

Poskusi pri pouku kemije

Teoretične osnove Eksperimentalnega dela I
k navodilom za vaje

Katarina S. Wissiak Grm

Katarina S. Wisiak Grm

**Poskusi pri pouku
kemije**
**TEORETIČNE OSNOVE
EKSPERIMENTALNEGA DELA I
K NAVODILOM ZA VAJE**

**Poskusi pri pouku kemije:
Teoretične osnove Eksperimentalnega dela I k navodilom za vaje**

Avtorica: doc. dr. Katarina Senta Wissiak Grm

Recenzenta: red. prof. dr. Primož Šegedin
red. prof. dr. Saša A. Glažar

Izdala: Pedagoška fakulteta Univerze v Ljubljani

Za izdajatelja: izr. prof. dr. Janez Krek, dekan

Oblikovanje in prelom: Igor Cerar

Fotografije na naslovnici: Wikipedija in Katarina S. Wissiak Grm

Dostopno na: http://www2.pef.uni-lj.si/kemija/upload12_13/TEH_GOS/teorija_ED_I.pdf

© 2014 avtorica

CIP - Kataložni zapis o publikaciji
Narodna in univerzitetna knjižnica, Ljubljana

54(075.8)(076.5)(0.034.2)

WISSIAK Grm, Katarina Senta

Poskusi pri pouku kemije. Teoretične osnove Eksperimentalnega dela I k navodilom za vaje [Elektronski vir] / Katarina S. Wissiak Grm. - El. knjiga. - Ljubljana : Pedagoška fakulteta, 2014

Način dostopa (URL): http://www2.pef.uni-lj.si/kemija/upload12_13/TEH_GOS/vaje_ED_I.pdf

ISBN 978-961-253-163-8 (pdf)

275766272

VSEBINA

| | |
|--|----|
| Navodila za varno delo v kemijskem laboratoriju | 5 |
| 1. VAJA | |
| Ločevanje in čiščenje snovi | 7 |
| 2. VAJA | |
| Snovne in energijske spremembe pri kemijski reakciji | 11 |
| 3. VAJA | |
| Zrak in plini iz zraka | 15 |
| 4. VAJA | |
| Kislinske baze in soli | 17 |
| 5. VAJA | |
| Lastnosti fosforja | 19 |
| 6. VAJA | |
| Reakcije oksidacije in redukcije | 23 |
| 7. VAJA | |
| Reaktivnost kovin in halogenih elementov | 29 |
| 8. VAJA | |
| Boraksov biser | 31 |
| Literatura | 33 |

Zbirka **Poskusi pri pouku kemije, Eksperimentalno delo I – Teoretične osnove k navodilom za vaje** je namenjena predvsem študentom 2. letnika smeri Dvopredmetni učitelj kemije z vezavami, za delo pri vajah predmeta Eksperimentalno delo I. Posamezni vsebinski sklopi, določeni z učnim načrtom tega predmeta obravnavano snov skušajo študentom približati na način, da izbrane kemijske zakonitosti osvojijo na način, da znanje kemije lahko uporabijo za razlago pojmov, ki jih srečamo v vsakodnevnih življenjskih situacijah. Želim, da zbirka olajša pot do temeljnih kemijskih znanj in prispeva k boljšemu razumevanju sveta kemije, ki je del nas.

Avtorica

NAVODILA ZA VARNO DELO V KEMIJSKEM LABORATORIJU

1. Znaki za nevarne lastnosti snovi

V kemijskem laboratoriju se dnevno srečujemo s snovmi, s katerimi moramo ravnati zelo previdno in v skladu z ustreznimi varnostnimi predpisi. Zato moramo poznati grafične znake za nevarne lastnosti snovi in njihov pomen. **Grafični znaki ali simboli** so zgovorni sami po sebi, za večjo jasnost pa so dodana **sporočila o nevarnosti (H-stavki)** in **potrebni preventivni ukrepi (P-stavki)**. Pri delu s snovmi, označenimi z omenjenimi znaki moramo pozorno prebrati navodila, saj je uporaba ustreznih zaščitnih sredstev obvezna.

Opozorilni znaki/stavki/besede označujejo nevarne lastnosti snovi oziroma lastnosti izdelkov, ki te snovi vsebujejo, kar narekuje njihovo izbiro, uporabo in odlaganje.

Globalno priznani in usklajeni sistem označevanja nevarnih kemikalij v izdelkih imenujemo s kratico GHS (Globally Harmonized System). Mednarodno veljavni opozorilni znaki so razdeljeni na tiste, ki opozarjajo na različne **vplive izdelkov na zdravje in na okolje** in na tiste, ki nas **seznanjajo z nevarnostmi**, ki izvirajo iz njihovih **fizikalnih lastnosti**.

Znaki za nevarnost snovi z opisi lastnosti snovi

| | | | |
|---|---|---|---|
|  |  |  |  |
| Nevarno/zelo strupeno | Škodljivo, dražljivo | Jedko | Različni škodljivi vplivi na zdravje: |
| Znak označuje snovi, s katerimi je potrebno ravnati zelo previdno. Če npr. snov, ki je v izdelku, zaužijete, pride v stik s kožo in očmi, jo vdihnete, ste lahko življenjsko ogroženi (močne razjede, dušenje, ipd.). | Znak označuje snovi, ki dražijo kožo (lahko povzročijo npr. koprivnico), oči, dihala, lahko nas tudi za kratek čas omamijo. Klic v sili: pokličemo zdravnika ali številko za klic v sili 112 | Znak označuje snovi, ki lahko povzročijo opekline ali razjede kože in oči. | Znak označuje snovi, ki so nevarne pri vdihavanju, je mutagena (povzroča dedne spremembe) ali rakotvorna, vpliva na plodnost, povzroča alergije... Tako označeni izdelki lahko (če smo jim izpostavljeni dalj časa ali pri večkratni uporabi) povzročijo nepopravljivo škodo na telesnih organih. |

| | | | |
|---|---|---|--|
|  |  |  |  |
| Nevarno za okolje | Eksplzivno | Vnetljivo | Oksidativno |
| Znak opozarja na snov, ki ogroža žive organizme v vodi in na kopnem. | Znak opozarja na snovi, ki lahko zaradi udarca ali trenja eksplodirajo. | Znak opozarja na snovi, ki se lahko v bližini toplotnega vira hitro vnamejo, oziroma v stiku z vodo ali drugo kemikalijo sproščajo pline. | Znak opozarja na fizikalno lastnost snovi, oksidativnost, kar pomeni, da se lahko v stiku s kisikom oziroma zrakom vžge. |

Primer označevanja nevarnosti:**Stavki, ki opozarjajo na nevarnosti (H)**

- Nevarno, hraniti zunaj dosega otrok.
- Vnetljiva tekočina, hlapi.
- Nevarno pri vdihavanju.
- Lahko povzroči škodo na jetrih in ledvicah, če smo izdelku izpostavljeni dalj časa ali večkrat.

Preventivni stavki (P)

- Hraniti zunaj dosega otrok.
- Hraniti v tesno zaprti posodi. Hraniti ločeno od vira toplote / ognja – kajenje je prepovedano.
- Uporabljajte samo na prostem ali v dobro prezračenem prostoru!
- Ne vdihujte hlapov ali aerosola!
- Pri uporabi nosite rokavice in zaščitite oči!
- Shranjujte v hladnem in dobro prezračenem prostoru!

Prva pomoč

- Če vdihnete nevarno snov, takoj pojdite na svež zrak oziroma tja prenesite poškodovanca.
- Če vam je slabo, pokličite zdravnika ali številko za klic v sili.

Viri:

http://www.zps.si/images/stories/brosure/oznacevanje_nev_kem_slo.pdf

<http://www.epc.si/sl/nevarni-izdelki/106-vae-pravice/431-oznaevanje-nevarnih-kemikalij>

<http://www.fkkt.uni-lj.si/attachments/3073/zbirka-pravil-varnega-dela.pdf>

2. Pravila varnega dela v laboratoriju

Zaščita in varnost pri delu (pravila, ki jih v laboratoriju moramo obvezno upoštevati):

1. Pri delu v kemijskem laboratoriju **obvezno** uporabljamo **zaščitna očala, zaščitno haljo** in **zaščitne rokavice**.
2. Pri delu z gorilnikom **zaščitnih rokavic NE UPORABLJAMO**.
3. Pri delu v kemijskem laboratoriju imamo **spete lase**.
4. Pri delu v kemijskem laboratoriju uporabljamo **ustrezna obuvala** (uporaba sandal je prepovedana).
5. Pri delu v kemijskem laboratoriju stojimo v ustrezni oddaljenosti od aparature za izvajanje poskusa.
6. Pri delu v kemijskem laboratoriju nikoli ne pustimo nobene aparature nenadzorovane. Pri delu v kemijskem laboratoriju nikoli ne piperiramo z usti. Vedno uporabimo žogice za pipetiranje.
7. V primeru, da delo v kemijskem laboratoriju poteka s koncentriranimi snovmi, ki jih moramo razredčiti, **VEDNO** zlivamo **bolj koncentrirano snov v manj koncentrirano**, pri čemer zaradi močno eksotermne reakcije **raztopino hladimo in stalno mešamo**.
8. V primeru, da delo v kemijskem laboratoriju poteka s hlapnimi snovmi, ki jih moramo povonjati, **najprej vdihnemo zrak v pljuča**, nato se **oddaljimo približno 20 cm** od posode s snovjo in si z roko približamo hlape, ki jih povonjamo. **NIKOLI** ne vdihujemo snovi **s polnimi pljuči!**
9. Pri delu v kemijskem laboratoriju je **prepovedana uporaba mobilnega telefona**.
10. V kemijski laboratorij je vnos **hrane in pijače prepovedan**, prepovedano je tudi kaditi.
11. Po končanem delu odlijte **reakcijske zmesi v** posebej pripravljene **posode za odpadke**. Pazite, da reagenti ne pridejo v stik s kožo.
12. Po končanem delu v kemijskem laboratoriju ugasnemo oz. izključimo vse naprave, s katerimi smo izvajali poskuse.
13. Preden laboratorij zapustite si **umijte roke**.

Nekatere pomembne informacije lahko najdete tudi na naslednjih spletnih virih:

<http://www.epc.si/sl/nevarni-izdelki/106-vae-pravice/431-oznaevanje-nevarnih-kemikalij>

<http://ull.chemistry.uakron.edu/erd/>

<http://www.sigmaaldrich.com/customer-service/worldwide-offices/worldwide-offices2.html>

1. VAJA

LOČEVANJE IN ČIŠČENJE ZMESI

1. Namen vaje

Snovi ločimo na čiste snovi in na zmesi, ki so lahko homogene ali heterogene. Izbira metode ločevanja zmesi temelji na poznavanju fizikalnih lastnosti posameznih komponent zmesi, kar tudi omogoča ustrezno izbiro pravilne metode ločevanja. Spoznali boste različne primere zmesi ter uporabili ustrezne metode za njihovo ločevanje na komponente.

2. Teoretična izhodišča vaje

Čiste snovi so homogene, imajo **definirano sestavo**, ki je **stalna** in jih z enostavnimi postopki ne moremo ločiti na komponente.

Zmesi nastanejo, če zmešamo **več čistih snovi**, ki pri tem ohranijo svoje prvotne lastnosti. Z enostavnimi fizikalnimi postopki lahko zmes ločimo na osnovne komponente zmesi. Poznamo **homogene in heterogene zmesi**, ki jih lahko sestavljajo **komponente zmesi**, ki so lahko **v trdnem, tekočem ali plinastem agregatnem stanju**.

