Kemijska ravnoteža

Dončić, Renata

Undergraduate thesis / Završni rad

2019

Degree Grantor / Ustanova koja je dodijelila akademski / stručni stupanj: **Josip Juraj Strossmayer University of Osijek, Department of Chemistry / Sveučilište Josipa Jurja Strossmayera u Osijeku, Odjel za kemiju**

Permanent link / Trajna poveznica: https://urn.nsk.hr/urn:nbn:hr:182:351236

Rights / Prava: In copyright / Zaštićeno autorskim pravom.

Download date / Datum preuzimanja: **2024-03-28**

Repository / Repozitorij:

Repository of the Department of Chemistry, Osijek

Sveučilište J.J. Strossmayera u Osijeku
Odjel za kemiju
Preddiplomski studij kemije

Renata Dončić

Kemijska ravnoteža

Završni rad

Mentorica: doc. dr. sc. Martina Medvidović Kosanović

Osijek, 2019.

SAŽETAK

U kemijskim reakcijama dolazi do pretvorbe reaktanata u produkte tijekom pregrupacije atoma zbog kidanja postojećih kemijskih veza i stvaranja novih kemijskih veza. Jedna od karakteristika kemijske reakcije je ravnoteža gdje postoje dvije vrlo važne činjenice. Prva je ta da postoje reakcije u kojima se reaktanti transformiraju u produkte i dolazi do zaustavljanja reakcije i takvi procesi se zovu ireverzibilni procesi. Druga činjenica je da postoje reakcije koje se odvijaju u oba smjera i takvi procesi se zovu reverzibilni procesi. Reverzibilna reakcije je moguća samo ako je nastala mala količina produkata te je ujedno i mala brzina povratne reakcije. U jednom trenutku brzine oba procesa će se izjednačiti i uspostaviti će se ravnoteža.

Ključne riječi: kemijska ravnoteža, konstanta kemijske ravnoteže, Le Chatelierovo načelo, temperatura, tlak, koncentracija

ABSTRACT

In chemical reactions, reactants are converted into products during the regrouping of atoms due to the breaking of existing chemical bonds and the formation of new chemical bonds. One of the characteristics of a chemical reaction is equilibrium where there are two very important facts. The first is that there are reactions in which the reactants are transformed into products and the reaction is stopped and such processes are called irreversible processes. Another fact is that there are reactions that take place in both directions and such processes are called reversible processes. Reversible reactions are only possible if a small amount of products is formed and at the same time a reaction rate is low. At some point, the rate of both processes will become equal and the equilibrium will be reached.

Key words: chemical equilibrium, chemical equilibrium constant, Le Chatelier principle, temperature, pressure, concentration.

Sadržaj

1. UVOD 1
2. RAVNOTEŽE U HOMOGENIM I HETEROGENIM SUSTAVIMA 2
3. RAVNOTEŽA U HOMOGENOM SUSTAVU 3
3.1.RAVNOTEŽE U PLINOVITIM SUSTAVIMA 3
4. RAVNOTEŽE U HETEROGENIM SUSTAVIMA 5
4.1.SUSTAV ČVRSTO – PLINOVITO 5
4.2.SUSTAV ČVRSTO – TEKUĆE 6
4.3.SUSTAV TEKUĆE- TEKUĆE 6
5. UTJECAJ PROMJENE TEMPERATURE 6
6. RAVNOTEŽE U OTOPINAMA ELEKTROLITA 8
7. PRISUTNOST KATALIZATORA 9
8. RAVNOTEŽE U OTOPINAMA KISELINA I BAZA 10
9. RAVNOTEŽE U OTOPINI KOMPLEKSA 13
10. RAVNOTEŽA IZMEĐU OTOPINE I NEOTOPLJENOG KRISTALA 14
10.1.UTJECAJ IONSKE JAKOSTI 14
10.2.UTJECAJ NASTAJANJA KOMPLEKSA 15
11. REDOKS RAVNOTEŽE 16
12. ELEKTRODNI POTENCIJALI 17
13. ELEKTROLIZA 18
14. PRIMJERI ODREĐIVANJA KONSTANTE RAVNOTEŽE 20
15. ZAKLJUČAK 24
16. LITERATURA 25

1. UVOD

Jedna od najvažnijih stvari u kemiji je hoće li nekom kemijskom reakcijom reaktanti u potpunosti izreagirati te prijeći u produkte ili će se reakcija odvijati samo do određenog stanja i stati. To određeno stanje je stanje kemijske ravnoteže kada se koncentracije reaktanata i produkata ne mijenjaju. Svaka kemijska reakcija mora se odvijati do uspostavljanja kemijske ravnoteže. Neki čimbenici koji utječu i na brzinu kemijske reakcije mogu pomaknuti položaj kemijske ravnoteže, a to su promjena tlaka, koncentracije i temperature. Ako se sustavu koji se nalazi u stanju kemijske ravnoteže promijeni jedan od uvjeta doći će do pomicanja ravnoteže prema reakciji koja se želi suprotstaviti toj promjeni. Ovo načelo poznato je kao Le Chatelierovo načelo. Koncentracijska konstanta ravnoteže kemijske reakcije ima konstantnu vrijednost pri određenoj temperaturi i jednaka je omjeru umnožaka množinskih koncentracija produkata i reaktanata koji su potencirani apsolutnim vrijednostima njihovih stehiometrijskih koeficijenata.[1] Kemijske ravnoteže mogu biti prisutne u homogenim i heterogenim sustavima, otopinama elektrolita, otopinama kompleksa, redoks sustavima i brojnim drugim sustavima.

2. RAVNOTEŽE U HOMOGENIM I HETEROGENIM SUSTAVIMA

Često se kod reverzibilnih reakcija odvija i ireverzibilna reakcija koja je opisana jednadžbom:

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD \tag{2.1}$$

gdje su a i b molekule reaktanata A i B, a c i d su molekule produkata C i D. Na početku reakcije koncentracije produkata C i D su nula, a reaktanata A i B su maksimalne.

Brzina reverzibilne reakcije smanjuje se s vremenom jer dolazi do opadanja koncentracije reaktanata dok se brzina ireverzibilne reakcije povećava s vremenom jer dolazi do povećanja koncentracije produkata. U onom trenutku kada se te dvije brzine izjednače dolazi do uspostavljanja dinamičke ravnoteže te se reaktanti i produkti nalaze u kemijskoj ravnoteži. Uvjet za kemijsku ravnotežu je *da su brzine napredne ($v \rightarrow$) i povratne ($v \leftarrow$) reakcije jednake:*

$$v \rightarrow = v \leftarrow \tag{2.2}$$

Norveški kemičari Guldberg i Waage su na temelju eksperimentalnog proučavanja kemijskih reakcija postavili zakon o djelovanju masa koji definira ravnotežno stanje. Zakon o djelovanju masa govori da je pri stalnoj temperaturi stalan omjer umnožaka koncentracija produkata i koncentracija reaktanata potenciranih apsolutnim vrijednostima njihovih stehiometrijskih brojeva te je za općenitu reakciju konstanta ravnoteže dana izrazom:

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \tag{2.3}$$

gdje je K konstanta kemijske ravnoteže. Ako konstanta *K* ima vrijednost veću od 1, reakcija će se odvijati u smjeru nastajanja produkata, a kada je njezina vrijednost manja od 1, reakcija će se odvijati u smjeru nastajanja reaktanata.

