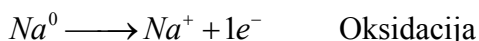

13. Vaja: Reakcije oksidacije in redukcije

a) Osnove:

Oksidacija je reakcija pri kateri posamezen element (reducent) oddaja elektrone in se pri tem oksidira (oksidacijsko število se zviša). Redukcija pa je reakcija pri kateri posamezen element (oksidant) sprejema elektrone in se pri tem reducira (oksidacijsko število se zniža).



Oksidacijsko število je enako naboju, ki bi ga atom imel, če bi bila spojina zgrajena le iz ionov.

Pravila za oksidacijska števila:

1. Oksidacijsko število elementov je enako nič.
2. Kovine imajo pozitivna oksidacijska števila, kovine I. skupine 1+, kovine II. skupine 2+, itd.
3. Vodik ima vedno 1+ oksidacijsko število.
4. Kisik ima vedno 2- oksidacijsko število, razen v peroksidih.
5. Vsota vseh oksidacijskih števil mora biti enaka nič oz. mora biti enaka naboju iona.

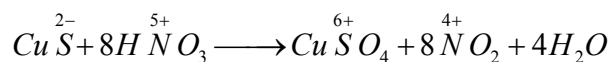
Redoks reakcije

Redoks reakcija je reakcija pri kateri neka snov oddaja elektrone (reducent), druga pa jih sprejema (oksidant). Reducent in oksidant sta nujno pogojena.

Pravila za urejanje redoks reakcij:

1. Določimo oksidacijska števila elementom, katerim se le ta spreminjajo.
2. Določimo reducenta in oksidanta.
3. Število sprejetih in oddanih elektronov mora biti enaka.
4. Število istovrstnih atomov na obeh straneh reakcij mora biti enako.

Primer:



Redoks oz. elektrokemijska napetostna vrsta

Je zaporedje parov oziroma polčlenov, ki si sledijo po naraščajočih oz. padajočih vrednostih standardnih potencialov.

Del redoks vrste:



Standardni redoks potencial je napetost člena, ki je sestavljen iz določenega polčlena in standardnega vodikovega polčlena (npr. $U^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}) = 3,03\text{V}$).

Nek reducent lahko oksidiramo samo s takim oksidantom, ki ima bolj pozitiven redoks potencial!

b) Naloga:

1. Določi lego Zn in Cu glede na vodik v elektrokemijski napetostni vrsti!
2. Določi, kateri halogen je močnejši!
3. Ugotovi jakost kalijevega manganata(VII) kot oksidanta v različnih medijih!
4. Določi maso Fe^{2+} v danem vzorcu s titracijo z KMnO_4 !

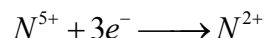
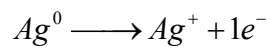
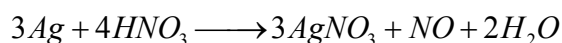
c) Računske naloge:

1. Izračunaj, koliko mililitrov 63% HNO_3 z gostoto $1,382\text{g/mL}$ potrebuješ, da raztopiš $40,0\text{g Ag}$! Koliko litrov in katerega plina nastane pri 15°C in 102KPa ?

$$\begin{aligned}\rho(\text{HNO}_3) &= 1,382\text{g/ml} \\ w(\text{HNO}_3) &= 63\% \\ M(\text{HNO}_3) &= 63,0\text{g/mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}T(\text{plina}) &= 15^\circ\text{C} \\ p(\text{plina}) &= 102\text{KPa}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}m(\text{Ag}) &= 40,0\text{g} \\ M(\text{Ag}) &= 107,9\text{g/mol}\end{aligned}$$



$$4n(\text{Ag}) = 3n(\text{HNO}_3)$$

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{4m(\text{Ag})M(\text{HNO}_3)}{3M(\text{Ag})} = \frac{4 \cdot 40,0\text{g} \cdot 63,0\frac{\text{g}}{\text{mol}}}{3 \cdot 107,9\frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 31,12\text{g}$$

