

Oppgave 9

Reduksjon og oksidasjon. Spenningsrekken

Navn og Dato: Marcus Lexander 01/11/17

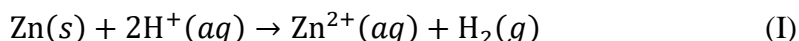
Labgruppe og plassnr.: Onsdag plass 17

Sammendrag

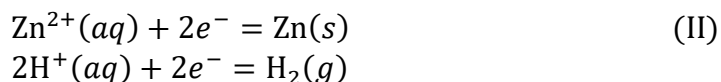
En kvalitativ undersøkelse av reduksjonspotensiale til redoks-par av kobber, sink, sølv, hydrogen og halogener er gjort og brukt til å lage en spenningsrekke for disse stoffene. Reaksjonen mellom sølvioner og kobber er brukt til å beregne den molare massen til kobber til 68,84 g/mol som er et avvik på 8,32% fra litteraturverdi på 63,55 g/mol.

1 Teori

En redoks-reaksjon er en reaksjon hvor en overføring av elektroner fra et atom til et annet. Når et atom avgir elektroner, altså at ladningen går opp kalles det en oksidasjon og tilsvarende motsatt kalles det at et atom tar opp elektroner, eller en reduksjon i ladningen kalles en reduksjon. Derav red-oks reaksjon. For eksempel kan en se på oppløsningen av sink i syre (1).



Her gir sinkatomer fra seg elektroner som hydrogenionene tar opp. Dette er en spontan reaksjon siden hydrogenionene har et større reduksjonspotensiale enn sinkionene. Dette kan beskrives som to delreaksjoner som kalles redoks-par (1).



2 Eksperimentelt

2.1 Reaksjon mellom sølvion og kobber, kvantitativ undersøkelse

Et stykke tynn kobbertråd ble pusset med smergelpapir. En prøve på ca 5 cm ble klippet av og veid til 0,0771 g på analysevekt. Prøven ble lagt i et 200 mL begerglass med 100 mL sølvnitrat. Løsningen ble rørt i av og til for å løsne bunnfall fra kobbertråden. Løsningen blir stående til kobbertråden er fullstendig oppløst.

En porselendigel ble varmet opp til den glødet svakt. Digelen ble avkjølt og veid. Løsningen ble filtrert med et ashless filter slik at alt bunnfall fanges i fileret. Bunnfallet ble vasket med destillert vann før filteret ble presset forsiktig sammen for å fjerne vannrester. Filteret ble så tørket i porselendigelen på svak varme, så ble papiret brent vekk med å varme med sterkere flamme. Digelen ble avkjølt og veid på analysevekt. Oppvarming og avkjøling ble gjentatt 3 ganger til vekten var konstant innenfor ± 2 mg.

2.2 Redoks-par bestoende av metallion/metall

Begge metallstykkene i forsøket ble pusset med smergelpapir. Et lite stykke kobberblikk ble lagt i ca. 3 mL av en 0,1 M sinknitratløsning ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$) og tilsvarende ble et lite stykke sinkblikk lagt i ca. 3 mL av en 0,1 M kobbernitratløsning ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$). Begge løsningsene ble latt stå en liten stund.

2.3 Redoks-paret H^+/H_2

Begge metallstykkene ble her og pusset med smergelpapir. Biter av henholdsvis kobber og sink ble lagt i hvert sitt reagensrør med ca. 3 mL 3 M saltsyre (HCl).

2.4 Redoks-paret bestående av halogen/halogenion

Et par mL 0,1 M klorvann ($\text{Cl}_2(\text{aq})$) ble tilsatt ca. lik mengde av henholdsvis 0,1 M kaliumbromid ($\text{KBr}(\text{aq})$) og kaliumjodid ($\text{KI}(\text{aq})$). Begge løsningsene ble blandet godt før ca. 1 mL lampeolje ble tilsatt og farge i lampeoljefasen ble notert. Tilsvarende ble et par mL 0,2 M bromvann ($\text{Br}_2(\text{aq})$) tilsatt en ca. lik mengde kaliumjodid, blandet og tilsatt lampeolje.

2.5 Redoks-paret $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

Ca. 1 mL 0,1 M jern(III)klorid (FeCl_3) ble tilsatt et par mL henholdsvis 0,1 M KBr og 0,1 M KI. Løsningene ble blandet og ca. 1 mL lampeolje ble tilsatt. Fargen i oljefasen ble notert. Det ble pipettert ut litt av vannfasen i prøven i et nytt reagensrør. Noen dråper kaliumferricyanid ($\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$) ble tilsatt.

