

Ово дело је заштићено лиценцом Креативне заједнице Ауторство – некомерцијално – без прерада<sup>1</sup>.

This work is licensed under a Creative Commons Attribution-NonCommercial-NoDerivatives 4.0 International License.



---

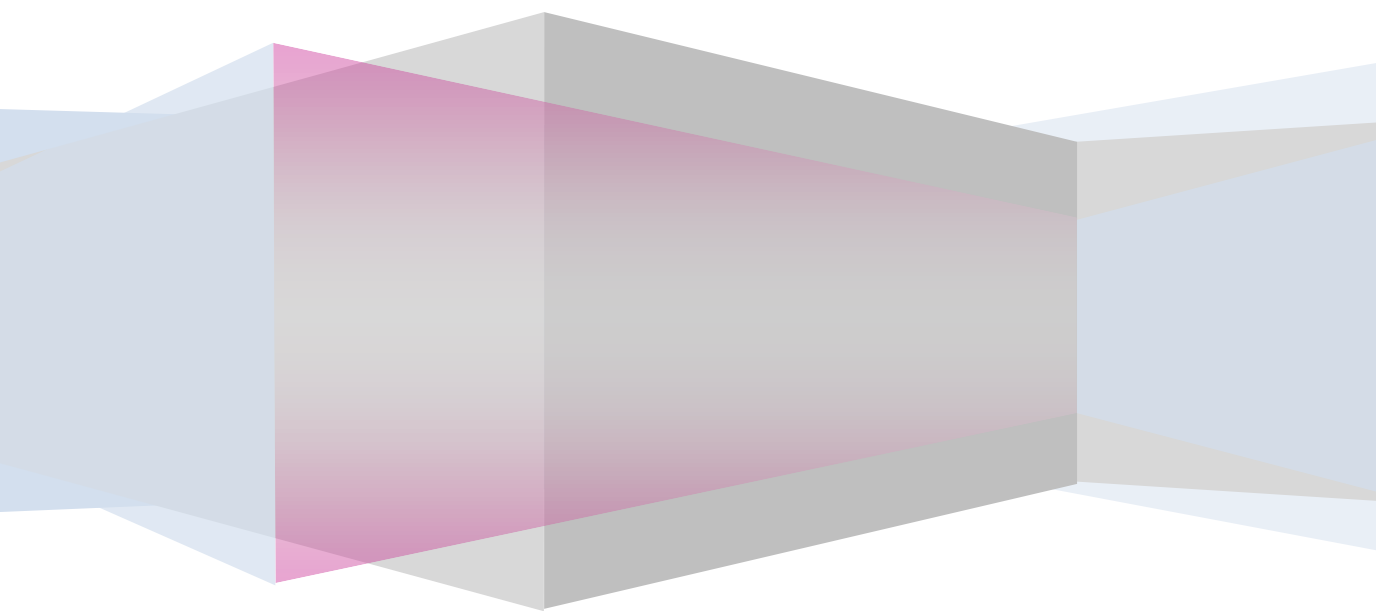
<sup>1</sup> Опис лиценци Креативне заједнице доступан је на адреси [creativecommons.org.rs/?page\\_id=74](https://creativecommons.org.rs/?page_id=74).

Univerzitet u Novom Sadu  
Prirodno-matematički fakultet

# **PRAKTIKUM IZ HEMIJE**

## **za studente fizike**

prof. dr Aleksandar Đorđević  
dr Danica Jović  
dr Ivana Borišev



Novi Sad, 2019

*"Сва права задржава издавач. Забрањена је свака употреба или трансформација електронског документа осим оних који су експлицитно дозвољени Creative Commons лиценцом која је наведена на почетку публикације."*

*"Sva prava zadržava izdavač. Zabranjena je svaka upotreba ili transformacija elektronskog dokumenta osim onih koji su eksplicitno dozvoljeni Creative Commons licencom koja je navedena na početku publikacije."*

---

Naziv udžbenika: „Praktikum iz hemije za studente fizike“

Autori: dr Aleksandar Đorđević,  
redovni profesor Prirodno-matematičkog fakulteta u Novom Sadu  
dr Danica Jović,  
naučni saradnik Prirodno-matematičkog fakulteta u Novom Sadu  
dr Ivana Borišev,  
naučni saradnik Prirodno-matematičkog fakulteta u Novom Sadu

Recenzenti: dr Ljiljana Vojinović Ješić,  
redovni profesor Prirodno-matematičkog fakulteta u Novom Sadu  
dr Jasna Adamov,  
redovni profesor Prirodno-matematičkog fakulteta u Novom Sadu  
dr Miljana Prica,  
vanredni profesor Fakulteta tehničkih nauka u Novom Sadu

Izdavač: Prirodno-matematički fakultet, Univerzitet u Novom Sadu,  
Trg Dositeja Obradovića 3, Novi Sad

Glavni i odgovorni urednik: dr Milica Pavkov Hrvojević,  
dekan Prirodno-matematičkog fakulteta u Novom Sadu

Redaktor: Anadol Gegić

Tehnička obrada slika i dizajn korica: dr Danica Jović

Pomoćni udžbenik praktikum „Praktikum iz hemije za studente fizike“ (elektronsko izdanje) je odobren za upotrebu odlukom Nastavno-naučnog veća Prirodno-matematičkog fakulteta u Novom Sadu na 18. sednici održanoj 14.11.2019. godine (rešenje broj 0602-646/9 od 15.11.2019.).

CIP - Каталогизација у публикацији  
Библиотеке Матице српске, Нови Сад

54(075.8)(076)

**ЂОРЂЕВИЋ, Александар, 1965-**

Praktikum iz hemije za studente fizike / Aleksandar Đorđević, Danica Jović, Ivana Borišev. - Novi Sad : Prirodno-matematički fakultet, 2019 (Novi Sad : [s. n.]). - 130, [6] str. : ilustr.

Dostupno i na:

[https://www.pmf.uns.ac.rs/studije/epublikacije/hemija/djordjevic\\_jovic\\_borisev\\_praktikum\\_hemija\\_z\\_a\\_studente\\_fizike.pdf](https://www.pmf.uns.ac.rs/studije/epublikacije/hemija/djordjevic_jovic_borisev_praktikum_hemija_z_a_studente_fizike.pdf). - Bibliografija.

ISBN 978-86-7031-529-7

1. Јовић, Даница, 1986- [аутор] 2. Боришев, Ивана, 1982- [аутор]  
а) Хемија -- Практикуми

COBISS.SR-ID 331874055

## Predgovor

Hemija je sve što nas okružuje, a gradivo odabranih poglavlja hemije sadržaj je ovog praktikuma. Praktikum je namenjen studentima prve godine osnovnih studija Fizike na Prirodno-matematičkom fakultetu u Novom Sadu za predmet Hemija, ali i svim studentima osnovnih studija koji izučavaju kurs Opšte i Neorganske hemije. Praktikum sadrži 10 jasno definisanih celina raspoređenih u vežbe sa teorijskim uvodom i odgovorajućim eksperimentalnim delom. Nakon svake vežbe studenti imaju priliku da odgovarajući na pitanja i zadatke provere i upotpune svoje znanje.

Ovaj praktikum je nastao sa željom da vama, studentima, obezbedimo lakše, zanimljivije i pristupačnije načine da savladate gradivo iz predmeta Hemija. Rad sa vama nam je pomogao da neprestano napredujemo i uvidimo koje su najčešće poteškoće u savladavanju gradiva. Nadamo se da ćete uživati u saznanjima i zajedničkom radu na putu otkrivanja lepota hemije.

Autori se posebno zahvaljuju recenzentima, prof. dr Ljiljani Vojinović Ješić i prof. dr Jasni Adamov, redovnim profesorima Prirodno-matematičkog fakulteta u Novom Sadu, kao i prof. dr Miljani Prica, vanrednom profesoru Fakulteta tehničkih nauka u Novom Sadu, koje su svojim sugestijama i dobronamernim savetima doprinele boljem kvalitetu ovog praktikuma.

*Autori*

Student \_\_\_\_\_ Broj indeksa \_\_\_\_\_

Studijski program \_\_\_\_\_

<b>Vežba</b>	<b>Datum</b>	<b>Overa</b>
1. OSNOVNI LABORATORIJSKI PRIBOR I LABORATORIJSKE OPERACIJE		
2. OSNOVNI HEMIJSKI ZAKONI, POJAM MOLA, FORMULE I JEDNAČINE		
3. OSNOVNI TIPOVI NEORGANSKIH JEDINJENJA		
4. RASTVORI		
5. BRZINA HEMIJSKE REAKCIJE I HEMIJSKA RAVNOTEŽA		
6. HEMIJSKA RAVNOTEŽA U HOMOGENIM SISTEMIMA, DISOCIJACIJA VODE I POJAM pH		
7. RAVNOTEŽE U VODENIM RASTVORIMA SOLI, HIDROLIZA, RAVNOTEŽE U RASTVORIMA TEŠKO RASTVORNIH JEDINJENJA		
8. OKSIDO-REDUKCIONE REAKCIJE		
9. NEORGANSKA HEMIJA NEMETALA		
10. NEORGANSKA HEMIJA METALA		

# OPŠTA HEMIJA

## VEŽBA 1.

### OSNOVNI LABORATORIJSKI PRIBOR I LABORATORIJSKE OPERACIJE

Laboratorijski pribor koji se koristi za izvođenje laboratorijskih ogleda i operacija se deli na osnovni i specijalni. U studentskim eksperimentalnim vežbama se najviše koristi osnovni laboratorijski pribor, a najčešći materijali od kojih je izrađen su: staklo, porcelan, plastika, metali, legure i drvo.

#### Hemijsko posuđe i pribor

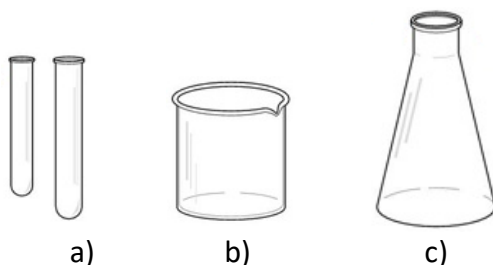
##### Stakleni i porcelanski laboratorijski pribor

Od staklenog pribora se najčešće koriste: epruvete, čaše, baloni sa ravnim i okruglim dnom, erlenmajeri, šolje za kristalizaciju i uparavanje, vegeglasi, sahatna stakla, levak (kvalitativni i kvantitativni), levak za odvajanje, eksikator. Laboratorijsko staklo je otporno na dejstvo svih kiselina izuzev fluorovodonične (HF). Sudovi od vatrostalnog stakla se neposredno nakon zagrevanja na otvorenom plamenu ne smeju stavljati na hladne radne površine ili hladiti pod mlazom vode zbog mogućnosti pucanja staklenog suda. Na slici 1.1. su prikazane a) epruvete, b) laboratorijska čaša i c) erlenmajer.

**Epruvete** se upotrebljavaju za izvođenje hemijskih reakcija na sobnoj ili povišenoj temperaturi sa malim količinama supstance. U epruvetu se reagensi dodaju maksimalno do  $1/4$  zapremine epruvete. Epruvete se odlažu u stalke za epruvete, koji mogu biti izrađeni od različitih materijala.

**Laboratorijske čaše** mogu biti različitih veličina i najčešće služe za izvođenje reakcija, zagrevanje rastvora, približno merenje zapremine, privremeno odlaganje/prihvatanje supstanci tokom izvođenja ogleda.

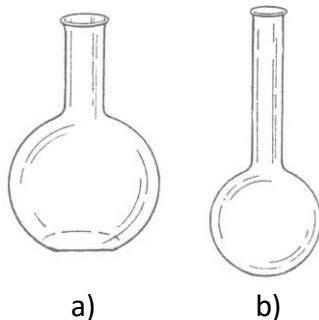
**Erlenmajeri** su sudovi od vatrostalnog stakla konusnog oblika koji služe za volumetrijske analize i izvođenje hemijskih reakcija. Erlenmajeri mogu biti različitih dimenzija, i najčešće su graduisani, sa ili bez šlifovanih zatvarača.



Slika 1.1. a) epruvete b) laboratorijska čaša c) erlenmajer



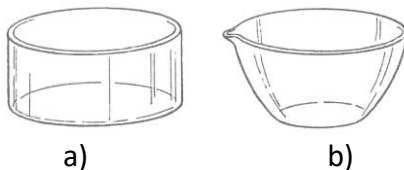
**Baloni** sa ravnim dnom (slika 1.2.a) se koriste za čuvanje i zagrevanje rastvora kao i za hvatanje gasova. Baloni sa okruglim dnom (slika 1.2.b) se koriste za hemijske sinteze, uparavanja pod sniženim pritiskom i zagrevanje tečnosti. Baloni sa odgovarajućim nastavcima se mogu koristiti za sastavljanje velikog broja aparatura.



Slika 1.2. Balon a) sa ravnim dnom b) sa okruglim dnom

**Šolje za kristalizaciju** (slika 1.3.a) i **uparavanje** (slika 1.3.b) služe za isparavanje manjih količina lako isparljivih rastvarača i obično nisu izrađene od vatrostalnog stakla.

**Sahatno staklo** služi za pokrivanje čaša i erlenmajera, odmeravanje čvrstih supstanci, izvođenja reakcija sa malim količinama supstanci, kao i za isparavanje malih količina rastvarača.

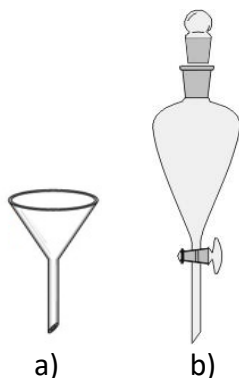


Slika 1.3. Šolja a) za kristalizaciju b) uparavanje

**Levkovi** su izrađeni najčešće od stakla i u zavisnosti od upotrebe se mogu podeliti na:

- običan levak sa dužim ili kraćim vratom (slika 1.4.a)
- levak za brzo filtriranje, ima vrat sa tankom cevčicom, kapilarom, a u samom levku postoje rebra koja podižu filter-papir i tako ubrzavaju proces filtriranja
- levak za prah sa malim širokim vratom za brzo presipanje prahova
- levak za odvajanje je kruškolik, ima čep, kratkog vrata sa slavinom i može biti graduisan (slika 1.4.b)
- levak za dokapavanje je valjkast, graduisan, sa brušenim čepom i dužim vratom i slavinom

- Bihnerov (Büchner) levak je od porcelana i sadrži ploču od sinteriranog stakla, ili rupičasti porcelan; služi za filtraciju pod sniženim pritiskom preko filterpapira
- levak za toplu filtraciju je bakarni ili čelični sud ispunjen vodom, i ima deo namenjen za zagrevanje plinskim plamenikom ili električnom strujom.

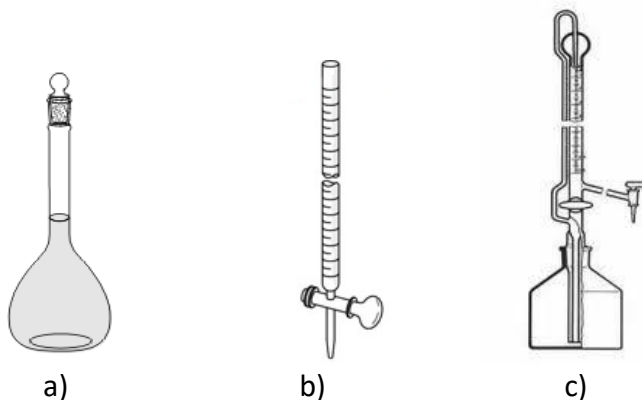


Slika 1.4. Levak a) običan b) za odvajanje

### Sudovi za merenje zapremine i pripremu rastvora

**Odmerne tivice** (slika 1.5.a) se koriste za pripremu rastvora. Predstavljaju staklene balone ravnog dna i dugačkog vrata sa brušenim zapašaćem i vidljivo ugraviranom mernom crtom do koje treba napuniti sud da bi se dobila graduisana zapremina. Mogu biti različitih zapremina: 5, 10, 25, 50, 100, 250, 500 i 1000 ml. Odmerne tivice su najčešće kalibrisane na temperaturi od 20 °C.

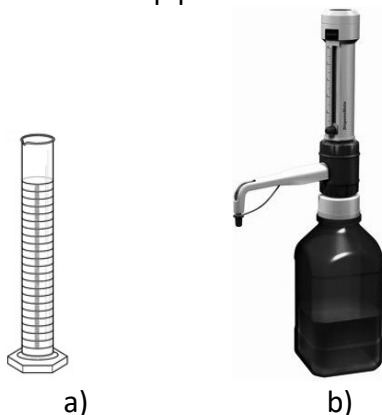
**Birete** (slika 1.5.b) su staklene graduisane cevi sa slavinom na jednom kraju. Najčešće su graduisane u opsegu 1-100 ml i kalibrisane su na temperaturi od 20 °C.



Slika 1.5. a) odmerna tikvica b) bireta c) poluautomatska bireta

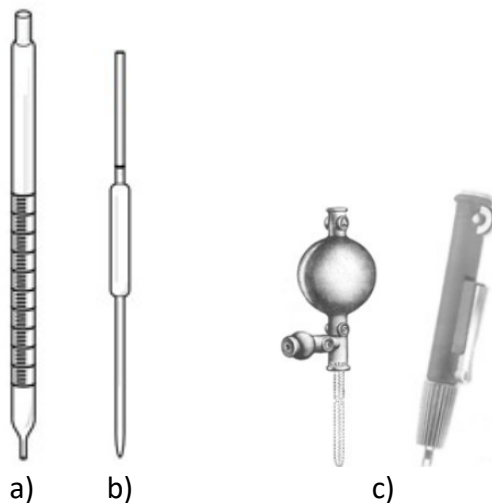
**Menzure** su najčešće stakleni, mada mogu biti i plastični, graduisani sudovi koji služe za približno merenje zapremine (slika 1.6.a).

**Dispensori** (slika 1.6.b) služe za brzo, manje tačno odmeravanje zadate zapremine. Menzurama i dispenserima se postiže manja tačnost merenja u poređenju sa biretom i automatskom pipetom.

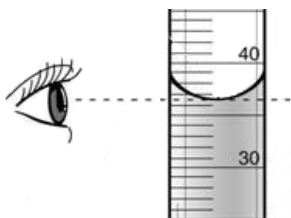


Slika 1.6. a) menzura b) dispensor

**Pipete** služe za odmeravanje zapremine neke tečnosti. Donji kraj pipeta izvučen je u kapilaru. Graduisane pipete (slika 1.7.a) su cilindrične staklene cevi, graduisane na cele brojeve, a svaki ml je dodatno graduisan. Graduisanje je izvršeno odozgo prema dole, tako da se nulta oznaka nalazi na vrhu pipete. Graduisane pipete su manje precizne od trbušastih. Trbušaste pipete (slika 1.7.b) služe za odmeravanje samo jedne, određene zapremine, dok graduisane služe za odmeravanje različitih zapremina. Kalibrisanje se vrši obično na 20 °C.



Slika 1.7. Pipete: a) graduisana b) trbušasta c) propipete



Odmeravanje određene zapremine tečnosti pomoću pipeta se naziva pipetiranje. Pri očitavanju zapremine gleda se donji menisk kao što je prikazano na slici 1.8.

Slika 1.8. Pravilno očitavanje zapremine tečnosti

U slučaju da pipeta nije bila suva, pre pipetiranja je treba isprati sa malo rastvora koji će se odmeravati. Propipeta (slika 1.7.c), gumeni/plastični nastavak za pipete, stavlja se na gornji otvor pipete i koristi se za pipetiranje rastvora. Pipetiranje ustima nije preporučljivo i na vežbama nije dozvoljeno, jer se ne smatra bezbednim postupkom.

Nakon uvlačenja tečnosti u pipetu, držeći pipetu vertikalno tako da merna crta bude u visini očiju, smanjuje se pritisak propipete na otvor tako da rastvor može, kap po kap, da otiče iz pipete do željene zapremine. Kada nivo, tačnije, donji deo meniska tečnosti dođe tačno na mernu crtu, oticanje rastvora se zaustavlja. Rastvor se izliva iz pipete tako da se donji kapilarni kraj pipete nasloni na unutrašnji zid suda u koji treba rastvor preneti, pritisak se smanji i pusti da rastvor lagano isteče iz pipete. U pipeti obično ostane kap-dve rastvora, ali se one ne smeju izduvavati i ta zaostala zapremina je uračunata prilikom kalibracije pipete.



**Automatske pipete** (slika 1.9.) služe za tačno odmeravanje različitih zapremina, od 1  $\mu$ l do 10 ml. Zapremina na automatskim pipetama se podešava ručno okretanjem točkića. Automatske pipete imaju jednokratne plastične nastavke za prihvatanje zadate zapremine. Automatske pipete mogu biti jednokanalne i višekanalne.

Slika 1.9. Jednokanalna automatska pipeta sa nastavkom

**Keramički tigl** za žarenje (slika 1.10.a) se koristi za žarenje i spaljivanje uzoraka materije ili taloga sa filter-papira uz pomoć plamenika ili električne peći za žarenje. Glaziran je i sme se zagrevati do 1100 °C. Porcelanski lončići često su opremljeni i porcelanskim poklopcem.

**Avan** (slika 1.10.b) je vrsta laboratorijskog posuđa namenjena usitnjavanju, grubom mlevenju, homogenizaciji uzorka. Najčešće se izrađuje od keramike ili stakla, a može biti i od ahata ili legura metala.



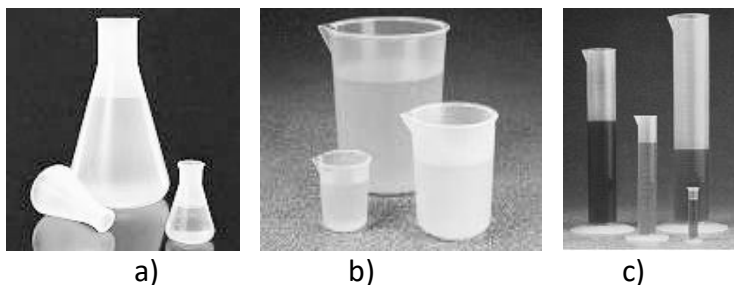
a)

b)

Slika 1.10. a) keramički tigl za žarenje b) keramički avan sa tučkom

### Plastični pribor

Plastični pribor u hemijskoj laboratoriji se pretežno koristi za čuvanje tečnosti, uzoraka i jednokratno odmeravanje zapremine (slika 1.11.). Tečnosti sa kojima se radi ne smeju reagovati sa plastičnim materijalima. Važno je napomenuti da je plastični pribor termonestabilan i da se ne sme zagrevati na direktnom plamenu, već samo u vodenim kupatilima.



a)

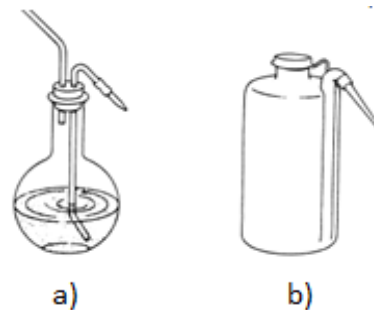
b)

c)

Slika 1.11. Plastični a) erlenmajeri b) čaše c) menzure

Osnovni tipovi boca za destilovanu vodu su prikazani na slici 1.12.

Slika 1.12. Boce za destilovanu vodu: a) staklena b) plastična












a)

b)

**Reagens-boce** za čuvanje hemikalija mogu biti izrađene od stakla, plastike, sa različitim zatvaračima (od brušenog stakla, sa kapalicom, gumeni, plutani, plastični, silikonski). Smeđe staklo se koristi za čuvanje fotoosetljivih supstanci. Reagens-boca za tečnosti ima užo grlo prilagođeno za doziranje tečnosti, dok su reagens-boce za čvrste supstance sa širokim grlom. U zavisnosti od prirode supstance boce se zatvaraju različitim zapašaćima.

Sve reagens-boce moraju imati jasno napisane etikete sa podacima o sadržaju boce. Boce sa kojih se ne može pročitati sadržaj se ne smeju koristiti u eksperimentima. Etikete na originalnim (fabričkim) pakovanjima imaju: tačno ime supstance, podatke o atomskoj ili molekulskoj masi, stepen čistoće, način čuvanja, piktogram koji označavaju specifična svojstva hemikalija, koncentraciju rezidualnih supstanci, datum proizvodnje, rok trajanja, naziv firme i druge podatke u zavisnosti od prirode supstance. Na slici 1.13. su predstavljeni različiti piktogrami.

	Eksplozivno (E)		Zapaljivo (F) Samozapaljivo (F <sup>+</sup> )		Oksidativno
	Otrovno (T) Jako otrovno (T <sup>+</sup> )		Štetno (Xn) Nadražujuće (Xi)		Nagrizajuće tj. korozivno (C)
	Opasno po zdravlje		Štetno za okolinu (N)		Biohazard (B)

Slika 1.13. Piktogrami sa nazivima i odgovarajućim skraćenicama

Po stepenu čistoće hemikalije se mogu podeliti na:

- ✓ sirove ili tehničke (crudum)
- ✓ očišćene (depuratum), podvrgnute najjednostavnijem prečišćavanju, sadrže dosta primesa
- ✓ čiste (purum), prečišćen proizvod sa malom količinom primesa
- ✓ hemijski čiste (purissum), sadržaj nečistoća u zanemarljivim količinama
- ✓ analitički čiste (pro analysis p.a.), najčistiji proizvod sa deklaracijom o tragovima nečistoća
- ✓ spektroskopski čist (spect. pur.), najčistiji metali bez prisustva drugih elemenata.

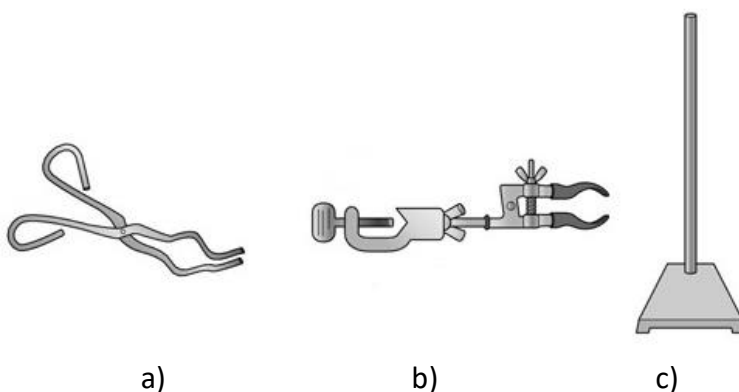
Prilikom korišćenja tečnih supstanci iz reagens-boca treba obratiti pažnju na sledeće:

- ✓ pri sipanju tečnosti reagens-boca i zatvarač se drže u jednoj ruci
- ✓ uzimati minimalnu količina reagensa i višak nikada ne vraćati u reagens-bocu
- ✓ poslednja kap se ne sme slivati niz spoljne zidove epruvete ili boce
- ✓ brušene delove reagens boce treba uvek držati čistim
- ✓ vodene rastvore alkalija ili soli koje hidrolizuju zatvarati gumenim čepom (na brušenom čepu se formiraju alkalni karbonati, koji zaptivaju bocu).

## Metalni pribor

Pribor od metala koji se koristi u laboratorijskoj praksi se najčešće izrađuje od gvožđa ili njegovih legura i mesinga.

**Metalne mašice** (slika 1.14.a) se koriste za prihvatanje vrućih predmeta. Za sastavljanje aparatura se koriste **metalni stativ** (slika 1.14.c) na koji se jednostavno montiraju razne spojnice, prsten za levak, držači za hladnjak. Ovo se vrši pomoću kleva (slika 1.14.b). Da bi se sprečilo pucanje staklenog pribora hvataljke, kao i držači za hladnjak, iznutra su obloženi plutom, a krajevi su im zaštićeni gumom. Metalni tronožac se koristi kao držač metalne azbestne mrežice preko koje se zagrevaju stakleni sudovi na plameniku. Liftovi se koriste za podešavanje visine kod sklapanja hemijskih aparatura.



Slika 1.14. Metalni pribor: a) mašice b) kleva c) stativ

## Osnovne operacije u hemijskoj laboratoriji

### Zagrevanje

U laboratorijama su se za zagrevanje na otvorenom plamenu ranije najčešće koristile špiritusne grejalice, a danas plamenici (slika 1.15.). Najčešće korićen plamenik je Bunzenov (Bunsen). Gorivo u Bunzenovom plameniku je smeša propana i butana. Maksimalna temperatura koja se njime može postići iznosi oko 1300 °C. Osim za zagrevanje, može se koristiti za kvalitativnu analizu jedinjenja alkalnih i zemnoalkalnih metala bojenjem plamena.

Za indirektno zagrevanje se koriste vodena, uljana i peščana kupatila, kao i grejne električne ploče. Zagrevanje se često koristi u svrhu bržeg rastvaranja, iniciranja i ubrzavanja hemijskih reakcija. Zagrevanje na otvorenom plamenu ne omogućava preciznost i održavanje konstantne temperature. Za održavanje konstantnih temperaturnih uslova se koriste uljana, peščana i vodena kupatila.

Za zagrevanje reakcione smeše u epruveti se može koristiti otvoreni plamen ili vodeno kupatilo, kako je predstavljeno na slici 1.15. Epruveta spolja mora biti suva kako bi se bezbedno mogla zagrevati na otvorenom plamenu. Donji deo epruvete se u plamen unosi pod uglom, pažljivo i postepeno zagreva celokupna zapremina pomeranjem epruvete levo-desno i rotiranjem oko njene duže ose. Za sporije zagrevanje do 100 °C sadržaj epruvete se zagreva na vodenom kupatilu. Vodeno kupatilo se može napraviti koristeći laboratorijsku čašu od vatrostalnog stakla u kojoj se nalazi voda. Čaša se postavlja na azbestnu mrežicu i direktno zagreva na plamenu.