HOMOGENE ZMESI

Homogene zmesi so tiste, pri katerih je **sestava zmesi** po celotni zmesi **enaka**, torej se sestava zmesi po celotni zmesi ne spreminja.

Primer homogene zmesi, je **raztopina**, v kateri so prisotni zelo majhni delci, ki so enakomerno porazdeljeni po celotni raztopini. Primer raztopine je sol, raztopljena v vodi, pri tem je sol **topljenec**, voda pa **topilo**. V raztopini je lahko raztopljenih tudi **več topljencev v enem topilu**.

HETEROGENE ZMESI

Heterogene zmesi so zmesi, pri katerih **sestava zmesi** po celotni zmesi **ni enaka**, torej se sestava zmesi po celotni zmesi spreminja (v določenem delu zmesi je v večjem deležu prisotna ena izmed komponent zmesi).

Primeri **heterogene zmesi**:

A) Emulzija je zmes dveh tekočih faz, npr. **zmes olja in vode**, ki vsebuje tako majhne delce, da jih ne vidimo, temveč se le ti odražajo kot motnost. Emulzija je torej **zmes dveh tekočin**, ki se **ne mešata**, pri čemer je **ena dispergirana v drugi v obliki tekočih kapljic in/ali tekočih kristalov**. Tekočina, ki se v obliki kapljic porazdeli med drugo tekočino se imenuje notranja faza, obdajajoča tekočina pa zunanja faza. Ena tekočina je hidrofobna (na primer olje), druga pa hidrofilna, običajno voda. Kadar je **zunanja faza oljna**, imenujemo takšno emulzijo emulzija **vode v olju (V/O)**, v obratnem primeru pa govorimo o emulziji olja v vodi (O/V). Med **obema fazama** je prisotna **velika površinska napetost**.

B) Koloidna raztopina ja raztopina, pri kateri takoj opazimo motnost. Koloidne raztopine so primer **heterogene zmesi**, v kateri so prisotni **majhni delci**, ki jih sicer **ne moremo videti**, vendar pa dovolj veliki, da se **na njih sipa svetlobni žarek**, če ga usmerimo v koloidno raztopino. Pojav imenujemo **Tyndallov efekt**. Primer koloidne raztopine je mleko.

METODE LOČEVANJA ZMESI

Poznamo različne **metode ločevanja zmesi**, ki temeljijo na **različnih lastnostih komponent** v zmesi, ki jih želimo med seboj ločiti (Tabela 1). Pri nastanku zmesi, kot tudi pri njihovem **ločevanju na osnovne komponente**, se **lastnosti čistih snovi**, ki zmes sestavljajo, **ne spremenijo**.

Ločimo med različnimi **metodami ločevanja zmesi**: sejanje, dekantiranje (odlivanje), ločevanje z magnetom, filtracija, ekstrakcija, centrifugiranje, ločevanje z lijem ločnikom, kristalizacija, sublimacija, destilacija, kromatografija, elektroforeza in druge. Pregled metod ločevanja različnih zmesi je, **glede na lastnosti komponent zmesi**, prikazan v Tabeli 1.

Tabela 1. Pregled metod ločevanja različnih zmesi, glede na lastnosti komponent zmesi.

| Lastnost snovi | Metoda ločevanja | Primer zmesi |
|---|----------------------------|---------------------------------|
| velikost trdnih delcev snovi | sejanje | mivka in pesek |
| topnost trdnih delcev v topilu | dekantiranje | mivka in voda |
| magnetne lastnosti snovi | ločevanje z magnetom | železovi opilki in žveplo |
| velikost trdnih delcev snovi in topnost različna topnost snovi v topilu | filtracija | ogljje in voda |
| velikost trdnih delcev snovi | ekstrakcija | maščoba v semenih |
| topnost ene tekočine v drugi | centrifugiranje | kri |
| | ločevanje z lijem ločnikom | olje in voda |
| topnost | kristalizacija | kalijev nitrat(V) in voda |
| topnost | izparevanje | natrijev klorid in voda |
| dovolj visok parni tlak | sublimacija | jod in mivka |
| temperatura vrelišča | destilacija | acetone in voda |
| različne lastnosti delcev v vzorcu | kromatografija | ločevanje klorofilov |
| velikost in naboj delcev | elektroforeza | zmes različno velikih delov DNK |

IZPAREVANJE

Kristalizacija se kot **metoda ločevanja in čiščenja snovi** uporablja pri ločevanju trdnih snovi iz njihovih raztopin. Pri tem se med **ohlajanjem in/ali izparevanjem vode** iz raztopine ta koncentrira do te mere, da se prične **topljenec** iz raztopine **izločati** v obliki kristalov. Od tod ime kristalizacija. Na tak način pridobivajo sol iz morske vode v solinah.

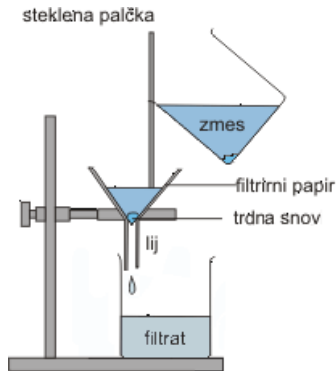
SUBLIMACIJA

Sublimacija je prehod snovi iz **trdnega direktno v plinasto agregatno stanje** in **obratno**. Sublimirajo predvsem **snovi**, ki imajo **dovolj visok parni tlak**, da se v parni fazi nahaja dovolj molekul. Primeri snovi, ki sublimirajo so: jod, kafa, naftalen ...

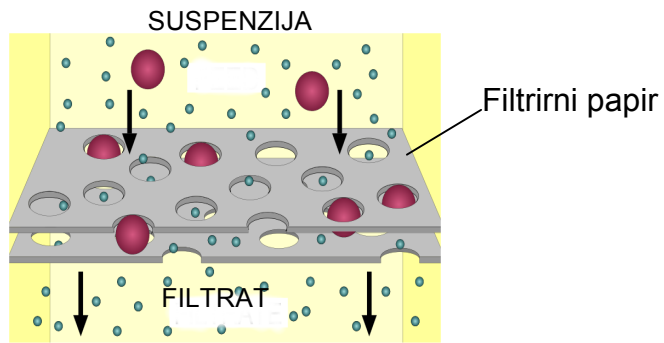
FILTRACIJA

Pri **filtraciji** skozi filtrirni papir **trdno netopno snov** ločimo **od tekoče v suspenziji**. Na **filtrirnem papirju** ostane **trdna snov**, temu pravimo **ostanek**, skozi filtrirni papir pa steče **tekočina**. Tekočini v čaši po končani filtraciji pravimo **filtrat**. Pri filtraciji moramo upoštevati **velikost netopnih delcev**

snovi v suspenziji, saj moramo glede na to izbrati ustrezen filtrirni papir. Filtrirni papirji so zgrajeni iz različno velikih (debelih) vlaken celuloze, kar povzroči **različno poroznost filtrirnega papirja**. Večja kot so vlakna, bolj je papir porozen in z njim lahko filtriramo suspenzije, v katerih so večji delci trdne snovi. Za drobnejše delce trdnih snovi moramo uporabiti gostejši filtrirni papir, ki ima tanjša in manjša celulozna vlakna. Tako ločimo t.i. različne trakove filtrirnih papirjev npr. **modri trak** in **črni trak**. Preden pričnemo filtracijo moramo tako presoditi, kateri filtrirni papir (vrsta traku) je najustreznejši.



Slika 1. Aparatura za filtracijo.



Slika 2. Prikaz poteka filtracije.

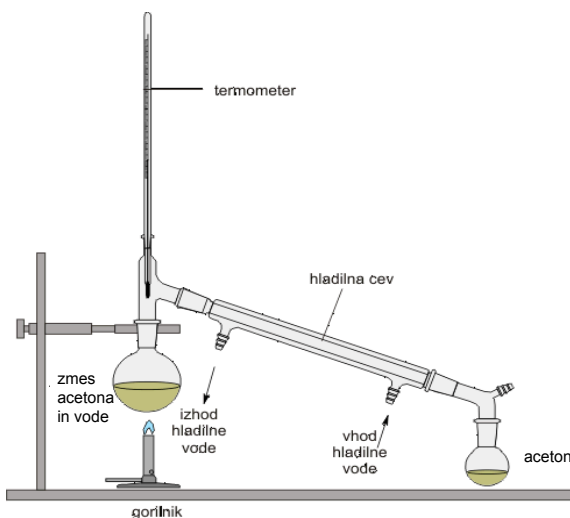
LOČEVANJE Z LIJEM LOČNIKOM



Lij ločnik je cilindrična ali hruškasta posoda z brušenim zamaškom in stekleno pipo na spodnjem delu, kot prikazano na sliki. Uporabljamo ga za **ločevanje zmesi tekočin**, ki se **ne mešajo in imajo različno gostoto**. V liju ločniku dobimo **dve plasti**. Spodnja plast je tekočina z večjo, zgornja plast pa tekočina z manjšo gostoto.

Slika 3. Lij ločnik

DESTILACIJA



Destilacija temelji na **različnih temperaturah vrelišča** dveh tekočin v zmesi. Tako na primer lahko ločimo aceton od vode, saj je temperatura vrelišča acetona $56\text{ }^{\circ}\text{C}$ in vode $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Pri segrevanju najprej iz zmesi, ki jo damo v destilirno bučko izhlapi aceton in ko prične temperatura zmesi naraščati pomeni, da je iz zmesi izšel ves aceton in prenehamo segrevati, destilacija je s tem končana. Acetonu pravimo destilat in se izteče iz hladilnika v predložko.

Slika 4. Aparatura za destilacijo.

PAPIRNA IN KOLONSKA KROMATOGRAFIJA

Kromatografija (gr. *chromos* - barva, *grafein* - pisati) je **metoda za ločevanje sestavin zmesi in čiščenje spojin** (trdnih, tekočih in plinastih). Kromatografija temelji na **različni porazdelitvi sestavin zmesi** med dvema fazama: **stacionarno fazo** (faza, ki miruje in je lahko trdna ali tekoča) in **mobilno fazo** (faza, ki se premika po stacionarni fazi in je lahko tekoča ali plinasta). Do **različne porazdelitve sestavin zmesi med mobilno in stacionarno fazo**, ki se **med seboj ne mešata**, lahko pride zaradi: **(1) različne topnosti** – sestavina, ki je najbolj topna v mobilni fazi, najhitreje potuje z njo (porazdelitvena kromatografija); **(2) različno močne adsorpcije** – sestavine zmesi se različno močno adsorbirajo na trdni stacionarni fazi (adsorpcijska kromatografija) in **(3) različno velikih delcev posameznih sestavin** – delci, katerih velikost se ujema z velikostjo por stacionarne faze (gel), se vanje ujamejo, zaradi česar potujejo počasneje kot večji delci (gelska filtracija).

Papirna kromatografija

je tehnika, pri kateri je **stacionarna faza** papir, **mobilna faza** pa neko topilo ali zmes topil. Topilo se pomika po papirju navzgor s pomočjo kapilarnega gibanja in pride v stik z vzorcem, ki se raztopi in se skupaj s topilom pomika navzgor po papirju. Različne kemijske spojine, ki se nahajajo v raztopini vzorca, potujejo z različnimi hitrostmi zaradi **razlik v njihovi afiniteti do stacionarne faze**, prav tako pa tudi odvisno od **razlik v topnosti posamezne spojine** v danem **topilu**. Z zamenjavo topila se ločevanje komponent (ki se računa z vrednostjo retencijskega faktorja, R_f) lahko prilagaja potrebam raziskave.

