

Järnsalt under undersökning

Målgrupp: Arbetet är utvecklat för gymnasiets kurs KE5 där man lär sig om oxidations-reduktionsreaktioner.

Längd: 45 min

Motivation: I det här arbetet bestämmer man järnhalten för ett salt. Elevens uppgift är att ta reda på järnsaltets järnkoncentration.

Inlärningsändamål: Målet är att lära sig om experimentellt arbete i ett laboratorium och grundprinciperna i titrering.

Nyckelord: Oxidation – Titrering – Indikator

SÄKERHET OCH AVFALLSHANTERING

- Laboratorierock, skyddshandskar och -glasögon
- Saltsyra är ett frätande ämne
- Kaliumpermanganat är ett oxiderande och frätande ämne. Det är också skadligt för vattenekosystem
- Mangan är skadligt för vattenekosystem
- Järn(II)sulfat irriterar hud och ögon
- Skölj skvätt omedelbart med riklig mängd vatten
- Kontakta läkare vid behov
- Små mängder av provet (järn i saltsyra) kan efter neutralisering hällas i avloppet. Stora mängder av järnlösningen bör samlas som tungmetallavfallslösning
- Endast mycket små mängder mangan får hällas i avloppet. De titrerade proven (innehåller Fe, Mn och HCl) samlas upp som tungmetallavfallslösning
- Permanganat samlas upp som oxiderande lösning i ett egget avfallskärl

BERÄTTELSE

Du jobbar som laborant i Kemiras kvalitetsgranskning-laboratorium. En ny sats järn(II)salt menat till vattenrening har nyss blivit klar på produktionslinjen. Din uppgift är att kontrollera att saltets järnhalt är tillräckligt stor.

INLEDANDE FRÅGOR

Fungerar kaliumpermangat som oxidations- eller reduktionsmedel i reaktionen?

Kaliumpermanganat är ett starkt oxidationsmedel.

I hurdana kemiska reaktioner används kaliumpermanganat?

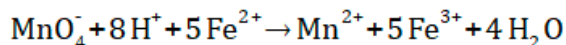
Kaliumpermanganat används bland annat i ytbehandling av metaller och i läkemedelsindustrin. Dessutom används ämnet i kemiindustrin för att avlägsna järn och mangan från lösningar, som reagens i oxidations-reduktionsreaktioner, samt som reagens i analytisk och organisk kem.

BAKGRUND

Saltets järnkonzentration kan bestämmas bland annat genom titrering. I titrering tillsätter man i provet av en titrant (ett reagens vars koncentration man känner till), som reagerar med analyten (ämnet som undersöks) i provet. Man tillsätter av titranten tills alla analytmolekyler i provet har reagerat. Med hjälp av

titreringsförbruket kan man sedan beräkna mängden analytmolekyler i provet. För att kunna se slutpunkten för titreringen använder man ofta indikatorer. Indikatorer är föreningar som byter färg då de kemiska omständigheterna, så som pH, i lösningen ändras.

Det finns flera olika slags titrimetriska metoder. I det här arbetet gör man en oxidations-reduktionstitrering, där det sker en oxidations-reduktionsreaktion mellan analyten i provet och reagensen i titranten. När man känner till titrantens koncentration och reaktionens stoikiometri kan man beräkna analytkoncentrationen i provet. I det här arbetet titreras en lösning som innehåller Fe²⁺-joner med en kaliumpermanganatlösning (KMnO₄). I reaktionen oxiderar permanganatjonerna (MnO₄⁻) järn(II)jonerna till järn(III)joner samtidigt som de själv reduceras till Mn²⁺-joner.



Ekvivalenspunkten i oxidations-reduktionsreaktioner kan indikeras av till exempel indikatorer eller av spänningsmätare. I titreringen som görs i detta arbete behöver man ingen indikator eftersom jonerna som deltar och bildas i reaktionen har klart olika färger. Kaliumpermanganatlösningen är violett och Fe²⁺-jonerna ger provet en blek blågrönfärg. När permanganatlösningen tillsätts i provet oxideras järn(II)jonerna till järn(III)joner, som ger lösningen en grangul färg. När permanganaten reduceras till Mn²⁺-joner försvinner dess violetta färg. I ekvivalenspunkten finns det inga Fe²⁺-joner kvar att oxidera, alltså försvinner inte permanganatens violetta färg. Reagenstillsatsen vid ekvivalenspunkten färgar alltså lösningen orange/röd.