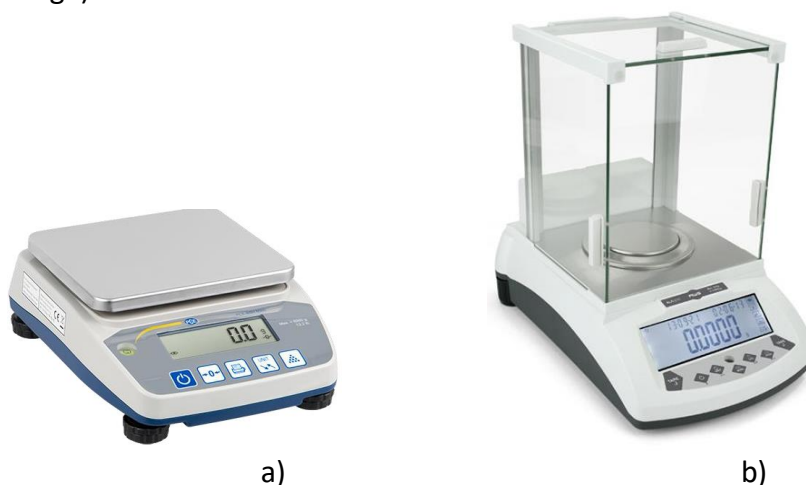


Slika 1.15. Zagrevanje tečnosti u epruveti na otvorenom plamenu Bunzenovog plamenika



## Merenje mase

Vage su instrumenti za merenje mase i mogu se klasifikovati po tačnosti merenja. Pored klasičnih vaga, danas su sve više u upotrebi automatske električne vage, koje u odnosu na klasične pružaju veću tačnost i jednostavnije rukovanje (slika 1.16.). Pri korišćenju, elektronsku automatsku vagu treba uključiti, sačekati nekoliko sekundi, i ukoliko se automatski ne podesi nula vage, pritisnuti taster sa oznakom „T“ (tariranje vage), nakon čega se na ekranu pojavljuje 0,00 g (merenje na dve decimale kod tehničkih vaga) ili 0,0000 g (merenje na četiri decimale kod analitičkih vaga).



Slika 1.16. Elektronske automatske vage: a) tehnička b) analitička

**Osnovna pravila** kojih se treba pridržavati pri merenju na elektronskim vagama su sledeća:

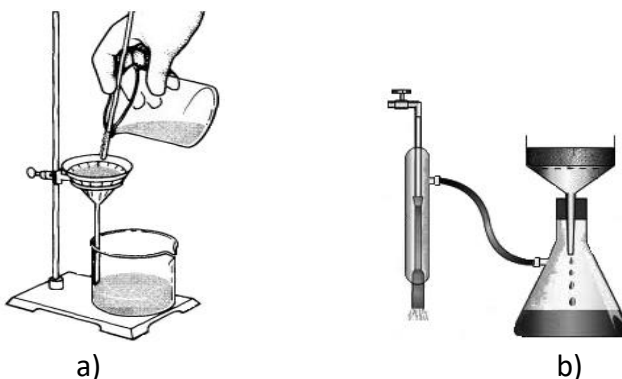
- ✓ Pre početka merenja proverava se da li je vaga u horizontalnom položaju pomoću ugrađene libele. Ako nije, položaj vage se podešava zavrtanjem nožica. Pre podešavanja nule na vagi, tas vage treba da je prazan, čist i suv.
- ✓ Supstance se nikad ne stavljaju direktno na tas vage, već se odmeravaju u laboratorijskoj čaši, na sahatnom staklu, u lađici za merenje ili nekom drugom podesnom sudu.
- ✓ Sve posude za odmeravanje koje se stavljaju neposredno na tas vage moraju biti potpuno hladne, suve i čiste.
- ✓ Svaka vaga ima svoj maksimalni kapacitet merenja, koji se ne sme prekoračiti.
- ✓ Ako se u okviru istog ogleđa više puta vrši merenje, mora se koristiti ista vaga.

## Dekantovanje i ceđenje

Čvrste čestice iz tečnosti mogu se izdvojiti dekantovanjem, ceđenjem (filtracijom) ili centrifugiranjem.

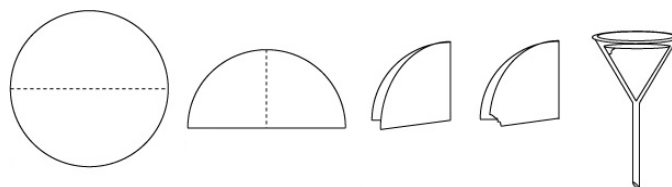
**Dekantovanje** (odlivanje) je pogodno u slučaju odvajanja taloga koji se lako taloži (precipitira), a zasniva se na odlivanju rastvora iznad taloga, nakon čega se talog ponovo prelije svežom tečnošću za ispiranje i sačeka neko vreme da se istaloži. Ovu operaciju treba ponoviti više puta. Na kraju, u posudi zaostaje talog sa malom količinom tečnosti za ispiranje.

**Ceđenje** (filtriranje) se uglavnom vrši preko filter-hartije. Prečnik pora u filter-hartiji se kreće od 100 nm do 10  $\mu\text{m}$ . Za kvalitativnu filtraciju se najčešće koristi rebrasta filter-hartija. Kvantitativne filter-hartije su većinom kružnog oblika i grupisane su po veličini pora. Što su pore manje, kroz njih se može cediti talog sitnijih čestica. Ako se nakon ceđenja zadržava i talog, u levak se stavlja obično savijena filter-hartija. Ako se za dalji rad zadržava samo filtrat, cedi se preko rebrasto savijene filter-hartije (kojom se postiže brže ceđenje).



Slika 1.17. a) ceđenje b) ceđenje preko Bihnerovog levka

Obično savijena filter-hartija se priprema tako što se u zavisnosti od veličine levka iseče kvadrat odgovarajuće veličine, savije u četvrtinu, preklopi i kružno iseče (slika 1.18.). Njen rub treba da je oko 1 cm ispod ruba levka. Nakon toga se četvrtina hartije odvoji, i formirajući levkast oblik stavi u levak.



Slika 1.18. Prikaz pravilnog savijanja filter-hartije

Suva filter-hartija se pokvasi rastvaračem kojim se talog ispira da bi bolje prijanjala uz zidove levka, i namesti tako da između hartije i zidova levka ne bude vazdušnih kanala i mehurića. Levak je u toku ceđenja smešten u prsten za držanje levka, koji je fiksiran za stalak. Pri ceđenju, rastvor sa talogom se prenosi na filter-hartiju niz stakleni štapić, koji je prislonjen na sredinu filter-hartije (nikako na sam vrh ili dno) (slika 1.17.a). Nivo rastvora sa talogom na filter-hartiji može maksimalno dopirati do 2/3 visine hartije.

Tokom ceđenja, izduženi deo levka treba da dodiruje unutrašnji zid posude u koju se sakuplja filtrat, jer nastali kontinualni stub tečnosti ubrzava ceđenje, a filtrat ne prska po radnom prostoru. Pri ispiranju, talog treba da je prekriven tečnošću za ispiranje, a svež rastvor se na talog dodaje onda kada je prethodni potpuno proceđen. Talog se ispira više puta malom količinom tečnosti. Pri tom treba oprati nekoliko puta i rub filter-hartije. Nakon završenog ceđenja, hartija sa talogom se pažljivo izvadi iz levka, obazrivo otvori i sa stranom gde se talog nalazi stavi na sahatno staklo. Preko vlažne filter-hartije se stavlja suva, da bi se zaostala tečnost maksimalno pokupila, nakon čega se talog lako može odvojiti od filter-hartije. Ovakav talog je uvek onečišćen sitnim papirnim vlaknima, što se može izbeći upotrebom impregnisane filter-hartije. Talog sa filter-hartijom se može kratko prosušiti i u sušnici.

Daleko se brže i bolje cedi pod smanjenim pritiskom (vakuumom) preko Bihnerovog levka, koji je prikazan na slici 1.17.b). Vodeno-vazдушna pumpa (vakuum), vezana je pojačanim gumenim crevom za slavinu. Pri dovoljnom pritisku vodenog mlaza, voda koja izlazi iz suženog dela pumpe povlači vazduh iz okoline koji odlazi u odvodnu cev sa vodom. Tako se smanjuje pritisak koji ima usisnu moć.

Pribor za ceđenje se sastoji od Bihnerovog, najčešće porcelanskog, levka i boce od debljeg stakla (vakuum-boca). Levak je povezan sa vakuum-bocom (preko gumenog zapušača koji hermetički zaptiva), a boca je preko gumenog creva povezana sa vakuum-pumpom. Na dno levka se postavlja kružno isečena filter-hartija, koja ne sme da naleže na zidove levka, niti da se nabere nakon kvašenja. Pre upotrebe, filter-hartiju treba pokvasiti da bi potpuno prionula na levak. Po završenom ceđenju prvo se skida levak, a tek posle zatvara dovod vode, inače se usled promene pritiska voda povlači u vakuum-bocu. Talog se na Bihnerovom levku ispira tako što se nakon prolaska tečnosti kroz talog slavina otvori i sipa se nova tečnost za ispiranje. Tečnost se cedi do poslednje kapi tek po završenom ispiranju. Nakon skidanja levka sa vakuum-boce, filter-hartija sa talogom se pažljivo izvadi špatulom.

## Ekstrakcija

Ekstrakcija se primenjuje za razdvajanje supstanci smeše iz tečne faze. Ekstrakcija se zasniva na preraspodeli jedne supstance između dve tečne faze, koje se međusobno ne mešaju, a u kojima je rastvorljivost date supstance različita. Razmena supstance između dve faze se vrši samo na njihovoj graničnoj površini. Ekstrakcija će biti efikasnija ako je dodirna površina veća, što se postiže mućkanjem faza i izvodi se u levku za odvajanje (slika 1.4. b). Maksimalna zapremina u levku ne sme prelaziti  $2/3$  zapremine levka. Zatvoren levak se drži obema rukama, pridržavajući istovremeno brušeni čep i slavinu, u položaju okrenutom slavinom na gore, i snažno mućka, uz povremeno otvaranje slavine, u cilju izjednačavanja spoljašnjeg i unutrašnjeg pritiska. Nakon nekoliko minuta, levak se postavi u prsten za držanje levka, koji je pričvršćen za stalak, izvadi se brušeni čep i sačeka se da se formira jasna granica između slojeva dve tečnosti. Zatim se kroz slavinu pažljivo ispusti donji sloj (tečnost sa većom gustinom).

Postupak ekstrakcije se ponavlja nekoliko puta sa manjom zapreminom ekstragensa (tečna faza koja dobro rastvara željenu supstancu iz smeše) u cilju efikasnijeg odvajanja. Iz ekstrakta (ekstrahovana čista supstanca i ekstragens) se čista supstanca izdvaja destilacijom, sublimacijom ili uparavanjem ekstragensa.

## Destilacija

Destilacija je proces u toku kojeg se tečnost u prvom delu aparature prevodi u parnu fazu, a u drugom delu aparature kondenzuje u tečnost. Tokom procesa obične destilacije može se odvojiti lako isparljiva tečnost od npr. slabo isparljive nečistoće, dok se npr. u postupku frakcione destilacije komponente smeše tečnosti odvajaju na frakcije na osnovu razlike u tačkama ključanja. Aparatura za običnu destilaciju je predstavljena na slici 1.19. Osnovni delovi aparature su: grejno telo sa kontrolom temperature zagrevanja, balon sa okruglim dnom, nastavak za destilaciju, termometar, kondenzator (hladnjak), staklena lula i prihvatni sud. Aparatura mora biti paralelno i dobro fiksirana za dva metalna stativa. Za jedan stativ je fiksiran u vertikalnom položaju balon za destilaciju, a za drugi hladnjak. Hladnjak je jednim krajem povezan sa balonom za destilaciju, a drugim krajem preko staklene lule sa odgovarajućim prihvatnim sudom.

Prihvatni sud ne sme biti hermetički povezan sa lulom jer pri destilaciji u potpuno zatvorenom sistemu rastući pritisak može izazvati pucanje aparature. Brušene delove aparature pre sastavljanja aparature (u cilju boljeg zaptivanja) treba namazati vakuum-mašću. Nakon sastavljanja aparature, hladnjak se preko donjeg creva priključuje na protočnu vodu. Voda za hlađenje se polako i

postepeno dovodi odozdo iz dva razloga: delom se ostvaruje princip kontrastiranja tako što zagrejana voda za hlađenje hladi vrelu paru, dok hladna voda za hlađenje hladi ohlađen destilat, a istovremeno se iz hladnjaka tako istiskuje vazduh i sprečava se pregrevanje vrha hladnjaka vrelin parama rastvarača. Gumenim crevom se preko gornje cevčice hladnjaka protočna voda iz hladnjaka odvodi u slivnik.



Slika 1.19. Aparatura za destilaciju pod atmosferskim pritiskom

Balon za destilaciju se puni tečnošću maksimalno do  $\frac{2}{3}$  zapremine. U cilju ravnomernijeg ključanja u hladnu tečnost se obavezno stavljaju 2-3 kamenčića za ključanje (od aluminijum-silikatnog minerala) ili staklene kuglice. Pri destilaciji zapaljivih supstanci, balon se zagreva preko vodenog kupatila ili električne grejne obloge. Termometar se postavlja tako da živin rezervoar bude 2-3 mm ispod nivoa odvodne cevi balona. Na ovaj način se temperatura para može tačno očitati. Ako se destilacijom prečišćava neka tečnost, prvu frakciju destilata (nekoliko ml) treba odbaciti zbog ispiranja aparature. Po završetku destilacije u balonu treba da ostane oko 10% početne zapremine tečnosti. Destilacija se zaustavlja prekidanjem zagrevanja, sačeka se neko vreme, pa se zatvori dovod vode, da bi se nakon hlađenja balona aparatura rastavila.

**Sublimacija** je pojava direktnog prelaza supstance iz čvrstog u gasovito agregatno stanje. Veoma mali broj supstanci (jod, živa(II)-hlorid, arsen(III)-oksid, naftalen) ima ova svojstva, zbog čega se sublimacija u retkim slučajevima koristi kao metoda za izdvajanje supstance iz smeše sa drugim supstancama, ili pak za njeno prečišćavanje. Najjednostavnija aparatura za sublimaciju sastoji se od laboratorijske čaše u kojoj se nalazi smeša pokrivena sahatnim staklom ili balonom sa okruglim dnom. Na sahatno staklo/u balon se sipa hladna voda da bi se nakon

zagrevanja čaše i sublimacije pare supstance desublimovale na kontaktnoj površini stakla/balona i prevele u kristale.

**Kristalizacija** je postupak kojim se rastvorena supstanca (rastvorak) izdvaja iz rastvora u čvrstom kristalnom stanju. U većini slučajeva izdvajanje kristala se postiže hlađenjem vrelog rastvora supstance, a zasnovano je na manjoj rastvorljivosti supstance na nižim temperaturama. Izdvajanje kristala se može inicirati povećanjem koncentracije jednog od graditelja kristala u rastvoru. Do izdvajanja kristala dolazi i dodatkom nekog drugog rastvarača, koji se lako meša sa osnovnim rastvaračem, a u kojem se data supstanca ne rastvara. Veličina kristala zavisi od uslova kristalizacije. Tako, ako se rastvor tokom kristalizacije intenzivno meša, nastaju sitniji kristali, jer mešanje povećava broj kristalizacionih centara. Ako se rastvor ostavi na sobnoj temperaturi da polako uparava (sporo zasićuje), nastaju krupniji kristali. Zato se u cilju dobijanja krupnijih kristala rastvor nikada ne uparava do zasićenja, već se skida sa vodenog kupatila ranije, pokrije sahatnim staklom i ostavi da stoji (postepeno hlađenje). Kristalizacija se može ubrzati unosom kristala rastvorene supstance (pelcovanje), ili trljanjem o unutrašnji zid posude staklenim štapićem. U cilju prečišćavanja supstance često se vrši prekristalizacija i supstanca se u tu svrhu potpuno rastvori u odgovarajućem rastvaraču i ostavi da ponovo kristališe. Nečistoće mogu biti nerastvorene u datom rastvaraču, pa se uklanjaju ceđenjem, ali jedan njihov deo ipak ostaje rastvoren u matičnom lugu (rastvor iz kojeg su se kristali izdvojili). Prekristalizacija je uvek praćena određenim gubitkom supstance.

### **Uparavanje**

U toku laboratorijskog rada često treba koncentrovati rastvor, ili iz njega u potpunosti odstraniti rastvarač, što se postiže uparavanjem rastvora, odnosno isparavanjem rastvarača. Pri uparavanju, iz rastvora odlazi samo rastvarač ili isparljiva supstanca, a kako se isparavanje dešava na površini rastvora, za tu svrhu se koristi šolja za uparavanje, kristalizaciju (slika 1.3 a) ili laboratorijska čaša (1.1. a) kako bi površina isparavanja bila što veća. Rastvori termoosetljivih supstanci se uparavaju na sobnoj temperaturi. Za uparavanje rastvora na povišenoj temperaturi se koristi vodeno kupatilo.

### **Sušenje čvrstih supstanci**

Sušenjem se sa površine i iz unutrašnjosti čvrstih supstanci odstranjuje vezana tečnost, a to je u najvećem broju slučajeva voda. Najlakše je odstraniti vodu adsorbovanu po površini supstance. Kristalnu vodu ugrađenu u kristalnu rešetku i hemijski vezanu vodu je daleko teže odstraniti i taj postupak se radi uz

povišene temperature. Sušiti se može vršiti na sobnoj temperaturi, zagrevanjem u zatvorenom prostoru, pomoću dehidratacionih sredstava, a često i vakuumom. Koji će se od navedenih načina primeniti, zavisi od osobina supstance i od toga do koje mere je želimo osušiti.

Na sobnoj temperaturi se suše termoosetljive supstance. Pri sušenju kristali se prvo sprae, rašire po filter-hartiji, na sahatnom staklu ili po nekoj drugoj površini i odozgo pokriju filter-hartijom da se ne zaprljaju od čestica prašine. Za sušenje se najčešće koristi električna sušilica, koja ima regulator temperature i posebni otvor za ventilaciju, preko kojeg odlazi vodena para. Supstance koje prilikom sušenja oslobađaju štetne i korozivne gasove se suše na peščanom kupatilu postavljenom u digestoru. Sušenje se vrši u porcelanskoj posudi uronjenoj u pesak.

U slučaju sušenja dehidratacionim sredstvom koristi se eksikator, u kojem se pored bezvodnih, suše i supstance iz kojih treba odstraniti kristalnu vodu. Na dno eksikatora se stavlja dehidrataciono sredstvo (punjenje), direktno na staklo ili (radi brže zamene) u šolju za kristalizaciju. Na uložak eksikatora se stavlja supstanca na sahatnom staklu, u šolji za kristalizaciju ili u porcelanskoj šolji. U cilju hermetičkog zaptivanja, brušeni deo eksikatora i njegovog poklopca treba tanko namazati vakuum-mašču. Najčešća dehidrataciona sredstva u eksikatoru su: bezvodni kalcijum-hlorid, fosfor(V)-oksid, silikagel, molekulska sita.

## Pranje hemijskog posuđa

U zavisnosti od prirode supstanci ili hemijskih reakcija bira se i adekvatan način pranja hemijskog posuđa. Stakleno hemijsko posuđe se pere vodom, komercijalnim sredstvima za pranje i četkama za pranje (slika 1.20.). Sudovi se ispiraju pod mlazom vode i dva puta ispiraju destilovanom vodom iz špric-boce, vodeći računa da se ispere i spoljašnja i unutrašnja strana suda. Posuđe se nakon ispiranja ostavlja na stalku da se ocedi, a potom osuši na 110 °C- 120 °C u sušnici.



Slika 1.20. Četka za pranje hemijskog posuđa

Hemijsko čišćenje posuđa se može vršiti na nekoliko načina: hromsumpornom kiselinom (5 g kalijum-dihromata u 100 ml koncentrovane sumporne kiseline), carskom vodom (3:1 zapreminski odnos koncentrovane hlorovodonične kiseline i azotne kiseline) ili etanolnim rastvorom kalijum-hidroksida (30% rastvor kalijum-hidroksida u etanolu). Hemijsko čišćenje posuđa zahteva posebnu opreznost u radu zbog veoma agresivnih i toksičnih rastvora za

pranje. U zavisnosti od prirode onečišćenja mogu se koristiti i određeni organski rastvarači kao što su: aceton, etanol, petrol-etar i drugi. Prilikom hemijskog čišćenja ne smeju se upotrebljavati četke za pranje. Plastično posuđe se pere samo vodom i sredstvima za pranje.

## **Eksperimentalni deo**

### **1. Prekristalizacija kalijum-nitrata**

**Pribor i hemikalije:** tehnička vaga, sahatno staklo, čaša od 100 cm<sup>3</sup>, menzura od 10 cm<sup>3</sup>, plamenik, tronožac, azbestna mrežica, stakleni štapić, stativ sa prstenom, levak, filter-papir, porcelanska posuda, Bihnerov levak, špatula, led, destilovana voda, 5 g nečistog kalijum-nitrata.

**Postupak:** Odmeriti na vagi tačno 5 g nečistog kalijum-nitrata i uz zagrevanje ga u čaši rastvoriti u 10 cm<sup>3</sup> destilovane vode. Pripremiti pribor za filtriranje i rastvor profiltrirati u porcelansku posudu, zatim posudu ohladiti u smeši leda i vode. Iskristalisani čisti kalijum-nitrat treba odvojiti od matičnog rastvora filtriranjem kroz Bihnerov levak. Porcelanski sud isprati od zaostalih kristala što manjom zapreminom hladne vode. Dobijenu smešu prebaciti u Bihnerov levak. Staklenim štapićem ravnomerno rasporediti talog u Bihnerovom levku i pustiti da se osuši uz sniženi pritisak. Skinuti levak, preokreniti ga i blagim udaranjem po levku prebaciti kristale zajedno sa filter-papirom na prethodno izmeren suvi papir. Ostatak kristala koji su se zadržali na filter-papiru lagano sastrugati špatulom. Izmeriti prečišćen kalijum-nitrat zajedno sa prethodno izmerenim papirom. Izračunati prinos.



## 2. Razdvajanje komponenata i određivanje procentnog sadržaja heterogene smeše

**Pribor i hemikalije:** tehnička vaga, sahatno staklo, kašičica, magnet, čaša 100 cm<sup>3</sup>, plamenik, tronožac, azbestna mrežica, magnet, stativ sa prstenom, levak, filter-papir, opiljci gvožđa, jod, natrijum-hlorid, kvarcni pesak, voda.

**Postupak:** Mase svih supstanci koje se doziraju kašičicom prvo izmeriti na vagi. Na sahatno staklo staviti izmerenih pola kašičice opiljaka gvožđa, na vrh kašičice kristala joda, pola kašičice kvarcnog peska i pola kašičice natrijum-hlorida. Heterogenu čvrstu smešu izmeriti na tehničkoj vagi. Opiljke gvožđa pokupiti magnetom i izmeriti, a preostalu smešu preneti u staklenu čašu. Čašu poklopiti sahatnim staklom ili balonom sa okruglim dnom sa malo hladne vode i smešu zagrevati na plameniku sve do prestanka izdvajanja ljubičastih para joda. Kristalni jod skinuti sa sahatnog stakla i izmeriti. U preostalu smešu kvarcnog peska i natrijum-hlorida dodati oko 20 cm<sup>3</sup> ključale vode, promešati i profiltrirati kroz kvalitativnu filter-hartiju u prethodno izmerenu posudu. Kvarcni pesak ponovo isprati i ponoviti postupak filtriranja. Vodeni rastvor natrijum-hlorida upariti, zatim izmeriti masu posude, koja je prethodno izmerena, sa suvim ostatkom. Preostali kvarcni pesak osušiti i izmeriti. Izračunati procentni sastav smeše i u procentima odrediti efikasnost razdvajanja svake komponente.

Tabela 1.1. Određivanje sadržaja heterogene smeše

Supstanca	Masa (g) Izmerene komponente smeše	Masa (g) Izdvojene komponente smeše	Maseni udeo komponente u smeši (%)	Efikasnost Razdvajanja komponente iz smeše (%)
Jod				
Opiljci gvožđa				
Natrijum- hlorid				
Kvarcni pesak				
	Σ=	Σ=	Σ=	Σ=

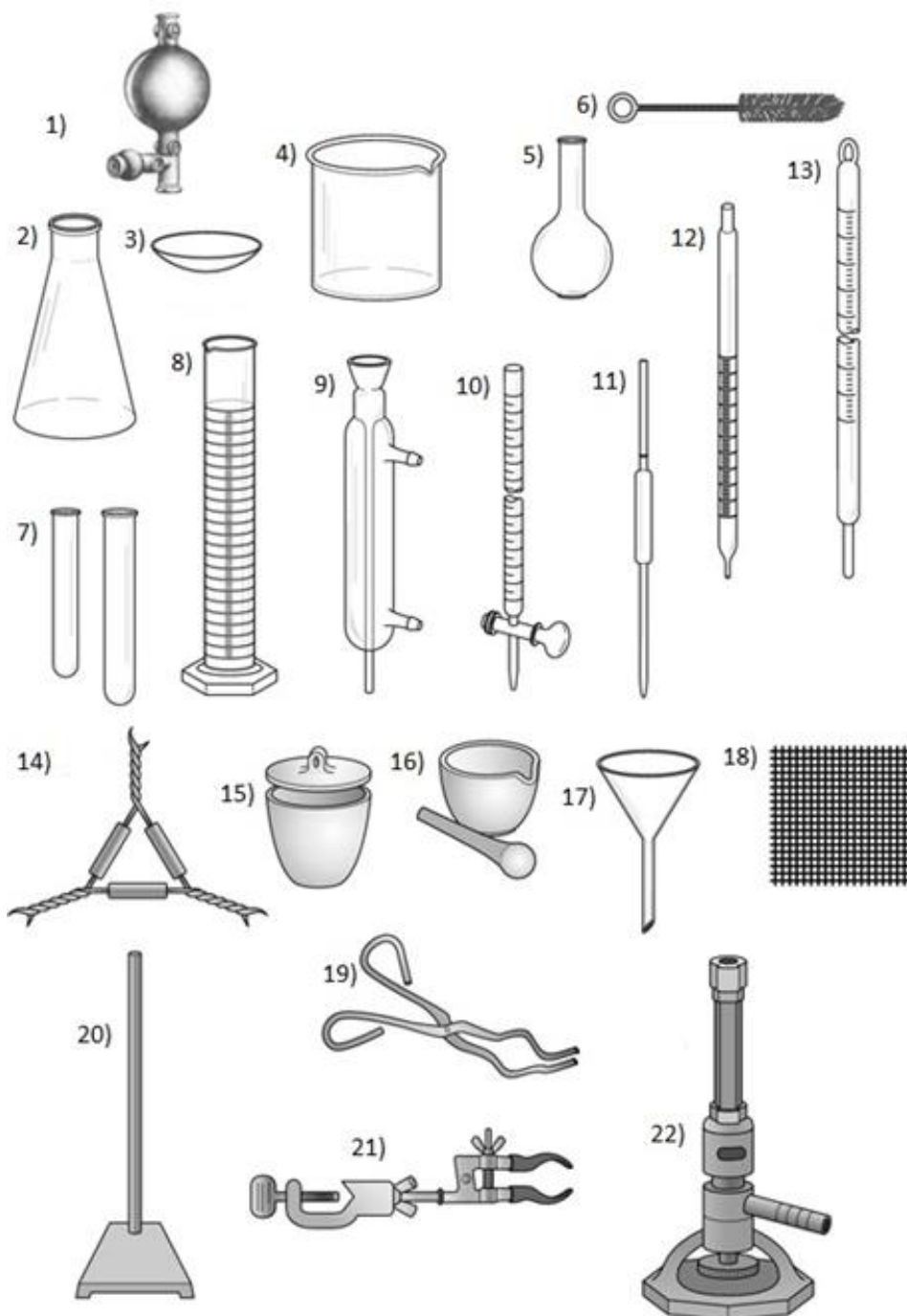
### 3. Razdvajanje smeše ekstrakcijom

**Pribor i hemikalije:** levak za odvajanje od 100 cm<sup>3</sup>, metalni prsten, stativ, menzura od 25 cm<sup>3</sup>, čaše od 50 cm<sup>3</sup>, jod, toluen, voda.

**Postupak:** U levak za odvajanje na kojem je zatvorena slavina, postavljen u metalni prsten, sipati oko 25 cm<sup>3</sup> vode, nekoliko kristala joda, a zatim i 10 cm<sup>3</sup> organskog rastvarača toluena. Levak zatvoriti šlifovanim zatvaračem, izvaditi ga iz prstena i energično mućkati sadržaj levka uz povremeno ispuštanje gasova otvaranjem slavine. Nakon nekoliko minuta levak sa zatvorenom slavinom postaviti u metalni prsten, izvaditi šlifovani zatvarač i sačekati dok se ne formira jasna granica između dve tečne faze. Donji sloj je vodeni rastvor, a gornji ljubičasti sloj toluenskog rastvora joda. Otvaranjem slavine na levku pažljivo odvojiti vodeni sloj u prvu prihvatnu čašu, a u drugu prihvatnu čašu isipati organski sloj kroz gornji otvor levka. Postupak ekstrakcije joda iz odvojenog vodenog sloja ponoviti sa novom porcijom organskog rastvarača.

## Pitanja i zadaci

1. Napisati u svesci imena laboratorijskog pribora i posuđa sa slike.



## VEŽBA 2.

### OSNOVNI HEMIJSKI ZAKONI, POJAM MOLA, FORMULE I JEDNAČINE

#### Teorijski deo

##### Lavoazijeov zakon održanja mase

Zbir masa svih supstanci koje ulaze u hemijsku reakciju jednak je zbiru masa svih proizvoda koji izlaze iz reakcije. Zbir masa svih reaktanata mora biti jednak zbiru masa svih proizvoda reakcije.

##### Prustov zakon stalnih masenih odnosa

Jedno određeno hemijsko jedinjenje uvek sadrži iste elemente u konstantnom masenom odnosu. Elementi se uvek jedine u istom, određenom masenom odnosu kada grade ista jedinjenja.

##### Daltonov zakon umnoženih masenih odnosa

Ako dva elementa mogu da grade više različitih jedinjenja, onda različite mase jednog elementa koje se jedine sa stalnom masom drugog elementa stoje međusobno u odnosu malih celih brojeva.

##### Gej-Lisakov zakon zapreminskih odnosa

Pri istim fizičkim uslovima zapremine gasova koji međusobno reaguju kao i zapremine gasovitih proizvoda reakcije stoje u odnosu prostih celih brojeva.