Primjer ravnotežne reakcije je kemijska reakcija joda i vodika. Pri visokim temperaturama nastaje jodovodik i uspostavlja se ravnoteža između reaktanata i produkata :

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2\ HI(g) \tag{2.4}$$

Ako se reakcija odvija u samo jednom smjeru dobivamo :

$$v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow}\ [H_2]\ [I_2] \tag{2.5}$$

$$v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow}\ [HI]^2 \tag{2.6}$$

gdje je k konstanta brzine reverzibilne ($k_{\leftarrow}$) i ireverzibilne ($k_{\rightarrow}$) reakcije i tada su brzine obje reakcije u ravnoteži ($v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$) pa je :

$$k_{\rightarrow} [H_2] [I_2] = k_{\leftarrow} [HI]^2 \tag{2.7}$$

Odnosno :

$$\frac{[HI]^2}{[H^2]\,[I^2]} = \frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} \tag{2.8}$$

Konstanta ravnoteže reakcije jednaka je omjeru konstanti brzine reverzibilne i ireverzibilne reakcije koje imaju konstantnu vrijednost, pa vrijedi da je[2] :

$$K = \frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} \tag{2.9}$$

3. RAVNOTEŽA U HOMOGENOM SUSTAVU

Homogeni sustav je sustav koji se sastoji od samo jedne faze. Obilježja homogenog sustava osim jedne faze su i da intenzivna svojstva poput gustoće, viskoznosti, molarnog volumena i točke vrenja moraju biti jednake u svakoj točki unutar sustava. Kod homogenih reakcija svi reagensi se nalaze u istoj fazi i karakterizira ih veći kontakt i molekularni sudar s reaktantima jer postoji samo jedna faza gdje se čestice kreću većom brzinom. Zbog toga ravnoteže u homogenim sustavima pripadaju ravnotežama u plinovitim sustavima i otopinama. [3]

3.1.RAVNOTEŽE U PLINOVITIM SUSTAVIMA

Jednadžba kemijske ravnoteže za plinsku reakciju glasi :

$$mA + nB \leftrightarrow oC + pD \tag{3.1.1}$$

pa je konstanta ravnoteže :

$$K_p = \frac{p_C^o \cdot p_D^p}{p_A^m \cdot p_B^n} \tag{3.1.2}$$

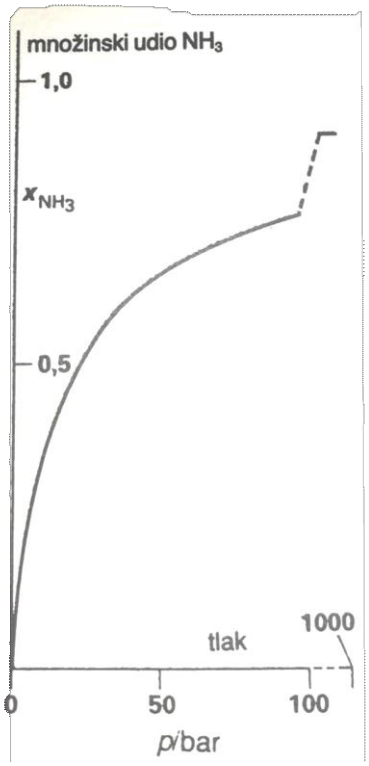
Konstanta ravnoteže K_p definirana je pri određenom tlaku i temperaturi. Pri temperaturi od 500˚C uspostavlja se ravnoteža između vodika, dušika i amonijaka prema jednadžbi :

$$N_2\,(g) + 3\,H_2\,(g) \leftrightarrow 2\,NH_3\,(g) \tag{3.1.3}$$

Pri toj temperaturi konstanta ravnoteže iznosi:

$$K_p = \frac{p^2_{NH_3}}{p_{N_2} \cdot p^3_{H_2}} = 1{,}5 \cdot 10^{-9}\ \text{kPa}^{-2} \qquad (3.1.4)$$

vrijednost K_p je vrlo mala te je ujedno i parcijalni tlak NH_3 odnosno njegova koncentracija također mala. Ako povećamo parcijalni tlak odnosno koncentraciju jednog od reaktanata plinske smjese povećat će se parcijalni tlak odnosno koncentracija produkta i ravnoteža će se pomicati od desne strane prema lijevoj strani jednadžbe odnosno prema reaktantima. Obrnuto, ako povećamo parcijalni tlak odnosno koncentraciju produkta povećat će se parcijalni tlak odnosno koncentracija jednog od reaktanata i ravnoteža će se pomicati od lijeve strane prema desnoj strani jednadžbe odnosno prema produktu reakcije.



Slika 1. Množinski udio amonijaka u ravnoteži. [4]

Dvije molekule amonijaka nastaju potrošnjom četiri molekule reaktanata, ako se reakcija odvija u posudi sa stalnim volumenom doći će do smanjenja broja čestica, a time i tlaka. Zato se prema La Chatelierovom zakonu ravnoteža pomiče prema amonijaka pri povećanju tlaka. Na *slici 1* je prikazano da s povećanjem tlaka reakcijska smjesa postaje bogatija amonijakom. [5]

Povećanjem ukupnog tlaka plinske smjese poveća se parcijalni tlak odnosno koncentracija amonijaka i ravnoteža se pomiče prema desnoj strani jednadžbe. Pokazalo se da povećanje ukupnog tlaka plinske smjese ne utječe na položaj ravnoteže ako je broj molekula reaktanata jednak broju molekula produkatata. Primjer takve reakcije je nastajanje dušikovog monoksida iz dušika i kisika:

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \leftrightarrow 2\,NO\,(g) \tag{3.1.5}$$

gdje iz jednadžbe (3.1.5) dobivamo konstantu ravnoteže:

$$K_p = \frac{p_{NO}^2}{p_{N_2} \cdot p_{O_2}} \tag{3.1.6}$$

U ovom slučaju prilikom množenja parcijalnih tlakova istim faktorom neće doći do promjene izraza za konstantu ravnoteže. U obrnutom slučaju, prilikom disocijacije dušikovog tetraoksida u dušikov monoksid:

$$N_2O_4\,(g) \leftrightarrow 2\,NO_2\,(g) \tag{3.1.7}$$

dobivamo da konstanta ravnoteže reakcije prikazane jednadžbom (3.1.7) glasi:

$$K_p = \frac{p_{NO_2}^2}{p_{N_2O_4}} \tag{3.1.8}$$

Množenjem parcijalnih tlakova s istim faktorom dovesti će do povećanja brojnika, a da bi izraz ostao konstntan mora se povećati i nazivnik što dovodi do zaključka da se s povećanjem ukupnog tlaka smjese ravnoteža pomiče prema lijevoj strani jednadžbe. S promjenom ukupnog tlaka smjese pomiče se ravnoteža samo onda kada se tijekom reakcije mijenja broj molekula. Povećanje tlaka nekog sustava koji se nalazi u ravnoteži uzrokuje pomicanje ravnoteže u smislu smanjenja tlaka i obrnuto. Navedena promjena je u skladu sa *Le Chatelierovim principom* koji vrijedi za svaku ravnotežu i koji kaže da povećanjem parcijalnog tlaka ili koncentracije reaktanata dolazi do povećanja parcijalnog tlaka ili koncentracije produkata jer se s tim smanjuje koncentracija ili parcijalni tlak reaktanata.[2]

4. RAVNOTEŽE U HETEROGENIM SUSTAVIMA

Heterogeni sustavi sastoje se od više faza. Osnovne karakteristike svake smjese su da je sastav promjenjiv, svaka tvar zadržava svoja svojstva, svojstva smjese ovise o količini i svojstvima tvari koje ju tvore.[2]

4.1.SUSTAV ČVRSTO – PLINOVITO

Primjer je ravnoteža koja se uspostavlja između kalcijevog karbonata, kalcijevog oksida i ugljikovog dioksida :

$$CaCO_3\ (s) \leftrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g) \qquad (4.1.1)$$

