|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 2. vaja | 1.) Ravnotežna in enosmerna kemijska reakcija |  |
|  | 2.) Zakon o delovanju mase |  |
|  | 3.) Le Chatelierjev princip |  |
|   |

1. NALOGA:

Današnja vaja je imela kar 3 dele:

1.) Ugotoviti, ali sta dani dve reakciji enosmerni oz. ravnotežni.

2.) Vpliv spremembe koncentracije H+ ionov na ravnotežje prehoda kromatnega v dikromatni ion.

3.) Vpliv spremembe temperature na prehodu iz heksaaquakobalta (II.) v kobaltov tetraklorokobaltat (II.).

1. DELO:

1.) Vaja je bila sestavljena iz dveh delov:

a) Imeli smo reakcijo: BaCl2 + Na2CO3 ----- BaCO3 + 2NaCl

Na2CO3 - natrijev karbonat (topen v vodi)

BaCl2 - barijev karbonat (ni topen v vodi)

V prvo èašo smo odmerili 5 ml 0,02M raztopine Na2CO3, v drugo pa prav tako 5 ml 0,02M raztopine BaCl2. Nato smo raztopini pomešali (Na2CO3 smo zlili v BaCl2). Nastala je oborina. Nato smo v posebno epruveto nalili zopet 5 ml 0,04M raztopine NaCl in jo prilili k nastali mešanici - oborini.

b) Dana je bila reakcija: SbCl3 + H2O ----- SbOCl + 2HCl

SbCl3 - antimonov klorid

SbOCl - antimonov oksid klorid

V èašo smo odlili 5 ml pripravljene raztopine SbCl3 + HCl. Raztopini smo poèasi dolivali 5 ml vode in pri tem stalno mešali. Nastala je oborina, katero smo raztopili z dodatkom 5 cm3 HCl 1:1. Nato smo postopek ponovili.

2.) Tudi ta vaja je imela dva dela:

a) V dve epruveti smo nalili 1 ml 0,4M raztopine K2CrO4 (rumene barve, nastajajo kromatni ioni) in 1 ml 0,2M raztopine K2Cr2O7 (oranžne barve, nastajajo dikromatni ioni). V obe epruveti smo izmenièno dodajali 2M raztopino NaOH, dokler se nista barvi v obeh epruvetkah izneaèili - obe sta postali rumeni.

b) V dve epruveti smo nalili isto kolièno istih snovi kot pri a) (torej 1 ml 0,4M raztopine K2CrO4 in 1 ml 0,2M raztopine K2Cr2O7), s to razliko, da smo tema dvema ratopinama dodajali 2M raztopino HCl, dokler se nista obarvali enako - v tem primeru oranžno.

3.) Te vaje nismo izvajali mi, vendar smo jo samo spremljali (izvajal jo je profesor), saj nismo imeli dovolj èasa za vse poskuse. 1 gram CoCl2 (kobaltov klorid) smo v 100 ml èaši raztopili s 5 ml destilirane vode. Vsebino smo nato razdelili na dva dela. En del smo dali v vodo (v vodno kopel) in jo segrevali do vrenja vode. Primerjali smo barvo epruvete v kopeli in barvo epruvete v prvi, hladni. Nato smo prvo epruveto ohladili in zopet primerjali barvi. Reakcija:

2Co(H2O)6Cl2 ------- CoCoCl4 + 6H2O

3. MERITVE, REZULTATI:

1.) meritve:

* reakcija a: oborina BaCO3 se ni raztopila
* reakcija b: oborina SbOCl se raztopi - èe reakciji dodajamo vodo, nastane oborina, èe pa dodajamo HCl se oborina raztopi in nastane zopet prvotna, èista snov

2.) meritve:

* poskus a: obe epruvetki sta se z dodajanjem NaOH obarvali rumeno
* poskus b: obe epruvetki sta se z dodajanjem HCl obarvali oranžno

3.) meritve:

Obe epruvetki sta na zaèetku enake barve (rdeèe). Ko segrejemo eno od epruvetk, se vsebina obarva temno vijolièasto - modro, ko pa se epruveta ohladi in sta obe ponovno ohlajeni, sta zopet rdeèe barve.

4. KOMENTAR:

1.) Pri tej vaji smo ugotavljali, katere reakcije so ravnotežne in katere niso - so enosmerne. Za reakcijo a smo ugotovili, da je enosmerna (ker se oborina ne raztopi), torej ne more potekti v obratni smeri. Obratno pa je pri reakciji b: ko raztopini SbCl3dodajamo vodo, nastane oborina, ki pa se z dodajanjem HCl povrne v zaèetno stanje. Torej je reakcija ravnotežna, ker poteka v obe smeri (postopek bi lahko ponavljali, pa bi vedno dobili iste rezultate): èe dodajamo vodo poteka reakcija proti produktom, èe pa dodajamo HCl pa poteka proti reaktantom.

2.) Pri tej vaji smo ugotavljali kislost in baziènost ter odvisnost vodikovih ionov pri ravnotežju. Ko smo raztopinama dodajali sprva bazo (NaOH) - poskus a, smo opazili, da sta se obe obarvali rumeno, torej je K2Cr2O7 spremenila barvo, K2CrO4 pa jo je obdržala. Iz tega sledi, da je prva raztopina (K2CrO4) baza (sprejela je vodikov ion), druga pa kislina (oddala je vodikov ion). Enako smo lahko ugotovili pri poskusu b, ko smo raztopinama dodajali kislino (HCl): K2CrO4 se je obarvala drugaèe, medtem ko je druga raztopina ostala enake barve.

Konstanta pri reakciji:

2CrO42- + 2H+ ------- Cr2O72- + H2O (prehod kromatnega v dikromatni ion)

je torej: , kar pomeni, da je ravnotežje odvisno od vodikovih ionov.

Pri veliki koncentraciji vodikovih ionov (H+) je ravnotežje pomaknjeno skoraj popolnoma v smeri produktov (torej nastajanja dikromatnih ionov Cr2O72), pri majhnih koncentracijah pa je ravnotežje na strani reaktantov (kromatni ioni CrO42-). Koncentracijo H+ ionov pa lahko spreminjamo z dodajanjm kisline oz. baze, saj vemo, da je kislina donor H+, baza pa akceptor, kar pa nam prikazuje tudi naš poskus (z obarvanjem doloèene epruvete pri dodatku baze oz. kisline).

3.) Pri temu poskusu smo ugotovljali vpliv temperature na konstanto. Ta vpliv se je videl pri prehodu iz heksaaquakobalta (II.) v tetraklorokobalt (II.), vse to pa nam razlaga Le Chatelierjev princip.