##### Daltonov zakon parcijalnih pritisaka

Ukupan pritisak gasne smeše jednak je zbiru parcijalnih pritisaka pojedinih gasovitih komponenti. Kada je poznat ukupan pritisak gasne smeše, parcijalni pritisak svake pojedinačne komponente proporcionalan je molskom udelu te komponente u smeši.

#### Gasni zakoni

##### Bojl-Mariotov zakon

Proizvod pritiska i zapremine određene količine nekog gasa pri konstantnoj temperaturi je konstanta.

$$p \cdot V = \text{konstanta} \quad T, n = \text{konstante}$$

$$p \cdot V = p_1 \cdot V_1$$

### Gej-Lisakov zakon

Pri konstantnom pritisku i pri povećanju temperature za 1 K, određena količina bilo kog gasa povećava svoju zapreminu za 1/273 od one zapremine koju gas ima na 273 K.

$$\frac{V}{T} = \text{konstanta} \quad p, n = \text{konstanta}$$

$$\frac{V}{T} = \frac{V_1}{T_1}$$

### Avogadrov zakon

Iste zapremine različitih gasova pri istoj temperaturi i pritisku sadrže isti broj molekula.

$$V = \text{konstanta} \cdot n \quad T, p = \text{konstante}$$

### Jednačina idealnog gasnog stanja

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{p \cdot M}{R \cdot T}$$

#### Normalni uslovi

p - pritisak (101325 Pa)

T - temperatura gasa (273,15 K)

R – univerzalna gasna konstanta (8,314 J/Kmol)

n - količina gasa; m - masa gasa

V - zapremina gasa (m<sup>3</sup>)

M - molarna masa gasa

ρ - gustina gasa

**Relativna atomska masa (Ar)** je bezdimenzioni broj koji pokazuje koliko je puta prosečna masa atoma nekog elementa veća od 1/12 mase atoma ugljenikovog izotopa <sup>12</sup>C.

**Relativna molekulska masa (Mr)** je bezdimenzioni broj koji pokazuje koliko je puta prosečna masa nekog molekula veća od 1/12 mase atoma ugljenikovog izotopa <sup>12</sup>C.

**Mol** je količina supstance definisane hemijske formule koja sadrži tačno  $6,02214076 \cdot 10^{23}$  elementarnih jedinki (atoma, molekula, jona, formulskih jedinki...). Ovaj broj je fiksna vrednost Avogadrove konstante,  $N_A$ , koja se izražava kao:

$$N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$$

Tako na primer:

1 mol Fe	sadrži	$6,02214076 \cdot 10^{23}$ atoma Fe
1 mol H <sub>2</sub> O	sadrži	$6,02214076 \cdot 10^{23}$ molekula H <sub>2</sub> O
1 mol Li <sup>+</sup>	sadrži	$6,02214076 \cdot 10^{23}$ jona Li <sup>+</sup>
1 mol NaCl	sadrži	$6,02214076 \cdot 10^{23}$ formulskih jedinki NaCl.

Količina supstance se može izraziti na nekoliko načina:

$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{V}{V_m} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

N - broj čestica  
(atoma, molekula,  
jona, formulskih  
jedinki)

**Molarna masa (M)** predstavlja količnik mase (m) i količine (n) supstance i izražava se u jedinici g/mol.  $M = (A_r \text{ ili } M_r) \text{ g/mol}$ .

### Hemijske formule

Molekuli elemenata ili jedinjenja se predstavljaju hemijskim formulama. Hemijska formula je skup simbola atoma od kojih je sačinjen molekul. Indeks je ceo broj koji označava koliko se atoma istog elementa nalazi u molekulu. U jednom molekulu H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> su vezana tri atoma vodonika, jedan atom fosfora i četiri atoma kiseonika. Hemijske formule mogu biti: empirijske, molekulske i strukturne. Empirijska formula je najjednostavnija formula koja izražava sastav molekula sa celobrojn timer odnosom atoma. Molekulske formule pokazuju stvaran broj atoma nekog elementa koji se nalazi u molekulu jedinjenja.

## Pitanja i zadaci

### Rešeni primeri

1. Kolika je masa 250 atoma Si izražena u gramima?

#### I način-korišćenjem formula

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$$

$$m(\text{Si}) = \frac{N(\text{Si}) \cdot M(\text{Si})}{N_A} = \frac{250 \cdot 28 \text{ g/mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}}$$

$$m(\text{Si}) = 1,16 \cdot 10^{-20} \text{ g}$$

#### II način-korišćenjem proporcija

$$\begin{array}{r} 28 \text{ g/mol} \quad 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol} \\ x \text{ g} \quad 250 \\ \hline m(\text{Si}) = 1,16 \cdot 10^{-20} \text{ g} \end{array}$$

2. Izračunati maseni udeo elemenata Cu, S i O u jedinjenju  $\text{CuSO}_4$ .

#### I način-korišćenjem formula

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{M(\text{Cu})}{M(\text{CuSO}_4)} \cdot 100\% = \frac{63,5 \text{ g/mol}}{159,5 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 39,81\%$$

$$\omega(\text{S}) = \frac{M(\text{S})}{M(\text{CuSO}_4)} \cdot 100\% = \frac{32 \text{ g/mol}}{159,5 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 20,06\%$$

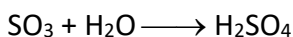
#### II način-korišćenjem proporcija

$$\begin{array}{r} 159,5 \text{ g/mol} \quad 100\% \\ \underline{63,5 \text{ g/mol} \quad x\%} \\ \omega = 39,81\% \text{ Cu} \end{array} \qquad \begin{array}{r} 159,5 \text{ g/mol} \quad 100\% \\ \underline{32 \text{ g/mol} \quad x\%} \\ \omega = 20,06\% \text{ S} \end{array}$$

Imajući u vidu da sastav jedinjenja čine samo Cu, S i O, maseni udeo kiseonika se može izračunati iz razlike:

$$\omega(\text{O}) = 100\% - (39,81\% + 20,06\%) = 40,13\%.$$

3. Odrediti broj molekula  $\text{H}_2\text{O}$  koji učestvuju u hemijskoj reakciji građenja sumporne kiseline sa  $10 \cdot 10^{20}$  molekula  $\text{SO}_3$ .



### I način-korišćenjem formula

$$n(\text{SO}_3) = n(\text{H}_2\text{O})$$

$$\frac{N(\text{SO}_3)}{N_A} = \frac{N(\text{H}_2\text{O})}{N_A}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 10 \cdot 10^{20} \text{ molekula}$$

### II način-korišćenjem proporcija

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol SO}_3 \\ 10 \cdot 10^{20} \text{ molekula SO}_3 \\ \hline N = 10 \cdot 10^{20} \text{ molekula H}_2\text{O} \end{array} \qquad \begin{array}{r} 1 \text{ mol H}_2\text{O} \\ x \text{ molekula H}_2\text{O} \end{array}$$

4. Izračunati molarnu masu gasa ukoliko  $450 \text{ cm}^3$  tog gasa, pri normalnim uslovima, ima masu od  $0,85 \text{ g}$ .

### I način-korišćenjem formula

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$$

$$M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{0,85 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}}{0,45 \text{ dm}^3} = 42,5 \text{ g/mol}$$

### II način-korišćenjem proporcija

$$\begin{array}{r} 22,4 \text{ dm}^3 \\ 0,45 \text{ dm}^3 \\ \hline x = 0,02 \text{ mola gasa} \end{array} \qquad \begin{array}{r} 1 \text{ mol gasa} \\ x \text{ mola gasa} \end{array} \qquad \begin{array}{r} 0,02 \text{ mola} \\ 1 \text{ mol} \\ \hline M = 42,5 \text{ g/mol} \end{array} \qquad \begin{array}{r} 0,85 \text{ g} \\ x \text{ g} \end{array}$$



## VEŽBA 3. OSNOVNI TIPOVI NEORGANSKIH JEDINJENJA

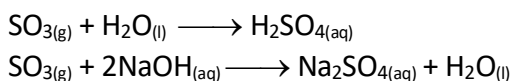
### Teorijski deo

Kiseonik je najrasprostranjeniji element Zemljine kore, u čijem sastavu čini 49,5%. Zapreminski udeo kiseonika u atmosferi iznosi 21%, dok maseni udeo iznosi 23%. Pri normalnim uslovima se nalazi u obliku dvoatomnog gasa ( $O_2$ ) i u obliku troatomnog gasa ozona ( $O_3$ ). Jedinjenja u kojima kiseonik ima oksidaciono stanje -2 se zovu oksidi, dok u stupnju oksidacije -1 kiseonik gradi perokside.

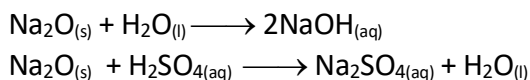
Oksidi mogu biti različitog agregatnog stanja (gasovito -  $CO_2$ , čvrsto -  $CaO$ , tečno -  $H_2O$ ). Svi elementi osim fluora, plemenitih gasova i plemenitih metala grade okside. Na osnovu kiselo-baznih osobina, oksidi se mogu podeliti na:

- kisele okside:  $CO_2$ ,  $SiO_2$ ,  $N_2O_5$ ,  $P_4O_{10}$ ,  $SO_3$ ,  $Cl_2O_7$ ,  $Mn_2O_7$
- bazne okside:  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $MgO$ ,  $CaO$ ,  $MnO$ ,  $SrO$
- amfoterne okside:  $BeO$ ,  $ZnO$ ,  $PbO$ ,  $SnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $As_2O_3$ ,  $Sb_2O_3$ ,  $Cr_2O_3$
- neutralne (indiferentne) okside:  $CO$ ,  $N_2O$ ,  $NO$ .

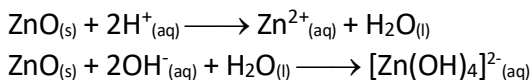
**Kiseli oksidi** sa vodom grade kiseline, ukoliko reaguju sa vodom, dok sa bazama reaguju gradeći soli.



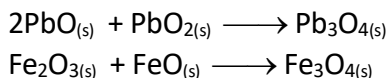
**Bazni oksidi** sa vodom grade baze, ukoliko reaguju sa vodom, dok sa kiselinama reaguju gradeći soli.



**Amfoterni oksidi** mogu reagovati i sa kiselinama i sa bazama.



**Složeni oksidi** se sastoje od dva ili više oksida.



**Neutralni oksidi** ne reaguju sa vodom, kiselinama ili bazama, i ne pokazuju kisele niti bazne osobine.

*\*Agregatno stanje: (s) čvrsto, (l) tečno, (g) gasovito, (aq) hidratizani molekul ili jon*

Unutar grupe periodnog sistema elemenata baznost oksida raste sa porastom atomskog broja  $\text{BeO} < \text{MgO} < \text{CaO} < \text{SrO} < \text{BaO}$ .

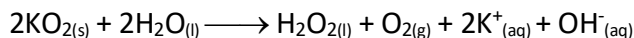
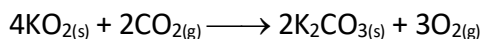
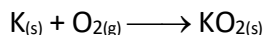
Kiseli karakter oksida u periodi raste sa leva na desno, dok bazni opada:

<b>Oksid</b>	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_4\text{O}_{10}$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
<b>Karakter</b>	bazan	bazan	amfoteran	kiseo	kiseo	kiseo	kiseo

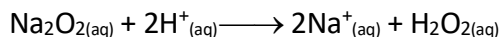
Ako neki elementi grade više oksida, kiseli karakter oksida raste sa porastom oksidacionog broja:

<b>Oksid</b>	$\text{MnO}$	$\text{Mn}_2\text{O}_3$	$\text{MnO}_2$	$\text{Mn}_2\text{O}_7$
<b>Karakter</b>	bazan	bazan	amfoteran	kiseo

**Superoksidi** grade samo elementi 1. grupe Periodnog sistema elemenata (K, Rb, Cs). U superoksidima kiseonik ima oksidaciono stanje  $-1/2$ . Ova jedinjenja su veoma nestabilna.

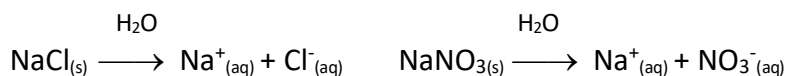


**Peroksidi** su jedinjenja u kojima je oksidacioni broj kiseonika  $-1$  i imaju karakterističnu vezu kiseonik-kiseonik  $\text{O}_2^{2-}$  ( $-\text{O} - \text{O}^-$ ). Natrijum i barijum grade čvrste peroksidi:  $\text{Na}_2\text{O}_2$  i  $\text{BaO}_2$ . Ako se na alkalne i zemnoalkalne peroksidi deluje kiselinama izdvaja se vodonik-peroksid ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ). Vodonik-peroksid je slaba kiselina i primenjuje se kao dezinfekciono sredstvo.



**Hidridi** su binarna jedinjenja vodonika sa drugim elementima. Hidridi tipa soli ( $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ) su jedinjenja vodonika sa elementima 1. i 2. grupe, koji imaju manju elektronegativnost od vodonika, u kojima je vodonik u negativnom stupnju oksidacije  $-1$ . Molekulski hidridi su hidridi sa kovalentnom vezom u kojima je vodonik u oksidacionom stanju  $+1$  i nastaju vezivanjem vodonika sa elementima od 14. do 17. grupe Periodnog sistema ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  itd.). Hidridi 15. grupe su baznog karaktera ( $\text{NH}_3$ ), 16. grupe su amfoternog ili slabo kiselog karaktera ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ), dok su hidridi 17. grupe kiselog karaktera ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ). Prelazni metali sa vodonikom grade hidride metalnog karaktera.

**Soli** su jonska jedinjenja pri čijoj disocijaciji u vodenom rastvoru nastaju pozitivni joni, katjoni i negativni joni, anjoni.



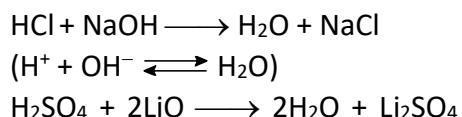
Soli se dele na:

- neutralne soli:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$
- kisele soli:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- bazne soli:  $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
- dvogube soli:  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
- kompleksne soli:  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $[\text{CoF}_3(\text{H}_2\text{O})_3]$

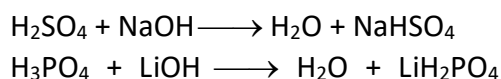
Soli mogu nastati na više načina:

1. Reakcijom neutralizacije, pri čemu nastaju voda i teško rastvorne soli/hidratizirani joni soli
2. Delovanjem kiselina na bazne/amfoterne okside
3. Delovanjem baza na kisele/amfoterne okside
4. Reakcijom baznih i kiselih gasova, npr.  $\text{NH}_3$  i  $\text{HCl}$ .

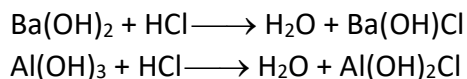
**Neutralne soli** nastaju potpunom neutralizacijom  $\text{H}^+$  jona iz kiseline i  $\text{OH}^-$  jona iz baze:



**Kisele soli** nastaju nepotpunom neutralizacijom višebaznih kiselina kao što su:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

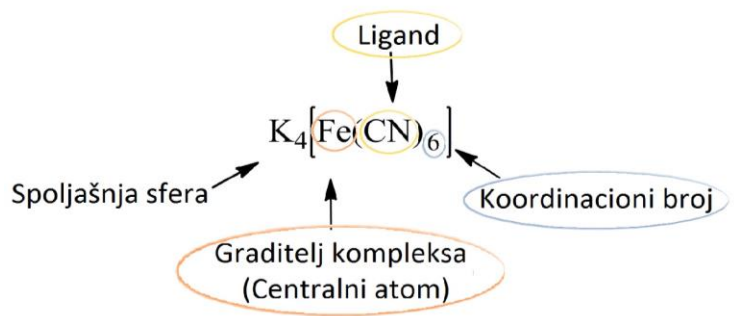


**Bazne soli** nastaju nepotpunom neutralizacijom višekiselih baza kao što su:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .



**Dvogube soli** (stipse) nastaju kristalizacijom iz zasićenih rastvora dve soli, od kojih jedna so mora imati katjon oksidacionog stanja +1, a druga so katjon oksidacionog stanja +3 sa zajedničkim anjonom. Tako se iz rastvora dve soli  $\text{K}_2\text{SO}_4$  i  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  izdvajaju kristali  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .

**Kompleksne soli** su jedinjenja koja su izgrađena od graditelja kompleksa, tj. centralnog atoma, i liganada.



**Centralni atomi** ili graditelji kompleksa su najčešće d-metali (Fe, Co, Ni, Pt, Cu). Veza između centralnog atoma/jona metala i liganada nastaje donorsko-akceptorskim mehanizmom, pri čemu ligandi daju (doniraju) svoje slobodne elektronske parove u prazne orbitale d-elemenata. Ovako formirana veza se naziva koordinativno-kovalentna veza.

**Ligandi** (elektron-donori) su molekuli ili joni vezani za centralni atom/ion. Od neorganskih molekula najčešći su:  $\text{NH}_3$  (ammin),  $\text{H}_2\text{O}$  (akva), CO (karbonil). Anjonski ligandi su: halogenidni anjoni  $\text{X}^-$  (hlorido, bromido, itd.),  $\text{S}^{2-}$  (sulfido),  $\text{CN}^-$  (cijanido),  $\text{SCN}^-$  (tiocijanato),  $\text{OH}^-$  (hidroksido),  $\text{NO}_2^-$  (nitrito). Katjonski ligand je:  $\text{NO}^+$  (nitrozil katjon  $:\text{N}=\text{O}^+$ ).

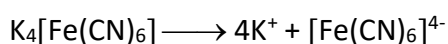
Ligandi se po dentatnosti (broj donorskih elektronskih parova) mogu podeliti na:

- monodentatne (jedan elektronski par)
- bidentatne (dva elektronska para)
- polidentatne (više elektronskih parova).

**Koordinacioni broj** je karakterističan za svakog graditelja kompleksa i to je broj koji pokazuje koliko je monodentatnih liganada graditelj kompleksa vezao za sebe, odnosno koliko je koordinativno-kovalentnih veza formirao.

Mešoviti kompleksi u svojoj strukturi mogu imati više različitih tipova liganada, na primer:  $[\text{CoCl}(\text{NO}_2)(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$ .

Kompleksne soli disosuju na spoljašnju i unutrašnju sferu.



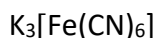
## Nomenklatura kompleksa

Nazivi kompleksnih jedinjenja se izvode po utvrđenim pravilima, koja zavise od vrste kompleksa. Unutrašnja sfera kompleksa, koju čini graditelj kompleksa i ligandi, može biti anjon, katjon ili neutralna i zavisi od naelektrisanja. Razlika ukupnog naelektrisanja liganada i naelektrisanja graditelja kompleksa ukazuje na naelektrisanje unutrašnje sfere.

Pri imenovanju kompleksnog jedinjenja, prvo se imenuje katjonski deo, bilo da ga čini prosti ili kompleksni jon. Kod svakog kompleksnog jona prvo se nabrajaju *ligandi* po abecednom redu. Ukoliko ima više istovrsnih monodentatnih liganada pre njihovih imena se navodi njihov broj primenom grčkih prefiksa (*di*, *tri*, *tetra*), a u slučaju polidentatnih liganada primenom prefiksa *bis*, *tris*, *tetrakis*. Nakon liganada imenuje se graditelj kompleksa.

Kod anjonskih kompleksa nakon navođenja prostog katjona i *liganada* sledi ime **graditelja kompleksa**.

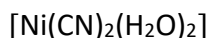
Metal dobija nastavak **-at** na latinsku osnovu imena, a oksidaciono stanje tog metala se označava rimskim brojem u zagradi iza naziva metala.



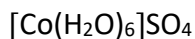
Kalijum-heksacijanidoferat(III)

Kod neutralnih i katjonskih kompleksa nakon navedenih *liganada* sledi **graditelj kompleksa**.

Ime graditelja kompleksa ostaje nepromenjeno, iza čega se u zagradi rimskim brojem piše oksidaciono stanje tog metala. Za upotpunjavanje naziva katjonskog kompleksa na kraju se navodi naziv prostog anjona.



Diakvadicijanidonikal(II)



Heksaakvakobalt(II)-sulfat

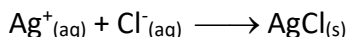
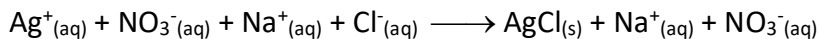
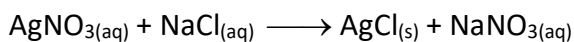
## Reakcije u vodenim rastvorima elektrolita

Veliki broj hemijskih reakcija se odvija u vodenim rastvorima elektrolita. U vodenim rastvorima jaki elektroliti (jake kiseline, jake baze i rastvorne soli) su skoro u potpunosti jonizovane, odnosno disosovane, te se i hemijske reakcije odvijaju između slobodnih jona. Stoga, ove hemijske reakcije se nazivaju **jonske reakcije**.

Prilikom predstavljanja hemijskih reakcija jonskim jednačinama, jaki elektroliti se pišu u obliku jona, a slabi elektroliti, teško rastvorna jedinjenja i gasovi u molekulskom obliku. Sve jonske reakcije se vrše u onom smeru gde se remeti ravnoteža jona, to jest u smeru u kom se slobodni joni uklanjaju iz rastvora.

Do hemijske reakcije između jona u rastvorima elektrolita dolazi jedino kada kao proizvod nastanu:

1. teško rastvorno jedinjenje (talog)
2. slabo disosovani molekul (slabe kiseline i baze, voda)
3. slabo disosovani kompleksni jon
4. lako isparljivo jedinjenje (gas).



Iz jonskih oblika reakcija se vidi da, od svih prisutnih jona u rastvoru, reaguju samo joni srebra  $\text{Ag}^+$  i hloridni anjon  $\text{Cl}^-$ , dajući kao reakcioni proizvod beli talog srebro-hlorida,  $\text{AgCl}$ .

## **Eksperimentalni deo**

### **1. Dobijanje i osobine kiselog oksida (Raditi u digestoru!)**

U metalnu kašiku sa drškom provučenom kroz plutani čep sipati malo sumpora u prahu. Kašiku zagrevati dok se sumpor ne upali, a zatim brzo kašiku uneti u erlenmajer u kojem se nalazi malo destilovane vode. Erlenmajer mora biti zatvoren kako gas ne bi izašao, a kašika sa sumporom iznad vode. Kada sumpor izgori, blagim mešanjem rastvoriti dobijeni gas. Plavom i crvenom lakmus-hartijom ispitati kiselost rastvora. Napisati zapažanja i jednačine hemijskih reakcija.

### **2. Dobijanje i osobine baznog oksida (Raditi u digestoru!)**

Komad magnezijumove trake (oko 1 cm) pažljivo držeći mašicama zapaliti i sagoreti u čaši. Svetlost koja se razvija sagorevanjem magnezijuma je jakog intenziteta. Kada magnezijum izgori, na beli prah sipati oko 3 cm<sup>3</sup> destilovane vode. Rastvor promešati staklenim štapićem i u rastvor dodati 2 kapi indikatora fenolftaleina. Napisati zapažanja i jednačine hemijskih reakcija.

### 3. Hemijske osobine amfoternih oksida

a) U epruvetu staviti veoma malo praha olovo(II)-oksida i dodati oko 2 cm<sup>3</sup> 10% azotne kiseline. Po potrebi sadržaj epruvete pažljivo zagrevati (**u digestoru**) dok se sav prah ne rastvori. Napisati zapažanja i jednačinu hemijske reakcije.

b) U epruvetu staviti veoma malo praha olovo(II)-oksida i dodati oko 2 cm<sup>3</sup> koncentrovanog rastvora natrijum-hidroksida. Sadržaj epruvete pažljivo zagrevati do ključanja i nastaviti sve dok se sav prah ne rastvori. Napisati zapažanja i jednačinu hemijske reakcije.

### 4. Dobijanje slabe kiseline

U epruvetu sipati 2 cm<sup>3</sup> 10% rastvora natrijum-silikata i dodati nekoliko kapi 10% rastvora sumporne kiseline. Posmatrati izdvajanje taloga. Napisati zapažanja i jednačinu hemijske reakcije.



### **5. Dobijanje slabe baze**

U epruvetu sipati  $1 \text{ cm}^3$  10% rastvora bakar(II)-sulfata i dodati dve kapi 10% rastvora natrijum-hidroksida. Posmatrati formiranje taloga. Napisati zapažanja i jednačinu hemijske reakcije.

### **6. Dobijanje soli reakcijom metala sa kiselinama i bazama**

U dve epruvete dodati po jednu granulu cinka. U jednu epruvetu sipati  $2 \text{ cm}^3$  10% rastvora hlorovodonične kiseline, a u drugu  $2 \text{ cm}^3$  10% rastvora natrijum-hidroksida. Blago zagrejati epruvete. Pratiti promene u epruvetama. Napisati zapažanja i jednačine hemijskih reakcija.

### **7. Dobijanje soli neutralizacijom**

U epruvetu sipati  $2 \text{ cm}^3$  rastvora barijum-hidroksida i dodavati rastvor sumporne kiseline do građenja taloga. Napisati zapažanja i jednačinu hemijske reakcije.

### **8. Dobijanje soli izmenom jona**

U epruvetu sipati 1 cm<sup>3</sup> 5% rastvora srebro-nitrata\* i dodati 1 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hlorida. Posmatrati formiranje taloga. Napisati zapažanja i jednačinu hemijske reakcije.

*\*Napomena: rastvor srebro-nitrata ostavlja crne tragove po koži i predmetima*

### **9. Dobijanje soli reakcijom oksida metala i kiseline**

U epruvetu vrhom špatule dodati **malo** praha bakar(II)-oksida, a zatim sipati 2 cm<sup>3</sup> rastvora 10% sumporne kiseline. Epruvetu zagrevati dok se prah ne rastvori. Napisati zapažanja i jednačinu hemijske reakcije.

### **10. Dobijanje kompleksne soli**

U epruvetu sipati 1 cm<sup>3</sup> 5% rastvora gvožđe(III)-hlorida i dodati 2 cm<sup>3</sup> rastvora amonijum-tiocijanata. Posmatrati formiranje obojenog kompleksa. Napisati zapažanja i jednačinu hemijske reakcije.

## Pitanja i zadaci

1. Napisati disocijaciju sledećih soli u vodenom rastvoru:

a) natrijum-nitrat ( $\text{NaNO}_3$ )

b) amonijumova stipsa ( $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ )

c) kalijum-heksacijanidoferat(III) ( $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ).

2. Napisati formule sledećih kompleksnih jedinjenja, odnosno jona:

a) Tetraakvabakar(II)-sulfat

b) Natrijum-tetrahlidokobaltat(II)

c) Diakvatetraamminbakar(II)-jon.

3. Napisati imena sledećih kompleksnih jedinjenja, odnosno jona:

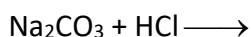
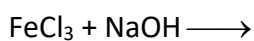
a)  $[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}$

c)  $\text{Na}_2[\text{CoCl}_4]$

b)  $[\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]$

d)  $[\text{Cr}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_2]^+$

4. Dopršiti molekulske i napisati jonske oblike hemijskih jednačina.



## VEŽBA 4. RASTVORI

### Teorijski deo

Rastvori su homogene smeše dve ili više čistih supstanci. Svaki rastvor se sastoji od rastvarača -  $r$  (disperzionog sredstva) i rastvorene supstance -  $rs$ , tj. rastvorka (disperzne faze). Prema veličini disperzne faze vrši se podela rastvora na:

- prave rastvore (dimenzije disperzne faze su ispod 1 nm)
- koloidne rastvore (dimenzije disperzne faze su od 1 nm do 100 nm)
- suspenzije (dimenzije disperzne faze su veće od 100 nm).

Prilikom mešanja dve komponente koje su različitih agregatnih stanja ( $H_2O$  i  $CO_2$ ,  $H_2O$  i  $NaCl$ ) rastvaračem se smatra ona komponenta koja ima isto agregatno stanje kao i dobijeni rastvor. Voda je polarni rastvarač i dobro rastvara polarne supstance, kao što su neorganske vodorastvorne soli, baze, kiseline i polarna organska jedinjenja. Dietiletar, heksan, ugljen-tetrahlorid, ugljen-disulfid, hloroform i drugi organski nepolarni rastvarači dobro rastvaraju nepolarna jedinjenja.

*Važna napomena:* prilikom pravljenja vodenih rastvora jakih neorganskih kiselina ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HClO_4$ ,  $HCl$ ,  $H_3PO_4$ ), koncentrovana kiselina se pažljivo uz mešanje dodaje u vodu. Zbog egzotermnosti procesa, obrnut postupak može biti veoma opasan.

U hemiji se najčešće upotrebljavaju tečni rastvori, pri čemu je rastvarač najčešće voda. Sastav rastvora može se izraziti kao: maseni udeo,  $\omega$ , masena koncentracija\*,  $\gamma$ , količinska koncentracija,  $c$ , i molalitet,  $b$ .

