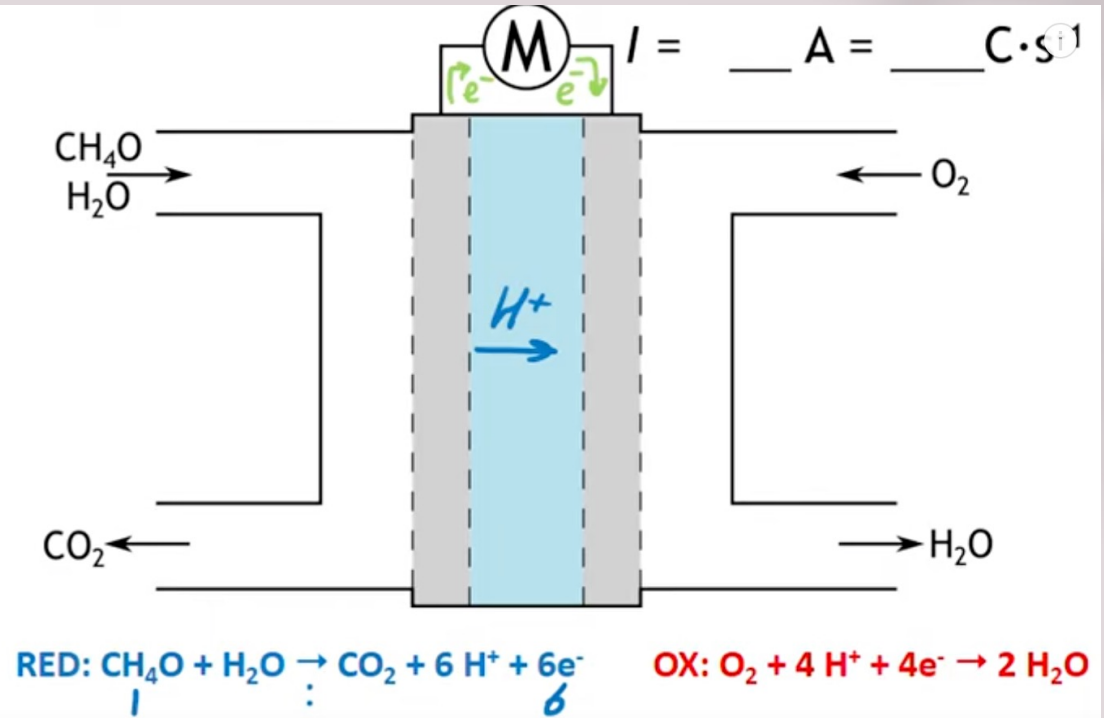


DMFC: Direct Methanol Fuel Cell

Stel dat de brandstofcel gedurende 10 minuten gevoed wordt met 0,10 g methanol.

Bereken de stroomsterkte bij gebruik.

$$\begin{aligned} \text{CH}_3\text{OH: } m &= 0,10 \text{ g} \\ M &= 32,042 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ n &= 0,0031 \text{ mol} \\ e^-: n &= 6 \cdot 0,0031 = 0,019 \text{ mol} \\ N_a &= 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ N &= n \cdot N_a = 1,13 \cdot 10^{22} \text{ elektronen} \end{aligned}$$