Iz jednadžbe (4.1.1) dobivamo da je konstanta ravnoteže :

$$K_p = p_{CO_2} \qquad (4.1.2)$$

Iz jedandžbe (4.1.2) slijedi da je pri konstantnoj temperaturi konstanatan parcijalni tlak CO_2. Ako smanjimo parcijalni tlak CO_2, ravnoteža se mora pomicati prema desno kako bi se uspostavio ravnotežni tlak. [2]

4.2.SUSTAV ČVRSTO – TEKUĆE

Ravnoteža otapanja odnosno taloženja soli može se prikazati jednadžbom :

$$B^+A^-(s) \leftrightarrow B^+(aq) + A^-(aq) \qquad (4.2.1)$$

gdje je :

$$K_c = [B^+][A^-] \qquad (4.2.2)$$

Konstanta ravnoteže naziva se konstanta produkta topljivosti (K_{pt}, K_{sp}, K_{so}). Što je manja vrijednost konstante produkta topljivosti to je i manja topljivost tvari i doći će brže do taloženja. Iz toga proizlazi da ako smanjimo koncentraciju iona otopljene soli tako što povećamo volumen otopine odnosno ako razrijedimo otopinu, ravnoteža će se pomaknuti s lijeve na desnu stranu kako bi se sol otopila. Obrnuto, ako povećamo koncentraciju iona otopljene soli tako da smanjimo volumen, ravnoteža će se pomaknuti s desne strane na lijevu stranu tako da se sol može izlučiti iz otopine.[6]

4.3.SUSTAV TEKUĆE- TEKUĆE

Ako se tvar A otapa u dvije tekućine koje se međusobno ne miješaju, tvar će se razdijeliti u dvije tekuće faze i doći će do uspostavljanja ravnoteže :

$$A(faza)_1 \leftrightarrow A\ (faza)_2 \tag{4.3.1}$$

Konstanta ravnoteže glasi :

$$K = \frac{[A]\,(faza)_1}{[A]\,(faza)_2} \tag{4.3.2}$$

Ovaj odnos zove se *Nerstov zakon razdjeljenja* koji govori da je pri stalnoj temperaturi omjer koncentracija tvari koja je razdjeljenja u dvije faze stalan.[2]

5. UTJECAJ PROMJENE TEMPERATURE

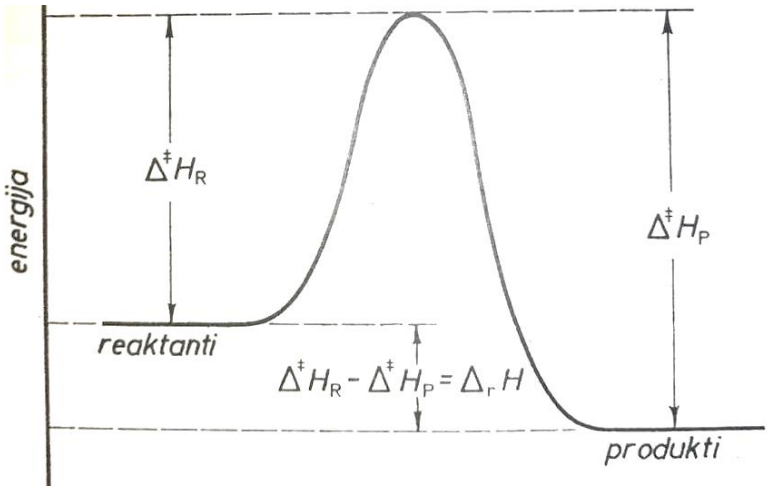
Reakcije kod kojih dolazi do oslobađanja topline zovu se egzotermne reakcije, a reakcije kod kojih će se toplina apsorbirati zovu se endotermne reakcije. Entalpija reakcijskog sustava kod egzotermnih reakcija će opadati i ima negativan predznak, $\Delta_r H < 0$. Entalpija reakcijskog sustava kod endotermnih reakcija će rasti i ima pozitivan predznak, $\Delta_r H > 0$. [1]

$$A + B \leftrightarrow C + D \tag{5.1}$$

Ako povisimo temperaturu u sustavu koji se nalazi u ravnoteži doći će do pomicanja kemijske ravnoteže prema Le Chatelierovu principu u smjeru u kojem se toplina apsorbira s lijeve prema desnoj strani kemijske jednadžbe jer povišenje temperature pogoduje endotermnim reakcijama. Kod egzotermnih reakcija sa sniženjem temperature ravnoteža se pomiče s lijeve prema desnoj strani kemijske jednadžbe jer sniženje temperature pogoduje egzotermnim reakcijama. Pri čemu se dolazi do velikog zaključka da će pri visokim temperaturama prevladavati endotermne reakcije, a pri niskim temperaturama egzotermne reakcije. Na *slici 2* prikazan je energijski dijagram egzotermne reakcije iz kojeg je vidljivo da je entalpija aktiviranja napredne reakcije niža od entalpije aktiviranja povratne reakcije. Utjecaj temperature na konstantu ravnoteže može se matematički izraziti van't Hoffovom jednadžbom:

$$\ln K' - \ln K = \frac{\Delta_r H^\circ}{R}\left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T'}\right) \quad (5.2)$$

gdje su *T` i T* termodinamičke temperature *(T` > T)* s pripadajućim konstantama ravnoteže *K` i K*. Vrijednost konstante ravnoteže endotermne reakcije se povećava s povećanjem temperature dok se kod egzotermne reakcije vrijednost konstante ravnoteže smanjuje s povećanjem temperature. [7]



Slika 2. Energijski dijagram za egzotermnu reakciju u kojoj je entalpija aktiviranja za polaznu reakciju manja od one za povratnu reakciju [8]

6. RAVNOTEŽE U OTOPINAMA ELEKTROLITA

Otopine elektrolita su vrlo važne u kemiji i kemijskoj industriji zato što se jako puno kemijskih reakcija odvija u vodenim otopinama. Ravnoteže u otopini elektrolita dijele se prema vrstama kemijskih reakcija: (1) ravnoteže u otopinama kiselina i baza, (2) ravnoteže u otopinama kompleksa, (3) ravnoteže između otopine i neotopljenog kristala, (4) redoks ravnoteže.

U otopinama elektrolita postoje jake privlačne Coulombove sile između suprotno nabijenih iona pa je zbog toga aktivitet iona definiran relacijom:

$$\alpha_i = \gamma_i \cdot c_i / \text{mol dm}^{-3} \quad (6.1)$$

gdje je γ_i koeficijent aktiviteta iona, a c_i koncentracija iona. U vrlo razrijeđenim otopinama elektrolita vrijednost γ_i približava se vrijednosti 1 pa se umjesto aktiviteta može koristiti i

koncentracija. Koncentracija iona u otopinama slabih elektrolita je manja nego u otopinama jakih elektrolita te je to i granica kod koje možemo umjesto aktiviteta koristiti koncentraciju.

Pri otapanju elektrolita u vodi dolazi do disocijacije elektrolita prema jednadžbi:

$$BA\ (aq) \leftrightarrow B^{+}\ (aq) + A^{-}\ (aq) \tag{6.2}$$

Ukoliko se radi o jakom elektrolitu, BA će biti potpuno disociran na ione dok će slabi elektrolit BA biti samo djelomično disociran na ione pri čemu dolazi do uspostavljanja ravnoteže između nedisociranih molekula BA i hidratiziranih iona B^{+} i A^{-}.

