

Fremtidens batterier – information til læreren

C-niveau

Om materialet

Materialet er bygget op omkring batterier, hvor eleven indledningsvis møder problemstillinger med batterier, der bruges i dag. Der er primært fokus på lithiumionbatterier. Der lægges op til, at kemi og især redoxkemi spiller en central rolle i at skabe fremtidens batterier. Eleverne møder en batteriforsker, Dorthe Ravnsbæk, som forsker i at finde nye grundstoffer til fremtidens batterier. Gennem tekst, opgaver og forsøg, der er integrerede i teksten, ledes eleven igennem redoxkemi på c-niveau.

Materialet afsluttes med en længere opgave "Forsk og forklar: Fremtidens batterier". Opgaven støtter eleverne i kritisk tænkning, hvor de lærer at tænke rationelt, undersøge spørgsmål og ideer (hypoteser) og forstå logiske sammenhænge, så de bliver i stand til at konkludere noget. Da opgaven både er teoretisk og praktisk (med forsøg), skal der være adgang til laboratorium.

Der kan være en stor fordel i at afslutte hele temaet med at se foredraget af Dorthe Ravnsbæk "Løber vi tør for batterier?", som er en del af Aarhus Universitets [gymnasielivestream](#). Her ligger i øvrigt rigtig mange gode livestreams, og man kan bare henvende sig og få et login hertil.

Om forsøgene

Der er i alt 4 forsøg samt en Forsk og forklar-opgave, der kombinerer teori og forsøg i en større, afsluttende opgave.

Forsøg 1: Voltas batteri – bare bedre

Forsøg 2: Oldemorforsøg

Forsøg 3: Metaller i rækkefølge

Forsøg 4: Kan du forudsige, om en reaktion kan forløbe?

Forsk og forklar: Fremtidens batterier (Forsøg 5: Lightersten)

Alle forsøgene indeholder opgaver, der skrevet ind i øvelsesvejledningerne og kommer i en rækkefølge, der er tilpasset forsøgene. Alle forsøg på nær det i forsk og forklar-opgaven har fokus på risiko og sikkerhed og involverer eleverne aktivt heri.

Som lærer skal du være opmærksom på, at selvom flere kemikalier mærkes med P-sætningen "P280: Bær beskyttelseshandsker og -tøj, øjen- og ansigtsbeskyttelse.", vurderes det, at det er tilstrækkeligt at bruge øjenbeskyttelse i form af beskyttelsesbriller. Det er op til læreren at vurdere, om brug af handsker endvidere er relevant.

Der er to forsøg om spændingsrækken (forsøg 3 og 4), og det anbefales kun at vælge det ene. De er placeret forskellige steder i dokumentet, da der er forskelligt fokus på, hvad eleverne skal lære. Se uddybende forklaring nedenfor.

Forsøg 1: Voltas batteri – bare bedre

Her trænes eleverne i at afkode en video af forsøgsopstillingen ift. at opskrive en liste over kemikalier og apparatur. Herefter skal de gennemføre forsøget som vist og se, om de kan måle en strøm i systemet. Her er listerne til dig som lærer, så du let kan tjekke, om eleverne er kommet frem til det korrekte.

Udstyr, kemikalier og fremgangsmåde (skal kun være synligt for læreren):

Udstyr	Kemikalier
100 mL bægerglas, 2 stk.	Zinkplade ¹
Et stykke køkkenrullepapir	Kobberplade ¹
Voltmeter/spændingssensor med ledninger og krokodillenæb	0,1 M ZnSO ₄
	0,1 M CuSO ₄
	0,1 M Na ₂ SO ₄

¹Kan fx købes hos skolebutik.dk.

Eleverne skal gerne nå frem til en fremgangsmåde ud fra filmen, som giver disse punkter:

1. Find 2 stk. 100mL bægerglas.
2. Fyld det ene med ca. 75 mL 0,1 M ZnSO₄.
3. Fyld det andet med ca. 75 mL 0,1 M CuSO₄.
4. Form et stykke køkkenrullepapir til en lang pølse, fugt den med 0,1 M Na₂SO₄ og klem væsken ud, så den ikke drypper.
5. Placer vattet som en bro mellem de to bægerglas med opløsninger. Sørg for vattet er i kontakt med begge opløsninger.
6. Sæt zinkpladen ned i opløsningen med zinkioner og kobberpladen ned i opløsningen med kobber(2+)ioner.
7. Sæt krokodillenæb på ledningerne og forbind dem med voltmeteret/spændingssensoren.
8. Sæt krokodillenæbbene fast så den sorte ledning forbindes til zinkpladen og den røde til kobberpladen.
9. Tænd voltmeteret og aflæs det/aflæs spændingssensoren og noter værdien.