*\*Masena koncentracija se još obeležava grčkim slovom  $\rho$ , dok se gustina rastvora obeležava i slovom  $d$*

**Maseni udeo,  $\omega$** , je bezdimenzioni broj koji označava odnos mase rastvorene supstance i mase rastvora:

$$\omega_{rs} = \frac{m_{rs}}{m_r}$$

$$\omega_{rs} = \frac{m_{rs}}{m_r} \cdot 100\%$$

**Gustina rastvora,  $\rho$** , je odnos mase rastvora i zapremine rastvora. Izražava se u jedinicama  $\text{g/cm}^3$  ili  $\text{g/dm}^3$ . Gustina predstavlja masu  $1 \text{ cm}^3$  ili  $1 \text{ dm}^3$  rastvora. Gustina vode (ako se drugačije ne definiše) na sobnoj temperaturi iznosi  $1 \text{ g/cm}^3$ , što znači da je  $1 \text{ cm}^3$  vode ima masu od  $1 \text{ g}$ .

$$\rho = \frac{m_r}{V_r}$$

$m_r = V \cdot \rho$ , pa se maseni odnos izračunava i iz izraza:

$$\omega_{rs} = \frac{m_{rs}}{\rho \cdot V_r}$$

$$\omega_{rs} = \frac{m_{rs}}{\rho \cdot V_r} \cdot 100\%$$

**Masena koncentracija,  $\gamma$** , je odnos mase rastvorene supstance i zapremine rastvora. Osnovna jedinica je  $\text{kg/m}^3$ , a češće se primenjuje  $\text{g/dm}^3$  ili  $\text{g/cm}^3$ .

$$\gamma = \frac{m_{rs}}{V_r}$$

**Količinska (molarna) koncentracija,  $c$** , ili samo koncentracija, je odnos količine rastvorene supstance i zapremine rastvora. Osnovna jedinica je  $\text{mol/m}^3$ , a češće se primenjuju  $\text{mol/dm}^3$ .

$$c = \frac{n_{rs}}{V_r}$$

$$c = \frac{m_{rs}}{M_{rs} \cdot V_r}$$

Ukoliko se rastvoru dodaje određena zapremina čiste vode, taj postupak se naziva **razblaženje** i za izračunavanje koncentracije dobijenog (razblaženog) rastvora se polazi od činjenice da je masa rastvorene supstance nepromenjena.

$$m_{rs1} = m_{rs2}$$

$$\gamma_1 \cdot V_{r1} = \gamma_2 \cdot V_{r2}$$

$$\rho_1 \cdot \omega_1 \cdot V_{r1} = \rho_2 \cdot \omega_2 \cdot V_{r2}$$

$$n_{rs1} = n_{rs2}$$

$$c_1 \cdot V_{r1} = c_2 \cdot V_{r2}$$

**Molalitet** ili molalnost, **b**, je odnos količine rastvorene supstance i mase rastvarača izražene u kilogramima. Osnovna jedinica za molalitet je  $\text{mol/kg}$ .

$$b = \frac{n_{rs}}{m_{\text{rastvarača}}}$$

## Osobine razblaženih rastvora i koloidni rastvori

Razblaženi rastvori su rastvori čija je koncentracija manja od  $0,1 \text{ mol/dm}^3$ . U osobine razblaženih rastvora se ubrajaju: sniženje napona pare rastvarača iznad rastvora, sniženje tačke mržnjenja, povećanje tačke ključanja i osmotski pritisak. Ove osobine se nazivaju **koligativne osobine** i zavise od broja čestica rastvorene supstance (molekula ili jona) u određenoj zapremini, a ne zavise od prirode supstance.

Osobine čistih rastvarača se razlikuju od osobina njihovih rastvora. Naime, ako uzmemo u obzir da je rastvorena supstanca neisparljiva, a rastvarač isparljiv, može se očekivati da će se rastvor u kojem je udeo rastvarača niži u odnosu na čist rastvarač, ponašati drugačije.

U osnovi ostalih koligativnih osobina je **napon pare**, koji se definiše kao pritisak koji se javlja na površini tečnosti u trenutku dinamičke ravnoteže isparavanja i kondenzacije molekula tečnosti. Rastvaranjem neisparljive supstance u rastvaraču, napon pare rastvarača nad rastvorom postaje niži nego u slučaju čistog rastvarača, što je definisano prvim Raulovim zakonom.

**I Raulov zakon:** parcijalni pritisak para rastvarača (napon pare) nad rastvorom je niži od parcijalnog pritiska para iznad čistog rastvarača.

$$\Delta p = p_A^\circ - p_A$$

$p_A$  - napon pare rastvarača iznad rastvora

$p_A^\circ$  - napon pare čistog rastvarača

Sniženje napona para rastvarača iznad rastvora je direktno proporcionalno molskom udelu rastvarača.

$$p_A = p_A^\circ \cdot X_A$$

$$X_A + X_B = 1$$

$X_A$  - molski udeo rastvarača (A)

$X_B$  - molski udeo rastvorene supstance (B)

Sniženje napona para utiče i na promenu **temperature mržnjenja** rastvora u odnosu na čist rastvarač.

**II Raulov zakon:** sniženje tačke mržnjenja rastvora  $\Delta T_k$  u odnosu na čist rastvarač je upravo proporcionalno sniženju napona para rastvarača iznad rastvora i molskom udelu rastvorene supstance. Promena temperature mržnjenja se izračunava iz sledećeg izraza:

$$\Delta T_k = K_k \cdot b$$

$K_k$  - krioskopska konstanta rastvarača  
 $K_k(\text{H}_2\text{O})=1,86 \text{ Kkg/mol}$   
 $b$  – molalitet

$$\Delta T_k = T^\circ - T$$

$T$  - tačka mržnjenja rastvora  
 $T^\circ$  - tačka mržnjenja čistog rastvarača

**Tačka ključanja** je ona temperatura na kojoj se napon para rastvarača izjednačava sa spoljašnjim pritiskom, odnosno temperaturu na kojoj tečna faza prelazi u gasovitu. Što je spoljašnji pritisak viši, viša je i temperatura ključanja i obratno. Rastvori pokazuju povišenje tačke ključanja u odnosu na čist rastvarač. Pošto je napon pare kod rastvora niži od napona pare čistog rastvarača, potrebno je više energije da bi se napon pare rastvarača iznad rastvora izjednačio sa atmosferskim pritiskom, pri čemu dolazi do ključanja.

**III Raulov zakon:** povišenje tačke ključanja rastvora u odnosu na čist rastvarač  $\Delta T_e$  je upravo proporcionalno sniženju napona para rastvarača iznad rastvora i molskom udelu rastvorene supstance. Promena temperature ključanja se izračunava iz sledećeg izraza:

$$\Delta T_e = K_e \cdot b$$

$K_e$  - ebulioskopska konstanta rastvarača  
 $K_e(\text{H}_2\text{O})=0,52 \text{ Kkg/mol}$

$$\Delta T_e = T - T^\circ$$

$T$  - tačka ključanja rastvora  
 $T^\circ$  - tačka ključanja čistog rastvarača

**Kod rastvora elektrolita** koligativne osobine su više izražene jer se u izraz za promenu tačke mržnjenja/ključanja uvodi **van Hofov** (van`t Hoff) **broj** koji se obeležava malim latiničkim slovom *i*. Za rastvore elektrolita, izrazi za koligativne osobine rastvora elektrolita su sledeći:

$$\Delta T_k = K_k \cdot b \cdot i$$

$$\Delta T_e = K_e \cdot b \cdot i$$

$$\Delta p = p^o \cdot X_B \cdot i$$

$$i = 1 + \alpha \cdot (z-1)$$

$\alpha$  - stepen elektrolitičke disocijacije

$z$  – broj svih jona nastalih disocijacijom

U rastvoru se molekuli rastvorene supstance nalaze u slobodnom kretanju u svim pravcima. Kada se pomešaju dva rastvora različitih koncentracija, usled kretanja čestica spontano dolazi do procesa difuzije molekula supstanci. Uzrok difuzije je taj što rastvori različitih koncentracija nisu u ravnoteži. Proces difuzije dovodi do izjednačavanja koncentracije u celokupnoj zapremini rastvora. Ako se rastvor odvoji od rastvarača polupropustljivom (semipermeabilnom) membranom kroz koju prolaze molekuli rastvarača, npr. vode, a ne prolaze čestice rastvorene supstance, rastvarač će difundovati kroz membranu u rastvor, što dovodi do povećanja zapremine rastvora i time do smanjenja njegove koncentracije. Difuzija molekula rastvarača kroz polupropustljivu membranu u pravcu veće koncentracije rastvorene supstance naziva se **osmoza**.

Rastojanja čestica rastvorene supstance su u razblaženim rastvorima toliko velika da se smatra da između njih ne dolazi do interakcija, te se na njih mogu primeniti gasni zakoni, pri čemu se simbolom  $\pi$  obeležava osmotski pritisak\* rastvora:

$$\pi \cdot V_r = n \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \frac{n_{rs}}{V_r} \cdot R \cdot T$$

$$\pi = c \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \frac{m_{rs}}{M \cdot V_r} \cdot R \cdot T$$

$\pi$  - osmotski pritisak

T - temperatura (K)

R - molarna gasna konstanta

(8,314 Pa·m<sup>3</sup>/mol·K ili J/mol·K)

\**c se izražava u mol/m<sup>3</sup>,  $\pi$  se izražava u Pa*



Za **elektrolite** se u osnovni izraz uvodi van Hofov broj.

$$\pi = \frac{n_{rs}}{V_r} \cdot R \cdot T \cdot i$$
$$\pi = \frac{m_{rs}}{M \cdot V_r} \cdot R \cdot T \cdot i$$
$$\pi = c \cdot R \cdot T \cdot i$$

U slučaju kada su osmotski pritisci dva rastvora jednaki takvi rastvori se nazivaju **izoosmotski**. Eksperimentalni podaci za osmotski pritisak u biološkim sistemima pokazuju da je izmereni osmotski pritisak uvek manji od teorijskog. Osmotski pritisak u biološkim sistemima neće biti proporcionalan ukupnoj koncentraciji rastvorenih supstanci, već samo onom delu rastvoraka za koje membrane nisu polupropustljive. Zato je realni osmotski pritisak u biosistemima uvek manji od teorijskog i opisuje se pojmom toničnost. Dok se osmotski pritisak računa na ukupnu koncentraciju rastvorenih supstanci, toničnost se odnosi na koncentraciju samo onih rastvorenih supstanci za koje membrana nije propustljiva. Toničnost je deo osmotskog pritiska. Rastvor višeg osmotskog pritiska se naziva hipertonični, a nižeg hipotonični.

**Koloidi** su heterogeni disperzni sistemi u kojima bar jedna faza sadrži čestice veličine 1 - 100 nm. Koloidni rastvori su uglavnom zamućeni i opalesciraju. Koloidi se mogu podeliti na osnovu: agregatnog stanja, solvatacije, vrste rastvarača, strukture koloidnih čestica, oblika čestica, hemijskog porekla. Koloidi imaju sposobnost rasipanja svetlosti u svim smerovima i ovaj fizički efekat se zove Tindalov (Tyndall) efekat. Koloidni rastvori mogu da se odvoje od pravih rastvora pomoću prirodnih ili veštačkih polupropusnih membrana postupkom koji se naziva **dijaliza**.

Prema solvataciji se koloidi dele na liofilne i liofobne, ukoliko je rastvarač voda nazivaju se hidrofilni i hidrofobni. Liofilni koloidi su oni koji imaju određeni afinitet prema rastvaraču u kojem se nalaze. Liofobni koloidi ne vezuju molekule rastvarača u kojem su dispergovani i nisu solvatisani. Hidrofilnost/hidrofobnost koloida zavisi od hemijskog sastava koloidne čestice. Kod organskih molekula hidrofilnost je delimično određena prisustvom hidrofilnih funkcionalnih grupa (-OH, -COOH, -COO-, -NH<sub>2</sub>, -SH, -NO<sub>2</sub>, -NHCO-, -CONH<sub>2</sub>). Lipofilni organski koloidi sadrže nepolarne alkil- ili aril- grupe kao što su: -CH<sub>3</sub>, -CH<sub>2</sub>-, -Ar, koje uzrokuju rastvaranje u lipofilnim sistemima, nepolarnim organskim rastvaračima i lipidima.

## **Eksperimentalni deo**

### **1. Pripremanje rastvora**

#### **a) pripremanje suspenzije**

U epruvetu staviti malo čvrstog barijum-sulfata i dodati oko 3 cm<sup>3</sup> destilovane vode. Promućkati i posmatrati promene. Napisati zapažanja.

#### **b) pripremanje emulzije**

U epruvetu sipati oko 1 cm<sup>3</sup> suncokretovog ulja i dodati oko 3 cm<sup>3</sup> vode. Epruvetu snažno promućkati. Objasniti uočene pojave.

#### **c) pripremanje pravog rastvora**

U epruvetu staviti malo čvrstog natrijum-hlorida i dodati oko 3 cm<sup>3</sup> vode. Promućkati i posmatrati promene. Napisati zapažanja.

## **2. Uticaj prirode rastvarača i rastvorka na rastvorljivost**

U epruvetu sipati oko  $1\text{ cm}^3$  vode i oko  $1\text{ cm}^3$  hloroforma. Zatim u epruvetu dodati na vrh kašičice čvrstog bakar(II)-sulfata i jedan kristal joda. Objasniti uočene pojave.

## **3. Toplotni efekti rastvaranja**

U dve epruvete sipati po  $3\text{ cm}^3$  vode. Izmeriti temperaturu vode termometrom u obe epruvete. U prvu epruvetu dodati malo čvrstog kalijum-nitrata, a u drugu malo čvrstog natrijum-hidroksida i dobro promućkati sadržaj epruveta, a zatim izmeriti temperaturu rastvora termometrom. Objasniti uočene pojave.

## **4. Zavisnost rastvorljivosti od temperature**

U epruvetu sipati oko  $3\text{ cm}^3$  vode i dodati oko pola grama natrijum-hlorida. Zatim epruvetu zagrejati. Ogled ponoviti sa kalcijum-acetatom. Objasniti uočene pojave.

### **5. Dobijanje koloidnog rastvora sumpora**

U epruvetu sipati 3 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-tiosulfata koncentracije 0,001 mol/dm<sup>3</sup> i dodati dve kapi rastvora hlorovodonične kiseline koncentracije 0,01 mol/dm<sup>3</sup>. Zabeležiti promene i napisati jednačinu hemijske reakcije.

### **6. Priprema rastvora određene koncentracije**

Pripremiti 100 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hlorida koncentracije 0,1 mol/dm<sup>3</sup> rastvaranjem soli. Detaljno opisati postupak pripreme.

## Pitanja i zadaci

### Rešeni primeri

1. Koliko  $\text{cm}^3$  10% rastvora NaOH gustine  $\rho = 1,09 \text{ g/cm}^3$  se može pripremiti od 12,5 g NaOH?

#### I način-korišćenjem formula

$$\omega_{rs} = \frac{m_{rs}}{m_r} \cdot 100\% \Rightarrow m_r = \frac{m_{rs}}{\omega} \cdot 100\% = \frac{12,5 \text{ g}}{10\%} \cdot 100\% = 125 \text{ g}$$

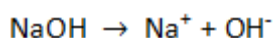
$$\rho = \frac{m_r}{V_r} \Rightarrow V_r = \frac{m_r}{\rho} = \frac{125 \text{ g}}{1,09 \text{ g/cm}^3} = 114,7 \text{ cm}^3$$

#### II način-korišćenjem proporcija

12,5 g NaOH	10%	1,09 g	1 $\text{cm}^3$
x	100%	125 g	x
$m_r = 125 \text{ g}$ rastvora		$V = 114,7 \text{ cm}^3$ rastvora	

2. Izračunati masenu koncentraciju  $\text{OH}^-$  jona izraženu u  $\text{g/dm}^3$ , ako se zapremeni od  $32 \text{ cm}^3$  rastvora NaOH ( $\omega = 45,3\%$ ,  $\rho = 1,49 \text{ g/cm}^3$ ) doda  $250 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$ .

$$m_{rs} = \rho \cdot V \cdot \omega = 1,49 \text{ g/cm}^3 \cdot 32 \text{ cm}^3 \cdot 0,453 = 21,59 \text{ g}$$



$$n(\text{NaOH}) = n(\text{OH}^-)$$

$$\frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{m_{\text{OH}^-}}{M_{\text{OH}^-}}$$

$$m_{\text{OH}^-} = \frac{m_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{OH}^-}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{21,59 \text{ g} \cdot 17 \text{ g/mol}}{40 \text{ g/mol}} = 9,175 \text{ g}$$

$$\gamma = \frac{m_{\text{OH}^-}}{V_{\text{ukupno}}} = \frac{9,175 \text{ g}}{(0,250+0,032) \text{ dm}^3} = \frac{9,175 \text{ g}}{0,282 \text{ dm}^3} = 32,53 \text{ g/dm}^3$$

3. Koliko  $\text{cm}^3$  rastvora  $\text{BaCl}_2$  masene koncentracije  $\gamma = 50 \text{ g/dm}^3$  se može pripremiti od  $120 \text{ g BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ?

$$M(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 243 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{BaCl}_2) = 207 \text{ g/mol}$$

### I način-korišćenjem formula

$$n(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = n(\text{BaCl}_2)$$

$$\frac{m_{\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}} = \frac{m_{\text{BaCl}_2}}{M_{\text{BaCl}_2}}$$

$$m_{\text{BaCl}_2} = \frac{m_{\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{BaCl}_2}}{M_{\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}} = \frac{120 \text{ g} \cdot 207 \text{ g/mol}}{243 \text{ g/mol}} = 102,2 \text{ g}$$

$$\gamma = \frac{m_{\text{rs}}}{V_r} \Rightarrow V_r = \frac{m_{\text{rs}}}{\gamma} = \frac{102,2 \text{ g}}{50 \text{ g/dm}^3} = 2,04 \text{ dm}^3$$

### II način-korišćenjem proporcija

$$\begin{array}{l} 243 \text{ g/mol} \quad 207 \text{ g/mol} \\ \underline{120 \text{ g} \quad \quad \quad x} \\ m = 102,2 \text{ g BaCl}_2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 50 \text{ g} \quad \quad 1 \text{ dm}^3 \\ \underline{102,2 \text{ g} \quad \quad \quad x} \\ V = 2,04 \text{ dm}^3 \end{array}$$

4. Koliko  $\text{dm}^3$  rastvora  $\text{NaOH}$  koncentracije  $1,5 \text{ mol/dm}^3$  se može pripremiti od  $200 \text{ cm}^3$  40% rastvora  $\text{NaOH}$  gustine  $1,35 \text{ g/cm}^3$ ?

$$m_{\text{rs}} = \rho \cdot V \cdot \omega = 1,35 \text{ g/cm}^3 \cdot 200 \text{ cm}^3 \cdot 0,4 = 108 \text{ g}$$

$$n_{\text{rs}} = \frac{m_{\text{rs}}}{M} = \frac{108 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 2,7 \text{ mol}$$

$$c = \frac{n_{\text{rs}}}{V_r} \Rightarrow V_r = \frac{n_{\text{rs}}}{c} = \frac{2,7 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol/dm}^3} = 1,8 \text{ dm}^3$$

5. Koliko grama srebro-nitrata i koliko grama vode je potrebno za pripremanje 2 dm<sup>3</sup> rastvora koncentracije 0,8 mol/dm<sup>3</sup> i gustine 1,108 g/cm<sup>3</sup>?

### I način-korišćenjem formula

$$\rho = \frac{m_r}{V_r} \Rightarrow m_r = \rho \cdot V = 2000 \text{ cm}^3 \cdot 1,108 \text{ g/cm}^3 = 2216 \text{ g}$$

$$c = \frac{n_{rs}}{V_r} = \frac{m_{rs}}{M \cdot V_r}$$

$$m_{rs} = c \cdot M \cdot V_r = 0,8 \text{ mol/dm}^3 \cdot 170 \text{ g/mol} \cdot 2 \text{ dm}^3 = 272 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2216 - 271,79 = 1944,21 \text{ g}$$

### II način-korišćenjem proporcija

1,108g	1 cm <sup>3</sup>	0,8 mol	1 dm <sup>3</sup>	1 mol AgNO <sub>3</sub>	169,87 g
<u>x g</u>	<u>2000 cm<sup>3</sup></u>	<u>x mol</u>	<u>2 dm</u>	<u>1,6 mol</u>	<u>x g</u>

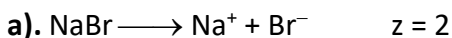
$$m = 2216 \text{ g rastvora}$$

$$n = 1,6 \text{ mol AgNO}_3$$

$$m = 271,79 \text{ g AgNO}_3$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2216 \text{ g} - 271,79 \text{ g} = 1944,21 \text{ g}$$

6. Izračunati temperaturu ključanja i temperaturu mržnjenja sledećih vodenih rastvora **a)**. NaBr ( $b = 2,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol/kg}$ ,  $\alpha = 99,7\%$ ); **b)**. glukoze ( $b = 2,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol/kg}$ ).



$$i = 1 + \alpha (z - 1) = 1 + 0,997(2 - 1) = 1,997$$

$$\Delta t_k = K_k \cdot b \cdot i = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot 2,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol/kg} \cdot 1,997 = 0,107 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_{\text{mrž.}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 0,107 \text{ }^\circ\text{C} = - 0,107 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta t_e = K_e \cdot b \cdot i = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot 2,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol/kg} \cdot 1,997 = 0,029 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{\text{ključ.}} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,029 \text{ }^\circ\text{C} = 100,029 \text{ }^\circ\text{C}$$

**b).** Glukoza je neelektrolit,  $i = 1$ .

$$\Delta t_k = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot 2,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol/kg} = 0,053 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_{\text{mrž.}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - 0,053 \text{ }^\circ\text{C} = -0,053 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta t_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} \cdot 2,88 \cdot 10^{-2} \text{ mol/kg} = 0,015 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_{\text{ključ.}} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,015 \text{ }^\circ\text{C} = 100,015 \text{ }^\circ\text{C}$$

**7.** Izračunati osmotski pritisak rastvora  $\text{CaCl}_2$  ( $\alpha = 98\%$ ) masene koncentracije  $\gamma = 114 \text{ g/dm}^3$  na temperaturi od  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ .

$$c = \frac{n_{rs}}{V_r} = \frac{m_{rs}}{M \cdot V_r} \Rightarrow c = \frac{\gamma}{M} = \frac{114 \text{ g/dm}^3}{110 \text{ g/mol}} = 1,036 \text{ mol/dm}^3$$

$$c = 1,036 \text{ mol/dm}^3 = 1036 \text{ mol/m}^3$$

$$T = 273,15 \text{ K} + 25 \text{ K} = 298,15 \text{ K}$$

$$i = 1 + \alpha(z - 1) = 1 + 0,98(3 - 1) = 2,96$$

$$\pi = c \cdot R \cdot T \cdot i$$

$$\pi = 1036 \text{ mol/m}^3 \cdot 8,314 \text{ Pa}\cdot\text{m}^3/\text{K}\cdot\text{mol} \cdot 298,15 \text{ K} \cdot 2,96 = 7597623 \text{ Pa}$$



## VEŽBA 5.

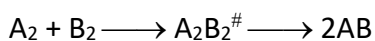
### BRZINA HEMIJSKE REAKCIJE I HEMIJSKA RAVNOTEŽA

#### Teorijski deo

Reagujuće vrste ili reaktanti koji mogu biti molekuli, atomi, joni ili slobodni radikali međusobno mogu reagovati jedino kada dođe do njihovog uspešnog sudara.

Brzina neke hemijske reakcije u širem smislu zavisi od broja uspešnih sudara reaktanata u jedinici vremena, te se i definiše kao promena koncentracije reaktanata ili reakcionih proizvoda u jedinici vremena. Koncentracija reaktanata tokom vremena opada, dok koncentracija proizvoda raste, stoga, negativan predznak ukazuje na smanjenje koncentracije reaktanata u funkciji vremena, dok pozitivan predznak ukazuje na povećanje koncentracije proizvoda u funkciji vremena.

Neće svaki sudar između čestica prouzrokovati hemijsku promenu, već samo sudar čestica koje imaju dovoljnu energiju. Energija takvih čestica sposobnih za reakciju se naziva energija aktivacije. Po teoriji aktiviranog kompleksa ili teorije prelaznog stanja se pre formiranja proizvoda AB gradi aktivirani kompleks  $A_2B_2^\ddagger$ , koji zbog svoje nestabilnosti predstavlja pseudomolekul:



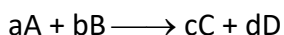
Svaka promena uslova hemijske reakcije koja utiče na povećanje broja sudara reaktanata u jedinici vremena povećava i brzinu hemijske reakcije.

**Faktori** koji utiču na brzinu hemijske reakcije su:

1. priroda reaktanata
2. koncentracija reaktanta
3. temperatura
4. dodirna površina
5. pritisak
6. katalizator
7. zračenje.

### Uticaj koncentracije

Brzina reakcije zavisi od broja uspešnih sudara reagujućih vrsta. To znači da brzina reakcije zavisi od broja sudara reagujućih vrsta u jedinici zapremine, odnosno od koncentracije. Po Guldberg-Vaageovom (Guldberg-Waage) zakonu o dejstvu masa brzina reakcije je proporcionalna koncentracijama reagujućih vrsta.



Brzina direktne reakcije (sa leva na desno) je proporcionalna konstanti reakcije na određenoj temperaturi,  $k_1$ , kao i koncentracijama reaktanata A i B, koje se obeležavaju uglastom zagradom,  $[A]$ ,  $[B]$ . Stehiometrijski koeficijenti,  $a$  i  $b$ , u izrazu za brzinu reakcije postaju odgovarajući eksponenti. Ako komponente imaju veliku sklonost da reaguju, konstanta brzine hemijske reakcije je velika.

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

### Uticaj temperature

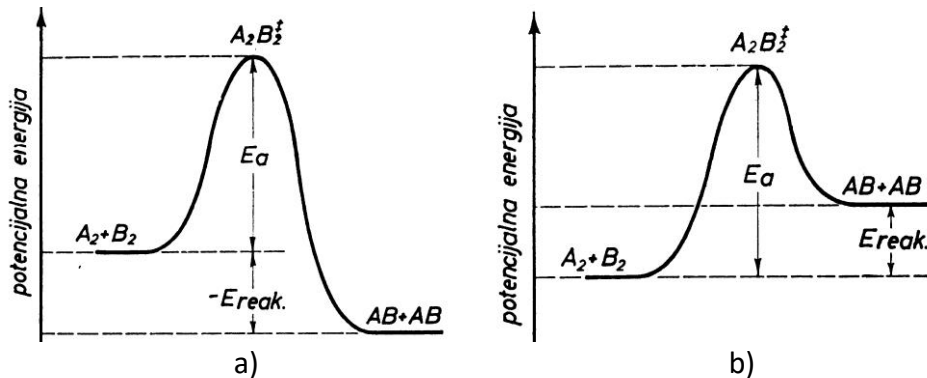
Iz kinetičke teorije gasova je poznato da se sa povećanjem temperature povećava i srednja brzina molekula, čime se povećava i broj sudara. Sa povećanjem temperature raste broj aktiviranih molekula, a time raste i verovatnoća za većim brojem uspešnih sudara. Odatle proizlazi da sa povećanjem temperature raste i brzina reakcije.

**Reakciona toplota ili toplota hemijske reakcije** je količina toplote koja se oslobodi ili apsorbuje pri hemijskoj reakciji, pri konstantnoj temperaturi i pritisku. **Entalpija**, odnosno **toplotni sadržaj**,  $\Delta H$  (kJ/mol), predstavlja reakcionu toplotu pri stalnom pritisku.

**Entalpija stvaranja**, odnosno **toplota stvaranja jedinjenja**,  $\Delta_f H$  (kJ/mol), je promena entalpije pri stvaranju jednog mola jedinjenja iz reaktanata i izražava se u kJ/mol formiranog jedinjenja. Veličina promene entalpije zavisi samo od entalpija početnog i krajnjeg stanja. **Promena entalpije** definiše se kao razlika entalpija konačnog (AB) i početnog (A+B) stanja. Toplota stvaranja pri standardnim uslovima naziva se **standardna toplota stvaranja** ili **standardna entalpija stvaranja** i, po konvenciji, standardna toplota stvaranja elementa u njegovom najstabilnijem obliku je nula.

**Egzotermne** reakcije su one u kojima se entalpija sistema smanjuje i ima predznak minus ( $\Delta H < 0$ ). To su reakcije u kojima se oslobađa toplota, pri čemu dolazi do zagrevanja spoljašnjeg sistema (slika 5.1. a).

**Endotermne** reakcije su one u kojima se entalpija sistema povećava i ima predznak plus ( $\Delta H > 0$ ). To su reakcije u kojima se toplota prima od spoljašnjeg sistema (slika 5.1. b).



Slika 5.1. Toplotni efekti hemijskih reakcija: a) grafik egzotermne reakcije  
b) grafik endotermne reakcije

### Uticaj pritiska

Pritisak ima uticaj samo na hemijske reakcije u kojima učestvuju gasovi. Povećanje pritiska bi se moglo posmatrati analogno povećanju koncentracije, odnosno smanjenju zapremine. Naime, povećanjem pritiska dolazi do smanjenja zapremine gasa, čime se povećava koncentracija, zbog čega je učestalost sudara molekula veća.

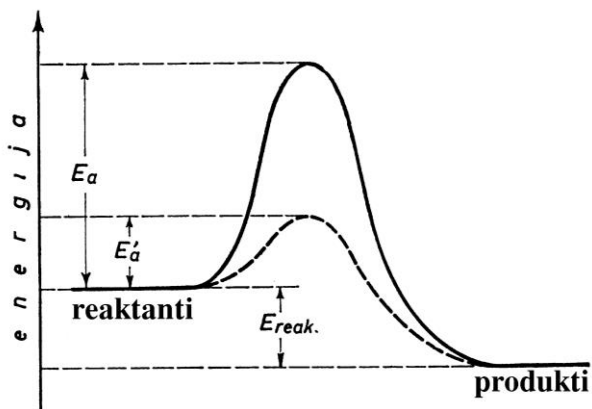
### Uticaj katalizatora

Kataliza predstavlja reakciju koja se odigrava u prisustvu supstanci koje se nazivaju katalizatori. Postoje dve osnovne vrste katalize: homogena i heterogena. Kod homogene katalize katalizator je homogeno dispergovan u reakcionom sistemu, dok je u heterogenoj katalizi katalizator drugog agregatnog stanja. Postoje i autokatalitičke reakcije, gde je sam proizvod reakcije i katalizator. Hemijski procesi u živim organizmima se odvijaju pod katalitičkim uticajem biokatalizatora, koji se nazivaju enzimi.

Katalizator ima sledeće osobine:

- ✓ može da ubrza samo moguće reakcije
- ✓ ubrzava reakciju i uspostavljanje ravnoteže, ali ne utiče na položaj ravnoteže
- ✓ ubrzava hemijsku reakciju smanjujući energiju hemijske reakcije tako što sa reaktantima gradi nestabilne međuproizvode koji lakše reaguju sa drugim reaktantom dajući proizvod reakcije
- ✓ posle završetka hemijske reakcije hemijski je nepromenjen, dok su fizičke promene moguće
- ✓ veoma male količine katalizatora mogu beskonačno dugo da ubrzavaju neku hemijsku reakciju.

Na slici 5.2. se može videti grafički prikaz smanjenja energije aktivacije katalizovanih reakcija.



