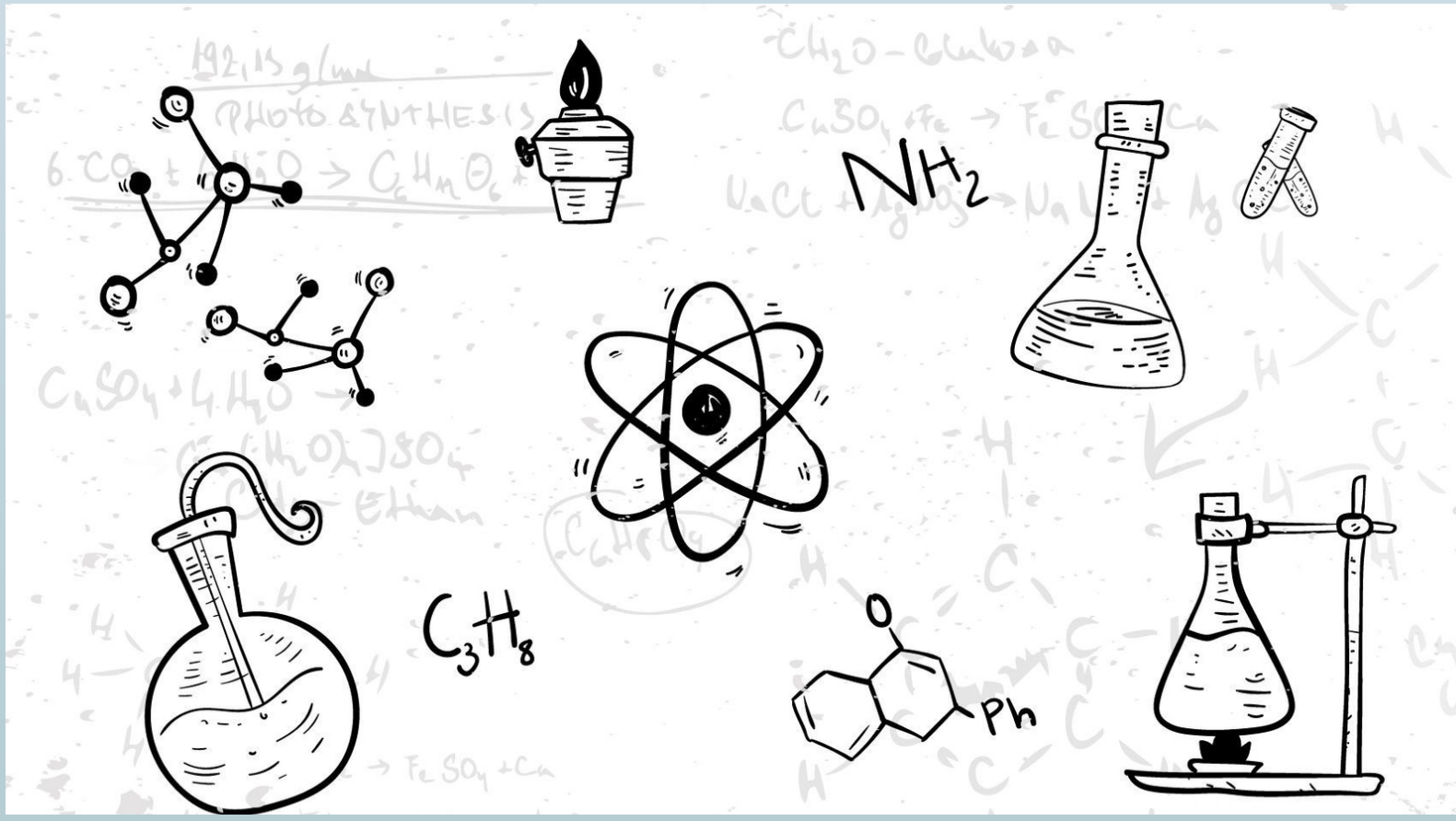
Марија Арев

ВОВЕД ВО ЛАБОРАТОРИСКИ И ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ



Штип, 2025 година

Марија Арев

ВОВЕД ВО ЛАБОРАТОРИСКИ И ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ (СКРИПТА)

Автори:

д-р Марија Арев, доцент

НАСЛОВ НА ПУБЛИКАЦИЈАТА

ВОВЕД ВО ЛАБОРАТОРИСКИ И ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ

Рецензенти:

д-р Рубин Гулабоски, редовен професор

д-р Емилија Јаневиќ-Ивановска, редовен професор

Лектор:

Слаѓан Спасовски

Техничко уредување:

д-р Марија Арев, доцент

Издавач:

Универзитет „Гоце Делчев“ – Штип

Уредник на издавачката продукција на УГД:

д-р Лилјана Колева-Гудева, редовен професор

Објавено во е–библиотека на УГД

DOI: https://www.doi.org/10.46763/m6082771168a

CIP - Каталогизација во публикација Национална и универзитетска библиотека “Св. Климент Охридски“, Скопје

616-074/-076Ч001.891.5(035)

АРЕВ, Марија
Вовед во лабораториски и хемиски пресметки [Електронски извор]:
(скрипта) / Марија Арев. - Текст во пдф формат, содрж. 106 стр., илустр.- Штип: Универзитет „Гоце Делчев“ 2025

Начин за пристапување (URL): - http://e-lib.ugd.edu.mk/1242 - Наслов преземен од екран. – Опис на изворот на ден 29.08.2025 год. -
Библиографија: стр. 103-104

ISBN 978-608-277-116-8

а) Хемиски пресметки – Медицинска лабораториска практика – Прирачници

COBISS.MK-ID 66769669

УНИВЕРЗИТЕТ „ГОЦЕ ДЕЛЧЕВ“ - ШТИП
ФАКУЛТЕТ ЗА МЕДИЦИНСКИ НАУКИ

доцент д-р Марија Арев

ВОВЕД ВО ЛАБОРАТОРИСКИ И ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ

Скрипта

Штип, 2025

ПРЕДГОВОР

Предметот „Лабораториски и хемиски пресметки“ е клучен дел од образованието на студентите по медицински лаборанти, бидејќи ја поставува основата за разбирање и примена на хемиските принципи во медицинската лабораториска практика. Во медицинските лаборатории, точните пресметки и правилната примена на хемиските реакции се од суштинско значење за добивање на точни и веродостојни резултати, кои подоцна ќе се користат во дијагностицирање и лекување на пациенти.

Учењето на овој предмет им помага на студентите не само да ги совладаат основите на хемијата, туку и да разберат како да ја применуваат математиката во контекст на точно подготвување на реагенси. Разбирањето за правилната пресметка на концентрации, дози и времетраење на хемиските реакции е клучно за обезбедување на точни и веродостојни резултати.

Скриптата ,,Вовед во лабораториски и хемиски пресметки“ е подготвена согласно потребите на предметот Лабораториски и хемиски пресметки на Факултетот за медицински науки при Универзитетот „Гоце Делчев“ во Штип. Содржината на скриптата е усогласена со акредитираната програма за теоретска настава наменета за студентите запишани на студиската програма медицински лаборанти, прв семестар.

Содржината е поделена на осум главни поглавја и неколку поднаслови, со цел за полесно следење и појасен преглед на наставната материја. Покрај теоретскиот дел, секое поглавје е збогатена со примери на решени задачи, хемиски равенки и реакции, што ќе им помогне на студентите полесно да ги совладаат наставните содржини.

При изработката на оваа скрипта користени се бројни библиографски единици поврзани со примена на математичките пресметки во хемијата, како и збирки задачи од областите на општа и неорганска хемија. Тематските единици се елаборирани системски, јасно и прегледно, што овозможува лесно совладување на теоретските и практичните содржини по предметот Лабораториски и хемиски пресметки.

доц. д-р Марија Арев

СОДРЖИНА

1. ВОВЕД ВО ХЕМИЈАТА .....……...0

1.1. Што е хемијата? .....**Error! Bookmark not defined.**

1.2. Историја на хемијата .....**Error! Bookmark not defined.**

1.3. Поделба на хемијата 3

2. МАТЕРИЈА .....…….5

2.1. Што е материја?..... …….....5

2.2 Својства и промени на материјата ….....…….....**Error! Bookmark not defined.**

3. НАУЧНИ МЕРЕЊА 9

3.1. Важноста на научните мерења.....**Error! Bookmark not defined.**

3.2. Броеви и бројни системи.....11

3.3. Научна нотација и метрички префикси .....**Error! Bookmark not defined.**

3.4. Хемиско сметање.....1**Error! Bookmark not defined.**

4. СИСТЕМ НА МЕРЕЊЕ 15

4.1. Интернационален систем на единици .....**Error! Bookmark not defined.**

4.2. Маса .....**Error! Bookmark not defined.**

4.3. Волумен 19

4.4. Густина 21

5. АТОМСКО-МОЛЕКУЛСКА ТЕОРИЈА .....**Error! Bookmark not defined.**

5.1. Далтон и атомска теорија за маса 23

5.2. Атом 26

5.3. Атомски маси.....31

5.4. Молекулски маси.....33

5.5. Количество супстанца 33

5.6. Моларна маса .....**Error! Bookmark not defined.**

6. ХЕМИСКИ СОЕДИНЕНИЈА И ХЕМИСКИ ФОРМУЛИ 37

6.1. Молекули 37

6.2. Хемиски формули .....**Error! Bookmark not defined.**

6.3. Молекулски соединенија 40

6.4. Јонски соединенија.....42

6.5. Пресметувања засновани на хемиска формула 44

7. ХЕМИСКИ РАВЕНКИ И ПРЕСМЕТУВАЊА ЗАСНОВАНИ НА ХЕМИСКИ РАВЕНКИ 55

7.1. Хемиски рекации 55
7.2. Хемиска равенка и правила за нејзино пишување..... 57
7.3. Израмнување на хемиски равенки 61
7.4. Лимитирачки реагенс 64
7.5. Пресметувања засновани на хемиски равенки 66
7.6. Пресметување принос на хемиска реакција..... 69
8. РАСТВОРИ..... 75
8.1. Видови на раствори 76
8.2. Растворливост на супстанца..... 81
8.3. Квантитативен состав на растворите..... 84
8.4. Поврзаност помеѓу концентрациите и масениот удел..... 91
8.5. Разредување на раствори 96
8.6. Мешање на раствори 99
ЛИТЕРАТУРА 103

1. ВОВЕД ВО ХЕМИЈАТА

1.1 Што е хемија?

Хемијата е наука која ги проучува својствата, составот и структурата на супстанциите (елементи и соединенија), трансформациите низ кои тие минуваат и енергијата која се ослободува или апсорбира за време на тие процеси. Секоја супстанција, било природно присутна или вештачки произведена, се состои од еден или повеќе од стотина видови атоми, идентификувани како елементи. Иако атомите се составени од уште поситни елементарни честички, тие се основни градбени единки на хемиските супстанции. Затоа, хемијата го проучува однесувањето на материјата преку анализа на својствата на атомите и основните хемиски закони што ги регулираат нивните интеракции.

Голем предизвик на хемијата е развивањето на кохерентно објаснување на сложеното однесување на материјата – зошто таа има одреден изглед, што ги дефинира нејзините трајни својства и како интеракциите помеѓу различни супстанции можат да резултираат со формирање на нови и губење на постојните супстанции. Од најраните обиди за рационално разбирање на материјалниот свет, хемичарите се стремеле да развијат теории за материјата кои успешно ја објаснуваат и постојаноста и промените.

Организираното спојување на атомите во мали или големи молекули, обично се смета за основа на постојаноста. Од друга страна, реорганизацијата на атомите или молекулите во нови соединенија е основата на теориите за промените. Затоа, хемијата вклучува проучување на атомскиот состав и структурната градба на супстанциите, како и нивните различни интеракции, кои можат да предизвикаат ненадејни и понекогаш и бурни реакции (Nelson, 2019).