2.6 Sammenstilling av reduksjonspotensiale

Et lite stykke kobberblikk ble lagt i ca 5 mL 0,2 M bromvann. Løsningen ble ristet i noen minutter før den ble helt over i en porselensskål. Løsningen ble kokt opp for å drive ut overskudd av oppløst brom. En liten prøve av løsningen ble tilsatt noen dråper 0,1 M sølvnitrat. Observasjon av felling ble notert. En ny prøve av løsningen 1 mL 6 M ammoniakk (NH_3).

3 Resultater og diskusjon

3.1 Molmasse av kobber

Etter filtrering av sølvfellingen ble den veid opp til 0,2417 g. Molmassen til kobber ble da beregnet til 68,84 g/mol som er et 8,32% avvik fra litteraturverdi på 63,55 g/mol, som er langt utenfor usikkerheten på måleutstyret. Om en regner med den faktiske molmassen til kobber får en at en skulle teoretisk sett fått 0,2618 g sølv. Dette tyder på at ikke alt sølv har blitt filtrert ut og da noe ligger igjen i løsningen. Sølv har en middels høy massetetthet så det å miste ca. 10 mg er ikke umulig. Den økte molmassen kan mulig også delvis skyldes urenheter som rester av kobberoksid, fuktighet og fett i kobberbiten som har telt med på den målte massen. Beregninger ligger ved i vedlegg 1.

3.2 Reaksjoner for sølv, kobber, sink og hydrogen

Siden fast sølv felles ut av løsningen med fast kobber og sølvnitrat vet vi at sølvioner (Ag^+) har et større reduksjonspotensiale enn kobberioner (Cu^{2+}). I kobbernitratløsningen ble det observert utvikling av et svart belegg på sinkbiten, og i sinknitrat skjedde ingenting med kobber biten. Dette sier at kobberioner har større reduksjonspotensiale enn sinkioner (Zn^{2+}). I saltsyreløsning ble sink løst opp og ingenting skjedde med kobber. Dette sier at kopperioner har større reduksjonspotensiale enn hydrogenioner (H^+), og at sinkioner har lavere reduksjonspotensiale enn hydrogenioner. Alle disse fire reduksjonsreaksjonene er sortert etter reduksjonspotensiale i tabell 3.1

Tabell 3.1: Halvreaksjoner for reduksjon av sølv (Ag), kobber (Cu), hydrogen (H) og sink (Zn) listet i stigende rekkefølge av reduksjonspotensiale hvor det sterkeste reduksjonsmiddelet står nederst.

$\text{Ag}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Ag}(s)$
$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$
$2\text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g)$
$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Zn}(s)$

3.3 Reaksjoner for halogen og jern

I blandingen med klorvann og kaliumbromid fikk oljefasen en klar rødbrun farge som tyder på dannelse av elementer brom (Br_2), altså har klor høyere reduksjonspotensiale enn brom. Tilsvarende ble oljefasen i blandingen av klorvann og kaliumjodid en klar lillafarge som tyder på dannelse av elementer jod (I_2), altså har klor også høyere reduksjonspotensiale enn jod. I blandingen av brom og kaliumjodid fikk også oljefasen en svak lillafarge som igjen tyder på at brom har et høyere reduksjonspotensiale enn jod. For reduksjonen av jern(III) var oljefasen klart lilla for blanding med jodid og helt blank for blanding med bromid. Etterprøven med tilsats av kaliumferricyanid ga en mørk blå felling av jernferricyanid i løsningen med jodid, og ingen felling i løsningen med bromid. Dette tyder på at jern(III) ioner har høyere reduksjonspotensiale enn jod og lavere enn brom. Alle halvreaksjonene for disse reaksjonene er sortert etter stigende reduksjonspotensiale i tabell 3.2.

Tabell 3.2: Halvreaksjoner for reduksjon av halogen og jern(III) til jern(II) listet etter stigende reduksjonspotensiale hvor det sterkeste reduksjonsmiddelet står nederst.

$\text{Cl}_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(aq)$
$\text{Br}_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-(aq)$
$\text{Fe}^{3+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$
$\text{I}_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-(aq)$

3.4 Sammenstilling av reduksjonspotensiale

Kobberbiten i mettet bromvann ga ingen synlig reaksjon. Ved tilsats av sølvnitrat ble hvit sølvbromid felt ut og ved tilsats av ammoniakk fikk løsningen en dyp blå farge som indikerer kobberioner i løsningen. Dette tyder på at brom har reagert med kobber som betyr at brom har et høyere reduksjonspotensiale enn kobber.

Sammen med oppgitte data på reaksjoner for $\text{I}_2/\text{Cu}^{2+}$, $\text{Ag}^+/\text{Fe}^{3+}$ og Br_2/Ag^+ er alle halvreaksjonene som er undersøkt i forsøket listet sortert etter stigende reduksjonspotensiale i tabell 3.3

Tabell 3.3: Samlet liste for alle halvreaksjonene i forsøket sortert etter stigende reduksjonspotensiale med numeriske verdier for reduksjonspotensiale (2).