Slika 5.2. Uticaj katalizatora na energiju aktivacije  
 $E_a$ -energija aktiviranja nekatalizovane reakcije  
 $E'_a$ -energija aktivacije katalizovane reakcije

## HEMIJSKA RAVNOTEŽA

Najveći broj hemijskih reakcija je povratan (reverzibilan). Samo nekoliko tipova hemijskih reakcija su nepovratne (ireverzibilne) i to su, na primer, reakcije u kojima nastaju talozi ili gasovi, burne oksidacije (sagorevanja) i nuklearne reakcije (fisije i fuzije).

Jedna od najvažnijih informacija o hemijskim reakcijama je poznavanje hemijske ravnoteže. Realna brzina neke reverzibilne reakcije je razlika brzine direktne  $v_1$  i povratne hemijske reakcije  $v_2$  (sa desna na levo).



$$v = v_1 - v_2$$

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b \quad v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

U toku hemijske reakcije brzina direktne reakcije je na početku najveća i opada s vremenom zato što se koncentracija reaktanata smanjuje. Brzina povratne reakcije je na početku najmanja i s vremenom raste zato što se povećava koncentracija proizvoda. U trenutku izjednačenja brzina ove dve reakcije nastupa **dinamička ravnoteža**. Hemijske promene će se odigravati i dalje u oba pravca, ali se brzine reakcija neće menjati.

$$v_1 = v_2$$

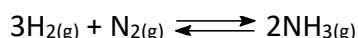
$$k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Navedeni matematički izraz predstavlja izraz za konstantu ravnoteže hemijske reakcije,  $K$ . U pisanju matematičkog izraza za konstantu ravnoteže ne učestvuju supstance koje su u čvrstom agregatnom stanju, kao ni čiste tečnosti. Konstanta ravnoteže zavisi od temperature.

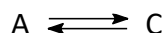
Konstantom ravnoteže je određen položaj ravnoteže. Što je veća konstanta ravnoteže neke reakcije to je više favorizovana reakcija stvaranja reakcionih proizvoda. Red veličina konstanti ravnoteže se kreće u rasponu od  $10^{-50}$  do  $10^{50}$ .

Kod gasovitih suspcstanci molarne koncentracije se mogu zameniti parcijalnim pritiskom komponente,  $p$ , i tada se vrednost konstante ravnoteže izražava u paskalima na odgovarajući stepen.



$$K = \frac{p^2(\text{NH}_3)}{p^3(\text{H}_2) \cdot p(\text{N}_2)}$$

U toku hemijske reakcije potrebno je razlikovati dva vremena, a to su **početno vreme** gde je koncentracija reaktanata maksimalna, a koncentracija proizvoda nula, i **ravnotežno vreme** gde su postignute ravnotežne koncentracije i reaktanata i proizvoda. Ravnotežne koncentracije po pravilu nisu jednake i zavise od uslova pod kojima se odigrava hemijska reakcija.



Koncentracija	A (mol/dm <sup>3</sup> )	C (mol/dm <sup>3</sup> )
početna	1	0
ravnotežna	(1 - x)	x

Ako se sistemu u stanju ravnoteže promeni neki od ravnotežnih uslova, doći će i do promene položaja ravnoteže. Princip koji opisuje način promena u ravnotežnom sistemu se naziva **Le Šateljov (Le Chatelier) princip**, prema kojem se sistem u ravnoteži suprotstavlja spoljašnjoj promeni tako što se favorizuje ona reakcija kojom se smanjuje uticaj spoljašnje sredine. Nakon ovoga dolazi do uspostavljanja novog ravnotežnog stanja. Na promenu položaja ravnoteže može uticati promena koncentracija, temperature i pritiska (kod gasova).

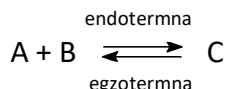
### Uticaj promene koncentracije na ravnotežu hemijske reakcije

Promenom koncentracija proizvoda ili reaktanata se može uticati na pomeranje hemijske ravnoteže. Smanjivanjem koncentracije proizvoda

hemijska ravnoteža će se pomeriti u desnu stranu (s leva na desno), dok će se povećanjem koncentracije reaktanata hemijska ravnoteža pomerati u desno i favorizovaće se „trošenje” reaktanata, odnosno stvaranje proizvoda.

### Uticaj promene temperature na ravnotežu hemijske reakcije

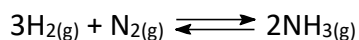
U velikom broju hemijskih reakcija dolazi do toplotnih promena.



Prema Le Šateljiovom principu, ako bi se ovakvom sistemu u ravnoteži povećala temperatura, ravnoteža bi se pomerila u onom smeru gde se apsorbuje toplota, odnosno reakcija teži da smanji spoljašnji uticaj pomerajući ravnotežu u smeru odigravanja endotermne reakcije (s leva na desno). Hlađenjem sistema se ravnoteža pomera u pravcu povratne reakcije i favorizuje se razlaganje proizvoda C i stvaranje reaktanata A i B.

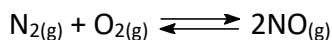
### Uticaj promene pritiska na ravnotežu hemijske reakcije

Povećanje pritiska sistema koji se nalazi u ravnoteži uzrokuje pomeranje ravnoteže u pravcu smanjenja pritiska. Povećanjem pritiska (ili smanjenjem zapremine sistema) će se favorizovati ona reakcija u kojoj je prisutan manji broj molekula gasa, jer manje molekula gasa stvara manji pritisak.



Sa leve strane jednačine su četiri molekula gasa (3 + 1), a sa desne strane dva. Sistem teži da zadrži ravnotežno stanje i odupire se spoljašnjoj promeni (ovde povećanju pritiska) tako što se favorizuje direktna reakcija.

Promena pritiska ne utiče na reakcije u kojima je zbir broja molekula gasa na levoj i desnoj stani hemijske jednačine isti:



## Eksperimentalni deo

### 1. Uticaj koncentracije na promenu brzine hemijske reakcije

Za ispitivanje uticaja koncentracije reaktanata na brzinu reakcije ispitaćemo reakciju natrijum-tiosulfata  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  i sumporne kiseline  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



U ovoj reakciji dolazi do zamućenja zbog nastajanja reakcionog proizvoda, koloidnog sumpora. Promenom koncentracije rastvora  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , menja se i brzina reakcije, odnosno potrebno je različito vreme za izdvajanje koloidnog sumpora.

Reagense u čašu I dodati menzурom po šemi iz tabele 5.1. i istog trenutka otpočeti merenje vremena štopericom. Po pojavi mlečnog zamućenja zaustaviti štopericu i zapisati vreme. Zatim ponoviti ogled u čašama II i III. Podatke upisati u tabelu 5.2. i izvesti odgovarajući zaključak.

Tabela 5.1. Uputstvo za pripremu reakcionih smeša

Reagensi	Koncentracija (mol/dm <sup>3</sup> )	I čaša	II čaša	III čaša
$\text{H}_2\text{SO}_4$	0,1	2 cm <sup>3</sup>	2 cm <sup>3</sup>	2 cm <sup>3</sup>
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	0,1	2 cm <sup>3</sup>	/	/
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	0,2	/	2 cm <sup>3</sup>	/
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	0,3	/	/	2 cm <sup>3</sup>

Tabela 5.2. Uticaj koncentracije na brzinu reakcije

Broj čaše	c( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) u mol/dm <sup>3</sup>	t (s)
I	0,1	
II	0,2	
III	0,3	



## 2. Uticaj temperature na promenu brzine hemijske reakcije

U jednu epruvetu sipati 5 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-tiosulfata koncentracije 0,1 mol/dm<sup>3</sup>, a u drugu 5 cm<sup>3</sup> rastvora sumporne kiseline koncentracije 0,1 mol/dm<sup>3</sup>. Epruvete temperirati u vodenom kupatilu na sobnoj temperaturi (termometrom izmeriti temperaturu vodenog kupatila pre nastavka ogleada). Pomešati dva rastvora iz epruveta i istovremeno štopericom započeti merenje vremena potrebnog za pojavu prvog zamućenja. Oglad ponoviti, ali sa prethodnim zagrevanjem reaktanata na 30 °C i 50 °C u vodenom kupatilu. Zabeležiti zapažanja.

Tabela 5.3. Uputstvo za pripremu reakcionih smeša

Oglad	V(Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) c=0,1 mol/dm <sup>3</sup>	V(H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ) c=0,1 mol/dm <sup>3</sup>	t (°C)	t (s)
I	2 cm <sup>3</sup>	2 cm <sup>3</sup>		
II	2 cm <sup>3</sup>	2 cm <sup>3</sup>		
III	2 cm <sup>3</sup>	2 cm <sup>3</sup>		

## 3. Uticaj dodirne površine na brzinu hemijske reakcije

a) Na sahatno staklo staviti 0,5 g kristalnog živa(II)-hlorida i kristalnog kalijum-jodida. Pomešati staklenim štapićem i posmatrati promene. Zabeležiti zapažanja i napisati jednačinu hemijske reakcije.

b) Na drugo sahatno staklo staviti nekoliko kapi rastvora živa(II)-hlorida i dodati par kapi rastvora kalijum-jodida. Pomešati rastvore staklenim štapićem i posmatrati promene. Uporediti sa ogledom pod a).

#### 4. Uticaj prirode reaktanata na brzinu hemijske reakcije

U dve epruvete staviti po jednu granulu cinka. U jednu dodati 2 cm<sup>3</sup> rastvora hlorovodonične kiseline koncentracije 0,1 mol/dm<sup>3</sup>, a u drugu 2 cm<sup>3</sup> rastvora sirćetne kiseline iste koncentracije. Pratiti brzinu izdvajanja vodonika. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i izvesti zaključak.

#### 5. Uticaj promene koncentracije na hemijsku ravnotežu

U četiri epruvete sipati po 2 cm<sup>3</sup> rastvora gvožđe(III)-hlorida koncentracije 1·10<sup>-3</sup> mol/dm<sup>3</sup> i 2 cm<sup>3</sup> rastvora kalijum-tiocijanata iste koncentracije. U prve tri epruvete dodati reagense kako je navedeno u tabeli 5.4, a četvrtu sačuvati kao kontrolu za poređenje. Zabeležiti zapažanja.

Tabela 5.4. Uticaj promene koncentracije na pomeranje hemijske ravnoteže

Proba	Reagens	Promena boje	Pomeranje ravnoteže
I	KSCN <sub>(s)</sub>		
II	KCl <sub>(s)</sub>		
III	Na <sub>2</sub> HPO <sub>4(s)</sub>		

### **6. Uticaj temperature na hemijsku ravnotežu**

U epruvetu sipati 1-2 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-tetrahlidokobaltat(II). Ohladiti ga u posudi sa ledom i pratiti promenu boje rastvora. Zatim epruvetu sa rastvorom zagrejati na plamenu i uočiti promenu boje. Zabeležiti zapažanja i napisati jednačinu hemijske reakcije.

## Pitanja i zadaci

### Rešeni primeri

1. Kako će se promeniti brzina direktne hemijske reakcije ako se koncentracija reaktanta X poveća dva puta:  $2X_{(g)} + Y_{2(g)} \longrightarrow 2Z_{(g)}$ ?

$$v_1 = k \cdot [X]^2 \cdot [Y_2]$$

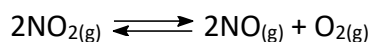
$$v_1' = k \cdot [2X]^2 \cdot [Y_2] = 4k \cdot [X]^2 \cdot [Y_2]$$

$$v_1'/v_1 = 4$$

2. Hemijska ravnoteža u hemijskoj reakciji  $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$  se pri zagrevanju azot(IV)-oksida u zatvorenom sudu uspostavlja pri sledećim koncentracijama gasovitih komponentata:  $[NO_2] = 0,15 \text{ mol/dm}^3$ ,  $[NO] = 0,48 \text{ mol/dm}^3$ ,  $[O_2] = 0,22 \text{ mol/dm}^3$ . Izračunati konstantu ravnoteže i početnu koncentraciju  $NO_2$ .

$$K = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}$$

$$K = \frac{[0,48 \text{ mol/dm}^3]^2 \cdot [0,22 \text{ mol/dm}^3]}{[0,15 \text{ mol/dm}^3]^2} = 2,25 \text{ mol/dm}^3$$



Koncentracija (mol/dm <sup>3</sup> )	NO <sub>2</sub>	NO	O <sub>2</sub>
Početna	$[NO_2]_{rav} + x$	0	0
Izreagovala	x	0	0
Ravnotežna	0,15	0,48	0,22

Izreagovala količina  $NO_2$ , ukoliko je  $V = 1 \text{ dm}^3$ :

$$2 \text{ mol} : 2 \text{ mol} = x : 0,48 \text{ mol}$$

$$x = 0,48 \text{ mol } NO_2$$

Početna količina  $NO_2$ :

$$[NO_2]_{poč} = [NO_2]_{rav} + [NO_2]_{izr} = (0,15 + 0,48) \text{ mol/dm}^3 = 0,63 \text{ mol/dm}^3$$

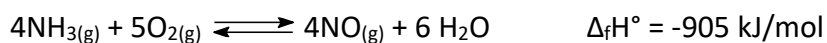
## Pitanja

1. Čime je određen položaj neke ravnoteže?

2. Objasniti pojam dinamičke ravnoteže.

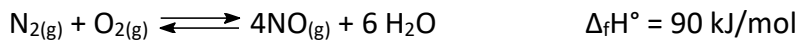
3. Objasniti kako na hemijsku ravnotežu u datoj jednačini hemijske reakcije utiču:

- a) povećanje pritiska \_\_\_\_\_
- b) sniženje temperature \_\_\_\_\_
- c) povećanje parcijalnog pritiska kiseonika \_\_\_\_\_.



4. Objasniti kako na hemijsku ravnotežu u datoj jednačini hemijske reakcije utiču

- a) povećanje pritiska \_\_\_\_\_
- b) sniženje temperature \_\_\_\_\_
- c) povećanje parcijalnog pritiska kiseonika \_\_\_\_\_.



## VEŽBA 6.

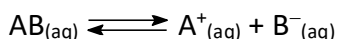
### HEMIJSKA RAVNOTEŽA U HOMOGENIM SISTEMIMA, DISOCIJACIJA VODE I POJAM pH

#### Teorijski deo

Ravnoteže u rastvorima se mogu podeliti na:

1. ravnoteže u rastvorima kiselina i baza
2. ravnoteže u rastvorima kompleksnih jedinjenja
3. ravnoteže u rastvorima teško rastvornih jedinjenja
4. oksido-redukционе ravnoteže.

Supstance rastvorljive u vodi se mogu podeliti na elektrolite i neelektrolite. U toku rastvaranja jonskih i polarnih kovalentnih jedinjenja u vodi dolazi do spontanog procesa razlaganja na jone (katjone i anjone) usled interakcije sa polarnim molekulima vode. Ovaj proces jeste **elektrolitička disocijacija**.



$$K_d = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Konstanta disocijacije,  $K_d$ , je merilo jačine elektrolita. Što je konstanta disocijacije veća u rastvoru ima više jonskih hidratiziranih vrsta  $A^+_{(aq)}$  i  $B^-_{(aq)}$  nego nedisocijiranih molekula  $AB_{(aq)}$ .

U slučajevima gde je  $K_d \gg 1$  smatra se da je reakcija nepovratna i označava se jednom strelicom. To je slučaj kod jakih kiselina, baza i dobro rastvorljivih soli u vodi pri malim koncentracijama.

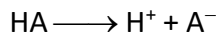


Pored konstanti disocijacije, kao kvantitativni pokazatelj jačine elektrolita, može se koristiti stepen elektrolitičke disocijacije,  $\alpha$ . Stepen elektrolitičke disocijacije predstavlja odnos disosovanih molekula i ukupnog broja molekula. To je bezdimenzioni broj i može imati vrednosti od 0 do 1 ili u procentima 0-100%, a zavisi od prirode elektrolita, temperature i koncentracije rastvora. Kod jakih elektrolita  $\alpha = 1$  ili 100%. U zavisnosti od vrednosti  $\alpha$ , elektroliti mogu biti slabi ili jaki.

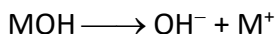
## Ravnoteže u rastvorima kiselina i baza

### Arenijusova (Arrhenius) teorija kiselina i baza

**Kiseline** su jedinjenja koja pri disocijaciji u vodenim rastvorima daju hidronijum-jone  $H^+$  ( $H_3O^+$ ) kao jedine katjone. Anjon koji nastaje disocijacijom predstavlja jon kiselinskog ostatka.

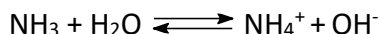


**Baze** su jedinjenja koja disocijacijom u vodi kao anjone daju hidroksidne jone  $OH^-$  i jone metala kao katjone. Hidroksidi alkalnih i zemnoalkalnih metala, osim berilijuma, su jake baze.

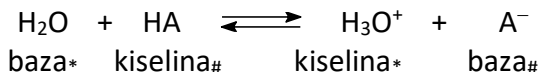


### Bronsted-Lorijeva (Brönsted-Lowry) protolitička teorija kiselina i baza

**Kiseline** su supstance (molekuli ili joni) koje otpuštaju protone, a **baze** su supstance koje primaju protone, odnosno kiseline su proton-donori, a baze proton-akceptori. Kiselina HA i anjon kiseline  $A^-$  čine konjugovani par, gde se kiselina od svoje konjugovane baze razlikuje samo u jednom protonu. Amonijak je po ovoj teoriji baza i ponaša se kao proton-akceptor.



U slučaju vodenog rastvora kiseline, HA je kiselina tj. proton-donor, dok je voda, iako amfoterno jedinjenje, u ovom slučaju baza, tj. proton-akceptor.

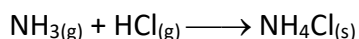


Disocijacija kiselina i baza u vodenom rastvoru, koja se svodi na prelazak protona sa kiseline na bazu, naziva se protoliza ili protolitička reakcija, a kiseline i baze protoliti. Jačina kiselina zavisi od lakoće kojom ona otpušta proton, a jačina baza od lakoće kojom prima proton.

Tabela 6.1. Bronsted-Lorijevi konjugovani parovi kiselina i baza

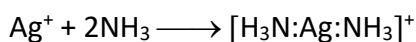
Kiselina	$K_a$ (mol/dm <sup>3</sup> )	Baza	$K_b$ (mol/dm <sup>3</sup> )
HCl	$10^3$	Cl <sup>-</sup>	$10^{-17}$
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	55	H <sub>2</sub> O	$10^{-16}$
CH <sub>3</sub> COOH	$10^{-5}$	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	$10^{-9}$
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$10^{-7}$	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$10^{-7}$
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$10^{-9}$	NH <sub>3</sub>	$10^{-5}$
HCN	$10^{-10}$	CN <sup>-</sup>	$10^{-4}$
HS <sup>-</sup>	$10^{-13}$	S <sup>2-</sup>	$10^{-1}$
H <sub>2</sub> O	$10^{-16}$	OH <sup>-</sup>	55

Proizvod  $K_a$  i  $K_b$  u vodenom rastvoru je konstantan i mora biti jednak  $10^{-14}$ . Što je kiselina jača, to je njena konjugovana baza slabija i obrnuto. Protolitičke reakcije između kiselina i baza mogu se odvijati i bez rastvarača.



### Luisova (Lewis) teorija kiselina i baza

Kiseline su akceptori elektronskog para, a baze su donori elektronskog para (koordinativno-kovalentno vezivanje). Kiseline su elektrofili, dok su baze nukleofili. Katjoni metala se ponašaju kao Luisove kiseline (Ag<sup>+</sup>):



### Podela kiselina i baza

Osnovna podela kiselina i baza je na jake i slabe (tabela 6.2.). Jake kiseline i baze su potpuno disosovane u vodi, dok je u slučaju slabih kiselina ili baza disocijacija nepotpuna ( $\alpha < 0,3$ ).

Tabela 6.2. Odnos vrednosti konstanti disocijacije,  $K_a$ , i jačine kiselina

$K_a$ (mol/dm <sup>3</sup> )			
$\leq 10^{-7}$	$10^{-7} - 10^{-2}$	$10^{-2} - 10^3$	$\geq 10^3$
veoma slabe	slabe	jake	veoma jake



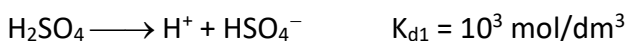
Druga podela neorganskih kiselina je na beskiseonične, tj. binarne (HCl, HCN), i kiseonične kiseline (HNO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>). U zavisnosti od polarnosti veze H–O ili A–OH, kiselina ili baza će biti jaka ili slaba.

Što je više oksidaciono stanje nemetala u kiselinama, kiselina je jača; na primer vodonik-sulfid spada u slabe kiseline, a sumporna kiselina je jedna od najjačih neorganskih (mineralnih) kiselina.

Oksidaciono stanje S = -2

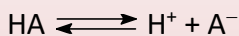


Oksidaciono stanje S = +6



Kiseline mogu biti: monoprotone tj. monobazne (HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH), diprotone tj. dvobazne (H<sub>2</sub>PHO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> i H<sub>2</sub>S) i triprotone tj. trobazne kiseline (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>). U poliprotoskim kiselinama prva konstanta disocijacije je uvek najveće vrednosti, dok je svaka sledeća manja.

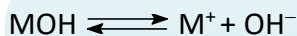
Slabe kiseline i baze nisu potpuno disosovane, već su na određenoj temperaturi molekularni oblici u ravnoteži sa jonima. Konstanta disocijacije, K<sub>d</sub>, slabe kiseline HA se može obeležavati i kao K<sub>a</sub>, dok se kod baze MOH može obeležavati kao K<sub>b</sub>.



$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d \cdot [\text{HA}]}$$



$$K_d = \frac{[\text{M}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{MOH}]}$$

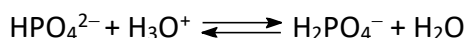
$$[\text{OH}^-] = [\text{M}^+]$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_d \cdot [\text{MOH}]}$$

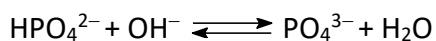
## Amfoliti

Amfoliti su molekuli ili joni koji, u zavisnosti od uslova, mogu da predaju ili da prime proton, odnosno, mogu da reaguju i kao kiseline i kao baze. U reakciji sa kiselinom jačom od sebe amfolit prima proton od kiseline, dok u reakciji sa bazom jačom od sebe amfolit predaje proton bazi.

Tako se, na primer, hidrogenfosfatni jon,  $\text{HPO}_4^{2-}$ , u reakciji sa kiselinom jačom od sebe ponaša kao baza i prima proton od kiseline:



Sa druge strane, u reakciji sa bazom jačom od sebe,  $\text{HPO}_4^{2-}$  se ponaša kao kiselina i bazi predaje proton:



Neki od predstavnika amfolita su sledeći neorganski joni:  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{AsO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

## Osvaldov (Ostwald) zakon razblaženja

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot c}{(1 - \alpha)}$$

U slučaju slabih kiselina se nakon uvođenja aproksimacije dobija sledeći izraz:

$$K_a = \alpha^2 \cdot c \quad \text{iz kojeg sledi:}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

## Jonski proizvod vode i pH

U toku autojonizacije vode, na temperaturi od 20 °C koncentracije hidronijum i hidroksidnih jona su uvek jednake i iznose  $10^{-7}$  mol/dm<sup>3</sup>. U čistoj vodi postoji sledeća ravnoteža:



$$K_d = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$\begin{aligned} K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] &= [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w \\ K_w &= 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6 \\ K_w &\text{ - jonski proizvod vode} \end{aligned}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6} = 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

Koncentracija  $\text{H}_3\text{O}^+$ -jona istovremeno služi kao merilo kiselosti ili baznosti nekog rastvora. Ako je koncentracija  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$  mol/dm<sup>3</sup>, onda je koncentracija  $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$  mol/dm<sup>3</sup>, zato što proizvod koncentracija hidronijum i hidroksidnih jona uvek mora biti jednak  $10^{-14}$ . Čista voda je neutralna zbog jednakih koncentracija  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$ -jona.

### Kisela sredina:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

$$[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

### Bazna sredina:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

Jednostavniji pokazatelj koncentracije hidronijum i hidroksidnih jona, odnosno kiselosti nekog rastvora je pH vrednost.



Eksperimentalno se određuje pH-metrom ili indikatorskom hartijom. Predloženo je da se negativan dekadni logaritam **molarnih** koncentracija hidronijum i hidroksidnih jona obeležava kao pH i pOH, redom.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$pK_w = -\log K_w = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

Koncentracija  $H^+$ -jona u rastvorima kiselina i baza se može izračunati i na osnovu sledećeg izraza:

$$[H_3O^+] = c \cdot \alpha \cdot z$$

$$[OH^-] = c \cdot \alpha \cdot z$$

$c$  - koncentracija kiseline ili baze

$\alpha$  - stepen disocijacije

$z$  - broj jona  $H_3O^+$  ili  $OH^-$  nastalih disocijacijom jednog molekula kiseline ili baze

## **Eksperimentalni deo**

### **1. Ispitivanje kiselo-baznih osobina rastvora**

a) U dve epruvete sipati  $1 \text{ cm}^3$  5% rastvora hlorovodonične kiseline. Rastvor ispitati univerzalnom indikatorskom hartijom, pa očitati pH upoređivanjem sa datom skalom. Zatim u jednu epruvetu dodati kap rastvora indikatora metiloranža, a u drugu kap rastvora indikatora fenolftaleina. Izmerene vrednosti pH i zapažanja uneti u tabelu 6.3.

b) U dve epruvete sipati  $1 \text{ cm}^3$  5% rastvora natrijum-hidroksida. Rastvor ispitati univerzalnom indikatorskom hartijom, pa očitati pH upoređivanjem sa datom skalom. Zatim u jednu epruvetu dodati kap rastvora indikatora metiloranža, a u drugu kap rastvora indikatora fenolftaleina. Izmerene vrednosti pH i zapažanja uneti u tabelu 6.3.

c) U dve epruvete sipati  $1 \text{ cm}^3$  vode. Rastvor ispitati univerzalnom indikatorskom hartijom, pa očitati pH upoređivanjem sa datom skalom. Zatim u jednu epruvetu dodati kap rastvora indikatora metiloranža, a u drugu kap rastvora indikatora fenolftaleina. Izmerene vrednosti pH i zapažanja uneti u tabelu 6.3.

Tabela 6.3. Ispitivanje ponašanja indikatora u različitim pH-sredinama

Rastvor	pH	Boja metiloranža	Boja fenolftaleina
HCl			
NaOH			
Voda			

## 2. Ispitivanje jačine kiselina

U jednu epruvetu sipati  $1 \text{ cm}^3$  rastvora hlorovodonične kiseline koncentracije  $0,1 \text{ mol/dm}^3$ , a u drugu istu zapreminu rastvora sirćetne kiseline koncentracije  $0,1 \text{ mol/dm}^3$ . Univerzalnom indikatorskom hartijom odrediti pH rastvora.

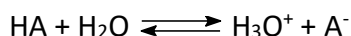
HCl                     $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$                     pH =

CH<sub>3</sub>COOH             $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$                     pH =

## Računski zadaci

### Rešeni primeri

1. Izračunati količinsku koncentraciju rastvora neke monoprotanske kiseline ako je stepen disocijacije 50%, a  $\text{pH} = 5,8$ .



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,8} \text{ mol/dm}^3 = 1,58 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = z_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c(\text{HA}) \cdot \alpha; \quad z_{\text{H}_3\text{O}^+} = 1$$

$$c(\text{HA}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{z \cdot \alpha} = \frac{1,58 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3}{0,5} = 3,17 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

2. Izračunati koncentraciju  $\text{H}_3\text{O}^+$  jona u rastvoru sirćetne kiseline koncentracije  $0,008 \text{ mol/dm}^3$ . Konstanta disocijacije sirćetne kiseline je  $1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ .

$$K_d = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_d \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,008 \text{ mol/dm}^3}$$

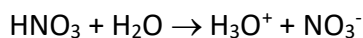
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,79 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

3. Koliko se grama  $\text{HNO}_3$  nalazi u  $3 \text{ dm}^3$  rastvora ako je  $\text{pOH}$  rastvora 11,6?

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - 11,6 = 2,4$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,4} \text{ mol/dm}^3 = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

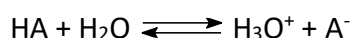


$$c(\text{HNO}_3) = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$c = \frac{n_{rs}}{V_r} \Rightarrow n_{rs} = c \cdot V_r = 0,01194 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n \cdot M = 0,75 \text{ g}$$

4. Izračunati konstantu disocijacije konjugovane baze date kiseline, ako je konstanta disocijacije kiseline HA:  $K_a = 5,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ .



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14} \left(\text{mol/dm}^3\right)^2}{5,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3} = 1,69 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

## Pitanja

1. Objasniti razliku u stepenu elektrolitičke disocijacije jakih i slabih kiselina i baza.
2. Poređati po rastućoj jačini monoprotonske slabe kiseline na osnovu konstanti disocijacije:  $K_1 = 1,5 \cdot 10^{-6}$ ;  $K_2 = 3,9 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_3 = 9,8 \cdot 10^{-11}$ ;  $K_4 = 1,2 \cdot 10^{-3}$ .



3. Kakva je kiselost sledećih rastvora:

pH/pOH	Kiselost rastvora
pH = 8,6	
pH = 7,1	
pOH = 12,8	
pOH = 3,2	
pH = 1,6	
pOH = 2,9	

4. Da li je kiseliji rastvor sirćetne ili hlorovodonične kiseline iste koncentracije? Objasni odgovor.

5. Objasni kako se menja stepen elektrolitičke disocijacije slabih elektrolita sa razblaženjem.

6. Uz konsultaciju odgovarajuće literature popuniti tabelu:

Uzorak/organ	pH vrednost
destilovana voda	
voda sa česme	
kišnica	
krv	
želudac	
debelo crevo	

## VEŽBA 7.

### RAVNOTEŽE U VODENIM RASTVORIMA SOLI, HIDROLIZA SOLI, RAVNOTEŽE U RASTVORIMA TEŠKO RASTVORNIH JEDINJENJA

#### Teorijski deo

Prema rastvorljivosti, soli se dele na dobro i teško rastvorljive (talog) u vodi. Dobro rastvorljive soli prilikom rastvaranja u vodi disosuju uz akvataciju. **Hidroliza** je protolitička reakcija u kojoj dolazi do razmene protona između hidratiranih jona soli i molekula vode. Hidrolizi podležu soli nastale iz: slabih kiselina i jakih baza, jakih kiselina i slabih baza, kao i soli slabih kiselina i slabih baza. Soli nastale iz jakih kiselina i jakih baza ne podležu hidrolizi.

