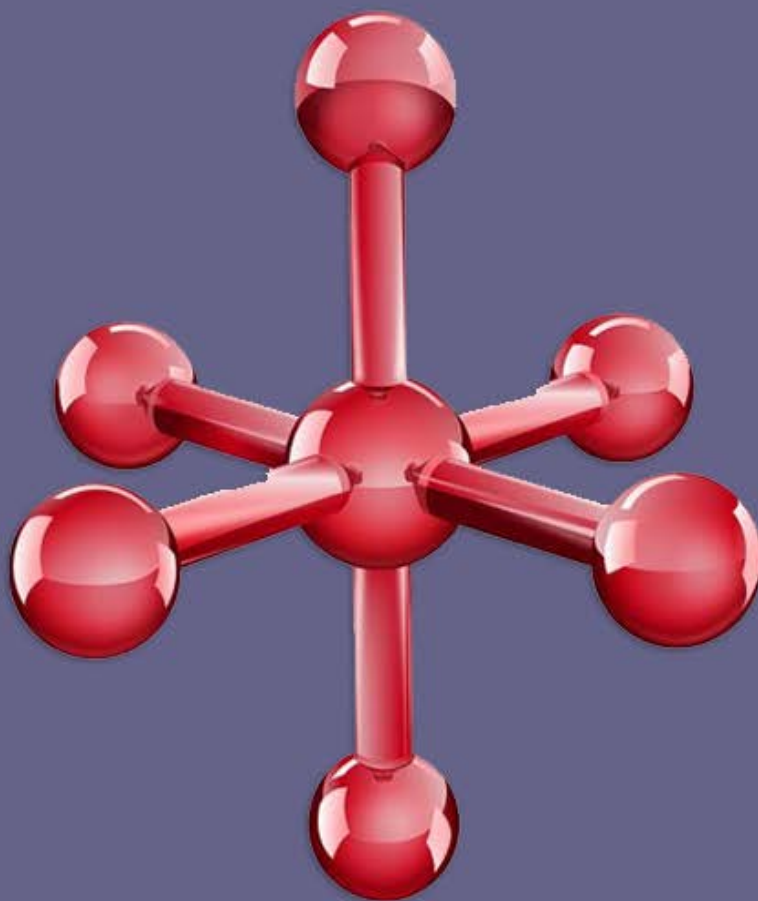


ბიორბი ბეზარაშვილი

ფიზიკური ქიმია

I

ლაბორატორიული
პრაქტიკები



თბილისი 2017

ფიზიკური ქიმია -1
ლაბორატორიული პრაქტიკუმი

შემდგენელი: გ. ბეზარაშვილი

თბილისი

2017

წინასიტყვაობა

ფიზიკური ქიმიის კურსს ენიჭება განსაკუთრებული მნიშვნელობა ქიმიის დარგში სპეციალისტების მომზადების საქმეში. ამ სასწავლო დისციპლინის ათვისების ეფექტურობა მნიშვნელოვნად არის დამოკიდებული ლაბორატორიულ მეცადინეობათა შინაარსსა და მათ პრაქტიკულ რეალიზებაზე.

ფიზიკური ქიმიის ლაბორატორიულმა პრაქტიკუმმა უნდა მისცეს სტუდენტს ნათელი წარმოდგენა იმაზე, თუ როგორ მჭიდრო კავშირში იმყოფებიან ერთმანეთთან ექსპერიმენტის თეორია და პრაქტიკა. მან უნდა განუმტკიცოს სტუდენტებს თეორიული ცოდნა და ჩამოუყალიბოს ფიზიკურ - ქიმიური ექსპერიმენტის ჩატარების უნარ - ჩვევები. ყოველივე ეს მჭიდროდ უკავშირდება ქიმიური გარდაქმნების თანმხლებ სხვადასხვა ფიზიკურ მოვლენებზე დაკვირვებასა და შესაბამის ფიზიკურ სიდიდეთა გაზომვას თანამედროვე ხელსაწყო - დანადგარების გამოყენებით.

წარმოდგენილი ნაშრომი დაფუძნებულია სტუდენტებთან პრაქტიკული მუშაობის იმ მრავალწლიან გამოცდილებაზე, რომელიც დაგროვდა თსუ ფიზიკური და ანალიზური ქიმიის ქვემომართულებაზე ფიზიკური ქიმიის სწავლების პროცესში. მასში გათვალისწინებულია ლაბორატორიული სამუშაოების ჩატარება ნივთიერების აღნაგობის, თერმოქიმიის, ჰეტეროგენული და ჰომოგენური წონასწორობის თემებზე. ამ ამოცანების ჩატარებას ძირითადად ითვალისწინებენ სასწავლო დისციპლინები „ფიზიკური ქიმია-1“ და „ფიზიკური ქიმია-3“. პირველი ორი ამოცანა ეხება დაკვირვებათა ცდომილებებს და ცდისეული შედეგების სტატისტიკურ დამუშავებას, აგრეთვე ზოგიერთი გრაფიკული მეთოდის გამოყენებას ფიზიკურ ქიმიაში.

თითოეული ამოცანის აღწერას წინ უძღვის მოკლე თეორიული შესავალი და გამოყენებული მეთოდის დასაბუთება. მათ მოსდევს ჩასატარებელ სამუშაოთა თანამიმდევრობა და საათნადო გაანგარიშებანი. საჭიროების შემთხვევაში ამოცანა ითვალისწინებს მიღებული შედეგების წარმოდგენას გრაფიკული სახით.

გაზომვათა ცდომილებანი

ქიმიური ექსპერიმენტის ჩატარება დაკავშირებულია ფიზიკური სიდიდეების გაზომვასთან და მიღებული რიცხვითი მონაცემების სტატისტიკურ დამუშავებასთან.

სხვადასხვა სიდიდეთა გაზომვა (წნევა, ტემპერატურა, კონცენტრაცია...) ყოველთვის შეიცავს გარკვეულ ცდომილებებს. იმისდა მიხედვით, თუ რა მიზეზები განაპირობებენ ამ ცდომილებებს, ისინი შეიძლება იყვნენ სისტემატური ან შემთხვევითი.

სისტემატური ცდომილებების მიზეზია გაზომვის მეთოდის არასწორი შერჩევა, გამოყენებული ხელსაწყოთა არასრულყოფილება, რაიმე გარეშე ფაქტორის მუდმივი ზემოქმედება გაზომვაზე და ა. შ. სისტემატური ცდომილების გამო გაზომვის შედეგი არის მუდმივად მომატებული ან დაკლებული. სისტემატური ცდომილების გამოსავლენად საჭიროა გაზომვის სხვა, უფრო საიმედო მეთოდის შერჩევა, ანდა კონსტრუქციულად უფრო სრულყოფილი ხელსაწყოთა გამოყენება.

შემთხვევითი ცდომილებების მიზეზს წარმოადგენს ზუსტად ერთსა და იმავე პირობებში ცდების ჩატარების შეუძლებლობა. ყოველი კონკრეტული გაზომვის პროცესზე გარკვეულ გავლენას ახდენენ უმართავი ფაქტორები, რომლებიც ექსპერიმენტატორის კონტროლს არ ექვემდებარებიან. შემთხვევითი ცდომილებების გამო ერთი და იგივე გაზომვის შედეგი ხან მომატებული გამოდის, ხან - შემცირებული. აღნიშნული ტიპის ცდომილებათა გავლენის მინიმუმამდე შესამცირებლად გამოიყენება ცდების შედეგთა დამუშავების მათემატიკური სტატისტიკის მეთოდები.

თუ დავუშვებთ, რომ სისტემატური და შემთხვევითი ცდომილებანი ურთიერთდამოუკიდებელნი არიან, მაშინ გაზომვის საერთო ცდომილება Δx შეგვიძლია ჩავწეროთ შემდეგი ჯამის სახით:

$$\Delta x = \Delta x (\text{სისტემატური}) + \Delta x (\text{შემთხვევითი}) \quad (1)$$

შემდეგში ვიგულისხმებთ, რომ გაზომვის მეთოდი სწორადაა შერჩეული და ხელსაწყოც გამართულად მუშაობს. ასეთ პირობებში $\Delta x (\text{სისტემატური}) \approx 0$ და გაზომვათა ცდომილება გაპირობებულია მხოლოდ შემთხვევითი ფაქტორებით.

* * * * *

დავუშვათ, რაიმე A სიდიდის ჭეშმარიტი რიცხვითი მნიშვნელობაა a .
 სათანადო გაზომვის შედეგად მიღებულია მიახლოებითი მნიშვნელობა x : $x \approx a$.
 სხვაობა ჭეშმარიტ მნიშვნელობასა და მიახლოებით ცდისეულ მნიშვნელობას შორის
 წარმოადგენს გაზომვის **აბსოლუტურ ცდომილებას** :

$$\Delta x = x - a \quad (2)$$

აბსოლუტური ცდომილების შეფარდებას ჭეშმარიტ რიცხვით მნიშვნელობასთან
 უწოდებენ გაზომვის **ფარდობით ცდომილებას** :

$$\delta x = \frac{\Delta x}{a} = \frac{x - a}{a} \quad (3)$$

გასაგებია, რომ ფარდობითი ცდომილება უგანზომილებო სიდიდეა.

ხშირად (3) გამოსახულების მნიშვნელში a სიდიდეს ცვლიან ცდისეული x
 მნიშვნელობით:

$$\delta x = \frac{\Delta x}{x} \quad (4)$$

ფარდობითი ცდომილება შეიძლება გამოისახოს პროცენტებითაც (ე.ი. მეასედი
 ნაწილებით):

$$\delta x (\%) = \frac{\Delta x}{x} \times 100 . \quad (5)$$

მაგალითი: ერთი და იგივე თერმომეტრით გაზომეს ცივი და ცხელი ხსნარების

ტემპერატურები. ცივი ხსნარის ტემპერატურა აღმოჩნდა 12°C , ხოლო
 ცხელი ხსნარისა კი 60°C . თერმომეტრის ჩვენების აბსოლუტური ცდომილებაა $0,1^{\circ}\text{C}$.
 განსაზღვრეთ ორივე გაზომვის ფარდობითი ცდომილება :

$$(\delta x)_1 = \frac{0,1}{12} \cdot 100 = 0,83 \% .$$

$$(\delta x)_2 = \frac{0,1}{60} \cdot 100 = 0,17 \% .$$

როგორც ვხედავთ, ცხელი ხსნარის ტემპერატურა უფრო ზუსტად არის განსაზღვრული.

ჩვეულებრივ, გასაზომი A სიდიდის რიცხვითი მნიშვნელობის დადგენისათვის მიმართავენ არა ერთ, არამედ რამდენიმე გაზომვას შეძლებისდაგვარად ერთსა და იმავე პირობებში (ე.წ. პარალელური გაზომვები). ამის შედეგად მიიღება მონაცემთა ერთობლიობა, ე.წ. **სტატისტიკური სინჯი**:

$$x_1, x_2, \dots, x_i, \dots, x_n$$

აქ n არის მონაცემთა რაოდენობა (იგულისხმება, რომ განსხვავება მონაცემთა შორის გაპირობებულია მხოლოდ შემთხვევითი ფაქტორებით). ასეთ შემთხვევაში ჭეშმარიტი a მნიშვნელობის საუკეთესო შეფასებად მიჩნეულია x_i სიდიდეთა საშუალო არითმეტიკული:

$$\bar{x} = \frac{x_1 + x_2 + \dots + x_n}{n} = \frac{1}{n} \sum x_i, \quad (6)$$

რაც შეეხება აბსოლუტურ ცდომილებას, მის გარკვეულ ერთეულად მიღებულია შემდეგი სიდიდე - სტანდარტული გადახრა:

$$S(x) = \sqrt{\left(\frac{1}{n-1}\right) \sum (x_i - \bar{x})^2} \quad (7)$$

ჩვეულებრივ, აბსოლუტური ცდომილება შეადგენს რამდენიმე $S(x)$ ერთეულს.

პირდაპირი და ირიბი გაზომვების ცდომილებანი

ფიზიკური A სიდიდის რიცხვითი მნიშვნელობა შეიძლება განისაზღვროს პირდაპირი (უშუალო) ან არაპირდაპირი (ირიბი) გაზომვების დახმარებით. მაგალითად, საკვლევი ხსნარის ტემპერატურა T უშუალოდ იზომება თერმომეტრით; ხსნარის მოცულობა V - დანაყოფებიანი მენზურას გამოყენებით.

ქიმიური წონასწორობის K მუდმივა უშუალოდ არ იზომება. თავდაპირველად ისაზღვრება წონასწორულ სისტემაში რეაგენტებისა და პროდუქტების კონცენტრაციები, ხოლო მათი გარკვეული ხარისხების სათანადო კომბინაციით კი - წონასწორობის მუდმივა („მოქმედ მასათა“ კანონის გამოყენებით).

განვიხილოთ არაპირდაპირი გაზომვების ცდომილებათა განსაზღვრის ზოგიერთი მარტივი მაგალითი. აქ პირდაპირი გაზომვებით ისაზღვრება X და Y სიდიდეთა რიცხვითი მნიშვნელობანი, ხოლო მიღებული შედეგების საფუძველზე კი გარკვეული წესის მიხედვით გამოითვლება A სიდიდე.

$$(ა) \quad \boxed{A = a X + b Y} , \text{ სადაც } a, b > 0 . \quad (8)$$

(აქ a და b წინასწარ ცნობილი მუდმივი კოეფიციენტებია).

გავადიფერენციალოთ (8) გამოსახულება:

$$dA = a dX + b dY .$$

dA , dX და dY დიფერენციალები მიახლოებით შევცვალოთ მცირე აბსოლუტური ცდომილებებით:

$$\Delta A = a \Delta X + b \Delta Y \quad (9)$$

როგორც ვხედავთ, (8) ფორმულით განსაზღვრული A სიდიდის აბსოლუტური ცდომილება წარმოადგენს პირდაპირი გაზომვებით დადგენილი X და Y სიდიდეთა აბსოლუტური ცდომილებების წრფივ კომბინაციას.

$$(ბ) \quad \boxed{A = a X - b Y} , \text{ სადაც } a, b > 0 . \quad (10)$$

დიფერენციალის აღება მოგვცემს:

$$dA = a dX - b dY .$$

თუ მიღებულ გამოსახულებაში უშუალოდ გადავალთ აბსოლუტურ ცდომილებაზე, მივიღებთ (9) გამოსახულების ანალოგიურ ფორმულას, რომელშიც ნიშანი „+“ შეცვლილია ნიშნით „-“. ეს არ იქნება კორექტული შედეგი, ვინაიდან შეიძლება აღმოჩნდეს, რომ $a \Delta X = b \Delta Y$ და $\Delta A = 0$, რაც არალოგიკურია. ამის თავიდან ასაცილებლად მიღებულია შეთანხმება, რომ შეფასდეს A სიდიდის *მაქსიმალური შესაძლო ცდომილება*, რაც იმას ნიშნავს, რომ ΔA ცდომილების გამოსათვლელად ამ შემთხვევაში უნდა ვისარგებლოთ (9) ფორმულით. მაშასადამე, უნდა დავტოვოთ ნიშანი „+“ .

$$(8) \quad \boxed{A = X \times Y} \quad (11)$$

ამ გამოსახულების გალოგარითმებისა და დიფერენცირების შემდეგ გვექნება:

$$\ln A = \ln X + \ln Y \quad ,$$

$$d \ln A = d \ln X + d \ln Y \quad ,$$

ანუ:

$$\frac{dA}{A} = \frac{dX}{X} + \frac{dY}{Y}.$$

თუ დიფერენციალებს მიახლოებით შევცვლით მცირე აბსოლუტური ცდომილებებით, მივიღებთ:

$$\frac{\Delta A}{A} = \frac{\Delta X}{X} + \frac{\Delta Y}{Y}.$$

როგორც ვხედავთ, მიღებული ტოლობის ორივე მხარეს გვაქვს ფარდობითი ცდომილებები. (4) გამოსახულების საფუძველზე შეგვიძლია ჩავწეროთ:

$$\delta A = \delta X + \delta Y \quad (12)$$

$$(9) \quad \boxed{A = \frac{X}{Y}} \quad (13)$$

ამ გამოსახულების გალოგარითმებისა და დიფერენცირების შემდეგ მივიღებთ (12) ტოლობის ანალოგიურ გამოსახულებას, რომელშიც ნიშანი „+“ შეცვლილია ნიშნით „-“. არალოგიკური შედეგის თავიდან ასაცილებლად ამ შემთხვევაშიც (12) ტოლობაში უნდა დავტოვოთ ნიშანი „+“.

ამრიგად, თუ A სიდიდე ისაზღვრება პირდაპირი გაზომვებით მიღებული სიდიდეების ნამრავლით ან შეფარდებით, მაშინ მისი ფარდობითი ცდომილება შეადგენს აღნიშნული სიდიდეების ფარდობით ცდომილებათა ჯამს.

$$(9) \quad \boxed{A = X^a} \quad (14)$$

ზემოაღნიშნულ მათემატიკურ გარდაქმნათა ჩატარების შემდეგ გვექნება:

$$\begin{aligned} \ln A &= a \ln X , \\ \delta A &= a \delta X . \end{aligned} \quad (15)$$

როგორც ვხედავთ, თუ A სიდიდე ისაზღვრება პირდაპირი გაზომვით მიღებული X სიდიდის გარკვეული ხარისხით, მაშინ A -ს ფარდობითი ცდომილება უტოლდება X სიდიდის ფარდობითი ცდომილებისა და ხარისხის მაჩვენებლის ნამრავლს. რაც მეტია ეს მაჩვენებელი, მით მეტია δA სიდიდე X -ის ფარდობით ცდომილებასთან მიმართებაში.

გრაფიკული მეთოდი

ჩატარებული ექსპერიმენტის შედეგები შეიძლება წარმოვადგინოთ ცხრილების, გრაფიკების, დიაგრამების სახით.