Konstanta ravnoteže za jednadžbu (6.2) glasi :

$$K_c = \frac{[B]\,[A^{+}]}{[BA]} \tag{6.3}$$

gdje je K_c konstanta disocijacije elektrolita. Što je veća brojčana vrijednost to je veća i koncentracija iona s obzirom na nedisocirane molekule u otopini elektrolita. Stoga je konstanta disocijacije mjerilo za jakost elektrolita. Jakost elektrolita se može izraziti i stupnjem disocijacije α. Stupanj disocijacije predstavlja udio molekule elektrolita koji je disociran na ione. Kod potpune disocijacije stupanj disocijacije, α = 1, odnosno općenito vrijedi da je: [2]

$$0 \leq \alpha \leq 1.$$

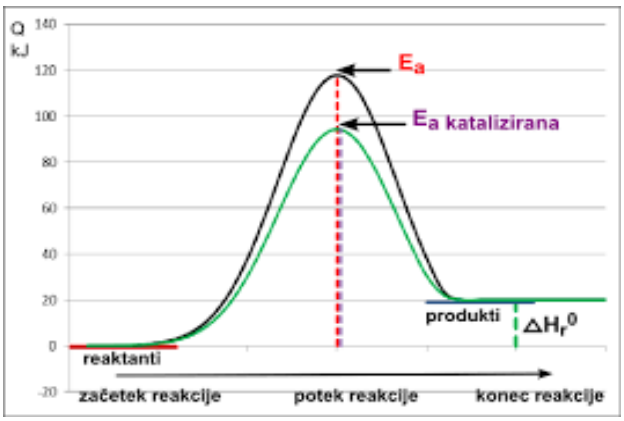
7. PRISUTNOST KATALIZATORA

Katalizatori su tvari koje ubrzavaju kemijsku reakciju čak i u malim količinama, ali oni ne sudjeluju u reakciji. Oni ubrzavaju kemijsku reakciju jer ulaze u međureakciju s reaktantima pri čemu nastaje nestabilan međuprodukt s jednim od reaktanata koji lakše reagira s drugim reaktantom pri čemu nastaje produkt reakcije, a katalizator se oslobađa.

reaktanti + katalizator → međuprodukti

međuprodukti → produkti + katalizator

Prilikom stvaranja međuprodukata katalizator omogućava međureakcije koje zahtjevaju nižu energiju aktivacije (E_a) i zbog toga se brže odvijaju, odnosno katalizator smanjuje energiju aktivacije kemijske reakcije ($E_{a\ katalizirana}$) i zbog toga se reakcija ubrzava *(Slika 3).*



Slika 3. Katalizatori smanjuju energiju aktivacije. [9]

Katalizator samo ubrzava kemijsku reakciju, ali ne može promijeniti položaj ravnoteže što znači da on jednako ubrzava reverzibilnu i ireverzibilnu reakciju i zbog toga ne može utjecati na položaj ravnoteže. [10]

8. RAVNOTEŽE U OTOPINAMA KISELINA I BAZA

Kiseline su kiselog okusa, nagrizaju kožu i tkanine, lako reagiraju s metalima pri čemu se razvija vodik, u vodenim otopinama povećavaju koncentraciju oksonijevog iona i mijenjaju boju metiloražna ili plavog lakmus papira u crveno. Baze ili lužine provode električnu struju zbog svojih iona i one su zbog toga elektrolitske otopine, nagrizaju kožu, povećavaju koncentraciju hidroksidnih iona i mijenaju boju crvenog lakmusovog papira u plavu i fenolftaleina u ljubičastu. [1]

U vodenim otopinama kiselina imamo ravnotežnu ionizaciju :

$$HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^- \qquad (8.1)$$

odnosno:

$$HA \leftrightarrow H^+ + A^- \qquad (8.2)$$

gdje je konstanta ravnoteže disocijacije kiseline HA definirana izrazom :

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \tag{8.3}$$

Konstanta K_a je mjerilo jakosti kiseline i zove se konstanta ionizacije ili disocijacije kiseline. Što je vrijednost K_a veća, to je kiselina jača odnosno to je veća koncentracija vodikovih iona. U tablici 1 prikazano je nekoliko primjera kiselina raznih jakosti. Prema vrijednostima konstante disocijacije kiseline razlikujemo:

Vrlo slabe kiseline sa $K_a \leq 10^{-7}$ mol dm^{-3}

Slabe kiseline sa 10^{-7} mol dm^{-3} $\leq K_a \leq 10^{-2}$ mol dm^{-3}

Jake kiseline sa 10^{-2} mol dm^{-3} $\leq K_a \leq 10^{3}$ mol dm^{-3}

Vrlo jake kiseline sa $K_a > 10^{3}$ mol dm^{-3}

Tablica 1. Sustavi kiselina-baza i odgovarajuće konstante ionizacije kiseline.[11]

Sustav kiselina-baza	$\frac{K_A}{mol/dm^3}$
$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$	Oko 10^3
$H_2SO_4 \leftrightarrow H^+ + HSO_4^-$	Oko 10^3
$HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$	Oko 20
$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$	$1{,}1 \cdot 10^{-2}$
$CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
$H_3O^+ \leftrightarrow H^+ + H_2O$	55

Poliprotonske kiseline su molekule koje mogu donirati više od jednog protona. Primjeri su fosfatna (H_3PO_4) i sulfatna (H_2SO_4) kiselina. Fosfatne kiseline imaju tri ionizacijske ravnoteže kojima pripadaju tri konstante kiseline za fostatnu, hidrogenfosfatnu i dihidrogenfosfatnu kiselinu.

$$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO^{4-} \tag{8.4}$$

$$K_{H_3PO_4} = \frac{[H^+]\cdot[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 1{,}1 \cdot 10^{-2}\ \text{mol dm}^{-3} \tag{8.5}$$

$$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-} \tag{8.6}$$

$$K_{H_2PO_4^-} = \frac{[H^+]\cdot[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 1{,}2 \cdot 10^{-7}\ \text{mol dm}^{-3} \tag{8.7}$$

$$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-} \tag{8.8}$$

$$K_{HPO_4^{2-}} = \frac{[H^+]\cdot[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 1{,}8 \cdot 10^{-12}\ \text{mol dm}^{-3} \tag{8.9}$$

U vodenim otopinama baze postoji ravnoteža disocijacije :

$$B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^- \tag{8.10}$$

Iz čega dobivamo konstantu ravnoteže K_b za reakciju disocijacije baze:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \tag{8.11.}$$

Konstana K_b zove se konstanta ionizacije ili disocijacije baze i njezina vrijednost je mjerilo jakosti baze.

Budući da je $[OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]}$ prozlazi da je konstanta ionizacije baze :

$$K_b = K_w \cdot \frac{[BH^+]}{[B][H^+]} \tag{8.12}$$

Druga ravnoteža disocijacije baze definirana je jednadžbom:

$$BH^+ \leftrightarrow H^+ + B \tag{8.13}$$

te je konačna konstanta ionizacije baze definirana je relacijom:

$$K_b = \frac{K_W}{K_A} = \frac{10^{-14} mol^2 dm^{-6}}{K_a} \tag{8.14}$$

gdje je K_A konstanta ionizacije konjugirane kiseline od baze. Konstante kiseline i konstante baze su međusobno povezane. Što je baza jača to će konjugirana kiselina biti slabija jer su obrnuto proporcionalne. U tablici 2 prikazano je nekoliko primjera konjugiranih kiselina i baza i njihove približne vrijednosti konstanata ionizacije. [2]

Tablica 2. Konjugirane kiseline i baze i odgovarajuće približne konstante ionizacije. [12]

Kiselina	$\frac{K_A}{mol/dm^3}$	Baza	$\frac{K_B}{mol/dm^3}$
HCl	10^3	Cl^-	10^{-17}
H_3O^+	55	H_2O	10^{-16}
CH_3COOH	10^{-5}	CH_3COO^-	10^{-9}
$H_2PO_4^-$	10^{-7}	HPO_4^{2-}	10^{-7}

9. RAVNOTEŽE U OTOPINI KOMPLEKSA

Kompleksni spojevi su složeniji kemijski spojevi u kojima je na centralni metalni atom vezana barem jedna molekula ili ion sa slobodnim elektronskim parom koji se još naziva ligand. Ligandi su Lewisove baze jer ovise o tome koliko će slobodnih elektronskih parova donirati metalnom atomu. Ligandi su na centralni ion vezani koordinacijskom vezom. [13]

Ako se u otopinu bakrove (II) soli doda amonijak u suvišku doći će do promjene boje $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ iz svijetlo modre boje u tamno modru boju kompleksnog iona $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]^{2+}$.