Na opisan način torej mobilna faza potuje po papirju, sestavine zmesi, raztopljene v mobilni fazi, pa se porazdelijo med stacionarno in mobilno fazo.

Kolonska kromatografija

Pri kolonski kromatografiji je **stacionarna faza** silikagel ali silikagelu podobna snov, **nameščena v koloni**. **Mobilna faza** je podobna kot pri papirni kromatografiji.

Od kombinacije naslednjih dejavnikov: (1) lastnosti vzorca, (2) mobilne faze in (3) stacionarne faze je **odvisna porazdelitev raztopljenih snovi**, prisotnih v vzorcu, **na stacionarni fazi** in s tem tudi t. i. **retencijski faktor**. Retencijski faktor je **značilen za določene snovi** in na njegovi osnovi identificiramo komponente zmesi. **Retencijski faktor (R_f)** izračunamo po enačbi $R_f = b/a$, kjer je **a razdalja**, ki jo prepotuje **fronta topila**, in **b razdalja**, ki predstavlja oddaljenost **od izhodišča do središča lise** na kromatografskem papirju.

2. VAJA

SNOVNE IN ENERGIJSKE SPREMEMBE PRI KEMIJSKI REAKCIJI

1. Namen vaje

Pri kemijski reakciji potekajo snovne in energijske spremembe. Energijske spremembe pri kemijski reakciji predstavimo z ustreznim grafom, snovne spremembe pri kemijski reakciji pa predstavimo z ustrežno kemijsko enačbo. Spoznali boste primer eksotermne in primer endotermne kemijske reakcije ter dobljene rezultate predstavili v ustrezni obliki.

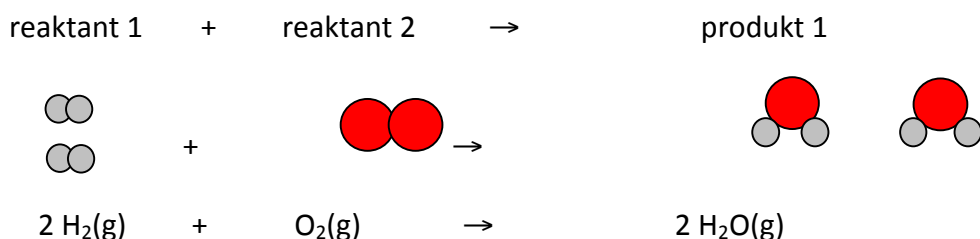
2. Teoretična izhodišča vaje

Procese lahko razdelimo na dve skupini: na **fizikalne spremembe** in **kemijske spremembe**. Pri **fizikalnih spremembah** se **kemijska sestava** snovi **ne spremeni**. Primer fizikalnega procesa je npr. sprememba agregatnega stanja, razredčevanje snovi in podobno. **Delci snovi** se pri fizikalnih procesih torej **ne spremenijo**, temveč se **le prerazporedijo**.

Na splošno lahko rečemo, da **kemijska reakcija poteče** v primeru če: (1) se **razvija plin**, (2) izpade **trdna snov**, (3) se **poviša ali zniža temperatura** reakcijske zmesi (ne da bi jo segrevali ali ohlajali) in (4) se **sprosti energija** v obliki svetlobe, toplote ali električnega toka. Pri kemijski reakciji torej potekajo **snovne in energijske spremembe**.

SNOVNE SPREMEMBE PRI KEMIJSKI REAKCIJI

Pri **kemijskih spremembah** se kemijska sestava snovi **spremeni**, poteče **kemijska reakcija**. To pomeni, da se **delci snovi spremenijo**, saj gre **za prekinitev kemijskih vezi** med atomi, pri čemer lahko: (1) iz atomov nastanejo molekule ali ioni oziroma (2) iz molekul nastanejo druge vrste molekul ali atomi ali ioni. Povzamemo lahko, da pri kemijski reakciji torej nastanejo **nove snovi** (produkti) z **drugačnimi lastnostmi**, kot jih imajo snovi, ki v kemijsko reakcijo vstopajo (reaktanti). **Snovno spremembo** pri kemijski reakciji lahko **zapišemo v obliki enačbe kemijske reakcije**. Pri kemijski reakciji se reaktanti spremenijo v produkte, kar ponazorimo z enosmerno ali obojesmerno puščico. Med posameznimi snovmi, ki so lahko reaktanti oz. produkti, pa zapišemo znak plus.



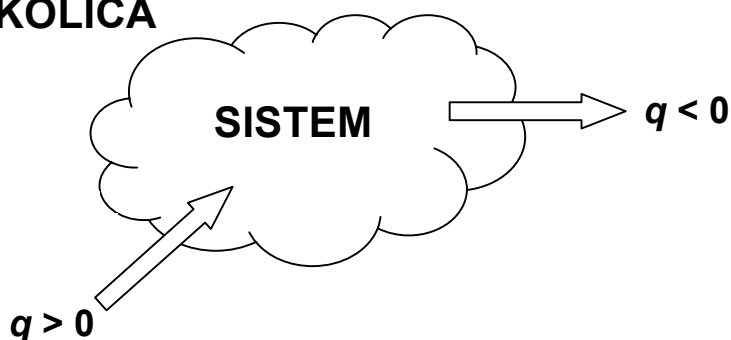
Slika 7. Nastanek dveh molekul vode pri reakciji med dvema molekulama vodika in eno molekulo kisika.

ENERGIJSKE SPREMEMBE PRI KEMIJSKI REAKCIJI

Vse spremembe so povezane s **spremembo energije**, ki se največkrat kaže v obliki **toplote**, včasih tudi v obliki **svetlobe**. Takrat govorimo o **toplotni in svetlobni energiji**. Nekatere kemijske reakcije pa so lahko tudi **vir energije**.

Za razlago procesa izmenjave toplote moramo vpeljati dva pojma: sistem in okolica. **Sistem** imenujemo **del narave, ki ga opazujemo**. V kemiji so to procesi, kot npr. segrevanje tekočine, taljenje ledu, kemijske reakcije nevtralizacije ali oksidacije in redukcije. Povsod **okoli sistema** pa je **okolica**. Sistem in okolica sta ločena z mejo.

OKOLICA



Oddajanje in sprejemanje toplote (q) v in iz okolice

V primeru, da sta **temperaturi** sistema in okolice **različni**, se med njima izmenja **toplota**, ki jo označimo s q . Posledično pa se spremeni temperatura, ki jo merimo s termometrom v okolici. Vendar ne pozabimo, **opazujemo okolico, obravnavamo pa sistem**, zato **vedno definiramo spremembe z ozirom na sistem**:

- v primeru, da **sistem** energijo v obliki toplote **odda v okolico**, je ima sam zato manj ($q < 0$).
- v primeru, če **sistem** od okolice energijo **sprejme** v obliki toplote, je ima več ($q > 0$).

POMNIMO:

Spremembo energije (energetsko bilanco) vedno definiramo z ozirom na sistem.

Enostaven primer, ki si ga lahko zamislimo je, če si mrzle roke želimo ogreti tako, da v roki držimo skodelico z vročim čajem. **Toplota teče z mesta z višjo temperaturo proti mestu z nižjo temperaturo**. Toplota bo v tem primeru z vroče skodelice tekla v smeri naših mrzlih rok. Recimo, da je sistem v tem primeru skodelica z vročim čajem, naše mrzle roke pa okolica. Sistem je torej v okolico oddal energijo ($q < 0$).

Ravno obraten primer je, če se npr. z mrzlim obkladkom ledu želimo oskrbeti oteklino na nogi. Tudi v tem primeru velja: **toplota teče z mesta z višjo temperaturo proti mestu z nižjo temperaturo**. Toplota bo tekla iz oteklina na nogi v koščke ledu. Recimo, da je sistem v tem primeru obkladek ledu, oteklina pa okolica. Sistem je torej od okolice sprejel energijo ($q > 0$).

SPREMEMBA ENTALPIJE ΔH in STANDARDNA SPREMEMBA ENTALPIJE ΔH°

V primeru, da **procesi potekajo pri stalnem tlaku**, ima izmenjana toplota posebno ime. **Toploti**, ki se pri **stalnem tlaku izmenja** med sistemom in okolico rečemo **sprememba entalpije** in jo označimo z **ΔH** . Enota je Joule, večja enota je kJ.

Entalpija, **H** , je merilo za energijsko vrednost snovi. Absolutne vrednosti ne moremo izmeriti. Določimo lahko le spremembo entalpije **ΔH** pri kemijski reakciji ali fizikalnem procesu, tako da med drugim izmerimo spremembo temperature.

Sprememba entalpije je razlika med entalpijo na koncu procesa in entalpijo na začetku procesa:

$$\Delta H = H_{\text{produkti}} - H_{\text{reaktanti}}$$

pri čemer velja: H_{produkti} ... entalpija vseh produktov,
 $H_{\text{reaktanti}}$... entalpija vseh reaktantov

Spremembo entalpije navajamo **pri standardnem tlaku 100 kPa (1 bar)**, kar imenujemo **standardna sprememba entalpije** ali **standardna entalpija** in jo označimo kot **ΔH°** ; navadno je merjena pri temperaturi 25 °C (298 K).

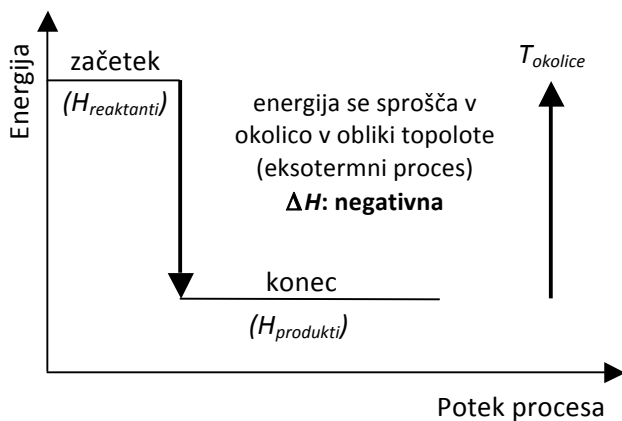
Standardna sprememba entalpije je razlika med entalpijo na koncu procesa in entalpijo na začetku procesa; tlak je **$P^\circ = 100 \text{ kPa (1 bar)}$** , temperatura pa je **$T = 25 \text{ °C}$**

$$\Delta H^\circ = H^\circ_{\text{produkti}} - H^\circ_{\text{reaktanti}}$$

1. Eksotermni procesi – procesi, kjer se energija sprošča

V primeru, če se pri nekem procesu energija sprosti v okolico v obliki toplote, je proces **eksotermen**. **Energija** se med samim procesom (v sistemu) **zniža**, saj je ta nekaj energije v obliki toplote **oddal v okolico**. Snov ima torej na koncu eksotermnega procesa nižjo energijo kot pred začetkom procesa-**produkti imajo nižjo energijo kot reaktanti**. Okolica, ki je to toploto sprejela, pa ima zato višjo energijo.

