

Elektrokjemi

Galvaniske celler, elektrolyse og batteriteknologi

KM8

KM11

Bærekraft

Batteriet som endret verden

Alessandro Volta konstruerte det første batteriet – voltasøylen – i 1800 som en hevn mot Galvani: han ville bevise at elektrisitet kom fra metaller, ikke «dyrisk elektrisitet». Voltasøylen besto av sink- og sølvskiver skilt av salt-fuktet papp. I løpet av noen tiår drev voltasøylen elektrolyseforskning som isolerte natrium, kalium, klorin og barium.

- **Galvanisk celle:** spontan redoks → elektrisk energi. Zn-Cu (Daniell-element): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (anode, oksidasjon). $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ (katode, reduksjon). EMF = +1,10 V.
- **Saltbro:** opprettholder elektrisk nøytralitet ved å transportere ioner.
- **Elektrolyse:** tilført elektrisk energi driver ikke-spontan redoks. Elektrolysering av vann: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.
- **Elektrokjemisk serie:** mer reaktivt metall → mer negativt standardpotensial → anode. $\text{F} < \text{Cl} < \text{O} < \text{Cu} < \text{Fe} < \text{Zn} < \text{Al} < \text{Mg} < \text{Na}$.
- **Batterier:** Li-ion (100–250 Wh/kg, reversibel). Brenselcelle (H_2/O_2): $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ + elektrisitet. Eneste biprodukt: vann. 60–65% effektivitet.

■ Nøkkelsammendrag

Galvanisk celle: spontan redoks → elektrisitet. Anode: oksidasjon. Katode: reduksjon

Zn-Cu Daniell: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ (anode), $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$ (katode). EMF +1,10 V

Saltbro: transporterer ioner for å holde nøytralitet

Elektrolyse: tilført energi driver ikke-spontan redoks

Elektrolysering av vann: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

Li-ion: 100-250 Wh/kg, reversibel. Grunnlag for elbiler

Brenselcelle: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ + elektrisitet. Eneste biprodukt: vann

Tenk og drøft

- 1 Forklar Zn-Cu galvanisk celle. Tegn cellen og angi hva som skjer ved anode og katode.
- 2 Elektrolysering av aluminiumoksid gir rent aluminium. Forklar hvorfor dette er energikrevende og hva som skjer ved anode og katode.
- 3 Hva er standardelektrodepotensial? Bruk det til å forutsi om $\text{Cu} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Zn}$ er spontan eller ikke.
- 4 Forklar hva en brenselcelle er. Sammenlign med Li-ion-batteri: fordeler og ulemper for elbiler.

- 5 Korrosjon av jern er en elektrokjemisk prosess. Forklar mekanismen og tre metoder for å hindre korrosjon.
-

Praktiske forsøk

Forsøk 1: Bygg et Daniell-element

Konstruer en galvanisk celle og mål EMF. Koble kjemi til elektrisitet.

Utstyr

- Zn-elektrode
- Cu-elektrode
- ZnSO₄-løsning 0,1 M
- CuSO₄-løsning 0,1 M
- Saltbro med KNO₃
- Voltmeter
- Begerglass

Fremgangsmåte

1. Hell ZnSO₄ i ett glass og CuSO₄ i et annet.
2. Plasser Zn i ZnSO₄ og Cu i CuSO₄.
3. Legg saltbroen mellom de to løsningene.
4. Koble voltmeter med pluss til Cu og minus til Zn. Les spenningen.
5. Observer overflaten til Cu-elektroden etter 10 minutter.
6. Fjern saltbroen og noter hva som skjer med spenningen.

Refleksjonsspørsmål

1. Forklar oksidasjon og reduksjon ved anode og katode.
2. Hva er saltbroens funksjon?
3. Sammenlign målt spenning med teoretisk (Zn/Cu = 1,10 V).

Forsøk 2: Elektrolyse av vann

Bruk elektrolyse til å spalte vann og verifiser volumforholdet 2:1.

Utstyr

- Beholdere med elektroder
- Natron Na_2CO_3 i vann
- 6V likestrøm
- Krokodilleklemmer
- Sprøyter for å samle gass

Fremgangsmåte

1. Fyll beholderen med vann tilsatt litt Na_2CO_3 .
2. Koble pluss-elektrode (anode) og minus-elektrode (katode).
3. Slå på strøm og observer bobler ved begge elektroder.
4. Samle gassene i inverte sprøyter i 5 minutter. Mål volumet.
5. Hold en tent fyrstikk nær H_2 -gassen og O_2 -gassen.
6. Beregn volumforholdet og sammenlign med 2:1.

Refleksjonsspørsmål

1. Skriv halvreaksjonene for anode og katode.
2. Hvorfor er rent vann dårlig leder?
3. Hydrogen som drivstoff – forklar prosessen og utfordringene.