#### Vodeni rastvor soli jakih kiselina i jakih baza

Soli jakih kiselina i jakih baza, nastale potpunom neutralizacijom, u vodenom rastvoru ne hidrolizuju. Primer ovakve soli je kalijum-hlorid, KCl.

U vodenom rastvoru, ova so disosuje na jone kalijuma i hloridne anjone.

$$\text{KCl} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$$

Jon kalijuma, kao slaba konjugovana kiselina jake baze, nema težnju da reaguje sa molekulom vode. Takođe, hloridni anjon, kao slaba konjugovana baza jake hlorovodonične kiseline, nema težnju da primi proton od vode. Vodeni rastvor soli nastale od jake baze i jake kiseline je neutralan i takve soli ne podležu hidrolizi. Dolazi samo do disocijacije uz akvataciju.

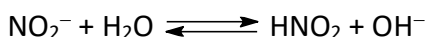
#### Vodeni rastvor soli slabih kiselina i jakih baza

Kalijum-nitrit,  $\text{KNO}_2$ , je so slabe kiseline i jake baze. Disocijacijom ove soli u vodenom rastvoru nastaju joni kalijuma i nitritni joni.

$$\text{KNO}_2 \longrightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_2^-$$

Jon kalijuma, kao slaba konjugovana kiselina jake baze, nema težnju da reaguje sa molekulom vode, odnosno ne hidrolizuje.

Nitritni jon, kao jaka konjugovana baza slabe kiseline, prima proton od vode i gradi slabu nitritnu kiselinu,  $\text{HNO}_2$ . Molekul vode se u ovom slučaju ponaša kao slaba kiselina i, nakon što preda proton nitritnom jonu, prelazi u hidroksidni anjon koji je nosilac baznosti.



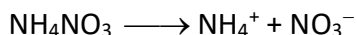
Hidroliza ove soli hemijskom jednačinom se prikazuje na sledeći način:



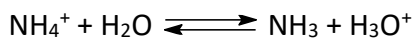
So nastala iz slabe kiseline i jake baze podleže hidrolizi i pH rastvora takve soli će biti veće od 7.

### Vodeni rastvor soli soli jakih kiselina i slabih baza

Amonijum-nitrat,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , u vodenom rastvoru disosuje na amonijum-jone i nitratne jone.



Amonijum-jon, kao jaka konjugovana kiselina slabe baze, ima težnju da preda proton vodi i prelazi u svoj konjugovani par slabu bazu amonijak, dok molekul vode kao slaba baza, nakon što primi proton, prelazi u hidronijum jon koji je nosilac kiselosti rastvora.



Sa druge strane, nitratni jon kao slaba konjugovana baza jake azotne kiseline nema težnju da primi proton od vode, odnosno ne hidrolizuje.

Hidroliza ove soli se hemijskom jednačinom može prikazati na sledeći način:

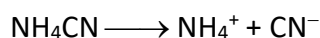


So nastala iz slabe baze i jake kiseline podleže hidrolizi i pH vodenog rastvora takve soli će biti manje od 7.

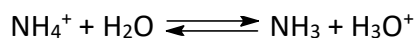
### Vodeni rastvor soli slabih kiselina i slabih baza

So nastala iz slabe baze i slabe kiseline hidrolizuje i vodeni rastvori ovakvih soli mogu imati različitu pH vrednost kojaće zavisiti od odnosa konstante disocijacije slabe baze,  $K_b$ , i konstante disocijacije slabe kiseline,  $K_a$ , od kojih je so nastala.

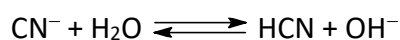
Primer soli nastale iz slabe kiseline i slabe baze je amonijum-cijanid,  $\text{NH}_4\text{CN}$ . Ova so disosuje na amonijum jon i cijanidni jon.



Amonijum-jon, kao jaka konjugovana kiselina slabe baze, predaje proton vodi pri čemu nastaje hidronijum jon kao nosilac kiselosti rastvora.



Cijanidni jon, kao konjugovana baza slabe kiseline, prima proton od vode i gradi slabu cijanovodoničnu kiselinu



U slučaju kada je konstanta disocijacije baze manja od konstante disocijacije kiseline, pH vodenog rastvora soli nastale iz slabe kiseline i slabe baze je usled hidrolize manje od 7.

Odnosno:

Ako je  $K_a > K_b$ , onda je  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ , tj.  $\text{pH} < 7$

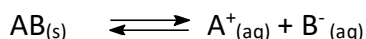
Ako je  $K_a = K_b$ , onda je  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ , tj.  $\text{pH} = 7$

Ako je  $K_b > K_a$ , onda je  $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ , tj.  $\text{pH} > 7$

## Ravnoteže u rastvorima teško rastvornih jedinjenja Proizvod rastvorljivosti

Neki elektroliti su veoma slabo rastvorljivi u vodi. Ovo se objašnjava prisustvom veoma jakih privlačnih sila između suprotno naelektrisanih jona koji čine dato jedinjenje, usled čega molekuli vode ne mogu da ih odvoje, te supstanca u velikom delu ostaje nerastvorljiva. Pri rastvaranju teško rastvornih jedinjenja u zasićenom rastvoru se uspostavlja dinamička ravnoteža između nerastvorenog dela (taloga) i hidratiranih jona u rastvoru koji su nastali rastvaranjem. Ovakva ravnoteža se naziva ravnotežom u heterogenom sistemu.

Ako je jedinjenje AB male rastvorljivosti (teško rastvorljivo jedinjenje), ravnoteža između rastvora u kojem se nalaze hidratirani joni  $A^+_{(aq)}$  i  $B^-_{(aq)}$  i taloga AB može se predstaviti kao heterogena ravnoteža:



Ova ravnoteža je okarakterisana konstantom ravnoteže:

$$K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Koncentracija teško rastvornog jedinjenja AB je praktično konstantna veličina na određenoj temperaturi. Zbog toga proizvod konstante ravnoteže  $K$  i koncentracije teško rastvornog jedinjenja  $[AB]$  predstavlja novu konstantu, koja se naziva proizvod rastvorljivosti i obeležava se latiničkim slovom  $P$ .

$$P_{AB} = [A^+] \cdot [B^-]$$

**Proizvod rastvorljivosti (P)** teško rastvornog jedinjenja je proizvod molarnih koncentracija jona u zasićenom rastvoru iznad taloga na određenoj temperaturi. Opšta formula za proizvod rastvorljivosti slabo rastvornih jedinjenja  $A_xB_y$  je:



$$P(A_xB_y) = [X \cdot A^{y+}]^x \cdot [Y \cdot B^{x-}]^y$$

Jedinica za proizvod rastvorljivosti je  $(\text{mol}/\text{dm}^3)^{x+y}$ .

**Molarna rastvorljivost** se najčešće izražava brojem molova rastvorene supstance u 1 dm<sup>3</sup> zasićenog rastvora. Rastvorljivost se najčešće obeležava latiničkim slovom R, dok je jedinica za rastvorljivost mol/dm<sup>3</sup>.

Ako je:  $[A^{y+}] = R$ , i  $[B^{x-}] = R$ ,

onda je:  $P = (X \cdot R)^x \cdot (Y \cdot R)^y$

Opšti izraz za rastvorljivost bi glasio:

$$R = \sqrt[x+y]{\frac{P(A_x B_y)}{X^x \cdot Y^y}} \text{ mol/dm}^3$$

## Eksperimentalni deo

### 1. Merenje pH vodenih rastvora soli

U četiri epruvete sipati po  $1 \text{ cm}^3$  destilovane vode i u svaku epruvetu dodati na vrh špatule jednu so sledećim redom: natrijum-hlorid, amonijum-acetat, amonijum-hlorid, kalcijum-karbonat.

Univerzalnim lakmus-papirom proveriti pH vrednosti vodenih rastvora datih soli i zapažanja uneti u tabelu 7.1.

Tabela 7.1. Određivanje pH vrednosti vodenih rastvora soli

So	NaCl	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	$\text{NH}_4\text{Cl}$	$\text{CaCO}_3$
pH				

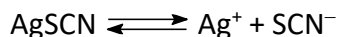
Hemijskim jednačinama objasniti određene pH vrednosti vodenih rastvora ispitanih soli.

## Pitanja i zadaci

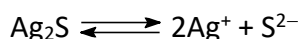
### Rešeni zadaci

1. Koja so srebra je rastvorljivija: AgSCN ili Ag<sub>2</sub>S? Računskim putem utvrditi.

$$P(\text{AgSCN}) = 1,1 \cdot 10^{-12} (\text{mol/dm}^3)^2, P(\text{Ag}_2\text{S}) = 6,3 \cdot 10^{-50} (\text{mol/dm}^3)^3.$$



$$R = \sqrt{P(\text{AgSCN})} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^2/\text{dm}^6} = 1,05 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$



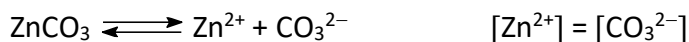
$$R = \sqrt[3]{\frac{P(\text{Ag}_2\text{S})}{2^2 \cdot 1^1}} = \sqrt[3]{\frac{6,3 \cdot 10^{-50} \text{ mol}^3/\text{dm}^9}{4}} = 2,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol/dm}^3$$

$$R(\text{AgSCN}) 1,05 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 > R(\text{Ag}_2\text{S}) 2,5 \cdot 10^{-17} \text{ mol/dm}^3$$

2. Izračunati proizvod rastvorljivosti ZnCO<sub>3</sub> ako 100 cm<sup>3</sup> zasićenog rastvora sadrži 0,05 mg ZnCO<sub>3</sub>.

$$\begin{array}{r} 100 \text{ cm}^3 \quad 0,05 \text{ mg} \\ \hline 1000 \text{ cm}^3 \quad x \\ x = 0,5 \text{ mg ZnCO}_3 \text{ (u } 1 \text{ dm}^3) \end{array}$$

$$n = \frac{m_{rs}}{M} = \frac{0,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{125 \text{ g/mol}} = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol (količina ZnCO}_3 \text{ u } 1 \text{ dm}^3)$$



$$P(\text{ZnCO}_3) = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = (4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3)^2$$

$$P(\text{ZnCO}_3) = 1,6 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$



## Pitanja

1. Napisati izraze za proizvode rastvorljivosti sledećih jedinjenja:  
 $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ .
2. Napisati jednačine reakcija hidrolize sledećih soli:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_3$ ,  
 $\text{KCN}$ ,  $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{NaF}$ .

## VEŽBA 8.

### OKSIDO-REDUKCIONE REAKCIJE

#### Teorijski deo

Sposobnost nekog atoma da se jedini sa određenim brojem atoma jednovalentnog elementa naziva se stehiometrijska **valentnost**. Valenca predstavlja broj ostvarenih veza, odnosno broj elektrona koje neki atom angažuje za građenje hemijske veze sa jednim ili više drugih atoma. Pri tome se mora uzeti u obzir i činjenica da atom nekog elementa, u zavisnosti sa kojim drugim elementom gradi hemijsku vezu, može da angažuje i različiti broj elektrona za ostvarivanje veze.

**Oksidacioni broj**, odnosno **oksidaciono stanje**, definiše se kao mera formalne promene elektronske gustine vezanog atoma u odnosu na njegovo elementarno stanje. Odnosno, kao naelektrisanje koje bi atom dobio kada bi oba elektrona svake veze koju ostvaruje sa drugim atomima pripala elektronegativnijem elementu. Od razlike u elektronegativnosti, odnosno prirode atoma određenih elemenata, zavisi da li će elektroni preći na drugi atom ili će se obrazovati zajednički elektronski par.

Kod jedinjenja sa jonskom vezom oksidacioni broj je jednak broju elektrona koje neki atom otpušta, odnosno prima. Atomi koji otpuštaju elektrone imaju pozitivan oksidacioni broj i označavaju se predznakom + ispred odgovarajućeg arapskog broja. Atomi elemenata koji primaju elektrone pri građenju hemijske veze imaju negativan oksidacioni broj, koji se označava predznakom - ispred arapskog broja. Na primer, natrijum u natrijum-hloridu ima oksidacioni broj +1, a hlor -1, što se označava kao  $\text{Na}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ . Barijum u barijum-hloridu ima oksidacioni broj +2, a hlor -1 što se označava sa  $\text{Ba}^{+2}\text{Cl}_2^{-1}$ .

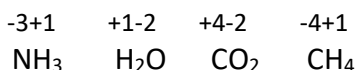
Jedinjenja su elektroneutralna što znači da algebarski zbir oksidacionih brojeva elemenata koji grade dato jedinjenje mora biti jednak nuli. U slučaju jedinjenja  $\text{BaCl}_2$ :  $2 + (-1) + (-1) = 0$ .

Oksidacioni broj svih elemenata u elementarnom stanju je jednak nuli, bilo da su to atomski ili molekularni oblici:  $\text{S}^0$ ,  $\text{Sn}^0$ ,  $\text{Fe}^0$ ,  $\text{Ar}^0$ ,  $\text{Cl}_2^0$ .

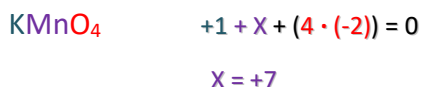
Kod jedinjenja sa kovalentnom vezom ne postoji potpuni prenos elektrona sa atoma jednog elementa na drugi, ali usled razlike u

elektronegativnosti postoji delimično pomeranje elektrona ka elektronegativnijem atomu. Stoga se kod jedinjenja sa kovalentnom vezom elektronegativnijem elementu pripisuje negativan oksidacioni broj, a elektropozitivnijem pozitivan oksidacioni broj. Na ovaj način se vrši formalna jonizacija jedinjenja sa kovalentnom vezom. Na primer, kod hlorovodonika, hlor će imati negativan oksidacioni broj, a vodonik pozitivan:  $H^{+\delta}Cl^{-\delta}$ , odnosno  $H^{+1}Cl^{-1}$ .

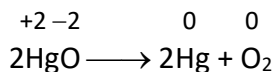
Primeri oksidacionih brojeva kovalentnih jedinjenja.



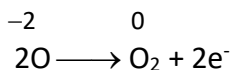
Kiseonik u oksidima ima oksidacioni broj -2, a u peroksidima -1; oksidacioni broj vodonika je +1, dok je u hidridima -1; fluor je u jedinjenjima uvek u oksidacionom stanju -1; dok je oksidacioni broj alkalnih metala u jedinjenjima +1, a zemnoalkalnih metala +2. Elementi 17. grupe (halogeni elementi) su najčešće u oksidacionom stanju -1, a ređe u višim oksidacionim stanjima (0, +1, +3, +5, +7). Oksidacioni broj mangana u kalijum-permanganatu se određuje na osnovu poznatih oksidacionih brojeva kiseonika -2 i kalijuma +1 i činjenice da algebarski zbir pozitivnih i negativnih naelektrisanja u molekulu mora biti jednak nuli. Oksidacioni broj mangana u  $MnO_2$  je +4, a u kalijum-manganatu  $K_2MnO_4$  je +6.



**Oksido-redukcione reakcije** su hemijske reakcije pri kojima dolazi do prenosa elektrona sa jednog atoma, molekula ili jona na drugi. U oksido-redukcionim reakcijama postoje dva paralelna procesa: oksidacija i redukcija.

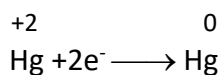


Proces pri kome atom, molekul ili jon otpušta elektrone, pri čemu dolazi do povećanja oksidacionog broja se naziva **oksidacija**.



Atom kiseonika je pri procesu oksidacije otpustio dva elektrona, pri čemu se oksidacioni broj povećao od -2 do 0.

Proces pri kome atom, molekul ili jon prima elektrone, pri čemu se smanjuje oksidacioni broj, naziva se **redukcija**.



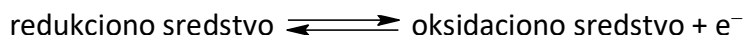
Atom žive je primio dva elektrona i oksidacioni broj mu se smanjio od +2 do 0.

Atomi, molekuli ili joni koji otpuštaju elektrone nazivaju se redukciona sredstva i oni se pritom oksiduju. Dobra redukciona sredstva su:  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ , Al, Mg, Na, K,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ , C,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  i sva druga sredstva, molekuli ili joni koji mogu preći u više oksidaciono stanje. Alkalni metali se zbog male elektronegativnosti svrstavaju u najbolja redukciona sredstva.

Atomi, molekuli ili joni koji pri hemijskoj reakciji primaju elektrone nazivaju se oksidaciona sredstva, dok sami podležu redukciji. Dobra oksidaciona sredstva su:  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{J}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ , carska voda ( $\text{ccHCl}/\text{ccHNO}_3$  u zapreminskom odnosu 3:1) i sva druga sredstva koja se mogu prevesti u stabilne redukovane oblike.

Svi atomi, molekuli ili joni koji sadrže atom sa oksidacionim brojem između najvišeg i najnižeg stanja mogu u zavisnosti od druge reagujuće komponente ili pH sredine biti i oksidaciona i redukciona sredstva:  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ .

Kod oksido-redukcionih reakcija mora postojati i oksidaciono i redukciono sredstvo, odnosno mora da postoji redoks par koji čine donor i akceptor elektrona.



Broj elektrona koje otpušta redukciono sredstvo prelazeći u oksidovanu formu mora biti jednak broju elektrona koje prima oksidaciono sredstvo, koje prelazi u svoju redukovanu formu.

## Izjednačavanje koeficijenata u jednačinama oksido-redukcije

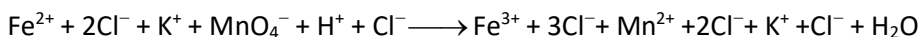
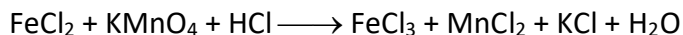
Izjednačavanje oksido-redukcionih reakcija metodom polureakcije (jonsko-elektronski metod) se zasniva na sastavljanju jonskih jednačina za procese oksidacije i redukcije. Kod ove metode osnovna jednačina oksido-redukcione reakcije se piše u jonskom obliku.

Kakav će biti karakter oksido-redukcione reakcije zavisi pre svega od reaktanata i od sredine u kojoj se hemijska reakcija odigrava. Permanganatni anjon ( $\text{MnO}_4^-$ ) i vodonik-peroksid ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) se različito ponašaju u različitim pH sredinama:

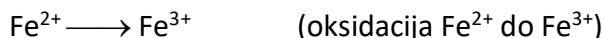
Permanganatni anjon se u kiselj sredini redukuje do bezbojnog rastvora jona mangana(II), u neutralnoj i slabo baznoj sredini se ljubičasti permanganatni jon redukuje do mrkog taloga mangan(IV)-oksida ( $\text{MnO}_2$ ), dok se u baznoj sredini redukuje do zelenog rastvornog manganatnog jona ( $\text{MnO}_4^{2-}$ ).

### Oksido-redukcione reakcije u kiselj sredini

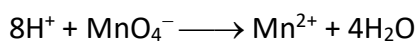
1. Jednačinu hemijske reakcije je potrebno predstaviti u molekulskom i jonskom obliku:



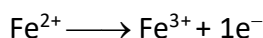
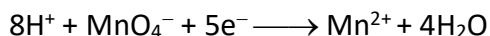
2. Zatim se jonska reakcija rastavlja na dve polureakcije:



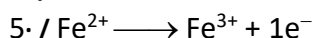
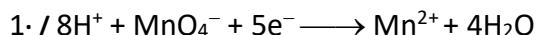
3. U navedenim polureakcijama prvo se izjednačava broj atoma sa leve i desne strane polureakcije dodatkom odgovarajućih koeficijenata. Korak koji prethodi je dodatak  $\text{H}^+$  jona na stranu svake polureakcije na kojoj se nalazi više atoma kiseonika, dok se na suprotnu stranu dodaje  $\text{H}_2\text{O}$ .



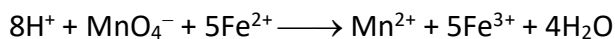
4. Zatim se izjednačava naelektrisanje sa leve i desne strane polureakcija dodavanjem odgovarajućeg broja elektrona na pozitivniju stranu svake polureakcije:



5. Pošto broj otpuštenih i primljenih elektrona mora biti jednak, u sledećem koraku se izjednačava broj otpuštenih i primljenih elektrona u obe polureakcije nalaženjem najmanjeg zajedničkog sadržioca, odnosno svaka od polureakcija se množi odgovarajućim koeficijentima:



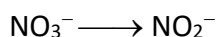
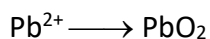
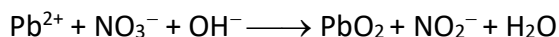
6. Na kraju se polureakcije algebarski saberu, pri čemu se elektroni sa leve i desne strane jednačine „skraćuju”, nakon čega se dobija konačna oksido-redukcija u jonskom obliku.



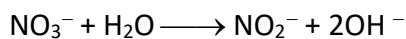
### Oksido-redukzione reakcije u baznoj sredini

1. Jednačinu hemijske reakcije je potrebno predstaviti u molekulskom i jonskom obliku.

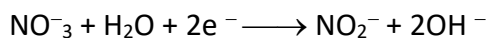
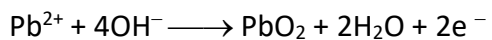
2. Jonska reakcija se rastavlja na dve polureakcije:



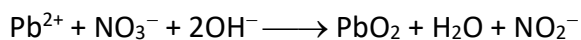
3. Izjednačava se broj atoma leve i desne strane polureakcije. U baznoj sredini se na stranu svake polureakcije gde ima manje atoma kiseonika dodaje  $\text{OH}^-$  jon, a na suprotnu stranu  $\text{H}_2\text{O}$ .



4. Zatim se izjednačava naelektrisanje leve i desne strane polureakcije dodavanjem odgovarajućeg broja elektrona.



5. Kako je broj otpuštenih i primljenih elektrona u polureakcijama jednak, one se odmah mogu algebarski sabrati.



6. Pored koeficijenata u rešenoj oksido-redukcionoj reakciji, naelektrisanje leve i desne strane treba da bude jednako i to je provera rešenih koeficijenata oksido-redukcionog procesa.

## Eksperimentalni deo

### 1. Rastvaranje metala u mineralnim kiselinama. (Raditi u digestoru!)

U epruvete dodati par granula metala i sipati po 1 cm<sup>3</sup> kiseline kao što je navedeno u tabeli 8.1. Pratiti promene i napisati jednačine hemijskih reakcija rastvaranja.

Tabela 8.1. Rastvaranje metala u kiselinama

Metal	ccHCl	ccHNO <sub>3</sub>	Carska voda
Fe			
Cu			

### 2. Oksido-redukcije u baznoj sredini

U epruvetu staviti komadić aluminijuma i dodati 2 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hidroksida koncentracije 1 mol/dm<sup>3</sup>. Napisati jednačinu hemijske reakcije i zabeležiti zapažanja.



### **3. Oksido-redukcije u slabo baznoj sredini**

U epruvetu sipati 2 cm<sup>3</sup> rastvora kalijum-permanganata koncentracije 0,1 mol/dm<sup>3</sup> i dodati malo čvrstog natrijum-sulfita. Napisati jednačinu hemijske reakcije i zabeležiti zapažanja.

### **4. Ispitivanje oksidacionih karakteristika vodonik-peroksida (Raditi u digestoru!)**

U epruvetu sipati 1 cm<sup>3</sup> 10% rastvora kalijum-jodida, zakiseliti ga rastvorom hlorovodonične kiseline i dodati nekoliko kapi 3% rastvora vodonik-peroksida. Promućkati i dodati 2 cm<sup>3</sup> hloroforma. Zabeležiti zapažanja.

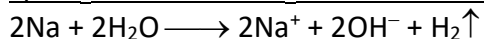
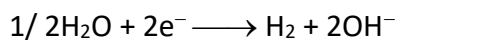
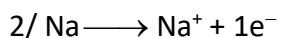
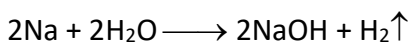
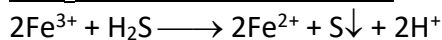
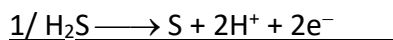
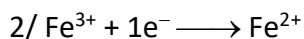
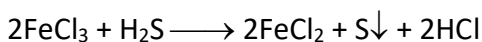
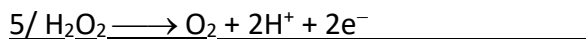
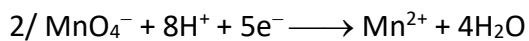
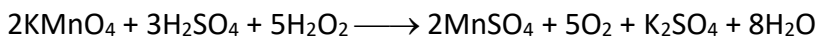
### **5. Naponski niz elemenata**

U jednu epruvetu staviti granulu cinka. Dodati 2 cm<sup>3</sup> rastvora bakar-sulfata koncentracije 0,1 mol/dm<sup>3</sup>. U drugu epruvetu ubaciti nekoliko granula bakra i prelići ga sa 2 cm<sup>3</sup> rastvora 0,1 mol/dm<sup>3</sup> cink-sulfata. Zabeležiti zapažanja.

## Pitanja i zadaci

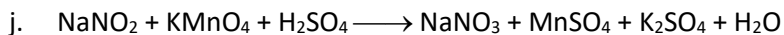
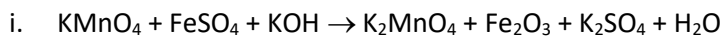
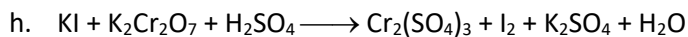
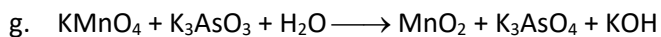
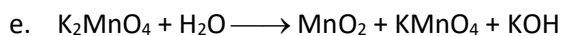
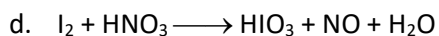
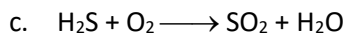
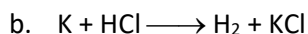
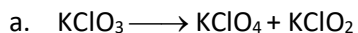
### Rešeni primeri

1. Metodama polureakcija odrediti koeficijente u sledećim oksido-redukcionim jednačinama hemijskih reakcija.



## Zadaci za vežbanje

1. Metodama polureakcija u sveskama odrediti koeficijente u sledećim oksido-redukcionim jednačinama hemijskih reakcija.



# NEORGANSKA HEMIJA

## VEŽBA 9.

### NEORGANSKA HEMIJA NEMETALA

#### Vodonik

Vodonik je gas bez boje i mirisa, slabo je rastvoran u vodi i javlja se u obliku dvoatomnog molekula  $H_2$ . U Periodnom sistemu elemenata nema svoje pravo mesto, ali se zbog elektronske konfiguracije  $1s^1$  svrstava u s-elemente. Dobro je redukciono sredstvo, biogeni je element i u prirodi se nalazi uglavnom u obliku jedinjenja.

S kiseonikom iz vazduha gradi eksplozivnu smešu, praskavi gas, uz oslobađanje znatne količine toplote. Može se dobiti elektrolizom vode ili dejstvom kiselina na metale koji se u naponskom nizu nalaze ispred vodonika, kao i dejstvom vode na alkalne i neke zemnoalkalne metale. U jedinjenjima se može naći u oksidacionom stanju +1 i ređe -1, kao npr. u hidridima sa alkalnim (LiH) i zemnoalkalnim ( $CaH_2$ ) metalima.

#### Eksperimentalni deo

##### 1. Dobijanje vodonika

U epruvetu dodati oko  $2\text{ cm}^3$  razblažene hlorovodonične kiseline, 2-3 granule cinka i epruvetu zatvoriti gumenim čepom kroz koji je provučena staklena cev sužena pri vrhu. Gas koji izlazi kroz vrh cevčice oprezno zapaliti. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## Ugljenik

Ugljenik je jedan od najzastupljenijih elemenata u prirodi, nalazi se u 14. grupi Periodnog sistema elemenata. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona je:  $2s^2 2p^2$ , na osnovu čega se može zaključiti da su najčešća oksidaciona stanja ugljenika +2 i češće +4. S obzirom na to da je slabo reaktivan, u prirodi se može naći i u elementarnom stanju, i to u tri alotropske modifikacije: grafit, dijamant i u obliku fulerena, od kojih je najpoznatiji predstavnik  $C_{60}$ . Prve dve alotropske modifikacije su hemijski nereaktivne, dok su fulereni hemijski veoma reaktivni. Najpoznatija jedinjenja ugljenika su: ugljenik(II)-oksid ( $CO$ ), ugljenik(IV)-oksid ( $CO_2$ ) i krečnjak, odnosno kalcijum-karbonat ( $CaCO_3$ ).



Slika 9.1. Alotropska modifikacija ugljenika - fuleren  $C_{60}$

Ugljenik(II)-oksid je otrovan, indiferentan gas, bez ukusa i mirisa, slabo je rastvoran u vodi. Ugljenik(IV)-oksid je gas bez boje i mirisa, teži je od vazduha i rastvaranjem u vodi gradi slabu i nepostojanu dvoprotonsku ugljenu kiselinu. Naglo povećanje koncentracije ugljenik(IV)-oksida u atmosferi može nepovoljno uticati na klimatske promene i doprineti globalnom zagrevanju.

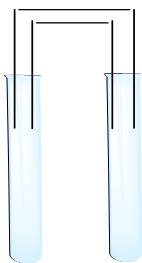
Amonijum-karbonat i alkalni karbonati, za razliku od karbonata drugih metala, kao i svi hidrogen-karbonati, izuzev natrijum-hidrogenkarbonata ( $NaHCO_3$ ), su soli dobro rastvorne u vodi. Teško rastvorni karbonati se rastvaraju već i u slabim kiselinama, kao što su ugljena i sirćetna. Kalcijum-karbonat u prisustvu ugljenik(IV)-oksida u vodi gradi rastvorni kalcijum-hidrogenkarbonat ( $Ca(HCO_3)_2$ ). Termičkim razlaganjem karbonata nastaju bazni oksidi i gasoviti ugljenik(IV)-oksid.