Potek eksotermnega procesa lahko predstavimo z energijskim diagramom:

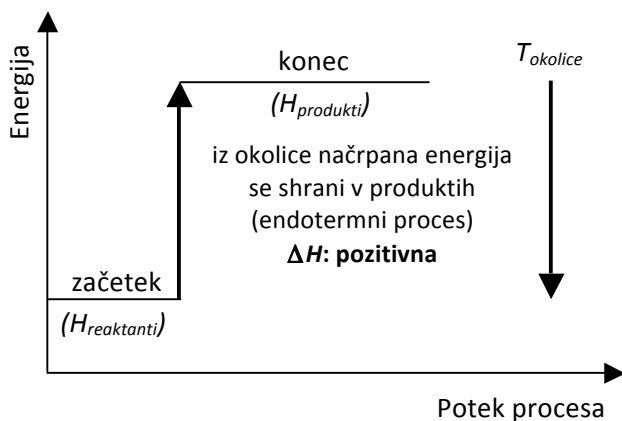


Shema 1: Energijski diagram eksotermnega procesa

2. Endotermni procesi – procesi, kjer se energija porablja

V primeru, če se pri nekem procesu porablja energija iz okolice v obliki toplote, je proces **endotermen**. **Energija** se med samim procesom v sistemu **zviša**, saj je ta nekaj energije v obliki toplote **dobil iz okolice**. Snov ima torej na koncu eksotermnega procesa višjo energijo oziroma entalpijo kot pred začetkom procesa. **Produkti imajo** tako **višjo energijo kot reaktanti**. Okolica, ki je to toploto oddala, pa ima zato nižjo energijo. Temperatura v okolici, $T_{okolice}$, se zato zniža, kar lahko izmerimo s termometrom.

Potek endotermnega procesa lahko predstavimo z energijskim diagramom:



Shema 2: Energijski diagram endotermnega procesa

3. VAJA

ZRAK IN PLINI IZ ZRAKA

1. Namen vaje

Zrak, ki nas obdaja, je zmes plinov, ki sestavlja atmosfero Zemlje. V zraku, ki ga dihamo, je največ plina dušika N_2 , in plina kisika, O_2 , preostanek so žlahtni plini in ogljikov dioksid, CO_2 . Spoznali boste način pridobivanja plinov ogljikovega dioksida, kisika in dušika v kemijskem laboratoriju.

2. Teoretična izhodišča vaje

Zrak, ki nas obdaja in ga dihamo je zmes plinov, ki sestavlja atmosfero Zemlje. V tej zmesi je **79 % dušika N_2 , 20 % kisika O_2 , 1% pa je predvsem žlahtnih plinov in ogljikovega dioksida, CO_2** . V zraku je tudi nekaj vodne pare, katere vsebnost pa ni stalna.

Navedena sestava zraka **velja za neonesnažen in suh zrak, plini v zraku so v stalnem razmerju**. V zraku pa najdemo tudi **slučajne sestavine**, kot so ozon, dušikovi oksidi, žveplov dioksid, amonijak, metan in prašni delci. Vsebnost **kisika in ogljikovega dioksida** bi bila **v zraku stalna** zaradi kroženja kisika in ogljikovega dioksida, saj se plina kisik in ogljikov dioksid **izmenjujeta pri fotosintezi in dihanju**. Vendar pa ogljikov dioksid nastaja tudi pri procesu gorenja ogljikovih spojin, zato **koncentracija ogljikovega dioksida** v zadnjih desetletjih **narašča** zaradi množične uporabe fosilnih goriv, uničevanja gozdov in fitoplanktona. Tako so klimatske spremembe, kot posledica povečane koncentracije toplogrednih plinov, med katerimi ima ogljikov dioksid najpomembnejšo vlogo, vedno bolj izražene.

Vodna para je v zraku v **spremenljivem razmerju**, ker je vlažnost odvisna od temperature zraka. V zrak prihaja z izhlapevanjem površinskih voda, izhlapevanjem iz listnih rež rastlin, nastaja pa tudi pri izgorevanju nekaterih goriv in pri celičnem dihanju.

Kisik je brezbarven reaktiven plin, ki ga gradijo dvoatomne molekule. **Kisik** je element, ki je v človeku dostopnem delu Zemlje **najbolj pogost element**, saj je vsak drugi atom na zemlji kisikov atom. Najpomembnejša **kisikova spojina** za življenje na Zemlji je **voda**. Poleg kisika ima pomembno vlogo za življenje na Zemlji tudi **ozon ali trikisik O_3** , ki **ščiti organizme** pred prevelikim **UV sevanjem** v stratosferi. **Ozon absorbira UV sevanje** in s tem preprečuje, da bi prevelike količine UV sevanja prišle do tal. Vir elementarnega kisika je zrak. Iz zraka lahko pridobivamo kisik s frakcionirno destilacijo utekočinjenega zraka. V laboratoriju **pridobivamo kisik** s termičnim razpadom (npr. kalijevega manganata(VII) $KMnO_4$, kalijevega klorata(V) $KClO_3$) ali katalitičnim razpadom (npr. vodikovega peroksida H_2O_2).

Temperatura vrelišča kisika je $-183^\circ C$, temperatura tališča $-218^\circ C$. Normalna gostota plinastega kisika je $0,00143 \text{ g/mL}$. Plinasti kisik je brezbarven, tekoči svetlo moder, trdni pa temno moder. Kisik se v vodi topi, (je bolj topen od plina dušika), v 1 L vode se pri temperaturi $0^\circ C$ in tlaku $101,3 \text{ kPa}$ raztopi $0,049 \text{ L}$ kisika (pri $20^\circ C$ se raztopi $0,031 \text{ L}$ kisika na 1 L vode), medtem ko je topnost plina dušika v 1 L vode pri temperaturi $0^\circ C$ in tlaku $101,3 \text{ kPa}$ le $0,023 \text{ L}$.

Dušik je nereaktiven brezbarven plin, saj je vez med atomoma dušika v dvoatomni molekuli trojna in izredno močna. V naravi je največ dušika v elementarnem stanju, sicer so vir dušika v naravi nitrati(V). Dušik vsebujejo tudi beljakovine, zato se dušikove spojine nahajajo tudi v premogu in nafti. Vir elementarnega dušika je zrak, zato **pridobivamo dušik** iz zraka s frakcionirno destilacijo utekočinjenega zraka. V laboratoriju je mogoče pripraviti manjše količine dušika s termičnim razpadom amonijevega nitrata(III) NH_4NO_2 in amonijevega dikromata(VI) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Temperatura vrelišča dušika je -196°C , temperatura tališča -210°C . Normalna gostota plinastega dušika je $0,00125\text{ g/mL}$. Dušik je manj topen od kisika, v 1L vode se pri temperaturi 0°C in tlaku $101,3\text{ kPa}$ raztopi $0,023\text{ L}$ dušika. Gostota N_2 pri 273 K je $1,250\text{ g/mL}$. Napogoste se **dušik** uporablja kot komponenta **pri pridobivanju amoniaka** s Haberjevim procesom, ki se nadalje uporablja za izdelavo **gnojil in dušikove kisline**. Dušik **tvori številne pomembne spojine**, kot so aminokisline, DNK, RNK, amoniak, dušikova kislina in cianidi. Dušik se **uporablja kot inertna atmosfera** v cisternah z eksplozivnimi tekočinami in med izdelavo elektronskih delov kot so tranzistorji, diode in integrirana vezja ter izdelavi nerjavečega jekla. Zaradi **nizke temperature vrelišča** in **nereaktivnosti** se tekoči dušik uporablja kot **hladilno sredstvo**. V prehranski industriji se dušik uporablja za hlajenje prehranskih izdelkov s potapljanjem izdelkov pred dolgotrajnim prevozom, v biologiji in medicini (za stabilno hranjenje bioloških vzorcev, zamrzovanje bradavic idr.). Uporabljamo ga tudi v kemijskem laboratoriju za eksperimentiranje pri nizkih temperaturah.

Ogljikov dioksid je brezbarven plin, ki ni zelo reaktiven in ni vnetljiv. Ogljikov dioksid ima linearne molekule, tako v plinasti kot trdni fazi, vezi so v obeh fazah razmeroma močne. Ker je ogljikov dioksid plin, ki ne vzdržuje gorenja, ga lahko uporabljamo kot gasilno sredstvo. Ogljikov dioksid pridobivajo z gorenjem koksa, pri čemer nastane tudi določen delež ogljikovega oksida. Razmerje med nastalim ogljikovim oksidom in ogljikovim dioksidom je odvisno od pogojev gorenja (količina kisika). V kemijskem laboratoriju **pridobivamo ogljikov dioksid** iz apnenca s pomočjo kisline, npr. pri reakciji kalcijevega karbonata in klorovodikove kisline. Ob vdihavanju v visokih koncentracijah, kar je povezano tudi z nevarnostjo zadušitve, povzroči v ustih kisel okus, v nosu in grlu pa pekoč občutek. Oba pojava povzročata ogljikova kislina, ki nastaja ob raztapljanju ogljikovega dioksida v sluznici.

Normalna gostota plinastega ogljikovega dioksida je $0,00196\text{ g/mL}$ in je večja od normalne gostote zraka, ki je $0,00129\text{ g/mL}$. Molekula ogljikovega dioksida ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$) vsebuje dve dvojni kovalentni vezi in je linearne oblike. Pri temperaturi, **nižji od -78°C** in **atmosferskem tlaku** ogljikov dioksid **kondenzira v trdnino bele barve**, imenovano **suhi led**. **Trden ogljikov dioksid** ali **suhi led** lahko na enostaven način pripravimo tako, da iz jeklenke skozi ventil spuščamo plinasti ogljikov dioksid, ki ekspandira, kar ga dovolj ohladi. **Nastali trdni ogljikov dioksid sublimira** pri temperaturi, **nižji od -78°C** , zato ga uporabljamo tudi kot **hladilno sredstvo**. Hladilno kopel s temperaturo -78°C lahko pripravimo kot zmes trdnega ogljikovega dioksida in acetona.

Ogljikov dioksid je **dobro topen** v vodi, v 1L vode se pri temperaturi 20°C in tlaku $101,3\text{ kPa}$ raztopi $0,9\text{ L CO}_2$, pri 0°C pa se raztopi kar $1,7\text{ L}$ ogljikovega dioksida v 1 L vode. Pri raztapljanju v vodi se molekule ogljikovega dioksida hidratirajo in le majhen delež ($0,1\%$) jih zreagira z vodo, tako da nastanejo molekule H_2CO_3 , te pa delno z vodo reagirajo in tvorijo oksonijeve $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, hidrogenkarbonatne $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ in karbonatne $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ ione.

4. VAJA

KISLINE, BAZE IN SOLI

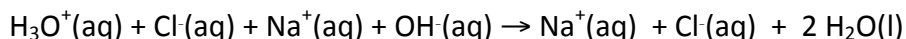
1. Namen vaje

Kemijsko reakcijo med kislino in bazo imenujemo nevtralizacija. Postopek titracije, pri kateri tudi poteka reakcija nevtralizacije, uporabljamo za določanje neznane koncentracije kisline ali baze. Pri vaji boste spoznali postopek titracije močne kisline z močno bazo in določili neznano koncentracijo vzorca kisline.

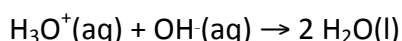
Reakcije, ki potekajo v vodni raztopini ali talini med prosto gibljivimi ioni imenujemo ionske reakcije. Pri vaji boste spoznali nekatere primere ionskih reakcij v vodni raztopini ter zapisali njihove urejene enačbe kemijskih reakcij.

2. Teoretična izhodišča vaje

Reakcijo med kisljinami in bazami imenujemo **nevtralizacija**. V primeru, da zmešamo raztopino klorovodikove kisline HCl, v kateri je 1 mol te kisline in raztopino natrijevega hidroksida NaOH, v kateri je 1 mol hidroksida, dobimo nevtralno raztopino, v kateri je 1 mol natrijevega klorida NaCl.



