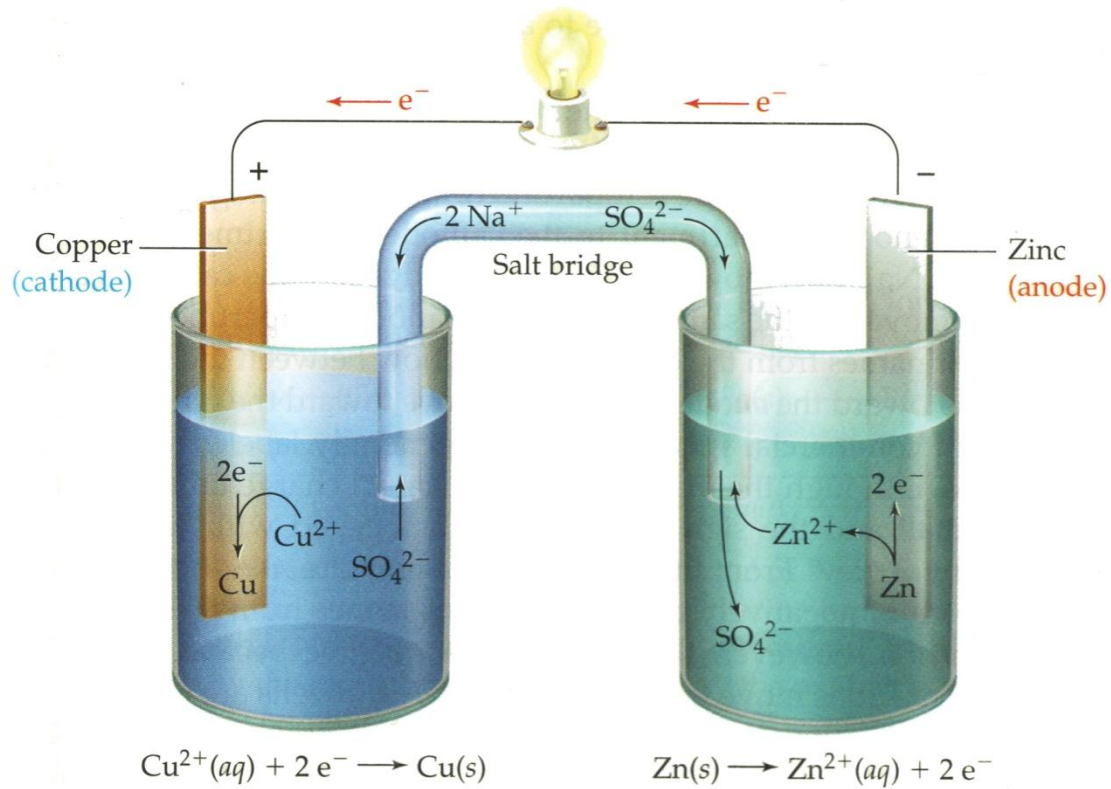




Reacties en stroom

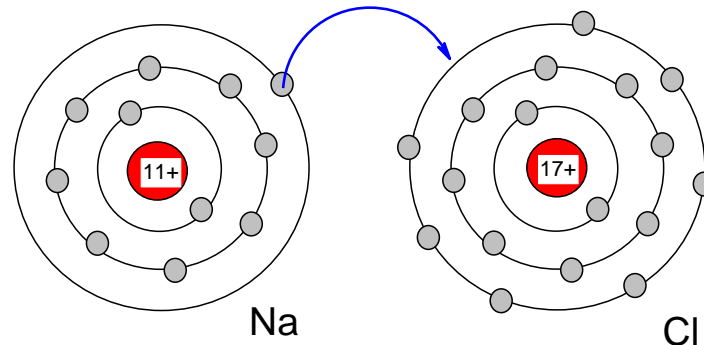




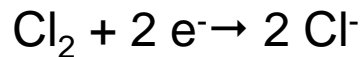
Elektronenoverdracht (1)

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

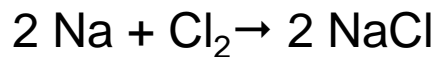
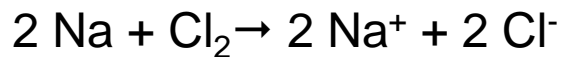
Hierbij is sprake van **elektronenoverdracht**. Dit kan als volgt worden voorgesteld:



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



Na optellen volgt er:

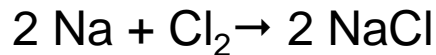
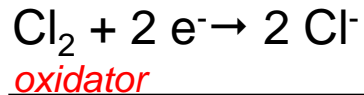
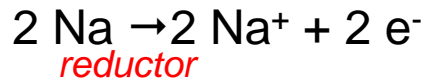


Reacties waarbij **elektronenoverdracht** plaatsvindt heten **redoxreacties**



Elektronenoverdracht (2)

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



reductor (red) = deeltje dat elektronen kan afstaan

oxidator (ox) = deeltje dat elektronen kan opnemen

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



Elektronenoverdracht (3)

Nog een voorbeeld.