DMFC: Direct Methanol Fuel Cell

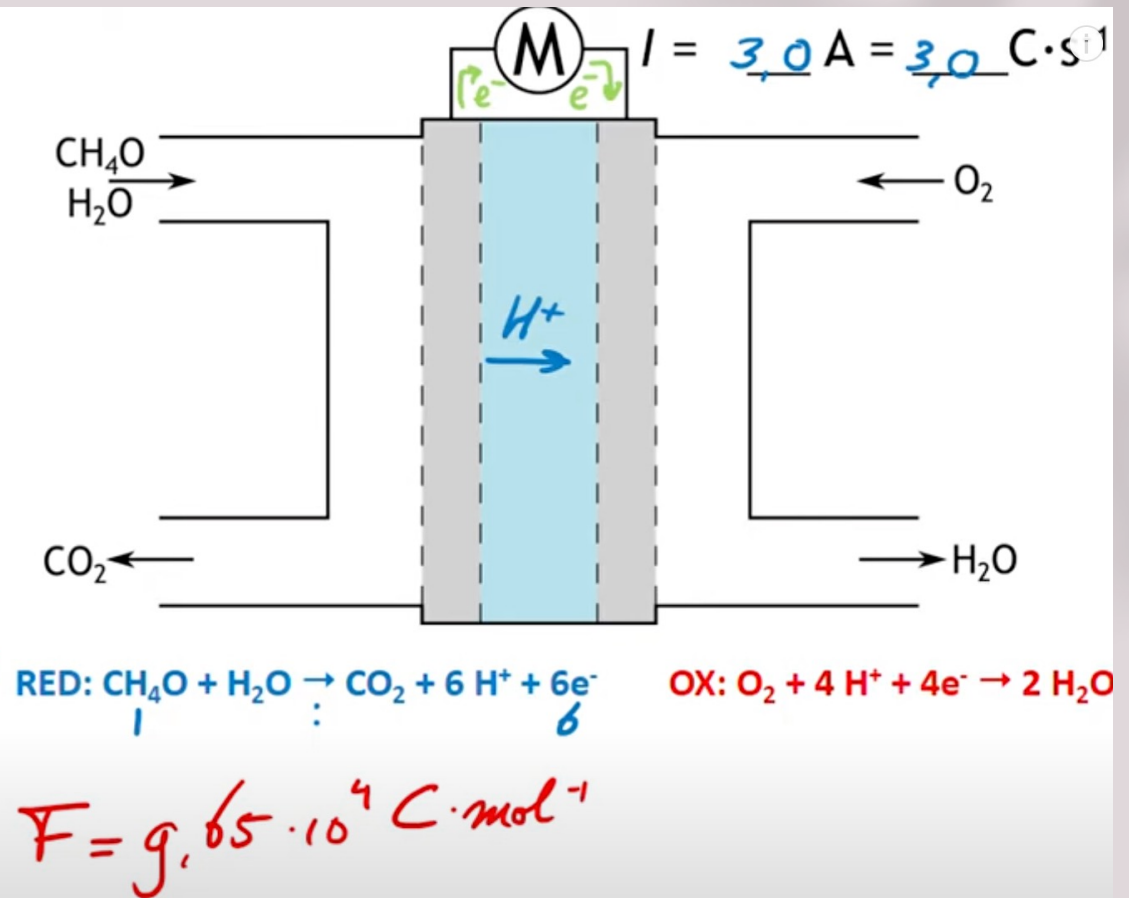
Stel dat de brandstofcel gedurende 10 minuten gevoed wordt met 0,10 g methanol.

Bereken de stroomsterkte bij gebruik.

CH_4O : $m = 0,10 \text{ g}$
 $M = 32,042 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $n = 0,0031 \text{ mol}$

e^- : $n = 6 \cdot 0,0031 = 0,019 \text{ mol}$
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 $N = n \cdot N_A = 1,13 \cdot 10^{22} \text{ elektronen}$
 $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (Binas?)
 $Q = 1,60 \cdot 10^{-19} \cdot 1,13 \cdot 10^{22} = 1804 \text{ C}$

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{1804}{10 \cdot 60} = 3,0 \text{ A}$$