Oksonijevi ioni reagirajo s hidroksidnimi ioni in pri tem nastanejo molekule vode:



Natrijevi in kloridni ioni ostanejo v raztopini. Vodna raztopina soli je nevtralna.

Titracija je postopek, ki ga uporabljamo za **ugotavljanje neznane koncentracije raztopin kisljin ali baz**. Pri tem poteče **reakcija nevtralizacije**.

V primeru, da s titracijo določamo **neznano koncentracijo kisline**, postopek titracije izvedemo tako, da uporabimo **bazo**, ki ima **natančno določeno koncentracijo**, le to imenujemo **standardna raztopina**. Enako velja tudi v nasprotnem primeru, neznano koncentracijo baze določimo tako, da postopek titracije izvedemo z uporabo raztopine kisline, ki ima natančno določeno koncentracijo.

Pri postopku titracije moramo uporabiti **indikator**. Indikator je **organska snov**, ki **spremeni barvo** glede na kislost raztopin. Poznamo različne indikatorje (npr. lakmus, fenolftalein, metiloranž...), ki **različno spremenijo svojo barvo** v odvisnosti od kislosti raztopine. Zato moramo za postopek titracije izbrati **ustrezen indikator**.

| indikator | barva indikatorja v kislem | barva indikatorja v ekvivalentni točki | barva indikatorja v bazičnem |
|--------------|----------------------------|--|------------------------------|
| lakmus | rdeč | vijoličast | moder |
| fenolftalein | brezbarven | rožnat | vijoličast |
| metiloranž | rdeč | čebulno rjav | rumen |

Ionske reakcije so kemijske reakcije, ki potekajo **v vodni raztopini** ali **talini med ioni**, ki so **prosto gibljivi**. Za ionske reakcije je značilno, da potekajo zelo hitro. Pri tem **nastanejo lahko**:

- **slabo topne snovi** različnih barv (npr. srebrov klorid, magnezijev karbonat, kalcijev karbonat, barijev sulfat(VI), svinčev jodid ...),
- **plini** (npr. ogljikov dioksid, vodikov sulfid, vodikov cianid ...) ali
- **slabo disociirane snovi** (npr. voda, šibke kisline in baze ...). Slabo disociirane snovi so snovi, ki so skoraj popolnoma v molekularni obliki in v zelo majhni meri v ionski obliki.

Med ionske reakcije sodi tudi reakcija kisline z bazo oz. **reakcija nevtralizacije**. Pri tem **reagirajo oksonijevi in hidroksidni ioni**. **Voda**, ki pri tem nastane, je **slabo disociirana snov**.

Potek ionskih reakcij torej lahko **spremljamo** v naslednjih primerih: (1) **nastanek slabo topnih snovi**, ki iz vodnih raztopin izpadejo kot **oborine** (pogosto obarvane), (2) **nastanek plinov**, kar opazimo kot razvijanje mehurčkov, ki izhajajo iz raztopine ali (3) **nastanek slabo disociirane snovi**, ki jo lahko v nekaterih primerih vidimo tudi zaradi nastanka obarvanega kompleksa (koordinacijska spojina).

5. VAJA

LASTNOSTI FOSFORJA

1. Namen vaje

Element fosfor je pomemben element, ki se nahaja tako v neživi naravi v obliki fosfatnih mineralov, v vodi (v obliki ionov), kot tudi v človeškem in živalskem telesu, kjer se nahaja v beljakovinah in vezan v obliki energetsko bogatih molekul ATP. Spoznali boste pridobivanje fosforja, njegove najpomembnejše kemijske ter fizikalne lastnosti ter nekatere najpomembnejše reakcije, pri katerih nastaja fosfor oz. fosforjeve spojine.

2. Teoretična izhodišča vaje

Viri elementa fosforja

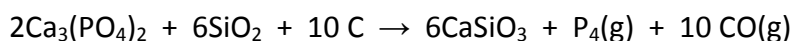
Element fosfor je edini element, ki je bil najprej odkrit v materialu človeškega izvora in ne iz vira v neživi naravi. Leta 1674 ga je naključno odkril alkimist Hennig Brand, ko je skušal pretvoriti srebro v zlato in je poskušal tudi z »zlatorumeno sečnino«. Človeški urin oz. sečnina vsebuje manjše množine amonijevega natrijevega hidrogenfosfata(V), $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$. Pri žarjenju sečnine je nastal ogljik reduciral fosfat(V), pri tem pa je nastal beli fosfor, ki se je v temi svetlikal. Zaradi te lastnosti snovi, svetlikanja, je Brand nastalo snov imenoval fosfor. Izvor imena beli fosfor lahko pojasnimo, če poznamo prevod grških delov besede fosfor: *phos* (svetoba) in *phorus* (prinašanje), s čimer je povezana lastnost belega fosforja, da se v temi sveti.

Šele 110 let kasneje pa je bil element fosfor izoliran iz fosfatnih mineralov (apatitov). Najvažnejši vir fosforja je zemeljska skorja, oziroma kamnina fosforit, ki vsebuje mineral apatit s splošno formulo $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{X}$, pri čemer je X lahko: F, Cl, ali OH. Nahajališča apatitov so v Seferni Afriki, na Floridi in v Sovjetski zvezi (polotok Kola). Po zastopanosti v naravi je element fosfor na 11 mestu. Domnevajo, da je velik del nahajališč fosforja živalskega izvora, saj živi organizmi, tako rastlinski kot tudi živalski, vsebujejo beljakovine, v katerih je vezan fosfor.

Poleg mineralov apatitov lahko element fosfor najdemo tudi v obliki ionov v vodni raztopini, v obliki HPO_4^{2-} in H_2PO_4^- ionov ter v **energetsko bogatih** molekulah **adenozintrifosfata(V)**, molekulah **ATP**.

Pridobivanje fosforja

Elementarni fosfor se industrijsko proizvaja po zapletenem postopku iz fosfatov v elektropečeh pri temperaturi 1450 °C. Pri kemijski reakciji nastanka fosforja iz fosfatov poteka redukcija s koksom v prisotnosti kremenčevega peska, silicijevega dioksida SiO_2 :

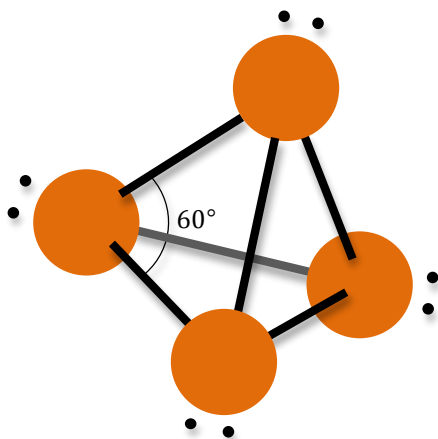


Pri temperaturi 1450 °C, pri kateri poteka kemijska reakcija nastanka elementa fosforja, je elementarni fosfor bel plin, po hitrem ohlajanju par z mrzlo vodo na sobno temperaturo nastane trdna snov, to je beli fosfor $\text{P}_4(\text{s})$.

Fosfor ima v trdnem agregatnem stanju **štiri modifikacije**, tri kristalinične (beli, črni in vijolični fosfor) ter eno amorfno - rdeči fosfor.

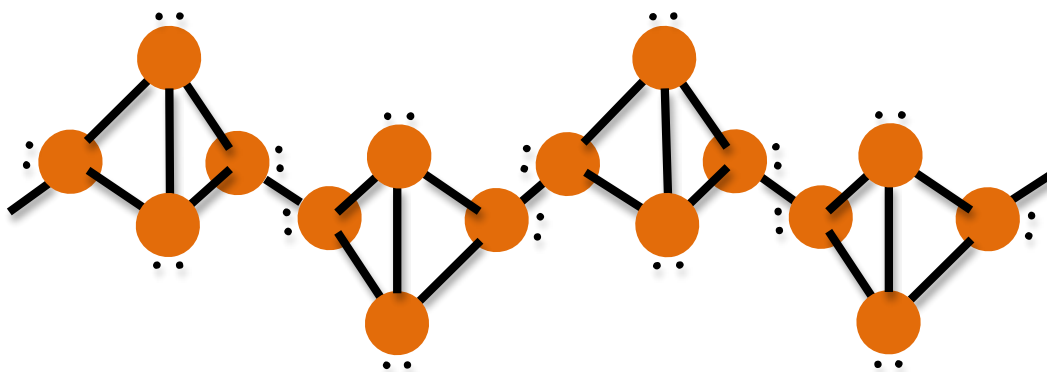
Beli fosfor je trdna, bela ali rumena, voskasta snov z gostoto 1,82 g/mL, tališčem 44,1°C in vreliščem 280 °C. V vodi ni topen, dobro je topen v nepolarnih topilih, npr. v ogljikovem disulfidu, CS₂.

Beli fosfor gradijo **molekule P₄** v kateri so **atomi fosforja** razporejeni v **ogljčkih tetraedra** (slika 1). Vsak atom fosforja lahko glede na svoje valenčne elektrone tvori tri vezi, tako se vsak atom fosforja poveže s tremi kovalentnimi vezmi pod kotom 60°, pri čemer je na vsakem atomu fosforja še nevezni elektronski par. Ker so fosforjevi atomi med seboj povezani pod kotom 60°, ki je **bistveno različen od kota v pravilnem tetraedru**, (ki je 109,5°), je **beli fosfor zelo reaktiven**. Beli fosfor moramo zato **hraniti pod vodo**, ker se sicer ob prisotnosti kisika na zraku takoj vžge. Zaradi strupenosti belega fosforja moramo biti pri delu z njim izredno previdni, 50 mg belega fosforja je že dovolj velika količina, ki pri človeku povzroči smrt. Protistrup je raztopina bakrovega(II) sulfata(VI), CuSO₄. Večino belega fosforja se industrijsko predela v fosforjevo(V) kislino in fosfate(V).



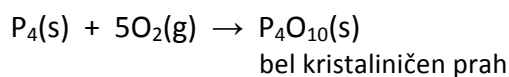
Slika 1. Model molekule P₄ v belem fosforju.

Rdeči fosfor je rdečkasta, trdna nestrupena snov. Rdeči fosfor nastane s segrevanjem belega fosforja brez prisotnosti kisika pri 250 °C v zaprti posodi. P₄ tetraedri v rdečem fosforju namreč deloma razpadajo, fragmenti se povezujejo v večje grupacije in verige, zato njegova struktura ni urejena. V strukturi rdečega fosforja je tako manj napetosti in rdeči fosfor je veliko **manj reaktiven** od belega fosforja (slika 2). V primerjavi z belim fosforjem, ki se samovžge pri 44,1 °C, se rdeči fosfor samovžge pri znatno višji temperaturi, to je nad 400 °C. Fizikalnih konstant pri rdečem fosforju natančno ne moremo navesti, saj so vrelišče, tališče in gostota odvisni od načina priprave. Včasih se pri temperaturi nad 450 °C izkristalizira vijolični fosfor, ki je manj reaktiven od belega fosforja.



Slika 2. Prikaz molekul P₄, povezanih v verige v rdečem fosforju.