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+} + 4\ NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]^{2+} + H_2O \qquad (9.1)$$

Ako se nakon otapanja taloga bakrove soli polako doda otopina amonijaka, modra boja će biti intenzivnija zbog povećanja koncentracije amonijaka. U amonijevoj otopini bakrove (II) soli ne postoji samo kompleksni ion $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]^{2+}$ već postoje ravnoteže između različitih vrsta aminskih iona bakra gdje se ravnoteže pomiču s promjenom koncentracije amonijaka. Dokazano je da se s povećanjem koncentracije kompleksa povećava i broj vezanih i supstituiranih liganada koji su vezani za centralni atom.

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+} + NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)(H_2O)_5]^{2+} + H_2O \qquad (9.2)$$

$$[Cu(NH_3)(H_2O)_5]^{2+} + NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_2(H_2O)_4]^{2+} + H_2O \qquad (9.3)$$

$$[Cu(NH_3)_2(H_2O)_4]^{2+} + NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_3(H_2O)_3]^{2+} + H_2O \quad (9.4)$$

$$[Cu(NH_3)_3(H_2O)_3]^{2+} + NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]^{2+} + H_2O \quad (9.5)$$

Ako se zanemari hidratacija u ovim reakcijama dobivamo konstantu ravnoteže koja je dana ovim odnosima :

$$K_1 = \frac{[Cu(NH_3)^{2+}]}{[Cu^{2+}][NH_3]} = 10^{4,3}\ dm^3\ mol^{-1} \quad (9.6)$$

$$K_2 = \frac{[Cu(NH_3)_2^{2+}]}{[NH_3][Cu(NH_3)^{2+}]} = 10^{3,6}\ dm^3\ mol^{-1} \quad (9.7)$$

$$K_3 = \frac{[Cu(NH_3)_3^{2+}]}{[NH_3][Cu(NH_3)_2^{2+}]} = 10^{3,0}\ dm^3\ mol^{-1} \quad (9.8)$$

$$K_4 = \frac{[Cu(NH_3)_4^{2+}]}{[NH_3][Cu(NH_3)_3^{2+}]} = 10^{2,3}\ dm^3\ mol^{-1} \quad (9.9)$$

Ovakva konstanta ravnoteže zove se konstanta nastajanja ili stabilnosti kompleksa. Što je konstanta kompleksa veća to će i kompleks biti stabilniji. Međutim, stabilnost kompleksa ovisi i o konstanti disocijacije ili raspada kompleksa, što je konstanta raspada manja, kompleks će biti stabilniji. Umnožak konstanti stabilnosti (K_1, K_2, K_3, K_4) daje ukupnu konstantu stabilnosti ($ß_n$).

$$\beta_n = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \cdot \ldots \cdot K_n \quad (9.10)$$

gdje je K_n sukcesivna ili konsekutivna konstanta, a β_n kumulativna konstanta stabilnosti kompleksa. U primjeru bakrovih (II) soli aminskih kompleksa vrijednost sukcesivnih konstanata stabilnosti opada :

$$K_1 > K_2 > K_3 > K_4$$

Iz ove činjenice proizlazi da koordinirani ligandi elektrostatski odbijaju nadolazeći ligand i da je veća vjerojatnost vezanja prvog liganda nego drugog. [2]

10. RAVNOTEŽA IZMEĐU OTOPINE I NEOTOPLJENOG KRISTALA

Topljivost soli ovisi o prisutnosti tvari u otopini koji mogu imati ove utjecaje na topljivost soli:

a) Topljivost soli raste zbog porasta ionske jakosti

b) Topljivost soli raste zbog nastajanja topljivih kompleksa

10.1.UTJECAJ IONSKE JAKOSTI

Topljivost soli određena je produktom topljivosti :

$$K_{pt} = [B^+]\,[A^-] \qquad (10.1.1)$$

Soli su jaki elektroliti i potpuno su dicsocirani na ione u vodenim otopinama. Ako je topljivost soli velika onda je visoka i koncentracija njezinih iona u otopini. Ako je koncentracija iona kod topljivih soli veća od 10^{-3} mol/dm^3 moraju se uvrstiti aktiviteti, tj :

$$K_{s^\ominus} = \frac{[B^+]\cdot\gamma_{B^+}}{mol\ dm^{-3}} \cdot \frac{[A^-]\cdot\gamma_{A^-}}{mol\ dm^{-3}}$$

Koeficijenti aktiviteta vrlo slabo topljivih soli u zasićenim otopinama približno su jednaki 1. No, ako se u takvim otopinama nalazi još i neki drugi elektroliti doći će do promjene aktiviteta slabo topljive soli zbog promjene ionske jakosti. Što je veći naboj i koncentracija slabo topljive soli to će biti veća ionska jakost, a time i topljivost soli, no biti će manji koeficijenti aktiviteta soli. Iz toga se da zaključiti da s porastom ionske jakosti raste i topljivost soli.

10.2.UTJECAJ KONCENTRACIJE IONA NA NASTAJANJE KOMPLEKSA

Ako imamo elektrolit koji s ionom teško topljive soli daje slabo disocirani kompleksni ion, topljivost teško topljive soli će porasti. Koncentracija iona teško topljive soli određena je produktom topljivosti :

$$K_{pt} = [B^+] \cdot [A^-] \qquad (10.2.1)$$

Koncentracija iona može se smanjiti ili povećati ako se veže neki kompleksni ion ili vrlo slabo disocirani spoj. Postoje dva slučaja. Prvi slučaj govori o otapanju teško topljvih soli slabih kiselina u otopinama jakih kiselina i dolazi do smanjenja koncentracije aniona zbog proteolitičke reakcije jer je HA slaba kiselina pa je zbog toga ravnoteža pomaknuta prema desno.

$$[A^-] + [H^+] \leftrightarrow HA \qquad (10.2.2)$$

Drugi slučaj govori o vezanju iona teško topljive soli u slabo disociranom kompleksnom ionu:

$$[B^+] + nX^- \leftrightarrow [BX_n]^{(n-1)-} \qquad (10.2.3)$$

gdje je X^- predstavlja anion soli koji stvara kompleks. Što je veća konstanta nastajanja kompleksa to će biti manja koncentracija kationa B^+ pa će se teško topljiva sol lakše otapati. [2]

11. REDOKS RAVNOTEŽE

Redoks reakcije su reakcije u kojima se istovremeno odvijaju reakcije oksidacije i redukcije prilikom kojih dolazi do prijenosa elektrona. [14]