$$F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$



Faraday

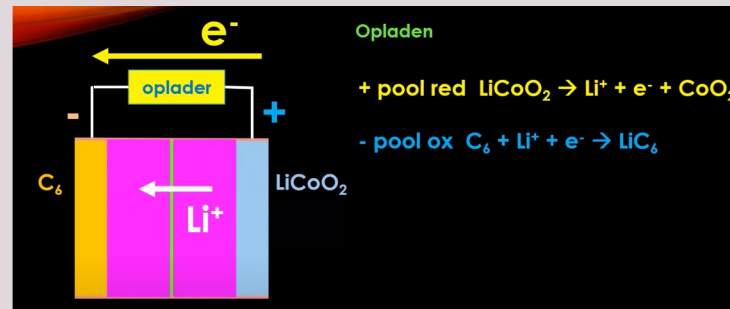


Ampère =
Coulomb/sec

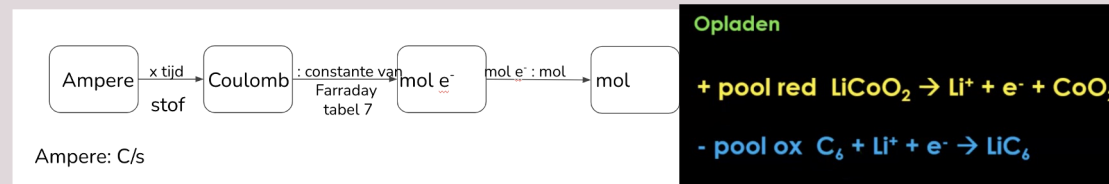
Opdracht

Een oplader levert een stroomsterkte van 0,70 A. Na 4 uur is de lithium batterij opgeladen.

Bereken hoeveel gram de grafietelektrode in die tijd zwaarder is geworden



Oplossing opdracht



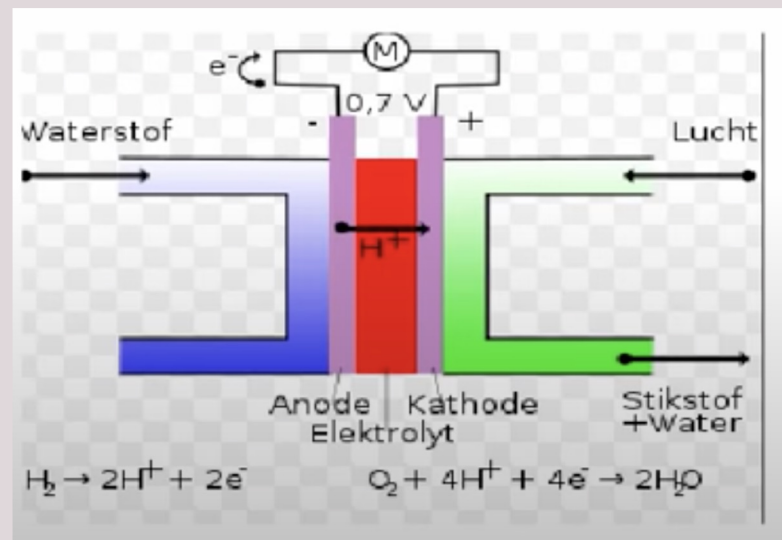
$0,7 \text{ A} = 0,7 \text{ C/s}$
 $0,7 \text{ C/s} \times 4 \times 3600 = 10080 \text{ C}$
 $10080 \text{ C} / 96485 \text{ C/mol} = 0,104 \text{ mol e}^-$
Ook 0,104 mol Li (zie r.v.)
 $0,104 \text{ mol} \times 6,941 \text{ g/mol} = 0,73 \text{ g Lithium}$



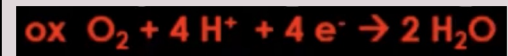
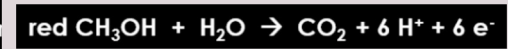
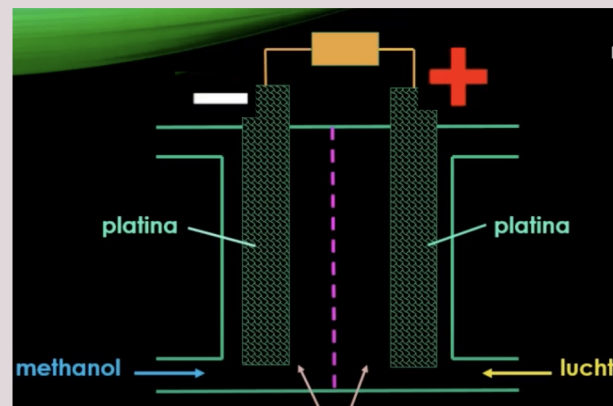
Brandstofcel

- Een brandstofcel is een voorbeeld van een elektrochemische cel
- Het is een redoxreactie op afstand
- Oxidator komt niet rechtstreeks in contact met de reductor
- Zuurstof is de oxidator; de brandstof is de reductor