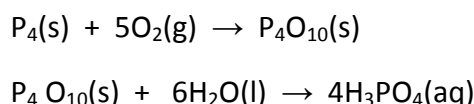
Fosforjev(V) oksid, P₄O₁₀(s) nastane v primeru, da fosfor na zraku (v kisiku) zažgemo:



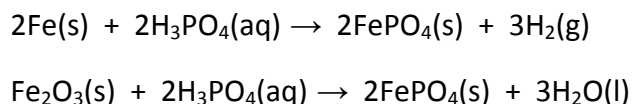
Kemijska reakcija nastanka fosforjevega(V) oksida, ki je zelo higroskopen bel kristaliničen prah, je **močno eksotermna**. Pri reakciji se sprošča še značilno rumeno-zelena svetloba. Pojav imenujemo **fosforescenca**. Le ta je lepo opazna, če fosfor oksidira na vlažnem zraku, oz. pri nižji temperaturi, saj poteka reakcija v tem primeru počasneje. Fosforjev(V) oksid reagira z mrzlo vodo tako, da nastane fosforjeva(V) kislina, H₃PO₄.

V primeru pomanjkanja kisika lahko pri gorenju fosforja nastane **fosforjev(III) oksid, P₄O₆(s)**, ki z vodo reagira tako, da nastane manj stabilna **fosforjeva(III) kislina, H₃PO₃**, ki pri višji temperaturi razpade. Pri tej kemijski reakciji nastane **zelo strupen plin fosfin, PH₃**, ki ima vonj po česnu in je v vodi netopen.

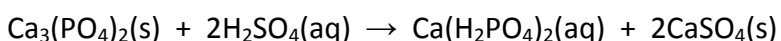
Fosforjeva(V) kislina, H₃PO₄ nastane pri reakciji fosforjevega(V) oksida, P₄O₁₀(s) z vodo:



Fosforjeva(V) kislina ni strupena, je šibka kislina. Fosforjevo(V) kislino zaradi kislega okusa uporabljajo tudi v prehrabeni industriji. Fosforjeva(V) kislina **je reducent**, uporabljajo jo za zaščito železa pred rjavenjem, pri čemer se železo prevleče s kompaktno plastjo železovega(III) fosfata(V), FePO₄. Rja na površini železa, Fe₂O₃ · xH₂O se tudi spremeni v železov(III) fosfat(V):



Soli fosforjeve(V) kisline so pomembna **umetna gnojila**. Zaradi slabe topnosti kalcijevega fosfata(V), Ca₃(PO₄)₂ v vodi, ga rastline ne morejo direktno uporabiti, zato ga je potrebno pretvoriti v vodotopno obliko, to je v obliko »superfosfata«. Pri postopku pridobivanja »superfosfata« nastane kalcijev dihidrogenfosfat(V), ki je od samega fosfata(V) veliko bolj topen v vodi.



Mehčalci, ki jih uporabljamo za mehčanje vode in so prisotni v detergentih, šamponih za lase, pralnih praških in podobnih produktih, vsebujejo **natrijev tripolifosfat(V)**, $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_{10}$. Molekula natrijevega tripolifosfata, $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_{10}$ nastane tako, da se več molekul fosforjeve(V) kisline s kondenzacijo poveže med seboj, pri tem se izločijo molekule vode.

Energijsko bogate molekule

Molekule ATP, adenzintrifosfata(V), so **energijsko bogate molekule**, ki imajo v živih organizmih posebno vlogo, saj omogočajo različne najpomembnejše telesne funkcije, kot so npr. gibanje mišic, pretok krvi po telesu, obnovo in vzdrževanje telesnih funkcij, rast idr.

Za opravljanje vseh naštetih nalog se mora iz molekul ATP sprostiti energija, pri čemer se molekula ATP pretvori v energetske manj bogate molekule ADP ali AMP (molekulo adenzindifosfata(V) ali adenzinmonofosfata(V)). Dnevno se v telesu odraslega človeka pretvori skupno 40 kg molekul ATP v molekule ADP, kar omogoči normalno delovanje telesa. Obratni proces, pretvorba molekul manj bogatih molekul ADP v energetske bolj bogate molekule ATP, poteka v procesu oksidacije oz. z zgorevanjem hrane v telesu.

6. VAJA

REAKCIJE OKSIDACIJE IN REDUKCIJE

1. Namen vaje

Kemijske reakcije, pri katerih potekata reakciji redukcije in oksidacije hkrati, imenujemo redoks reakcije. Glede na težnjo posameznih ionov po redukciji lahko ione razvrstimo v vrsto, ki jo imenujemo elektrokemijska napetostna vrsta. Pri vaji boste preizkusili, ali posamezne redoks reakcije potečejo ter zapisali urejene redoks enačbe. Galvanski člen je vir enosmernega toka značilne napetosti. Na vaji boste sestavili dva galvanska člena in izmerili njuno napetost.

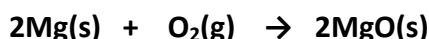
2. Teoretična izhodišča vaje

Pri vseh kemijskih reakcijah se atomi preuredijo, pri tem pa nastanejo nove spojine. Pri določenih kemijskih reakcijah se **spremenijo** tudi **oksidacijska števila** elementov, ki v reakciji sodelujejo.

Oksidacijsko število nekega elementa je **enako naboju**, ki bi ga imel atom, če bi bila spojina zgrajena le iz **ionov**. **Sprememba oksidacijskega števila** pa je odvisna od **števila elektronov**, ki jih je atom **oddal ali sprejel** pri kemijski reakciji. Oksidacijsko število pišemo nad simbolom za atom elementa.

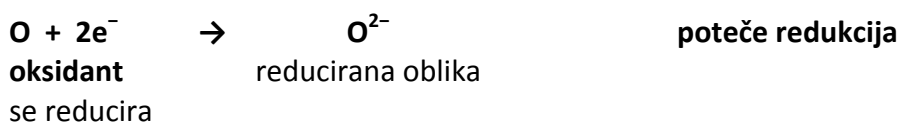
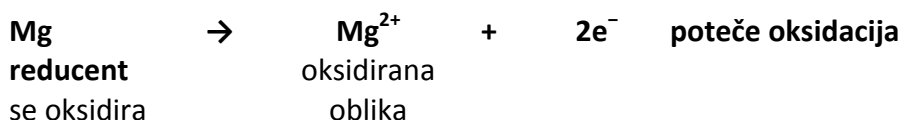
Redoks reakcije

Reakcijo, pri kateri potekata reakciji **redukcije** in **oksidacije** hkrati, imenujemo **redoks reakcija**. Primer take reakcije je **gorenje magnezija**.



Vsak atom magnezija odda atomu kisika v molekuli kisika dva elektrona. Zato se magnezij pri tem oksidira. Kisikov atom je dva elektrona sprejel in se pri tem reduciral.

Magnezij je pri tej reakciji **reducent**, ker je povzročil redukcijo kisikovih atomov v molekuli kisika. Kisik je **oksidant**, ker je povzročil oksidacijo magnezija.



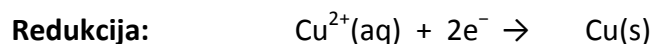
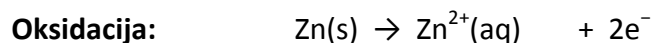
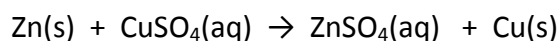
REDUCENT je snov, ki se oksidira (ker druge reducira).

OKSIDANT je snov, ki se reducira (ker druge oksidira).

Galvanski člen

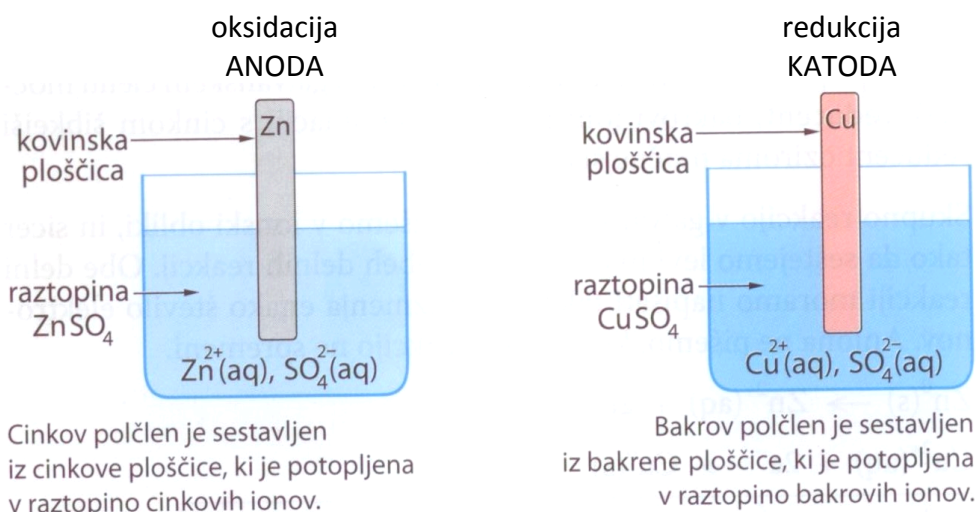
Galvanski člen nastane, če **reakciji oksidacije in redukcije prostorsko ločimo**. Pri redoks reakcijah pride do **izmenjave elektronov** med snovmi, kar zapišemo z delnima reakcijama. V primeru, da ta **tok elektronov usmerimo**, postane galvanski člen **vir enosmernega električnega toka**, ki lahko poganja različna vezja (v ročnih in stenskih urah, mobilnih telefonih, električnih svetilkah, različnih napravah, ki delujejo s pomočjo bateriji). Pri tem galvanski člen **opravlja električno delo**, saj »potiska« elektrone skozi vezja, **zaradi kemijske reakcije** v galvanskem členu namreč **dobimo električno energijo**, kar omogoča delovanje posamezne naprave.

Primer kemijske reakcije med cinkom in bakrovim(II) sulfatom(VI):



Delovanje in zgradba galvanskega člana

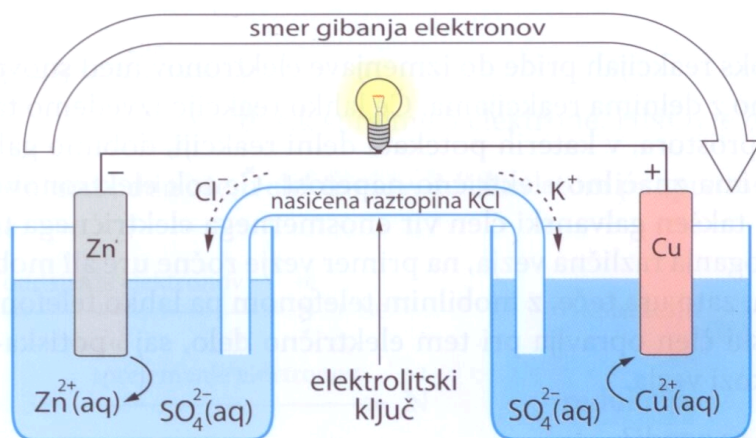
Galvanski člen sestavljata **dva polčlena**, ki sta prostorsko ločena. V enem polčlenu poteka **reakcija oksidacije**, v drugem polčlenu **reakcija redukcije**. Po dogovoru je **na desni tisti polčlen**, v katerem poteka **redukcija (bakrov polčlen)**, **na levi pa polčlen**, v katerem poteka **oksidacija (cinkov polčlen)**. V vsakem polčlenu je **raztopina ionov** in ustrezna **kovinska ploščica**, ki jo imenujemo **elektroda**.



Shema 1: Cinkov in bakrov polčlen (A. Godec, I. Leban, 2010)

Kovinsko elektrodo, na kateri poteka **redukcija**, imenujemo **katoda**, tisto, na kateri poteka **oksidacija**, pa imenujemo **anoda**.