Хемијата, исто така, се занимава со искористувањето на природните супстанции и создавањето на вештачки материјали. Ги објаснува сите процеси што се случуваат во природата и е вклучена во сè што гледаме и секоја акција која ја преземаме. Хемијата објаснува зошто лисјата на листопадните дрвја во есен добиваат различни нијанси на црвена и жолта боја (Слика 1). Готвењето, ферментацијата, изработката на стакло и металургијата претставуваат хемиски процеси кои датираат од почетоците на цивилизацијата. Денес, материјалите како тефлон, винил, полипроводниците се резултат на напредната хемиска технологија.

Во дваесеттиот век, хемијата направи значителни чекори напред во разбирањето на сложената хемија на живите организми. Молекуларното толкување на здравјето и болестите отвори големи можности за иднината. Современата хемија, поддржана од напредни инструменти, проучува материјали што се составени од најситни атоми до сложени структури како ДНК (деоксирибонуклеинска киселина), која содржи милиони атоми. Покрај тоа, можноста за дизајнирање и синтетизирање нови супстанции со прецизно одредени својства е веќе реалност (Petrucci et al., 2016).

Слика 1. Различни нијанси на листовите поради хемиските реакции (https://www.lostincolours.com/understanding-the-chemistry-of-plant-pigments/)

1.2 Историја на хемијата

Историјата на хемијата е фасцинантна и интересна. Хемичарите во далечното минато, често, биле мотивирани главно од постигнување на одредени цели или производи. Изработката на парфеми и сапуни не барала многу теоретско знаење, туку добар рецепт и внимателност во следењето на процесот. Во тоа време не постоел унифициран начин на именување на материјалите, ниту пак Периоден систем на елементите за глобално усогласување. Сепак, хемијата продолжила да се развива низ вековите.

Значителен напредок во поставувањето на темелите на хемијата се постигнал кога Роберт Боил (1637-1691) започнал со своите истражувања. Тој ги развил основните принципи за однесувањето на гасовите, кои од тогаш можеле да се опишат математички. Тој исто така допринел во развојот на идејата дека малите честички може да се врзуваат и да формираат молекули. Многу години подоцна, Џон Далтон ги користел овие идеи за да ја развие атомската теорија.

Полето на хемијата започнало да се развива во 1700-тите. Џозеф Пристли (1733-1804) изолирал и карактеризирал неколку гасови, меѓу кои кислородот, јаглерод моноксид и азот оксид. Подоцна било откриено дека азот оксид, познат и како „гас на смеата“ има својства на анестетик. За таа цел прв пат бил применет во 1844 при вадење на заб. Во тоа време бил откриен и хлорот од страна на К.В. Шееле (!742-1786) и азотот од Антоан Лавоазије (1743-1794).

Во текот на 1800-тите, хемичарите продолжиле со откривање на нови соединенија и напредувале и во развојот на теоретската основа на науката. Џон Далтон (1766-1844) во 1807 година ја вовел атомската теорија, додека А. Авогардо (2776-1856) ја поставил основата за квантитативен пристап во хемијата, пресметувајќи го бројот на честички во одредена количина на супстанца. Големи напори биле вложени и во истражувањето на хемиските реакции, што довело до развој на нови материи (Hudson, 2012).

Една од поновите области е развојот на хемијата на живите процеси. Истражувањето на процесот на фотосинтезата кај растенијата, откривањето и карактеризацијата на ензимите како биохемиските катализатори, како и разјаснувањето на структурата на биомолекулите како што се инсулинот и ДНК, доведоа до експлозија на информации во полето на биохемијата.

1.3 Поделба на хемијата

Денес, хемијата е доста обемна и сложена наука што е невозможно еден научник да ја владее целокупната дисциплина. Со развојот на науката и технологијата, хемичарите сè повеќе се насочуваат кон одредени области на истражување и експертиза, каде што ги продлабочуваат и унапреуваат своите знаења.

Првите области на хемијата (Слика 2), кои се развиле уште во раните фази на модерната наука се:

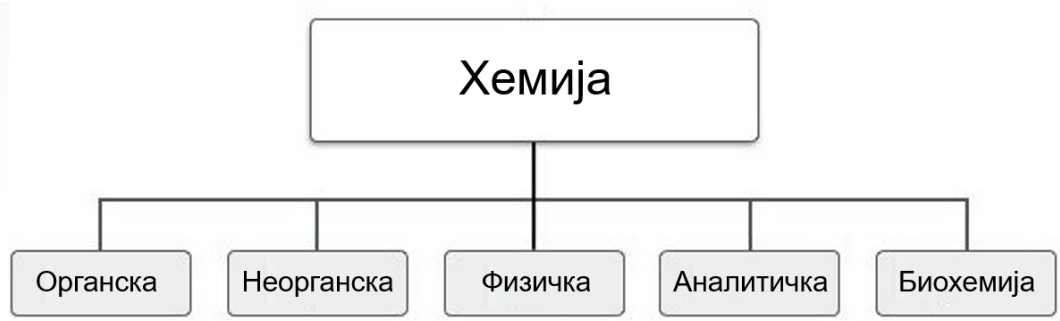
- **Неорганска хемија** – ги проучува соединенијата што генерално не содржат јаглерод. Овие соединенија најчесто се наоѓаат во минералите, рудите и различни неоргански материјали. Современите истражувања се фокусирани на дизајнирање и испитување на материјали кои се користат во енергетиката и информатичките науки, односно за производство на катализатори, полупроводници итн.
- **Органската хемија** – ги проучува соединенијата кои содржат јаглерод. Јаглеродот е еден од најраспространетите елементи на Земјата и има способност да гради голем број на соединенија. Поголем дел од соединенијата во живите организми се базирани на јаглерод, што ја прави органската хемија фундаментална за развојот на многу други науки како биологијата, фармацијата и многу други.
- **Физичка хемија** – ги проучува макроскопските и атомските својства на хемиските системи. Оваа гранка на хемијата ги користи принципите на физиката и хемијата за да ги објасни енергетските трансформации и динамиката на хемиските реакции. Оваа наука се занимава со одредување на брзината на хемиските реакции, енергетските промени што настануваат при реакциите или физичката структура на материјалите на молекуларно ниво.
- **Аналитичка хемија** – го проучува составот на материјата. Оваа дисциплина се фокусира на методите за раздвојување, идентификација, квантификација и анализа на хемиските компоненти во даден примерок. За оваа цел се користат голем број на инструменталните техники (спектрофотометрија, хроматографија, масена спектрометрија) и оваа гранка игра клучна улога во фармацијата во делот на контрола на фармацевтско-дозираните форми.
- **Биохемија** – ги проучува хемиските процеси во живите организми. Таа се фокусира на молекуларните механизми што ги регулираат клеточните функции, вклучувајќи ја синтезата на протеините, ензимската активност како и анаболизамот и катаболизамот на биомолекулите. Како интердисциплинарна наука, има клучна улога во развојот на медицината и фармацијата, особено во објаснувањето на фундаменталните клеточни процеси што придонесуваат за развој и прогресија на различни заболувања.

Хемијата значително се проширила со развојот на нови поддисциплини кои одговараат на современите научни и технолошки предизвици. Некои од најзначајните нови области се:

- **Индустриска хемија** – се фокусира на изучување на хемиските процеси во индустријата.
- **Полимерна хемија** – се занимава со проучување и синтеза на полимери.
- **Медицинска (фармацевтска) хемија** – има централна улога во развојот на нови молекули (лекови), преку изучување на молекуларните механизми на болестите и механизмот на дејство на лековите на клеточно ниво.
- **Еколошка хемија** – се занимава со проучување на загадувањето на животната средина, како и развој на методи за намалување на штетните ефекти.

- **Пестицидна хемија** – развива и проучува хемиски соединенија кои се користат за заштита на земјоделските култури од штетници, со цел зголемување на приносот и безбедноста на храната.
- **Форензичка хемија** – применува хемиски анализи за идентификација на докази во криминалистички истраги, помагајќи во решавањето на случаи преку детекција на токсини, наркотични супстанции итн.
- **Компјутерска хемија** – користи напредни компјутерски модели и симулации за проучување на хемиските реакции, молекуларните интеракции како и механизмите на дејство на лековите, што значително ги забрзува истражувањата во сите области на хемијата.

Овој континуиран развој на хемијата не само што ја прави науката поразновидна, туку и овозможува на човештвото подобро да се справи со глобалните предизвици, како што се климатските промени, загадувањето, медицинските епидемии и пандемии, енергетската криза итн. Хемијата и понатаму останува научна дисциплина која го обликува и истражува светот во кој живееме (Housecroft, 2005).



Слика 2. Главна поделба на хемијата

2. МАТЕРИЈА

2.1 Што е материја?

Сѐ што можеме да видиме и допреме е материја. Храната што ја јадеме, клупата на која седиме, пенкалото со кое пишуваме, компјутерот, листовите, цвеќињата, водата, книгите кои ги читаме, нашите родители – сето она што не опкружува има тежина, волумен и зафаќа простор и се смета за материја (Слика 3).

Слика 3. Различни видови на материја која не опкружува
(https://sciencenotes.org/10-examples-of-solids-liquids-gases-and-plasma/)

И гасовите, вклучувајќи го и воздухот што го дишеме, се сметаат за материја. Тие исто така имаат тежина, зафаќаат определен простор и можат да се складирани во садови, исполнувајќи го целиот достапен простор (Macrae, 2017).

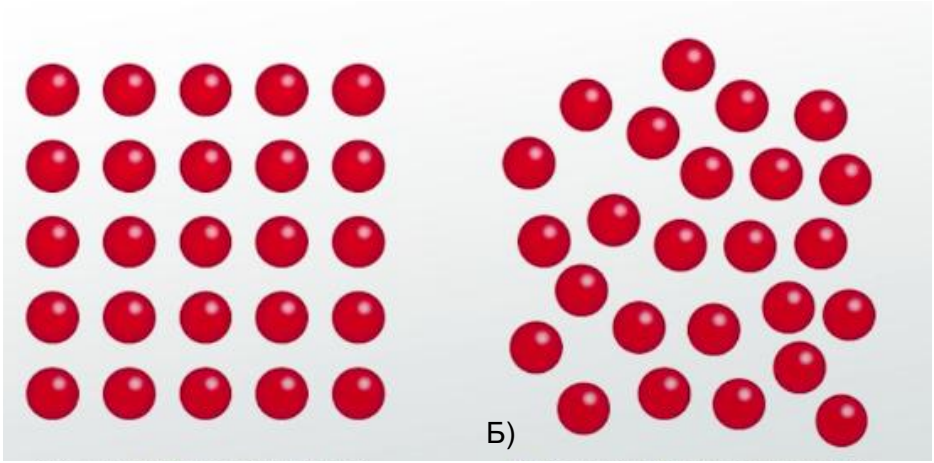
Без атомите, ниту материјата, ниту нејзините различни форми би постоеле. За да се формираат сите облици на материјата, атомите мора да се поврзат меѓусебно. Во четвртото поглавје, ќе истражиме подетално како се поврзуваат атомите и како од нив се формираат молекули и материја.

2.2 Својства и промени на материјата

Материјата може да постои во три агрегатни состојби:

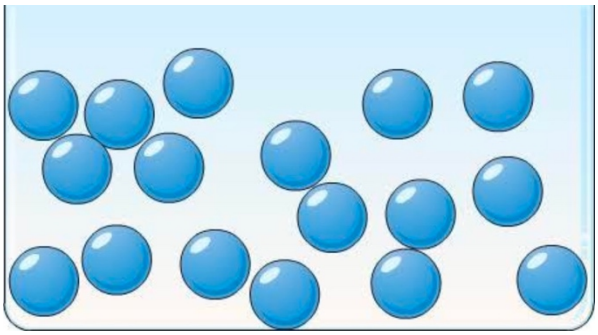
- **Цврста** – цврстите материи се компактни, со дефиниран облик и постојан волумен. Кај нив, атомите и молекулите се цврсто поврзани преку хемиски врски, создавајќи стабилна структура. Тие се густо спакувани, имаат многу малку простор за движење и нивните позиции се речиси фиксни. Постојат различни видови цврсти материи. Кога атомите се поврзани со силни, како што се јонските врски, се формираат поцврсти и *кристални структури*. Од друга страна,

послабите сили, како што се van der Waals-овите сили, доведуваат до формирање на помалку цврсти, *аморфни структури* (Слика 4).