Svaka redoks reakcija sastoji se od reakcije oksidacije i redukcije:

$$red_1 \leftrightarrow oks_1 + n\,e^-$$

$$oks_2 + n\,e^- \leftrightarrow red_2$$

$$\overline{\qquad\qquad\qquad\qquad}$$

$$red_1 + oks_2 \leftrightarrow oks_1 + red_2$$

I uspostavlja se ravnotežno stanje opisano jednadžbom:

$$K^{\ominus}_{r.o.} = \frac{a\,(oks_1)\cdot a\,(red_2)}{a\,(red_1)\cdot a\,(oks_2)} \tag{11.1}$$

gdje je $K^{\ominus}_{r.o.}$ standardna konstanta redoks ravnoteže. Što je navedena konstanta veća to je redoks ravnoteža više pomaknuta na desnu stranu prema produktima redoks reakcije. Ona se može izračunati iz standardnih redoks potencijala koje se mogu odrediti eksperimentalno. Svaki redoks sustav ima svoju konstantu ravnoteže koja se može definirati s obzirom na izmjenu jednog elektrona prema jednadžbama:

$$\text{red} \leftrightarrow \text{oks} + e^- \qquad K^{\circ}_{R/O} = \frac{a(oks)\cdot a(e^-)}{a(red)} \tag{11.2}$$

$$\text{oks} + e^- \leftrightarrow \text{red} \qquad K^{\circ}_{O/R} = \frac{a(red)}{a(oks)\cdot a(e^-)} \tag{11.3}$$

odnosno :

$$K^{\circ}_{O/R} = \frac{1}{K^{\circ}_{R/O}} \tag{11.4}$$

Što je veća konstanta redoks sustava $K^{\circ}_{R/O}$ ili što je manja $K^{\circ}_{O/R}$ reducirani oblik ima veći aktivitet elektrona i lakše će dati elektrone i zbog toga je jače redukcijsko sredstvo. Obrnuto što je manja konstanta redoks sustava ili što je veća to oksidirani oblik lakše prima elektrone i jače je oksidacijsko sredstvo. A da bismo mogli dobiti konstantu redoks ravnoteže prvo se moraju vrijednosti konstante za jedan elektron podignuti na potenciju broja elektrona koji se izmijenjuju u reakciji [(2)]:

$$K^{\circ}_{r.o.} = \left[\frac{K^{\circ}_{R/O}}{K^{\circ}_{R/O}}\right]^{z} \tag{11.5}$$

12. ELEKTRODNI POTENCIJALI

Kristalna rešetka metala sastoji se od atoma koji su obavijeni delokaliziranim elektronima. Ako metal stavimo u otopinu njegovih iona, ti metalni ioni će htjeti prijeći iz metala u otopinu gdje će također i metalni ioni iz otopine htjeti prijeći u kristalnu rešetku. Budući da metalni ioni u kristalnoj rešetki imaju veći aktivitet i posljedica će biti ta da će metal izgubiti više iona nego što će ih primiti. I na taj način će metal dobiti negativan, a otopina pozitivan naboj odnosno metal će imati negativan električan naboj u odnosu na

otopinu. Negativan naboj na metalu sprječava prelazak pozitivno nabijenih iona u otopinu pa se na površini metala uspostavlja dinamička ravnoteža.

$$M^{z+}(aq) + z\,e^- \leftrightarrow M(s) \qquad (12.1)$$

Položaj ravnoteže određen je konstantom ravnoteže redoks sustava. Ako je ravnoteža više pomaknuta prema lijevoj strani konstanta redoks sustava će biti manja. Što je potencijal metala elektronegativniji s obzirom na otopinu iona, metal će biti jače redukcijsko sredstvo, a njegovi ioni slabije oksidacijsko sredstvo. Obrnuto ako je potencijal metala manje negativan u odnosu na otopinu iona to će metal biti slabije redukcijsko sredstvo, a njegovi ioni jače oksidacijsko sredstvo.

Razlika električnih potencijala između metala i otopine se ne može izmjeriti, ali se može izmjeriti razlika potencijala između dvije elektrode koja je jednaka elektromotornoj sili galvanskog članka. [2]

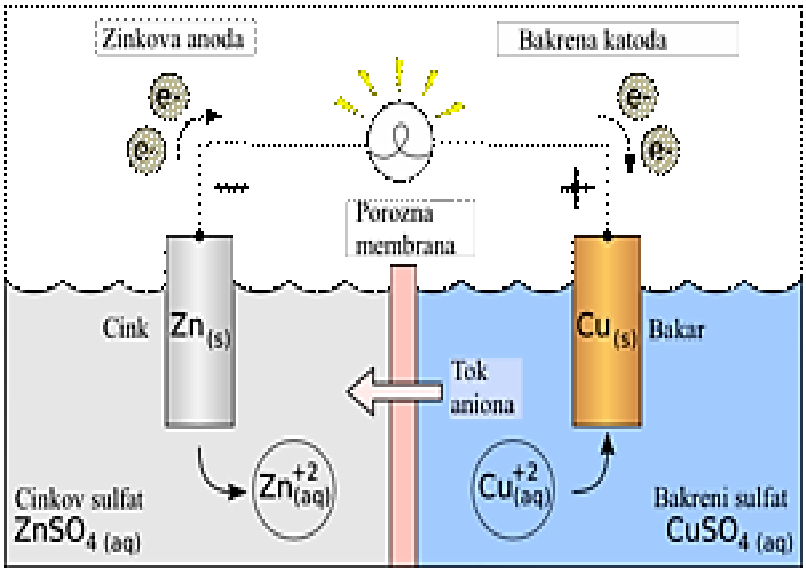
13. ELEKTROLIZA

Elektroliza je kemijska reakcija razlaganja ili razgradnje elektrolita pomoću električne struje. Ako želimo da se u galvanskom članku odvija obrnuti proces odnosno da se na jednoj elektrodi odvija izlučivanje, npr. cinka, a na drugoj elektrodi otapanje, npr. bakra moramo dovesti energiju sustavu u obliku električne energije. [15]

$$\text{katoda}: Zn^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Zn(s) \quad \text{redukcija}$$

$$\text{anoda}: Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \quad \text{oksidacija}$$

$$Zn^{2+}(aq) + Cu(s) \rightarrow Zn(s) + Cu^{2+}(aq)$$



Slika 4. Daniellov članak [16]

Ovakav elektrokemijski proces koji se ne odvija spontano nego dovođenjem električne energije pomoću elektroda zove se elektroliza. Napon razlaganja *(U_r)* je napon na elektrodama kod kojeg dolazi do naglog porasta struje pa je napon razlaganja nekog elektrolita veći od razlike elektrodnih potencijala onih redoks sustava koji nastaju u katodnoj i anodnoj reakciji, tj. :

$$U_r > E_k - E_a$$

gdje je U_r napon razlaganja, E_k je elektrodni potencijal katode, a E_a je elektrodni potencijal anode. Napon razlaganja ovisi o prirodi elektrolita i njegovoj koncentraciji. Da bi struja mogla protjecati kroz ćeliju za elektrolizu potrebno je sustavu dovesti energiju aktivacije u obliku električne energije, odnosno mora se nametnuti višak napona koji se zove aktivacijski prenapon. Prenapon ovisi o jakosti struje i o prirodi i fizičkom stanju površine elektroda. On je vrlo mali pri izlučivanju metala, a vrlo velik pri izlučivanju plinova. Da bi se mogao savladati električni otpor mora se utrošiti rad za održavanje jakosti struje. Višak napona prema Ohmovu zakonu jednak je : $\Delta E = I\ R$. Iz toga proizlazi da je napon razlaganja jednak :

$$U_r = (E_k + \eta_k) - (E_a + \eta_a) - I\,R \qquad (13.1)$$

gdje je η_k prenapon na katodi, a η_a prenapon na anodi. Negativan predznak napona $I\,R$ nam ukazuje na nespontanost toka struje kroz ćeliju za elektrolizu.