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

Strategie:

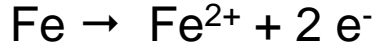
- Schrijf de halfreactie van de red op: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$
red
- Schrijf de halfreactie van de ox op: (zoutzuur is een oplossing van $\text{HCl}(\text{g})$, dus $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$):
 $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$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



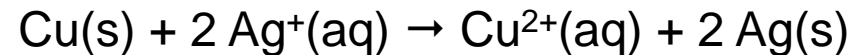
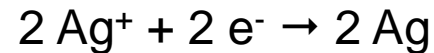
Redoxreacties met metalen (1)

Metaal reageert met metaalion van een ander element:

Proef 12



Proef 15



Uit deze proeven blijkt dat *halfreacties omkeerbaar* zijn.

(Bovendien zijn het evenwichtsreacties, maar dit wordt niet aangetoond.)

Als je bij proef 12 aan Cu aan een oplossing met Fe^{2+} ionen toevoegt, verloopt de reactie niet. Was dit te verwachten?



Een redoxreactie verloopt alleen dan wanneer er een zwakkere red en ox ontstaan.

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



Redoxreacties met metalen (2)

Aan de hand van soortgelijke proeven als 12,14 en 15 kun je een reeks opstellen waarbij element (*red*) en ion van dat element (*ox*) naar sterkte gerangschikt zijn

sterk	<u>oxidatoren</u>	<u>reductoren</u>	zwak (edel)
	$\text{Au}^{3+} + 3 e \rightleftharpoons$	Au	
	$\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons$	Ag	
	$\text{Hg}^+ + e \rightleftharpoons$	Hg	
	$\text{Cu}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Cu	
	$2 \text{H}^+ + 2 e \rightleftharpoons$	H_2	
	$\text{Pb}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Pb	
	$\text{Fe}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Fe	
	$\text{Zn}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Zn	
	$\text{Al}^{3+} + 3 e \rightleftharpoons$	Al	
	$\text{Mg}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Mg	
	$\text{Na}^+ + e \rightleftharpoons$	Na	
	$\text{Ca}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Ca	
	$\text{Ba}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Ba	
	$\text{K}^+ + e \rightleftharpoons$	K	



Redoxreacties met metalen (3)

Bij een redoxreactie zijn de ox en de red voor de pijl sterker dan de ox en de red na de pijl.

Met andere woorden:

Als een **ox** met een **red** wordt samengebracht, **kan** er een **reactie** verlopen **als** de halfreactie van de **ox** **boven** de halfreactie van de **red** staat.

Kan koper met zoutzuur reageren? Zo ja, geef de RV.

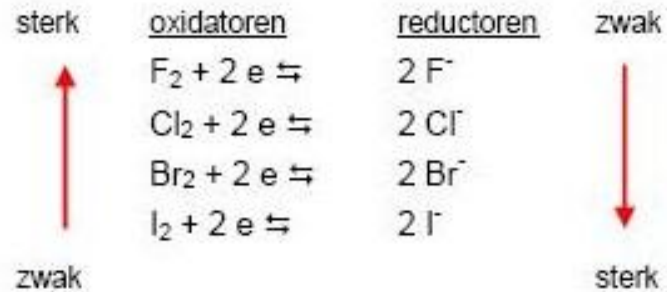
Kan lood met zoutzuur reageren? Zo ja, geef de RV.

Conclusie: *Alle metalen die boven waterstof staan, reageren niet met H^+ alle andere metalen (onder H_2) reageren met H^+ .*



Redoxreacties met niet-metalen

De oxidatorsterkte van de halogenen komt overeen met de volgorde in groep 17 van het periodiek systeem (zie opdracht 31)





Het voorspellen van redoxreacties (1)

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 boven naar onder toe. (Een sterke ox gaat samen met een zwakke bijbehorende red en omgekeerd.)

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.