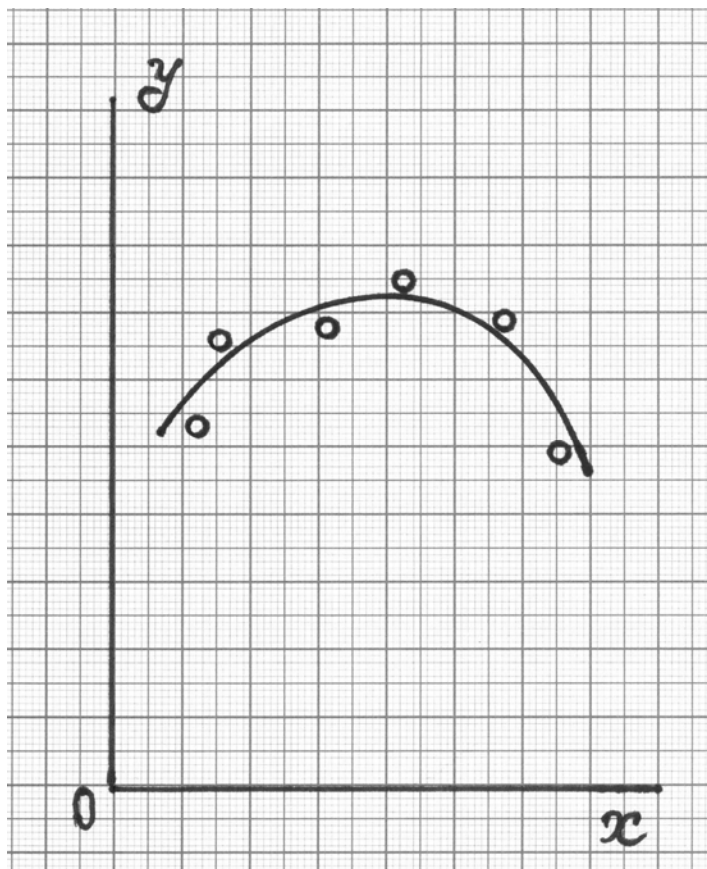
შედეგების წარმოდგენის მარტივ სახეს წარმოადგენენ **ცხრილები**. ცხრილი არის მონაცემთა მოწესრიგების ერთგვარი საშუალება. იგი წარმოადგენს რიცხვით მონაცემთა ჩამონათვალს, რომელიც მოყვანილია გარკვეულ სისტემაში და განაწილებულია ვერტიკალურ სვეტებსა და ჰორიზონტალურ სტრიქონებში. სვეტების მინიმალური რაოდენობა შეესაბამება ექსპერიმენტში ცვლადების რიცხვს (ცხრილი შეიძლება შეიცავდეს დამატებით, დამხმარე სვეტებსაც). სტრიქონების რაოდენობა შეადგენს „ცდების რიცხვი +1“ (ერთი დამატებითი სტრიქონი მოთავსებულია ცხრილის ზემო ნაწილში და შეიცავს ექსპერიმენტული ცვლადების აღნიშვნებს სათანადო ერთეულების მითითებით). თითოეულ სვეტში იწერება შესაბამისი ცვლადის რიცხვითი მნიშვნელობები იმგვარად, რომ თითოეულ სტრიქონში აღმოჩნდეს ამ ცვლადების მნიშვნელობები ყოველი ცდის პირობებში.

მათემატიკაში დამოუკიდებელ ცვლადს უწოდებენ **არგუმენტს**, ხოლო არგუმენტზე დამოკიდებულ ცვლადს კი - **ფუნქციას**. ერთ არგუმენტს შეიძლება გააჩნდეს რამდენიმე ფუნქცია, რაც იმას ნიშნავს, რომ ცხრილში სვეტების რაოდენობა შეიძლება იყოს ორი ან მეტი. ჩვეულებრივ, რიცხვითი მონაცემების განლაგებას ახდენენ იმგვარად, რომ არგუმენტის სვეტში რიცხვების თანამიმდევრობა იყოს ზრდადი ან კლებადი.

ცხრილის მონაცემების საფუძველზე შესაძლებელია ექსპერიმენტის შედეგების წარმოდგენა **გრაფიკული სახით**. გრაფიკი არის ნახაზი, რომელიც გამოიყენება ერთი ცვლადის მეორე ცვლადზე დამოკიდებულების თვალსაჩინო წარმოსახვისათვის. როგორც წესი, გრაფიკს აგებენ სიბრტყეზე ე.წ. დეკარტეს კოორდინატებში (კომპიუტერის დახმარებით შესაძლებელია გრაფიკის აგება სამ-განზომილებიან სივრცეშიც). კოორდინატთა დეკარტეს სისტემა წარმოადგენს სიბრტყეზე განლაგებულ ურთიერთ-პერპენდიკულარულ რიცხვით ღერძებს. ჰორიზონტალურ ღერძზე გადაიზომება არგუმენტის მნიშვნელობები და მას **აბსცისთა ღერძს** უწოდებენ. ვერტიკალურ ღერძზე გადაიზომებენ ფუნქციის მნიშვნელობებს და მას **ორდინატთა ღერძს** უწოდებენ. ღერძების გადაკვეთის წერტილი „O“ მიიჩნევა კოორდინატთა სათავედ. აქედან გამომდინარე, **ფუნქციის გრაფიკი - ეს არის წერტილთა სიმრავლე, რომელთა**

აბსცისები წარმოადგენენ არგუმენტის მნიშვნელობებს, ხოლო ორდინატები - ფუნქციის მნიშვნელობებს.

გრაფიკის აგებისას ხშირად იყენებენ მილიმეტრებიან ქაღალდს. მასშტაბს შეარჩევენ იმგვარად, რომ მიღებული მრუდი არ იყოს გაწელილი რომელიმე ღერძის მიმართ, ვინაიდან ასეთ შემთხვევაში საკმაოდ ძნელი იქნება გრაფიკზე შესაძლო მაქსიმუმის ან მინიმუმის წერტილის დადგენა. ნახაზის აგებისას სრულებით არაა აუცილებელი მრუდმა გაიაროს ყველა წერტილზე, თუმცა მრუდი (ან წრფე) რაც შეიძლება ახლოს უნდა გადიოდეს ამ წერტილებთან. მრუდის მოხაზვისას მოსახერხებელია მრუდთარგის (ე.წ. „ლეკალოს“) გამოყენება (იხ. № 1 ნახაზი).

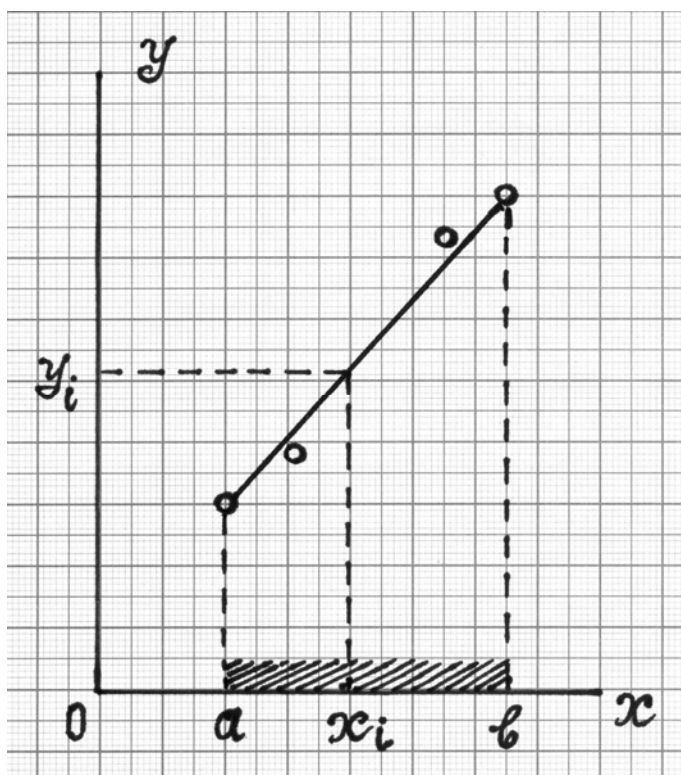


ნახ. 1

ინტერპოლაცია და ექსტრაპოლაცია

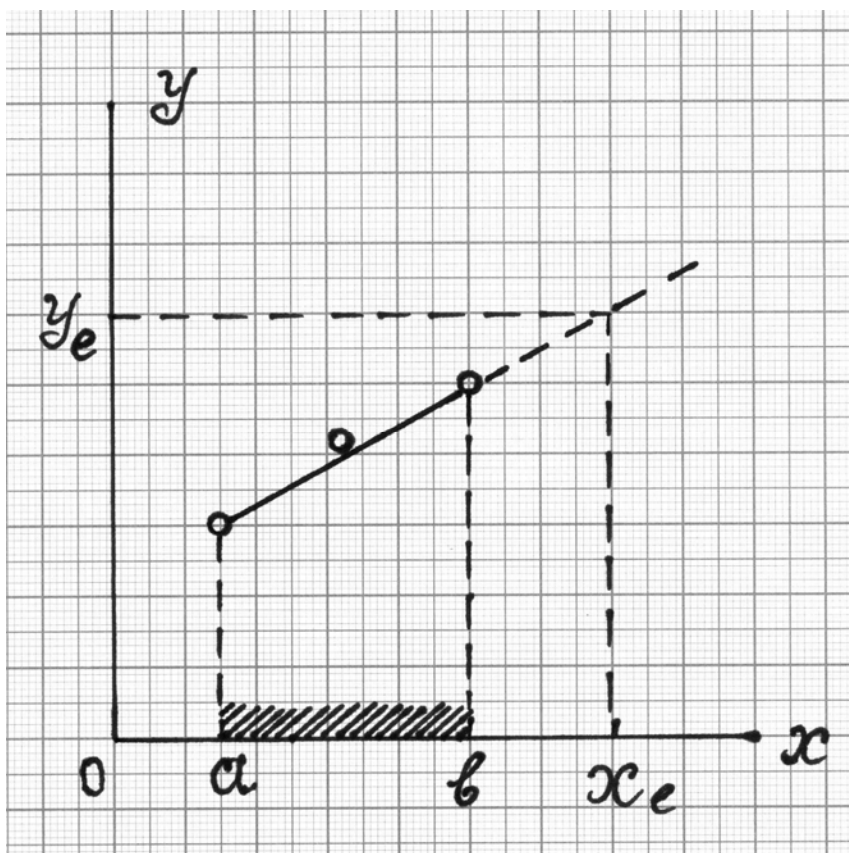
ინტერპოლაცია და ექსტრაპოლაცია წარმოადგენენ ფუნქციის მნიშვნელობათა პროგნოზირების ლოგიკურ საშუალებებს. მათი არსი შემდეგშია: *არგუმენტის მნიშვნელობათა გარკვეულ უბნებში დადგენილია ფუნქციის თავისებურებანი, ამის საფუძველზე კი უნდა შეფასდეს ფუნქციის მნიშვნელობანი სხვა უბნებში.* ყველაზე მარტივია წრფივი გრაფიკული ინტერპოლაცია და ექსტრაპოლაცია; არსებობენ აგრეთვე სპეციალური საინტერპოლაციო ფორმულები.

დავუშვათ, $y = f(x)$ ფუნქცია განსაზღვრულია $[a, b]$ ინტერვალზე, როგორც ეს ნაჩვენებია № 2 ნახაზზე. ინტერპოლაცია გულისხმობს ფუნქციის მიახლოებით ან ზუსტ მნიშვნელობათა დადგენას ამ ინტერვალის შიგნით, არგუმენტის იმ x_i მნიშვნელობაზე, რომელზედაც ცდები არ იყო ჩატარებული. ამისათვის x_i წერტილიდან უნდა აღვმართოთ პერპენდიკულარი აბსცისთა ღერძის მიმართ, y ფუნქციის გრაფიკის გადაკვეთამდე. გადაკვეთის წერტილის შესაბამისი ორდინატა y_i წარმოადგენს ფუნქციის საძიებელ მნიშვნელობას.



ნახ. 2

რაც შეეხება ექსტრაპოლაციას, იგი გულისხმობს ფუნქციის მნიშვნელობათა დადგენას $[a, b]$ ინტერვალის გარეთ (იხ. № 3 ნახაზი). ამ მიზნით ინტერვალის მიღმა შერჩეულ x_e წერტილიდან უნდა აღმართოთ პერპენდიკულარი, ხოლო y ფუნქციის გრაფიკი გავაგრძელოთ ამ პერპენდიკულართან გადაკვეთამდე. გადაკვეთის წერტილის ორდინატა y_e წარმოადგენს ფუნქციის ექსტრაპოლირებულ მნიშვნელობას. აქვე შევნიშნავთ, რომ x_e წერტილი არ უნდა იყოს ძლიერ დაცილებული $[a, b]$ ინტერვალს; წინააღმდეგ შემთხვევაში ფუნქციის ექსტრაპოლაციამ შეიძლება მოგვცეს არასწორი შედეგი.



ნახ. 3

წრფის განტოლებაში შემავალი მუდმივების დადგენა

წრფივი ფუნქცია შეიძლება წარმოვადგინოთ შემდეგი სახით:

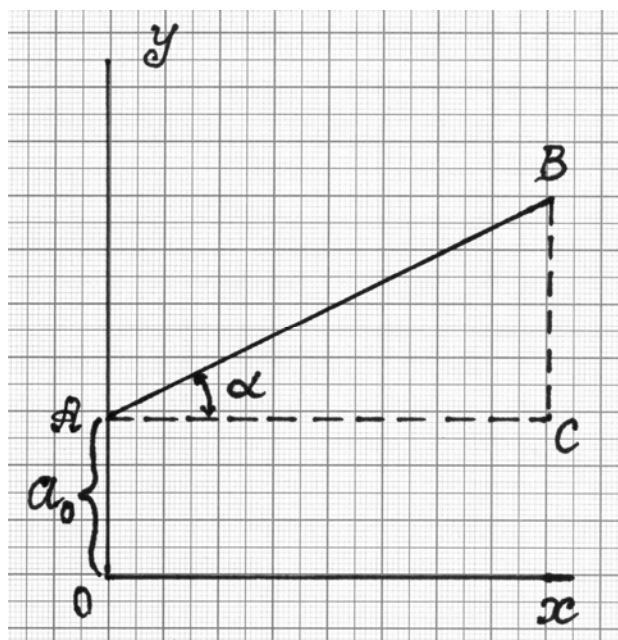
$$y = a_0 + a_1 x \quad (1)$$

სადაც x წარმოადგენს არგუმენტს, y - მის ფუნქციას, ხოლო a_0 და a_1 - მუდმივ კოეფიციენტებს. მათ დასადგენად საჭიროა (1) ფუნქციის გრაფიკის აგება, რომელიც ნაჩვენებია № 4 ნახაზზე. a_0 კოეფიციენტი (ანუ თავისუფალი წევრი) განისაზღვრება იმ მონაკვეთის სიდიდით, რომელსაც აგებული წრფე ჩამოჭრის ორდინატთა ღერძზე. რაც შეეხება a_1 კოეფიციენტს (მას კუთხურ კოეფიციენტსაც უწოდებენ), იგი უტოლდება აღნიშნული წრფის დახრილობას აბსცისთა ღერძის მიმართ, ანუ - იმ კუთხის ტანგენსს, რომელსაც ეს წრფე ქმნის აბსცისთა ღერძის დადებით მიმართულებასთან:

$$a_1 = \operatorname{tg} \alpha \quad (2)$$

ტანგენსის განსაზღვრისათვის საჭიროა წრფეზე ავავოთ მართკუთხა სამკუთხედი ABC , როგორც ეს ნაჩვენებია ნახაზზე. მასში α კუთხის ტანგენსი უტოლდება მოპირდაპირე კათეტის შეფარდებას მიმდებარე კათეტთან:

$$\operatorname{tg} \alpha = BC/AC \quad (3)$$



ნახ. 4

შევნიშნავთ, რომ აღმავალი წრფის შემთხვევაში $a_1 > 0$, ხოლო დაღმავალი წრფის შემთხვევაში კი $a_1 < 0$.

თუ (1) გამოსახულებაში $a_0 = 0$, მაშინ შესაბამისი წრფე გაივლის კოორდინატთა სათავეზე. ასეთ შემთხვევაში y ცვლადი პირდაპირპროპორციულ დამოკიდებულებაშია x სიდიდის მიმართ.

ზოგიერთი არაწრფივი ფუნქცია შეიძლება სათანადო გარდაქმნების შემდეგ დავიყვანოთ წრფივ სახეზე. მაგალითად, თუ მოცემულია შემდეგი არაწრფივი გამოსახულება:

$$y = k x^n, \quad (4)$$

სადაც k და n მუდმივი სიდიდეებია, მაშინ ამ გამოსახულების გალოგარიტმება მოგვცემს:

$$\lg y = \lg k + n \lg x. \quad (5)$$

ჩანს, რომ მიღებულ გამოსახულებაში $\lg y$ წარმოადგენს $\lg x$ -ის წრფივ ფუნქციას, რომელშიც თავისუფალი წევრია $\lg k$, ხოლო კუთხური კოეფიციენტი კი n . ზემოაღწერილი მეთოდის გამოყენებით ადვილად განისაზღვრებიან ეს სიდიდეები.

გრაფიკული დიფერენცირება და ინტეგრირება

გეომეტრიული შინაარსის მიხედვით, რომელიმე წერტილში ფუნქციის წარმოებული განისაზღვრება *შესაბამის წერტილში ამ ფუნქციის გრაფიკის მიმართ გავლებული მხების დახრილობით აბსცისთა ღერძის მიმართ*.

განვიხილოთ $y = f(x)$ ფუნქცია, რომლის გრაფიკიც mn მრუდის სახით წარმოდგენილია № 5 ნახაზზე. დავუშვათ, უნდა დადგინდეს ამ ფუნქციის წარმოებულის რიცხვითი მნიშვნელობა x_0 წერტილში, ანუ - $\left(\frac{dy}{dx}\right)_{x_0}$ სიდიდე.