$$m(\text{HNO}_3)^{63\%} = \frac{m(\text{HNO}_3)}{w(\text{HNO}_3)} = \frac{31,12\text{g}}{0,63} = 49,4\text{g}$$

$$V(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{\rho(\text{HNO}_3)} = \frac{49,4\text{g}}{1,382\frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 35,7\text{mL}$$

$$3n(\text{NO}) = n(\text{Ag})$$

$$V(\text{NO}) = \frac{m(\text{Ag})RT}{3 \cdot M(\text{Ag})p} = \frac{40,0\text{g} \cdot 8,314\frac{\text{J}}{\text{molK}} \cdot 288\text{K}}{3 \cdot 107,9\frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 102000\text{Pa}} = 2,9\text{L}$$

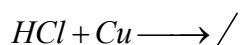
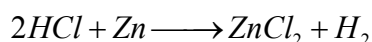
d) Izvedba vaje:

1. V dve epruveti nalijemo po 3mL 2M HCl. V eno vržemo košček Zn, v drugo pa košček Cu. Nato v dve epruveti nalijemo 3mL 0,25M ZnCl₂ in vržemo v eno raztopino košček Zn, v drugo pa košček Cu. V drugi epruveti pa nalijemo 3mL 0,25M CuCl₂ in dodamo v eno košček Zn v drugo pa košček Cu.
2. V prvo epruveto nalijemo 1mL 0,1M NaBr, v drugo pa 1mL 0,1M KI. Obema raztopinama dolijemo po 2mL klorovice (nasičena vodna raztopina klora) in 1mL tetraklorometana. Epruveti močno stresamo in opazujemo barve plasti. Rjava barva plasti CCl₄ je dokaz za elementaren brom, vijolična pa za jod.
3. V tri epruvete nalijemo po 1mL 0,02M KMnO₄ in v vsako dodamo po 8mL H₂O. Nato dodamo v prvo 2mL 1M H₂SO₄, v drugo še 2mL H₂O, v tretjo pa 2mL 20% NaOH. V tako pripravljene raztopine med mešanjem dodamo toliko 0,1M Na₂SO₄, da spremenijo barvo.
4. Vzorec v merili bučki, razredčimo na 250mL. Z merilno pipeto odmerimo 20,0mL vzorca v erlenmajerico, mu z merilnim valjem dodamo 20mL 1M H₂SO₄ in titriramo z 0,02M KMnO₄ do rahlo rožnate barve. Titracijo trikrat ponovimo.

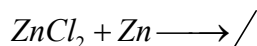
e) Meritve z diskusijo:

1. *Lega Zn in Cu v redoks vrsti:*

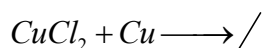
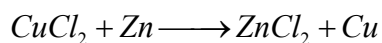
Cink reagira s klorovodikovo kislino, kar lahko opazimo kot izhajanje pri reakciji nastalega vodika. Reakcija poteče, ker ima vodik bolj pozitiven redoks potencial od cinka in ga zato lahko oksidira pri čemer se sam zreducira v elementaren vodik. V primeru bakra pa reakcija ne poteče saj ima baker bolj pozitiven redoks potencial kot vodik in zato ostane neoksidiran.



Cink s cinkovim kloridom ne reagira saj gre za isti element, obstaja le ravnotežje med njima. Baker prav tako ne reagira s cinkovim kloridom, saj ima bolj pozitiven redoks potencial (je močnejši oksidant) od bakra ter tako ostane neoksidiran.



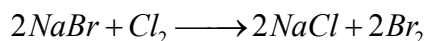
Cink z bakrovim kloridom reagira, kar lahko opazimo kot izločanje pri reakciji nastalega bakra na koščku cinka. Reakcija poteče saj ima baker bolj pozitiven redoks potencial (je močnejši oksidant) od cinka in ga lahko oksidira, pri čemer se sam zreducira v elementaren baker. Baker pa z bakrovim kloridom ne reagira saj gre za isti element, obstaja le ravnotežje med njima.