## Eksperimentalni deo

### 1. Dobijanje i svojstva ugljenik(IV)-oksida (Raditi u digestoru!)

U epruvetu sipati oko 0,5 g spraćšenog kalcijum-karbonata i sipati oko 3 cm<sup>3</sup> hlorovodonične kiseline. Po dodatku kiseline epruvetu zatvoriti zapašaćem kroz koji prolazi savijena staklena cevćica, ćiji je drugi kraj uronjen u epruvetu sa destilovanom vodom u koju je prethodno dodato 1-2 kap indikatora metiloranža, pogledati sliku 9.2.

Nakon toga, slobodan kraj cevćice uroniti u drugu epruvetu u kojoj se nalazi rastvor barijum-hidroksida. Zabeležiiti zapažanja, napisati jednaćine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.



Slika 9.2. Aparatura za dobijanje ugljenik(IV)-oksida

### 2. Dobijanje kalcijum-karbonata i rastvaranje u prisustvu ugljenik(IV)-oksida

U epruvetu sipati oko 1 cm<sup>3</sup> rastvora kalcijum-hidroksida i uvoditi ugljenik(IV)-oksid (videti prethodni eksperiment). Nastaviti uvođenje ugljenik(IV)-oksida sve dok se prvobitno stvoreni talog ne rastvori. Zabeležiiti zapažanja, napisati jednaćinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### 3. Uticaj ugljenik(IV)-oksida na gorenje

Napuniti suv erlenmajer od 100 cm<sup>3</sup> ugljenik(IV)-oksidom dobijenim na naćin kao u prvom ogledu. U erlenmajer uneti tinjajući štapić. Zabeležiiti zapažanja i izvesti zakljućak.

## Azot

Azot je bezbojan gas bez mirisa i slabo je rastvoran u vodi. U prirodi se nalazi u elementarnom stanju ( $N_2$ ), ali i u obliku organskih i neorganskih jedinjenja. Biogeni je element, ulazi u sastav proteina, nukleinskih kiselina, kao i drugih primarnih i sekundarnih biomolekula. Zbog niske temperature ključanja ( $-196\text{ }^\circ\text{C}$ ) i hemijske inertnosti koristi se za trajno čuvanje bioloških uzoraka. Jedan od industrijskih načina dobijanja azota je frakciona destilacija vazduha, dok se u laboratoriji najčešće dobija termičkim razlaganjem soli kao što je amonijum-nitrit.

Nalazi se u 15. grupi Periodnog sistema elemenata. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona azota je:  $2s^22p^3$ . U jedinjenjima se najčešće nalazi u sledećim oksidacionim stanjima:  $-3$ ,  $+1$ ,  $+2$ ,  $+3$ ,  $+4$ ,  $+5$ .

Amonijak ( $NH_3$ ) je otrovan gas veoma oštrog i neprijatnog mirisa. Jedno je od komercijalno najvažnijih neorganskih jedinjenja azota, pošto je osnovna sirovina za proizvodnju veštačkih đubriva. Rastvara se u vodi i baznog je karaktera ( $NH_3(aq)$ ). U atmosferi sa kiselinama ili kiselim oksidima gradi amonijumove soli.

U atmosferi su pored dominantnog molekuskog azota zastupljeni i mnogobrojni azotni oksidi ( $N_xO_y$ ). Azotni oksidi su komponente kiselih kiša i svi su otrovni. Azot(I)-oksid ( $N_2O$ ) je hemijski nereaktivan gas, koji se u prisustvu atmosferskog kiseonika lako oksiduje do azot(IV)-oksida ( $NO_2$ ). Azot(III)-oksid ( $N_2O_3$ ) u reakciji sa vodom gradi slabu nitritnu, azotastu kiselinu ( $HNO_2$ ), čije se soli nazivaju nitriti. Oksidacijom azot(III)-oksida i azot(IV)-oksida nastaje oksid sa najvišim oksidacionim stanjem azota  $+5$ , azot(V)-oksid ( $N_2O_5$ ), koji rastvaranjem u vodi gradi nitratnu ili azotnu kiselinu ( $HNO_3$ ). To je monoprotionska kiselina i spada u grupu najjačih neorganskih i oksidacionih kiselina. Soli nitratne kiseline, nitrate, odlikuje dobra rastvorljivost u vodi.



## **Eksperimentalni deo**

### **1. Dobijanje azota (Raditi u digestoru!)**

U epruvetu sipati oko 5 g natrijum-nitrita i dodati oko 5 cm<sup>3</sup> rastvora amonijum-hlorida, zatvoriti je zapušačem kroz koji je provučena cevčica, i pažljivo zagrevati.

Prva 2-3 minuta od početka reakcije iz aparature izlazi vazduh, posle čega se počinje sa sakupljanjem azota preko cevčice za odvod gasa u naopako okrenutoj epruveti prethodno napunjenoj vodom, koja se nalazi u kadi. Kada je epruveta napunjena azotom, skinuti je sa cevčice, zapušiti prstom i izvaditi iz kade sa vodom. U epruvetu uneti zapaljenu šibicu. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### **2. Dobijanje amonijaka (Raditi u digestoru!)**

U suvi erlenmajer sipati oko 1 g amonijum-hlorida i oko 0,5 g natrijum-hidroksida. Sud zatvoriti zapušačem kroz koji je provučena staklena cevčica sužena pri vrhu i pažljivo zagrevati spolja suvi erlenmajer na plameniku. Kada počne izdvajanje gasa, iznad kapilare staviti navlaženi indikatorski papir. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### **3. Redukciono svojstvo nitrita u kiseloj sredini**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora kalijum-permanganata, zatim dodati nekoliko kapi razblažene sumporne kiseline i na kraju oko 1 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-nitrita. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### **4. Oksidaciono svojstvo nitrita u kiseloj sredini (Raditi u digestoru!)**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora kalijum-jodida, dodati nekoliko kapi razblažene sumporne kiseline, 1 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-nitrita i 1-2 kapi rastvora skroba. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### **5. Oksidaciono svojstvo nitrata (Raditi u digestoru!)**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora kalijum-jodida, dodati 2-3 kapi koncentrovane azotne kiseline i 1-2 kapi rastvora skroba. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

## Fosfor

Fosfor se nalazi u 15. grupi Periodnog sistema elemenata. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona fosfora je:  $3s^23p^3$ . Postoji više modifikacija elementarnog fosfora, ali su dve najpoznatije crveni i beli fosfor. Beli fosfor je reaktivniji i otrovan. U jedinjenjima se može naći u sledećim oksidacionim stanjima:  $-3$ ,  $+3$  i  $+5$ .

Sa vodonikom gradi otrovni fosfin ( $\text{PH}_3$ ), u kojem se fosfor nalazi u oksidacionom stanju  $-3$ . Karakteristični oksidi fosfora su fosfor(III)-oksid i fosfor(V)-oksid, a javljaju se u obliku dimera  $\text{P}_4\text{O}_6$  i  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .

Rastvaranjem fosfor(III)-oksida u vodi se dobija slaba fosforasta ili fosfitna kiselina ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ , odnosno  $\text{H}_2\text{PHO}_3$ ). Disocijacija fosforaste kiseline je dvostepena, iako sadrži tri vodonikova atoma. Fosforasta kiselina je nestabilna i lako se oksiduje do fosforne kiseline ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), i gasovitog fosfina ( $\text{PH}_3$ ). Vodorastvorne soli fosforaste kiseline hidrolizuju bazno.

Fosforna kiselina se dobija rastvaranjem fosfor(V)-oksida u vodi. To je triprotonska kiselina, jaka samo u prvom stupnju disocijacije. U reakciji sa jakim bazama može da gradi dihidrogenfosfatne tj. primarne fosfatne ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ), hidrogenfosfatne tj. sekundarne fosfatne ( $\text{HPO}_4^{2-}$ ) i fosfatne tj. tercijarne fosfatne ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) soli. Primarni fosfat ne hidrolizuje i njegov vodeni rastvor usled disocijacije reaguje kiselo, dok sekundarni i tercijarni fosfatni anjon hidrolizuju bazno. Nerastvorni kalcijum-fosfat je sastavna neorganska komponenta kostiju i zuba i osnovni mineral za dobijanje fosfatnih đubriva.

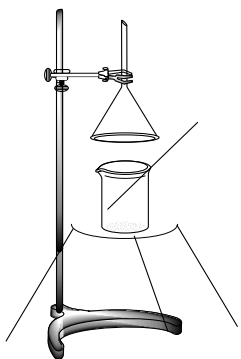
## Eksperimentalni deo

### 1. Sagorevanje fosfora i dobijanje fosforne kiseline (Raditi u digestoru!)

U suhu porcelansku posudu sipati oko 0,5 g crvenog fosfora. Porcelansku posudu staviti na tronožac sa azbestnom mrežicom. Iznad porcelanske posude fiksirati za stativ suv stakleni levak tako da širi deo levka bude iznad porcelanske posude, kao što je prikazano na slici 9.3.

Fosfor zapaliti užarenim staklenim štapićem. Nakon sagorevanja fosfora, špric bocom sprati nastali fosfor(V)-oksid sa unutrašnjih zidova levka u erlenmajer. U vodeni rastvor staviti plavu lakmus-hartiju. Zabeležiti

zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.



Slika 9.3. Aparatura za sagorevanje fosfora

## 2. Hidroliza soli fosforne kiseline

U tri epruvete redom sipati oko 1 cm<sup>3</sup> po jedne od sledećih soli: natrijum-dihidrogenfosfat, natrijum-hidrogenfosfat i natrijum-fosfat. Univerzalnom indikatorskom hartijom odrediti pH vrednosti vodenih rastvora soli. Zabeležiti zapažanja i pH vrednosti upisati u tabelu 9.1, zatim hemijskim jednačinama predstaviti promene.

Tabela 9.1. pH vrednosti vodenih rastvora soli fosforne kiseline

NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
pH=	pH=	pH=

NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>

Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>

Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

## Kiseonik

Najzastupljeniji je elemenat u sve tri sfere Zemlje i sastavni je deo mnogih klasa neorganskih i organskih jedinjenja. To je gas bez boje, mirisa i ukusa. Halkogeni je element i u Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 16. grupi. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona kiseonika je:  $2s^22p^4$ . U prirodi se nalazi u elementarnom stanju kao dvoatomni molekul ( $O_2$ ), u manjoj meri kao troatomni molekul ozon ( $O_3$ ), ali i obliku neorganskih i organskih jedinjenja.

Molekulski dvoatomni kiseonik se kao nepolarni molekul u maloj meri rastvara u vodi, a rastvorljivost zavisi od nekoliko glavnih faktora: temperature, pH, prisustva vodorastvornih jonskih jedinjenja, prisustva algi, fito- i zooplanktona, onečišćenja vode deterdžentima i drugo.

U laboratorijskim uslovima se može dobiti elektrolizom vode i reakcijama kao što su: termičko razlaganje kalijum-nitrata ili kalijum-hlorata, i disproporcija peroksida u vodi.

Ozon je jedno od najboljih oksidacionih sredstava i primenjuje se u dezinfekciji vode za piće. To je gas plave boje, rastvorljiviji od kiseonika u vodi, toksičan ukoliko se u nešto većoj koncentraciji nađe u nižim slojevima atmosfere. U višim slojevima stratosfere ima značajnu ulogu u zaštiti života na Zemlji od štetnog ultraljubičastog zračenja sunca.

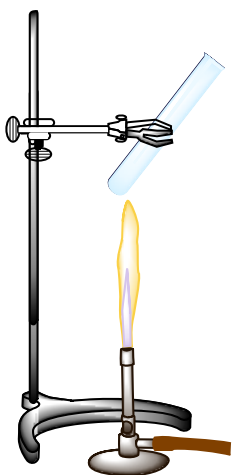
Zbog velike elektronegativnosti ( $\chi = 3,5$ ), kiseonik je u jedinjenjima uglavnom negativnog oksidacionog broja, osim u jedinjenjima sa fluorom, gde mu je oksidacioni broj pozitivan. Najčešća oksidaciona stanja su -2 i ređe -1, koliko je u peroksidima. Sa svim elementima, osim sa fluorom i plemenitim gasovima, gradi okside u kojima ima oksidacioni broj -2. Oksidi mogu biti gasovitog ( $SO_2$ ), tečnog ( $H_2O$ ) i čvrstog ( $CaO$ ) agregatnog stanja. Po kiselo-baznim svojstvima oksidi mogu biti kiselog (pretežno oksidi nemetala  $N_2O_5$ ,  $CO_2$ ,  $SO_3$ , ali i  $Mn_2O_7$ ), baznog (oksid metala  $Na_2O$ ,  $CaO$ ), amfoternog karaktera ( $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ) ili neutralni ( $CO$ ,  $N_2O$ ,  $NO$ ).

Najpoznatiji peroksidi su vodonik-peroksid ( $H_2O_2$ ) i natrijum-peroksid ( $Na_2O_2$ ). Vodonik-peroksid je nestabilan, veoma se lako razlaže, odnosno disproporcioniše, na elementarni kiseonik i vodu. Peroksidi mogu biti i oksidaciona i redukciona sredstva.

## Eksperimentalni deo

### 1. Dobijanje kiseonika (Raditi u digestoru!)

U suhu epruvetu dodati oko 0,5 g kalijum-hlorata i na vrh kašičice mangan(IV)-oksida. Epruvetu sa sadržajem učvrstiti na stativ, kao što je predstavljeno na slici 9.4, i postepeno zagrevati plamenikom. Nakon otapanja smeše, u epruvetu pažljivo uneti tinjajuće drvce. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.



Slika 9.4. Aparatura za dobijanje kiseonika

### 2. Oksidacione karakteristike vodonik-peroksida

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora kalijum-jodida, dodati nekoliko kapi razblažene sumporne kiseline i 0,5 cm<sup>3</sup> 3% vodonik-peroksida. U smešu dodati i 2 kapi rastvora skroba. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### 3. Redukciono svojstvo vodonik-peroksida

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora kalijum-permanganata, dodati nekoliko kapi razblažene sumporne kiseline i  $1 \text{ cm}^3$  3% rastvora vodonik-peroksida. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### Sumpor

U prirodi se najvećim delom nalazi u obliku sulfidnih i sulfatnih minerala. Udeo sumpora u Zemljinoj kori iznosi oko 0,05%. Biogeni je element. U Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 16. grupi i kao i kiseonik, pripada halkogenima. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona sumpora je:  $3s^23p^4$ . Prah je žute boje, nerastvoran u vodi i može se naći u nekoliko alotropskih modifikacija. Oksidaciona stanja sumpora u jedinjenjima su:  $-2$ ,  $+4$ ,  $+6$ .



Slika 9.5. Elementarni sumpor

U oksidacionom stanju  $-2$  gradi sulfide, od kojih je najpoznatiji vodonik-sulfid ( $\text{H}_2\text{S}$ ), otrovan gas karakterističnog neprijatnog mirisa. Rastvaranjem u vodi, vodonik-sulfid gradi slabu dvoprotonsku kiselinu. Odlično je redukciono sredstvo. Sulfidi prelaznih metala su teško rastvorni u vodi, za razliku od alkalnih sulfida, koji su dobro rastvorni i hidrolizuju bazno.

Sulfiti su jedinjenja u kojima sumpor ima oksidaciono stanje  $+4$  (npr. natrijum-sulfit,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ). Sulfiti mogu imati i oksidaciona i redukcionna svojstva.

Oksidaciono stanje sumpora  $+6$  je prisutno u sumpor(VI)-oksidu ( $\text{SO}_3$ ) i sulfatima. Sulfatna ili sumporna kiselina ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) je jaka dvoprotonska kiselina, koja kao koncentrovana ima veoma jaka oksidaciona svojstva.

## **Eksperimentalni deo**

### **1. Dobijanje i hemijska svojstva vodonik-sulfida (Raditi u digestoru!)**

U epruvetu staviti oko 0,5 g sprasenog gvožđe(II)-sulfida i pažljivo dodati 2 cm<sup>3</sup> razblažene hlorovodonične kiseline. Epruvetu odmah zatvoriti gumenim zapašaćem kroz koji prolazi cevčica sa suženim krajem. Dobijeni gas ispitati ovlaženom plavom lakmus-hartijom koja se prinese suženom otvoru cevčice kroz koju izlazi gas. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode. Epruvetu sa cevčicom i proizvodima reakcije sačuvati za sledeći ogled.

### **2. Dobijanje olovo(II)-sulfida (Raditi u digestoru!)**

Na otvor cevčice iz prethodnog eksperimenta prineti filter-hartiju natopljenu rastvorom olovo(II)-nitrata. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

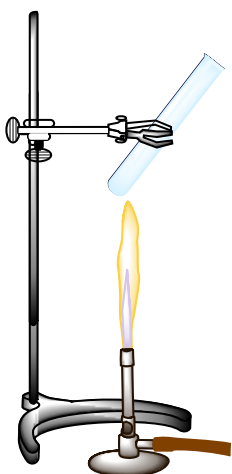
### **3. Redukciono svojstvo sulfitnog jona (Raditi u digestoru!)**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora jodne vode, dodati dve kapi rastvora skroba i na vrh kašike čvrstog natrijum-sulfita. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.



#### 4. Oksidaciono svojstvo koncentrovane sumporne kiseline (Raditi u digestoru!)

U suhu epruvetu staviti nekoliko opiljaka bakra, dodati 0,5 cm<sup>3</sup> koncentrovane sumporne kiseline, pa epruvetu zagrevati plamenikom, kao što je prikazano na slici 9.6. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.



Slika 9.6. Aparatura za ispitivanje oksidacionog svojstva koncentrovane sumporne kiseline

### Hlor

Hlor je halogeni element i u Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 17. grupi. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona je:  $3s^23p^5$ . Žuto-zeleni je otrovni gas, oštrog neprijatnog mirisa, nalazi se u obliku dvoatomnog molekula ( $Cl_2$ ). Hemijski je veoma reaktivan i jako je oksidaciono sredstvo. Zbog visoke hemijske reaktivnosti, u prirodi postoji uglavnom u obliku jedinjenja. Nezamenljiva je sirovina u mnogim hemijskim industrijama. Rastvara se u vodi gradeći jaku hlorovodoničnu kiselinu ( $HCl$ ) i nestabilnu hipohloritnu kiselinu ( $HOCl$ ), koja ima dezinfekcione osobine.

Hlorovodonik ( $HCl_{(g)}$ ) je bezbojni gas oštrog mirisa, koji rastvaranjem u vodi gradi hlorovodoničnu kiselinu u kojoj je oksidaciono stanje hlora -1, i koja spada u grupu najjačih mineralnih kiselina. Dobro rastvara neplemenite metale, kao što su Mn i Zn, gradeći rastvorne soli uz izdvajanje gasovitog elementarnog vodonika. Plemeniti metali (Cu, Ag, Au, Pt) se ne rastvaraju u ovoj kiselini.

Pozitivna oksidaciona stanja hlor ima u sledećim kiselinama i njihovim solima: +1 u hipohlorastoj (HClO), +3 u hlorastoj (HClO<sub>2</sub>), +5 u hlornoj (HClO<sub>3</sub>) i +7 u perhlornoj (HClO<sub>4</sub>). Perhlorna je najjača od pomenutih oksokiselina, i uopšte najjača neorganska kiselina, jer se hlor nalazi u svom najvišem oksidacionom stanju. Bezvodna perhlorna kiselina i njene čvrste soli su u prisustvu organskih supstanci, kao i usled trenja ili zagrevanja, podložni eksplozivnom razlaganju.

## **Eksperimentalni deo**

### **1. Dobijanje srebro-hlorida**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hlorida i oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora srebro-nitrata. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode. Epruvetu sa proizvodima reakcije sačuvati za naredni ogled.

### **2. Rastvaranje srebro-hlorida u amonijaku**

Na talog dobijen u prethodnom ogledu dodati vodeni rastvor amonijaka. Posle rastvaranja taloga u rastvor dodati razblaženu azotnu kiselinu. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

## Jod

Halogeni je element i nalazi se u 17. grupi Periodnog sistema elemenata. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona joda je:  $5s^25p^5$ . U jedinjenjima se nalazi u sledećim oksidacionim stanjima:  $-1$ ,  $+1$ ,  $+3$  i  $+5$ .

Kristalna je supstanca sive boje koja lako sublimuje, pri čemu se izdvajaju ljubičaste pare. U poređenju sa ostalim halogenima najslabije je oksidaciono sredstvo.

## Eksperimentalni deo

### 1. Rastvaranje joda (Raditi u digestoru!)

U tri epruvete dodati malo kristala joda i u svaku epruvetu sipati  $1\text{ cm}^3$  sledećih rastvarača: vode, etanola i hloroforma. Zapažanja zapisati u tabelu 9.2.

Tabela 9.2. Ispitivanje rastvorljivosti joda

Rastvarač	Voda	Etanol	Hloroform
Rastvorljivost joda			

### 2. Dobijanje joda (Raditi u digestoru!)

U epruvetu dodati oko  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora kalijum-jodida i  $0,5\text{ cm}^3$  bromne vode. Promućkati, pa dodati  $1\text{ cm}^3$  skroba. Reakcionu smešu promućkati. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### **3. Dobijanje srebro-jodida**

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora kalijum-jodida i  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora srebro-nitrata. Na dobijeni talog dodati rastvor amonijaka. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

## VEŽBA 10. NEORGANSKA HEMIJA METALA

### Natrijum

Po zastupljenosti u prirodi, natrijum je šesti element sa 2,6 masenih procenata. Spada u grupu alkalnih metala i u Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 1. grupi. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona natrijuma je:  $3s^1$ .

Zbog izuzetne hemijske reaktivnosti u prirodi se ne nalazi u elementarnom stanju, već u obliku jedinjenja u kojima ima oksidaciono stanje +1. Kao i drugi alkalni metali: litijum, kalijum, rubidijum i cezijum, ima nisku temperaturu topljenja, malu tvrdoću i gustinu. Loš je provodnik električne energije i toplote. Zbog visoke reaktivnosti mora se čuvati zaštićen od vazduha i vlage u inertnom rastvaraču, kao što je petrolej. Biogeni je element i veoma značajan u održavanju naelektrisanja ćelijskih membrana.

U burnoj reakciji sa vodom gradi natrijum-hidroksid ( $\text{NaOH}$ ) uz oslobađanje elementarnog vodonika. Natrijum-hidroksid ili kaustična soda spada u grupu najjačih neorganskih baza. Dobro se rastvara u vodi uz oslobađanje toplote.

Od natrijumovih soli u prirodi su najzastupljenije: natrijum-hlorid ( $\text{NaCl}$ ) ili kuhinjska so, natrijum-nitrat ( $\text{NaNO}_3$ ) i boraks ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), od kojih najveću upotrebnu vrednost ima natrijum-hlorid. Fiziološki rastvor predstavlja 0,9% rastvor natrijum-hlorida u bidestilovanoj vodi. Natrijum-hidrogenkarbonat ili natrijum-bikarbonat ( $\text{NaHCO}_3$ ) spada u slabije rastvorna jedinjenja, dok je natrijum-karbonat ili soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) dobro rastvorna so, koja hidrolizuje bazno.

### Eksperimentalni deo

#### 1. Reakcija natrijuma sa vodom (Raditi u digestoru!)

U jednu čašu od  $400 \text{ cm}^3$  sipati  $100 \text{ cm}^3$  vode. Suvim i čistim nožem pažljivo odseći komad natrijuma veličine zrna pirinča i staviti ga na suhu filter-hartiju. Osušeni komadić natrijuma staviti u čašu, te čašu odmah poklopiti sahatnim staklom. Kada je natrijum potpuno izreagovao, crvenom lakmus-hartijom proveriti pH vrednost vodenog rastvora. Zabeležiti

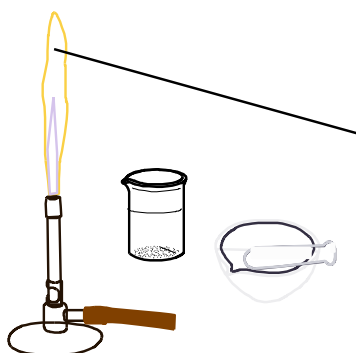
zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## 2. Bojenje plamena jona alkalnih metala

Uzeti četiri grafitna štapića i uneti ih u oksidacioni deo plamena Bunzenovog plamenika, zatim ih oprati u rastvoru hlorovodonične kiseline i ponovo uneti u plamen. Na tri pripremljena grafitna štapića naneti po jednu so alkalnog metala: litijum-hlorid, natrijum-hlorid i kalijum-hlorid. Grafite sa nanetim solima uneti u oksidacioni deo plamena kao na slici 10.1. Četvrti grafitni štapić koristiti kao kontrolnu. Zabeležiti zapažanja u tabeli 10.1.

Tabela 10.1. Bojenje plamena jona alkalnih metala

LiCl	NaCl	KCl	Grafit



Slika 10.1. Pribor za ispitivanje bojenja plamena alkalnih i zemnoalkalnih metala

## Kalcijum

Kalcijum spada u grupu zemnoalkalnih metala. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona je:  $4s^2$ , te se u Periodnom sistemu elemenata nalazi u 2. grupi. Zbog hemijske reaktivnosti u prirodi se ne nalazi u elementarnom stanju, već u obliku jedinjenja u kojima ima oksidaciono stanje +2.

Najpoznatiji minerali su: gips ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), dolomit ( $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ), kalcit i aragonit, koji su različite mineralne forme kalcijum-karbonata ( $\text{CaCO}_3$ ). Od svih katjona u prirodnim vodama, kalcijum često ima najveći uticaj na hemiju voda, gde je prisutan kao posledica ravnoteže između karbonatnih minerala i ugljenik(IV)-oksida rastvorenog u vodi.

Termičkom degradacijom kalcijum-karbonata se dobija kalcijum-oxid tj. negašeni kreč ( $\text{CaO}$ ) i ugljenik(IV)-oxid. Rastvaranjem kalcijum-oksida u vodi nastaje kalcijum-hidroksid tj. gašeni kreč ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) uz veliko oslobađanje toplote. Kalcijum-hidroksid na vazduhu, zbog prisustva ugljenik(IV)-oksida, postepeno gradi kalcijum-karbonat.

## **Eksperimentalni deo**

### **1. Dobijanje kalcijum-hidroksida**

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora kalcijum-hlorida i dodati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora natrijum-hidroksida. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

### **2. Dobijanje kalcijum-karbonata i rastvaranje u kiselinama**

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora kalcijum-hlorida i oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora natrijum-karbonata. Dobijeni talog podeliti u dve epruvete. U jednu sipati  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora hlorovodonične kiseline, a u drugu  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora sirćetne kiseline. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

### **3. Dobijanje kalcijum-sulfata**

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora kalcijum-hlorida i oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora natrijum-sulfata. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

#### 4. Boja jona zemnoalkalnih metala u plamenu

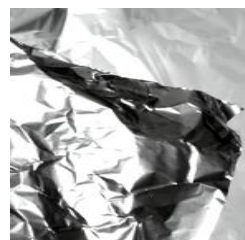
Uzeti četiri grafitna štapića i uneti ih u oksidacioni deo plamena Bunzenovog plamenika, zatim ih oprati u rastvoru hlorovodonične kiseline i ponovo uneti u plamen. Na tri pripremljena grafitna štapića naneti po jednu od sledećih soli zemnoalkalnih metala: kalcijum-hlorid, stroncijum-hlorid i barijum-hlorid. Grafite sa nanetim solima uneti u oksidacioni deo plamena. Četvrti grafitni štapić koristiti kao kontrolni. Zabeležiti zapažanja u tabeli 10.2.

Tabela 10.2. Boja jona zemnoalkalnih metala u plamenu

CaCl <sub>2</sub>	SrCl <sub>2</sub>	BaCl <sub>2</sub>	Grafit

#### Aluminijum

Jedan je od najzastupljenijih elemenata u Zemljinoj kori. U Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 13. grupi. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona aluminijuma je: 3s<sup>2</sup>3p<sup>1</sup>. U prirodi se nalazi u obliku nerastvornih minerala. Oksidacioni broj koji ima u jedinjenjima je +3.



Slika 10.2. Elementarni aluminijum

Rastvara se u kiselinama\*, a uz zagrevanje i u jakim bazama uz izdvajanje elementarnog vodonika. Aluminijum-hidroksid (Al(OH)<sub>3</sub>) je trohidroksilna baza amfoternog karaktera, čijom se dehidratacijom dobija aluminijum-oksidi (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). Neorganska jedinjenja aluminijuma se primenjuju u tehnološkim procesima prerade otpadnih voda.

*\*Rastvaranjem aluminijuma u oksidujućim kiselinama dolazi do pasivizacije usled stvaranja zaštitnog oksidnog sloja (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) na površini metala*



## **Eksperimentalni deo**

### **1. Dobijanje aluminijum-hidroksida**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora aluminijum-sulfata i pažljivo u kapima dodavati rastvor amonijaka sve dok se formira talog. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode. Epruvetu sa proizvodima reakcije sačuvati za naredni ogled.

### **2. Ispitivanje kiselo-baznih osobina aluminijum-hidroksida**

Dobijeni talog iz prethodnog eksperimenta odvojiti od rastvora odlivanjem i podeliti sadržaj taloga u dve epruvete. U jednu epruvetu dodavati razblaženu hlorovodoničnu kiselinu, a u drugu rastvor natrijum-hidroksida do potpunog rastvaranja taloga. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## **Kalaj**

Elementarni kalaj ima metalni sjaj, dobar je provodnik toplote i električne energije. Javlja se u dve alotropske modifikacije: beli i sivi kalaj. U prirodi se nalazi u obliku minerala. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona kalaja je: 5s<sup>2</sup>5p<sup>2</sup> i u Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 14. grupi. Najčešća oksidaciona stanja su: +2 i +4.

Kalaj(II)-hidroksid (Sn(OH)<sub>2</sub>) i kalaj(II)-oksid (SnO) su jedinjenja\* koja imaju amfoterne osobine i rastvaranjem u natrijum-hidroksidu grade kompleksnu so: natrijum-tetrahidroksidostanat(II).

*\*Jedinjenja kalaja su veoma toksična*

## Eksperimentalni deo

### 1. Dobijanje kalaj(II)-hidroksida

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora kalaj(II)-hlorida i postepeno dodavati rastvor amonijaka do pojave taloga. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode. Epruvetu sa proizvodima reakcije sačuvati za naredni ogled.