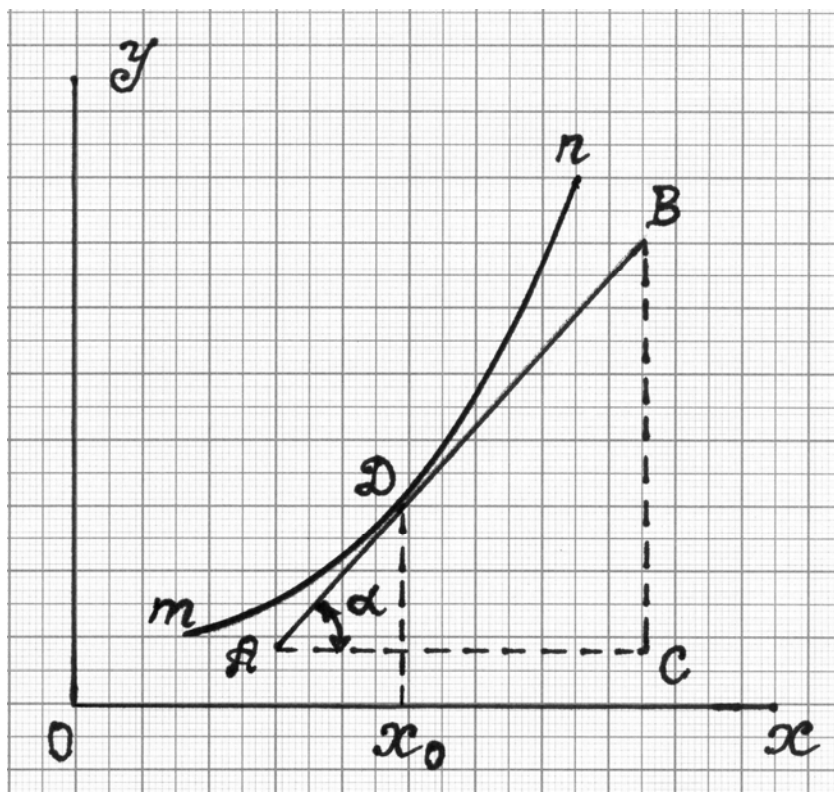
სხვა სიტყვებით, უნდა ჩატარდეს ფუნქციის გრაფიკული დიფერენცირება. ამისათვის x_0 წერტილიდან აღვმართოთ პერპენდიკულარი აბსცისთა ღერძის მიმართ ფუნქციის გრაფიკთან გადაკვეთამდე D წერტილში. ამ წერტილში გავავლოთ AB მხები

მრუდის მიმართ. მისი დახრილობის დასადგენად ავაგოთ მართკუთხა სამკუთხედი ABC და დავადგინოთ მახვილი α კუთხის ტანგენსი :

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{BC}{AC} .$$

სწორედ ეს სიდიდე წარმოადგენს y ფუნქციის წარმოებულის რიცხვით მნიშვნელობას x_0 წერტილში:

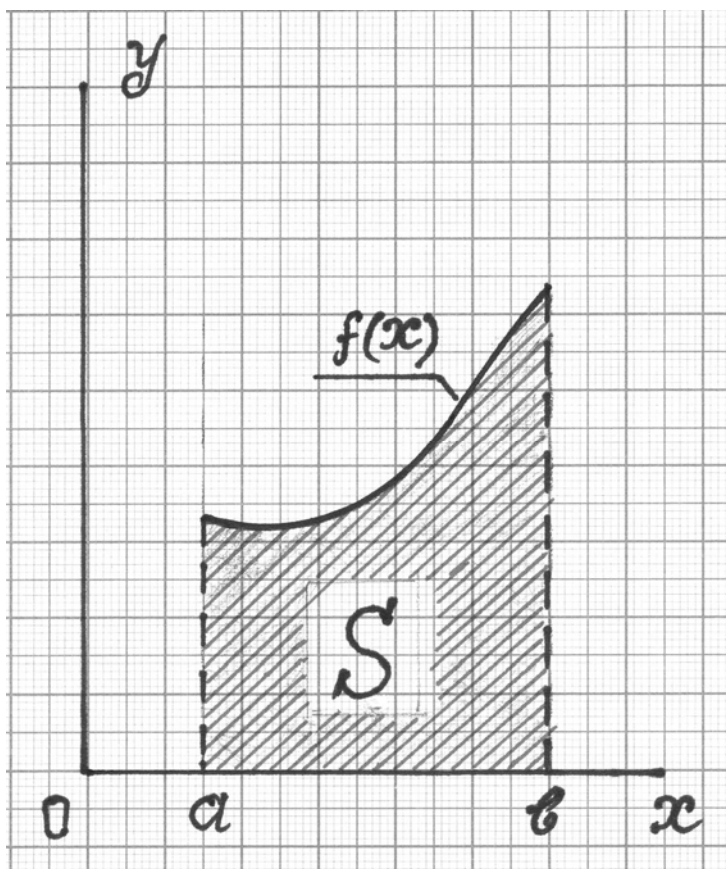
$$\left(\frac{dy}{dx}\right)_{x_0} = \operatorname{tg} \alpha = \frac{BC}{AC} . \quad (6)$$



ნახ. 5

მათემატიკის კურსიდან ცნობილია, რომ განსაზღვრული ინტეგრალი $\int_a^b f(x)dx$

უტოლდება S ფართობს, რომელიც ზემოდან შემოსაზღვრულია $y = f(x)$ ფუნქციის გრაფიკით, ქვემოდან - აბსცისთა ღერძით, ხოლო მარცხნიდან და მარჯვნიდან - a და b წერტილებზე აღმართული პერპენდიკულარებით, როგორც ეს ნაჩვენებია № 6 ნახაზზე. ფართობის განსაზღვრისათვის ადრე გამოიყენებოდა ამ ფართობის ამოჭრისა და აწონვის მეთოდი, აგრეთვე მილიმეტრებიან ქაღალდზე „კვადრატების დათვლის“ მეთოდი. ამჟამად მიმართავენ ინტეგრირების სხვადასხვა რიცხვით მეთოდებს (მართკუთხედების, ტრაპეციების, პარაბოლების მეთოდებს).



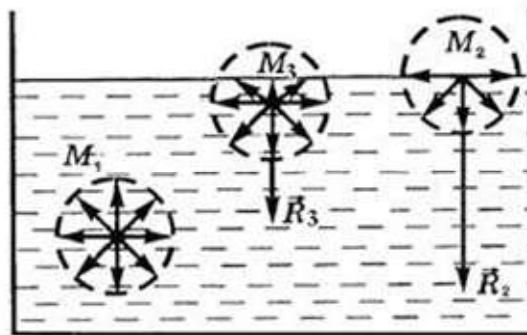
ნახ. 6

სითხეთა ზედაპირული დაჭიმულობა

მოკლე თეორია

ზედაპირული დაჭიმულობა არის მოვლენა, რომელიც გაპირობებულია სითხის ზედაპირულ ფენასა და სითხის სიღრმეში მყოფ მოლეკულათა ურთიერთმიზიდვით.

მოლეკულური თეორიის თანახმად, სითხის ზედაპირის მახლობლად მყოფი მოლეკულების მდგომარეობა განსხვავდება სითხის სიღრმეში მოლეკულების ენერგეტიკული მდგომარეობისგან. როგორც № 1 ნახაზიდან ჩანს, სითხის სიღრმეში მყოფი M_1 მოლეკულისათვის მოლეკულათაშორისი ურთიერთქმედების ძალები, საშუალოდ, ურთიერთკომპენსირებულია (სივრცეში მათი სიმეტრიული მიმართულებების გამო). ამის შედეგად მოლეკულაზე მოქმედი ჯამური (ტოლქმედი) ძალა, პრაქტიკულად,



ნახ. 1

ნულის ტოლია. განსხვავებული ვითარებაა სითხის ზედაპირთან, რომელიც სითხეს გამოიწვევს აირადი ფაზისაგან (იგი შეიძლება იყოს ამ სითხის ორთქლი ან ჰაერი). მისი სიმკვრივე გაცილებით ნაკლებია თხევადი ფაზის სიმკვრივეზე. ამ ზედაპირთან მყოფ M_2 ან M_3 მოლეკულებზე მოქმედი ძალები არ არიან ურთიერთკომპენსირებულნი, ვინაიდან თხევადი ფაზის მხრიდან მოქმედი ძალები გაცილებით აღემატებიან აირადი ფაზის მხრიდან მოქმედ ძალებს. ამის შედეგად ამ მოლეკულებზე მოქმედი ჯამური ძალები არ უტოლდებიან ნულს და ისინი მიმართულნი არიან სითხის სიღრმისკენ. საბოლოოდ ვღებულობთ, რომ ზედაპირის მახლობლად მყოფი მოლეკულა მიისწრაფვის გადავიდეს სითხის სიღრმეში, სადაც მისი ენერგეტიკული მდგომარეობა უფრო სტაბილური იქნება.

ზემოთქმულიდან გამომდინარეობს, რომ სითხის ზედაპირული ფენა ენერგეტიკული თვალსაზრისით იმყოფება განსხვავებულ მდგომარეობაში, ვიდრე სითხის სიღრმეში

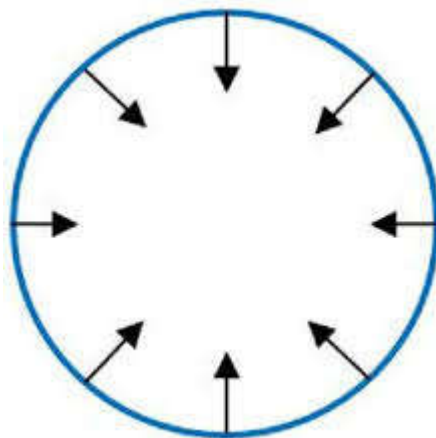
მყოფი ფენები. მას ახასიათებს გარკვეული „დაძაბულობა“, რაც გამოიხატება იმაში, რომ *ამ ფენას აქვს ჭარბი ზედაპირული ენერგია E_s* , რომელიც არ გააჩნია სითხის სიღრმისეულ ფენებს. სწორედ ამ ჭარბი ენერგიის არსებობა განაპირობებს ზედაპირულ დაჭიმულობას.

სითხის გლუვი ზედაპირის შემთხვევაში ზედაპირული ენერგია პირდაპირპროპორციულია ზედაპირის S ფართობისა:

$$E_s = \sigma \cdot S \quad . \quad (1)$$

ამ ფორმულაში პროპორციულობის σ კოეფიციენტს ეწოდება *ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტი*. ჩანს, რომ რიცხობრივად $\sigma = E_s$, როდესაც $S = 1$. ეს იმას ნიშნავს, რომ ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტი რიცხობრივად უტოლდება ჭარბ ზედაპირულ ენერგიას, გადაანგარიშებულს სითხის ერთეულოვანი ზედაპირის მიმართ. *თერმოდინამიკური თვალსაზრისით შეიძლება ითქვას, რომ σ ახასიათებს იმ მუშაობას, რომელიც უნდა დაიხარჯოს ფაზათა გამყოფი ერთეულოვანი ფართობის წარმოსაქმნელად იზოთერმულ პირობებში.*

ფიზიკის კურსის მიხედვით, სითხის ზედაპირული დაჭიმულობა განაპირობებს იმას, რომ ზედაპირის შემომსაზღვრელი კონტურის თითოეულ წერტილზე მოქმედებს *დაჭიმულობის ძალა*, რომლის ვექტორიც მოთავსებულია სითხის ზედაპირზე და მიმართულია კონტურის მიმართ პერპენდიკულარულად (იხ. № 2 ნახაზი). აქედან გამომდინარე, ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტს აქვს შემდეგი *მექანიკური* განმარტება:



ნახ. 2

$$\sigma = \frac{F_s}{L} . \quad (2)$$

აქ F_s არის კონტურზე მოქმედი ჯამური ძალა, ხოლო L - კონტურის სიგრძე. როგორც ვხედავთ, როცა $L = 1$, მაშინ რიცხობრივად $\sigma = F_s$. ამრიგად, სითხის ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტი რიცხობრივად უტოლდება იმ ძალას, რომელიც მოქმედებს ზედაპირის შემომსაზღვრელი კონტურის სიგრძის ერთეულზე მისდამი პერპენდიკულარული მიმართულებით. დაჭიმულობის ძალის მოქმედებით სითხე მიისწრაფვის შეამციროს მისი ზედაპირის ფართობი იმგვარად, რომ მოცემულ პირობებში ჰქონდეს მინიმალური ზედაპირული ენერგია.

მოხერხებული აღმოჩნდა σ კოეფიციენტის გამოსახვა ერთეულთა CGS, და არა SI სისტემაში. (1) და (2) ფორმულებიდან გამომდინარეობს, რომ ამ კოეფიციენტის ერთეული შეადგენს:

$$[\sigma] = \frac{\text{ერგი}}{\text{სმ}^2} = \frac{\text{დინი}}{\text{სმ}} .$$

შევნიშნავთ, რომ სითხის ზედაპირული ფენის სისქე საკმაოდ მცირეა და შეადგენს $\sim 10^{-7}$ სანტიმეტრს.

σ კოეფიციენტი დამოკიდებულია სითხისა და მისი მოსაზღვრე აირადი ფაზის ქიმიურ შედგენილობებზე, აგრეთვე ტემპერატურაზე: ტემპერატურის გაზრდით ზედაპირული დაჭიმულობა მცირდება და ე.წ. კრიტიკული ტემპერატურის მახლობლად $\sigma = 0$.

ქვემოთ ცხრილში წარმოდგენილია სხვადასხვა სითხეების ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტთა რიცხვითი მნიშვნელობები 20°C ტემპერატურაზე. მოსაზღვრე ფაზას წარმოადგენს ჰაერი.

სითხე	σ , დინი/სმ
წყალი	72,8
ბენზოლი	28,8
ეთანოლი	22,2
აცეტონი	23,5
ქლოროფორმი	26,0

რაც შეეხება თხევადი ფაზის ქიმიურ შედგენილობას, მისი შეცვლის ერთ-ერთ საშუალებას წარმოადგენს სითხეში სხვადასხვა ნივთიერებათა გახსნა. თუ რომელიმე ნივთიერების გახსნით სითხის ზედაპირული დაჭიმულობა მცირდება, მაშინ მას **ზედაპირულად აქტიურ ნივთიერებას** (შემოკლებით „ზან“) უწოდებენ. ასეთი ნივთიერების მოლეკულები უპირატესად თავს იყრიან სითხის ზედაპირულ შრეში და ამცირებენ მასში მოლეკულათაშორისი ურთიერთქმედების ძალთა არაკომპენსირებულობას. **ზან** - ებს მიეკუთვნებიან სპირტები, ალდეჰიდები, კეტონები, რომელთა მოლეკულებშიც ფუნქციონალური ჯგუფი დაკავშირებულია გრძელ ნახშირწყალბადოვან რადიკალთან (**ზან**- ებს მიეკუთვნებიან გამრეცხი საშუალებებიც).

თუ სითხეში ნივთიერების გახსნით სითხის ზედაპირული დაჭიმულობა უცვლელი რჩება, ანდა იზრდება, ასეთ ნივთიერებებს **ზედაპირულად არააქტიურს** უწოდებენ. მათ მიეკუთვნებიან ძლიერი მჟავები, ტუტეები, ხსნადი არაორგანული მარილები, აგრეთვე გლიცერინი, შაქრები. ასეთი ნივთიერების გახსნისას მისი მოლეკულები უპირატესად თავს იყრიან სითხის სიღრმეში და არა მის ზედაპირულ ფენაში, რაც ხელს უწყობს ზედაპირული დაჭიმულობის გაზრდას.

პ ა რ ა ხ ო რ ი

ცნება პარახორის შესახებ ფიზიკურ ქიმიაში შემოიტანა ინგლისელმა მეცნიერმა **ს. საგდენმა** 1924 წელს. პარახორი არის ინდივიდუალური თხევადი ნივთიერების ემპირიული (ცდისეული) მახასიათებელი, რომელსაც იყენებენ ნივთიერების შედგენილობისა და აღნაგობის განსაზღვრისათვის.

პარახორი ერთმანეთთან აკავშირებს სითხისა და მისი ორთქლის სიმკვრივეებს (შესაბამისად ρ და Δ), მოლურ მასას (M) და სითხის ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტს (σ):

$$\mathcal{P} = \frac{M}{\rho - \Delta} \sigma^{1/4} \quad (3)$$

ჩვეულებრივ, $\rho \gg \Delta$. ამის გათვალისწინებით მიახლოებით გვექნება:

$$\mathcal{P} = \frac{M}{\rho} \sigma^{1/4} = V_m \sigma^{1/4} \quad (4)$$

აქ V_m არის სითხის მოლური მოცულობა.

(3) ან (4) ფორმულებით სარგებლობისას მოლურ მასას გამოსახვენ ერთეულით „გრამი /მოლი„ , სიმკვრივეს - „გრამი / სმ³ „ , ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტს - „დინი / სმ „. ასეთ შემთხვევაში, ტრადიციულად, პარახორის საბოლოო რიცხვით მნიშვნელობას ერთეული აღარ მიეწერება.

პარახორი ძალზე სუსტად არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე.

პარახორი არის **ადიტიური** (ანუ კრებადი) სიდიდე. მოცემულ შემთხვევაში ეს იმას ნიშნავს, რომ მოლეკულების შემადგენელ ცალკეულ ატომებს, ჯერად ბმებსა და სხვა სტრუქტურულ ელემენტებს შეიძლება შევუსაბამოთ პარახორის გარკვეული რიცხვითი მნიშვნელობანი, ხოლო მათი შეკრებით მივიღებთ სხვადასხვა ნივთიერებათა პარახორების მოლურ მნიშვნელობებს:

$$\mathcal{P}(\text{თეორიული}) = \sum n_i \cdot I_i \quad (5)$$

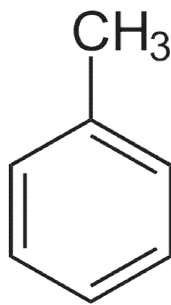
აქ n_i არის მოლეკულაში შემავალი i -ური ატომის ან სტრუქტურული ელემენტის რაოდენობა, ხოლო I_i - შესაბამისი ატომური ან სტრუქტურული პარახორის რიცხვითი მნიშვნელობა. შეჯამება ხდება მოლეკულაში ყველა ატომისა და სტრუქტურული ელემენტის მიმართ.

№1 ცხრილში წარმოდგენილია I_i სიდიდეთა რიცხვითი მნიშვნელობანი (ერთეულის გარეშე):

ცხრილი № 1

ატომი	პარახორი	სტრუქტურული ელემენტი	პარახორი
C	4,8	[O] რთულ ეთერებში	30,0
H	17,1	ორმაგი ბმა	23,2
O	20,0	სამმაგი ბმა	46,6
N	12,5	3-წევრიანი ციკლი	16,7
S	48,2	4-წევრიანი ციკლი	11,6
Cl	54,3	5-წევრიანი ციკლი	8,5
Br	68,0	6-წევრიანი ციკლი	6,1

მაგალითი: შევავსოთ ტოლუოლის პარახორის ექსპერიმენტული და თეორიული მნიშვნელობები. ტოლუოლის მოლეკულური ფორმულაა C_7H_8 . მისი გრაფიკული ფორმულა შემდეგია:



ტოლუოლისთვის $M = 92$ გ/მოლი . ოთახის ტემპერატურაზე $\rho = 0,867$ გ /სმ³.
ამავე პირობებში $\sigma = 28,5$ დინი /სმ. (4) ფორმულის მიხედვით ვღებულობთ :

$$\mathcal{P}_{\text{(ექსპერიმენტული)}} = \frac{92}{0,867} \sqrt{\sqrt{28,5}} = \underline{245,18} .$$

(5) ფორმულის საფუძველზე შევავსოთ პარახორის თეორიული მნიშვნელობა:

$$\begin{aligned} \mathcal{P}_{\text{(თეორიული)}} &= 7 \cdot I(\text{C}) + 8 \cdot I(\text{H}) + 3 \cdot I(\text{ორმაგი ბმა}) + \\ &+ I(\text{6-წევრიანი ციკლი}) = 7 \cdot 4,8 + 8 \cdot 17,1 + 3 \cdot 23,2 + 6,1 = \underline{247,3} . \end{aligned}$$

შევნიშნავთ, რომ (5) გამოსახულება იძლევა კარგ შედეგებს არაასოცირებული სითხეებისათვის. ასოცირებული სითხეების შემთხვევაში ეს ფორმულა ნაკლებად ზუსტია.