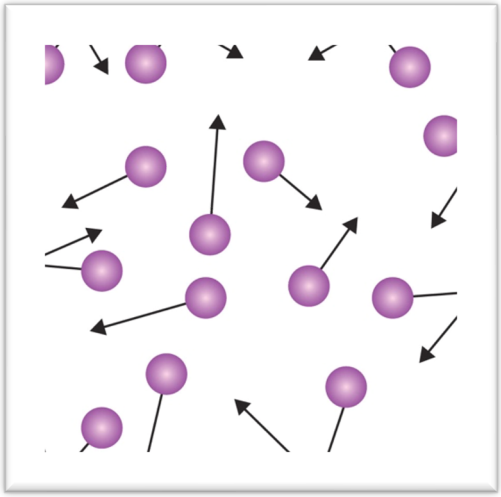
Слика 4. Структура на цврстата материја: А) кристална и Б) аморфна (https://study.com/academy/lesson/video/crystalline-structure-definition-structure-bonding.html)

- **Течна** – течните материи, за разлика од цврстите, немаат дефиниран облик и постојан волумен. Ова се должи на фактот што атомите и молекулите во течноста се поврзани со послаби сили, како што се водородните и van der Waals-овите сили. Поради ова, честичките во течностите имаат поголема слобода на движење во споредба со оние во цврстите материи, што им овозможува на течностите да течат и да ја менуваат својата форма во зависност од садот во кој се наоѓаат, но сепак задржуваат константен волумен (Слика 5). Ова значи дека течностите не можат лесно да се компресираат, бидејќи нивните честички се доволно блиску една до друга и одржуваат одредена густина.



Слика 5. Структура на течната материја (Adoyi, 2021)

- **Гасовита** – гасовитата материја, исто како и цврстите и течните материи, е составена од атоми и молекули. Сепак, начинот на кој овие честички се однесуваат значително се разликува од другите агрегатни состојби, бидејќи имаат најголемата слобода на движење и независност една од друга (Слика 6). Гасовите немаат ниту дефиниран облик ниту фиксен волумен, што значи дека секогаш го исполнуваат целиот простор на садот во кој се наоѓаат. За разлика од течностите, гасовите можат да се шират или да се компресираат во зависност од просторот што им е на располагање. Честичките во гасовите се во постојано хаотично движење, судирајќи се една со друга и со ѕидовите на садот, создавајќи притисок. Оваа способност за копресија и намалување на волуменот со истовремено зголемувањето на густината на гасовите има широка примена во секојдневниот живот. На пример, складирање на компримиран воздух во боци се користи во медицината, индустријата и нуркањето. Исто така, принципот на компресија на гасовите е основа за функционирање на пневматските системи, како и полнење на воздушните перничиња во автомобилите, кои се клучни за безбедноста при судир (Buthelezi, 2013).



Слика 6. Структура на гасовитата материја (Adoyi, 2021)

Својствата на материјата можат да се класифицираат на неколку начина. Една од главните поделби е на (Cooke et al., 1996):

- **Интензивни својства** – ова се својства што не зависат од количината на материјата во примерокот. Нивниот интензитет зависи од природата на супстанцијата, а не од нејзината маса или волумен. Примери за вакви својства се притисокот, температурата, бојата, густината, точката на вриење, точката на топење. Пример, точката на мрзнење на 1 литар и 3 литри вода ќе биде иста и нема да зависи од волуменот.
- **Екстензивни својства** – ова се својства што зависат од количината на материјата во примерокот. Овие својства, како што се масата и волуменот, директно се менуваат со зголемување или намалување на количината на супстанцијата. На пример, ако се помешаат 5 литри вода и 2 литри вода, вкупниот волумен ќе се зголеми на 7 литри, а со тоа ќе се зголеми и масата.

Друга важна класификација на својствата на материјата се:

- **Физички својства** – претставуваат карактеристики на материјата што можат да се идентификуваат или измерат без да се промени нејзиниот хемиски состав. Овие својства се делат во две подгрупи (Табела 1) (White, 2018):
    - *Квалитативни својства* – се одредуваат преку визуелно набљудување и се изразуваат описно, без употреба на нумерички вредности и мерни единици**.** На пример, овде спаѓаат бојата, мирисот, текстурата на една супстанција и овие својства можеме да ги забележиме со нашите сетила, без употреба на иструменти за мерење.
    - *Квантитативни својства* – овие својства се одредуваат преку мерења со соодветни инструменти и секогаш се изразуваат во нумеричка форма. Тие вклучуваат карактеристики како што се масата (мерена со вага), должината (мерена со линијар) итн. За да се добијат овие вредности, потребно е да се применат соодветни методи на мерење, кои обезбедуваат прецизни и повторливи резултати.

Табела 1. Физички својства на материјата

Физички својства	
Квалитативни	**Квантитативни**
Боја	Маса
Мирис	Должина
Растворливост	Температура
Облик	Густина
Тврдост	Температура на мрзнење и вриење

- **Хемиски својства** – претставуваат карактеристики на материјата што се појавуваат кога примерокот претрпува промена на хемискиот состав. Со други зборови, тие ја опишуваат способноста на една материја да се трансформира во друга. Некои позначајни хемиски својства се:
    - *Запаливост* – способноста на супстанцијата да гори во присуство на кислород.
    - *pH вредност* – дали некоја супстанција претставува база или киселина.
    - *Реактивност* – способноста на некоја супстанција да влегува во хемиски реакции.
    - *Топлина на согорување* – количеството на енергија што се ослободува при согорување на некоја супстанција.

Хемиските својства вклучуваат трајни и неповратни промени. На пример, кога дрвото согорува, претрпува хемиска трансформација, при што се разградува до јаглерод диоксид, водена пареа и пепел. Откако еднаш е претворено во пепел, дрвото не може да се врати во неговата првобитна форма.

Промените кои настануваат во материјата исто така можат да се поделат на **физички** и **хемиски промени** (Raoux, 2009).

Физичките промени не предизвикуваат кинење на постоечките хемиските врски помеѓу молекулите и создавање на нови. Промените се случуваат на макроскопско ниво, што значи можат да се видат со голо око (на пример, топење на восокот или мрзнење на водата). Сепак, на микроскопско ниво, составот на материјата останува непроменет. На пример, при промена на агрегатната состојба на водата (од пареа во течност и во мраз), молекулите на водата го менуваат редоследот, но не и составот, бидејќи молекулите остануваат исти (H_2O) во сите три агрегатни состојби.

Хемиските промени предизвикуваат промени на молекуларно ниво, при што постојните хемиски врски се разградуваат, а на нивно место се формираат нови врски. Овие промени резултираат со создавање на нови соединенија, кои имаат различни својства од почетните супстанции. За разлика од физичките промени, хемиските се често неповратни. На пример,'*рѓосувањето на железото* е хемиска промена, при која железото реагира со кислородот од воздухот, формирајќи оксид кој има својства сосема различни од оние на железото. Други важни примери на хемиски промени вклучуваат: согорување на горивото, процесот на созревање на овошјето, готвење, варење и расипување на храната и сите хемиски реакции кои се одвиваат во лабораториски услови.

3. НАУЧНИ МЕРЕЊА И ЛАБОРАТОРИСКИ ПРЕСМЕТКИ

Практиката на медицинската лабораториска работа бара добро познавање и разбирање на математиката. И покрај зголемената автоматизација во лабораториите, медицинскиот персонал мора да користи математика за правилна интерпретација, анализа и пријава на добиениот резултат од инструментот. Првичните податоци и конечните лабораториски резултати се изразуваат во бројни вредности.

Понекогаш квантитативните (нумерички) резултати треба да се претстават како квалитативни. На пример, вирусната инфекција измерена како вирусни честички по единица волумен на крв може да се прикаже како позитивен резултат кога вирусот е детектиран и над однапред утврдено ниво, или како негативен кога вирусот не е детектиран или е под утврденото ниво (Mathur & Sur, 2022).

3.1 Важноста на научните мерења

Нумеричките информации играат клична улога во лабораториската работа, бидејќи сите анализи, мерења и интерпретации на резултатите се засноваат на точни и прецизни податоци. Тест методите и конечните лабораториски извештаи се формираат врз основа на бројните вредности, кои овозможуваат објективна проценка на добиените резултати. За да се обезбеди конзистентност и точност при лабораториските анализи, секој тест метод или стандардна оперативна процедура строго ја дефинира употребата на одредени концентрации, времетраење на инкубацијата и единиците во кои податоците се изразуваат. Овие стандарди се неопходни за да се одреди точноста на тестирањето и да се минимизираат можните отстапувања.

Лицата кои работат во лабораториите мора да имаат познавање на основните математички процеси, бидејќи тие се суштински за анализа и обработка на лабораториските податоци. Пресметките како процентуални разлики, статистичка обработка на податоците и пресметки на концентрации се неопходни за правилно толкување на резултатите и донесување точни заклучоци.

Резултатите се добиваат преку спроведување на процесот на *мерење*. Најчесто при повторување на мерењето се добиваат вредности кои се разликуваат меѓу себе и поради тоа најчесто се користи повеќекратно мерење и на крај се избира на аритметичка средна вредност. Постоењето на разлика во резултатите од мерењата на една иста

величина, на еден ист систем, потекнува од присуството на грешки кои можат да бидат случајни, груби или систематски. На пример, при мерење со вага, и кога е калибрирана, повеќето ваги го заокружуваат резултатот до најблиската вредност. Грешки најчесто настануваат и од недостиг на вештина, искуство или од невнимание на експериментаторот при употреба на мерните инструменти.

Точност и **прецизност** се основните критериуми за обработка на резултатите при мерењата (Dowd, 2023).

Точноста е мерка за тоа колку блиску резултатот од експериментот се совпаѓа со вистинската вредност или теоретскиот резултат. Таа го опишува степенот на усогласеност на измерените вредности со вистинската вредност на величината.

Разликата меѓу добиениот резултат и вистинската вредност е наречена ***апсолутна грешка.***

апсолутна грешка = добиен резултат – вистинска вредност

Разликата меѓу добиениот резултат и вистинската вредност, поделена со вистинската вредност, ја дава ***релативната грешка***, која во пракса се користи за проценка на точноста на мерењата.

$$\% \text{ релативна грешка} = \frac{\text{добиен резултат – вистинска вредност}}{\text{вистинска вредност}} * 100$$

Во зависност од големината на релативните грешки, мерењата се делат во три групи:

- Мерења со висока точност (< 1%);
- Мерења со умерена точност (1% - 5%);
- Мерења со ниска точност (> 5%).

Прецизноста од друга страна, ја одразува доследноста на резултатите при повторени мерења. Тоа значи дека ако мерењата се изведуваат повеќе пати, прецизноста покажува колку резултатите се слични меѓусебно, без да има потреба да бидат близу до вистинската вредност. Таа може да биде:

- Висока прецизност - ако секое мерење е блиско по вредност со просечната вредност на серијата;
- Ниска прецизност – ако некои или сите мерења значително се разликуваат од просечната вредност (Hill et al., 2004).

Доколку прецизноста е висока, тоа не значи дека резултатите имаат и висока точност.

Не секогаш, висока точност значи и висока прецизност.

Значењето на поимите точност и прецизност може јасно да се илустрира преку методот мети од пикадо (Слика 7). Овој метод е корисен визуелен инструмент кој помага во разбирањето на разликите помеѓу точноста и прецизноста, особено во контекст на научните мерења. Користењето на оваа илустрација овозможува јасна и едноставна демонстрација на тоа како мерењата можат да бидат точни, прецизни или и двете, а истовремено укажува на потенцијалните разлики меѓу овие два концепта.