Količina naboja Q koja proteče tijekom elektrolize proporcionalna je množini tvari B na elektrodama, tj. :

$$Q = F \cdot n\left(\frac{1}{z} \cdot B\right) \tag{13.2}$$

Konstanta F je Faradayeva konstanta i iznosi, F = 96 485 C mol $^{-1}$.

Masa stvari B koja nastaje elektrolizom jednaka je :

$$m\,(\mathrm{B}) = \frac{Q \cdot M\left(\frac{1}{z} \cdot B\right)}{F} \tag{13.3}$$

Kako je M (B) = z · $M \cdot \left(\frac{1}{z} \cdot B\right)$, to je :

$$m\,(\mathrm{B}) = \frac{Q \cdot M\,(B)}{z \cdot F} \tag{13.4}$$

Ako količinu naboja podijelimo s vremenom dobivamo jakost struje, $I = \frac{Q}{t}$. Uvrstimo li to u jednadžbu (13.4) dobivamo da je :

$$m\,(\mathrm{B}) = \frac{I \cdot t \cdot M\,(B)}{z \cdot F} \tag{13.5}$$

Ove jednadžbe tvore Faradayev zakon elektrolize koji daje odnos između količine naboja i količine nastale tvari B, odnosno vremena i jakosti struje.

Na primjer ako elektroliziramo otopinu $CuSO_4$ sa bakrenim elektrodama tako da otopinom teče struja od 3 A u vremenu od 34 sata, dobivamo da je masa bakra na katodi jednaka[2] :

$$m(\mathrm{Cu}) = \frac{3A \cdot 86\,400s \cdot 63{,}55\ g/mol}{2 \cdot 96\,485\ As/mol} = 63{,}55\mathrm{g}.$$

14. PRIMJERI ODREĐIVANJA KONSTANTE RAVNOTEŽE

Primjer 1.Konstanta ravnoteže razdjeljenja

Zadatak vježbe : Odrediti konstantu ravnoteže razdjeljenja amonijaka između vode i kloroforma pri sobnoj temperaturi.

Pribor i kemikalije : 2 boce od 100 cm^3 s obrušenim čepom, lijevak za odjeljivanje, 1 Erlenmayerova tikvica, pipeta od 5 cm^3, 10 cm^3 i 50 cm^3, 2 birete, metiloranž, NH_4OH (c = 1,25 mol/dm^3), $CHCl_3$, HCl (c = 0,5 mol/dm^3), HCl (c = 0,05 mol/dm^3).

Opis postupka prikazan je na slici 5:

1) U bocu s ubrušenim čepom (A+B) treba se odpipetirati 25 cm^3 NH_4OH i 25 cm^3 kloroforma. Bocu treba protresti i ostaviti da stoji dok se slojevi ne odijele.

2) U Erlenmayerovu tikvicu (A) treba se odpipetirati 50 cm^3 vode. Iz boce koja je označena s (A+B) treba odpipetirai 5 cm^3 gornjeg vodenog sloja i dodati u tikvicu (A) te dodati nekoliko kapi metiloranža i titrirati s HCl (c = 0,5 mol/dm^3) do promjene boje iz žute u crvenu. Zabilježiti utrošak kiseline.

3) U bocu (B) treba odpipetirati 50 cm^3 vode, 10 cm^3 donjeg kloroformskog sloja iz boce (A+B), dodati metiloranž i titrirati s HCl (c = 0,05 mol/dm^3) do promjene boje. Zabilježiti utrošak kiseline.

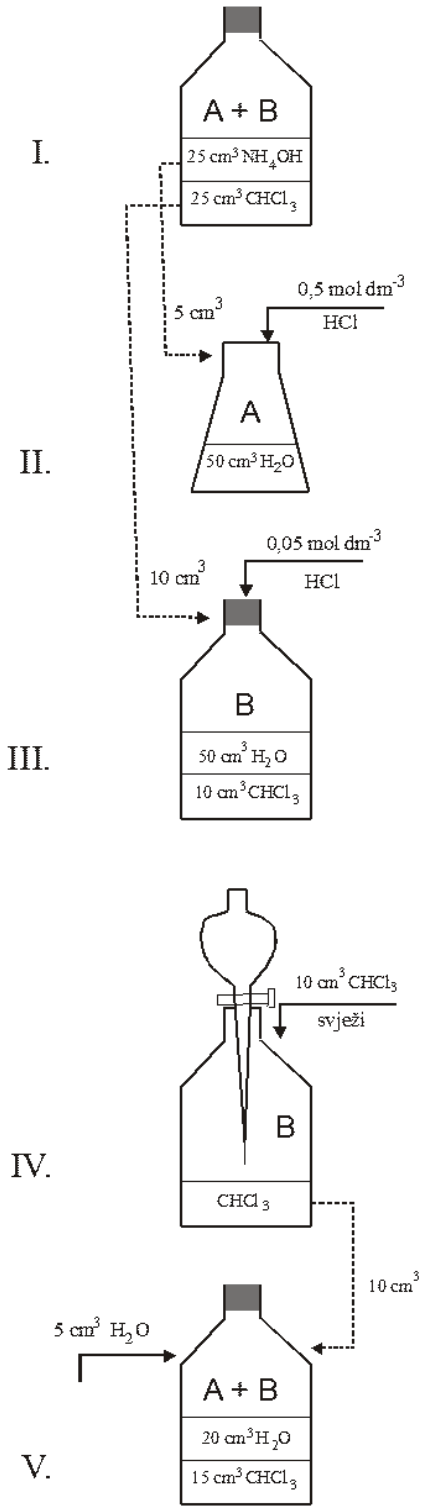
4) Sadržaj boce (B) preliti u lijevak za odjeljivanje i donji kloroformski sloj treba dodati u bocu (B) i dodati 10 cm^3 $CHCl_3$, a gornji vodeni sloj baciti.

5) Iz boce (B) treba odpipetirati 10 cm^3 kloroformskog sloja u bocu (A+B) i dobro protresti kako bi se ponovno uspostavila ravnoteža razdjeljenja amonijaka između vode i kloroforma. Cijeli postupak se mora ponoviti još barem dva puta.

Eksperimenatlno dobiveni podaci se upisuju u tablicu 3.

Tablica 3. Prikaz volumena otopina HCl potrošenih za titraciju i koncentracija amonijaka, oboje u vodenom i kloroformskom sloju, te konstanti ravnoteže razdjeljenja amonijaka između vode i kloroforma

Uzorak	Vodeni sloj		Kloroformski sloj		K_r
	$\frac{V\ HCl)}{cm^3}$ c(HCl) = 0,5 mol/dm^3	$\frac{c(NH_3)}{mol/dm^3}$	$\frac{V(HCl)}{cm^3}$ c(HCl) = 0,05 mol/dm^3	$\frac{c(NH_3)}{mol/dm^3}$	
1.	11,0	1,10	9,7	0,048	22,68
2.	8,7	0,87	8,0	0,040	21,75
3.	9,1	0,91	7,2	0,036	25,28



Slika 5. Shema izvedbe eksperimenta. [17]