ექსპერიმენტული ნაწილი

სითხეთა ზედაპირული დაჭიმულობის განსაზღვრა

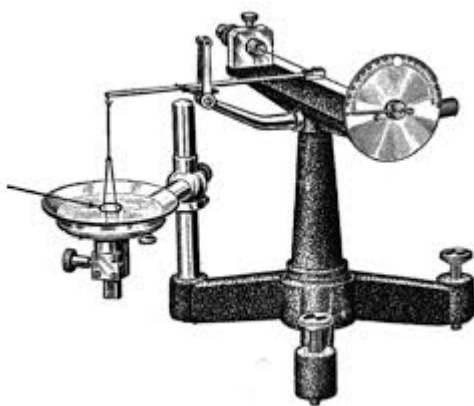
სამუშაოს მიზანი: ხსნარების ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტის

ექსპერიმენტული დადგენა „*რგოლის მოწყვეტის*“ მეთოდით. ინდივიდუალურ სითხეთა პარახორის შეფასება.

მ ე თ ო დ ი კ ა

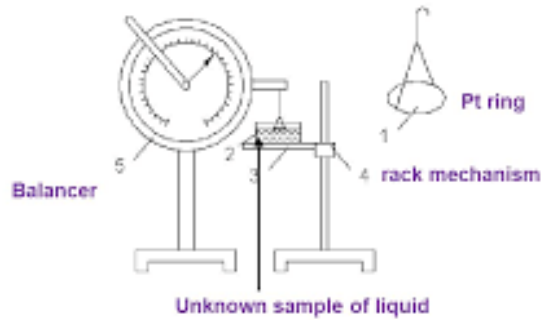
სითხის ზედაპირიდან „რგოლის მოწყვეტის“ მეთოდი შემოთავაზებული იყო ფრანგი მეცნიერის *პ. ლ. დიუ-ნუის* მიერ 1925 წელს. მეთოდი გულისხმობს ექსპერიმენტულად იმ ძალის დადგენას, რომელიც საჭიროა სითხის ზედაპირიდან მეტალის რგოლის მოსაცილებლად, და (2) ფორმულის დახმარებით ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტის განსაზღვრას.

ხელსაწყოს, რომლის დახმარებითაც ისაზღვრება სითხის ზედაპირული დაჭიმულობა, ეწოდება *ტენზიომეტრი*. დიუ-ნუის მეთოდზე დაფუძნებული ტენზიომეტრის სურათი და გამარტივებული სქემა ნაჩვენებია № 3 და № 4 ნახაზებზე.



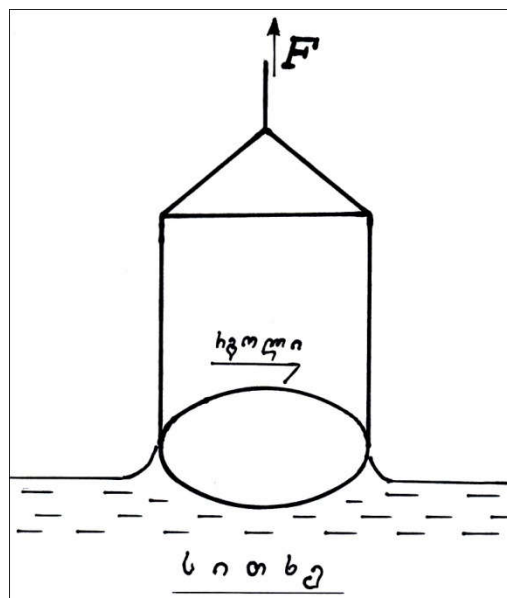
ნახ. 3

Equipment for surface tension determination by ring detachment



ნახ. 4

ხელსაწყოს ძირითად ნაწილს წარმოადგენს ე.წ. *ტორსიული (ანუ გრეხითი) სასწორი*. მის კონსტრუქციაში შედის სპირალური ზამბარა, რომლის დახმარებითაც იზომება მასზე მოდებული ძალა. ზამბარას ღერძი უკავშირდება სათანადოდ დაგრადუირებულ ციფერბლატს და ვერტიკალურ „ მხარს “, რომელზედაც ჩამოკიდებულია პლატინასაგან დამზადებული წვრილი რგოლი (იხ. № 5 ნახაზი). რგოლზე მოდებული სიმძიმის ძალა გაწონასწორებულია სპეციალური საპირწონეთი, რომელიც ასევე დაკავშირებულია ზამბარის ღერძთან.



ნახ. 5

თუ რგოლს ჩავუშვებთ სითხეში და შემდეგ თანდათან ამოვწევთ, მაშინ გარკვეულ მომენტში რგოლი მოწყდება სითხის ზედაპირს. მოწყვეტის მომენტისათვის რგოლზე მოქმედმა ამწევმა ძალამ (F) უნდა დააკომპენსიროს რგოლის სიმძიმის ძალა და რგოლის კონტურზე მოქმედი ზედაპირული დაჭიმულობის ძალა F_s . იმის გამო, რომ სიმძიმის ძალა გაწონასწორებულია შესაბამისი საპირწონეთი, საბოლოოდ გვრჩება შემდეგი მარტივი ტოლობა:

$$F = F_s . \quad (6)$$

(2) ტოლობის გათვალისწინებით გვექნება:

$$F = \sigma L . \quad (7)$$

ამრიგად, სითხის ზედაპირიდან რგოლის მოწყვეტის მომენტში *რგოლზე მოქმედი ამწევი ძალა პირდაპირპროპორციულია ამ სითხის ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტისა*. თუ გვეცოდინება რგოლის კონტურის L სიგრძე და გავზომავთ ამწევ ძალას, მაშინ (7) ფორმულის მიხედვით ადვილად განვსაზღვრავთ σ - კოეფიციენტს.

გამოყენებული ხელსაწყოები და რეაქტივები

- ტენზიომეტრი
- პლატინის რგოლი კაუჭით
- მოძრავი სადგამი მინის ჭიქისათვის
- თერმომეტრი
- დაბალი მინის ჭიქა
- საკვლევი სითხეები
- ფილტრის ქაღალდები

სამუშაოს შესრულების თანამიმდევრობა

ხელსაწყო გამოიღეთ ფუტლიარიდან და მოიყვანეთ სამუშაო მდგომარეობაში. წინასწარ გარეცხილი და ფილტრის ქაღალდით გამშრალებული პლატინის რგოლი კაუჭით ჩამოკიდეთ ტენზიომეტრის ვერტიკალურ მხარზე.

სასწორის უღელი გაათავისუფლეთ მომჭერებისაგან. სპეციალური ხრახნის მოტრიალებით ნონიუსის მოძრავი სკალა მიიყვანეთ ციფერბლატის ნულოვან მდგომარეობამდე. ჭიქაში ჩაასხით გამოსაკვლევი სითხე 20 – 25 მმ სიმაღლეზე, თერმომეტრით გაზომეთ მისი ტემპერატურა და დადგით მოძრავ სადგამზე. სითხეში ჩაუშვით პლატინის რგოლი და საპირწონეს მოტრიალებით ვერტიკალური მხარის ისარი შეუთავსეთ მის უკან მოთავსებულ სარკეზე მონიშნულ წითელ ხაზს.

ამის შემდეგ ქვედა ხრახნის დახმარებით სადგამი ფრთხილად ჩამოსწიეთ ქვემოთ და იმავდროულად მოატრიალეთ ნონიუსის ხრახნი ისე, რომ ისარი მუდმივად იყოს შეთავსებული წითელ ხაზთან. ეს ორი ოპერაცია გააგრძელეთ მანამდე, სანამ რგოლი არ მოწყდება სითხის ზედაპირს. დააფიქსირეთ მოწყვეტის მომენტი და ციფერბლატის სკალაზე აითვალეთ ამ მომენტის შესაბამისი მონაცემი - საკვლევი სითხის ზედაპირული დაჭიმულობის კოეფიციენტის რიცხვითი მნიშვნელობა (საჭიროების შემთხვევაში ციფერბლატის ანათვალი უნდა გადამრავლდეს შემასწორებელ კოეფიციენტზე).

ამის შემდეგ რგოლი მოხსენით ფირფიტიდან, გარეცხეთ გამოხდილი წყლით და გაამშრალეთ ფილტრის ქაღალდით. ჭიქაში ჩაასხით საკვლევი სითხის მომდევნო პორცია ან შემდეგი სამუშაო სითხე და ზემოაღწერილი პროცედურები გაიმეორეთ. მიღებული შედეგები შეიტანეთ სამუშაო ცხრილში № 2.

ცხრილი № 2

ცდის №	საკვლევი სითხე	t, °C	σ , დინი /სმ	M, გ/მოლი	ρ , გ/სმ ³	$\mathcal{P}$ (ექსპ.)	$\mathcal{P}$ (თეორ.)
1							
2							
3							
4							

(4) ფორმულის დახმარებით გამოთვალეთ ინდივიდუალური სუფთა სითხეების პარახორთა ექსპერიმენტული მნიშვნელობები, ხოლო (5) გამოსახულებისა და № 1 ცხრილის მონაცემების გამოყენებით შესაფასეთ სითხეთა პარახორების თეორიული მნიშვნელობანი. მიღებული შედეგები ასევე შეიტანეთ სამუშაო ცხრილში და შეადარეთ ერთმანეთს.

მოლური რეფრაქცია

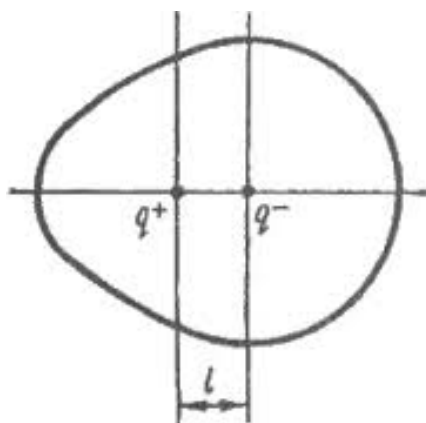
მოკლე თეორია

მოლეკულებს უწოდებენ *არაპოლარულს*, თუ მათში დადებითი და უარყოფითი ელექტრული მუხტების სიმძიმის ცენტრები ერთმანეთს ემთხვევა. ასეთებია სიმეტრიული აღნაგობის მქონე მოლეკულები; მაგ.: H_2 , CO_2 , CH_4 , C_6H_6 და სხვ.

მოლეკულებს უწოდებენ *პოლარულს*, თუ მათში დადებითი და უარყოფითი ელექტრული მუხტების სიმძიმის ცენტრები ერთმანეთს არ ემთხვევა. ასეთებია HCl , CO , H_2O , NH_3 და სხვ.

პოლარული მოლეკულები ხასიათდებიან მუდმივი *ელექტრული დიპოლური მომენტით* μ . იგი განიმარტება, როგორც მოლეკულის დადებითი და უარყოფითი მუხტების სიმძიმის ცენტრებში თავმოყრილი ეფექტური $|q|$ მუხტისა და ამ ცენტრებს შორის ℓ მანძილის ნამრავლი:

$$\mu = |q| \ell \quad (1)$$



დიპოლური მომენტი განიხილება, როგორც ვექტორული სიდიდე. ერთეულთა SI სისტემაში მისი ერთეულია „კულონი · მეტრი“. ძალზე მოსახერხებელი აღმოჩნდა სისტემის გარეშე ერთეული „დებაი“ (D):

$$1 D = 3,34 \cdot 10^{-30} \text{ კულონი} \cdot \text{მეტრი}.$$

არაპოლარული მოლეკულებისათვის $\mu = 0$, ხოლო პოლარული მოლეკულებისათვის კი $\mu > 0$.

არაპოლარულ მოლეკულებს შეიძლება მივანიჭოთ დროებითი (ინდუცირებული) ელექტრული დიპოლური მომენტი. ამისათვის ისინი უნდა მოვათავსოთ ელექტრულ ველში. ინდუცირებული დიპოლური მომენტი μ (ინდუცირებული) პროპორციულია გარე ელექტრული ველის დამაბულობისა:

$$\mu (\text{ინდუცირებული}) = \alpha \cdot E, \quad (2)$$

სადაც α წარმოადგენს მოლეკულის პოლარიზებადობის კოეფიციენტს.

თუ ნივთიერებას (დიელექტრიკს) მოვათავსებთ ელექტრულ ველში, მაშინ ამ ველის გავლენით ნივთიერებაში აღძრულ ყოველგვარ ცვლილებას უწოდებენ ელექტრულ პოლარიზაციას. მის რაოდენობრივ საზომს წარმოადგენს მოლური პოლარიზაცია - P_m , რომელიც ახასიათებს ელექტრულ ველში მოთავსებული ნივთიერების ერთეულოვან მოცულობაში აღძრულ ჯამურ დიპოლურ მომენტს. კლასიკურ ფიზიკაში იგი გამოითვლება შემდეგნაირად:

$$P_m = \frac{\epsilon - 1}{\epsilon + 2} \cdot \frac{M}{\rho}. \quad (3)$$

აქ M წარმოადგენს ნივთიერების მოლურ მასას, ρ - მის სიმკვრივეს, ხოლო ϵ — დიელექტრიკულ შეღწევადობას. ეს უკანასკნელი გვიჩვენებს იმას, თუ რამდენჯერ სუსტდება მოცემულ ნივთიერებაში მუხტებს შორის ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება ვაკუუმთან შედარებით. ძლიერ მაღალი დიელექტრიკული შეღწევადობით ხასიათდება წყალი, რომლისთვისაც $\epsilon = 81$.

P_m სიდიდეს აქვს მოლური მოცულობის განზომილება. მისი ერთეულია „ $\text{სმ}^3/\text{მოლი}$ “.

ჩვეულებრივ, მოლური პოლარიზაცია წარმოიდგინება სამი შესაკრების ჯამის სახით:

$$P_m = P_A + P_E + P_O \quad (4)$$

აქ:

P_A - არის *ატომური პოლარიზაცია*. იგი შეესაბამება ელექტრულ ველში მოლეკულის ატომბირთვების გადანაცვლებით გამოწვეულ პოლარიზაციას.

P_E - არის *ელექტრონული პოლარიზაცია*. იგი შეესაბამება ელექტრულ ველში მოლეკულის ელექტრონული ღრუბლების გადანაცვლებით გამოწვეულ პოლარიზაციას.

P_O - არის *ორიენტაციული პოლარიზაცია*. იგი შეესაბამება ელექტრული ველის ძალხაზების გასწვრივ პოლარული მოლეკულების სათანადო ორიენტაციით გამოწვეულ პოლარიზაციას.

აღნიშნულ ფორმულაში P_A საკმაოდ მცირე სიდიდეა და მას ხშირად უგულებელყოფენ.

* * * * *

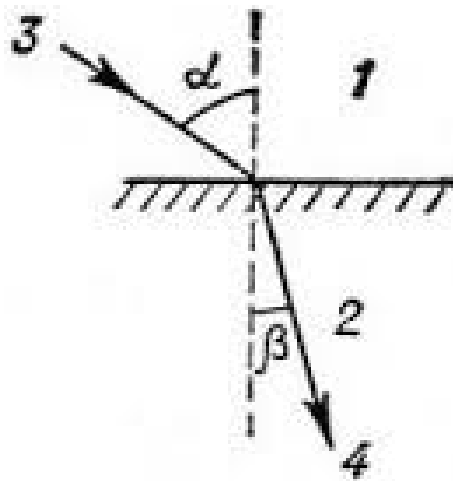
(4) გამოსახულებაში P_E შესაკრებს უწოდებენ *მოლურ რეფრაქციას* და აღნიშნავენ R_m სიმბოლოთი. იგი წარმოადგენს მოლური პოლარიზაციის იმ ნაწილს, რომელიც გაპირობებულია ელექტრულ ველში მოთავსებისას მოლეკულების ელექტრონული ღრუბლების გადანაცვლებით:

$$P_E \equiv R_m .$$

მოლური რეფრაქცია ექსპერიმენტულად ისაზღვრება ლორენტც - ლორენცის ფორმულით:

$$R_m = \frac{n^2-1}{n^2+2} \cdot \frac{M}{\rho} \quad (5)$$

ამ გამოსახულებაში n წარმოადგენს მოცემულ ნივთიერებაში სინათლის გარდატეხის მაჩვენებელს (ანუ - შუქტეხის კოეფიციენტს). მისი ფიზიკური არსი შემდეგია: როდესაც სინათლის სხივი ეცემა ორი გამჭვირვალე გარემოს გამყოფ ზედაპირს, მაშინ მისი ნაწილი აირეკლება, ნაწილი კი გარდატეხება, ე.ი. გავრცელდება მეორე გარემოში შეცვლილი მიმართულებით, როგორც ეს ნაჩვენებია ნახაზზე: აქ (1) გარემოში გავრცელებისას სინათლე ეცემა გამყოფ ზედაპირს და გარდატეხება (2) გარემოში, ე.ი. ვრცელდება მასში შეცვლილი მიმართულებით.



განმარტების მიხედვით, გარდატეხის n მაჩვენებელი წარმოადგენს ვაკუუმიდან გამოსული სინათლის სხივის დაცემის α კუთხის სინუსის შეფარდებას გარდატეხის β კუთხის სინუსთან:

$$n = \frac{\sin \alpha}{\sin \beta} \quad (6)$$

სინათლის ტალღური თეორიის თანახმად, n კოეფიციენტი შემდეგნაირად განიმარტება:

$$n = \frac{\text{სინათლის გავრცელების სიჩქარე ვაკუუმში}}{\text{სინათლის გავრცელების სიჩქარე მოცემულ გარემოში}} .$$

გასაგებია, რომ n უგანზომილებო სიდიდეა. ამასთან, $n > 1$.