Слика 7. Мети од погодоци од пикадо кои ја покажуваат точноста и прецизноста при мерењето (https://danielmiessler.com/blog/difference-precision-accuracy)

3.2 Броеви и бројни системи

Во лабораториската пракса, најчесто се користи декадниот броен систем, кој се базира на 10 цифри: 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 и 9. Овој систем е широко прифатен во сите научни дисциплини и е основа за изразување на сите мерни единици и резултати во лабораториските анализи. Вредноста на секоја цифра во бројот се определува според нејзината позиција во однос на децималната запирка (или точка). На пример, во бројот 10,0, цифрата „1“ се наоѓа на позиција за децетици, што значи дека има вредност 10. Додека, во бројот 0,1, цифрата „1“ се наоѓа на позиција за десетини, што значи дека има вредност од една десетина. Оваа основна принципиелна разлика во вредностите покажува како местоположбата на бројот влијае на неговата вредност. Вредноста на бројките во декадниот броен систем се зголемува десет пати со секое поместување налево од децималната запирка, така што 0,1 е десет пати помалку од 1. Броевите во декадниот систем се изразуваат во редослед на намалување на вредностите: илјадници, стотици, десетици, единици, децимална запирка, десетини, стотинки, илјадити итн (Stephenson, 2010).

Пример за тоа е бројот 5326,907. Во овој број, вредностите на цифрите се распределени според нивната позиција во однос на децималната запирка (Табела 2).

Табела 2. Вредноста на броевите според декадниот броен систем

Број	**Вредност**	**Позиција**
5	5000	Илјадници
3	300	Стотици
2	20	Десетици
6	6	Единици
,	-	Децимална запирка
9	0,9	Десетини
0	0,00	Стотинки
7	0,007	Илјадити

Со ова се покажува како секоја цифра има своја позиција и вредност во бројот, што ја прави вредноста на бројот во декадниот систем јасна и лесно разбирлива.

3.3 Научна нотација и метрички префикси

Во секојдневната работа, хемичарите често се среќаваат со екстремни бројки, кои значително ја комплицираат нивната работа. На пример, еден мол од некоја супстанција содржи 602213670000000000000000 честички, додека човечката геномска ДНК се состои од околку 3000000000 базни парови. При изолација на ДНК, утврдено е дека нејзината маса изнесува приближно 0,0000000000035 g.

За полесно справување со пресметките кои вклучуваат исклучително големи или мали вредности, се користат две практични методи кои овозможуваат овие бројки да бидат поразбирливи и полесни за работа. Овие методи вклучуваат употреба на ***научна нотација*** и ***метрички префикси***, кои бараат познавање на значајни цифри и користење на експоненти за прецизно изразување на вредностите (Stephenson, 2010).

Одредени техники во голем број научни дисциплини користат инструменти кои се способни да обезбедат прецизни мерења. Нивото на прецизност се проценува според бројот на цифри прикажани во резултатите од инструментот. **Цифрите кои се неопфодни за прикажување на резултатите во согласност со точноста на мерењето се нарекуваат значајни цифри.** Сите цифри различни од нулата секогаш се сметаат за значајни, но потешкотиите се јавуваат при утврдување дали нулата е значајна цифра или не. Нулите можат да бидат или да не бидат значајни, зависно од нивната позиција во однос на децималната запирка и другите цифри. За одредување на значењето на нулите, постојат неколку правила:

- **Ако нулата се наоѓа меѓу две значајни цифри, таа исто така се смета за значајна цифра**. На пример, бројот 2,0053 има пет значајни цифри, додека бројот 0,2005 има четири значајни цифри.
- **Ако нулите се наоѓаат пред другите цифри, тогаш тие не се сметаат за значајни цифри**. На пример, бројот 0,000543 има три значајни цифри (5, 4 и 3), додека нулите не се значајни.
- **Нулите кои се наоѓаат десно од децималната запирка (на крајот од бројот), се сметаат за значајни цифри.** На пример, бројот 3,6700 има пет значајни цифри.

За да се избегнат нејаснотии околу значајните цифри, броевите најчесто се изразуваат во форма на научна нотација, каде бројот е претставен како производ од број кој има една ненулта цифра пред децималната запирка и степен на бројот десет (Buckingham, 2014).

Кога една вредност е изразена како децимален број, потребно е да се отфрлат незначајните цифри со цел да се постигне соодветна прецизност. Ова значи намалување на бројот на цифри пред или по децималната запирка, односно **заокружување на бројната вредност**. Заокружувањето обезбедува резултат кој ја одразува реалната доверба во мерењето. На пример, бројот 5,0425 укажува на прецизност до десетилјадити делови, додека бројот 5,04 покажува прецизност до стотинки. При математичките и лабораториските пресметки, често се добиваат бројки со многу цифри. Сепак, важно е да не се користат повеќе цифри отколку што дозволува точноста на лабораторискиот тест.

Постојат неколку правила кои се применуваат при заокружување на бројните вредности:

- Ако незначајната цифра што се отфрла, се наоѓа десно од последната значајна цифра и е **поголема од 5**, тогаш **последната значајна цифра се зголемува за еден**. На пример, бројот 9,468 заокружен до втора децимала ќе биде 9,47.
- Ако незначајната цифра што се отфрла, се наоѓа десно од последната значајна цифра и е **помала од 5**, тогаш **последната значајна цифра останува непроменѣта.** На пример, бројот 3,831 заокружен до втора децимала ќе биде 3,83.

- Ако незначајната цифра што се отфрла, се наоѓа десно од последната значајна цифра и е **еднаква на 5,** тогаш се применува правилото на „заокружување кон парен број“:
    - Доколку последната значајна цифра е непарен број, нејзината вредност се зголемува за еден. На пример, бројот 3,775 заокружен до втора децимала ќе биде 3,78.
    - Доколку последната значајна цифра е парен број, нејзината вредност останува непроменета. На пример бројот 1,625 заокружен до втора децимала ќе биде 1,62 (Hill, et al., 2004).

Погоре спомнавме дека наједноставен начин за претставување на големи или мали вредности е употребата на **научна нотација**. При оваа нотација се користат експоненти. **Експонентот** е број што се пишува над и десно (со помали димензии) од друг број, наречен **база**, за да го означи степенот на кој базата е подигната. Експоненти на базата 10 се користат во научната нотација за изразување на многу големи или многу мали бројки на скратен начин. На пример, 10^4, 10 е базата, а 4 е експонентот. Ова значи дека 10 се множи самиот со себе четири пати ($10^4 = 10 \cdot 10 \cdot 10 \cdot 10 = 10000$). За бројки помали од 1, се користи негативен експонент за изразување на вредностите. На пример $10^{-2} = 1/(10 \cdot 10) = 0,01$ (Seidman, 2021).

Правила за изразување на броевите со научна нотација:

- **Преместување на децималната запирка** - за да се изрази бројот во научната нотција, децималната запирка треба да се помести десно (за малите броеви) или лево (за големите броеви) до првата значајна цифра.
- **Одредување на експонентот**
    - **Ако бројот е поголем од 1** (односно преместувањето на запирката е налево) експонентот на 10 ќе биде позитивен и ќе покажува колку пати треба да се помести запирката.
    - **Ако бројот е помал од 1** (односно преместувањето на запирката е надесно) експонентот на 10 ќе биде негативен и ќе покажува колку пати треба да се помести запирката.
- **Запишување на резултатот** – нумеричкиот број кој останува по преместувањето на запирката треба да биде помал од 10, но поголем или еднаков на 1. Резултатот секогаш се пишува во облик:

$$\text{Значајна цифра} \cdot 10^{(\text{експонент})}$$

Пример за поголем број е 6500. Запирката се преместува три пати налево, така што добиваме број 6,5 и позитивен експонент 3. Бројот во научна нотација ќе биде $6,5 \cdot 10^3$.

Пример за помал број е 0,000074. Запирката се преместува пет пати надесно, така што добиваме број 7,4 и негативен експонент -5. Бројот во научна нотација ќе биде $67,4 \cdot 10^{-5}$.

Друг алтернативен и широко користен начин за претставување на многу големи и мали вредности е употребата на **метрички префикси**. Метричките префикси се стандардизирани ознаки кои овозможуваат полесно изразување и работа со бројките преку намалување или зголемување на големината на основната единица. Тие служат како алтернатива на изразувањето на вредностите во форма на степени на 10, што го прави записот покомпактен и полесно разбирлив.

Основните единици кои најчесто се користат во хемиските и биолошките науки вклучуваат метар, мол, литар и грам. Употребата на метрички префикси во овие науки е особено важна бидејќи овозможува лесно изразување на екстремно мали и големи вредности, што е честа појава во молекуларната биологија, аналитичката хемија и сродните дисциплини (Shi, 2024).

Поради нивната едноставност и универзалност, метричките префикси имат широка примена, особено во лабораториски услови. Името го добиваат така што префиксот слеано се запишува со името на основната единица. На пример, наноgram (ng), кој се користи за мерење на многу мали маси или килоgram (kg) кој се користи за поголеми маси. Често при лабораториска работа се користат милилитар (mL) и микролитар (μL) за мерење на многу мали волумени.

Во Табела 3 се прикажани најчесто користените метрички префикси заедно со вредностите кои тие ги претставуваат. Оваа табела е корисен водич за разбирање и примена на префиксите при различни пресметки, мерења или научни експерименти. Со користење на овие префикси, можеме да ги избегнеме долгите нумерички вредности и да ја зголемите точноста и ефикасноста при запишување и анализа на податоците (Buckingham, 2014).

Табела 3. Метрички префиски

Вредност	Назив	Симбол	Вредност	Назив	Симбол
10^{-18}	ато	a	10^{18}	екса	E
10^{-15}	фемто	f	10^{15}	пета	P
10^{-12}	пико	p	10^{12}	тера	T
10^{-9}	нано	n	10^{9}	гига	G
10^{-6}	микро	μ	10^{6}	мега	M
10^{-3}	мили	m	10^{3}	кило	k
10^{-2}	центи	c	10^{2}	хекто	h
10^{-1}	деци	d	10^{1}	дека	da

3.4 Хемиско сметање

Хемиското сметање претставува збир на пресметки кои се поврзани со хемиските супстанции и реакции во кои тие учествуваат. Овие пресметки се основа за анализирање на хемиските процеси и се клучни за добивање точни и практични резултати како во лабораториските истражувања, така и во индустриските апликации. Хемиското сметање е дел од хемиската наука и се состои од два основни дела: **хемиски дел** и **математички дел** (Horne et al., 2022)

Хемискиот дел се однесува на теоретското и концептулното разбирање на задачите и опфаќа:

- **Услов на задачата** – претставува текстуален опис кој детално објаснува што треба да се пресмета, започнувајќи од зададените податоци. Најчесто започнува со фрази како „Најди...“ или „Пресметај...“. За успешно решавање на задачите, неопходно е да се следат следните чекори:
    - Потребно е задачата внимателно да се прочита и да сме сигурни дека целта е јасно дефинирана.
    - Да се провери дали се достапни сите податоци за пресметка. Во некои случаи, одредени податоци, како што се релативната атомска или

молекулска маса, може да не се дадени, но се претпоставува дека се достапни во Периодниот систем на елементите.
    - Редоследно, на горната лева страна, да се запишат сите податоци кои се содржани во условот.
    - Доколку задачата вклучува хемиска реакција, потребно е да се напише соодветната хемиска равенка и истата да се израмни со употреба на стехеометриски коефициенти. Ова е клучен чекор за правилно изведување на понатамошните пресметки.
- **Анализа на добиените резултати** – претставува важен дел од хемиското сметање бидејќи помага во оценување на точноста и релевантноста на пресметките. Ова подразбира:
    - Проверка дали резултатот одговара на барањата во условот на задачата.
    - Проценка на тоа дали добиениот резултат има логичка смисла со контекстот на задачата.

Математичкиот дел се однесува на изведување на потребните пресметки со примена на соодветни математички методи и операции. Овие пресметки се изведуваат со прецизност, а добиените резултати се претставуваат заедно со соодветните физички величини. Математичкиот дел најчесто вклучува:

- Пресметка на молекулската маса на соединенијата преку собирање на релативните атомски маси на елементите што го сочинуваат соединуението, при што се користи Периоден систем на елементите.
- Конверзија на мерни единици, доколку во условот на задачата се присутни различни мерни единици, со што се обезбедува усогласеност во пресметките преку користење на метричките префикси.
- Се изведуваат соодветните процентни и стехеометриски пресметки, како што се пресметка на концентрациите, уделите, масата, волуменот или други параметри, во согласност со барањата наведени во условот на задачата.