Het voorspellen van redoxreacties (2)

a. Mg(s) en een zwavelzuuroplossing

Strategie:

1. Inventariseer de deeltjes:

Mg(s), H⁺(aq), SO₄²⁻(aq) en H₂O(l)

2. Zoek de sterkste ox:

H⁺(aq) (SO₄²⁻ en H₂O(l) staan onder H⁺;
bovendien is SO₄²⁻ alleen ox in warm gec.
H₂SO₄)

3. Zoek de sterkste red:

Mg

4. Ga in tabel 48 na of
halfreactie ox boven
halfreactie red 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:

$\text{Mg(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$



Het voorspellen van redoxreacties (3)

b. IJzer(II)chloride-oplossing + broomwater

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

6. Leid hieruit de redoxreactie af:
$$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Br}^{-}(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$$



Het voorspellen van redoxreacties (4)

c. Ag + zoutzuur

- | | |
|--|--|
| 1. Inventariseer de deeltjes: | Ag(s) H ⁺ (aq), Cl ⁻ (aq), H ₂ O(l) |
| 2. Zoek de (sterkste) ox: | H ⁺ (H ₂ O staat onder H ⁺) |
| 3. Zoek de (sterkste) red: | Ag (staat onder Cl ⁻ en H ₂ O) |
| 4. Ga in tabel 48 na of halfreactie ox boven halfreactie red staat | De halfreactie van H ⁺ (ox) staat onder die van Ag (red), dus zal de reactie niet verlopen |

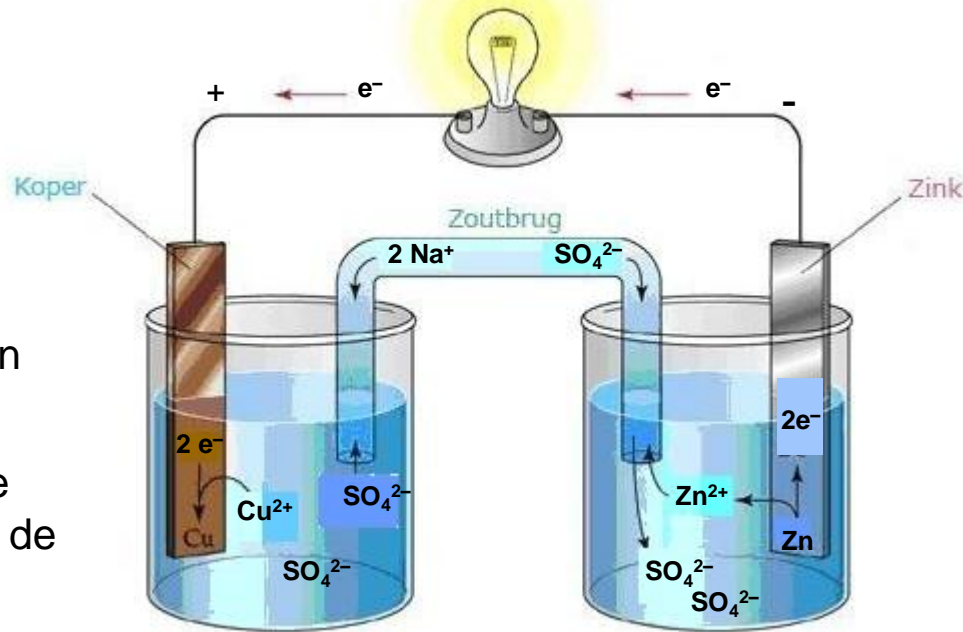
Hoe kun je nagaan of een reactie een redoxreactie is?



Elektrochemische cellen (1)

galvanische cellen

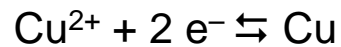
Daniell-cel is een voorbeeld van een zogenaamde *stroomleverende (galvanische) cel* en is gebaseerd op de redoxreactie: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$
De elektronenoverdracht verloopt niet direct, maar via een stroomdraad



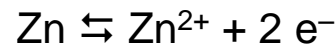
Er zijn twee soorten elektroden:

elektroden die mee *reageren* (zoals bij de Daniell-cel) en

onaantastbare elektroden (Pt en C)



(oplossing van CuSO_4)



(oplossing van ZnSO_4)

De Cu-elektrode is de positieve elektrode, omdat hieraan e^{-} worden onttrokken ($\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}$). De Zn-elektrode is negatieve elektrode, omdat hieraan e^{-} worden afgestaan ($\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^{-}$). De draad zorgt ervoor dat de e^{-} van de Zn-elektrode naar Cu-elektrode kunnen stromen.



Elektrochemische cellen (2)

elektrolytische cellen; elektrolyse

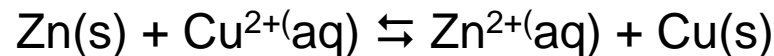
In de 3^e klas al kennis gemaakt met de *elektrolyse* van water.