გარდატეხის მაჩვენებელი დამოკიდებულია სინათლის ტალღის სიგრძეზე. ამის გამო ზუსტი გაზომვებისათვის სარგებლობენ მონოქრომატული სინათლით (მასში ყველა სხივის ტალღის სიგრძე ერთნაირია). მიახლოებითი გაზომვებისათვის შესაძლებელია ბუნებრივი (ე.წ. „თეთრი“) სინათლის გამოყენებაც.

ნივთიერების მოლური რეფრაქცია R_m ამ ნივთიერების *მახასიათებელი სიდიდეა*. იგი თითქმის არ არის დამოკიდებული ტემპერატურასა და ნივთიერების აგრეგატულ მდგომარეობაზე. ეს სიდიდე *მიახლოებით პროპორციულია ნივთიერების მოლეკულის ელექტრონული ღრუბლის საერთო მოცულობის*.

მოლური რეფრაქციის შეფარდებას ნივთიერების მოლურ მასასთან უწოდებენ ნივთიერების ხვედრით რეფრაქციას r :

$$r = \frac{R_m}{M} .$$

მოლური რეფრაქცია R_m დაახლოებით *ადიტიური* (ანუ *კრებადი*) სიდიდეა. ეს იმას ნიშნავს, რომ მოლეკულებში შემავალ ცალკეულ ატომებს, ჯერად ბმებსა და სხვა სტრუქტურულ ელემენტებს შეიძლება მივაწეროთ რეფრაქციის გარკვეული რიცხვითი მნიშვნელობები (ე.წ. *ატომური რეფრაქციები*), ხოლო მათი შეკრებით მივიღებთ სხვადასხვა ნივთიერებათა მოლურ რეფრაქციებს:

$$\boxed{R_m(\text{თეორიული}) = \sum a_i \cdot R_i}, \quad (7)$$

სადაც a_i არის მოლეკულაში შემავალი i -ური ატომის ან სტრუქტურული ელემენტის რაოდენობა, ხოლო R_i - ატომური ან სტრუქტურული რეფრაქციის რიცხვითი მნიშვნელობა.

ქვემოთ ცხრილში წარმოდგენილია რეფრაქციის რიცხვითი მნიშვნელობანი ცალკეული ატომებისა და სტრუქტურული ელემენტებისათვის. ასეთი ცხრილისა და ადიტიურობის პრინციპის დახმარებით შესაძლებელია ნივთიერებათა მოლეკულების აღნაგობის დადგენა-შემოწმება.

ცხრილი № 1

ატომი ან სტრუქტურული ელემენტი	R_i , სმ ³ /მოლი	ატომი ან სტრუქტურული ელემენტი	R_i , სმ ³ /მოლი
<i>H</i>	1,100	<i>Br</i>	8,865
<i>C</i>	2,418	<i>I</i>	13,900
<i>O</i> (ჰიდროქსილში)	1,525	<i>N</i> (ამინოჯგუფში)	2,322
<i>O</i> (ეთერებში)	1,643	$C = C$	1,733
<i>O</i> (კარბონილში)	2,211	$C \equiv C$	2,398
<i>Cl</i>	5,967	$C \equiv N$ (ნიტრილი)	3,070

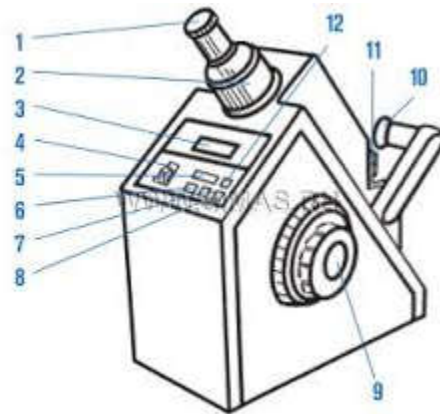
ექსპერიმენტული ნაწილი

სითხეთა ელექტრონული პოლარიზაციის შესწავლა

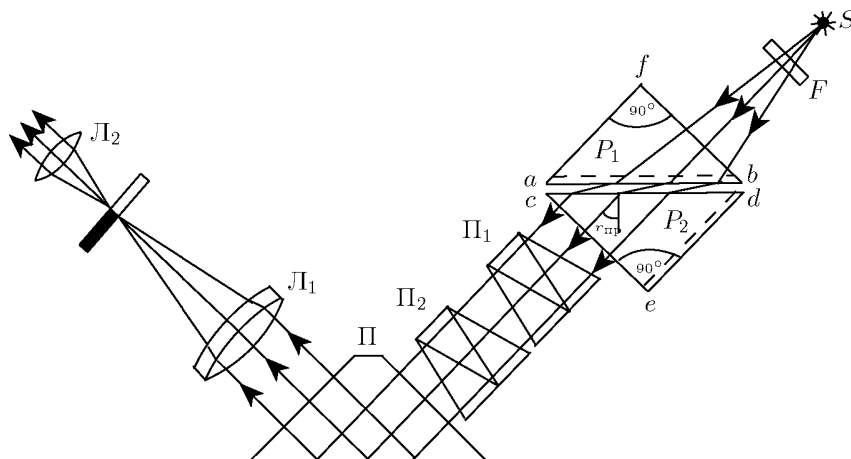
სამუშაოს მიზანი: სითხეების გარდატეხის მაჩვენებელთა განსაზღვრა და მოლური რეფრაქციის ექსპერიმენტული და თეორიული მნიშვნელობების შეფასება.

მეთოდიკა

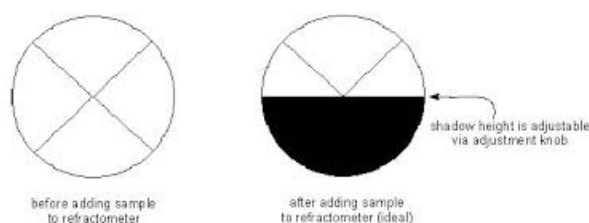
ნივთიერებათა კვლევის ოპტიკურ მეთოდს, რომელიც ეფუძნება გამჭვირვალე ნივთიერებების გარდატეხის მაჩვენებელთა განსაზღვრას, ეწოდება **რეფრაქტომეტრია** (ლათინურად *refractus* ნიშნავს გარდატეხას). მეთოდი გამოიყენება სისწრაფით, სიმარტივითა და მაღალი სიზუსტით. ამ მიზნით გამოიყენება სპეციალური ხელსაწყოები - რეფრაქტომეტრები.



არსებობს სხვადასხვა ტიპის რეფრაქტომეტრები (აბეს, პულფრიხის...). ყოველი მათგანის მთავარ ნაწილს წარმოადგენს ოპტიკური პრიზმების რთული სისტემა.



საკვლევი სითხის თხელი ფენა თავსდება ორი (ზედა - P_1 და ქვედა- P_2) პრიზმის ზედაპირთა შორის. სინათლის სხივი გაივლის პრიზმების სისტემას, გარდატეხება სითხის ფენაში, რამდენჯერმე აირეკლება პრიზმათა ზედაპირებიდან და ხვდება ოკულარში, რომელშიც ჩამონტაჟებულია ფირფიტა ჯვარედინი ხაზებით. გარდატეხის მაჩვენებლის განსაზღვრისათვის სპეციალურ ხრახნს ატრიალებენ იმგვარად, რომ ჯვარედინი ხაზების გადაკვეთის წერტილი ოკულარში შეუთავსდეს ნათელი და ბნელი ზოლების გამყოფ საზღვარს. ასეთ პირობებში ხელსაწყოს სკალაზე შეიძლება n კოეფიციენტის რიცხვითი მნიშვნელობის ათვლა.



გამოყენებული ხელსაწყოები და რეაქტივები

- რეფრაქტომეტრი
- პიპეტები
- ზამბა ან ფილტრის ქაღალდები
- საკვლევი სითხეები (გამოხდილი წყალი, ეთანოლი, აცეტონი, ტოლუოლი)

სამუშაოს შესრულების თანამიმდევრობა

რეფრაქტომეტრი ჩართეთ ელექტრულ ქსელში და ხელსაწყოს სკალა მიიყვანეთ ნულოვან მდგომარეობამდე. ამის შემდეგ გარე ზედა პრიზმა დააცილეთ ქვედა პრიზმას და ზამბით ან ფილტრის ქაღალდით კარგად გაამშრალეთ მათი დიაგონალური ზედაპირები. პიპეტის დახმარებით ქვედა პრიზმის ზედაპირზე დააწვეთეთ საკვლევი სითხის რამდენიმე წვეთი,

დაახურეთ ზედა პრიზმა, ჩართეთ სინათლის წყარო და მოატრიალეთ სპეციალური ხრახნი იმგვარად, რომ ხელსაწყოს ოკულარში ჯვარედინი ხაზების გადაკვეთის წერტილი შეუთავსდეს ნათელი და ბნელი ზოლების გამყოფ საზღვარს. რეფრაქტომეტრის სკალაზე აითვალეთ სითხის გარდატეხის ***n*** მაჩვენებლის რიცხვითი მნიშვნელობა. ამის შემდეგ გარე პრიზმების დიაგონალური ზედაპირები გაამშრალეთ და აღწერილი წესის მიხედვით გამოიკვლიეთ მომდევნო სითხე. შედეგები შეიტანეთ სამუშაო ცხრილში № 2.

(5) ფორმულის დახმარებით განსაზღვრეთ გამოკვლეულ სითხეთა მოლური რეფრაქციების ექსპერიმენტული მნიშვნელობები და შედეგები ასევე შეიტანეთ ცხრილში. ამის შემდეგ (7) ფორმულისა და № 1 ცხრილის მონაცემთა გამოყენებით შეაფასეთ სითხეთა მოლური რეფრაქციების თეორიული მნიშვნელობები და ეს შედეგებიც შეიტანეთ სამუშაო ცხრილში. შეადარეთ ერთმანეთს ***R_m***(ექსპერიმენტული) და ***R_m***(თეორიული) მნიშვნელობანი.

ცხრილი № 2

ნივთიერება	<i>M</i> , გ/მოლი	<i>ρ</i> , გ / სმ ³	<i>n</i>	<i>R_m</i> (ექსპ.), სმ ³ / მოლი	<i>R_m</i> (თეორიული) სმ ³ / მოლი
წყალი		0.998			
ეთანოლი		0,793			
ტოლუოლი		0,861			
აცეტონი		0,791			

თერმოქიმიური გაზომვები

(კალორიმეტრია)

■ **რეაქციის სითბური ეფექტი Q** წარმოადგენს სითბური ენერგიის იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა ან შთაინთქმება რეაქციის შეუქცევადად ბოლომდე მიმდინარეობისას იზოთერმულ-იზოქორულ ან იზოთერმულ-იზობარულ პირობებში, როდესაც სასარგებლო მუშაობა არ სრულდება, ხოლო გარდაქმნილი რეაგენტების ან წარმოქმნილი პროდუქტების მოლეკულის რიცხვები უტოლდებიან შესაბამის სტექიომეტრულ კოეფიციენტებს. სითბური ეფექტის ერთეული ***SI*** სისტემაში არის „ჯოული“. ხშირად გამოიყენება სისტემის გარეშე ძველი ერთეული „კალორია“. **ერთი კალორია = 4,184 ჯოული.**

იზოქორულ პირობებში განსაზღვრული სითბური ეფექტი უტოლდება სისტემის შინაგანი ენერგიის შემცირებას, ხოლო იზობარულ პირობებში კი - ენთალპიის შემცირებას:

$$Q_V = -\Delta U, \quad Q_P = -\Delta H.$$

აღნიშნული სიდიდეები არ არიან დამოკიდებულნი რეაქციის მიმდინარეობის გზაზე. აქედან გამომდინარეობს **ჰესის კანონი**: რეაქციის სითბური ეფექტი დამოკიდებულია სარეაქციო სისტემის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე და არ არის დამოკიდებული იმ გზაზე, რომლითაც მიმდინარეობს რეაქცია.

თუ რეაქციის შედეგად სითბო გამოიყოფა ($Q_V, Q_P > 0$), მაშინ პროცესი იქნება ეგზოთერმული. თუ სითბო შთაინთქმება ($Q_V, Q_P < 0$), მაშინ - ენდოთერმული.

თხევად ფაზაში მიმდინარე რეაქციებისათვის $Q_V \approx Q_P$.

■ **გახსნის დიფერენციალური სითბო** ეწოდება სითბური ემერგიის იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა ან შთაინთქმება 1 მოლი ნივთიერების იზოთერმული გახსნისას სუფთა გამხსნელის ან ხსნარის უსასრულოდ დიდ რაოდენობაში.

ხშირად სარგებლობენ **გახსნის ინტეგრალური სითბოს** ცნებით; ეს არის სითბური ენერგიის ის რაოდენობა, რომელიც გამოიყოფა ან შთაინთქმება 1 მოლი ნივთიერების იზოთერმული გახსნისას სასრულო რაოდენობის სუფთა გამხსნელში ან ხსნარში.

■ ერთი მოლი კრისტალური ნივთიერებისათვის სუფთა გამხსნელში გახსნის დიფერენციალური სითბო გამოისახება ორი სიდიდის ალგებრული ჯამის სახით:

$$Q(\text{კრისტ.}) = -E(\text{მესერი}) + Q(\text{სოლვატ.})$$

აქ $E(\text{მესერი})$ წარმოადგენს *კრისტალური მესერის ენერგიას*. ეს არის ენერგიის

ის რაოდენობა, რომელიც საჭიროა მესერის მთლიანად დასაშლელად და მისი ნაწილაკების უსასრულოდ დიდ მანძილებზე დასაშორებლად. $Q(\text{სოლვატ.})$ წარმოადგენს მესერის ნაწილაკების გამხსნელთან ურთიერთქმედების (სოლვატაციის) მოლურ სითბოს. ჩანს, რომ ტოლობის მარჯვენა მხარეს პირველი წევრი უარყოფითი სიდიდეა, მეორე კი - დადებითი. იმის მიხედვით, თუ რომელი მათგანი გადააჭარბებს, $Q(\text{კრისტ.})$ შეიძლება იყოს უარყოფითი ან დადებითი სიდიდე.

■ *განეიტრალების სითბოს* უწოდებენ სითბურ ენერგიის იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა ერთი ეკვივალენტი ძლიერი მჟავასა და ერთი ეკვივალენტი ძლიერი ტუტის ურთიერთქმედების შედეგად. მაგალითად, ეს არის ერთი მოლი მარილმჟავას ერთი მოლი ნატრიუმის ტუტით განეიტრალების შედეგად გამოყოფილი სითბო:



შემოკლებული იონური ფორმით ეს გარდაქმნა შემდეგნაირად ჩაიწერება:



როგორც ვხედავთ, განეიტრალების სითბო წარმოადგენს წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონებისგან ერთი მოლი წყლის წარმოქმნის სითბურ ეფექტს. დადგენილია, რომ განეიტრალების სითბო უტოლდება **13 700 კალორიას** და იგი, პრაქტიკულად, არაა დამოკიდებული ძლიერი მჟავას ან ძლიერი ტუტის ქიმიურ ბუნებაზე (სუსტი მჟავას ან სუსტი ფუძის შემთხვევაში $Q(\text{ნეიტრ.})$ დამოკიდებულია ამ ნივთიერებათა ქიმიურ შედგენილობაზე).

■ *ჰიდრატაციის სითბოს* უწოდებენ სითბურ ენერგიის იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა ერთი მოლი უწყლო ნივთიერების (მაგალითად მარილის) იზოთერმული ჰიდრატაციის შედეგად.

სპილენძის უწყლო სულფატის ჰიდრატაციის სითბო - ეს არის უწყლო მარილიდან და წყლიდან ერთი მოლი შაბიამნის წარმოქმნის სითბური ეფექტი:

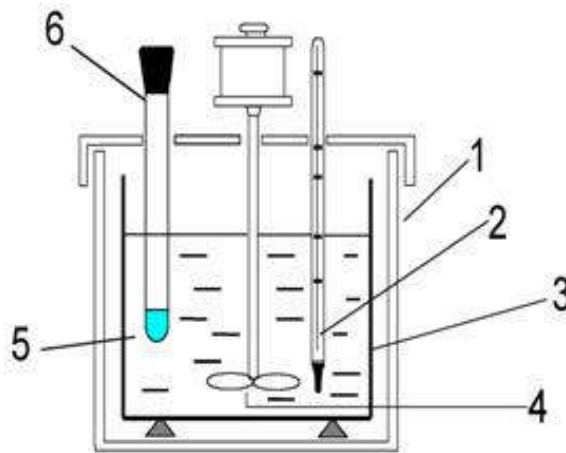


თეორიულად, შაბიამნის შემთხვევაში $Q(\text{ჰიდრატ.}) = 18\,900$ კალორია.

ექსპერიმენტული ნაწილი

მეთოდика

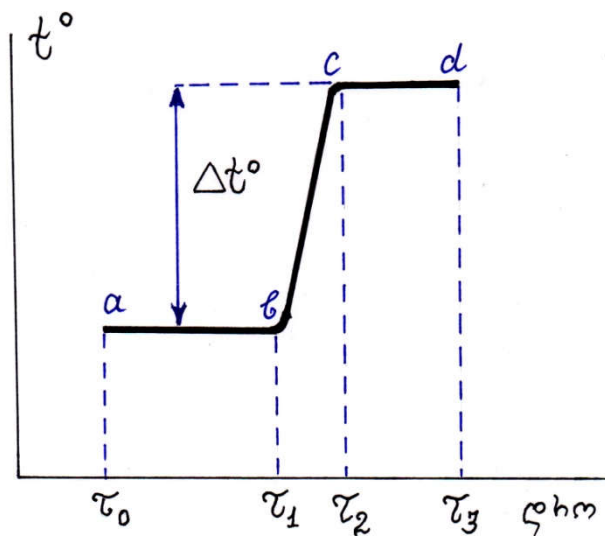
ლაბორატორიულ პრაქტიკაში თერმოქიმიური გაზომვებისათვის გამოიყენება სხვადასხვა ტიპის კალორიმეტრები ან კალორიმეტრული „ბომბი“. კალორიმეტრი შედგება იყოს მინის, პლატინის ან თუნუქის. ყველაზე ხშირად გამოიყენება მინის კალორიმეტრი. ქვემოთ ნახაზზე ნაჩვენებია მარტივი ტიპის კალორიმეტრის სქემა. იგი წარმოადგენს დიდი ზომის თავდახურულ მინის ჭურჭელს (1), რომელშიც ჩადგმულია უფრო მცირე ზომის შიგა ჭურჭელი (3). ამ უკანასკნელში ჩასხმულია სარეაქციო ხსნარი (5). კალორიმეტრი აღჭურვილია თერმომეტრითა (2) და სპეციალური შემრევი მოწყობილობით (4). საჭიროების შემთხვევაში კალორიმეტრში იდგმება სინჯარა (6), რომელშიც მოთავსებულია მყარი რეაგენტი სარეაქციო ნარევეში ჩასამატებლად.