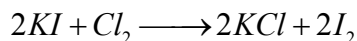
Redoks vrsta (od reducentov proti oksidantom): $\text{Zn} \rightarrow \text{H} \rightarrow \text{Cu}$

2. *Lega halogenov v redoks vrsti:*

Natrijev bromid reagira s klorovico, kar je razvidno iz nastanka rjave plasti broma raztopljenega v tetraklorometanu. Reakcija poteče saj je klor močnejši oksidant od broma in ga zato oksidira v elementaren brom, pri čemer se sam zreducira in veže z natrijem.



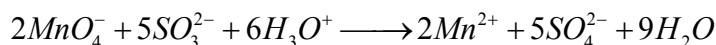
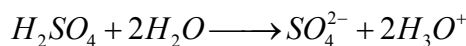
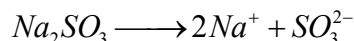
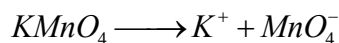
Kalijev jodid reagira s klorovico, kar je razvidno iz nastanka vijolične plasti joda raztopljenega v tetraklorometanu. Reakcija poteče saj je klor močnejši oksidant od joda in ga zato oksidira v elementaren jod, pri čemer se sam zreducira in veže s kalijem.



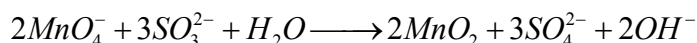
Redoks vrsta (od reducentov proti oksidantom): $\text{I}_2 \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{Cl}_2$

3. *Jakost KMnO_4 kot oksidanta v različnih medijih:*

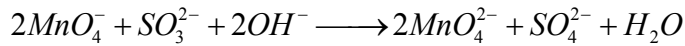
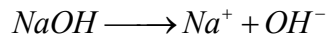
Vijolični manganatni(VII) ioni se v kislem ob prisotnosti sulfatnih(IV) ionov, po spodnji reakciji, zreducirajo v manganove(II) ione, ki raztopino razbarvajo.



Vijolični manganatni(VII) ioni se v nevtralnem ob prisotnosti sulfatnih(IV) ionov, po spodnji reakciji, zreducirajo v rjavo oborino manganovega(IV) oksida.

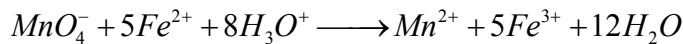


Vijolični manganatni(VII) ioni se v bazičnem ob prisotnosti sulfatnih(IV) ionov, po spodnji reakciji, zreducirajo v manganatne(VI) ione, ki raztopino obarvajo zeleno.



4. *Redoks titracija:*

Železovi(II) ioni v vzorcu pri titraciji v kislem reagirajo s kalijevim manganatom(VII), po spodnji reakciji, pri čemer se raztopina razbarva, saj se manganatni(VII) ioni zreducirajo do manganovih(II) ionov.



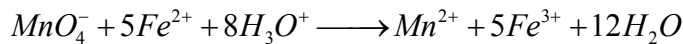
$$V(KMnO_4)_1 = 5,8mL$$

$$c(KMnO_4) = 0,02mol/L$$

$$V(KMnO_4)_2 = 5,8mL$$

f) **Izračun:**

$$4. \quad V(KMnO_4) = 5,8mL \quad V(Fe^{2+}) = 20mL \quad V(Fe^{2+})_{IZHODNA} = 250mL \\ c(KMnO_4) = 0,02mol/L \quad M(Fe) = 55,85g/mol$$



$$n(Fe^{2+}) = 5n(MnO_4^-)$$

$$m(Fe^{2+}) = 5c(KMnO_4)V(KMnO_4)M(Fe) = 5 \cdot 0,02 \frac{mol}{L} \cdot 0,0058L \cdot 55,85 \frac{g}{mol} = \\ = 32,4mg$$

$$m(Fe^{2+})_{IZHODNA} = \frac{V(Fe^{2+})_{IZHODNI} m(Fe^{2+})}{V(Fe^{2+})} = \frac{250mL \cdot 32,4mg}{20mL} = 405mg$$