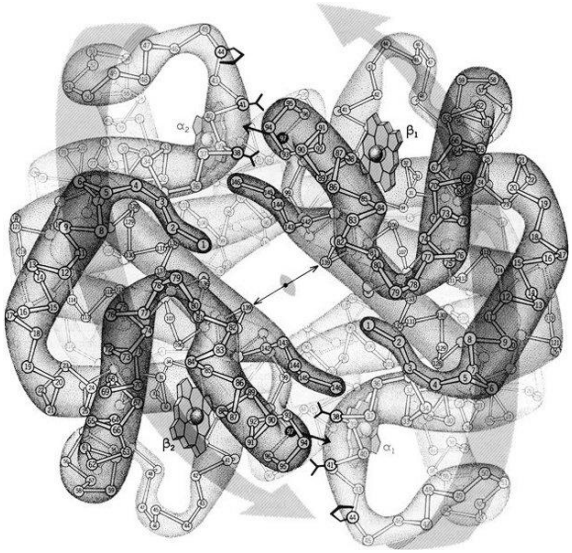
Zaključak : Miješanjem NH_4OH i kloroforma izdvajaju se dva sloja: gornji vodeni sloj i donji kloroformski sloj zbog razlike u gustoći. Amonijak je dobro topljiv u oba otapala, ali je topljiviji u vodi. Titracijom s HCl određene su koncentracije amonijaka u vodenim i kloroformskim slojevima. Dobivena konstanta razdjeljenja (K_r) računa se prema formuli:

$K_r = \frac{c_{NH_3}(voda)}{c_{NH_3}(kloroform)}$ i pokazuje koliko puta je amonijak topljiviji u vodi nego u kloroformu. Na konstantu razdjeljenja utječe temperatura dok smanjenje koncentracije nije znatno utjecalo na vrijednost konstante razdjeljenja. (18)

Primjer 2. Hemoglobin (Slika 6) je protein koji je zaslužan za transport kisika do stanica. Vezanje kisika na hemoglobin opisano je jednadžbom:

$$Hb + 4O_2 \rightarrow Hb(O_2)_4$$

Ako u zraku ima dovoljno kisika održavat će se ravnoteža, no na velikim nadmorskim visinama dolazi do promjene. Na velikim visinama iznad razine mora tlak se smanjuje pa je zbog toga teže dobiti kisik koji je potreban i u skladu s Le Chatelierovim principom ravnoteže se pomiće u lijevo daleko od hemoglobina. Kada je izložen netko tko nije fizički pripremljen na velike nadmorske visine potrebno mu je unijeti kisik iz spremnika s kisikom što dovodi do pomaka ravnoteže prema desno. Međutim za ljudi koji su se rodili i odrasli na velikim nadmorskim visinama tijelo izvodi ravnotežni pomak tako što stvara više hemoglobina i to dovodi do pomaka ravnoteže u desno. (19)



Slika 6. Struktura hemoglobina. (20)

15. ZAKLJUČAK

Kemijska reakcija je u ravnoteži kada su brzine napredne i povratne reakcije jednake odnosno kada se odvijaju promjene na mikroskopskoj razini no one se ne mogu uočiti na makroskopskoj razini. Brzina reverzibilne reakcije smanjuje se s vremenom jer dolazi do opadanja koncentracije reaktanata dok se brzina ireverzibilne reakcije povećava s vremenom jer dolazi do povećanja koncentracije produkata. U onom trenutku kada se te dvije brzine izjednače dolazi do uspostavljanja dinamičke ravnoteže te se reaktanti i produkti nalaze u kemijskoj ravnoteži.

Kemijska ravnoteža je dinamička ravnoteža koja je neovisna o tlaku i koncentraciji tvari koje sudjeluju u reakciji, ali ovisi o temperaturi. Kod endotermnih reakcija povećanje temperature pomiče položaj ravnoteže prema produktima, dok se kod egzotermnih reakcija ravnoteže pomiče prema reaktantima.

Katalizatori utječu na brzinu, ali ne i na ravnotežu reakcije. Kod sinteze amonijaka iskorištenje se povećava s povećanjem tlaka, ali i sa smanjenjem temperature zato što sniženje temperature smanjuje brzinu kojom se ravnoteža postiže i iz tog razloga se dodaje katalizator.

U homogenim reakcijama sve tvari se nalaze u istoj fazi dok se kod heterogenih reakcija tvari nalaze u više faza.

Vrlo važan princip kod kemijske ravnoteže je i La Chatelierov princip koji kaže ako se sustavu koji se nalazi u stanju kemijske ravnoteže promijeni jedan od uvjeta doći će do pomicanja ravnoteže prema reakciji koja se želi suprotstaviti toj promjeni.

16. LITERATURA

(1) A. Habuš, D. Stričević, S. Liber: *Opća kemija 2*, Profil, Zagreb, 2008.

(2) I. Filipović, S. Lipanović: *Opća i anorganska kemija*, Školska knjiga, Zagreb, 1995.

(3) Dr .D. Amić: *Predavanja iz kemije*, Osijek, 1999.

(4) (Slika) P.W. Atkins: *Physical Chemistry*; 5th ed., Oxford etc., Oxford University Press, 2009.

(5) P.W. Atkins: *Physical Chemistry*; 5th ed., Oxford etc., Oxford University Press, 2009.

(6) http://www.ttf.unizg.hr/b-news/news_upload_files/2013/vijest_04-10-2013_524e818660ff4/10_Opca_kemija_M_Cetina.pdf (21.07.2019.)

(7) https://www.fkit.unizg.hr/_download/repository/FIZIKALNA_KEMIJA_II_nastavni_tekstoviKK%5B6%5D.pdf (02.08.2019.)

(8) (Slika) I. Filipović, S. Lipanović: *Opća i anorganska kemija*, Školska knjiga, Zagreb, 1995.

(9) (Slika)https://si.openprof.com/ge/images/212/katalizirana_reakcija_640.png?fbclid=IwAR1X8R8TnUdAyWuSIczSBwy9DcFznUpD5W8FcyOCfXX3NufMHh8ssCGdWak (18.07.2019.)

(10) R. Brdička: *Osnove fizikalne kemije*, Školska knjiga, Zagreb, 1965.

(11) (Tablica 1) I. Filipović, S. Lipanović: *Opća i anorganska kemija*, Školska knjiga, Zagreb, 1995.

(12) (Tablica 2) I. Filipović, S. Lipanović: *Opća i anorganska kemija*, Školska knjiga, Zagreb, 1995.

(13) https://edutorij.e-skole.hr/share/proxy/alfresco-noauth/edutorij/api/proxy-guest/952bd8a7-d144-4df0-8f13-ae53f93fda1f/kemija-2/m04/j02/index.html (17.07.2019.)

(14)https://edutorij.e-skole.hr/share/proxy/alfresco-noauth/edutorij/api/proxy-guest/15cf791a-4c97-4f29-84d9-17c1b47ceccc/kemija-2/m05/j01/index.html (14.08.2019.)

(15)https://edutorij.e-skole.hr/share/proxy/alfresco-noauth/edutorij/api/proxy-guest/ee15a65f-2692-4509-a46b-657427659336/kemija-2/m05/j03/index.html (14.08.2019.)

(16)https://hr.wikipedia.org/wiki/Galvanski_elementi#/media/Datoteka:Daniellov_%C4%8Dlanak_2.png (14.08.2019.)

(17) (Slika 5) M. Medvidović-Kosanović, B. Matasović: *Praktikum fizikalne kemije 2*, Osijek, 2016.

(18)M. Medvidović-Kosanović, B. Matasović: *Praktikum fizikalne kemije 2*, Osijek, 2016.

(19)http://www.scienceclarified.com/everyday/Real-Life-Chemistry-Vol-2/Chemical-Equilibrium-Real-life-applications.html (02.09.2019.)

(20)http://www.enciklopedija.hr/natuknica.aspx?ID=24947 (24.09.2019)