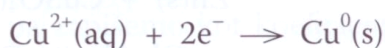
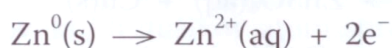
V primeru, da **raztopini** obeh polčlenov povežemo z **elektrolitskim ključem**, obe **elektrodi** pa z **žico**, dobimo **galvanski člen** s točno **določeno električno napetostjo**. Električno napetost galvanskega člena lahko izmerimo tako, da žico, s katero sta povezana polčlena prekinemo in vežemo v tokokrog voltmeter. V **galvanskem členu** torej **dobimo električno energijo** zaradi **kemijske reakcije**.



Galvanski člen

ANODA (-): oksidacija

KATODA (+): redukcija



Shema 2: Galvanski člen (A. Godec, I. Leban, 2010)

Procesi, ki potekajo v galvanskem členu:

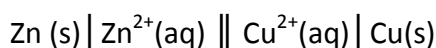
Levi polčlen: kovinska elektroda (anoda) se raztaplja, atomi cinka oddajo elektrodi vsak po dva elektrona in v raztopino preidejo v obliki ionov Zn^{2+} . Elektroni se tako **kopičijo** na **anodi (-)** in **stečejo** po žici na drugo stran, proti **bakrovi katodi**.

Desni polčlen: na katodi poteka redukcija: ioni Cu^{2+} iz raztopine sprejmejo vsak po dva elektrona od elektrode in se na njej izločijo.

Posledica omenjenih reakcij je, da se masa cinkove anode med reakcijo zmanjšuje, masa bakrove katode pa povečuje.

Elementarni **cink** je v tem galvanskem členu močnejši **reducent**, **bakrovi ioni** pa so v kombinaciji s cinkovimi močnejši **oksidant**.

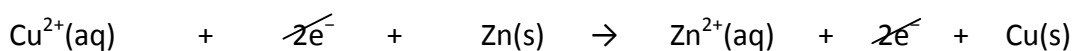
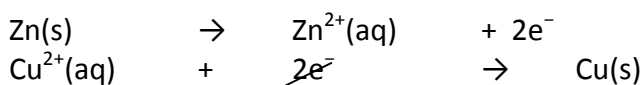
Shematski zapis galvanskega člena:



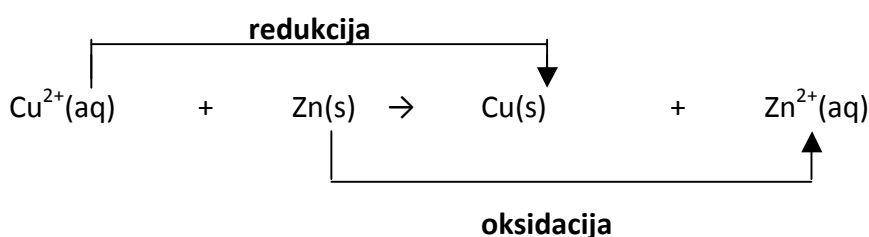
Na **desni** pišemo **polčlen**, v katerem poteka **redukcija**, na **levi polčlen**, v katerem poteka **oksidacija**. Ena pokončna črta označuje **fazno mejo** med kovinsko elektrodo in raztopino ionov v posameznem polčlenu. Dve pokončni črti pa **označujeta elektrolitski ključ**, ki obe raztopini ionov povezuje. Služi za prehajanje ionov med raztopinami v polčlenih. Tako se ohranja nevtralnost obeh raztopin.

Skupna reakcija v galvanskem členu

Zapišemo jo kot **vsoto obeh delnih reakcij**, ki potekata v **desnem in levem polčlenu**. Pri tem pazimo, da obe delni reakciji napišemo tako, da se izmenja **enako število elektronov**. Aniona ne pišemo, ker se med reakcijo ne spremeni.



Skupna reakcija je:



Smer reakcije

Glede na **težnjo** posameznih ionov **po redukciji** lahko **ione razvrstimo v vrsto**, ki jo imenujemo **elektrokemijska napetostna vrsta**. Iz redoks vrste lahko napovemo, v katero smer bo potekla reakcija med različnimi kovinami in kovinskimi ioni.

Elektrokemijska napetostna vrsta.

Kovine lahko glede na njihove redoks lastnosti razvrstimo v vrsto, ki jo imenujemo redoks vrsta oz. elektrokemijska napetostna vrsta. V redoks vrsti so jakosti reductentov in oksidantov kvantitativno opredeljene. **Standardni elektrodni potencial, E°** opredeljuje težnjo ionov po redukciji. Čim bolj je **E° pozitiven**, tem **lažje se ioni reducirajo**. Čim manj je pozitiven oziroma čim bolj je negativen, tem lažje poteka oksidacija v tem polčlenu.

Elementi so glede na velikost in na predznak standardnega elektrodnega potenciala razvrščeni v **elektrokemijsko napetostno vrsto** ali **redoks vrsto**. Za primerjavo je izbran standardni vodikov polčlen, ki so mu pripisali standardni elektrodni potencial 0,000 V. **Standardni elektrodni potencial polčlena** je naveden pri **točno določenih pogojih**: kovinska elektroda je potopljena v raztopino ionov s koncentracijo 1 mol/L, temperatura je 25 °C in tlak 100 kPa.

V redoks vrsti so po dogovoru vse reakcije napisane v obliki redukcije. Položaj v redoks vrsti pa kaže težnjo iona po redukciji.

Zapomnimo si:

Čim bolj je **standardni elektrodni potencial pozitiven**, tem **večja je težnja iona po redukciji**, tem **močnejši oksidant je kovina**.

Čim bolj je **standardni elektrodni potencial negativen**, tem **večja je težnja atoma po oksidaciji**, tem **močnejši reducent je kovina**.

KOVINSKI IONI
SE LAŽE REDUCIRAJO
SO BOLJŠI OKSIDANTI

ATOMI KOVIN
SE LAŽE OKSIDIRAJO
SO BOLJŠI REDUCENTI

| Reakcija | E° [V] |
|---|-----------------|
| $Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn(s)$ | -0,762 |
| $Fe^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe(s)$ | -0,440 |
| $2H_3O^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2(g) + 2H_2O(l)$ | 0,000 |
| $Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu(s)$ | +0,337 |
| $Ag^{+}(aq) + 1e^{-} \rightleftharpoons Ag(s)$ | +0,800 |

Cinkove ione, Zn^{2+} in elementarni cink, Zn, ki nastopajo v reakciji, imenujemo tudi redoks par, ki ga zapišemo $Zn^{2+} | Zn$.

Standardni elektrodni potenciali

| Reakcija | E° [V] |
|---|-----------------|
| $Li^{+}(aq) + 1e^{-} \rightleftharpoons Li(s)$ | -3,04 |
| $K^{+}(aq) + 1e^{-} \rightleftharpoons K(s)$ | -2,93 |
| $Ba^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Ba(s)$ | -2,91 |
| $Sr^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sr(s)$ | -2,90 |
| $Ca^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Ca(s)$ | -2,87 |
| $Na^{+}(aq) + 1e^{-} \rightleftharpoons Na(s)$ | -2,71 |
| $Mg^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Mg(s)$ | -2,37 |
| $Be^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Be(s)$ | -1,85 |
| $Al^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons Al(s)$ | -1,66 |
| $Mn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn(s)$ | -1,19 |
| $Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn(s)$ | -0,762 |
| $Cr^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons Cr(s)$ | -0,740 |
| $Fe^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe(s)$ | -0,440 |
| $Cd^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Cd(s)$ | -0,400 |
| $Co^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Co(s)$ | -0,280 |
| $Ni^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Ni(s)$ | -0,250 |
| $Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn(s)$ | -0,140 |
| $Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn(s)$ | -0,140 |
| $2H_3O^{+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2(g) + 2H_2O(l)$ | 0,000 |
| $Bi^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightleftharpoons Bi(s)$ | +0,308 |
| $Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu(s)$ | +0,337 |

| | |
|---|--------|
| $I_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-(s)$ | +0,540 |
| $Fe^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq)$ | +0,771 |
| $Ag^+(aq) + 1e^- \rightleftharpoons Ag(s)$ | +0,800 |
| $Hg^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Hg(l)$ | +0,850 |
| $Br_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-(aq)$ | +1,07 |
| $Pt^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Pt(s)$ | +1,19 |
| $Cl_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-(s)$ | +1,36 |
| $Au^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Au(s)$ | +1,52 |
| $Au^+(aq) + 1e^- \rightleftharpoons Au(s)$ | +1,83 |
| $F_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-(s)$ | +2,87 |

Vse delne reakcije so ravnotežne reakcije. Pri zapisovanju enačb za reakcije v galvanskih členih zaradi preglednosti znak za ravnotežje izpustimo.

Fluor je v elektronapetostni vrsti **najmočnejši oksidant**, **litij** je **najmočnejši reducent**.

Izmed naštetih kovin je najmočnejši reducent litij, najšibkejši reducent pa zlato. Posledica tega je, da je **litij zelo reaktivna kovina**, zlato pa le slabo reaktivna. Zlato zato uvrščamo med žlahtne kovine, kar pomeni, da se v kombinaciji z drugimi kovinami **ioni zlata najlažje reducirajo** (zlato je dober oksidant), pri čemer nastaja **elementarno zlato**.

7. VAJA

REAKTIVNOST KOVIN IN HALOGENIH ELEMENTOV

1. Namen vaje

Alkalijske in zemeljskoalkalijske kovine so elementi I. oziroma II. skupine periodnega sistema. Od vseh kovin so najbolj reaktivne. Z izvedbo kemijskih reakcij boste spoznali reaktivnost litija, natrija, kalija, kalcija in magnezija z vodo in s kisikom v zraku.

Elemente VII. skupine periodnega sistema imenujemo tudi halogeni, so zelo reaktivni in radi tvorijo soli. Z izvedbo ustreznih reakcij boste spoznali reaktivnost klora, broma in joda.

2. Teoretična izhodišča vaje

Lastnosti alkalijskih kovin in zemeljskoalkalijskih kovin

Alkalijske kovine so elementi **I. skupine** periodnega sistema. Od vseh kovin so **najbolj reaktivne**. **Reaktivnost** alkalijskih kovin **po skupini navzdol narašča**.

Takoj reagirajo **s kisikom** v zraku in **z vodo**. Pri reakciji **z vodo** alkalijske kovine **burno reagirajo**, nastanejo **hidroksidi in vodik**. So **močni reducenti**.

Z nekovinami tvorijo **alkalijske** in **zemeljskoalkalijske** kovine **ionske spojine**, ki so tudi edini **vir** teh elementov **v naravi** (alkalijskih kovin v elementarnem stanju v naravi ne najdemo). Pri kvalitativni analizi jih dokažemo **s plamenskimi reakcijami**, saj njihovi ioni **značilno obarvajo plamen** plinskega gorilnika:

| ion alkalijske kovine | Li ⁺ | Na ⁺ | K ⁺ | Ca ²⁺ | Sr ²⁺ | Ba ²⁺ |
|-----------------------|-----------------|-----------------|----------------|------------------|------------------|------------------|
| barva plamena | karminsko rdeča | rumenooranžna | vijolična | opečnato rdeča | rdeča | rumeno zelena |

Spojine alkalijskih elementov so zato dobro **topne v vodi** (natrijev klorid, kalijev bromid).. Pridobivamo jih z **elektrolizo talin kloridov**.

Alkalijske kovine **hranimo v nepolarnih topilih**, kot so petrolej, parafinsko olje ali heksan. **Litij** najpogosteje hranimo v **posodah, napolnjenih z argonom**. Reaktivnost **rubidija in cezija** je tako velika, da že sledovi vode povzročijo eksplozijo ali vžig, zato jih hranimo v **zataljenih steklenih ampulah**. Ker so **mehke**, jih lahko **režemo z nožem**. Sveže odrezana površina ima **kovinski sijaj**, ki na zraku potemni, saj kovine na zraku takoj reagirajo s kisikom.

Zemeljskoalkalijske kovine so elementi **II. skupine** periodnega sistema. So zelo **reaktivne**, vendar manj od alkalijskih kovin. Tudi le-te v naravi najdemo **le v spojinah**, najpogosteje v spojinah z ogljikom in kisikom, kot **karbonate**. Zemeljskoalkalijske kovine **z vodo** zelo **burno reagirajo**,

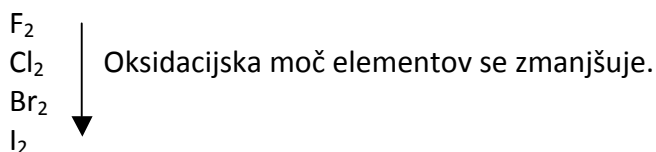
nastanejo **hidroksidi in vodik**. **Soli** zemeljskoalkalijskih elementov so **topne v vodi** (magnezijev klorid).

Reaktivnost zemeljskoalkalijskih kovin **po skupini navzdol narašča**. Berilij z vodo ne reagira, magnezij reagira le z vročo vodo. Kalcij reagira že pri sobni temperaturi. **Barij** hranimo v petroleju, da ne pride v stik s **kisikom in vodo**, s katerima **hitro reagira**. **Zemeljskoalkalijske kovine** so od alkalijskih kovin **trše** in imajo **višja tališča**.

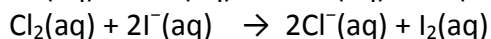
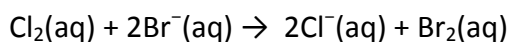
Lastnosti halogenih elementov

Elemente VII. skupine periodnega sistema imenujemo tudi halogeni, saj so zelo reaktivni in radi **tvorijo soli** (gr. *halos* - sol, *gennan* - tvoriti, roditi). V naravi jih v elementarnem stanju ne najdemo. So **nekovine** in v elementarnem stanju **dvoatomne molekule**. Pri sobnih pogojih je **fluor (F₂)** rumeno-zelen plin, **klor (Cl₂)** zelen plin, **brom (Br₂)** rjavo-rdeča tekočina, **jod (I₂)** pa trdna snov v obliki sivih kristalčkov s kovinskim sijajem. Halogeni elementi so **strupeni**. **Fluor in klor** poškodujeta **dihalne organe** (klor – prvi bojni strup). **Brom** povzroči hude **opekline** kože. **Jod** pa je **najmanj strupen**, v manjših količinah ga uporabljajo celo kot **razkužilo**. V ta namen se uporablja **jodova tinktura**, ki je raztopina joda in kalijevega jodida v etanolu. Za **razkuževanje vode** v bazenih vodo **klorirajo**, da uničijo mikroorganizme. Kot **razkužilo, belilo in čistilno sredstvo** pa se uporablja tudi **varikina**, ki je 5 % vodna raztopina **NaOCl, natrijevega klorata(I)**.

Reaktivnost halogenov se po skupini **zmanjšuje**. Najbolj reaktiven je **fluor**, najmanj **jod**. Halogeni so **močni oksidanti**. **Fluor** je v skupini halogenov **najmočnejši oksidant** in jod najšibkejši:



Primer: S klorovico lahko oksidiramo bromidne in jodidne ione



Klor oksidira bromidne ione Br^- in jodidne ione I^- , ker je **močnejši oksidant** kot sta brom in jod.

Reaktivnost halogenih elementov z vodo: **fluor** reagira z vodo, **klor in brom** se raztapljata v vodi, **jod** pa je v vodi slabo topen. Pri pripravi **vodne raztopine joda, (jodovice)**, moramo v vodo dodati nekaj **kalijevega jodida**, da nastane temno rjav kalijev **trijodid**, ($\text{I}_2 + \text{KI} \rightleftharpoons \text{KI}_3$), ki je topen v vodi. Raztopine klora, broma in joda v vodi se imenujejo **klorovica, bromovica in jodovica**.

Reaktivnost halogenih elementov s kovinami: **halogeni elementi** reagirajo z **alkalijskimi in zemeljskoalkalijskimi kovinami** (močno eksotermne reakcije), pri tem nastanejo **ionske spojine, halogenidi**, ki so **v vodi dobro topne**. **Ione**, ki pri tem nastanejo, imenujemo **halogenidni ioni X^-** . Halogeni elementi in njihove spojine so **pomembni za žive organizme**.

Natrijevi, kalijevi in kloridni ioni so **v krvi** (osmoregulacija), omogočajo pa tudi prenos vzdraženja preko živčnega vlakna s prehajanjem skozi membrano živčne celice. **Klorovodikovo kislino, HCl(aq)** izloča sluznica želodca in je **baktericidna snov**, ki omogoča koagulacijo beljakovin in **aktivira encime želodčnega soka**. Štirje **atomi joda** so sestavni del spojine **tiroksina**, ki je **aminokislinski hormon**, ki ga tvori **ščitnica** in omogoča **regulacijo presnove v celicah**.

8. VAJA

BORAKSOV BISER

1. Namen vaje

V vaji boste spoznali osnovne značilnosti borovih mineralov, predvsem najbolj poznane borove soli, to je minerala boraksa, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, ki predstavlja osnovno surovino v industriji detergentov, pri pridobivanju borove kisline in v industriji stekla.

Iz njegovih talin je mogoče pripraviti »boraksove bisere« različnih barv, saj se v talinah raztaljenega boraksa raztapljajo mnogi kovinski oksidi značilnih barv. Pri tem se »boraksovi biseri« značilno obarvajo, kar bomo pri izvedbi vaje preizkusili.

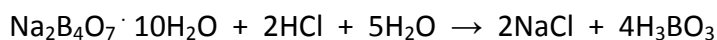
2. Teoretična izhodišča vaje

Boraks

Mineral boraks, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ je pomemben borov mineral, iz njegovega imena izhaja tudi ime elementa bora. Element bor so poznali že stari Egipčani, ki so mineralno spojino, ki so jo imenovali natron in vsebuje bor, uporabljali pri mumifikaciji. Vse od 4. stoletja našega štetja so borove spojine že uporabljali tudi pri izdelavi stekla. Mineral boraks, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, predstavlja danes osnovno surovino za industrijsko pridobivanje **detergentov**, in **borove kisline, H_3BO_3** , prav tako se uporablja pri proizvodnji **stekla**. Boraks (boraksova sol) se prav tako uporablja za zaščito lesa in kot čistilo v gospodinjstvu.

Pri **segrevanju boraksa** nastanejo steklaste taline, »boraksovi biseri«, v katerih so raztapljajo mnogi kovinski oksidi. Pri tem se »boraksovi biseri« značilno obarvajo.

Borovo kislino, H_3BO_3 , lahko izoborimo **iz raztopin borovih mineralov**:

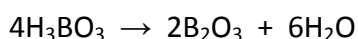


Borova kislina

Borova kislina, H_3BO_3 je trdna, bela, kristalna snov, topna v vodi (pri 0°C 19,5 g/L). Njena kristalna struktura vsebuje plasti, v katerih so molekule $\text{B}(\text{OH})_3$ povezane z šibkimi vodikovimi vezmi.

Uporablja se kot **blag antiseptik**, v večji meri pa za pripravo **borsilikatnih stekel**.

S sušenjem borove kisline, H_3BO_3 nastanejo razne modifikacije kisline HBO_2 , končni produkt je **borov(III) oksid, B_2O_3** , ki je v vodi netopna, trdna snov in ima temperaturo tališča 450°C .



Talina borovega(III) oksida, B_2O_3 , zavre šele pri temperaturi nad 2000°C , saj so v njem atomi kovalentno povezani v razvejano mrežo. V primeru raztapljanja borovega(III) oksida v silikatih se

sposobnost povezovanja atomov v mrežo ohrani, nastanejo **borsilikatna stekla**, znana pod imenom »**Pyrex**«. Pri segrevanju se ta stekla le malo raztezajo, iz njih je izdelana tudi laboratorijska steklovina.

LITERATURA

1. Atkins, P., W., et al. (1995). Kemija - zakonitosti in uporaba, TZS, Ljubljana,
2. Bukovec, N. (2010). Kemija za gimnazije 2 - učbenik za kemijo v 2. letniku gimnazij, DZS, Ljubljana.
3. Bukovec, N. (2010). Kemija za gimnazije 1 - učbenik za kemijo v 1, 2. in 4. letniku gimnazijskega izobraževanja ter v programu Kemijski tehnik, DZS, Ljubljana.
4. Bukovec, N., Brenčič. (2010). Kemija za gimnazije 1. DZS, Ljubljana.
5. Bukovec, N., Dolenc, D., Šket, B. (2008). Kemija za gimnazije 2. DZS, Ljubljana.
6. Cebin, N. Prašnikar, M. (2011). Verige in obroči, Laboratorijske vaje za kemijo v gimnaziji, Modrijan, Ljubljana.
7. Dolenc D., Šket, B. (2010). Kemija za gimnazije 3 - učbenik za kemijo v 3. letniku gimnazij, DZS, Ljubljana.
8. Glažar, S. A., Devetak, I. (2007). Naravoslovje, kemijske vsebine - navodila za laboratorijske vaje. Pedagoška fakulteta, Ljubljana.
9. Godec, A., I. Leban, 2010. Kemijske reakcije, Učbenik za kemijo v gimnaziji, Modrijan, Ljubljana.
10. Lazarini, F., Brenčič, J., (1984). Splošna in anorganska kemija, DZS, Ljubljana.
11. Kornhauser, A. (1995). Organska kemija II Organske kisikove spojine Lipidi Ogljikovi hidrati DZS, Ljubljana.
12. Olmsted, J., Williams, G. M., (2006). Chemistry, John Wiley & Sons, Inc., New Jersey.
13. Tišler, M. (1982). Organska kemija, visokošolski učbenik. DZS, Ljubljana.
14. Tišler, M. (1999). Organska kemija, srednješolski učbenik. DZS, Ljubljana.
15. Vrtačnik, M., Šket, B. (1992). Organska kemija, Naloge iz kemije za osnovnošolce 2. DZS, Ljubljana.
16. Vrtačnik, M., Šket, B. (1996). Naloge iz organske kemije za srednjo šolo. DZS, Ljubljana.
17. Zupančič-Brouwer, N., Glažar, S. A., (2007). Kemija, Eksperimentalne vaje. Pedagoška fakulteta, Ljubljana.
18. Zupančič-Brouwer, N. Vrtačnik, M. (1995). Eksperimentalna organska kemija. Založba Mihelač in Nešović, Ljubljana.
19. <http://www.fkkt.uni-lj.si/attachments/3073/zbirka-pravil-varnega-dela.pdf>
20. <http://www.sigmaaldrich.com/customer-service/worldwide-offices/worldwide-offices2.html>
21. http://www.chemicalbook.com/ProductChemicalPropertiesCB2706559_EN.htm
22. http://www.merckmillipore.com/slovenia/msds-search/c_r_ab.s1O_d4AAAEI7otx3CaA?back=true
23. <http://www.epc.si/sl/nevarni-izdelki/106-vae-pravice/431-oznaevanje-nevarnih-kemikalij>
24. <http://ull.chemistry.uakron.edu/erd/>
25. <http://www.sigmaaldrich.com/european-export.html>