REAGENS

- 1 M saltsyra
- Järn(II)sulfat
- 0,050 M kaliumpermanganatlösning

MATERIAL

- 100 eller 200 ml dekanterglas
- 200 ml mätflaska
- 100 ml fullpipett
- 250 ml erlenmeyerkolv
- Byrett
- Sked eller spatel
- Magnetstav
- Magnetomrörare
- Våg
- Värmeplatta

UTFÖRANDET AV ARBETET

FRAMSTÄLLNING AV LÖSNINGAR (LÄRARE)

0,05 M kaliumpermanganatlösning: Lös upp 0,7902 g kaliumpermanganat (KMnO_4 , $M=158,04$ g/mol) i 100 milliliter jonbytt vatten. Gör lösningen i mätflaska.

FRAMSTÄLLNING AV JÄRN(II)LÖSNINGEN

Väg upp noggrant cirka 1 gram järn(II)sulfat i ett dekanterglas. Skriv upp den exakta massan. Lös upp järnsaltet du vägt upp i cirka 100 ml 1 M saltsyra, upphetta vid behov. Låt lösningen svalna när saltet löst sig. Späd ut järnlösningen i mätflaska till 200 milliliter med 1 M saltsyra.

UTFÖRANDET AV TITRERINGEN

Mät upp med fullpipett 100 milliliter av järnlösningen i en 250 milliliters erlenmeyerkolv.

Sätt en magnetstav i erlenmeyerkolv och ställ den på magnetomröraren. Starta omrörningen och börja titrera med 0,05 M kaliumpermanganatlösning. I början innehåller lösningen endast Fe^{2+} -joner och är färglös/blekgrön. Permanganaten oxiderar Fe^{2+} -jonerna till Fe^{3+} -joner, som ger lösningen en granngul färg. I ekvivalenspunkten blir lösningen orange/röd. Avläs förbrukningen från byrettens skala och skriv upp den.

BERÄKNING AV RESULTAT

Beräkna järn(II)sulfatens järnkonzentration i massprocent (m-%). Kom ihåg att beakta reaktionens stoikiometri.

EDTA-förbrukningen vid ekvivalenspunkten = $V(\text{förbrukning}) =$ ml

$m(\text{prov}) =$

$V(\text{prov}) = 100 \text{ ml}$

$$V(\text{Fe-lösning}) = 200 \text{ ml}$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ M}$$

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

Vi börjar med att beräkna den förbrukade kaliumpermanganatens substansmängd $n(\text{KMnO}_4)$. Detta gör vi med hjälp av titreringsförbrukningen och KMnO_4 lösningens koncentration.

$$n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{förbrukning})$$

Reaktionen i avsnittet Bakgrund berättar åt oss att $n(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{Fe}) = (1/5) \cdot n(\text{KMnO}_4)$. Vi kan anta att allt järn kommer från järnlösningen vi framställt. Med hjälp av substansmängden kan vi beräkna järnkoncentrationen för provet vi titrerat. Koncentrationen vi får som svar motsvarar också koncentrationen för järnlösningen vi framställt från järnsaltet $c(\text{Fe-lösning})$.

$$c(\text{Fe-lösning}) = \frac{n(\text{Fe})}{V(\text{prov})}$$

Med hjälp av järnlösningens koncentration och volym kan vi beräkna mängden järn i lösningen vi framställt från järnsulfaten.

$$n(\text{Fe-lösning}) = c(\text{Fe-lösning}) \cdot V(\text{Fe-lösning})$$

$$m(\text{Fe-lösning}) = n(\text{Fe-lösning}) \cdot M(\text{Fe})$$

När vi vet massan för provet och järnet som provet innehåller kan vi beräkna järn(II)sulfatens järnhalt i massprocent:

$$m\text{-}\%(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe-lösning})}{m(\text{prov})} \cdot 100\%$$



Enheten för kemilärarutbildning
Helsingfors universitet
Järnsalt under undersökning
Lärarens anvisningar

SAMMANFATTANDE FRÅGOR

Järn(II)saltet borde innehålla minst 30 m-% järn. Koncentrationen får avvika högst 10 % från målkoncentrationen. Var saltets järnkonzentration inom det tillåtna intervallet?

Ta reda på vad järnets roll är i vattenreningsprocessen.

Järnet fungerar som koagulator i vattenreningsprocessen. Avloppsvatten innehåller vanligen partiklar, som nästan alltid har en ytladdning. Koagulatorer neutraliserar partiklarnas ytladdningar. Detta gör det möjligt för partiklarna att bindas till varandra och bilda större partiklar som är lättare att fälla ut eller filtrera bort från vattnet.