Reduksjonsreaksjon	Reduksjonspotensiale $E^\circ(V)$
$\text{Cl}_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(aq)$	+1,36
$\text{Br}_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-(aq)$	+1,07
$\text{Ag}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Ag}(s)$	+0,80
$\text{Fe}^{3+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$	+0,77
$\text{I}_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-(aq)$	+0,53
$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$	+0,34
$2\text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g)$	0,00 (Def)
$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Zn}(s)$	- 0,76

4 Litteraturliste

1. Hafskjold, B. og Madland, E., Laboratoriekurs i KJ1000 Generell kjemi, 4. utgave, NTNU, Trondheim, 2017.
2. Chang, R. og Goldsby, K. A., *General Chemistry: The Essential Concepts*, 7th Edition, McGraw-Hill, New York, 2014, kapittel 19.

Vedlegg 1: Beregninger

Beregning for veid mengde sølv

$$n_{Ag} = \frac{0,2417 \text{ g}}{107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,2400 \text{ mmol}$$

$$n_{Cu} = \frac{n_{Ag}}{2} = \frac{2,2400 \text{ mmol}}{2} = 1,1200 \text{ mmol}$$

$$m_{Cu} = 0,0771 \text{ g} = M_{Cu} \cdot n_{Cu}$$

$$M_{Cu} = \frac{0,0771 \text{ g}}{1,1200 \text{ mmol}} = 68,84$$

$$\frac{M_{beregnet}}{M_{litteratur}} = \frac{68,84}{63,55} = 1,0832 \rightarrow 8,32\%$$

Beregning for litteraturverdi av molmasse til kobber

$$M_{Cu}^{litteratur} = 63,55$$

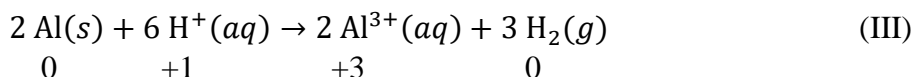
$$n_{Cu} = \frac{0,0771}{63,55} = 1,2132 \text{ mmol}$$

$$n_{Ag} = 2 \cdot n_{Cu} = 2,4264 \text{ mmol}$$

$$m_{Ag} = 2,4264 \text{ mmol} \cdot 107,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,2618 \text{ g}$$

Vedlegg 2: Svar på kontrollspørsmål

1. Skriv reaksjonsligning III i rapporten og skriv under hvert ledd oksidasjonstallet for vedkommende grunnstoff. Hvilket grunnstoff har blitt oksidert i denne reaksjonen og hvilket grunnstoff har blitt redusert? Hva er oksidasjonsmiddelet og hva er reduksjonsmiddelet?



I reaksjonen blir Aluminium oksidert og Hydrogen blir redusert. Dette betyr at aluminium er reduksjonsmiddelet og at hydrogen er oksidasjonsmiddelet.

2. Nedenfor er det angitt 9 kombinasjoner av reaktanter. Skriv balanserte netto reaksjonsligninger for de kombinasjonene der reaksjonen ifølge tabellen for standard reduksjonspotensialer du har laget skal finne sted, og «ingen reaksjon» for de øvrige kombinasjonene. Begrunn hvorfor du mener reaksjonene evt. ikke finner sted.
 - a. $\text{Zn}^{2+}(aq) + \text{Br}^-(aq) \rightarrow$ ingen reaksjon fordi Zn^{2+} har lavere reduksjonspotensiale enn Br_2 .
 - b. $\text{Zn}^{2+}(aq) + \text{Br}_2(l) \rightarrow$ ingen reaksjon fordi begge stoffene er på oksidert form
 - c. $\text{Zn}(s) + \text{Br}^-(aq) \rightarrow$ ingen reaksjon fordi begge stoffene er på redusert form
 - d. $\text{Zn}(s) + \text{Br}_2(l) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{Br}^-(aq)$
 - e. $\text{Cu}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{Cu}(s) + 2\text{H}^+(aq)$
 - f. $\text{Cu}^{2+}(aq) + \text{H}^+(aq) \rightarrow$ ingen reaksjon fordi begge stoffene er på oksidert form
 - g. $\text{Fe}^{2+}(aq) + \text{Cu}^{2+}(aq) \rightarrow$ ingen reaksjon fordi Cu^{2+} har lavere reduksjonspotensiale enn Fe^{3+}
 - h. $\text{Fe}^{2+}(aq) + \text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(aq) + \text{Ag}(s)$
 - i. $\text{Fe}^{2+}(aq) + \text{I}_2(s) \rightarrow$ ingen reaksjon fordi I_2 har lavere reduksjonspotensiale enn Fe^{3+}