Forsøg 2: Oldemorforsøg

Forsøget er relativt simpelt, hvor sølvtøj renses for sølvoxid og sølvsulfid i varmt saltvand med alufolie i. Hvis sølvtøjet er relativt skinnende, kan det med fordel nedsænkes i en fortyndet (lavere koncentration end 0,1M) opløsning af kaliumsulfid, natriumsulfid eller ammoniumsulfid. Herefter er sølvtøjet sort.

I forlængelse af forsøget er der en længere opgave (opgave 3) om kemien i oldemorforsøget. Der findes både en meget stilladseret og en lidt sværere udgave af opgaven. Her kan du som lærer vælge sværhedsgraden eller lade eleverne selv bestemme.

Forsøg 3: Metaller i rækkefølge

Forsøget "Metaller i rækkefølge" er opdagelsesbaseret og er derfor delvist induktivt, men proceduren er delvist guidet, så eleverne opdager noget bestemt. Kemikalier og materialer er derfor givet på forhånd, mens teori er tilbageholdt. Eleven udleder modeller (her spændingsrækken) og opdager hermed nye koncepter. Forsøget kan komme i stedet for opgave 4.

Forsøg 4: Kan du forudsige, om en reaktion kan forløbe?

Forsøget er bygget helt op som et hypotetisk-deduktivt forsøg, hvor fokus er på at træne eleven i at opstille hypoteser, beskrive resultaterne, diskutere dem og konkludere. Ved hjælp af stilladsering i form af specifikke formuleringer, lærer eleven om videnskabelig argumentation

Forsk og forklar: Fremtidens batterier

Da opgaven både er teoretisk og praktisk (med forsøg), skal der være adgang til laboratorium. Selve forsøget tager ikke lang tid at udføre, men alt det teoretiske tager tid, og derfor skal der afsættes samlet 90 min til opgaven. Nogle elever kan være i laboratoriet først og lave det teoretiske bagefter, mens andre starter med det teoretiske.

Del 1: Elektroner og molarmasse

I opgave 3 skal eleverne beregne den teoretiske kapacitet for 4 grundstoffer ud over de to, de har beregnet den for i opgave 2. I klassen kan I med fordel lave et samlet dokument, så I beregner den teoretiske kapacitet for mange grundstoffer. Normalt bør eleverne arbejde med enheder, men da der er mange enheder, der kan være ubekendte for dem, behøver de blot at forholde sig til tallets størrelse. I opgave 4 kan de i stedet prøve at forholde sig til enhederne.

Opgave 4 er svær, da eleverne skal forholde sig til enheder. Opgaven er valgfri, og du bestemmer, om de skal forsøge at lave den. Løsningen er indsat nedenfor:

$$\begin{aligned} 1 \frac{C}{g} &= \frac{1}{3,6} \frac{mA \cdot h}{g} & (A) \\ \Leftrightarrow 1 \frac{C}{g} &= \frac{1}{3,6} \cdot \frac{1}{1000} \frac{A \cdot h}{g} \\ \Leftrightarrow 1 \frac{C}{g} &= \frac{1}{3600} \cdot 60 \cdot 60 \frac{A \cdot s}{g} \\ \Leftrightarrow 1 \frac{C}{g} &= 1 \frac{A \cdot s}{g} \end{aligned}$$

Del 2: Grafit eller silicium?

Lightersten kan købes billigt på nettet eller i nogle kiosker. Pakkerne, de kommer i, ser fx sådan ud:



Eleverne får brug for deres telefon undervejs i forsøget til at optage en video og evt. tage supplerende billeder. De skal også have et periodisk system i nærheden.

Det kan være en fordel at fremskaffe en digital skydelære eller to til forsøget. Alternativt benyttes blot en lineal, som angivet i forsøgsdelen i opgaven.

Forsøget er sat op til kun at teste en enkelt lightersten, men det kan med fordel udvides til 3-4 lightersten, hvorefter eleverne kan beregne gennemsnit m.m.