Комбинирањето на хемискиот и математичкиот дел го прави хемиското сметање моќна алатка за решавање задачи во хемијата. Со јасно разбирање на теоријата и точна примена на математичките операции, хемиското сметање овозможува прецизно и ефикасно решавање на задачите, што е од суштинско значење за различни аспекти на хемијата, вклучувајќи ги лабораториските истражувања и едукативните процеси (Padmore, 2022).

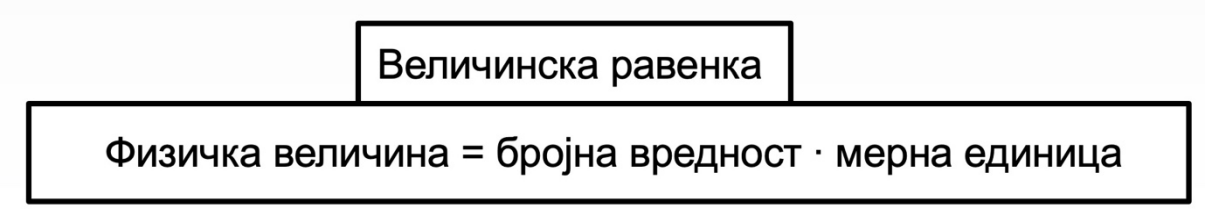
4. СИСТЕМ НА МЕРЕЊЕ

Лесен и ефикасен начин за изразување на пресметките се **величинските равенки**. Овие равенки претставуваат математички изрази во кои се вклучени **физички величини**, кои служат за опишување на мерливите својства на природните појави, состојби и процеси.

Физичките величини се основни концепти во науката и претставуваат производ од **бројната вредност** и **мерната единица** (Слика 7). Мерните единици се од суштинско значење бидејќи служат за дефинирање на димензијата или големината на одредени својства. Без стандарди за мерење, невозможно би било да се извршат точни пресметки или да се постигне униформоност во науката и секојдневните активности.

Величинските равенки овозможуваат систематско претставување на релациите помеѓу различни физички величини. Тие служат како алатка за разбирање и анализирање на сложените појави, како што се движењето, енергијата, топлината, електрицитетот и многу други природни појави кои нè опкружуваат. Освен што ја

поедноставуваат работата на научниците, величинските равенки овозможуваат и подобро разбирање на природните закони и нивната примена (Seidman, 2021).



Слика 7. Величинска равенка

Физичките величини се прикажуваат симболички со **мали или големи закосени букви** од латиницата или грчката азбука.

Симболите на мерните единици се пишуваат со **прави букви, мали или големи**, исто така од латиницата или грчката азбука. Големите букви се користат кога називите на единиците потекнуваат од имињата на позни научници (A – Ампер, K – Келвин, T – Тесла итн.). Исклучок, е единицата литар, која се означува со голема буква (L).

Мерните единици никогаш не се пишуваат со кирилични букви или како цело име на единицата.

Како што беше напоменато погоре, помалите и поголемите единици од основните се добиваат со додавање на префикс, кој се пишува слеано со името на основната единица (пр. милиграм, килограм, микролитри) (Padmore, 2022).

Пример:

1. Заедно да одредиме кој е правилниот начин за претставување на величинските равенки:

a) $m(CaCl_2)$ – 18 *mg* **b) $\boldsymbol{m(CaCl_2) = 18\ mg}$**

c) $m(CaCl_2)$ = 18 мг d) $m(CaCl_2)$ = 18 grama

Одговор и објаснување:

Правилен начин на пишување на величинската равенка е под **b)**.

Секогаш во величинските равенки, по физичката величина траба да се користи знак за еднаквост „=“, а не црта „-“, што веднаш го исклучува одговорто под **a)**.

Понатаму, симболите за физичките величини мора да бидат со закосени букви, додека симболите за мерните единици треба да бидат со прави букви. Исто така, за мерни единици не се користат симболи со кирилична поддршка и цели имиња, како што е „grama“, што ги исклучува и одговорите под **c)** и **d)**.

4.1 Интернационален систем на единици

Множеството од физички величини и нивните мерни единици го сочинуваат **мерниот систем**. Мерниот систем служи за стандардизирање и унифицирање на мерењата, што

овозможува нивна точна примена и споредба во науката, техниката и секојдневниот живот.

Најчесто користени системи за мерење се метричкиот систем или Интернационалниот систем (International System of Units, Si систем), како и англоамериканскиот, познат и како империјалниот систем на мерни единици.

Со цел да се поедностави и олесни глобалната комуникација и разбирање во науката, индустријата и трговијата, во 1960 година, Генералната конференција за тегови и мерки, која се одржала во Франција, го усвоила Интернационалниот систем на единици (SI) како унифициран и стандардизиран систем на мерење. Усвојувањето на овој систем претставува значаен чекор кон стандардизација на мерењата и значително ја олеснува научната и технолошката комунаикација меѓу земјите.

Системот на Интернационални единици (SI) се состои од седум основни физички величини кои претставуваат темел на мерењата и две дополнителни физички величини (Табела 4).

Основните величини се директно измерени и независни една од друга, што ги прави основа за дефинирање на изведените величини. Овие основни величини вклучуваат должина, маса, време, електрична струја, температура, количество супстанција и интензитет на светлина. Покрај основните, SI системот содржи и две дополнителни физички величини, агол во рамнина и просторен агол (Taylor, 2001).

Табела 4. Основни и дополнителни физички величини

Физичка величина	**Симбол на физичката величина**	**Име на единицата**	**Симбол на едницата**
Должина	l	**Метар**	m
Маса	m	**Килограм**	kg
Време	t	**Секунда**	s
Температура	T	**Келвин**	K
Количество супстанција	n	**Мол**	mol
Електрична струја	I	**Ампер**	A
Интензитет на светлина	I_v	**Кандела**	cd
Дополнителни величини и единици			
Агол во рамнина	α	**Радијан**	rad
Просторен агол	Ω	**Стерадијан**	sr

Од основните физички величини произлегуваат сите останати, кои се познати како изведени физички величини (Табела 5). Изведените величини се добиваат преку математички операции врз основните величини, како што се множење, делење или други алгебарски процеси. На пример, густината (ρ) се пресметува како количник на масата (m) и волуменот (V), според формулата

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Единиците на изведените величини, познати како изведени мерни единиви, исто така се изведуваат од основните и дополнителните мерни единици. На пример, мерната единица за густина е килограм на литар (kg/L).

Табела 5. Изведени физички величини

Физичка величина		**Мерна единица**	
Назив	**Симбол**	**Назив**	**Симбол**
Плоштина	*P*	**Квадратен метар**	m^2
Волумен	*V*	**Кубен метар**	m^3
Притисок	*p*	**Паскал**	Pa
Енергија	*E*	**Џул**	J
Концентрација	*c*	**Мол на литар**	mol/L
Густина	*ρ*	**Килограм на литар**	kg/L

4.2 Маса

Масата е основна физичка величина која го претставува количеството на материја што го содржи едно тело. За разлика од тежината, масата не зависи од гравитацијата, што значи дека останува иста без оглед на локацијата на телото. Масата може да се мери на различни начини, но најчестиот метод е со користење на ваги или други мерни инструменти (Слика 8). Вагањето се заснова на споредба на масата на даден објект со позната референтна маса. Овој процес се користи во секојдневниот живот, но и во научни и индустриски апликации (Seidman, 2021).

Слика 8. Лабораториска аналитичка вага

Во лабораториски услови, за прецизни и точни мерења се користат аналитички и прецизни ваги. Овие инструменти се дизајнирани да обезбедат висока точност и способност за мерење на многу мали маси, што е од суштинско значење за аналитички анализи, фармацевтски испитувања и други научни истражувања.

Основната мерна единица за маса во SI системот е **килограм (kg)**, која претставува единствената основна SI единица која содржи префикс „кило“. Иако килограмот е основната единица, во лабораториска пракса почесто се користи **грамот (g)**, бидејќи е попогоден за мали и прецизни мерења. За уште помали маси, особено во аналитичката и фармацевтската пракса најчесто се користат милиграмите (mg) и микрограмите (μg):

$$1\ kg = 1000\ g = 10^3\ g$$

$$1\ g = 1000\ mg = 10^3\ mg$$

$$1\ g = 1000000\ \mu g = 10^6\ \mu g$$

Овие помали единици овозможуваат изведување на многу прецизни мерења, кои се неопходни при формулација, анализи и истражувања во кои дури и најмалите промени во масата можат да имаат значителни влијанија на резултатите.

Примери за конверзија на единици:

1. Колку mg има во 2,5 kg?

Одговор: За да претвориме 2,5 kg во mg, треба да ги следиме следниве чекори:

Знаеме дека 1 kg = 1000 g, што следува дека 2,5 kg = 2500 g

Знаеме дека 1 g = 1000 mg, што следува дека 2500 g = 2500000 mg = $\mathbf{2{,}5\cdot10^6\ mg}$

2. Колки μg има во 9,4 mg?

Одговор: За да претвориме 9,4 mg во μg, треба да ги следиме следниве чекори:

Знаеме дека 1 mg = 1000 μg, значи 9,4 mg = 9400 μg = $\mathbf{9{,}4\cdot10^3\ \mu g}$

3. Колку g има во 45 ng?

Одговор: За да претвориме 45 ng во g, треба да ги следиме следниве чекори:

Знаеме дека 1 g = 1000000000 ng = 10^9 ng, 1 ng = 10^{-9} g,

Значи 45 ng = $45\cdot10^{-9}$ g или 45 ng = $\mathbf{4{,}5\cdot10^{-8}\ g}$

4.3 Волумен

Волуменот е изведена физичка величина кој се дефинира како просторот што го зазема одреден објект во тродеминзионален простор. Во лабораториски услови, волуменот на течности најчесто се мери со специјализиран лабораториски прибор, како што се: мензури (за основни и приближни мерења), пипети (за попрецизни и мали волумени), бирети (за контролирано и точно додавање на течности, особено при титрации).

За мерење на многу мали волумени со висока попрецизност се користарт микропипетори, кои се особено корисни во биохемиските и фармацевтските лаборатории (Слика 9).

Основна мерна единица за волумен е **кубен метар (m^3)**. **Литарот (L)** е една од најчесто користеноте мерни единици за волумен во секојдневниот живот и научните мерења. Иако не е основна SI-единица, се користи како стандареден референтен волумен во многу области, вклучувајќи хемија, биологија и фармација (Taylor, 2001).

Литарот е еквивалентен на **кубен дециметар (dm^3)**, што значи дека:

$$1\ L = 1\ dm^3$$

Слика 9. Лабораториски инструменти за мерење на волумен

За помали волумени, често се користи **милилитарот (mL)**, кој претставува илјадити дел од литарот:

$$1\ mL = 0{,}001\ L = 10^{-3}\ L$$

Од друга страна, милилитарот е еквивалентен на **кубен центиметар (cm^3)**, односно:

$$1\ mL = 1\ cm^3$$

Поврзаноста на основната мерна единица за волумен (m^3) со останатите единици е следната:

$$1\ cm^3 = 10^{-6}\ m^3$$
$$1\ dm^3 = 10^{-3}\ m^3$$

Литарот најчесто се користи за мерење на поголеми волумени на течности, како што се вода или раствори во лабораториски услови, додека милилитарот е практичен за мерење на многу мали волумени, што е особено важно при изведување на разни експериментални анализи.

Пример за конверзија на единици:

4. Колку m^3 има во 25 dm^3?

Одговор: За да пресметаме колку m^3 има во 25 dm^3, треба да ги следиме следниве чекори:
Знаеме дека 1 dm^3 = 0,001 m^3,
Значи 25 dm^3 = 0,025 m^3 = $25 \cdot 10^{-3}$ m^3 = **$2{,}5 \cdot 10^{-2}$ m^3**

4.4 Густина

Една од најчесто користените физички величини при лабораториските пресметки е **густината**. **Густината** се дефинира како масата на супстанцијата содржана во единица волумен на одредена температура, односно **односот помеѓу масата и волуменот** на истата супстанција.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Основна мерна единица за густина во SI системот е **килограм на кубен метар (kg/m^3)**, но во хемијата почесто се користи **грам на кубен центиметар (g/cm^3)**, бидејќи е попогодна за лабораториски мерења. При наведување на вредноста за густина, најзначајно е да се нагласи на која температура е извршено мерењето. Со зголемување на температурата, масата не супстанцијата останува иста, но волуменот се зголемува (поради термичка експанзија), што доведува до намалување на густината (Taylor, 2001).