გაზომვათა ჩატარების ზოგადი პროცედურა შემდეგია: კალორიმეტრში ათავსებენ ერთ-ერთი რეაგენტის ხსნარს და თერმომეტრით ზომავენ მის ტემპერატურას მუდმივი მნიშვნელობის მიღწევამდე. ამის შემდეგ ხსნარს უმატებენ მეორე რეაგენტს, სწრაფად შეურევენ და აფიქსირებენ ტემპერატურის ცვლილებას Δt° . მიღებული შედეგების საფუძველზე აგებენ გრაფიკს, რომელიც ასახავს სამუშაო ხსნარის t ტემპერატურის ცვლილებას T დროში.

ქვემოთ წარმოდგენილია ერთ-ერთი ასეთი ნახაზი ეგზოთერმული პროცესისათვის. იგი შეესაბამება იდეალურ პირობებს, როდესაც კალორიმეტრიდან გარემოში სითბოს გადაცემა არ ხდება. გრაფიკზე (a, b) მონაკვეთი ასახავს ხსნარის ტემპერატურის მუდმივობას ათვლის დაწყებიდან (T_0 მომენტში) დროის T_1 მომენტამდე. T_1

მომენტში ხდება მეორე რეაგენტის ჩამატება, რაც იწვევს ტემპერატურის მკვეთრ ზრდას. დროის **T 2** მომენტში ხსნარის ტემპერატურა აღწევს მაქსიმუმს და მისი შემდგომი მატება წყდება. ტემპერატურის მუდმივობა ფიქსირდება დროის **T 3** მომენტამდე, რასაც შეესაბამება გრაფიკის (**c , d**) მონაკვეთი. გრაფიკის დახმარებით ადვილად განისაზღვრება ეგზოთერმული პროცესის შედეგად ტემპერატურის მაქსიმალური ცვლილება Δt° .



ენდოთერმული პროცესის შემთხვევაში ვღებულობთ დადმავალ **a, b, c, d** გრაფიკს.

■ თუ კალორიმეტრულ სისტემაში **n** მოლი უკმარი რეაგენტის გარდაქმნისას გამოიყო **q** სითბო, ხოლო სისტემაში ტემპერატურამ მოიმატა Δt გრადუსით, მაშინ სისტემის საერთო საშუალო სითბოტევადობა **C** გამოისახება შემდეგი ფორმულით:

$$C(\text{სისტემა}) = \frac{q}{\Delta t} . \quad (1)$$

კალორიმეტრული სისტემა მოიცავს სამუშაო ხსნარს და კალორიმეტრის იმ ნაწილს, რომელიც უშუალო კონტაქტშია ხსნართან (შიგა ჭურჭელი, თერმომეტრი, შემრევი). აქედან გამომდინარე, სისტემის საერთო სითბოტევადობა შეიძლება წარმოვადგინოთ ორი შესაკრების - საკუთრივ კალორიმეტრისა და სამუშაო ხსნარის სითბოტევადობათა ჯამის სახით:

$$C(\text{სისტემა}) = C(\text{ხსნარი}) + C(\text{კალორიმეტრი}). \quad (2)$$

ხსნარის სითბოტევადობა უტოლდება მისი ხვედრითი სითბოტევადობისა და ხსნარის მასის ნამრავლს:

$$C(\text{ხსნარი}) = C(\text{ხვ.}) \cdot m(\text{ხსნარი}). \quad (3)$$

თავის მხრივ ხსნარის მასა უტოლდება მისი სიმკვრივისა და მოცულობის ნამრავლს:

$$m(\text{ხსნარი}) = \rho(\text{ხსნარი}) \cdot V(\text{ხსნარი}) \quad (4)$$

რაც შეეხება კალორიმეტრის სითბოტევადობას, მას აღნიშნავენ C სიმბოლოთი და უწოდებენ *კალორიმეტრის მუდმივას* (ძველი სახელწოდებაა „წყლის ეკვივალენტი“). ყოველივე ზემოთქმულის გათვალისწინებით შეგვიძლია დავწეროთ:

$$q = [\rho(\text{ხსნარი}) \cdot V(\text{ხსნარი}) \cdot C(\text{ხვ.}) + C] \cdot \Delta t \quad (5)$$

მიღებული გამოსახულება წარმოადგენს მთავარ ფორმულას თერმოქიმიური გაანგარიშებისათვის.

როგორც ზემოთ აღინიშნა, q სითბო გამოიყოფა (ან შთაინთქმება) ხსნარში n მოლი უკმარი რეაგენტის გარდაქმნისას. თუ საჭიროა რეაგენტის ერთ მოლზე გადანგარიშებული სითბური Q ეფექტის გამოთვლა, მაშინ სარგებლობენ მარტივი თანაფარდობით:

$$Q = \frac{q}{n} . \quad (6)$$

■ უნდა აღინიშნოს, რომ განზავებული ხსნარებისათვის ხშირად $\rho(\text{ხსნარი}) \cdot c(\text{ხვ.}) \approx 1$ (კალორია / სმ³ · გრადუსი). ამდენად, ხსნარის სითბოტევადობა

$C(\text{ხსნარი})$ რიცხობრივად უახლოვდება მილილიტრებით გამოსახულ ხსნარის მოცულობას - $V(\text{ხსნარი})$.

(1) კალორიმეტრის მუდმივას განსაზღვრა

კალორიმეტრის მუდმივას (ანუ - „წყლის ეკვივალენტის“) განსაზღვრისათვის ექსპერიმენტულად ადგენენ კალიუმის ქლორიდის (KCl) წყალში გახსნისას ტემპერატურის ცვლილებას, რადგან ამ პროცესის სითბოს რიცხვითი მნიშვნელობა კარგად არის ცნობილი. პროცესი ენდოთერმულია, ე.ი. $q < 0$ და მარილის წყალში გახსნის შედეგად ტემპერატურა მცირდება: $\Delta t < 0$.

კალორიმეტრის შიგა ჭურჭელში ათავსებენ ოთახის ტემპერატურის მქონე **400 გრამ გამოხდილ წყალს**. ანალიზურ სასწორზე აწონიან **10 გრამ** ქიმიურად სუფთა, მშრალ კალიუმის ქლორიდს, რომელსაც ათავსებენ მშრალ სინჯარაში. თერმომეტრის დახმარებით საზღვრავენ წყლისა და მარილის ტემპერატურებს, რომლებიც პრაქტიკულად, ერთნაირი უნდა იყოს. ამის შემდეგ წყალში ჩაყრიან მარილს, რომელიც ენერგიული მორევის პირობებში 1-2 წუთში გაიხსნება, და დროის სხვადასხვა მომენტებისათვის აფიქსირებენ ხსნარის ტემპერატურებს. მიღებული მონაცემების საფუძველზე აგებენ გრაფიკს „დრო - ტემპერატურა“ და საზღვრავენ გახსნის შედეგად ტემპერატურის შემცირებას $-\Delta t$.

10 გრამი KCl -ის 400 გრამ წყალში გახსნის ინტეგრალური სითბოს ტემპერატურული დამოკიდებულება მიახლოებით აღიწერება შემდეგი ემპირიული ფორმულით:

$$|q| = 800 - 9,285 \cdot t^{\circ}, \quad (\text{კალორია}). \quad (7)$$

ამ ფორმულის (ან შესაბამისი გრაფიკის) დახმარებით განისაზღვრება გახსნის q სითბოს მნიშვნელობა ცდის ტემპერატურისათვის. ხსნარის სითბოტევადობა მოცემულ შემთხვევაში შეადგენს:

$$C(\text{ხსნარი}) = \rho(\text{ხსნარი}) \cdot v(\text{ხსნარი}) \cdot C(\text{ბგ.}) = 403,5 \quad (\text{კალ./გრადუსი}).$$

ამრიგად, (5) ფორმულის დახმარებით ადვილად შეფასდება კალორიმეტრული ჭურჭლის მუდმივა:

$$C = \frac{q}{\Delta t} - 403,5, \quad \text{კალორია / გრადუსი}. \quad (8)$$

C მუდმივას მიღებული რიცხვითი მნიშვნელობა გამოიყენება მომდევნო ამოცანების შესრულებისას.

(2) კრისტალური შაბიამნის გახსნის სითბოს განსაზღვრა

წინა ამოცანაში აღწერილი პროცედურების დაცვით საზღვრავენ **396,4 გრამ წყალში 10,0 გრამი შაბიამნის ($CuSO_4 \cdot 5 H_2O$)** გახსნისას ხსნარის ტემპერატურის დაწევას. შაბიამნის გახსნა ენდოთერმული პროცესია და, შესაბამისად, $q, \Delta t < 0$.

გახსნის q სითბოს ანგარიშობენ (5) ფორმულის საფუძველზე. მოცემულ შემთხვევაში ხსნარის სითბოტევადობა შეადგენს $C(\text{ხსნარი}) = 396,4$ კალორია/გრადუსი; ამდენად:

$$q(\text{შაბიამანი}) = [396,4 + C] \cdot \Delta t(1), \quad (\text{კალორია}) \quad (9)$$

მიღებული შედეგები შეაქვთ სათანადო ცხრილში.

(3) სპილენძის უწყლო სულფატის გახსნის სითბოს განსაზღვრა

ანალიზურ სასწორზე აწონიან 10,0 გრამ დაფხვნილ კრისტალურ შაბიამანს, რომელსაც ათავსებენ ტიგელზე და ახურებენ სრულ გათეთრებამდე. ამ გზით მიიღება გაუწყლოებული სპილენძის სულფატი $CuSO_4$, რომლის მასა შეადგენს 6,4 გრამს.

წინა ამოცანაში აღწერილი პროცედურების დაცვით საზღვრავენ **400 გრამ წყალში 6,4 გრამ უწყლო სულფატის** გახსნისას ხსნარის ტემპერატურის აწევას. ამ მარილის გახსნა ეგზოთერმული პროცესია და, შესაბამისად, $q, \Delta t > 0$.

გახსნის q სითბოს ანგარიშობენ (5) ფორმულის საფუძველზე. მოცემულ შემთხვევაში ხსნარის სითბოტევადობა მიახლოებით შეადგენს: $C(\text{ხსნარი}) = 400,0$ კალორია/გრადუსი; აქედან ვღებულობთ:

$$q(CuSO_4) = [400,0 + C] \cdot \Delta t(2), \quad (\text{კალორია}) \quad (10)$$

მიღებული შედეგები შეაქვთ სათანადო ცხრილში.

■ შედეგების მიხედვით, ჰესის კანონის საფუძველზე, ადვილად განისაზღვრება სპილენძის უწყლო სულფატის ჰიდრატაციის სითბო:

$$q(\text{ჰიდრატ.}) = q(CuSO_4) - q(\text{შაბიამანი}) . \quad (11)$$

6,4 გრამი უწყლო სულფატი და 10,0 გრამი შაბიამანი შეესაბამებიან ნივთიერების 1/25 მოლს. სითბური ეფექტის ერთ მოლზე გადასაანგარიშებლად უნდა ვისარგებლოთ (6) ფორმულით, რომელშიც $n = 1/25$ მოლი :

$$Q(\text{ჰიდრატ}) = 25 \cdot q(\text{ჰიდრატ}) \quad (12)$$

(4) განეიტრალების სითბოს განსაზღვრა

კალორიმეტრის შიგა ჭურჭელში ათავსებენ 200 მილილიტრ 0,5 M მარილმჟავას (HCl) და აკვირდებიან მის ტემპერატურას მუდმივი მნიშვნელობის მიღებამდე. ერლენმეიერის კოლბაში შეაქვთ ასევე 200 მილილიტრი 0,5 M ნატრიუმის ტუტის ხსნარი ($NaOH$), ჩაუშვებენ მასში თერმომეტრს აკვირდებიან მის ტემპერატურასაც მუდმივი მნიშვნელობის მიღებამდე. იმის გათვალისწინებით, რომ ორივე ხსნარის მოცულობა ერთნაირია და მათ ტემპერატურებს შორის სხვაობა საკმაოდ მცირეა, შეიძლება ვიანგარიშოთ ხსნარების ტემპერატურათა საშუალო მნიშვნელობა:

$$t_0 = \frac{t(\text{მჟავა}) + t(\text{ტუტე})}{2}, \quad (13)$$

სადაც $t(\text{მჟავა})$ და $t(\text{ტუტე})$ შეესაბამებიან მჟავისა და ტუტის ხსნარების ტემპერატურებს უშუალოდ შერევის წინ. ამის შემდეგ ტუტის ხსნარს მთლიანად ჩაუმატებენ კალორიმეტრში ჩასხმულ მჟავას ხსნარს და ინტენსიური მორევის პირობებში აკვირდებიან ტემპერატურის მატებას. ტუტის და მჟავას სრული ურთიერთგანეიტრალების შედეგად ხსნარის ტემპერატურა იზრდება და ზემოაღწერილი მეთოდის შესაბამისად ისაზღვრება ტემპერატურის მაქსიმალური მატება Δt :

$$\Delta t = t_{max} - t_0. \quad (14)$$

აქ t_{max} წარმოადგენს ნეიტრალიზაციის შედეგად დაფიქსირებულ მაქსიმალურ ტემპერატურას. ნეიტრალიზაციის სითბოს ანგარიშობენ (5) ფორმულის მიხედვით, რომელშიც მიახლოებით მიიღებენ, რომ ხსნარის სითბოტევადობა შეადგენს $C(\text{ხსნარი}) = 400,0$ კალორია / გრადუსი . ამრიგად, ნეიტრალიზაციის შედეგად გამოყოფილი სითბური ენერგია შეადგენს:

$$q(\text{ნეიტრ.}) = [400,0 + C] \cdot \Delta t, \quad (\text{კალორია}) \quad (15)$$

მჟავასა და ტუტის საწყისი ხსნარების კონცენტრაციები შეადგენდნენ **0,5 M**, რაც იმას ნიშნავს, რომ მათი ერთი ლიტრი (1000 მლ) შეიცავდა რეაგენტის 0,5 მოლს. რეაქციისათვის აღებული იყო თითოეული ხსნარის 200 მლ, ე.ი. რეაქციაში შესული თითოეული რეაგენტის მოლების რიცხვი შეადგენს -

$$n = \frac{200}{1000} \cdot 0,5 = 0,1 \text{ მოლი.}$$

აქედან გამომდინარე, მჟავასა და ტუტის ერთ მოლზე გადაანგარიშებით განეიტრალების სითბური ეფექტი შემდეგია:

$$Q(\text{ნეიტრ.}) = \frac{q(\text{ნეიტრ.})}{n} = 10 \cdot q(\text{ნეიტრ.}) \quad (16)$$

მიღებული შედეგები შეაქვთ სათანადო ცხრილებში.

■ რეაქციის შედეგად ტემპერატურის ცვლილების გამოთვლა (13) – (14) ფორმულების დახმარებით საკმაოდ მიახლოებითია. უფრო ზუსტია შემდეგი გამოსახულება, რომელიც მოცემული კონკრეტული შემთხვევისათვის შედგენილია **გ. ვ. რიხმანის** ფორმულის მიხედვით:

$$t_0 = \frac{(200 + C) t(\text{მჟავა}) + 200 \cdot t(\text{ტუტე})}{400 + C}, \quad (17)$$

$$\Delta t = t_{\max} - t_0. \quad (14)$$

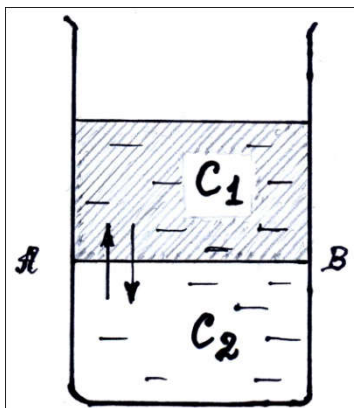
(17) ფორმულაში იგულისხმება, რომ მჟავისა და ტუტის ხსნართა სითბოტევადობები მიახლოებით უტოლდებათ მილილიტრებით გამოსახულ მათ მოცულობებს.

წონასწორობა ჰეტეროგენულ სისტემაში

მოკლე თეორია

სისტემას ეწოდება *ჰეტეროგენული*, თუ იგი შედგება ორი ან მეტი ფაზისაგან. **ფაზა** არის არაერთგვაროვანი სისტემის შემადგენელი ყველა ერთგვაროვანი ნაწილის ერთობლიობა. თითოეული ფაზის შიგნით, მის ყველა წერტილში (მოცულობის მცირე ელემენტში) სისტემის ქიმიური შედგენილობა და ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები ერთნაირია. ფაზები ერთმანეთისგან გამიჯნულნი არიან ფაზათა გამყოფი ზედაპირებით.

განვიხილოთ სისტემა, რომელიც შედგება ერთმანეთში შეურევადი ორი გამხსნელისაგან; ისინი ერთმანეთისგან გამიჯნულნი არიან **AB** ზედაპირით და წარმოქმნიან ორ ფაზას:



აღნიშნულ სისტემას დავუმატოთ მესამე კომპონენტი, რომელიც ნაწილდება ორივე გამხსნელში. წონასწორობის დამყარებისას ამ კომპონენტის ქიმიური პოტენციალები ორივე ფაზაში ერთმანეთს უტოლდება. სხვა სიტყვებით, დროის ერთეულში ამ კომპონენტის რამდენი მოლეკულაც გადადის პირველი გამხსნელიდან მეორეში, იმდენივე ბრუნდება უკან. კომპონენტის წონასწორობის მოლეკულური კონცენტრაციები პირველ და მეორე გამხსნელებში აღვნიშნოთ შესაბამისად **C₁** და **C₂** სიმბოლოებით.