Waterstof brandstofcel

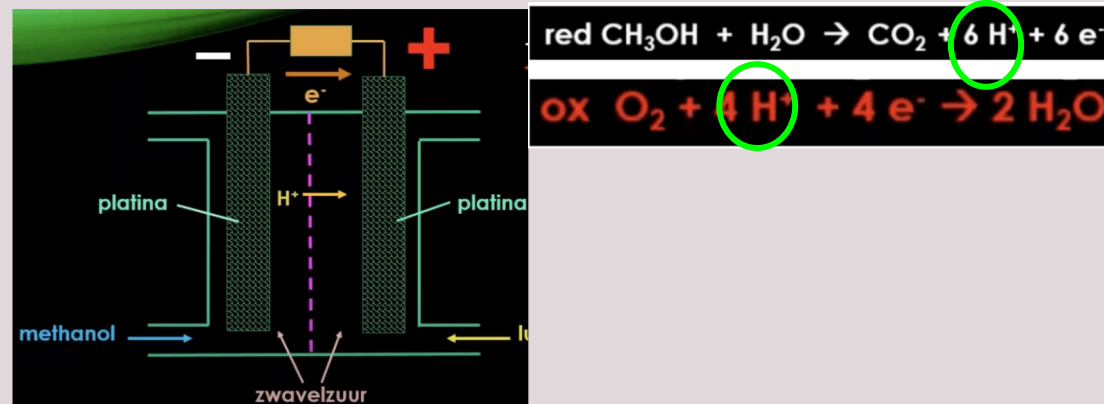


Methanol brandstofcel

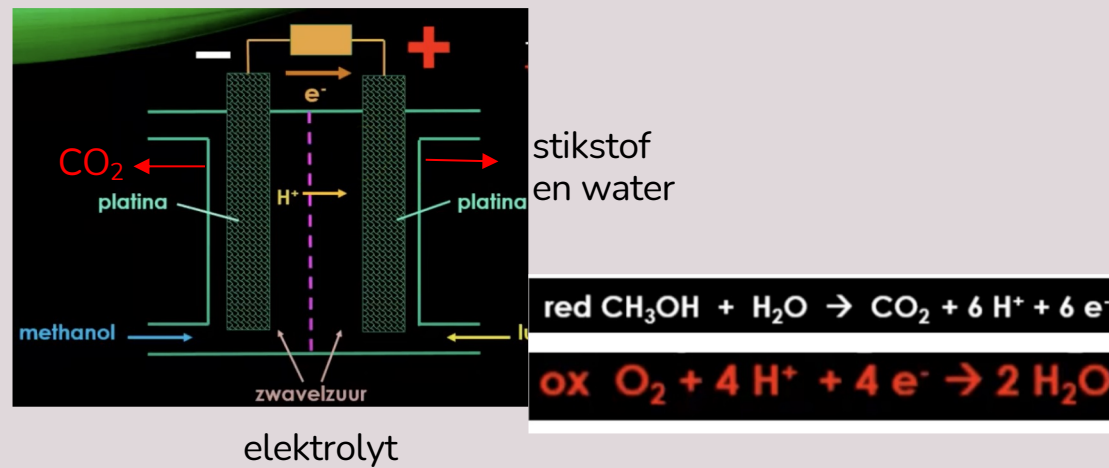


zwavelzuur

Methanol brandstofcel



Methanol brandstofcel



Een bepaalde cel heeft een bronspanning van 0,92 V.

3 Bereken hoeveel kJ energie in deze brandstofcel geleverd wordt per mol $\text{H}_2(\text{g})$. De lading per mol elektronen is $9,649 \cdot 10^4 \text{ C}$ (Coulomb).

$$1,0 \text{ V} = 1,0 \text{ J C}^{-1}.$$

$$3 \quad V_{\text{bron}} = 0,92 \text{ V} = 0,92 \text{ J C}^{-1}$$

1 mol H_2 levert 2 mol e^- ; dat komt overeen met een lading van $2 \times 9,649 \cdot 10^4 \text{ C}$.

Er is dus $0,92 \times 2 \times 9,649 \cdot 10^4 = 1,775 \cdot 10^5 \text{ J} = 1,8 \cdot 10^2 \text{ kJ}$ aan energie geleverd.