Примери:

1. Доколку масата на одреден систем изнесува 4 g, а неговиот волумен е 17 cm^3, колку изнесува густината на системот?

Одговор: Густината ρ се пресметува според формулата:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Каде што:

m(маса) = 4 g

V(волумен) = 17 cm^3

Пресметка:

$$\rho = \frac{4}{17} = 0{,}235 \text{ g/cm}^3$$

Наместо со делење, густината може да се изрази со множење ако користиме негативни експоненти:

$$\rho = m \cdot V^{-1}$$

Во овој облик, волуменот е претставен со негативен степенски показател, што значи дека единиците за густина можеме да ги запишеме како:

$$\rho = 0{,}235\ \text{g/cm}^3 = 0{,}235\ \text{g}\cdot\text{cm}^3$$

2. Добиената густина од претходната задача изрази ја во основната SI-единица за густина.

Одговор: За да ја изразиме густината од 0,235 g/cm^3 во основната SI-единица kg/m^3, ја користиме следнава конверзија:

1 g/cm^3 = 1000 kg/m^3,

Значи 0,235 g/cm^3 = 0,235·1000 kg/m^3 = **235 kg/m^3**

3. Доколку масата на одреден систем изнесува 9200 mg, а неговиот волумен е 60 mL, колку изнесува густината на системот?

Одговор: Густината ρ се пресметува според формулата:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Каде што:

m(маса) = 9200 mg

V(волумен) = 60 mL

Пресметка:

$$\rho = \frac{9200}{60} = 153{,}3\ \text{mg/mL}$$

4. Добиената густина од претходната задача изрази ја во g/L.

Одговор: За да ја изразиме густината од 153,3 mg/mL во g/L, ја користиме следнава конверзија:

1 mg = 0,001 g = 10^{-3} g

1 mL = 0,001 L = 10^{-3} L,

Значи

153,3 mg/mL · $10^{-3}/10^{-3}$ = **153,3 g/L**

5. АТОМСКО-МОЛЕКУЛСКА ТЕОРИЈА

5.1 Далтон и атомска теорија за маса

Во општата хемија, постојат три фундаметални хемиски закони кои претставуваат основа за разбирање на хемиските реакции и составот на материјата. Овие закони беа формулирани во 18-ти и 19-ти век од страна на истакнати научници и одиграа клучна улога во развојот на хемиската наука, особено во формирањето на атомската теорија.

Фундаметалните хемиски закони ја дефинираат врската помеѓу различните елементи и соединенија, начинот на кој се одвиваат хемиските реакции и принципите според кои масата и составот на материјата остануваат константни или се наоѓаат во одредени масени односи. Тие не само што овозможија објаснување на хемиските трансформации, туку и придонесоа за понатамошен развој на науката, особено при откривањето на атомската структура, периодниот систем и современите принципи на квантната механика.

Преку низа на истражувања и експерименти, научниците како Антоан Лавоазје, Џосеф Пруст и Џон Далтон успеале да ги дефинираат овие закони, поставувајќи темел за подоцнежните откритија во физиката и органската хемија. Благодарение на нивните истражувања, денес знаеме како се однесуваат атомите и молекулите при хемиските реакции и како можат да се предвидат нивните својства и однесување во различни услови (Salvi, 2025).

- **Закон за запазување на масата**

Законот за зачувување на масата гласи дека материјата не може да се создаде ниту да се уништи во текот на хемиските реакции. Овој закон му се препишува на Антоан Лавоазје (1743-1794), кој со своите експерименти покажал дека во текот на хемиските реакции вкупната маса на системот не се менува, односно вкупната маса на реактаните е еднаква со вкупната маса на продуктите (Viana & Porto, 2009).

Пример:

При реакцијата на разградување на водата се ослободуваат водород и кислород:

$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$$

4H 4H
2O 2O

Поради тоа што материјата не може да се создаде или уништи, мора да има четири атоми на водород и два атоми на кислород на двете страни од равенката, што значи дека масата останува иста пред и после реакцијата.

- **Закон за постојани масени односи**

Законот за постојани масени односи гласи дека дадено хемиско соединение секогаш содржи ист процент на составните елементи, односно масениот однос на елементите во соединението останува постојан независно од начинот на неговото добивање или количината на примерокот (Viana & Porto, 2009).

Пример:

Во случајот со водата (H_2O):

- Содржи два атоми на водород = 2 · (1,01) = 2.02 g
- Содржи еден атом на кислород = 1 · (16,0) = 16,00 g

Затоа, водата секогаш содржи 11,2 % водород и 88,8 % кислород, без разлика од каде потекнува или како е добиена. Односот на атомите на водород и кислород (H:O) во молекулата на водата е секогаш 2:1, што претставува фундаментална карактеристика на соединението H_2O и останува непроменлив во секој примерок на вода.

Благодарение на овој закон и константноста на односите во соединенијата, научниците можат со сигурност да ги одредат хемиските формули на соединеннијта и нивните својства, што претставува основен принцип во хемиските истражувања и анализи.

- **Закон за повеќекратни масени односи**

Законот за повеќекратни масени односи гласи дека кога два елементи формираат повеќе од едно хемиско соединение, односите на масите на еден од елементите во различните соединенија, кога се врзани со фиксна маса на другиот елемент, секогаш ќе бидат изразени во мали цели броеви (Viana & Porto, 2009).

Примери:

- *Јаглеродни оксиди:*

Доколку ги разгледаме двата оксида на јаглеродот, јаглерод моноксид (CO) и јаглерод диоксид (CO_2):

Во CO, односот на јаглеродот и кислородот е 1: 1, масениот однос е: 4 g на кислород и 3 g на јаглерод.

Во CO_2, односот на јаглеродот и кислородот е 1:2, масениот однос е: 8 g на кислород и 3 g на јаглерод.

Во овој пример јасно се гледа дека масите на кислородот (8 g и 4 g, соодветно во двете соединенија) кои се поврзани со иста маса на јаглерод 3 g, се наоѓаат во однос на мали цели броеви (8 : 4 = 2 : 1).

- *Азотни оксиди*

Како пример се земаат три различни соединенија на азот и кислород во исти количини на кислород и се добиени следниве податоци:

Соединение А: содржи 1,750 g азот и 1 g кислород

Соединение Б: содржи 0,875 g азот и 1 g кислород

Соединение В: содржи 0,4375 g азот и 1 g кислород

Од примерот гледаме дека во сите три соединенија масата на кислородот е 1 g, а односот на масите на азотот во различните соединенија е следен:

$$\frac{А}{В} : \frac{Б}{В} : \frac{В}{В} = \frac{1,750}{0,4375} : \frac{0,875}{0,4375} : \frac{0,4375}{0,4375} = 4 : 2 : 1$$

Заклучуваме дека масата на азотот во трите соединенија е во однос на мали цели броеви: 4:2:1, што е во согласност со законот за повеќекратни масени односи.

- **Далтонова атомска теорија**

Во 1808 година, Џон Далтон ги објаснил трите закони со помош на атомската теорија (Слика 10).

Слика 10. Џон Далтон (1766-1844) (https://www.sciencehistory.org/education/scientific-biographies/john-dalton/)

Далтоновата атомска теорија вклучува четири основни принципи:

1. Секој елемент е составен од мали, невидливи и неделиви честички наречени атоми.
2. Атомите на даден елемент се идентични по маса и својства, додека атомите на различни елементи имаат различни маси и својства.
3. Хемиските соединенија се формираат кога атомите на различни елементи се врзуваат во определени и фиксни односи.
4. Хемиските реакции претставуваат реорганизација на атомите, но самите атоми не се менуваат во процесот.

Со развојот на науката и хемијата, Далтоновата теорија претрпе две важни модификации:

- Атомите на еден елемент не се секогаш идентични и можат да постојат во форма на изотопи.

- Атомите можат да се делат и се составени од три субатомски честички (Grossman, 2017).

Пример:

1. Кога во затворен сад се загрева 1,5 g цинк и 0,9 g сулфур, се добиваат 1,532 g цинк сулфид и 0,868 g неизреагиран сулфур. Дали овие резултати се во согласност со законот за запазување на масата? Објасни го заклучокот!

Одговор:

Дадени податоци:

- Масата на цинк (Zn) = **1,5 g**
- Масата на сулфур (S) = **0,9 g**
- Масата на цинк сулфид (ZnS) = **1,532 g**
- Масата на неизреагираниот сулфур = **0,869 g**

Проверка на законот за запазување на масата:

Вкупна почетна маса на реактантите:

$$1,5\ g\ (Zn) + 0,9\ g\ (S) = 2,4\ g$$

Вкупна маса на продуктите:

$$1,532\ g\ (ZnS) + e\ 0,869\ g\ (неизреагиран\ S) = 2,4\ g$$

Заклучок:

Бидејќи вкупната маса пред реакцијата (2,4) е иста со вкупната маса по реакцијата (2,4), резултатите го потврдуваат законот за запазување на масата. Тоа значи дека при хемиските реакции, вкупната маса на системот останува непроменета, без оглед на промените во составот на супстанциите.

5.2 Атом

Атомот претставува основна градбена единица на целата материја. По модификацијата на Далтоновата теорија, утврдено е дека атомот е составен од повеќе субединици, од кои фундаментални за хемијата се **протоните**, **неутроните** и **електроните**. Масата и полнежот на овие честички се многу мали и затоа се изразуваат како релативни единици.

Протоните и неутроните се сместени во мало **позитивно наелектризирано атомско јадро (нуклеус)**. Исклучок е обичниот водороден атом, кој во атомското јадро содржи само еден протон, но нема неутрон. Протоните имаат релативна маса 1 и позитивен електричен полнеж (+1), додека неутроните исто така имаат релативна маса 1, но се електронеутрални честички. Поради ова, **атомското јадро има позитивен полнеж**.

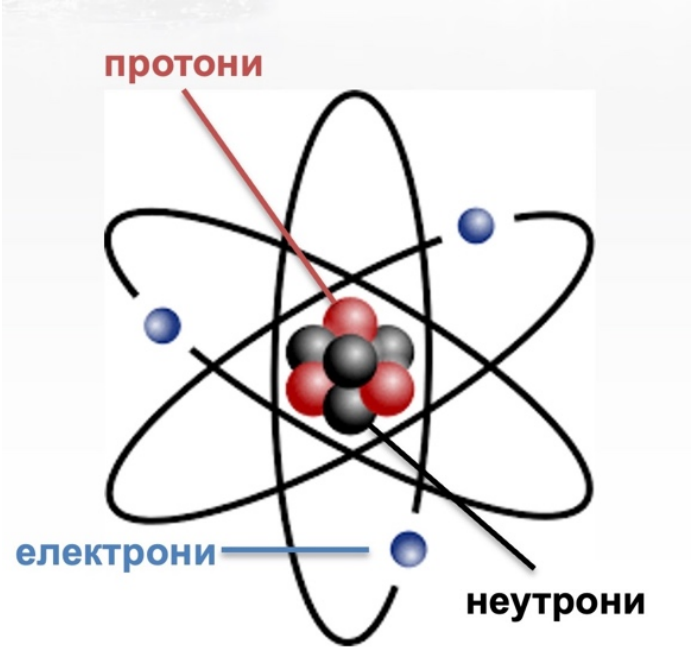
Околу јадрото се наоѓа **облак од електрони**, кои имаат **негативен полнеж (-1)**. Масата на електронот е само **1/1836 од масата на протонот**, што значи дека електроните се значително полесни (Flowers et al., 2019).

Како што спротивните полнежи на магнетот се привлекуваат, така и негативно наелектризираните електрони се привлечени од позитивниот полнеж на јадрото, што ги држи поврзани со него. **Јадрото е мало и густо спакувано** во споредба со електроните кои кружат околку јадрото во **електронски орбитали**.

