3. vaja:**Vpliv spremebe koncentracije reaktanta na položaj ravnotežja kemijske reakcije**

1. **Naloga**

Vajo smo delali z namenom, da bi pokazali in si hkrati razjasnili vpliv spremembe kocentracije reaktantov na ravnotežje v reverzibilnih reakcijah.

1. **Delo**

Reakcija je naslednja:

**Fe3+(aq) + SCN-(aq) ↔ Fe(SCN)2+(aq)**

Pripravimo eno epruveto. V prvo epruveto damo eno kapljico FeCl3 in eno kapljico KSCN in nato prilijemo destilirano vodo do 5ml. Dobljeno raztopino potem (približno) enakomerno razdelimo v štiri epruvete. Tako imamo 4 epruvete z enako količino raztopine in prva nam služi zgolj za primerjavo. V drugo epruveto dodamo 2 kapljici FeCl3. V tretjo epruveto damo 2 kapljici KSCN. V četrto pa damo malo NH4Cl(s). Ob dodajanju posameznih spojin si zapišemo spremembe v barvi.

1. **Rezultati in komentar**

Spremenila se je barva raztopine in sicer smo imeli na začetku rdečo barvo.

Ob dodatku FeCl3 je raztopina potemnila, kar pomeni hitrejši potek reakcije.

Ob dodatku KSCN je raztopina prav tako potemnila in pomeni hitrejši potek reakcije.

Ob dodatku NH4Cl(s) pa raztopina posvetli, kar pomeni upočasnitev reakcije.

🡪 *Komentar*

Mnoge reakcije v kemiji so obojesmerne (reverzibilne), kar pomeni, da potekajo v obe smeri (od reaktantov do produktov in obratno – od produktov do reaktantov). To pa prav tako pomeni, da nekaj začetnih snovi ne zreagira; količina produktov je manjša od količine, ki jo napoveduje reakcija (kar bi bilo logično, da nastane). Pri takšnih reakcijah nastane dinamično ravnotežje, to je stanje, ko je hitrost pretvorbe reaktantov in nastanka produktov enaka hitrosti pretvorbe produktov v reaktante. Množine snovi se spremenijo le na začetku, nato pa ne več.

Pri takih reakcijah velja razmerje (je konstantno):

[produkti]

KC=

[reaktanti]

Če je konstanta večja od 1, pri reakciji nastane več produktov kot je na začetku reaktantov. Taki reakciji rečemo, da dobro poteka.

Če pa je konstanta manjša od 1, je pri reakciji več reaktantov kot produktov.

Pri tej reakciji pojasnjuje zunanji vpliv na ravnotežje La Chatelier-jev princip, ki pravi: ravnotežni sistem se obnaša tako, da se izogne vplivu zunanje sile ali spremembe in sicer tako, da izenači obe strani. To smo tudi videli pri poskusu, ko smo kot zunanji vpliv v reakcijo vključili spojine (FeCl3, KSCN, NH4Cl(s)). Pri tem smo videli, kako se je sistem odzval na dodatek – s spremembo barve.

Kc pa je odvisna tudi od temperature, spremembe tlaka ter spremembe koncentracije produktov in reagentov.

Pri vaji smo obravnavali Kc in sicer takole:

[Fe(SCN)2+]

KC =

[Fe3+] [SCN-]

Spreminjanje položaja zasledimo s spremembo barve. Ob dodatku brezbarvne KSCN(aq) bledo rumeni raztopini FeCl3 nastane rdeča raztopina Fe(SCN)2+ ionov. Ob dodajanju se je raztopini spreminjala barva in tako smo opazovali vpliv koncentracije reaktantov na ravnotežje.

1. *povečanje prvega reaktanta – dodali smo Fe3+*

ravnotežni sistem se je izognil zunanjemu vplivu z intenzivnejšim nastajanjem produktov, kar se vidi pri spremembi barve. Ob dodajanju reaktanta bi se morala Kc zmanjšati, saj se poveča imenovalec. A ker delo poteka pri stalni temperaturi, mora vrednost Kc ostati enako. To pa lahko samo tako, da se poveča števec. S tem lahko razložimo tudi večji nastanek produktov in hitrejši potek reakcije ter obarvanost (iz rdečega v rdeče-vijolično).

1. *povečanje drugega reaktanta – dodali smo SCN –*

s tem dosežemo isto kot pri prejšnjem dodatku Fe3+. Ravnotežje se spet premakne v smeri nastajanja produktov in sicer zaradi ohranitve vrednosti Kc (ker se ne spremeni temperatura). Barva se spet spremeni in enako kot prej – iz rdečega v rdeče-vijolično.

1. *dodatek NH4Cl(s)*

Fe3+ se veže na NH4Cl(s) in s tem dosežemo zmanjšanje enega reaktanta (Fe3+). Glede na Kc bi se morala vrednost povečati, a ker ni prisotne spremembe temperature, to ne drži. Zato se mora ob zmanjšanju števca zmanjšati tudi imenovalec. Sistem se torej pomakne proti nastanku reaktantov. Spremeni se tudi barva in sicer iz rdeče v svetlo-rdečo.