Lighterstenen vil gløde rødt og vokse i størrelse samt revne, hvorefter den køler ned og bliver sort. I nogle tilfælde vil den gløde op endnu engang, uden at der er blevet varmet på den igen. Det sker, fordi der opstår revner, som ilten kan komme ind til. Hvis det ikke sker, kan eleverne evt. smuldre den lidt og så opdager de, at den stadig er hård inde i midten, hvor cerium og jern endnu ikke er oxideret. De kan i så fald med fordel varme på den igen med flammen, så de ser den anden oplødning.

Forsøget er ekstra flot at se på, hvis lokalet kan delvist mørklægges. Men eleverne skal dog kunne se nok til at kunne udføre forsøget.

Som lærer kan du se denne [video](#) af forsøget fra Peter Hald, sikkerhedsleder på Institut for Kemi på Aarhus Universitet. Evt. kan du også bruge denne [video](#), som Peter har lavet, hvor han viser, at jern bliver tungere, når det brænder. Forklaringen er den samme som for lighterstenen. Metallet oxideres og optager oxygenatomer fra luftens dioxygen.

Hvis du har brug for forsøgsdata, er her nogle fra en test af 2 forskellige mærker af lightersten:

Lightersten 1 (Xikar):

$m_{\text{før}} = 0,1245 \text{ g}$	$m_{\text{efter}} = 0,1461 \text{ g}$
$d_{\text{før}} = 2,22 \text{ mm}$	$d_{\text{efter}} = 5,78 \text{ mm}$
$l_{\text{før}} = 4,95 \text{ mm}$	$l_{\text{efter}} = 7,57 \text{ mm}$

Lightersten 2 (ukendt mærke):

$m_{\text{før}} = 0,1276 \text{ g}$	$m_{\text{efter}} = 0,1544 \text{ g}$
$d_{\text{før}} = 2,23 \text{ mm}$	$d_{\text{efter}} = 3,75 \text{ mm}$
$l_{\text{før}} = 4,75 \text{ mm}$	$l_{\text{efter}} = 8,11 \text{ mm}$

Lightersten 3 (Zippo):

$m_{\text{før}} = 0,1318 \text{ g}$	$m_{\text{efter}} = 0,1433 \text{ g}$
$d_{\text{før}} = 2,30 \text{ mm}$	$d_{\text{efter}} = 3,52 \text{ mm}$
$l_{\text{før}} = 4,63 \text{ mm}$	$l_{\text{efter}} = 7,18 \text{ mm}$

Opgave 6 og 7 er sandsynligvis svære for eleverne. Her er beregningerne til jer baseret på lightersten 1 fra opgave 3 til 7:

3. Brug den afvejede masse af din lightersten i starten af forsøget til at finde ud af massen og stofmængden af jern og cerium.
- Beregn din lighterstens masse af jern i gram - $m(\text{Fe})$.
 $m(\text{Fe}) = 0,3 \cdot m(\text{lightersten 1})_{\text{start}} = 0,3 \cdot 0,1245 \text{ g} = 0,03735 \text{ g}$
 - Find molarmassen for jern - $M(\text{Fe})$ - og beregn herefter stofmængden af jern i mol - $n(\text{Fe})$. Hvis du er i tvivl om, hvilken formel du kan bruge, skal du tænke på en, hvor der både indgår molarmasse og masse.
 $M(\text{Fe}) = 55,93 \text{ g/mol}$
 $n(\text{Fe}) = n(\text{Fe}^{3+}) = m(\text{Fe})/M(\text{Fe}) = 0,03735 \text{ g}/55,93 \text{ g/mol} = 6,678 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 - Beregn din lighterstens masse af cerium i gram - $m(\text{Ce})$.
 $m(\text{Ce}) = 0,7 \cdot m(\text{lightersten 1})_{\text{start}} = 0,7 \cdot 0,1245 \text{ g} = 0,08715 \text{ g}$
 - Find molarmassen for cerium - $M(\text{Ce})$ - og beregn herefter stofmængden af cerium i mol - $n(\text{Ce})$.
 $M(\text{Ce}) = 140,12 \text{ g/mol}$
 $n(\text{Ce}) = n(\text{Ce}^{4+}) = m(\text{Ce})/M(\text{Ce}) = 0,08715 \text{ g}/140,12 \text{ g/mol} = 6,220 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
4. Diskuter med din forsøgsmakker, hvorfor massen er steget. Du skal bruge dine reaktionsskemaer i opgave 2 og se på, hvilke tilstandsformer stofferne har. Hvad er det, du har vejet på vægten?
 Da produkterne i reaktionsskemaerne er faste stoffer, er der nu optaget oxygenatomer i lighterstenen, og dette forklarer den større masse af lighterstenen efter forsøget i forhold til før forsøget.
5. Brug forskellen i masse af lighterstenen fra før og efter forsøget (den har du beregnet under punkt 10a i forsøget) til at beregne, hvor stor en stofmængde af oxygen, der nu er bundet i lighterstenen. Dette svarer til det *faktiske forbrug* af oxygenatomer i dit forsøg, og det kalder vi i de næste beregninger for $n(\text{O})_{\text{total}}$.
 $m(\text{O}) = \Delta m(\text{lightersten}) = m(\text{lightersten 1})_{\text{slut}} - m(\text{lightersten 1})_{\text{start}}$
 $= 0,1461 \text{ g} - 0,1245 \text{ g} = 0,02160 \text{ g}$
 $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$
 $n(\text{O}) = m(\text{O})/M(\text{O}) = 0,02160 \text{ g}/16,00 \text{ g/mol} = 1,350 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
6. Beregn det *forventede forbrug* af oxygen.
- Beregn stofmængden af oxygenatomer i Fe_2O_3 . Du kender stofmængden af jernatomer fra opgave 3.b.
 Reaktionsforholdet mellem Fe og O i Fe_2O_3 er 2:3.
 $n(\text{O i Fe}_2\text{O}_3) = 3/2 \cdot n(\text{Fe}) = 3/2 \cdot 6,678 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 1,002 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 - Beregn stofmængden af oxygenatomer i CeO_2 . Du kender stofmængden af ceriumatomer fra opgave 3.d
 Reaktionsforholdet mellem Ce og O i CeO_2 er 1:2.
 $n(\text{O i CeO}_2) = 2 \cdot n(\text{Ce}) = 2 \cdot 6,220 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 1,244 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 - Beregn det forventede forbrug af oxygen i mol ved at lægge stofmængderne beregnet i 6.a. og 6.b. sammen.
 $n(\text{O})_{\text{total}} = n(\text{O i Fe}_2\text{O}_3) + n(\text{O i CeO}_2)$
 $= 1,002 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 1,244 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2,246 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

7. Er det faktiske forbrug og det forventede forbrug af oxygen det samme?

a. Hvorfor/hvorfor ikke?

Det faktiske forbrug er $1,350 \cdot 10^{-3}$ mol mens det forventede forbrug er $2,246 \cdot 10^{-3}$ mol. Dvs. der er kun forbrugt lidt over halvdelen af den forventede stofmængde af oxygen. Dette kan skyldes:

1. $m(\text{lightersten})_{\text{efter}}$ er for lav, hvilket enten skyldes, at eleverne har mistet lidt af den forbrændte lightersten inden afvejning (dette vil nok være elevernes bud), eller at ikke alle metalatomer er oxideret og har optaget oxygen.
2. Måske kan der være blevet dannet FeO og Ce_2O_3 , da oxygenforbruget dermed ville være lavere, end hvis produkterne er rent Fe_2O_3 og CeO_2 . Dermed kan man diskutere, om antagelsen inden opgave 6 er korrekt.
3. Indholdet af jern og cerium i lighterstenen er ikke 30 % hhv. 70 %, men snarere mindre jern. Dette opfordres eleverne til at undersøge i næste delopgave (7.b.).

b. Du kan prøve at undersøge, om du også kan forklare en eventuel forskel i forbrug af oxygen, ud fra forudsætningen, at der er 30% jern og 70% cerium i lighterstenen. Det kan du gøre ved at gennemføre beregningerne under punkt 3 og 6 i igen og antage der fx er 20% jern og 80% cerium. Passer resultaterne bedre nu?

Beregningerne gennemgås ikke her, men det teoretiske stofmængdeforbrug af oxygen falder til hhv. $0,00209$ mol for 20 % Fe og 80 % Ce og $0,00166$ mol for 10 % Fe og 90 % Ce.