Кога бројот на протони е еднаков со бројот на електрони, **атомот е електронеутрален** (Слика 11). **Идентитетот на еден елемент се одредува според бројот на протоните во атомското јадро**.

Сепак, некои атоми можат да губат или добиваат електрони за време на хемиските реакции, при што стануваат јони:

- Ако неутрален атом изгуби електрон, станува позитивен јон (катјон).
- Ако неутрален атом прими електрон, станува негативен јон (анјон).



Слика 11. Градба на атом (превземено и адаптирано од https://primaryscienceonline.org.uk/glossary-of-terms/atoms/)

Најважна карактеристика на атомот е неговиот **атомски број (Z)**, кој се дефинира како **бројот на протоните во атомското јадро**. Кај неутрален атом, бројот на протони и електрони е еднаков. Бидејќи електроните го одредуваат начинот на кој атомот стапува во хемиска реакција, бројот на протони во јадрото ја дефинира хемиската природа на атомот и идентитетот на еден елемент (Hill et al., 2004).

Примери:

- Ако атомот има Z = 11, тогаш во јадрото има 11 протони, што значи дека станува збор за натриумот (Na).
- Ако атомот има Z = 6, тогаш во јадрото има 6 протони, што значи дека станува збор за јаглерод (C).

Бројот на неутрони во атомското јадро влијае врз масата на атомот, но не и врз неговите хемиски својства. Бројот на протони во еден елемент е постојан, додека бројот на неутрони може да варира. Така, јадро со шест протона и шест неутрона ќе има исти хемиски својства како јадрото со шест протона и осум неутрона, иако нивната маса ќе биде различна.

Јадрата што имаат ист број на протони, но различен број на неутрони, се нарекуваат **изотопи**. Скоро сите хемиски елементи имаат повеќе изотопи.

Изотопите се разликуваат според збирот на протоните и неутроните во јадрото, кој се нарекува **масен број (A)**. Изотопите на еден исто елемент имаат ист атомски број (Z), но различен масен број (A). Терминот „изотоп“ потекнува од грчкиот јазик, каде „isos“ значи „ист“, а „topos“ значи „место“. Ова значи дека различните изотопи на ист елемент се наоѓаат на исто место во Периодниот систем на елементите.

Изотопите на еден елемент имаат исти хемиски својства, бидејќи бројот на протони и електрони е ист, но нивните физички својства се разликуваат (Flowers et al., 2019).

Изотопите секогаш се идентификуваат со името на елементот и неговиот масен број (A) (јаглерод-14, хлор-37, уран-235). Некои елементи (флуор-19, натриум-23, фосфор-31) имаат по еден природен изотоп. Најголем број на елементи имаат два или повеќе изотопа. Калајот (Sn) има најголем број на природни изотопи, вкупно десет.

Хемиските симболи за изотопите се запишуваа на следниот начин:

$$^{A}_{Z}\mathrm{E}$$

A - масен број

Z - атомски број

E - елемент

Примери за изотопи:

2. Изотопи на водородот (H)
    - Протиум (^{1}H) - 1 протон, 0 неутрона
    - Деутериум (^{2}H) - 1 протон, 1 неутрон
    - Тритиум (^{3}H) - 1 протон, 2 нетрона

2. Изотопи на јаглерод (C)
    - Јаглерод-12 (^{12}C) - 6 протона, 6 неутрона
    - Јаглерод-13 (^{13}C) - 6 протона, 7 неутрона
    - Јаглерод-14 (^{14}C) - 6 протона, 8 неутрона

Сите овие изотопи припаѓаат на елементот јаглерод, бидејќи имаат ист атомски број (Z = 6), но нивната маса е рзлична поради различниот број на неутрони.

Изобари се атоми кои имаат ист масен број (A), но различен атомски број (Z). Бидејќи изобарите имаат различен број на протони, тие припаѓаат на различни хемиски елементи. Изобарите имаат различни хемиски својства, но исти физички својства.

Терминот „изобар“ доаѓа од грчките зборови „isos“ (ист) и „baros“ (тежина), што означува дека овие атоми имаат еднаков масен број (Hill et al., 2004).

Примери за изобари:

1. Железо $(^{58}_{26}\mathrm{Fe})$ и никел $(^{58}_{28}\mathrm{Ni})$
    - Железото (Fe) има 26 протона
    - Никелот (Ni) има 28 протона

Овие два елемента имаат различен атомски број, но ист масен број (A = 58).

2. Калиум $(^{40}_{19}\mathrm{K})$, аргон $(^{40}_{18}\mathrm{Ar})$ и калциум $(^{40}_{20}\mathrm{Ca})$
    - Калиумот (K) има 19 протона
    - Аргонот (Ar) има 18 протона
    - Калциумот (Ca) има 20 протона

Овие два елемента имаат различен атомски број, но ист масен број (A = 40).

Природните изотопи на хлорот се запишуваат $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ и $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$. Атомските броеви кај изотопите се еднакви и се подразбираат, многу почесто се користат упростените облици: ^{35}Cl и ^{37}Cl. Бројот на неутрони лесно се пресметува од вредностите *A* и *Z*:

$$\text{Број на неутрони} = A - Z$$

Пример:

1. Определи го бројот на протони, неутрони и електрони во следните атоми:

а) $^{64}_{30}\mathrm{Zn}$ б) $^{109}_{47}\mathrm{Ag}$ в) $^{243}_{95}\mathrm{Am}$ г) $^{14}_{6}\mathrm{C}$

Одговор:

За да ги одредиме бројот на протони, неутрони и електрони во дадените атоми, ги користиме следниве правила:

- **Бројот на протони** е еднаков на атомскиот број (Z) кој се наоѓа на долната лева страна.
- **Бројот на неутрони** е еднаков на разликата помеѓу масен број (A) кој се наоѓа на горната лева страна и атомски број (Z).
- **Бројот на електрони** е еднаков со бројот на протони.

а) $^{64}_{30}\mathrm{Zn}$ (Цинк)

- Протони = 30
- Неутрони = 64 – 30 = 34
- Електрони = 30

б) $^{109}_{47}\mathrm{Ag}$ (Сребро)

- Протони = 47
- Неутрони = 109 – 47 = 62
- Електрони = 47

в) $^{243}_{95}\mathrm{Am}$ (Америциум)

- Протони = 95
- Неутрони = 243 – 95 = 148
- Електрони = 95

г) $^{14}_{6}\mathrm{C}$ (Јаглерод)

- Протони = 6
- Неутрони = 14 – 6 = 8
- Електрони = 6

2. Кои од овие парови се изотопи, а кои изобари?

а) $^{75}_{33}\mathrm{E}$ и $^{75}_{34}\mathrm{E}$ б) $^{67}_{29}\mathrm{E}$ и $^{56}_{29}\mathrm{E}$ в) $^{9}_{3}\mathrm{E}$ и $^{8}_{5}\mathrm{E}$ г) $^{15}_{8}\mathrm{E}$ и $_{15}^{8}\mathrm{E}$

Одговор:

Доколку ги анализираме дадените парови, можеме да го дадеме следниот заклучок:

Парот под а):

- Имаат различен атомски број (Z): 33 и 34.
- Имаат ист масен број (A): 75 = 75

Заклучок: Парот под а) се изобари, бидејќи претставуваат различни елементи со ист масен број.

Парот под б):

- Имаат ист атомски број (Z): 29 = 29.
- Имаат различен масен број (A): 67 и 56.

Заклучок: Парот под б) се изотопи, бидејќи имаат ист атомски број, а различен масен број.

Парот под в):

- Имаат различен атомски број (Z): 3 и 5.
- Имаат различен масен број (A): 9 и 8.

Заклучок: Парот под в) не се ниту изобари ниту изотопи, бидејќи имаат различен атомски број и масен број.

Парот под г):

- Имаат различен атомски број (Z): 8 и 15.
- Имаат различен масен број (A): 15 и 8.

Заклучок: Парот под г) не се ниту изобари ниту изотопи, бидејќи имаат различен атомски број и масен број.

5.3 Атомски маси

Далтон, кога ја развивал атомската теорија, започнал со претпоставката дека водородот е основна мерка за споредба на масите на другите елементи. Тој ја прифатил масата на водородот како 1 g и ја користил како референца за одредување на релативните атомски маси на другите елементи.

На пример, доколку атомот на некој елемент има маса 12 пати поголема од атомот на водородот, тогаш неговата релативна атомска маса ќе биде 12. Овој пристап на Далтон бил клучен за развојот на модерната хемија, бидејќи го поставил темелот за дефинирање на масите на елементите во однос на водородот, што подоцна ќе доведе до развој на Периодниот систем на елементите.

Теоријата на Далтон, која го користела водородот како основна референца за определување на релативните атомски маси, била значително променета со откритието на изотопите и напредокот во разбирањето на структурата на атомот. Релативната атомска маса на елементите започнала да се базира на чистиот изотоп јаглерод-12, кој е стабилен и има маса од точно 12 атомски единици. Со оваа нова основа, релативните атомски маси на сите други елементи се дефинираат како однос на масата на еден атом од елементот во однос на атомот на јаглерод-12 (Demeo, 2006).

Односно, единица за релативна атомска маса (скратено **u**, но често се користи и ознаката **amu**) е дефинирана како една дванаестина од масата на атомот на јаглерод-12 (^{12}C).

$$u = \frac{m(\text{на еден атом на } 12\text{C})}{12}$$

Изразена во основната мерна единица за маса:

$$1\ u = 1{,}661 \cdot 10^{-24}\ g$$

Масите на другите атоми се изразуваат во однос на оваа атомска масена единица. На пример, масата на атомот на водород-1 (^{1}H) е 1,008 u, масата на атомот на кислород-16 (^{16}O) е 15,995 u, а масата на сулфур-32 (^{32}S) е 31,97 u.

Овие вредности се однесуваат на специфични изотопи на секој елемент. Бидејќи повеќето елементи во природата постојат како мешавина од изотопи, секој елемент содржи атоми со различни атомски маси (бојот на неутрони влијае на масата на атомот).

Атомската маса на елементите се дефинира како **просечна атомска маса** од масите на природните изотопи на тој елемент. За да се пресмета просечна атомска маса на еден елемент, најпрво е потребно да се пресмета природната застапеност на секој од изотопите.

Природната застапеност на изотопот = количински удел · масата на изотопот

Просечната атомска маса на елементите претставува збир од природната застапеност на секој изотоп во смесата (Mweshi et al., 2020).

Примери:

Пример 1. Борот постои како мешавина од два изотопа:

- Бор-10 (^{10}B) со процентна застапеност од 19,9%, односно количински удел од 0,199.
- Бор-11 (^{11}B) со процентна застапеност од 80,1%, односно количински удел од 0,801.
- Релативната атомска маса на бор-10 е 10,0129 u
- Релативната атомска маса на бор-11 е 11,0 u

Природна застапеност на бор-10 = 0,199 · 10,0129 = 1,992

Природна застапеност на бор-11 = 0,801 · 11,0 = 8,811

Просечната атомска маса на борот е:

Релативната атомска маса на борот е 1,992 + 8,811 = 10,803 u

Пример 2. Кислородот постои како мешавина од три изотопи:

- Кислород-16 (^{16}O) со процентна застапеност од 99,76%, односно количински удел од 0,9976.
- Кислород-17 (^{17}O) со процентна застапеност од 0,04%, односно количински удел од 0,0004.
- Кислород-19 (^{19}O) со процентна застапеност од 0,20%, односно количински удел од 0,002.
- Релативната атомска маса на кислород-16 е 15,9949 u
- Релативната атомска маса на кислород-17 е 16,9991 u
- Релативната атомска маса на кислород-18 е 17,9992 u

Природна застапеност на кислород-16 = 0,9976 · 15,9949 = 15,9565

Природна застапеност на кислород-17 = 0,0004 · 16,9991 = 0,0068

Природна застапеност на кислород-18 = 0,002 · 17,9992 = 0,036

Просечната атомска маса на кислородот е:

Релативната атомска маса на борот е 15,9565 + 0,0068 + 0,036 = 15,999 u

5.4 Молекулски маси

Молекулската маса (релативна молекулска маса) претставува бездимезионална величина што ја изразува вкупната маса на една молекула во однос на 1/12 од масата на атомот на јаглерод-12. Таа се пресметува како **збир од атомските маси на сите атоми** што ја сочинуваат молекулата. Молекулската маса е важен параметар во хемиските пресметки, бидејќи овозможува пресметка на масата на супстанции вклучени во различни хемиски реакции, како и за подготовка на раствори со точно определна концентрација (Oriakhi, 2009).