თუ ორივე გამხსნელში მესამე კომპონენტის მოლეკულები არ განიცდიან არც დისოციაციას (დაშლას) და არც ასოციაციას (შეერთებას), მაშინ ასეთი სისტემისათვის ძალაშია *ვ. ნერნსტის განაწილების კანონი*: **ორ შეურევად**

გამხსნელში განაწილებული მესამე კომპონენტის წონასწორულ კონცენტრაციათა ფარდობა მოცემულ ტემპერატურაზე განისაზღვრება მხოლოდ სისტემის ქიმიური შედგენილობით და არ არის დამოკიდებული ნივთიერებათა რაოდენობებზე ან მათ მოცულობებზე.

წონასწორულ კონცენტრაციათა აღნიშნულ ფარდობას უწოდებენ ორ შეურევად გამხსნელში მესამე კომპონენტის *განაწილების კოეფიციენტს* და აღნიშნავენ K_d სიმბოლოთი. ამრიგად, ნერნსტის კანონი მათემატიკურად შემდეგნაირად ჩაიწერება:

$$K_d = \frac{c_2}{c_1} \quad (1)$$

(შევნიშნავთ, რომ (1) გამოსახულება მკაცრად სამართლიანია მხოლოდ იდეალური ხსნარებისათვის).

თუ მესამე კომპონენტი არის ელექტროლიტი და ორივე გამხსნელში განიცდის იონებად დაშლას (ანუ - ელექტროლიტურ დისოციაციას), მაშინ ნერნსტის კანონი შემდეგნაირად ჩაიწერება:

$$K_d = \frac{c_2(1-\alpha_2)}{c_1(1-\alpha_1)} \quad (2)$$

აქ α_1 და α_2 წარმოადგენენ მესამე კომპონენტის იონებად დაშლის (ელექტროლიტური დისოციაციის) ხარისხებს, შესაბამისად, პირველ და მეორე გამხსნელებში. α სიდიდე გვიჩვენებს იმას, თუ მოცემულ გამხსნელში გახსნილი ელექტროლიტის საერთო რაოდენობის რა ნაწილია დაშლილი იონებად. რაც შეეხება $(1 - \alpha)$ სიდიდეს, იგი უტოლდება ელექტროლიტის დაუშლელი მოლეკულების წილს მოცემულ გამხსნელში. აქედან გამომდინარეობს, რომ (2) Type equation here. ფორმულა ასახავს მესამე კომპონენტის დაუშლელი მოლეკულების წონასწორულ განაწილებას ორ გამხსნელში.

როდესაც მესამე კომპონენტის მოლეკულები მეორე გამხსნელში განიცდიან დისოციაციას, ხოლო პირველ გამხსნელში კი ასოციაციას (ე.ი. ამ გამხსნელში მოლეკულები ერთმანეთთან შეერთებულნი არიან გარკვეული მოლეკულათაშორისი ძალებით), მაშინ განაწილების კანონი მიახლოებით შემდეგნაირად გამოისახება:

$$K_d \approx \frac{C_2(1-\alpha_2)}{n\sqrt{C_1}} \quad . \quad (3)$$

აქ ***n*** წარმოადგენს *ასოციაციის კოეფიციენტს* და გვიჩვენებს იმას, თუ საშუალოდ მესამე კომპონენტის რამდენი მოლეკულა არის ერთმანეთთან დაკავშირებული (ასოცირებული) პირველ გამხსნელში. მაგალითად, თუ ***n* = 3**, ეს იმას ნიშნავს, რომ პირველ გამხსნელში, საშუალოდ, სამ-სამი მოლეკულა არის ერთმანეთთან დაკავშირებული და ისინი წარმოქმნიან მოლეკულურ ტრიადებს.

განაწილების კანონი საფუძვლად უდევს ნარევების დაყოფისა და ნივთიერებათა გასუფთავების ისეთ ცნობილ მეთოდს, როგორიცაა ექსტრაქცია (ანუ გამოწვლილვა).

ექსპერიმენტული ნაწილი

ორ შეურევად გამხსნელში

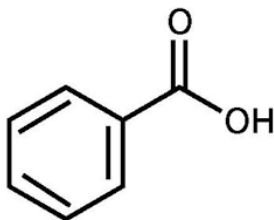
მესამე ნივთიერების განაწილების შესწავლა

სამუშაოს მიზანი: წყალსა და ბენზინში ბენზომჟავას განაწილების კოეფიციენტის განსაზღვრა.

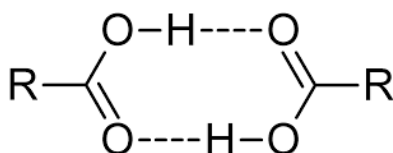
მ ე თ ო დ ი კ ა

ბენზომჟავა წარმოადგენს სუსტ ორგანულ მჟავას ფორმულით **$C_6H_5 - COOH$** .

ბენზომჟავა (იგივე ბენზოის მჟავა) თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა. წყალში გახსნისას იგი ნაწილობრივ განიცდის ელექტროლიტურ დისოციაციას იონების წარმოქმნით, თუმცა მისი დისოციაციის ხარისხი ძალზე დაბალია (**$\alpha_2 \ll 1$**), რის გამოც მჟავას ძირითადი ნაწილი წყალხსნარში რჩება მოლეკულური ფორმით:



ბენზინში გახსნისას ბენზომჟავას ორ-ორი მოლეკულა ერთმანეთს უკავშირდება წყალბადური ბმებით, რის შედეგადაც წარმოიქმნებიან მოლეკულური წყვილები:

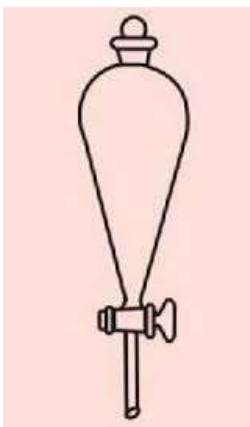


(აქ **R** წარმოადგენს ფენილის რადიკალს $C_6H_5^\bullet$).

ზემოთქმულიდან გამომდინარეობს, რომ წყალსა და ბენზინში ბენზომჟავას განაწილების შესწავლისას უნდა ვისარგებლოთ (3) ფორმულით, რომელშიც უნდა გავითვალისწინოთ, რომ $\alpha_2 \ll 1$ და $n = 2$. ამის შედეგად ვღებულობთ გამარტივებულ ფორმულას:

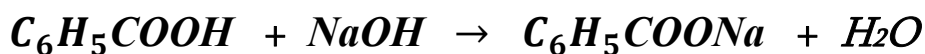
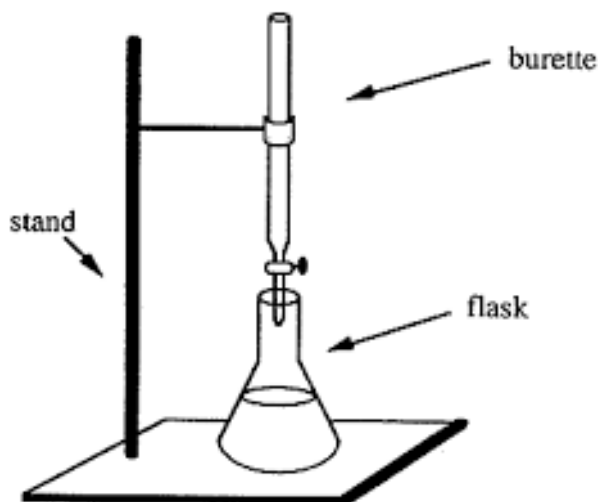
$$K_d \approx \frac{C_2}{\sqrt{C_1}} \quad (4)$$

ერთმანეთში შეურევად გამხსნელებში მესამე კომპონენტის განაწილების შესწავლისათვის ლაბორატორიებში ხშირად იყენებენ სპეციალურ *გამყოფ დაბრებს*.



მათი დახმარებით ადვილია შეურევადი სითხეების ერთმანეთისგან დაცილება.

წყლისა და ბენზინის ფენებში ბენზომჟავას წონასწორული კონცენტრაციების დასადგენად მიმართავენ *გატიტრის მეთოდს*; სტანდარტულ ხსნარს ამ შემთხვევაში წარმოადგენს ნატრიუმის ტუტის ცნობილი კონცენტრაციის მქონე ხსნარი:



ეკვივალენტობის წერტილის დადგენისათვის იყენებენ *ფენოლფტალეინს*, რომლის ხსნარიც მჟავა და ნეიტრალურ გარემოში უფერულია, ხოლო ტუტე გარემოში კი ჟოლოსფერი. ზემოაღნიშნული გამოსახულებიდან ჩანს, რომ ეკვივალენტობის წერტილში რეაქციაში შესული მჟავისა და ტუტის მოლების რიცხვები ერთმანეთის ტოლია. მოლური კონცენტრაციის განმარტებიდან გამომდინარე, ეს პირობა შემდეგნაირად ჩაიწერება:

$$V(\text{მჟავა}) C(\text{მჟავა}) = V(\text{ტუტე}) C(\text{ტუტე}) \quad (5)$$

აქ $C(\text{მჟავა})$ და $C(\text{ტუტე})$ წარმოადგენენ მჟავისა და ტუტის მოლურ კონცენტრაციებს, ხოლო $V(\text{მჟავა})$ და $V(\text{ტუტე})$ - გასატიტრად აღებული მჟავისა და გატიტვრაზე დახარჯული ტუტის ხსნართა მოცულობებს. (5) ფორმულიდან გამომდინარეობს, რომ საანალიზო ხსნარში ბენზომჟავას კონცენტრაცია პირდაპირპროპორციულია ხსნარის გატიტვრაზე დახარჯული $NaOH$ ხსნარის მოცულობისა:

$$C(\text{მჟავა}) = \frac{C(\text{ტუტე})}{V(\text{მჟავა})} \cdot V(\text{ტუტე}) \quad (6)$$

ამრიგად, წყალხსნარისა და ბენზინის ფენების გატიტვრით დადგინდება მათში ბენზომჟავას C_1 და C_2 კონცენტრაციები, ხოლო (4) ფორმულის დახმარებით კი გამოითვლება ბენზომჟავას განაწილების K_d კოეფიციენტი.

გამოყენებული ხელსაწყოები და რეაქტივები

- ანალიზური სასწორი
- შტატივი ბიურეტისათვის
- გამყოფი ძაბრი
- გამოხდილი წყალი
- ბიურეტი
- ბენზინი
- ერლენმაიერის კოლბა
- ბენზომჟავას კრისტალები
- პიპეტები
- ფენოლფტალეინი
- ქიმიური ჭიქები
- $NaOH$ - ის 1/20 მოლური ხსნარი

სამუშაოს შესრულების თანამიმდევრობა

ანალიზურ სასწორზე აწონეთ ბენზომჟავას კრისტალები მასებით 0,1 გ, 0,2 გ და 0,3 გრამი. მოათავსეთ ცალ-ცალკე ჭიქებში და თითოეულ წონაკს დაუმატეთ 40 მლ გამოხდილი წყალი და 40 მლ ბენზინი. ჭიქები შეანჯღრიეთ და დააყოვნეთ 20 -30 წუთი. ამის შემდეგ თითოეული ნარევი ჩაასხით გამყოფ ძაბრში და ერთმანეთისგან განაცალკევეთ ზედა (ბენზინის) და ქვედა (წყალხსნარის) ფენები. თითოეული ფენიდან პიპეტით ამოიღეთ ხსნარების 10 – 10 მილილიტრი და ცალ-ცალკე გატიტრეთ ნატრიუმის ტუტის 1/20 მოლური ხსნარით ფენოლფტალეინის თანაობისას, სანამ გასატიტრი ხსნარები არ შეიფერებიან ჟოლოსფრად. მიღებული შედეგები შეიტანეთ სამუშაო ცხრილში.

ექსპერიმენტის შედეგების დამუშავება

განაწილების კოეფიციენტის გამოსათვლელად უნდა ვისარგებლოთ (4) ფორმულით მასში (6) ტოლობის ჩასმით. თუ ამ უკანასკნელში გავითვალისწინებთ ტუტის კონცენტრაციასა და გასატიტრად აღებული მჟავას ხსნარების მოცულობას, მაშინ მივიღებთ:

$$C(\text{მჟავა}) = \frac{C(\text{ტუტე})}{V(\text{მჟავა})} \cdot V(\text{ტუტე}) = 0,005 \cdot V(\text{ტუტე}) \quad (7)$$

აქ გატიტვრაზე დახარჯული ტუტის ხსნარის მოცულობა გამოისახება მილილიტრებით, ხოლო მჟავას კონცენტრაციის ერთეული იქნება - „მოლი/ლ“. როგორც ვხედავთ, საანალიზო ხსნარში მჟავას კონცენტრაცია პირდაპირპროპორციულია გატიტვრაზე დახარჯული ტუტის ხსნარის მოცულობისა.

(7) ტოლობის ჩასმა (4) გამოსახულებაში გვაძლევს განაწილების კოეფიციენტის გამოსათვლელ სამუშაო რიცხვით ფორმულას:

$$K_d \approx 0,071 \frac{V_2}{\sqrt{V_1}}, \left(\frac{\text{მოლი}}{\text{ლ}} \right)^{0,5} \quad (8)$$

აქ V_2 უტოლდება წყლის ფენის გატიტვრაზე დახარჯული ტუტის ხსნარის მილილიტრების რიცხვს, ხოლო V_1 - ბენზინის ფენის გატიტვრაზე დახარჯული ტუტის ხსნარის მილილიტრების რიცხვს.

გამოთვლების შედეგები შეაქვთ სამუშაო ცხრილში:

ცხრილი

ბენზომჟავას წონაკის მასა, (გრამი)	წყლის ფენის გატიტვრაზე დახარჯული ტუტის ხსნარის მოცულობა V_2 (მილილიტრი)	ბენზინის ფენის გატიტვრაზე დახარჯული ტუტის ხსნარის მოცულობა V_1 (მილილიტრი)	წყალსა და ბენზინში ბენზომჟავას განაწილების კოეფიციენტი K_d , $\left(\frac{\text{მოლი}}{\text{ლ}}\right)^{0,5}$	K_d (საშ.), $\left(\frac{\text{მოლი}}{\text{ლ}}\right)^{0,5}$
0,1				
0,2				
0,3				

საბოლოოდ, K_d კოეფიციენტის გამოთვლილი მნიშვნელობებიდან ანგარიშობენ განაწილების კოეფიციენტის საშუალო არითმეტიკულ მნიშვნელობას K_d (საშუალო).

ქიმიური წონასწორობა ჰომოგენურ სისტემაში

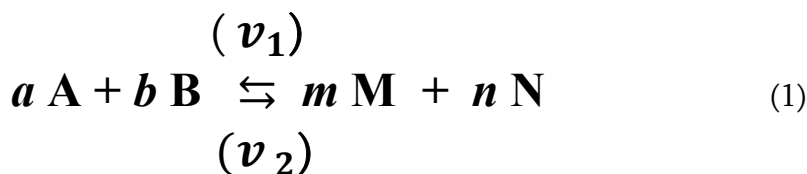
მოკლე თეორია

სისტემას ეწოდება *ჰომოგენური*, თუ იგი შედგება მხოლოდ ერთი ფაზისაგან. ასეთი სისტემის შიგნით, მის ყველა წერტილში (მოცულობის მცირე ელემენტში) ქიმიური შედგენილობა და ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები ერთნაირია. სხვა სიტყვებით, ჰომოგენური სისტემა არის *ერთგვაროვანი*.



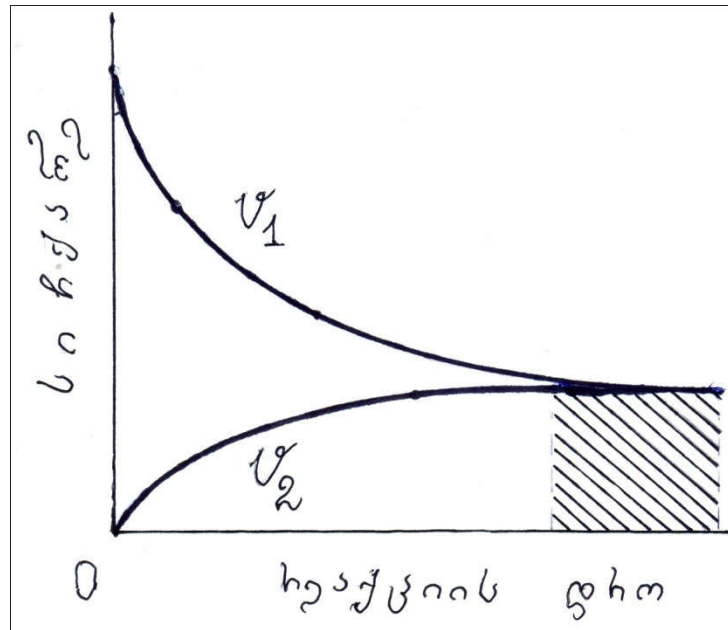
როგორც ცნობილია, ქიმიურ რეაქციათა უმრავლესობა მეტ-ნაკლებად *შექცევადია*. ეს იმას ნიშნავს, რომ ერთსა და იმავე პირობებში ისინი ერთდროულად მიმდინარეობენ როგორც პირდაპირი, ასევე საპირისპირო მიმართულებებით.

მაგალითისათვის განვიხილოთ აირად ან თხევად ფაზაში მიმდინარე ქიმიური პროცესი:



აქ **A**, **B**, **M** და **N** წარმოადგენენ რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებებს, ხოლო **a**, **b**, **m** და **n** - შესაბამის სტექიომეტრულ კოეფიციენტებს. მოცემულ შემთხვევაში პროცესის ქიმიური შექცევადობა ნიშნავს იმას, რომ სისტემაში ერთდროულად მიმდინარეობს როგორც **A** და **B** რეაგენტების გარდაქმნა **M** და **N** პროდუქტების წარმოქმნით, ასევე მისი საპირისპირო პროცესიც.

თუ დავუშვებთ, რომ სარეაქციო სისტემა პროცესის მიმდინარეობის დასაწყისში შეიცავს მხოლოდ **A** და **B** რეაგენტებს, მაშინ საწყის მომენტში წარმართება მხოლოდ პირდაპირი რეაქცია და მისი სიჩქარე $v_1 > 0$; საპირისპირო პროცესის სიჩქარე $v_2 = 0$. **A** და **B** რეაგენტების გარდაქმნისა და **M** და **N** პროდუქტების დაგროვების შედეგად v_1 სიდიდე თანდათანობით შემცირდება, ხოლო v_2 სიჩქარე კი გაიზრდება, როგორც ეს ნაჩვენებია № 1 ნახაზზე.