Ook in hoofdstuk 1 waar bleek dat een zout in water door vrije ionen de stroom geleidt.

Elektrolyse is *gedwongen elektronenoverdracht* (geforceerde reactie; ox₁ staat onder red₂; endotherm)

Reactie in *galvanische cel* verloopt *spontaan* (ox₁ boven red₂ staat; exotherm)

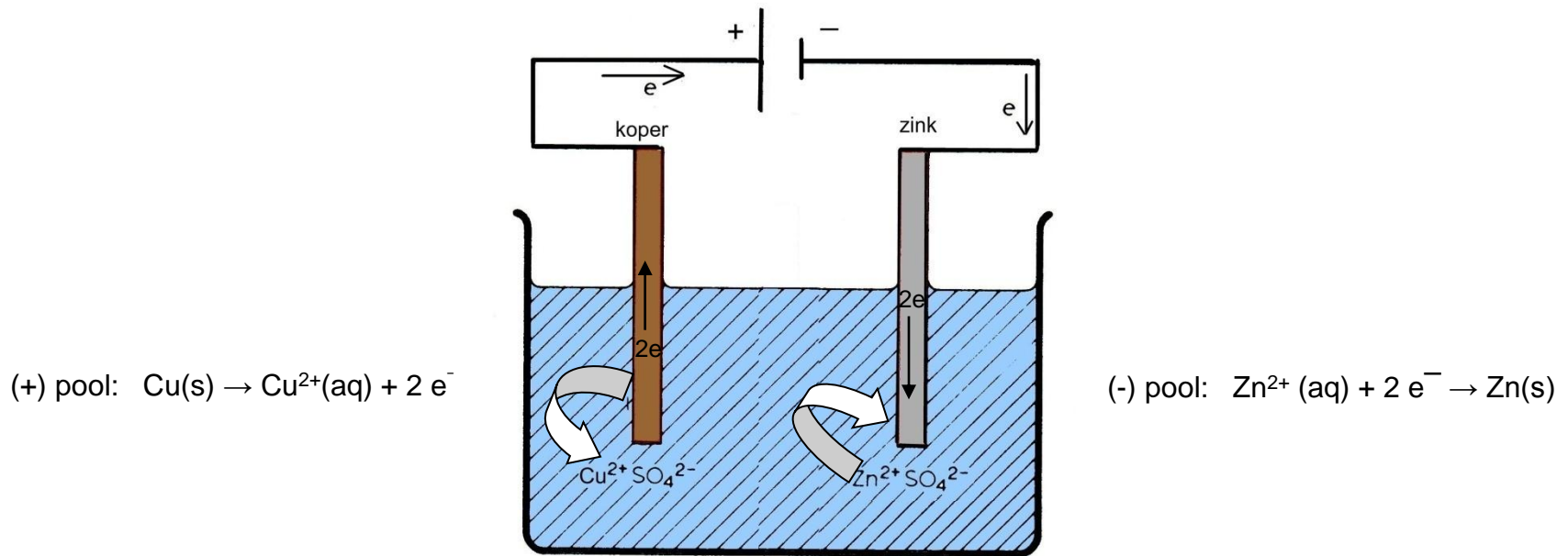
De celreactie van de Daniell-cel:



kunnen we in omgekeerde richting laten verlopen door een gelijkstroombron in het circuit op te nemen



Elektrochemische cellen (3)



Bij elektrolyse worden aan de min-pool elektronen opgenomen door de (sterkste) oxidator
Aan de plus-pool worden elektronen afgestaan aan de (sterkste) reductor

Uitzondering:

Cl^{-} blijkt een sterkere reductor te zijn dan H_2O , ondanks dat Cl^{-} in tabel 48 boven H_2O staat



Elektrochemische cellen (4)

elektrolyse van water

In de 3^e klas elektrolyse van water al tegengekomen

Om water te kunnen elektrolyseren moet het worden aangezuurd met bijvoorbeeld zwavelzuur

In verdund zwavelzuur aanwezig: H^+ , SO_4^{2-} ionen en H_2O moleculen

Oxidatoren: H^+ en H_2O sterkste oxidator: H^+

Reductoren: H_2O (SO_4^{2-} is geen reductor volgens tabel 48)

(-) pool: $2\text{x}[2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2]$

(+) pool: $\underline{2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-}$
 $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$



Elektrochemische cellen (5)

voorbeelden

In hoofdstuk 1 is bij de stroomgeleiding de elektrolyse van gesmolten zinkchloride aan de orde geweest. Geef de vergelijkingen van de halfreacties als de elektrolyse wordt uitgevoerd met:

- a. platina-elektroden;
- b. koper-elektroden.