### 2. Ispitivanje kiselo-baznih osobina kalaj(II)-hidroksida

Dobijeni talog iz prethodnog eksperimenta podeliti na dva dela. Na prvi deo taloga dodavati rastvor razblažene hlorovodonične kiseline, a u drugu rastvor natrijum-hidroksida do potpunog rastvaranja taloga. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## Olovo

U prirodi se najčešće nalazi u obliku sulfidnih minerala. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona olova je:  $6s^26p^2$ , u Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 14. grupi. Gradi jedinjenja sa oksidacionim brojevima +2 i +4.



Slika 10.3. Olovna kugla

Elementarno olovo se u vodi sa rastvorenim kiseonikom postepeno oksiduje do olovo(II)-hidroksida ( $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ), koji pokazuje amfoterna svojstva. Olovo se rastvara u razblaženoj azotnoj kiselini gradeći olovo(II)-nitrat ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ), u hlorovodoničnoj kiselini gradeći slabo rastvorni olovo(II)-hlorid ( $\text{PbCl}_2$ ) i u natrijum-hidroksidu gradeći natrijum-tetrahidroksidoplumbat(II) ( $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$ ).

Organska jedinjenja i vodorastvorna neorganska jedinjenja olova su veoma toksična.

## **Ekperimentalni deo**

### **1. Dobijanje olovo(II)-hidroksida**

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora olovo(II)-nitrata i postepeno dodavati rastvor amonijaka sve dok nastaje talog. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode. Epruvetu sa proizvodima reakcije sačuvati za naredni ogled.

### **2. Ispitivanje kiselo-baznih osobina olovo(II)-hidroksida**

Dobijeni talog iz prethodnog eksperimenta podeliti u dve epruvete. U jednu epruvetu sipati  $0,5 \text{ cm}^3$  razblažene azotne kiseline, a u drugu  $0,5 \text{ cm}^3$  koncentrovanog rastvora natrijum-hidroksida. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

### **3. Dobijanje olovo(II)-hromata**

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora olovo(II)-acetata i dodati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora kalijum-hromata. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

## Mangan

Neplemenit je metal koji se u prirodi se nalazi isključivo u obliku jedinjenja. Elektronska konfiguracija valentnih elektrona mangana je:  $3d^54s^2$  i u Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 7. grupi. U jedinjenjima može imati sledeće oksidacione brojeve: +2, +3, +4, +6, +7.

Sa porastom oksidacionog stanja mangana u oksidima raste i kiselost oksida. Mangan(II)-oksid ( $MnO$ ) i mangan(III)-oksid ( $Mn_2O_3$ ) su baznog karaktera, mangan(IV)-oksid ( $MnO_2$ ) je amfoteran, a mangan(VII)-oksid ( $Mn_2O_7$ ) kiselog karaktera.

## Eksperimentalni deo

### 1. Oksidaciona svojstva permanganatnog jona u različitim pH sredinama

U tri epruvete sipati po  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora kalijum-permanganata. Nakon završenih postupaka pod a), b) i c) zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

a) U prvu epruvetu sipati nekoliko kapi razblažene sumporne kiseline i  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora natrijum-sulfita.

b) U drugu epruvetu sipati  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora natrijum-sulfita.

c) U treću nekoliko kapi koncentrovanog rastvora natrijum-hidroksida i  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora natrijum-sulfita.

## Gvožđe

U prirodi se nalazi najčešće u obliku sulfidnih i oksidnih ruda. Važan je biogeni element, koji ulazi u sastav složenog proteina hemoglobina. U Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 8. grupi, a elektronska konfiguracija valentnih elektrona je:  $3d^64s^2$ .



U prisustvu kiseonika i vlage oksiduje se do gvožđe(III)-oksida ( $Fe_2O_3 \cdot H_2O$ ), što je poznato kao rđa (slika 10.4.).

Slika 10.4. Uticaj kiseonika i vlage na oksidaciju gvožđa

Elementarno gvožđe se rastvara u neoksidujućim mineralnim kiselinama uz izdvajanje vodonika i gvožđe(II)-jona ( $Fe^{2+}$ ). Dejstvom razblažene azotne kiseline, uz zagrevanje, nastaje gvožđe(III)-jon ( $Fe^{3+}$ ) uz izdvajanje gasa azot(II)-oksida (NO).

U jedinjenjima se nalazi u oksidacionim stanjima +2 i +3. Gvožđe(II) i gvožđe(III) lako grade kompleksna jedinjenja sa neorganskim i organskim ligandima, u kojima je koordinacioni broj gvožđa uglavnom 6. Gvožđe(II)-hidroksid ( $Fe(OH)_2$ ) se stajanjem na vazduhu oksiduje do gvožđe(III)-hidroksida ( $Fe(OH)_3$ ). Gvožđe(III)-jon u vodi hidrolizuje kiselo. Gvožđe(II)-sulfid ( $FeS$ ) je jedinjenje crne boje i, kao i većina sulfida metala, teško je rastvorno u vodi.

## Eksperimentalni deo

### 1. Rastvaranje gvožđa u kiselinama (Raditi u digestoru!)

U tri epruvete dodati po komadić gvožđa, a zatim u prvu epruvetu dodati oko  $1\text{ cm}^3$  hlorovodonične, u drugu oko  $1\text{ cm}^3$  sumporne i u treću oko  $1\text{ cm}^3$  azotne kiseline. Ponoviti ogled uz zagrevanje i sa koncentrovanim kiselinama. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## **2. Redukciono svojstvo gvožđa**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora bakar(II)-sulfata i staviti komadić gvožđa. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

## **3. Dobijanje i svojstva gvožđe(II)-hidroksida**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora gvožđe(II)-sulfata, pa dodati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hidroksida.

Dobijeni talog podeliti u tri epruvete. U prvu dodati 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora hlorovodonične kiseline, u drugu 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hidroksida, a treću ostaviti na vazduhu do promene boje. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## **4. Dobijanje i svojstva gvožđe(III)-hidroksida**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora gvožđe(III)-sulfata, zatim dodati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hidroksida.

Dobijeni talog podeliti u dve epruvete. U prvu dodati 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora hlorovodonične kiseline, a u drugu 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hidroksida. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## Kobalt

Sa gvoždem i niklom čini trijadu gvožđa i sa elektronskom konfiguracijom valentnih elektrona:  $3d^74s^2$  smešten je u 9. grupu Periodnog sistema elemenata. U prirodi se nalazi u obliku sulfidnih ruda. Rastvara se samo u jakim oksidujućim kiselinama, kao što je azotna. Otporan je na dejstvo vazduha i vlage. Karakteristična oksidaciona stanja u jedinjenjima su +2 i +3.

Plavi, teško rastvorni, amfoterni kobalt(II)-hidroksid ( $\text{Co(OH)}_2$ ) se u prisustvu vazduha veoma sporo oksiduje do kobalt(III)-hidroksida ( $\text{Co(OH)}_3$ ). Rastvorne soli kobalta hidrolizuju kiselo. Kobalt(III) gradi komplekse sa koordinacionim brojem 6, dok kobalt(II) u kompleksima ima koordinacione brojeve 4 i 6 i svi se odlikuju velikom stabilnošću.

## Eksperimentalni deo

### 1. Dobijanje kobalt(II)-hidroksida i ispitivanje kiselo-baznih osobina

U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora kobalt(II)-hlorida i dodati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora natrijum-hidroksida. Dobijeni talog podeliti u dve epruvete. U prvu dodati  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora hlorovodonične kiseline, a u drugu  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora natrijum-hidroksida. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

### 2. Kobaltno pismo

Staklenim štapićem koji je prethodno umočen u rastvor kobalt(II)-hlorida napisati nešto na listu hartije. Uočiti i zapisati promene nakon sušenja hartije, a zatim hartiju blago zagrejati iznad grejne ploče. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## Nikal

Ovaj metal se u prirodi nalazi u obliku sulfidnih i oksidnih ruda. U Periodnom sistemu elemenata se nalazi u 10. grupi sa elektronskom konfiguracijom valentnih elektrona:  $3d^84s^2$ .

Odlikuje se otpornošću na dejstvo vazduha i vlage. Rastvara se u mineralnim i razblaženim oksidujućim kiselinama, dok se rastvaranjem u koncentrovanoj azotnoj i sumpornoj kiselini pasivizira. U jedinjenjima postoji u oksidacionom stanju +2.

Nikal(II)-hidroksid ( $Ni(OH)_2$ ) je svetlo zeleni talog, i kao hidroksid baznih karakteristika dobro je rastvoran u hlorovodoničnoj kiselini. Rastvara se i u amonijaku gradeći kompleksni heksaamminnikal(II)-jon ( $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ ). Najčešći koordinacioni brojevi nikla(II) su 4 i ređe 6.

## Eksperimentalni deo

### 1. Dobijanje nikal(II)-hidroksida i ispitivanje kiselo-baznih osobina

U epruvetu sipati oko  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora nikal(II)-sulfata i dodati oko  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora natrijum-hidroksida. Dobijeni talog podeliti u dve epruvete. U prvu dodati  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora hlorovodonične kiseline, a u drugu  $0,5\text{ cm}^3$  rastvora natrijum-hidroksida. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.



## Bakar



U prirodi se nalazi u obliku sulfidnih, karbonatnih i oksidnih ruda. Biogeni je element i ulazi u sastav nekih enzima. Član je 11. grupe Periodnog sistema elemenata i ima elektronsku konfiguraciju valentnih elektrona:  $3d^{10}4s^1$ .

Slika 10.5. Elementarni bakar

Na vazduhu se prevlači slojem bakar(I)-oksida ( $Cu_2O$ ), dok u prisustvu vlage na površini bakra nastaje zeleni bazni karbonat ( $Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3$ ). Bakar se ne rastvara u hlorovodoničnoj kiselini, ali se rastvara u azotnoj i koncentrovanoj sumpornoj kiselini. Gradi jedinjenja sa oksidacionim brojevima + 1 i +2.

Bakar(I)-oksid ( $Cu_2O$ ) se kao bazni oksid dobro rastvara u hlorovodoničnoj kiselini. Bakar(II)-hidroksid ( $Cu(OH)_2$ ) je svetloplavi talog amfoternih osobina, te se dobro rastvara u hlorovodoničnoj kiselini, natrijum-hidroksidu, ali i u rastvoru amonijaka gradeći plavi heksaamminbakar(II)-jon ( $[Cu(NH_3)_6]^{2+}$ ). Najčešći koordinacioni broj bakra(II) je 6.

Najpoznatija so bakra(II) je plavi kamen, odnosno bakar(II)-sulfat pentahidrat ( $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ). Bakar(II)-sulfid ( $CuS$ ) je crno, teško rastvorno jedinjenje.

## Eksperimentalni deo

### 1. Hidroliza bakar(II)-sulfata

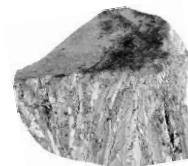
U epruvetu sipati oko  $0,5 \text{ cm}^3$  rastvora bakar(II)-sulfata i univerzalnom indikatorskom hartijom ispitati pH vrednost vodenog rastvora te soli. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## 2. Dobijanje bakar(II)-hidroksida i ispitivanje kiselo-baznih osobina

U epruvetu sipati oko 1 cm<sup>3</sup> rastvora bakar(II)-sulfata i postepeno dodavati rastvor amonijaka do pojave taloga. Dobijeni talog podeliti u tri epruvete. U prvu sipati 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora hlorovodonične kiseline, u drugu 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora natrijum-hidroksida, a u treću 3 cm<sup>3</sup> rastvora amonijaka. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

## Cink

Ovaj neplemeniti metal se u prirodi nalazi u obliku sulfida, oksida i karbonata. Biogeni je element i sastavna komponenta nekih enzima. Sa elektronskom konfiguracijom valentnih elektrona: 3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup> pripada 12. grupi Periodnog sistema elemenata.



Slika 10.6. Elementarni cink

Dobro se rastvara u kiselinama i bazama uz izdvajanje elementarnog vodonika, gde rastvaranjem u bazama gradi tetrahidroksidocinkat(II)-jon ([Zn(OH)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>). U prisustvu jona bakra, elementarni cink se oksiduje do jona cinka(II), dok istovremeno redukuje jon bakra(II) do elementarnog bakra, jer je manje plemenit od bakra i ima jača redukciona svojstva. Karakteristično oksidaciono stanje u jedinjenjima je +2.

Cink(II)-hidroksid (Zn(OH)<sub>2</sub>) je teško rastvorno jedinjenje koje dehidratacijom daje cink(II)-oksid (ZnO). Cink(II)-hidroksid i cink(II)-oksid ispoljavaju amfoterna svojstva.

## **Eksperimentalni deo**

### **1. Dobijanje cink(II)-hidroksida i ispitivanje kiselo-baznih osobina**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora cink-sulfata i pažljivo u kapima dodavati rastvor natrijum-hidroksida do pojave taloga. Talog podeliti u dve epruvete. U prvu sipati razblaženu hlorovodoničnu kiselinu, a u drugu rastvor natrijum-hidroksida sve dok se prvobitno stvoreni talog ne rastvori. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačine hemijskih reakcija i imenovati reakcione proizvode.

### **2. Hidroliza cink(II)-sulfata**

U epruvetu sipati oko 0,5 cm<sup>3</sup> rastvora cink(II)-sulfata i crvenom i plavom lakmus hartijom ispitati pH vrednost vodenog rastvora te soli. Zabeležiti zapažanja, napisati jednačinu hemijske reakcije i imenovati reakcione proizvode.

## PERIODNI SISTEM ELEMENATA

1																	18	
1 <b>H</b> 1.01																	2 <b>He</b> 4.00	
2																	17	
3	4											9	10					
3 <b>Li</b> 6.94	4 <b>Be</b> 9.01											9 <b>F</b> 19.00	10 <b>Ne</b> 20.18					
11	12											17	18					
11 <b>Na</b> 22.99	12 <b>Mg</b> 24.31											17 <b>Cl</b> 35.45	18 <b>Ar</b> 39.95					
19	20											33	34	35	36			
19 <b>K</b> 39.10	20 <b>Ca</b> 40.08											33 <b>As</b> 74.92	34 <b>Se</b> 78.97	35 <b>Br</b> 79.90	36 <b>Kr</b> 83.80			
37	38											49	50	51	52	53	54	
37 <b>Rb</b> 85.47	38 <b>Sr</b> 87.62											49 <b>In</b> 114.82	50 <b>Sn</b> 118.71	51 <b>Sb</b> 121.76	52 <b>Te</b> 127.6	53 <b>I</b> 126.90	54 <b>Xe</b> 131.29	
55	56											81	82	83	84	85	86	
55 <b>Cs</b> 132.91	56 <b>Ba</b> 137.33											81 <b>Tl</b> 204.38	82 <b>Pb</b> 207.20	83 <b>Bi</b> 208.98	84 <b>Po</b> [208.96]	85 <b>At</b> 209.98	86 <b>Rn</b> 222.02	
87	88											113	114	115	116	117	118	
87 <b>Fr</b> 223.02	88 <b>Ra</b> 226.03											113 <b>Nh</b> [286]	114 <b>Fl</b> [289]	115 <b>Mc</b> [289]	116 <b>Lv</b> [293]	117 <b>Ts</b> [294]	118 <b>Og</b> [294]	
3																		
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30									12
21 <b>Sc</b> 44.96	22 <b>Ti</b> 47.88	23 <b>V</b> 50.94	24 <b>Cr</b> 51.99	25 <b>Mn</b> 54.94	26 <b>Fe</b> 55.85	27 <b>Co</b> 58.93	28 <b>Ni</b> 58.69	29 <b>Cu</b> 63.55	30 <b>Zn</b> 65.38									12 <b>Zn</b> 65.38
39	40	41	42	43	44	45	46	47	48									12
39 <b>Y</b> 88.91	40 <b>Zr</b> 91.22	41 <b>Nb</b> 92.91	42 <b>Mo</b> 95.95	43 <b>Tc</b> 98.91	44 <b>Ru</b> 101.07	45 <b>Rh</b> 102.91	46 <b>Pd</b> 106.42	47 <b>Ag</b> 107.87	48 <b>Cd</b> 112.41									12 <b>Cd</b> 112.41
57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80									12
57-71	72 <b>Hf</b> 178.49	73 <b>Ta</b> 180.95	74 <b>W</b> 183.85	75 <b>Re</b> 186.21	76 <b>Os</b> 190.23	77 <b>Ir</b> 192.22	78 <b>Pt</b> 195.08	79 <b>Au</b> 196.97	80 <b>Hg</b> 200.59									12 <b>Hg</b> 200.59
89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112									12
89-103	104 <b>Rf</b> [261]	105 <b>Db</b> [262]	106 <b>Sg</b> [266]	107 <b>Bh</b> [264]	108 <b>Hs</b> [269]	109 <b>Mt</b> [278]	110 <b>Ds</b> [281]	111 <b>Rg</b> [280]	112 <b>Cn</b> [285]									12 <b>Cn</b> [285]
4																		
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71				
57 <b>La</b> 138.91	58 <b>Ce</b> 140.12	59 <b>Pr</b> 140.91	60 <b>Nd</b> 144.24	61 <b>Pm</b> 144.91	62 <b>Sm</b> 150.36	63 <b>Eu</b> 151.96	64 <b>Gd</b> 157.25	65 <b>Tb</b> 158.93	66 <b>Dy</b> 162.50	67 <b>Ho</b> 164.93	68 <b>Er</b> 167.26	69 <b>Tm</b> 168.93	70 <b>Yb</b> 173.06	71 <b>Lu</b> 174.97				
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103				
89 <b>Ac</b> 227.03	90 <b>Th</b> 232.04	91 <b>Pa</b> 231.04	92 <b>U</b> 238.03	93 <b>Np</b> 237.05	94 <b>Pu</b> 244.06	95 <b>Am</b> 243.06	96 <b>Cm</b> 247.07	97 <b>Bk</b> 247.07	98 <b>Cf</b> 251.08	99 <b>Es</b> [254]	100 <b>Fm</b> 257.10	101 <b>Md</b> 258.10	102 <b>No</b> 259.10	103 <b>Lr</b> [262]				

Alkalni metali
Zemnoalkalni metali
Prelazni metali
Metali
Semimetali
Nemetali
Halogeni
Plemeniti gasovi
Lantanidi
Aktinidi

## PRILOG

**Tabela P1.** Metrički prefiksi

Multipletnost	Prefiks	Simbol
$10^{12}$	tera	T
$10^9$	giga	G
$10^6$	mega	M
$10^3$	kilo	k
$10^2$	hekto	h
$10^1$	deka	d
$10^{-1}$	deci	d
$10^{-2}$	centi	c
$10^{-3}$	milli	m
$10^{-6}$	mikro	$\mu$
$10^{-9}$	nano	n
$10^{-12}$	piko	p

**Tabela P2.** Nazivi i formule odabranih neorganskih kiselina i nazivi njihovih soli

Naziv kiseline	Formula	Naziv kiselinskog ostatka
hlorovodonična	HCl	hlorid
bromovodonična	HBr	bromid
jodovodonična	HI	jodid
fluorovodonična	HF	fluorid
sumporvodonična	H <sub>2</sub> S	sulfid
cijanovodonična	HCN	cijanid
hipohlorasta	HClO	hipohlorit
hlorasta	HClO <sub>2</sub>	hlorit
hlorna	HClO <sub>3</sub>	hlorat
perhlorna	HClO <sub>4</sub>	perhlorat
azotna	HNO <sub>3</sub>	nitrat
azotasta	HNO <sub>2</sub>	nitrit
sirćetna	CH <sub>3</sub> COOH	acetat
sumporna	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	sulfat
sumporasta	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	sulfit
ugljena	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	karbonat

Nastavak tabele P2		
Naziv kiseline	Formula	Naziv kiselninskog ostatka
hromna	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	hromat
fosforna	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	fosfat
pirofosforna	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	pirofosfat
metafosforna	HPO <sub>3</sub>	metafosfat
arsenatna	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	arsenat
arsenasta	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	arsenit
manganatna	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	manganat
permanganatna	HMnO <sub>4</sub>	permanganat

**Tabela P3.** Konstante disocijacije odabranih slabih kiselina

Kiselina	Prikaz disocijacije kiseline	Konstanta disocijacije
HCN	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}^+$	$7 \cdot 10^{-10}$
CH <sub>3</sub> COOH	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HNO <sub>2</sub>	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}^+$	$5 \cdot 10^{-4}$
HCOOH	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}^+$	$2 \cdot 10^{-4}$
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+$	$1 \cdot 10^{-7}$
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$	$3 \cdot 10^{-7}$
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$	$6 \cdot 10^{-11}$
H <sub>2</sub> S	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}^+$	$9,1 \cdot 10^{-8}$
HS <sup>-</sup>	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}^+$	$1,2 \cdot 10^{-15}$
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	$\text{H}_3\text{BO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}^+$	$5,8 \cdot 10^{-10}$
H <sub>2</sub> AsO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$\text{H}_2\text{AsO}_4^- \rightleftharpoons \text{AsO}_4^{2-} + \text{H}^+$	$1 \cdot 10^{-7}$
HAsO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$\text{HAsO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{AsO}_4^{3-} + \text{H}^+$	$1 \cdot 10^{-13}$
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$	$2 \cdot 10^{-7}$
HPO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$\text{HPO}_4^- \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+$	$4 \cdot 10^{-13}$

**Tabela P4.** Proizvodi rastvorljivosti odabranih teško rastvornih neorganskih jedinjenja

Jedinjenje	Molekulska masa	Proizvod rastvorljivosti
AgCl	143,3	$1,56 \cdot 10^{-10}$
AgBr	187,8	$3,3 \cdot 10^{-13}$
AgI	234,8	$8,5 \cdot 10^{-27}$
Ag <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	462,6	$1 \cdot 10^{-23}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	331,6	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	418,6	$1,6 \cdot 10^{-18}$
BaCO <sub>3</sub>	197,4	$8,1 \cdot 10^{-9}$
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	225,4	$1 \cdot 10^{-7}$
BaCrO <sub>4</sub>	253,4	$2 \cdot 10^{-10}$
BaSO <sub>4</sub>	233,4	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaCO <sub>3</sub>	100,1	$8,7 \cdot 10^{-9}$
CaSO <sub>4</sub>	156,1	$6,1 \cdot 10^{-5}$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	310,3	$1 \cdot 10^{-25}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	128,1	$2,6 \cdot 10^{-9}$
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	472,1	$1,1 \cdot 10^{-18}$
Hg <sub>2</sub> Br <sub>2</sub>	561,0	$5,2 \cdot 10^{-23}$
Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub>	655,0	$4,5 \cdot 10^{-29}$
MgCO <sub>3</sub>	84,3	$2,6 \cdot 10^{-5}$
MgNH <sub>4</sub> PO <sub>4</sub>	137,4	$2,5 \cdot 10^{-13}$
PbCl <sub>2</sub>	278,1	$2,4 \cdot 10^{-4}$
PbBr <sub>2</sub>	367,1	$6,3 \cdot 10^{-8}$
PbI <sub>2</sub>	461,1	$8,7 \cdot 10^{-9}$
PbCO <sub>3</sub>	267,2	$1,5 \cdot 10^{-13}$
PbCrO <sub>4</sub>	323,2	$1,8 \cdot 10^{-14}$
PbSO <sub>4</sub>	303,3	$1,8 \cdot 10^{-8}$
Pb <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	811,7	$3 \cdot 10^{-44}$
SrCO <sub>3</sub>	147,6	$9 \cdot 10^{-10}$
AgCl	143,3	$1,56 \cdot 10^{-10}$
AgBr	187,8	$3,3 \cdot 10^{-13}$
AgI	234,8	$8,5 \cdot 10^{-27}$
Ag <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	462,6	$1 \cdot 10^{-23}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	331,6	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	418,6	$1,6 \cdot 10^{-18}$

Nastavak tabele P4		
Jedinjenje	Molekulska masa	Proizvod rastvorljivosti
BaCO <sub>3</sub>	197,4	$8,1 \cdot 10^{-9}$
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	225,4	$1 \cdot 10^{-7}$
BaCrO <sub>4</sub>	253,4	$2 \cdot 10^{-10}$
BaSO <sub>4</sub>	233,4	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaCO <sub>3</sub>	100,1	$8,7 \cdot 10^{-9}$
CaSO <sub>4</sub>	156,1	$6,1 \cdot 10^{-5}$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	310,3	$1 \cdot 10^{-25}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	128,1	$2,6 \cdot 10^{-9}$
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	472,1	$1,1 \cdot 10^{-18}$
Hg <sub>2</sub> Br <sub>2</sub>	561,0	$5,2 \cdot 10^{-23}$
Hg <sub>2</sub> I <sub>2</sub>	655,0	$4,5 \cdot 10^{-29}$
MgCO <sub>3</sub>	84,3	$2,6 \cdot 10^{-5}$
MgNH <sub>4</sub> PO <sub>4</sub>	137,4	$2,5 \cdot 10^{-13}$
PbCl <sub>2</sub>	278,1	$2,4 \cdot 10^{-4}$
PbBr <sub>2</sub>	367,1	$6,3 \cdot 10^{-8}$
PbI <sub>2</sub>	461,1	$8,7 \cdot 10^{-9}$
PbCO <sub>3</sub>	267,2	$1,5 \cdot 10^{-13}$
PbCrO <sub>4</sub>	323,2	$1,8 \cdot 10^{-14}$
PbSO <sub>4</sub>	303,3	$1,8 \cdot 10^{-8}$
Pb <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	811,7	$3 \cdot 10^{-44}$

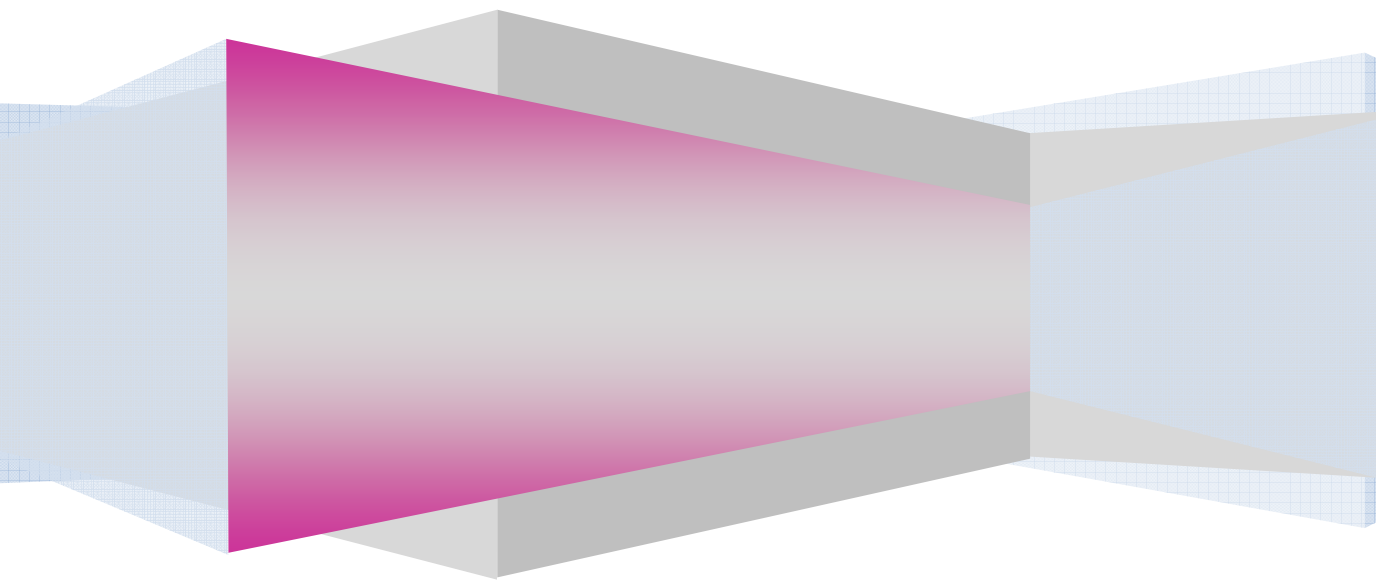
**Tabela P5.** Ebulioskopske i krioskopske konstante odabranih organskih rastvarača i vode

Rastvarač	t <sub>ključanja</sub> [°C]	K <sub>e</sub> [Kkg/mol]	t <sub>mržnja</sub> [°C]	K <sub>k</sub> [Kkg/mol]
sirćetna kiselina	118,1	3,07	16,7	3,9
aceton	56,5	1,71		
benzen	80,09	2,67	5,5	5,12
ugljen-tetrahlorid	76,8	5,03	-24,0	
hlороform	61,26	3,63	-61,0	4,68
etil-alkohol	78,4	1,22		
fenol	181,4	3,56		
voda	100,0	0,52	0,0	1,86



## LITERATURA

1. D. D. Ebbing, S.D. Gammon, General Chemistry 9th edition, Houghton Mifflin Company, 2009.
2. H. Stephen Stoker, General, Organic, and Biological Chemistry, 5th edition, Books/Cole, 2010.
3. A. Đorđević, M. Vojinović Miloradov, M. Popović, Praktikum za eksperimentalne i računске vežbe iz hemije za studente stomatologije, UNS Medicinski fakultet, Novi Sad, 2004.
4. A. Đorđević, D. Jović, Praktikum iz hemije, Aleksandar Đorđević, Novi Sad, 2015.
5. V. M. Leovac, V.I. Češljević, Lj. S. Vojinović Ješić, Praktikum iz opšte hemije, UNS PMF, Novi Sad, 2015.
6. S. Mirković, M. Čorbić, Opšta hemija za studente stomatologije, Nauka, Beograd, 2015.
7. A. Đorđević, I. Borišev, Zbirka zadataka iz hemije, Visio Mundi Academic Media Group, Novi Sad, 2014.
8. A. Đorđević, I. Borišev, D. Jović, Neorganska jedinjenja u atmosferi, hidrosferi i pedosferi, UNS PMF, Novi Sad, 2016.
9. V. M. Leovac, V. I. Češljević, Lj. S. Vojinović Ješić, Praktikum iz neorganske hemije 1, UNS PMF, Novi Sad, 2011.
10. N. Milić, N. Milošević, Neorganska hemija, UNS Medicinski fakultet, Novi Sad, 2017.



*„Non scholae, sed vitae discimus.”*