ნახ. 1

რეაქციის დაწყებიდან გარკვეული დროის გასვლის შემდეგ პირდაპირი და საპირისპირო პროცესების სიჩქარეები ერთმანეთს გაუტოლდებიან. ეს იმას ნიშნავს, რომ ამ მომენტიდან დაწყებული, სარეაქციო სისტემაში მყარდება **ქიმიური წონასწორობა**. ასეთ მდგომარეობაში პირდაპირი რეაქცია მთლიანად არის გაწონასწორებული მისი საპირისპირო პროცესით და რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა კონცენტრაციები (ან მათი პარციალური წნევები) აღარ იცვლებიან. წონასწორულ მდგომარეობაში მყოფი სისტემა სრულ შესაბამისობაშია გარემო პირობებთან და მათ შეუცვლელად იგი ამ მდგომარეობაში დარჩება ნებისმიერად დიდი დროის განმავლობაში (№1 ნახაზზე წონასწორულ მდგომარეობას შეესაბამება დაშტრიხული უბანი). შეიძლება ითქვას, რომ ქიმიური წონასწორობა არის მოცემულ პირობებში მორეაგირე სისტემის ყველაზე მდგრადი მდგომარეობა.

ამრიგად, **ქიმიური წონასწორობა არის მორეაგირე სისტემის ისეთი მდგომარეობა, როდესაც პირდაპირი და საპირისპირო რეაქციათა სიჩქარეები ერთმანეთს უტოლდებიან:**

$$v_1 = v_2 \quad (2)$$

წონასწორობის პირობებში რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა კონცენტრაციები (ან პარციალური წნევები) იღებენ შესაბამის **წონასწორობის მნიშვნელობებს**.

ქიმიური რეაქციის თავისთავადი მიმდინარეობა საწყისი მდგომარეობიდან საბოლოო წონასწორობის მდგომარეობამდე ხასიათდება მორეაგირე სისტემის **თერმოდინამიკური პოტენციალის შემცირებით მის მინიმალურ მნიშვნელობამდე**. თუ (1) პროცესი ხორციელდება იზოთერმულ-იზობარულ პირობებში, მაშინ ასეთი სისტემის შესაბამისი გიბსის პოტენციალის (გიბსის თავისუფალი ენერგიის) შემცირება აღიწერება **რეაქციის იზოთერმის განტოლებით**:

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln \left(\frac{[M]^m \cdot [N]^n}{[A]^a \cdot [B]^b} \right) . \quad (3)$$

ამ გამოსახულებაში ΔG^0 წარმოადგენს გიბსის პოტენციალის ცვლილებას სტანდარტულ პირობებში, როდესაც რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა მოლური კონცენტრაციები უტოლდებათ **1 მოლი/ლ** მნიშვნელობას (ΔG^0 სიდიდეს უწოდებენ აგრეთვე **რეაქციის სტანდარტულ თავისუფალ ენერგიას**). რაც შეეხება კვადრატულ ფრჩხილებს, ისინი აღნიშნავენ რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა მოლურ კონცენტრაციებს პროცესის მიმდინარეობის რომელიმე მომენტისათვის.

როდესაც მორეაგირე სისტემა აღწევს საბოლოო წონასწორობის მდგომარეობას, მაშინ გიბსის პოტენციალი იღებს მინიმალურ მნიშვნელობას (მოცემული პირობების შესაბამისად) და მისი შემდგომი ცვლილება აღარ ხდება. ეს იმას ნიშნავს, რომ წონასწორობის მდგომარეობისათვის $\Delta G = 0$. ამ პირობის გათვალისწინებით (3) გამოსახულება იღებს შემდეგ სახეს:

$$\Delta G^0 = - RT \ln \left(\frac{[M]^m \cdot [N]^n}{[A]^a \cdot [B]^b} \right)_{\infty} \quad (4)$$

მიღებული ფორმულის მარჯვენა მხარეს ჩაწერილი მოლური კონცენტრაციები შესაბამისიან მათ საბოლოო წონასწორობის მნიშვნელობებს. ლოგარითმის ნიშნის ქვეს ჩაწერილ გამოსახულებას აღნიშნავენ **K_C** სიმბოლოთი და მას უწოდებენ **რეაქციის წონასწორობის მუდმივას**. ამრიგად, ქიმიური რეაქციის წონასწორობის მუდმივა ცალსახად უკავშირდება რეაქციის სტანდარტულ თავისუფალ ენერგიას:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_C \quad (5)$$

ზემოთქმულიდან გამომდინარე, (1) რეაქციის წონასწორობის მუდმივა შემდეგნაირად ჩაიწერება:

$$K_C = \frac{[M]^m \cdot [N]^n}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (6)$$

(ამ ფორმულაში მითითებული მოლური კონცენტრაციები შესაბამებიან მათ წონასწორობულ მნიშვნელობებს).

(6) გამოსახულება ასახავს ქიმიურ თერმოდინამიკაში ცნობილ „მოქმედ მასათა“ კანონს: როდესაც მორეაგირე სისტემაში დამყარებულია ქიმიური წონასწორობა, მაშინ პროდუქტების წონასწორობი კონცენტრაციების (ან პარციალური წნევების) ნამრავლის ფარდობა რეაგენტების წონასწორობი კონცენტრაციების (ან პარციალური წნევების) ნამრავლთან არის მოცემულ პირობებში მოცემული რეაქციისათვის მუდმივი სიდიდე. ეს სიდიდე წარმოადგენს ამ რეაქციის წონასწორობის მუდმივას. აქვე შევნიშნავთ, რომ წონასწორობის მუდმივას გამოსახულების შედგენისას რეაქციის სტექიომეტრულ განტოლებაში შემავალი კოეფიციენტები იწერება შესაბამის ნივთიერებათა კონცენტრაციების (ან პარციალური წნევების) ხარისხთა მაჩვენებლებში (იხილე (6) გამოსახულება).

- იდეალურ სისტემებში მიმდინარე რეაქციებისათვის წონასწორობის მუდმივა დამოკიდებულია მხოლოდ რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა ქიმიურ ბუნებასა და ტემპერატურაზე; იგი არაა დამოკიდებული სარეაქციო სისტემის მოცულობაზე, წნევაზე ან ნივთიერებათა საწყის კონცენტრაციებზე.

ქიმიური წონასწორობის მუდმივა არის შექცევადი რეაქციის ერთ-ერთი უმნიშვნელოვანესი მახასიათებელი. იგი ფართოდ გამოიყენება სხვადასხვა სამეცნიერო და საინჟინრო გაანგარიშებისას, რეაქციათა ჩატარების ოპტიმალური პირობების გამოსავლენად.

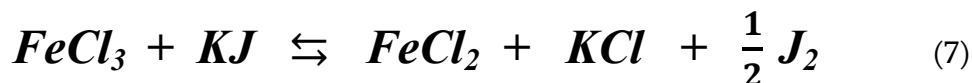
ექსპერიმენტული ნაწილი

თხევად ფაზაში ჟანგვა-აღდგენითი სისტემის
წონასწორული მდგომარეობის შესწავლა

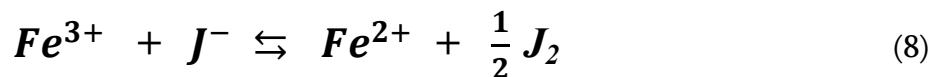
სამუშაოს მიზანი: იოდიდ-ანიონით რკინის კატიონის აღდგენის რეაქციის
წონასწორობის მუდმივას განსაზღვრა

მ ე თ ო დ ი კ ა

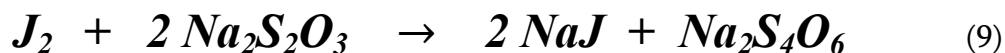
სამ-ვალენტური რკინის კატიონის (Fe^{3+}) აღდგენა შესაძლებელია იოდიდ-ანიონით (I^-). ეს პროცესი ადვილად ხორციელდება წყალხსნარში შემდეგი შექცევადი რეაქციის მიმდინარეობისას:



ამ რეაქციის შეკვეცილი იონური განტოლება შემდეგია:

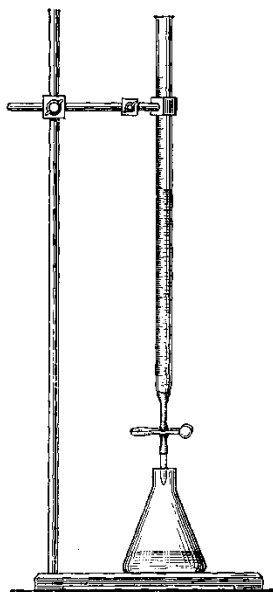


ვინაიდან რეაქციის ერთ-ერთ პროდუქტს წარმოადგენს თავისუფალი იოდი, ამდენად პროცესის მიმდინარეობაზე დაკვირვება და მორეაგირე სისტემის წონასწორული მდგომარეობის განსაზღვრა შესაძლებელია **იოდომეტრული გატიტრის მეთოდით**. ამ მიზნით მორეაგირე ნარევიდან აღებულ საანალიზო სინჯს ტიტრავენ ცნობილი კონცენტრაციის მქონე ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარით; რეაქციის ერთ-ერთ პროდუქტს წარმოადგენს ნატრიუმის ტეტრათიონატი:



იოდომეტრული გატიტრისათვის ინდიკატორად იყენებენ სახამებლის ახლადმომზადებულ ხსნარს. სახამებელი თავისუფალ იოდთან იძლევა ლურჯი

შეფერილობის კომპლექსს, ასე რომ ეკვივალენტობის წერტილის (ანუ გატიტვრის დამთავრების) განსაზღვრისათვის შეარჩევენ იმ მომენტს, როდესაც გასატიტრი ხსნარი გაუფერულდება.



ნახ. 2

გატიტვრის შედეგების მიხედვით ანგარიშობენ (8) რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი იოდის რაოდენობასა და, შესაბამისად, მორეაგირე ნარევის შედგენილობას სინჯის აღების მომენტისათვის. თუ მორეაგირე ნარევი დამყარებულია წონასწორობა, მაშინ წონასწორობის შედგენილობის საფუძველზე გამოითვლება (8) პროცენტის წონასწორობის მუდმივა:

$$K_C = \frac{[Fe^{2+}]\sqrt{[J_2]}}{[Fe^{3+}][J^-]} \quad (10)$$

(10) გამოსახულებაში კვადრატულ ფრჩხილებში მითითებულია შესაბამის ნაწილაკთა წონასწორობის მოლური კონცენტრაციები.

გამოყენებული ხელსაწყოები და რეაქტივები

- ბიურეტი
- შტატივი ბიურეტისათვის
- ერლენმაიერის კოლბები
- ქიმიური ჭიქები
- პიპეტები
- $FeCl_3$ -ის 0,04 მოლური ხსნარი
- KJ -ის 0,02 მოლური ხსნარი
- ნატრიუმის თიოსულფატის 0,01 N ხსნარი
- სახამებლის ხსნარი
- გამოხდილი წყალი

სამუშაოს შესრულების თანამიმდევრობა

მშრალ ერლენმაიერის კოლბაში ათავსებენ 100 მლ 0,04 M $FeCl_3$ -ის ხსნარს და უმატებენ 100 მლ 0,02 M KJ -ის ხსნარს. ნარევს შეანჯღრევენ, თავს დაუცობენ (წარმოქმნილი იოდის აორთქლების თავიდან ასაცილებლად) და აყოვნებენ 30 წუთს. ამის შემდეგ კოლბიდან პიპეტით ამოიღებენ 10 მლ სინჯს, გადაიტანენ ერლენმაიერის მეორე კოლბაში, დაუმატებენ 50 მლ ცივ გამოხდილ წყალს, რამდენიმე წვეთ სახამებლის ხსნარს და ბიურეტიდან სწრაფად გატიტრებენ ნატრიუმის თიოსულფატის 0,01 N ხსნარით ლურჯი შეფერილობის გაქრობამდე. ჩაინიშნავენ გატიტვრაზე დახარჯული თიოსულფატის ხსნარის მილილიტრების რიცხვს (V).

ნახევარი საათის შემდეგ სარეაქციო ნარევიდან კვლავ აიღებენ 10 მლ სინჯს და ზემოაღნიშნულ ოპერაციებს გაიმეორებენ. გატიტვრის პროცედურები გრძელდება მანამდე, სანამ ბოლო ორი გატიტვრის შედეგი ერთმანეთს არ დაემთხვევა. ეს იმას ნიშნავს, რომ ამ მომენტისათვის სარეაქციო ნარევაში, პრაქტიკულად, უკვე დამყარდა ქიმიური წონასწორობა. მიღებული შედეგები შეაქვთ სამუშაო ცხრილში.

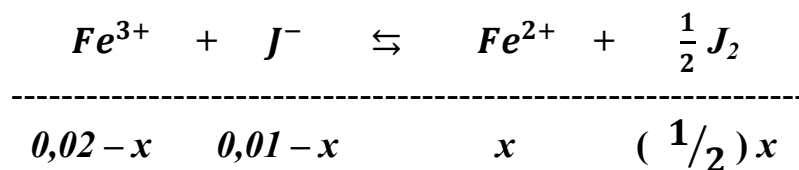
ცხრილი

№	სინჯის აღების დრო, წთ	$FeCl_3$ -ის ხსნარის საწყისი კონცენტრაცია, მოლი / ლ	KJ -ის ხსნარის საწყისი კონცენტრაცია, მოლი / ლ	დახარჯული თიოსულფატის ხსნარის მოცულობა V , მლ	x , მოლი/ლ	K_c , (ლ/მოლი) ^{0,5}
1		0,02	0,01			
2		— ” —	— ” —			
3		— ” —	— ” —			
4		— ” —	— ” —			
5		— ” —	— ” —			

ექსპერიმენტის შედეგების დამუშავება

რკინის ქლორიდისა და კალიუმის იოდიდის ხსნარების ტოლი მოცულობებით ურთიერთშერევა იწვევს იმას, რომ მათი საწყისი კონცენტრაციები ნახევრდება და შესაბამისად შეადგენენ **0,02 მოლი/ლ** და **0,01 მოლი/ლ**.

თუ რეაქციის შედეგად ნარევის ერთ ლიტრში გარდაიქმნა **x** მოლი $FeCl_3$ და **x** მოლი KJ , მაშინ ამ ნაერთების დარჩენილი კონცენტრაციები იქნება (**$0,02 - x$**) მოლი/ლ და (**$0,01 - x$**) მოლი/ლ. წარმოქმნილი $FeCl_2$ -ისა და იოდის კონცენტრაციები შესაბამისად შეადგენენ **x** მოლი/ლ და **$x/2$** მოლი/ლ, როგორც ეს ნაჩვენებია ქვემოთ სქემაზე:



χ - სიდიდის განსაზღვრა შესაძლებელია იოდომეტრული გატიტვრის გზით. (9) განტოლებიდან ჩანს, რომ 1 მოლი იოდი ურთიერთქმედებს 2 მოლ თიოსულფატთან. ამ თანაფარდობის, აგრეთვე გასატიტრი სინჯისა და გატიტვრაზე დახარჯული თიოსულფატის ხსნარების მოცულობათა გათვალისწინებით საბოლოოდ მივიღებთ:

$$\chi \text{ (მოლი/ლ)} = \frac{V(\text{მლ})}{1000} , \quad (11)$$

სადაც V არის გატიტვრაზე დახარჯული თიოსულფატის ხსნარის მოცულობა მილილიტრებით.

ყოველივე ზემოთქმულის საფუძველზე, რეაქციის წონასწორობის მუდმივას გამოსათვლელად ვღებულობთ შემდეგ სამუშაო ფორმულას:

$$K_c = \frac{\chi \sqrt{\chi}}{\sqrt{2} (0,02 - \chi)(0,01 - \chi)} , \quad \left(\frac{\text{ლ}}{\text{მოლი}} \right)^{0,5} \quad (12)$$

აქ χ სიდიდე შეესაბამება მის საბოლოო წონასწორობულ მნიშვნელობას.

ამრიგად, (11) ფორმულის დახმარებით ექსპერიმენტულად ისაზღვრება წონასწორობულ მდგომარეობაში მყოფი სისტემისათვის χ სიდიდის რიცხვითი მნიშვნელობა, ხოლო (12) გამოსახულების საფუძველზე კი გამოითვლება (8) პროცესის წონასწორობის მუდმივა, ერთეულით $\left(\frac{\text{ლ}}{\text{მოლი}} \right)^{0,5}$. გამოთვლების შედეგები შეაქვთ სამუშაო ცხრილში.

გამოყენებული ლიტერატურა

1. კოკოჩაშვილი ვ. ფიზიკური ქიმიის ლაბორატორიული სახელმძღვანელო. თსუ გამომცემლობა, 1980, 450 გვ.
2. სეფიაშვილი ლ. ლაბორატორიული სამუშაოები ფიზიკურ და კოლოიდურ ქიმიაში. თსუ გამომცემლობა, 1986, 125 გვ.
3. Петров А.Н., Черепанов В.А., Ермишина Е.Ю. *Практикум по физической химии*. Екатеринбург, 2003, 57 с.
4. *Physical Chemistry Laboratory*. Portland State University Press, 2011, 93 p.
5. Kunsagi-Mate S. *et al. Manual for Physical Chemistry Laboratory*. Pecs University Press, 2014, 89 p.

შ ი ნ ა ა რ ს ი

თემის დასახელება	გვერდი
წინასიტყვაობა	
გაზომვათა ცდომილებანი	
გრაფიკული მეთოდი	
სითხეთა ზედაპირული დაჭიმულობა. მოკლე თეორია	
სითხეთა ზედაპირული დაჭიმულობის განსაზღვრა	
მოლური რეფრაქცია. მოკლე თეორია	
სითხეთა ელექტრონული პოლარიზაციის შესწავლა	
თერმოქიმიური გაზომვები (კალორიმეტრია)	
კალორიმეტრის მუდმივას განსაზღვრა	
კრისტალური შაბიამნის გახსნის სითბოს განსაზღვრა	
სპილენძის უწყლო სულფატის გახსნის სითბოს განსაზღვრა	
განეიტრალების სითბოს განსაზღვრა	
წონასწორობა ჰეტეროგენულ სისტემაში (მოკლე თეორია)	
ორ შეურევად გამხსნელში მესამე ნივთიერების განაწილების შესწავლა	
ქიმიური წონასწორობა (მოკლე თეორია)	
თხევად ფაზაში ჟანგვა-აღდგენითი სისტემის წონასწორობის მდგომარეობის შესწავლა	
გამოყენებული ლიტერატურა	