

125 mL 0,750 mol/L CuCl<sub>2</sub>-oplossing wordt met een stroom van 3,50 A gedurende 45 minuten aan elektrolyse onderworpen. Hierbij wordt Cu afgezet (kathode) en ontstaat er Cl<sub>2</sub>-gas (anode). Veronderstel dat het volume van de oplossing niet verandert tijdens de elektrolyse.

	$E^{\circ}$
Cu <sup>2+</sup> / Cu	+ 0,342 V
Cl <sub>2</sub> / Cl <sup>-</sup>	+ 1,358 V

a

Bereken de eindconcentraties van Cu<sup>2+</sup> en Cl<sup>-</sup> in de oplossing?

b

Hoe groot is het volume van het gevormde Cl<sub>2</sub>-gas, gemeten bij 25°C en bij een druk van 1,0 bar?

c

Hoeveel koper, uitgedrukt in g, wordt er afgezet?

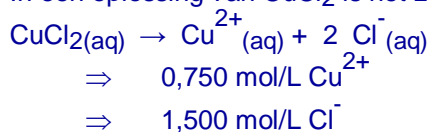
### Oplossing

#### Wetten van Faraday

$$p = \frac{M}{a \cdot F} I \cdot t$$

$p$	hoeveelheid stof die aan de elektrode ontstaat	g
$M$	molaire massa van de stof die aan de elektrode ontstaat	g/mol
$a$	aantal uitgewisselde elektronen per bestanddeel	-
$F$	(Faraday = lading van 1 mol e)	96485 C/mol
$I$	stroomintensiteit	A
$t$	tijdsduur van de elektrolyse	s

In een oplossing van CuCl<sub>2</sub> is het zout volledig gedissociëerd:



Als tijdens de elektrolyse gedurende 45 min (= 2700 s) een stroom van 3,50 A (= 3,50 C/s) door de oplossing stroomt, dan wordt aan beide elektroden een lading van 9450 C uitgewisseld:

$$I(\text{A}) = \frac{q(\text{C})}{\Delta t(\text{s})}$$

$$q = I \times \Delta t$$

$$= 3,50 \frac{\text{C}}{\text{s}} \times 2700 \text{ s}$$

$$= \mathbf{9450 \text{ C}}$$

125 mL 0,750 mol/L CuCl<sub>2</sub> bevat

$$0,125 \text{ L} \times 0,750 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 9,38 \cdot 10^{-2} \text{ mol Cu}^{2+}$$

$$0,125 \text{ L} \times 1,500 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,88 \cdot 10^{-1} \text{ mol Cl}^{-}$$

Aan de kathode heeft volgende reactie plaats (reductie):  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{v})}$

$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$		$\text{Cu}_{(\text{v})}$
1 mol	+ 2 mol e $\rightarrow$	1 mol
1 mol	+ 2 mol * 96485 C/mol = + 192970 C $\rightarrow$	1 mol
$\frac{1}{192970}$ mol	+ 1 C $\rightarrow$	$\frac{1}{192970}$ mol
$\frac{1}{192970} \times 9450$ mol = $4,897 \cdot 10^{-2}$ mol	+ <b>9450 C</b> $\rightarrow$	$\frac{1}{192970} \times 9450$ mol (*) = $4,897 \cdot 10^{-2}$ mol

Aan de anode heeft volgende reactie plaats (oxidatie):  $2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} - 2 \text{e} \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})}$

$\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$		$\text{Cl}_{2(\text{g})}$
2 mol	- 2 mol e $\rightarrow$	1 mol
2 mol	- 2 mol * 96485 C/mol = - 192970 C $\rightarrow$	1 mol
$\frac{2}{192970}$ mol	- 1 C $\rightarrow$	$\frac{1}{192970}$ mol
$\frac{2}{192970} \times 9450$ mol = $9,794 \cdot 10^{-2}$ mol	- <b>9450 C</b> $\rightarrow$	$\frac{1}{192970} \times 9450$ mol (**) = $4,897 \cdot 10^{-2}$ mol

**a**

	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Cl}^{-}$ (mol)
Begin	$9,38 \cdot 10^{-2}$ mol	$1,88 \cdot 10^{-1}$ mol
Verdwijnt	$4,897 \cdot 10^{-2}$ mol	$9,794 \cdot 10^{-2}$ mol
Einde	$4,48 \cdot 10^{-2}$ mol	$9,01 \cdot 10^{-2}$ mol
	$\frac{4,48 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{0,125 \text{ L}} = 3,58 \cdot 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$\frac{9,01 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{0,125 \text{ L}} = 7,21 \cdot 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

**b**

Aan de anode ontstaat er  $4,897 \cdot 10^{-2}$  mol  $\text{Cl}_{2(\text{g})}$  (\*\*). Bij een temperatuur van 25°C en een druk van 1,0 bar neemt dit een volume in van:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$= \frac{4,897 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 298 \text{ K}}{1,0 \text{ bar}}$$

$$= \frac{4,897 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 8,314 \frac{\text{N} \times \text{m}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 298 \text{ K}}{1,0 \cdot 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}}$$

$$= 1,21 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$= 1,21 \text{ L}$$

**c**

Aan de kathode ontstaat er  $4,897 \cdot 10^{-2}$  mol  $\text{Cu}_{(v)}$  (\*). Dit is

$$4,897 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 63,546 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = \mathbf{3,112 \text{ g Cu}}.$$