Zelfde vragen, maar nu voor een oplossing van zinkchloride



Elektrochemische cellen (6)

uitwerking voorbeelden

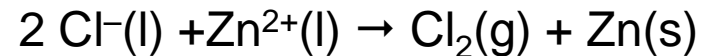
Elektrolyse van gesmolten zinkchloride met Pt-elektroden

1. Inventariseer de deeltjes aan de (+) pool: Cl^-
2. Inventariseer de deeltjes aan de (-) pool: Zn^{2+}
3. Ga na wat aan de (+) pool de sterkste *red* is: Cl^- (er is maar één *red* aanwezig)
4. Ga na wat aan de (-) pool de sterkste *ox* is: Zn^{2+} (er is maar één *ox* aanwezig)

5. Noteer de beide halfreacties en,

indien gevraagd, de celreactie: (+) pool: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

(-) pool: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$





Elektrochemische cellen (7)

uitwerking vraagstuk

Elektrolyse van gesmolten zinkchloride met Cu-elektroden

1. Inventariseer de deeltjes aan de (+) pool: Cl^- , Cu
2. Inventariseer de deeltjes aan de (-) pool: Zn^{2+}
3. Ga na wat aan de (+) pool de sterkste *red* is: Cu (staat onder Cl^-)
4. Ga na wat aan de (-) pool de sterkste *ox* is: Zn^{2+} (er is maar één *ox* aanwezig)

5. Noteer de beide halfreacties en,

indien gevraagd, de celreactie: (+) pool: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

(-) pool: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$





Elektrochemische cellen (8)

uitwerking vraagstuk

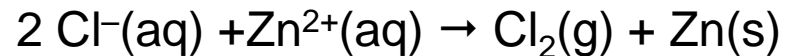
Elektrolyse van gesmolten een zinkchloride-oplossing met Pt-elektroden

1. Inventariseer de deeltjes aan de (+) pool: Cl^- , H_2O
2. Inventariseer de deeltjes aan de (-) pool: Zn^{2+} , H_2O
3. Ga na wat aan de (+) pool de sterkste *red* is: Cl^- (staat *boven* H_2O ; uitzondering)
4. Ga na wat aan de (-) pool de sterkste *ox* is: Zn^{2+} (staat *boven* H_2O)

5. Noteer de beide halfreacties en,

indien gevraagd, de celreactie: (+) pool: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

(-) pool: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$





Elektrochemische cellen (9)

uitwerking vraagstuk

Elektrolyse van een zinkchloride-oplossing met Cu-elektroden

1. Inventariseer de deeltjes aan de (+) pool: Cl^- , H_2O , Cu
2. Inventariseer de deeltjes aan de (-) pool: Zn^{2+} , H_2O
3. Ga na wat aan de (+) pool de sterkste *red* is: Cu (staat onder H_2O en Cl^-)
4. Ga na wat aan de (-) pool de sterkste *ox* is: Zn^{2+} (staat boven H_2O)

5. Noteer de beide halfreacties en,

indien gevraagd, de celreactie: (+) pool: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

(-) pool: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$



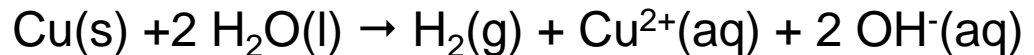
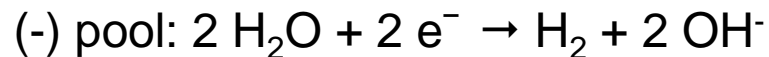
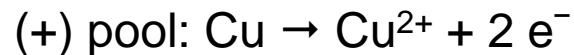


Elektrochemische cellen (10)

laatste vraagstuk

Elektrolyse van een natriumsulfaat-oplossing met Cu-elektroden

1. Inventariseer de deeltjes aan de (+) pool: SO_4^{2-} , H_2O , Cu
2. Inventariseer de deeltjes aan de (-) pool: Na^+ , H_2O
3. Ga na wat aan de (+) pool de sterkste *red* is: Cu (staat onder H_2O ; SO_4^{2-} is geen *red*)
4. Ga na wat aan de (-) pool de sterkste *ox* is: H_2O (staat boven Na^+)
5. Noteer de beide halfreacties en, indien gevraagd, de celreactie:



De Cu^{2+} en OH^- ionen vormen vervolgens het slecht oplosbare Cu(OH)_2 volgens:

