

**OSNOVNA ŠOLA PRIMOŽA TRUBARJA LAŠKO**

**VPLIV REAKCIJSKIH SPREMENLJIVK NA POTEK IN  
HITROST MODELNE REAKCIJE NATRIJEVEGA  
TIOSULFATA S KLOROVODIKOVO KISLINO**

*(RAZISKOVALNO DELO)*

**Avtorici: Lea Lešek Povšič in Larisa Ortl**

**Razred: 8.**

**Mentorja: Marko Jeran, kem. teh.**

**Milena Žohar, prof. kem. in biol.**

**Kraj in šolsko leto: Laško, 2014/15**

## Zahvala

Sedaj, ko sva zaključili raziskovalno delo, je za nama še ena življenjska preizkušnja več, zato se želiva zahvaliti vsem, ki so nama pri delu pomagali.

Iskreno bi se zahvalili najini šolski mentorici, učiteljici **Mileni Žohar**, ki naju je navdušila za sodelovanje pri raziskovalni nalogi, naju spodbujala in nama pomagala pri praktičnem delu.

Zunanjemu strokovnemu mentorju **g. Marku Jeranu** s Fakultete za kemijo in kemijsko tehnologijo Univerze v Ljubljani in Inštituta »Jožef Stefan« se zahvaljujemo za idejno zasnovo raziskovalnega dela, svetovanje, podporo in vodenje pri nastajanju zgodbe, ki je sedaj že uspešno končana.

Zahvaljujemo se Osnovni šoli Primoža Trubarja Laško, predvsem ravnatelju **g. Marku Sajku**, ki je podprl celotno idejo in izdelavo raziskovalnega dela ter nam omogočil vse potrebno, da je projekt stekel tako, kot smo načrtovali.

Hvala knjižničarki na šoli, **ga. Dragici Đerić**, ki nama je priskrbelo literaturo za uspešno pisanje zaključne dokumentacije.

Hvala **Lei Zupan**, učiteljici slovenščine, ki je prijazno sprejela najino prošnjo za lektoriranje, za njen čas, ki si ga je vzela za pregled in popravek jezikovnih napak v nalogi.

Zahvaljujemo se tudi razredničarki **Betki Slapšak**, vsem najinim sošolcem in prijateljem, ki so naju spodbujali in podpirali v času izdelave in pisanja raziskovalne naloge.

Posebej zahvala **ga. Tatjani Lukić Ortl** za pomoč pri razumevanju za nas novih pojmov kemije, same naloge in za nasvete, kako najbolje prikazati naše dosežke.

Zahvala tudi **g. Aljoši Ortlu** za pomoč pri računalniškem oblikovanju in za vso tehnično pomoč, s katero je bil pripravljen pomagati.

\* \* \*

Na koncu bi radi omenili še najini družini, ki sta naju ves čas podpirali na začrtani raziskovalni poti, bodrili, nama svetovali ter skrbeli za naju. Hvala.

**KAZALO VSEBINE:**

<b>1. POVZETEK.....</b>	<b>1</b>
<b>2. UVOD.....</b>	<b>2</b>
2.1. PRISTOP K DELU IN METODE.....	3
<b>3. TEORETIČNI DEL .....</b>	<b>4</b>
3.1. KEMIJSKA REAKCIJA.....	5
3.2. HITROST KEMIJSKE REAKCIJE.....	7
3.3. VPLIVI NA HITROST IN POTEK KEMIJSKIH REAKCIJ.....	9
3.4. METODE IN TEHNIKE DOLOČEVANJA HITROSTI KEMIJSKIH REAKCIJ .....	14
3.5. HIPOTEZA .....	15
<b>4. EKSPERIMENTALNI DEL.....</b>	<b>16</b>
4.1. UVOD K EKSPERIMENTOM.....	17
4.2. REAGENTI IN RAZTOPINE.....	17
4.3. SHEMATSKI ORIS DELA IN POSTOPEK RAZISKOVANJA .....	18
<b>5. REZULTATI IN DISKUSIJA .....</b>	<b>22</b>
5.1. OPAŽANJA .....	23
5.2. VPLIV TEMPERATURE RAZTOPINE NATRIJEVEGA TIOSULFATA NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 10 : 5 .....	24
5.3. VPLIV TEMPERATURE RAZTOPINE KLOROVODIKOVE KISLINE NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 10 : 5 .....	26
5.4. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 10 : 5 .....	28
5.5. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 5 : 10 .....	29
5.6. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 10 : 10 .....	30
5.7. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 15 : 10 .....	31
5.8. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA,10 : 15 NA POTEK REAKCIJE .....	32
5.9. PRIKAZ EKSPERIMENTA ZA POTREBE IZOBRAŽEVANJA .....	34

<b>6. ZAKLJUČEK</b> .....	<b>35</b>
<b>7. LITERATURA</b> .....	<b>37</b>
<b>8. DODATEK</b> .....	<b>38</b>
8.1. VARNOSTNA OPOZORILA KEMIKAJIJ .....	39
8.2. PRIPRAVA RAZTOPIN .....	39

## KAZALO TABEL:

Tabela 1: Vpliv temperature raztopine natrijevega tiosulfata na reakcijo. Raztopina klorovodikove kisline je termostatirana na konstantno sobno temperaturo, 25 °C.....	24
Tabela 2: Vpliv temperature raztopine klorovodikove kisline na reakcijo. Raztopina natrijevega tiosulfata je termostatirana na konstantno sobno temperaturo 25 °C.....	26
Tabela 3: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo. ....	28
Tabela 4: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo. ....	29
Tabela 5: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo. ....	30
Tabela 6: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo. ....	31
Tabela 7: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo. ....	32

## KAZALO SLIK:

Slika 1: Gibanje delcev v plinih, tekočinah in trdnih snoveh [14]. ....	9
Slika 2: Porazdelitev delcev glede na kinetično energijo pri dveh različnih temperaturah [14]. .....	10
Slika 3: Uspešnost trkov pri kemijskih reakcijah [14]. ....	10
Slika 4: Aktivacijska energija. ....	11
Slika 5: Model nastanka aktivacijskega kompleksa [14]. ....	12
Slika 6: Primerjava števila reaktivnih delcev v prisotnosti oz. odsotnosti katalizatorja glede na aktivacijsko energijo [14]. ....	12
Slika 7: Delovno okolje za izvedbo eksperimentalnega dela. ....	19

Slika 8: Merjenje časa s štoparico.....	19
Slika 9: Segrevanje raztopine natrijevega tiosulfata.....	20
Slika 10: Segrevanje raztopine natrijevega tiosulfata in klorovodikove kisline. ....	20
Slika 11: Opazovanje nastanka motnosti v reakcijski mešanici. ....	21
Slika 12: Eksperiment ob koncu reakcije v nižjem temperaturnem območju. ....	25
Slika 13: Termostatirana raztopine klorovodikove kisline, pripravljena za izvedbo reakcije. .	27
Slika 14: Po reakciji smo s filtracijo izolirali žveplo.....	33
Slika 15: Posušeno žveplo. ....	34

## KAZALO SHEM:

Schema 1: Načrt postopka raziskovanja.....	18
--	----

## KAZALO GRAFOV:

Graf 1: Vpliv temperature raztopine natrijevega tiosulfata na reakcijo pri konstantni temperaturi kisline ob volumskem razmerju 10 : 5.....	24
Graf 2: Vpliv temperature raztopine kisline na reakcijo pri konstantni temperaturi natrijevega tiosulfata ob volumskem razmerju 10 : 5.....	26
Graf 3: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.....	28
Graf 4: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.....	29
Graf 5: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.....	30
Graf 6: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.....	31
Graf 7: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.....	32

## 1. POVZETEK

Raziskovalno delo opisuje vpliv reakcijskih spremenljivk na potek in hitrost modelne reakcije natrijevega tiosulfata s klorovodikovo kislino. Kot produkt reakcije se izloči žveplo, nastane motna suspenzija, ki omogoča dobro vizualno detekcijo s časovnim spremljanjem.

Na hitrost in potek reakcije močno vplivata temperatura in razmerje med reaktantoma. V delu dokazujemo, da pri višji temperaturi poteče reakcija hitreje kot pri nižji. Glede na volumsko razmerje med reaktantoma pokažemo, da reakcija svojo največjo učinkovitost doseže, ko sta količini v stehiometrijskem razmerju, torej 1 : 2 (natrijev tiosulfat : klorovodikova kislina).

**KLJUČNE BESEDE:** kemijska reakcija, natrijev tiosulfat, klorovodikova kislina, temperatura, volumsko razmerje, hitrost reakcije, čas, kinetika, termodinamika

## 2. UVOD

Pri kemijski reakciji se atomi ne spremenijo. Po poteku reakcije so le drugače razporejeni kot v izhodni spojini. Omenjeno dejstvo predstavlja tudi vzrok, da se celotna masa snovi pri kemijski reakciji ne spremeni. Lastnosti nastale spojine so drugačne od lastnosti izhodnih snovi, kar pomeni, da pri kemijski reakciji nastane nova snov [1].

Pri kemijskih reakcijah med vodnimi raztopinami pogosto nastanejo v vodi slabo topne snovi, ki se izločijo iz raztopine [2].

Pri kemijskih reakcijah ne potekajo le snovne, ampak tudi energijske spremembe. Te spremembe so predvsem oddajanje ali sprejemanje toplote. Tako ločimo eksotermne reakcije, pri katerih se toplota sprošča, in endotermne reakcije, pri katerih se toplota veže [1].

Hitrosti kemijskih reakcij so lahko zelo različne. Nekatere kemijske reakcije potekajo zelo počasi, tako da lahko opazimo spremembe šele po daljšem času. Včasih potekajo tako, da lahko opazimo spremembe v reakcijski zmesi, ali pa potečejo tako hitro, da se sprememba zgodi v trenutku [3].

Hitrost kemijske reakcije je odvisna od kemijskih lastnosti reaktantov. Nekatere reakcije že po naravi potekajo počasi, druge hitro. Na hitrost reakcije vpliva koncentracija reaktantov, temperatura reakcijske zmesi, velikost delcev v reakcijski zmesi ali dodani katalizator [3].

Koncentracija reaktantov in produktov se med reakcijo spreminja, prav tako pa tudi hitrost reakcije. Za določen časovni interval  $\Delta t$ , lahko izračunamo povprečno hitrost reakcije v tem časovnem intervalu [3].

## **2.1. PRISTOP K DELU IN METODE**

Poskusi so bili opravljeni v šolskem laboratoriju, učilnicah za kemijo, biologijo in fiziko. Opremo za poskuse je zagotovila šola. Vse poskuse smo opravljali na laboratorijskem pultu. V šolski učilnici smo imeli zagotovljena vsa zaščitna sredstva, upoštevali pa smo tudi predpise za varno delo. Vse odpadke smo zbirali v posebnih posodah in nato oddali pristojnim službam.



### **3. TEORETIČNI DEL**

### 3.1. KEMIJSKA REAKCIJA

Pri kemijski reakciji se spremeni ena ali več snovi v druge snovi. Snovi, ki so se spremenile, so reaktanti, tiste, ki so nastale, reakcijski proizvodi (produkti). Fizikalne in kemijske lastnosti reaktantov in reakcijskih produktov so različne in vsako spremembo spremlja izmenjava določene količine energije. Pri vseh kemijskih reakcijah se pretrgajo nekatere vezi med atomi reaktantov, nastajajo pa druge, nove vezi med atomi reakcijskih produktov. Ne prvotne ne končne snovi ne povedo o poteku reakcije; nekatere potekajo v eni stopnji, druge v več stopnjah, pri čemer se pojavljajo vmesni produkti [8].

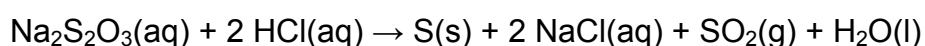
Kemijska reakcija je torej snovna sprememba, pri kateri se dve ali več snovi spoji v novo, kemijsko enotno snov (sinteza) ali enotna snov razpade na dve ali več drugih enotnih snovi [11].

Reaktanti so snovi, ki vstopajo v kemijsko reakcijo. Produkti so snovi, ki nastanejo pri kemijski reakciji.

Zakon o ohranitvi mase je temeljni zakon stehiometrije, ki ga mora poznati vsak kemik. Pri kemijski reakciji se celotna masa snovi ne spremeni; masa reaktantov je enaka masi produktov [4].

Reakcija se lahko ustavi na stopnji, kjer hkrati obstajajo tako produkti kot reaktanti. Tako stanje imenujemo kemijsko ravnotežje [5]. Praviloma potekajo reakcije prek več vmesnih stopenj in mehanizma nastanka produktov pri večini reakcij sploh ne poznamo [3].

Raziskovalni primer kemijske reakcije je spodnja reakcija:



Raztopina natrijevega tiosulfata,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  reagira s klorovodikovo kislino,  $\text{HCl}$ , pri čemer se izloča žveplo. Zaradi izločenega žvepla postane raztopina motna, tako da se čez čas ne vidi več skozi. Na hitrost reakcije lahko sklepamo po času, ki preteče, da se izloči določena množina žvepla [6].

Skoraj vse kemijske reakcije spremlja sprememba energije. V nekaterih reakcijah sodelujeta električna ali svetlobna energija, najpogosteje pa toplotna. Sprememba energije v reakciji je posledica različnih količin energije, ki spremlja cepljenje in nastajanje vezi. Toplotno energijo v kemijskih reakcijah proučuje termokemija.

Reakcijska entalpija ali reakcijska toplota je količina toplotne energije, ki se porabi ali absorbira med kemijsko reakcijo. Je razlika med entalpijo reaktantov in entalpijo produktov. Spremembo entalpije zapišemo za poljuben primer kemijske reakcije. Merimo jo kalorimetrično. Povzroča jo nastajanje in cepljenje vezi med reakcijo.

Entalpija je količina energije, ki jo vsebuje snov. Ne moremo je meriti neposredno, lahko pa merimo njeno spremembo med reakcijo.

Zakon o ohranitvi energije pravi, da energije med kemijsko reakcijo ne moremo niti ustvariti niti uničiti. V zaprtem sistemu je količina energije stalna. Kemiki, ki proučujejo energijske procese, pri vsakodnevnih izračunih uporabljajo tako imenovan Hessov zakon. Le-ta pravi, da je reakcijska entalpija za določeno kemijsko reakcijo vedno enaka in neodvisna od poti, po kateri so iz reaktantov nastali produkti. Hessov zakon ponazorimo z energijskim ciklom. Zakon uporabljamo za določanje kemijske entalpije, ki je ne moremo meriti neposredno, npr. tvorbeno entalpija metana [9].

Dovajanje toplote sproži pregrupiranje atomov. Atomi se sestavijo na drugačen način. Nastanejo nove snovi. Pri mnogih kemijskih reakcijah se, ko stečejo, toplota sprošča. Imenujemo jih eksotermne reakcije. Energijska vsebnost produktov je v tem primeru manjša od energijske vsebnosti reaktantov.

Večina kemijskih reakcij poteka pri stalnem tlaku. To pomeni, da so posode, v katerih reakcija poteka, odprte proti okolici. V tem primeru označimo sproščeno ali porabljeno toploto z  $\Delta H$  in imenujemo entalpija.

Kadar merimo ali navajamo entalpijo pri standardnih pogojih, govorimo o standardni entalpiji. V primerih, ko iz elementov nastane 1 mol spojine, govorimo o tvorbeni entalpiji. Pri reakcijah med spojinami pa se sprošča ali porablja reakcijska entalpija.

Toploto, ki se sprošča pri kemijskih reakcijah, s pridom izkoriščamo pri mnogih vsakdanjih dejavnostih. Res je, da se toploti kemijskih reakcij pridružujeta električna in jedrska energija, vendar še vedno prevladuje poraba kemijskih virov energije [13].

### 3.2. HITROST KEMIJSKE REAKCIJE

Kemijska kinetika je področje fizikalne kemije, ki se ukvarja s proučevanjem poteka kemijskih reakcij v odvisnosti od reakcijskih pogojev [7].

Pri kemijski reakciji se reaktanti pretvorijo v produkte. Med reakcijo se množine ali koncentracije reaktantov manjšajo, množine ali koncentracije produktov pa večajo. Odvisno od narave reakcije se hitrost reakcije med samim potekom spreminja. Pri večini reakcij se hitrost ne spreminja enakomerno.

Hitrost kemijske reakcije lahko podamo s spremembami koncentracij reaktantov ali produktov ( $\Delta c$ ) v določenem časovnem intervalu  $\Delta t$ :

$$\text{Hitrost reakcije} = \frac{\text{sprememba koncentracije produktov ali reaktantov}}{\Delta t}$$

Oziroma:

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Nastanek produktov iz reaktantov lahko ponazorimo s teorijo trkov. Da je trk med delci reaktantov uspešen, morajo imeti delci dovolj veliko kinetično energijo in tudi smer trka mora biti ustrezna [3].

Najmanjša energija, ki jo morata imeti delca, da je trk uspešen, je aktivacijska energija,  $E_a$ . Pri določeni temperaturi nimajo vsi delci enake kinetične energije. Pri višji temperaturi je število delcev z dovolj veliko kinetično energijo za uspešen trk večje, zato je hitrost kemijske reakcije pri višji temperaturi večja [3].

Čas, potreben za kemijsko reakcijo, je lahko krajši od ene milijoninke ali daljši od nekaj tednov ali celo let. Trajanje kemijske reakcije lahko predvidimo na način, kako jo pospešimo ali upočasnimo s spreminjanjem pogojev, pri katerih poteka.

Učinkovitost mnogih industrijskih procesov povečamo s povečevanjem hitrosti reakcije, npr. z zvišanjem temperature, tlaka, ali pa z dodatkom katalizatorja.

### *Teorija trkov*

Teorija trkov razlaga, kako sprememba pogojev, v katerih reakcija poteka, vpliva na njeno hitrost. Da dva delca zreagirata, morata trčiti, zato je hitrost reakcije večja, čim več je trkov. Vendar samo nekateri trki sprožijo reakcijo, kajti vsi delci nimajo dovolj energije, da bi zreagirali.

Fotokemijska reakcija je reakcija, katere hitrost je odvisna od intenzitete svetlobe, npr. fotosinteza. Svetloba da delcem več energije in na ta način poveča hitrost reakcije.

Aktivacijska energija je najmanjša energija, ki jo morajo imeti delci reaktantov, da pri trku že zreagirajo. Hitrost reakcije je odvisna od števila reagirajočih delcev, ki imajo to potrebno energijo. V mnogih reakcijah delci že imajo to energijo in nemudoma reagirajo, v drugih moramo energijo dovajati [9].

Pri merjenju kemijske reakcijske hitrosti lahko rezultate meritev sproti vnašamo v diagram, pri tem dobimo krivuljo reakcijske hitrosti. Reakcijska hitrost v sleherni točki krivulje se imenuje trenutna hitrost [10]. Hitrost reakcije nam torej pove, kako hitro bo reakcija potekla. Hitrosti reakcije ne moremo ugotoviti iz njene kemijske enačbe. Enačbe nam povedo le, koliko produkta bomo po reakciji dobili, ne povedo pa nam, kako hitro produkt nastaja. Samo hitrost lahko ugotovimo le, če poskus dejansko izvedemo. Med reakcijo lahko merimo, koliko reaktanta se porabi v določenem času. Lahko tudi merimo, koliko produkta v določenem času nastane [12].

Potek reakcije si formalno predstavljamo tako, da je aktivacijska energija potrebna, da pri trku molekul nastane za zelo kratek čas neka nova snov, aktivacijski kompleks, ki takoj razpade v produkte [13].

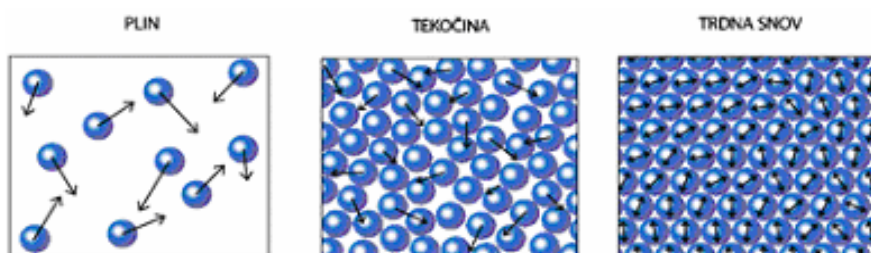
### 3.3. VPLIVI NA HITROST IN POTEK KEMIJSKIH REAKCIJ

Poskusi pokažejo, da na hitrost reakcije vplivajo različni dejavniki, kot so temperatura, koncentracija, tlak, katalizator, specifična površina oziroma velikost delcev in svetloba.

Hitrost kemijske reakcije je odvisna od kemijskih lastnosti reaktantov. Nekatere reakcije že po naravi potekajo počasi, druge hitro. Na hitrost reakcij kemijskih reakcij lahko vplivamo tudi tako, da spremenimo koncentracije reaktantov, temperaturo reakcijske zmesi, velikost delcev v reakcijski zmesi ali dodamo katalizator. Kemijske reakcije potekajo hitreje pri višji temperaturi. Za večino reakcij se hitrosti podvojijo pri vsakem povišanju temperature za 10 °C.

Če so reaktanti v istem agregatnem stanju, poteče homogena reakcija. Hitrosti homogenih reakcij so praviloma odvisne od koncentracije reaktantov in temperature. Kadar so reaktanti v različnih agregatnih stanjih, poteče heterogena reakcija med plinom in trdno snovjo, med plinom in tekočino ali tekočino in trdno snovjo. Hitrosti heterogenih reakcij so odvisne od temperature in površine trdne snovi ali tekočine. Čim večja bo površina trdne snovi ali tekočine, večja bo hitrost reakcije [3].

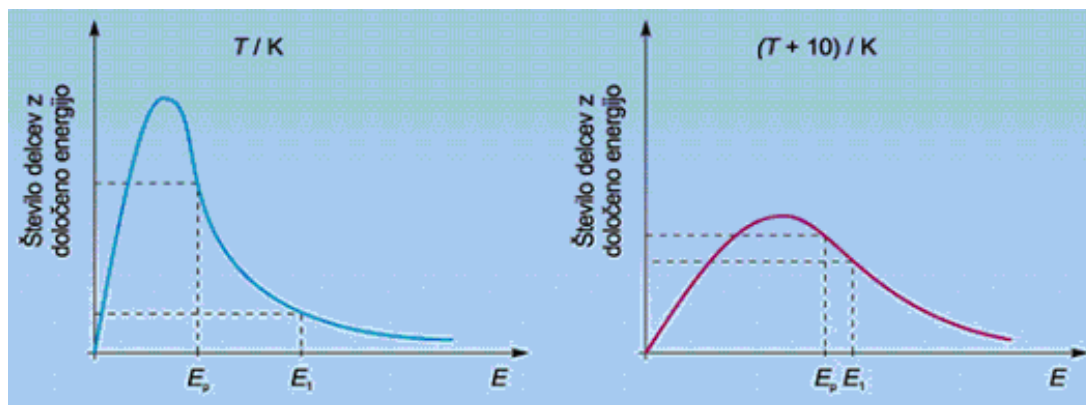
V določeni snovi se ne gibljejo vsi delci enako hitro. Spodnja slika predstavlja prikaz gibanja delcev v posameznih agregatnih stanjih.



Slika 1: Gibanje delcev v plinih, tekočinah in trdnih snoveh [14].

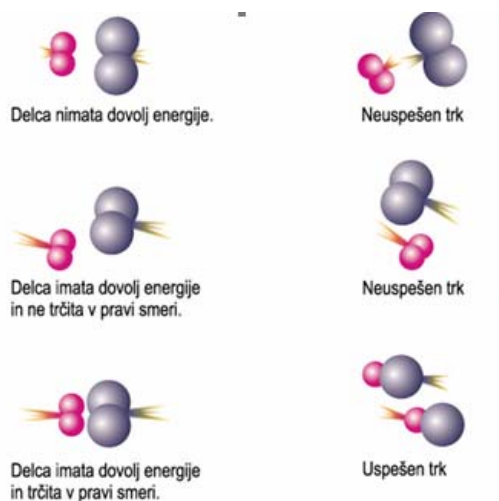
Jasno je, da vsi delci nimajo enake kinetične energije. Število delcev z veliko kinetično energijo je majhno. Povprečna kinetična energija vseh delcev je precej

manjša od kinetične energije delcev z največjo kinetično energijo. Če zvišamo temperaturo plina ali tekočine, se bo povprečna hitrost gibanja delcev, in s tem povprečna kinetična energija delcev v plinu in tekočini povečala. Povečalo se bo tudi število delcev, ki bodo imeli večjo kinetično energijo.



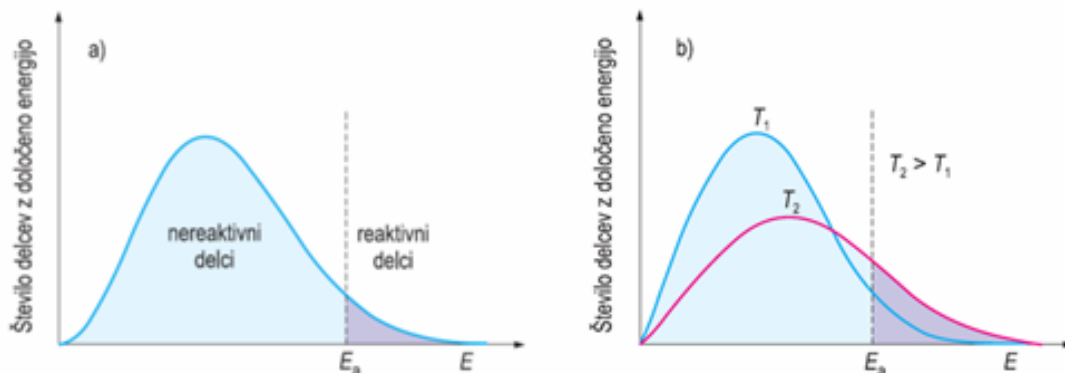
Slika 2: Porazdelitev delcev glede na kinetično energijo pri dveh različnih temperaturah [14].

Nastanek produktov je posledica trkov molekul ali atomov reaktantov, pri čemer nastanejo molekule ali atomi produktov. Če trčita molekuli, ki imata premajhno kinetično energijo, ali ne trčita čelno, ne zreagirata. Molekuli se samo odbijeta [3]. Omenjeno dejstvo lahko ponazorimo s spodnjim modelom.



Slika 3: Uspešnost trkov pri kemijskih reakcijah [14].

Omenimo še enkrat, da je najmanjša energija, ki jo morata imeti delca snovi za uspešen trk, aktivacijska energija,  $E_a$ . Pri višji temperaturi je število delcev, ki imajo dovolj veliko energijo, da so trki upešni, večje, zato je tudi hitrost reakcije pri višji temperaturi večja.



Slika 4: Aktivacijska energija.

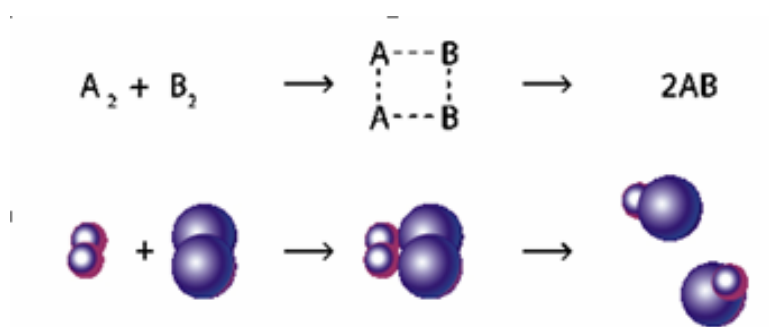
a) Samo delci z enako ali večjo energijo od aktivacijske so reaktivni.

b) Pri višji temperaturi ima večje število delcev energijo, ki je enaka aktivacijski ali večja od nje.

[14].

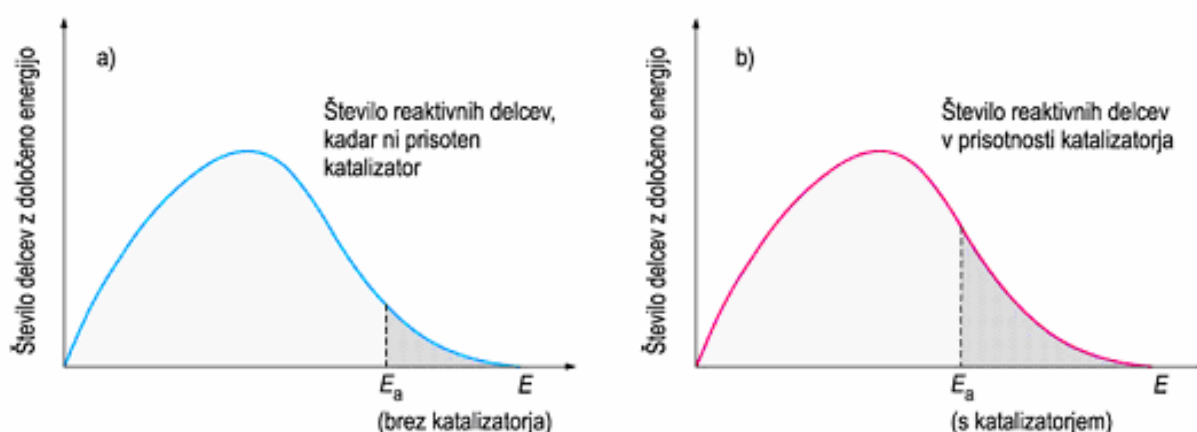
Potek neke kemijske reakcije si predstavljamo tako, da pri trku delcev reaktantov za zelo kratek čas nastane neka vmesna spojina, ki jo imenujemo aktivacijski kompleks. Ta nato razpade v produkte reakcije. Za nastanek tega kompleksa je potrebna ustrežna energija aktivacije [3].





Slika 5: Model nastanka aktivacijskega kompleksa [14].

Na hitrost kemijske reakcije lahko vplivamo s katalizatorji. Katalizatorji so snovi, ki spremenijo hitrost kemijske reakcije in se pri tem kemijsko ne spremenijo. Že zelo majhne količine teh snovi navadno vplivajo na hitrost reakcije. Če je katalizator v istem agregatnem stanju, kot so reaktanti in produkti, govorimo o homogeni katalizi. Katalizator spremeni mehanizem reakcije. To pomeni, da poteka reakcija prek drugačnih vmesnih stopenj, za katere je potrebna nižja aktivacijska energija [12]. V prisotnosti katalizatorja je pri isti temperaturi večje število reaktivnih delcev, ker je za proces potrebna nižja aktivacijska energija.



Slika 6: Primerjava števila reaktivnih delcev v prisotnosti oz. odsotnosti katalizatorja glede na aktivacijsko energijo [14].

Ker je ob prisotnosti katalizatorja potrebna manjša aktivacijska energija, bo pri določeni temperaturi število delcev, ki imajo dovolj veliko energijo, večje, zato lahko potekajo reakcije hitreje, kot če v reakcijski zmesi ni katalizatorja [3].

V industriji se uporabljajo mnogi katalizatorji z namenom, da se reakcije pospešijo in s tem znižajo proizvodni stroški. Katalizatorji, ki reakcije upočasnijo, se imenujejo inhibitorji. Oksidacija nekaterih živil, ki povzroča njihovo kvarjenje, se lahko upočasni npr. z dodatkom inhibitorjev, ki se imenujejo antioksidanti. V bioloških sistemih katalizirajo reakcije snovi, imenovane encimi, ki delujejo specifično. Vsak encim ima specifično mesto delovanja in s tem pripadajočo reakcijo, za katero je odgovoren, da jo katalizira.

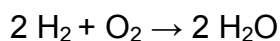
Katalizator vpliva le na hitrost kemijske reakcije, na kemijsko ravnotežje nima nikakršnega vpliva. Zaradi katalizatorja se množine produktov v ravnotežju ne povečajo, le ravnotežje se hitreje vzpostavi.

Pri homogeni katalizi je zaradi manjše aktivacijske energije katalizirane reakcije večji delež molekul, ki imajo energijo večjo od aktivacijske energije, tako da je že pri nižji temperaturi večje število uspešnih trkov, in s tem večja reakcijska hitrost. Tudi pri heterogeni katalizi je učinek katalizatorja mogoče razložiti na podoben način. Na trdni površini katalizatorja lahko nastane aktivacijski kompleks ob manjši porabi energije. Tako ima več molekul reaktantov dovolj energije, da tvorijo aktivacijski kompleks, ki nato razpade na produkte [13].

Reakcije potrebujejo vedno določen čas, da potečejo do konca. Ta čas ima zelo široke mejne vrednosti. Hitrost reakcije opredelimo z množino snovi, ki v enoti časa reagira, se preosnuje ali izgine. Nanjo vplivajo različni faktorji.

*Narava reaktantov*, ki vplivaja na hitrost reakcije, ima poseben pomen, saj daje reakcijam ključno vlogo. Nevtralizacija kisline z bazo in ionske reakcije potekajo zelo hitro, skoraj trenutno; če npr. primešamo raztopini srebrovega nitrata,  $\text{AgNO}_3$  in raztopino natrijevega klorida,  $\text{NaCl}$ , nastane srebrov klorid,  $\text{AgCl}$ , ki se izloči v trdnem agregatnem stanju iz raztopine. Pravimo, da se srebrov klorid,  $\text{AgCl}$  obori.

*Temperatura* ima za reakcije posebno mesto. Izkušnja nas uči, da hitrost vsake reakcije narašča, če zvišamo temperaturo. Vzemimo primer zmesi vodika,  $\text{H}_2$  in kisika,  $\text{O}_2$ . Mešanica se lahko dolgo časa ne spremeni in ne spoji v vodo.



Toda oba plina reagirata ob visoki temperaturi z eksplozivno hitrostjo. Poskusi so pokazali, da se reakcijska hitrost podvoji ali potroji, če se dvigne temperatura za 10 °C.

*Koncentracija reaktantov* igra v tekočih medijih vodilno vlogo. Število oz. količina delcev reaktanta, raztopljenega v določeni prostornini topila, predstavlja koncentracijo raztopine. Večja kot je koncentracija, hitreje poteka reakcija, saj so delci v tem primeru bliže drug drugemu in so zato trki med njimi pogostejši.

*Disperznost* pride do izraza pri heterogenih sistemih. Pri heterogenih reakcijah je reakcijska hitrost premosorazmerna, ne samo z njihovo koncentracijo, temveč tudi s površino medsebojnih stikov reaktantov. Zato poteka reakcija trdnega reaktanta tem hitreje, čim manjši so njegovi delci [8]. Reakcije, pri katerih je en reaktant trden, lahko potekajo samo na površini trdne snovi [9].

Pri reakcijah, kjer sodelujejo plini, se hitrost reakcije pospeši, če povečamo *tlak*. Zvišanje tlaka pomeni zvišanje temperature, in s tem zmanjšanje prostornine. Hitrost reakcije se poveča, če se poveča koncentracija reaktantov. Pri višjem tlaku so molekule reaktantov bliže druga drugi, zato pride med njimi pogosto do trkov in v večji meri reagirajo med seboj.

### **3.4. METODE IN TEHNIKE DOLOČEVANJA HITROSTI KEMIJSKIH REAKCIJ**

Hitrost kemijske reakcije določimo tako, da merimo spremembo množine ali koncentracije produktov oz. reaktantov v določenih časovnih intervalih.

Ker se koncentracije reaktantov in produktov v časovnem intervalu  $\Delta t$  spreminjajo, se spreminja tudi hitrost reakcije. Zato lahko za določen časovni interval izračunamo povprečno hitrost reakcije v tem časovnem intervalu.

Navadno merimo v določenih časovnih intervalih koncentracije tiste snovi, ki je pri neki reakciji najlažje merljiva. Iz urejene kemijske enačbe nato lahko izračunamo

koncentracije drugih reaktantov in produktov v teh časovnih intervalih. Spremembe koncentracij reaktantov ali produktov neke kemijske reakcije lahko prikažemo tudi z grafom. Iz tega lahko odčitamo in izračunamo povprečno hitrost razpada reaktanta v določenem časovnem intervalu [3].

V razskovalnem delu bomo za merjenje časa uporabili preproste štoparice, s katerimi bomo merili čas nastanka motnosti, ki se pojavi med mešanjem raztopin natrijevega tiosulfata in klorovodikove kisline. Iz omenjenega dejstva bomo v nadaljevanju sklepali na hitrostni potek reakcije. Vse rezultate bomo, kot je zgoraj navedeno, zbrali v ustreznih preglednicah in pri tem izrisali krivulje.

### **3.5. HIPOTEZA**

Mešanje raztopin natrijevega tiosulfata in klorovodikove kisline velja za modelni primer prikaza hitrosti kemijske reakcije. Model je primeren že zato, ker se pri reakciji izloča trdna komponenta (žveplo), ki nam narekuje sam potek. Modelno reakcijo je na tem področju najlažje spremljati in ji slediti z merjenjem časa, saj nam reakcija zagotavlja dobro vizualno sledljivost. Predvidevali smo, da bo hitrost reakcije nastanka produkta odvisna od temperature in količine volumskega dodajanja reaktantov. Pri višjih koncentracijah in temperaturah bo reakcija potekala hitreje, pri nižjih pa obratno. Predvidevamo tudi, da bo večja količina reakcijske mešanice (povečan volumen glede na osnovno reakcijo) potrebovala več časa za nastanek produkta.

Delo, ki ga opravljamo, bo v nadaljevanju imelo posebno mesto pri računalniškem modeliranju nekaterih sledljivih procesov, ki so v kemiji osnova za napovedovanje poteka reakcij in aplikacij tovrstnega znanja v industriji. Začnemo pri preprostih eksperimentih, ki so za ta nivo ugodni.

## **4. EKSPERIMENTALNI DEL**

## 4.1. UVOD K EKSPERIMENTOM

Pri delu smo uporabljali naslednja zaščitna sredstva: zapeta zaščitna halja, zaščitna očala in zaščitne rokavice. Lase smo imeli spete v čop. Pri tehtanju, dodajanju in mešanju je bila potrebna čim večja natančnost, saj s tem dosežemo večjo ponovljivost rezultatov. Predhodno smo pripravili raztopini klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata. Veliko pozornost smo namenili pripravi raztopine klorovodikove kisline, saj je redčenje močno eksotermno.

## 4.2. REAGENTI IN RAZTOPINE

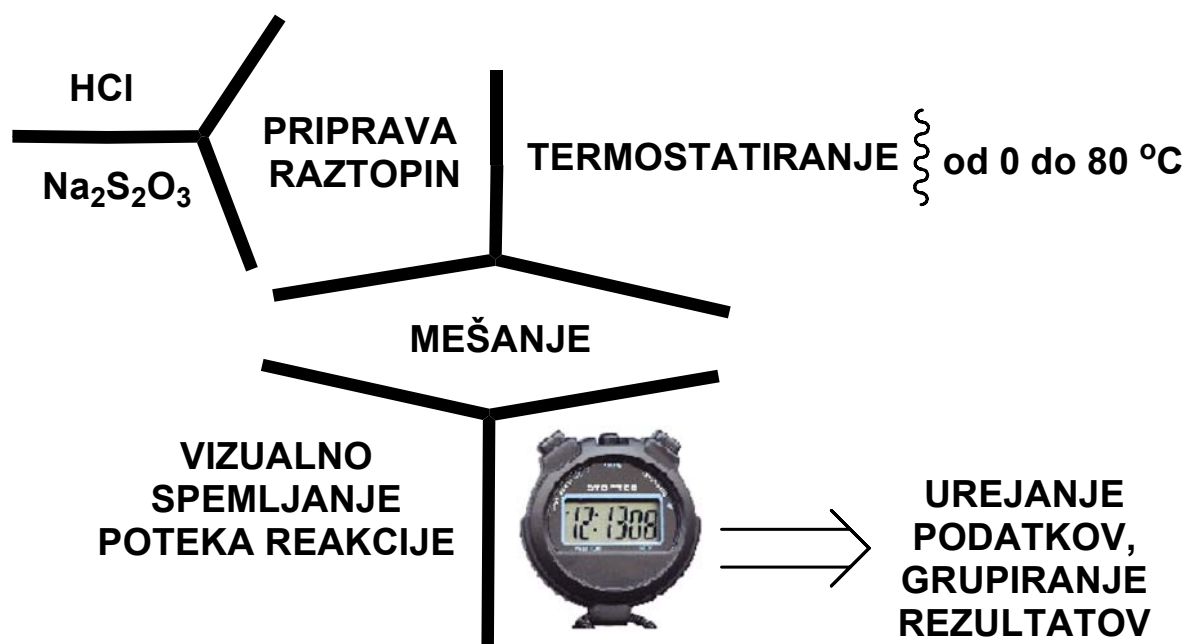
### **Material:**

- natrijev tiosulfat,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$ , 8,0 g/L,
- klorovodikova kislina,  $\text{HCl}$ , 1,0 mol/L .
- destilirana voda,  $\text{dH}_2\text{O}$ .

### **Oprema:**

- merilni valj, 10 mL, 12 kom.,
- čaša, 100 mL, 10 kom.,
- erlenmajerica, 100 mL, 24 kom.,
- žlička in spatula,
- termometer (alkoholni), 6 kom.,
- štoparica, 2 kom,
- električni kuhalnik (EKP2419-Clatronic), 2 kom.,
- tehcnica (EB-600D Železniki),
- bel papir,
- svinčnik.

### 4.3. SHEMATSKI ORIS DELA IN POSTOPEK RAZISKOVANJA



Shema 1: Načrt postopka raziskovanja.

Pripravili smo raztopini natrijevega tiosulfata in klorovodikove kisline (natrijev tiosulfat s koncentracijo 8,0 g/L in klorovodikova kislina s koncentracijo 1,0 mol/L).

Z merilno pipeto smo odmerili pripadajočo količino (5,0; 10,0 ali 15,0 mL) raztopine natrijevega tiosulfata v 100-mililitrsko erlenmajerico ter raztopino termostatirali na izbrano temperaturo. Raztopino smo večkrat premešali z obračanjem erlenmajerice in steklene palčke v njej.

Erlenmajerico smo obrisali in postavili na bel papir, na katerem je bil predhodno s svinčnikom narisana križ (x).

V erlenmajerico smo odpipetirali še ustrezno količino (5,0; 10,0 ali 15,0 mL) klorovodikove kisline, ki smo jo predhodno tudi termostatirali na izbrano temperaturo. V trenutku, ko smo dodali raztopino klorovodikove kisline v reakcijsko posodo, smo vklopili štoparico in merili čas. Čas smo prenehali meriti, ko križ na belem papirju ni bil več viden (motnost).

Za vsako temperaturno vrednost smo opravili tri paralelne določitve časa, jih nato vnesli v tabelo in iz meritev izračunali povprečno vrednost, podatke pa ustrezno uporabili za izris grafov in krivulj.

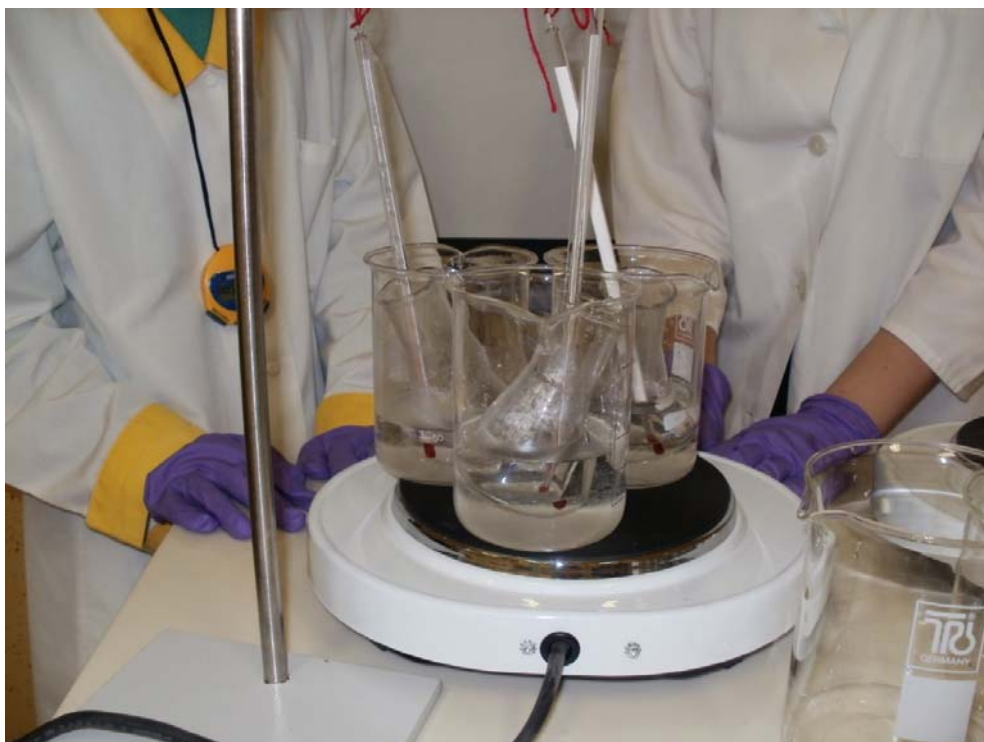


Slika 7: Delovno okolje za izvedbo eksperimentalnega dela.



Slika 8: Merjenje časa s štoparico.





Slika 9: Segrevanje raztopine natrijevega tiosulfata.



Slika 10: Segrevanje raztopine natrijevega tiosulfata in klorovodikove kisline.

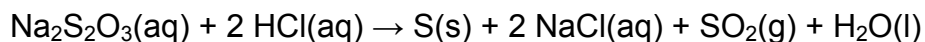


Slika 11: Opazovanje nastanka motnosti v reakcijski mešanici.

## **5. REZULTATI IN DISKUSIJA**

## 5.1. OPAŽANJA

Reakcija, ki jo izvajamo, je naslednja:



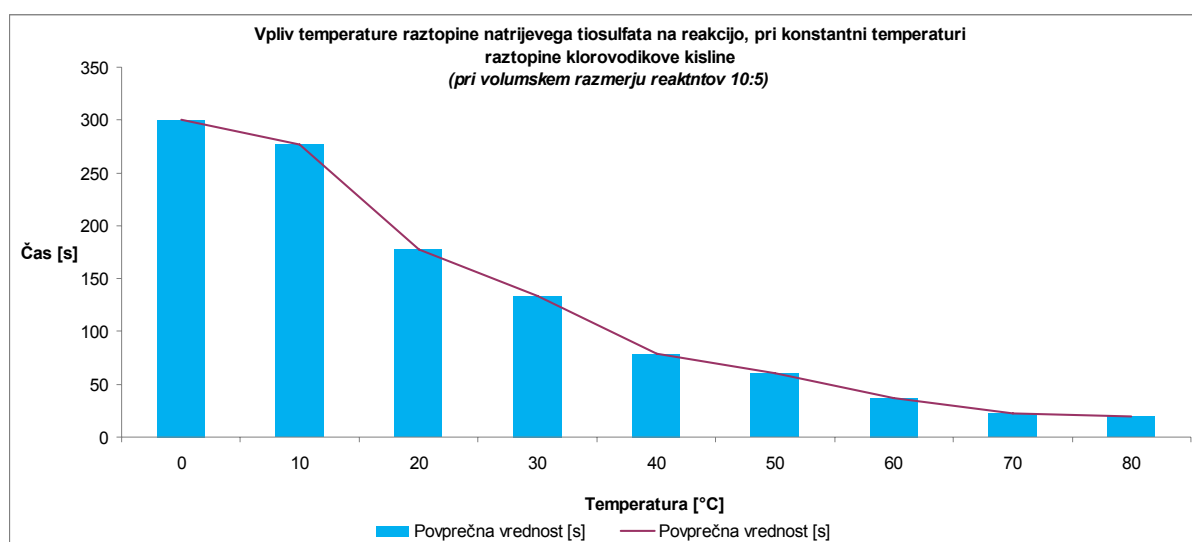
Ob izvedbi eksperimentalnega dela je bilo jasno opazno, da se iz homogene mešanice izloči nekaj povsem netopnega, žveplo. Žveplo je pri nižjih temperaturah manj intenzivno obarvano (bledo rumen odtenek) kot pri višjih. V višjem temperaturnem območju je žveplo intenzivne rumene barve. Proces bistveno hitreje poteče pri višjih temperaturah kot pri nižjih. Opazna je bila tudi sprememba v poteku reakcije pri različnih volumskih razmerjih.

Ker ob reakciji, ki poteče, nastane tudi plin, posebno pozornost namenimo zaščitni opremi. Pazimo predvsem, da ne vdihavamo hlapov žveplovega dioksida, saj je strupen. Po končani seriji meritev prostor dobro prezračimo.

## 5.2. VPLIV TEMPERATURE RAZTOPINE NATRIJEVEGA TIOSULFATA NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 10 : 5

Tabela 1: Vpliv temperature raztopine natrijevega tiosulfata na reakcijo. Raztopina klorovodikove kisline je termostatirana na konstantno sobno temperaturo, 25 °C.

Temperatura [°C]	t <sub>1</sub> [s]	t <sub>2</sub> [s]	t <sub>3</sub> [s]	Povprečna vrednost [s]
0	301	301	300	300,7
10	278	276	277	277,0
20	177	178	177	177,3
30	114	114	112	133,3
40	79	79	79	79,0
50	61	59	60	60,0
60	37	37	36	36,7
70	23	22	22	22,3
80	19	21	19	19,7



Graf 1: Vpliv temperature raztopine natrijevega tiosulfata na reakcijo pri konstantni temperaturi kisline ob volumskem razmerju 10 : 5.

Iz tabele in grafa je razvidno, da je pri nizkih temperaturah raztopine natrijevega tiosulfata reakcija potekala najpočasneje, z višanjem temperature pa sorazmerno hitreje. Torej lahko zaključimo, da z višanjem temperature reakcija poteče hitreje, kar je skladno s teorijo trka: možnost uspešnega trka se poveča, če povečamo temperaturo, saj se hitrost delcev poveča (v skladu z večjo kinetično energijo).

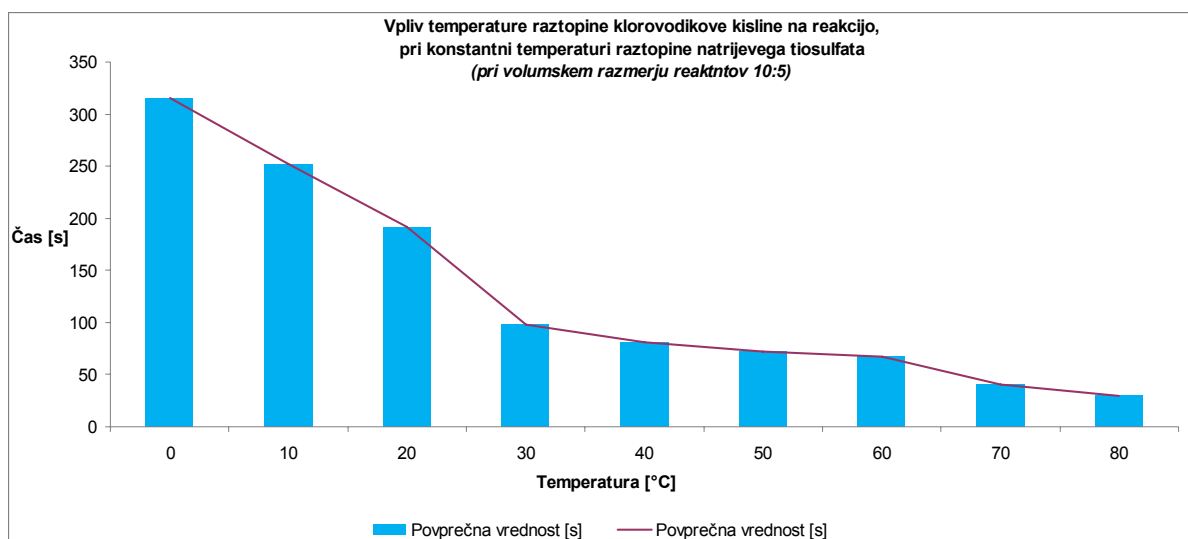


Slika 12: Eksperiment ob koncu reakcije v nižjem temperaturnem območju.

### 5.3. VPLIV TEMPERATURE RAZTOPINE KLOROVODIKOVE KISLINE NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 10 : 5

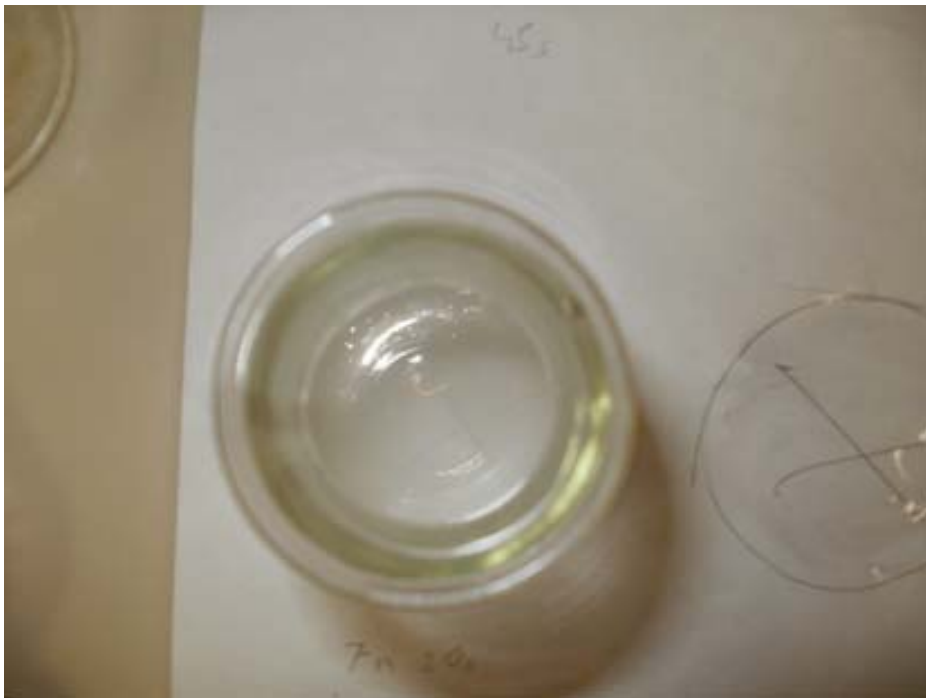
Tabela 2: Vpliv temperature raztopine klorovodikove kisline na reakcijo. Raztopina natrijevega tiosulfata je termostatirana na konstantno sobno temperaturo 25 °C.

Temperatura [°C]	t <sub>1</sub> [s]	t <sub>2</sub> [s]	t <sub>3</sub> [s]	Povprečna vrednost [s]
0	315	315	315	315,0
10	253	252	252	252,3
20	192	192	192	192,0
30	99	99	97	98,3
40	82	80	81	81,0
50	73	71	71	71,7
60	67	67	67	67,0
70	41	42	40	41,0
80	30	28	30	29,3



Graf 2: Vpliv temperature raztopine kisline na reakcijo pri konstantni temperaturi natrijevega tiosulfata ob volumskem razmerju 10 : 5.

Iz tabele in grafa je razvidno, da je pri nizkih temperaturah raztopine klorovodikove kisline reakcija potekala počasneje. S postopnim višanjem temperature se sorazmerno opazi, da poteče reakcija intenzivno hitreje. Tudi tukaj lahko zaključimo, da je z višanjem temperature reakcija tekla hitreje, kar je skladno s teorijo trka.



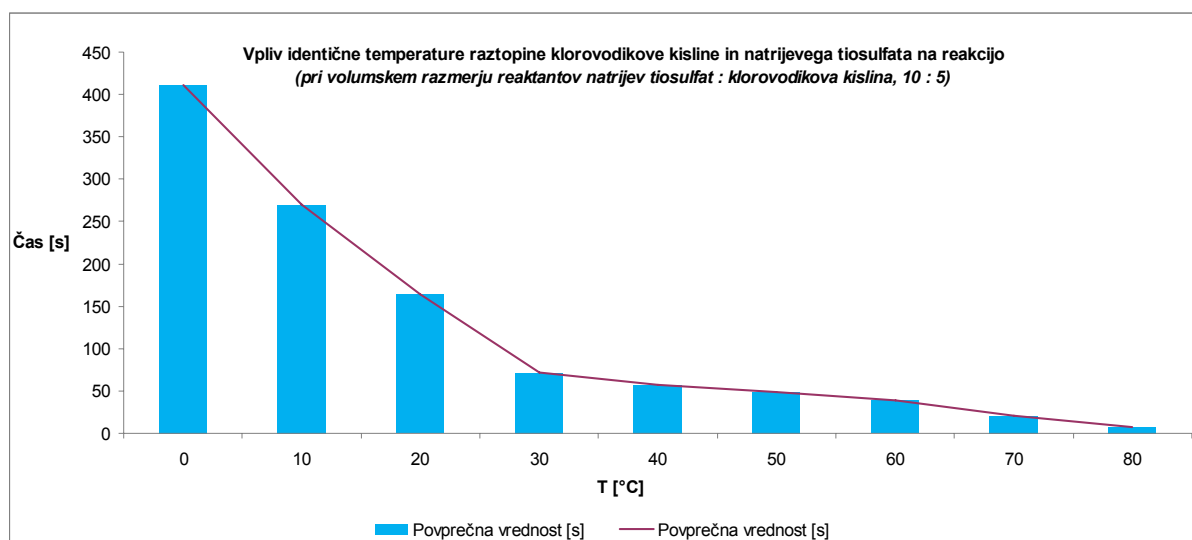
Slika 13: Termostatirana raztopine klorovodikove kisline, pripravljena za izvedbo reakcije.



#### 5.4. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 10 : 5

Tabela 3: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

Temperatura [°C]	t <sub>1</sub> [s]	t <sub>2</sub> [s]	t <sub>3</sub> [s]	Povprečna vrednost [s]
0	410	412	412	411,3
10	269	271	271	270,3
20	163	163	165	163,7
30	71	72	72	71,7
40	57	57	58	57,3
50	50	49	48	49,0
60	38	39	40	39,0
70	20	21	20	20,3
80	8	8	7	7,7

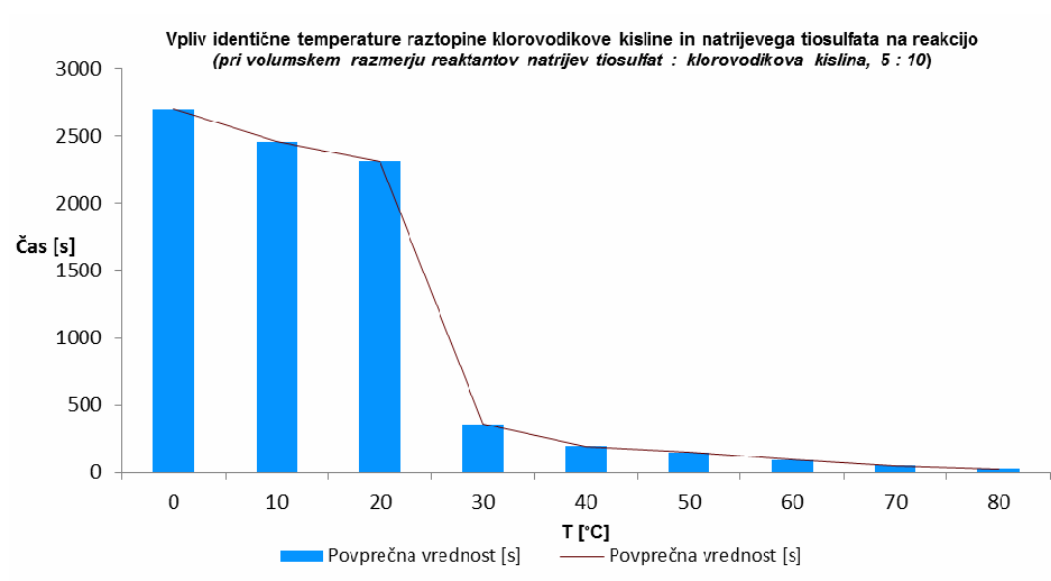


Graf 3: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

## 5.5. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOOROVODIKOVA KISLINA 5 : 10

Tabela 4: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

Temperatura [°C]	t <sub>1</sub> [s]	t <sub>2</sub> [s]	t <sub>3</sub> [s]	Povprečna vrednost [s]
0	2700	2700	2700	2700,0
10	2460	2460	2460	2460,0
20	2310	2309	2310	2309,7
30	359	360	361	360,0
40	193	195	195	194,3
50	150	150	151	150,3
60	93	95	95	94,3
70	48	48	50	48,7
80	24	24	25	24,3

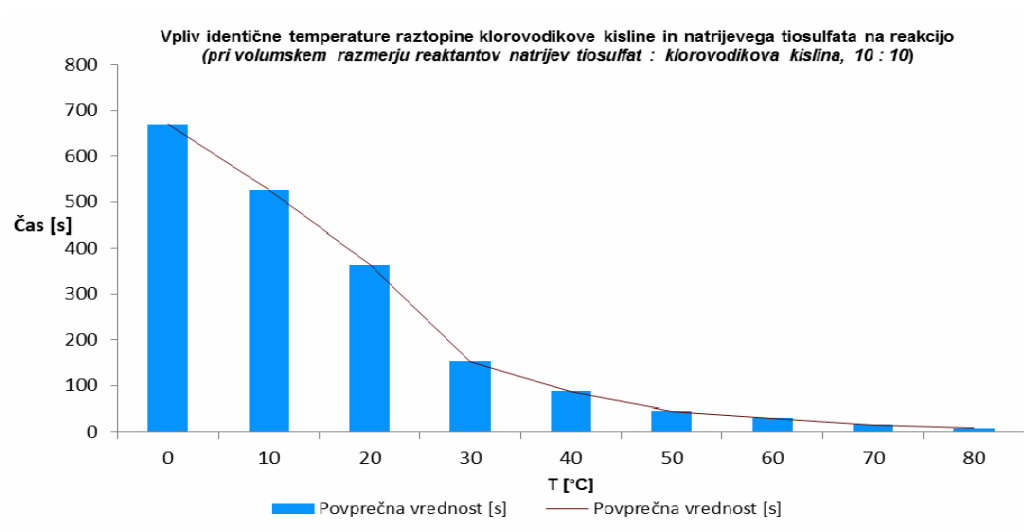


Graf 4: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

## 5.6. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 10 : 10

Tabela 5: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

Temperatura [°C]	t <sub>1</sub> [s]	t <sub>2</sub> [s]	t <sub>3</sub> [s]	Povprečna vrednost [s]
0	669	669	669	669,0
10	525	525	526	525,3
20	363	363	364	363,3
30	152	152	153	152,3
40	86	87	88	87,0
50	45	44	45	44,7
60	30	30	31	30,3
70	14	15	16	15,0
80	7	8	8	7,7

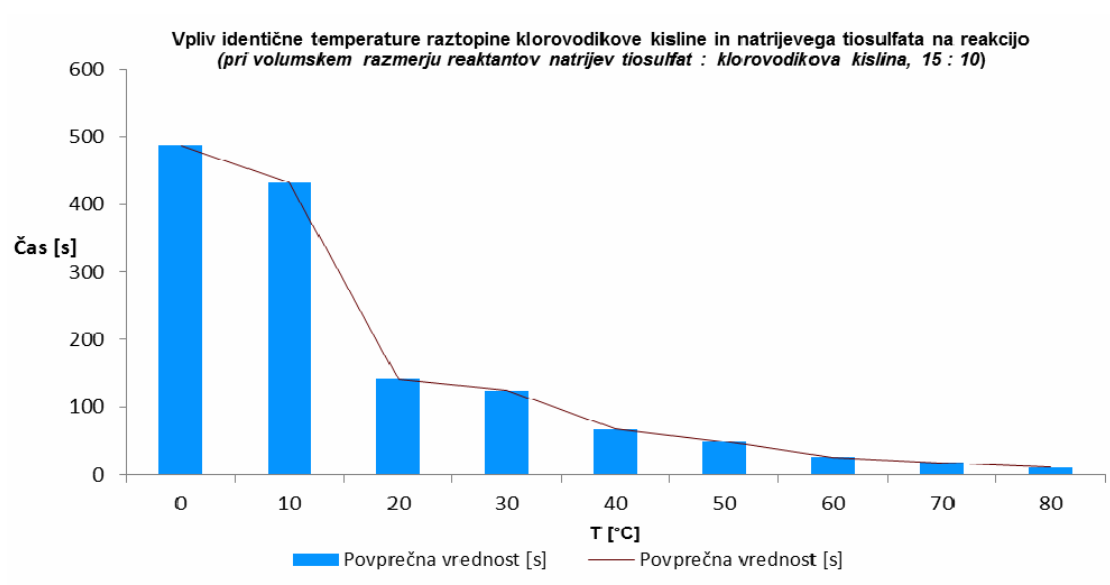


Graf 5: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

## 5.7. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA 15 : 10

Tabela 6: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

Temperatura [°C]	t <sub>1</sub> [s]	t <sub>2</sub> [s]	t <sub>3</sub> [s]	Povprečna vrednost [s]
0	487	487	486	486,7
10	432	432	433	432,3
20	140	140	142	140,7
30	125	124	123	124,0
40	67	67	68	67,3
50	50	50	49	49,7
60	26	25	25	25,3
70	18	19	17	18,0
80	11	10	10	10,3

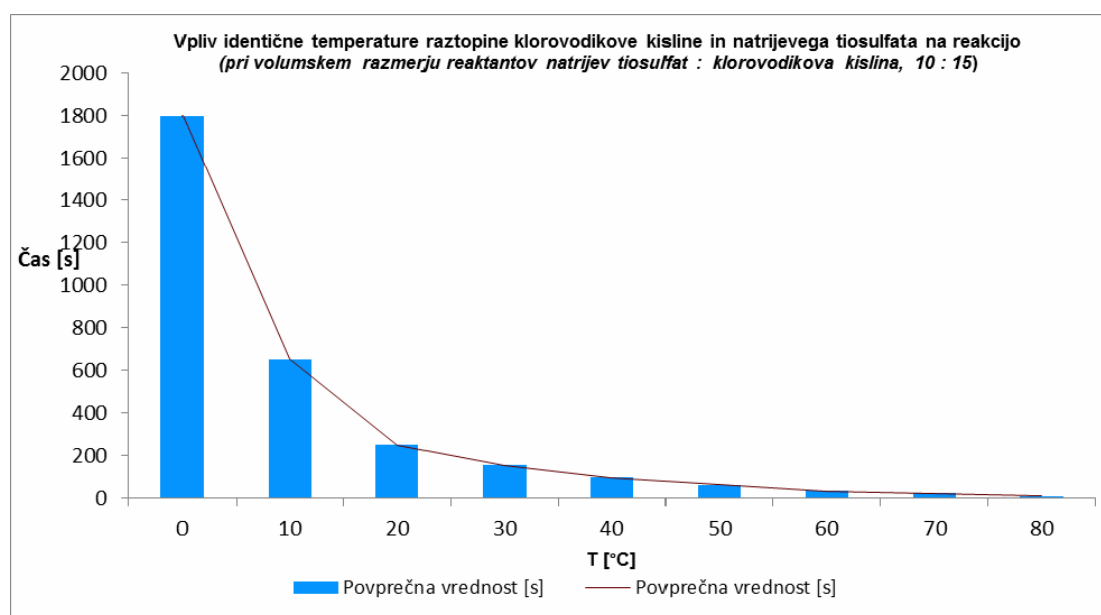


Graf 6: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

## 5.8. VPLIV IDENTIČNIH TEMPERATUR OBEH REAKTANTOV NA POTEK REAKCIJE V SISTEMU Z VOLUMSKIM RAZMERJEM NATRIJEV TIOSULFAT : KLOROVODIKOVA KISLINA, 10 : 15 NA POTEK REAKCIJE

Tabela 7: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

Temperatura [°C]	t <sub>1</sub> [s]	t <sub>2</sub> [s]	t <sub>3</sub> [s]	Povprečna vrednost [s]
0	1800	1800	1800	1800,0
10	652	652	652	652,0
20	249	249	251	249,7
30	154	153	154	153,7
40	95	96	96	95,7
50	63	62	64	63,0
60	33	33	33	33,0
70	24	24	23	23,7
80	11	10	10	10,3



Graf 7: Vpliv identične temperature raztopine klorovodikove kisline in natrijevega tiosulfata na reakcijo.

Iz tabel in grafov v poglavjih od 5.4 do 5.8 je lepo razvidno, kako temperatura vpliva na hitrost kemijske reakcije. V skladu z omenjeno teorijo gibanja delcev in trkov med njimi smo dokazali, da je hitrost poteka pri višjih temperaturah večja kot pri nižjih. Trditev velja le za naš primer in nekatere druge v splošnem.

Ključnega pomena za potek reakcij je tudi volumsko razmerje med reaktantoma, saj relacija med njima narekuje sam potek le-teh. Ne glede na razmerje med reaktantoma je reakcija pri nižji temperaturi potekala počasneje kot pri višji. Največ časa je reakcija potrebovala za svoj potek pri  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , in sicer v razmerju 5 : 10 (natrijev tiosulfat : klorovodikova kislina), kar 2700 s. Najhitreje smo produkt zaznali pri ekvivolumskem razmerju (10 :10) in razmerju 10 : 5, in sicer 7,7 s (pri  $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ ). Pri ostalih razmerjih je reakcija dosegala srednje vrednosti. Iz dobljenih rezultatov eksperimentalnega dela lahko glede na volumske dodatke reaktantov pokažemo, da je reakcija ugodna takrat, ko je natrijevega tiosulfata v sistemu manj. Glavno, s čimer lahko že teoretično napovemo pa je stehiometrično razmerje, kar za spodnjo reakcijo velja 1 :2 (natrijev tiosulfat : klorovodikova kislina). Iz omenjenega lahko povemo, da za 1 mol natrijevega tiosulfata potrebujemo natanko 2 mol kisline; da je pri razmerju 1 : 2 reakcija uspešna.



Slika 14: Po reakciji smo s filtracijo izolirali žveplo.



Slika 15: Posušeno žveplo.

## 5.9. PRIKAZ EKSPERIMENTA ZA POTREBE IZOBRAŽEVANJA

Tako kot v srednji, lahko tudi v osnovni šoli prikažemo omenjeni poskus pri pouku kemije. V osnovnih šolah ga lahko uvrstimo v 8. razred znotraj področja kemijske reakcije ali energijske spremembe pri kemijskih reakcijah. Prikaz reakcij je ključnega pomena za razumevanje nekaterih teoretičnih izhodišč, zato bi ga lahko uvrstili tudi znotraj teorije o gibanju delcev in razlagi trkov, do katerih pride pri samih reakcijah.

Omenjeni eksperiment lahko opravljajo tudi učenci dodatnega pouka kemije (ali izboirnih predmetov) in na ta način nova spoznanja povežejo z znanjem metod ločevanja. Pri tem pridobijo zlasti občutek, kako reakcija poteče, hkrati pa se krepi motivacija učencev, saj pri tem iz raztopine pridobijo čisto žveplo, ki je v nadaljevanju lahko uporabno za nadaljnji eksperiment.

## 6. ZAKLJUČEK

Pred začetkom dela smo si zastavili glavno hipotezo, da bo hitrost reakcije nastanka produkta odvisna od temperature in količine volumnskega dodajanja reaktantov. Ta nas je vodila skozi celotno delo. Hipotezo lahko sedaj tudi v celoti potrdimo. Uspešno smo raziskali in ovrednotili vpliv reakcijskih spremenljivk na potek in hitrost modelne reakcije natrijevega tiosulfata s klorovodikovo kislino.

Postopek je preprost, poceni in zahteva le določeno mero zbranosti ter predhodnega znanja. Z njim lahko učenci na preprost način spoznajo, da na hitrost kemijske reakcije vplivata temperatura in razmerje med reaktanti. Opazijo lahko tudi produkt, ki ga vsi poznajo – žveplo. Verjetno si brez izvedbe poskusa ne bi predstavljali, da po kemijski reakciji med natrijevim tiosulfatom in klorovodikovo kislino nastane prav ta produkt.

Rezultati so zelo presenetljivi. Ponekod reakcija poteka skoraj 1 uro, drugod le nekaj sekund. Tukaj lahko vidimo, kako zelo sta pri kemijskih reakcijah pomembna temperatura in razmerje med reaktanti. Omenjeno simulacijo pa lahko dandanes prenesemo tudi na industrijsko raven. Industrija si želi projektov, ki so izvedljivi hitro, kakovostno in poceni. V sistem dela tudi rada vključi t. i. zelene kemikalije, ki za okolje ne predstavljajo velike obremenitve ali pa jih je lahko odstraniti iz reakcijske mešanice.

Pokazali in dokazali smo, da natrijev tiosulfat in klorovodikova kislina zreagirata hitreje pri višji temperaturi kot pri nižji. V razmerju med reaktantoma mora biti več natrijevega tiosulfata, kar nam narekujejo zakoni stehiometrije (razmerje iz urejene kemijske reakcije 1 : 2). Z gotovostjo lahko prav tako potrdimo, da teorija trkov obvelja v našem primeru. Možnost uspešnega trka se je povečala z večjim številom delcev zaradi povečane vsebnosti (volumen) natrijevega tiosulfata in s povečano hitrostjo delcev z zvišanjem temperature. Ko v reakcijskem sistemu nastane »gneča« delcev, še ne pomeni, da bo reakcija stekla, zato je potrebno povečati še hitrost, kar smo storili z dvigom temperature. Visoko uspešnost reakcije smo zagotovili pri 80 °C.



*Hiti počasi!*« pravi znan slovenski pregovor. Res je potrebno biti pri vsaki stvari, ki jo počnemo v današnjem času natančen in hiter. Z veliko hitrostjo res nismo posebej učinkoviti, napravimo preveliko zmedo in se obnašamo kaotično, kot molekule v reakcijski posodi, ki iščejo svoj par, da reakcija poteče.

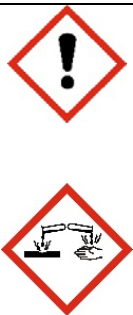

Pravijo pa tudi »Čas je zlato«, česar se moramo resnično zavedati, saj je življenje kratko, v nekaterih ozirih celo prekratko, zato ga moramo užiti z veliko mero previdnosti in zdravega razuma. Učenje na lastnih napakah pa naj predstavlja izhodiščno popotnico nam mladim za pot v življenje.

## 7. LITERATURA

- [1] Kobal, E., Kemija za vedoželjne, *DZS*, Ljubljana, 1994, 53, 75, 269.
- [2] Glažar, S. A., Pretnar, T., Kemija za sedmi razred, delovni zvezek, *DZS*, Ljubljana, 1997, 39.
- [3] Bukovec, N., Brenčič, J., Kemija za gimnazije 1, Učbenik za srednjo šolo, *DZS*, Ljubljana, 2001, 92 – 102.
- [4] Smrdu, A., Od atoma do molekule, Učbenik za kemijo v 8. razredu osnovne šole, *Založništvo Jutro*, 2. izdaja po učnem načrtu iz leta 2011, 63 – 67.
- [5] Ardley, N., Leksikon znanosti fizika, kemija, matematika, informatika, *Založba Mladinska knjiga*, Ljubljana, 1997, 144.
- [6] Crowther, B., Naravoslovje, Kemija – navodila za vaje, *Tehniška založba Slovenije*, Ljubljana, 1992, 38–39.
- [7] Leksikon Cankarjeve založbe, Kemija, tretja, dopolnjena izdaja, *Cankarjeva založba*, Ljubljana, 1984, 120.
- [8] Canals, F., M. A, Kemija, *Mladinska knjiga*, Ljubljana, 1971, 56–58.
- [9] Wertheim, J., Oxlade, C., Slikovni pojmovnik Kemija, *Tehniška založba Slovenije*, Ljubljana, 1991, 32–47.
- [10] Gifford, C., Osnove kemije, *Tehniška založba Slovenije*, Ljubljana, 1993, 16–35.
- [11] Dolinar, K., Kemija, *Cankarjeva založba*, Ljubljana, 1976, 120.
- [12] Ryan, L., Kemija, *Tehniška založba Slovenije*, Ljubljana, 2000, 189–199.
- [13] Brenčič, J., Lazarini, F., Splošna in anorganska kemija, *Državna založba Slovenije*, Ljubljana, 1993, 44–144.
- [14] Bukovec, N., Kemija za gimnazije 2, Učbenik za srednjo šolo, *DZS*, Ljubljana, 2010. Citirano 8. 1. 2015, dostopno na URL naslovu: [vedez.dzs.si/datoteke/1-Hitrost-kemijskih-reakcij.ppt](http://vedez.dzs.si/datoteke/1-Hitrost-kemijskih-reakcij.ppt)

## **8. DODATEK**

## 8.1. VARNOSTNA OPOZORILA KEMIKALIJ

Ime kemikalije	Formula	M (g/mol)	Piktogram	H- stavki	P-stavki	CAS
Klorovodikova kislina	HCl	36,46		H315 H319	P264 P280 P305+P351+P338 P302+P352	7647-01-0
Natrijev tiosulfat	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	158,11	/	/	/	7772-98-7
Žveplo	S	32,07		H315	P280 P264 P332+P313. P362 P302+P352 P321	7704-34-9

## 8.2. PRIPRAVA RAZTOPIN

### a) Natrijev tiosulfat (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)

$$\gamma = m / V,$$

kjer je  $\gamma$  masna koncentracija (g/L),  $m$  masa topljenca,  $V$  pa volumen končne raztopine.

$$\gamma = 8 \text{ g/L}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

$$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \times 5 \text{ H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) / M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \times 5 \text{ H}_2\text{O}) : M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \times 5 \text{ H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \times 5 \text{H}_2\text{O}) = ((\gamma \times V) / M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)) \times M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \times 5 \text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \times 5 \text{H}_2\text{O}) = ((8 \text{ g/L} \times 1 \text{ L}) / 158,11 \text{ g/mol}) \times 248,21 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \times 5 \text{H}_2\text{O}) = \underline{12,5589 \text{ g}}$$

**b) Klorovodikova kislina (HCl)**

$$c = n / V,$$

kjer je  $c$  množinska koncentracija (mol/L),  $n$  množina in  $V$  volumen končne raztopine.

$$c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/L}$$

$$V(\text{HCl}) = 1 \text{ L}$$

Začena raztopina HCl: 37 %  $\rightarrow w = 0,37$

$$\rho = 1,19 \text{ g/mL}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,46 \text{ g/mol}$$

$$c_1 = (w \times \rho) / M$$

$$c_1 = (0,37 \times 1,19 \times 10^3) / 36,46$$

$$c_1 = 12,07625 \text{ mol/L}$$

$$c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2$$

$$V_1 = (1 \text{ mol/L} \times 1 \text{ L}) / 12,07625 \text{ mol/L}$$

$$\underline{V_1 = 82,81 \text{ mL}}$$