Примери:

1. Молекулската маса на водата (H_2O) се пресметува со собирање на атомските маси на два атома водород и еден атом кислород:

- Атомска маса на водород (H) = 1,008 u
- Атомската маса на кислородот (O) = 15,99 u

Молекулска маса на вода (H_2O) = (2 · 1,008 u) + 15,99 u = 18,006 u

2. Молекулската маса на глукозата ($C_6H_{12}O_6$) се пресметува со собирање на атомските маси на шест атома јаглерод, дванаесет атома водород и шест атома кислород:

- Атомска маса на јаглеродот (C) = 12,01 u
- Атомска маса на водород (H) = 1,008 u
- Атомската маса на кислородот (O) = 15,99 u

Молекулска маса на глукозата ($C_6H_{12}O_6$) = (6 · 12,01 u) + (12 · 1, 008 u) + (6 · 15,99 u)

Молекулска маса на глукозата ($C_6H_{12}O_6$) = 72,06 u + 12,096 u + 95,94 u = 180,09 u

5.5 Количество супстанца

Во хемијата, количеството супстанца претставува основна физичка величина која го опишува бројот на елементарните единки – атоми, молекули, јони - што се присутни во одредена супстанца. Таа е дел од основните мерни величини во Интернационалниот систем на единици (SI), а нејзината стандардна мерна единица е мол (mol), со симбол *n* (Giunta, 2015).

Мол (mol) претставува количество супстанца што содржи ист број на елементарни единки колку што има атоми во точно 12 g јаглерод-12. Еден мол содржи точно $6{,}022 \cdot 10^{23}$ честички - број познат како Авогадров број (N_A). Овој број е универзална физичка константа и изнесува:

$$N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

Авогадровата константа има клучно значење бидејќи овозможува директно одредување на бројот на честички (атоми, молекули или јони) во дадено количество супстанца. Според дефиниција, **Авогадровиот број** (N_A) покажува дека во еден мол од јаглерод-12 се содржат точно $6{,}022 \cdot 10^{23}$ атоми. Оваа константа се изразува во единица mol^{-1}, што значи дека се однесува на бројот на елементарни честички во еден мол супстанца.

На пример, еден мол јаглерод содржи $6{,}022 \cdot 10^{23}$ атоми на јаглерод. Еден мол вода содржи $6{,}022 \cdot 10^{23}$ молекули на вода, додека еден мол кислороден гас содржи $6{,}022 \cdot 10^{23}$ молекули на O_2. Кај натриум хлорид (готварска сол), еден мол содржи $6{,}022 \cdot 10^{23}$ формулни единки, секоја составена од еден атом на натриум и еден атом на хлор (Hill et al., 2004).

Значењето на количеството супстанца е особено изразено при изведување на стехеометриските пресметки и при изедначување на хемиските равенки. Хемичарите често работат со молови, бидејќи тоа е практична мерна единица што опфаќа огромен број честички, но истовремено е поврзана со масата и волуменот, што ја прави лесно применлива во лабораториски услови. Количеството супстанца е клучен параметар за пресметување на односите меѓу реактанти и продукти во хемиските реакции.

Количеството супстанца може да се поврзе и со масата на супстанцата. На пример, два мола вода има точно $2 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}$ молекули вода. Бидејќи еден мол вода има маса од приближно 18 g, два мола вода ќе имаат вкупна маса од 36 g.

Важно е да се нагласи дека количесто супстанца не е исто со масата!!! Наједноставно, ова може да се објасни преку секојдневен пример. **Дузина секогаш означува 12 броја** – без разлика дали се работи за 12 рози, 12 топчица или 12 јаболка. Но, јасно е дека 12 јаболка и 12 топчиња немаат иста маса. На ист начин, еден мол сребро и еден мол злато содржат ист број на атоми, $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}, но нивните маси се различни (Слика 12).

Слика 12. Една дузина во три различни примери

Концептот со количество супстанца добива дополнителна комплексност кога станува збор за мешавини. Во физичките мешавини, различните компоненти може да бидат присутни во било каков однос. Но, во хемиските соединенија односите се секогаш фиксни. На пример, водата секогаш се состои од два атома водород и еден атом кислород, односно секој мол вода содржи два мола водородни атоми и еден мол кислородни атоми (Giunta, 2015).

5.6 Моларна маса

Моларната маса на една супстанца претставува маса на еден мол од таа супстанца. Моларната маса е клучна врска меѓу микроскопскиот свет на атоми и молекули и макроскопските мерења на маса во лабораторија. Таа овозможува лесно пресметување на бројот на атоми или молекули што се присутни во одредена маса од супстанцата, што претставува основа за стехеометриските пресметки, подготвување на раствори и изведување на хемиски реакции.

Моларната маса секогаш има иста нумеричка вредност како релативната атомска или молекулска маса, но за разлика од релативните атомски и молекулски маси, кои се бездимензионални величини, моларната маса има мерна единица грам на мол (g/mol) (Mills & Milton, 2009).

На пример, еден мол **магнезиум-24** има маса од точно 24,305 грама, што значи дека моларната маса на магнезиум-24 изнесува 24,305 g/mol. Моларната маса има иста нумеричка вредност како и релативната атомска маса (24,305 u), но со додадена мерна единица грам на мол (g/mol).

$$1\text{mol Mg} = 6{,}022\cdot10^{23}\ \text{mol}^{-1}\ \text{Mg атоми} = 24\ \text{g Mg}$$

Калиумот (К) има релативна атомска маса од 39,10 u, што значи дека неговата моларна маса изнесува 39,10 g/mol. Со други зборови, еден мол калиум содржи $6{,}022\cdot10^{23}$ атоми на калиум и има маса од 39,10 g.

Дополнителни примери со соединенија:

- Молекулската маса на **водата (H_2O)**, која се пресметува како збир на релативните атомски маси на водородот и кислородот, изнесува 18,006 u. Тоа значи дека моларната маса на водата е 18,006 g/mol.
  Со други зборови, еден мол вода содржи $6{,}022\cdot10^{23}$ молекули на вода и има маса од приближно 18 g.
- Молекулската маса на **јаглерод диоксидот (CO_2)**, која се пресметува како збир на релативните атомски маси на јаглеродот и кислородот, изнесува 44,009 u. Тоа значи дека моларната маса на јаглерод диоксидот е 44,009 g/mol.
  Значи, еден мол јаглерод диоксид содржи $6{,}022\cdot10^{23}$ молекули на вода и има маса од приближно 44 g.
- Молекулската маса на **калциум хлоридот ($CaCl_2$)**, изнесува 110,98 u. Тоа значи дека моларната маса на калциум хлоридот е 110,98 g/mol.
  Еден мол калциум хлорид содржи $6{,}022\cdot10^{23}$ формулни единки на калциум хлорид и има маса од приближно 110,98 g.

Ваквите односи се користат за да се изведат фактори на конверзија кои овозможуваат преминување од маса, изразена во грами, во количеството супстанца, изразена во молови, као и за пресметување на бројот на елементарни единки (атоми, молекули или јони) кои се присутни во дадената супстанца.

Примери:

1. Да се определи:
   a) Масата на 0,1 mol на H_2O.
   b) Количеството на H_2O во примерок од 18 g.
   c) Масата на примерок што содржи $3\cdot10^{22}$ молекули H_2O.

Одговор:

a) За да се пресмета масата на 0,1 mol на H_2O, треба да се знае моларната маса на водата:

$M(H_2O) = 18$ g/mol
$n(H_2O) = 0,1$ mol

За пресметка на масата ја користиме формулата:

$$m(H_2O) = n(H_2O) \cdot M(H_2O)$$

$$m(H_2O) = 0,1 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 1,8 \text{ g}$$

b) За са се пресмета бројот на молови на H_2O во примерок од 23 g, ја користиме следната формула:

$$n(H_2O) = \frac{m}{M} = \frac{23 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 1,27 \text{ mol}$$

c) За да ја пресметаме масата на примерок што содржи $3 \cdot 10^{22}$ молекули H_2O го користиме Авогадровиот број.

1 mol ⟶ $6,022 \cdot 10^{23}$ број на молекули H_2O

x mol ⟶ $3 \cdot 10^{22}$ број на молекули H_2O

$$x = 0,05 \text{ mol}$$

$$m\ (H_2O) = n \cdot M = 0,05 \text{ mol x } 18 \text{ g/mol} = 0,9 \text{ g}$$

2. Да се определи:

a) Масата на 0,2 mol на фруктоза ($C_6H_{12}O_6$).
b) Количеството на фруктоза во примерок од 54 g.
c) Масата на примерок што содржи $1 \cdot 10^{23}$ молекули фруктоза.

Одговор:

a) За да се пресмета масата на 0,2 mol на фруктоза, треба да се знае моларната маса на фруктозата. Таа се пресметува со собирање на моларните маси на сите атоми во молекулата.

$$M(C_6H_{12}O_6) = (6 \cdot 12,01 \text{ g/mol}) + (12 \cdot 1,008 \text{ g/mol}) + (6 \cdot 15,99 \text{ g/mol})$$

$$M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ g/mol}$$

За пресметка на масата ја користиме формулата:

$$m(C_6H_{12}O_6) = n(C_6H_{12}O_6) \cdot M(C_6H_{12}O_6)$$

$$m(C_6H_{12}O_6) = 0{,}2 \text{ mol} \cdot 180 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$$

b) За са се пресмета бројот на молови на фруктоза во примерок од 54 g, ја користиме следната формула:

$$n(C_6H_{12}O_6) = \frac{m}{M} = \frac{54 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0{,}3 \text{ mol}$$

c) За да ја пресметаме масата на примерок што содржи $1 \cdot 10^{23}$ молекули $C_6H_{12}O_6$ го користиме Авогадровиот број.

1 mol ⟶ $6{,}022 \cdot 10^{23}$ број на молекули $C_6H_{12}O_6$

x mol ⟶ $1 \cdot 10^{23}$ број на молекули $C_6H_{12}O_6$

x = 0,1667 mol

$$m\,(C_6H_{12}O_6) = n \cdot M = 0{,}1667 \text{ mol x } 180 \text{ g/mol} = 30 \text{ g}$$

6. ХЕМИСКИ СОЕДИНЕНИЈА И ХЕМИСКИ ФОРМУЛИ

6.1 Молекули

Молекула претставува група од два или повеќе атоми, кои ја сочинуваат најмалата единица на која може да се подели некоја чиста супстанца, притоа задржувајќи го нејзиниот состав и хемиските својства. Понатамошното делење на супстанцијата на уште помали делови, кои обично имаат различен состав од првобитната супстанца, секогаш води до промена на хемиските својства. Во оваа фаза на делење се нарушуваат хемиските врски помеѓу атомите кои ги здржат заедно во молекулата.

Според структурата, молекулите претставуваат збир од атоми поврзани со хемиски врски. Диатомските молекули содржат два меѓусебно поврзани атома и можат да бидат:

- Хомонуклеарни диатомски молекули (содржат два исти атома – O_2, H_2, F_2, N_2, Cl_2).
- Хетеронуклеарни диатомски молекули (составени од два разлочни атома – MgO, SiO, HF, CO).

Молекулите составени од повеќе од два атоми се нарекуваат полиатомски молекули, како на пример поедноставните: јаглерод диоксид (CO_2), вода (H_2O), или посложените: безен (C_6H_6), витамин Ц ($C_6H_8O_6$) и амино киселината глицин (NH_2CH_2COOH).

Постојат и големи молекули што содржат илјадници атоми во својот состав, а пример за такви молекули е ДНК сегмент.

Односот на бројот на атоми што се врзуваат за да формираат молекули е фиксен. На пример, секоја молекула на вода содржи два атома водород и еден атом кислород. Оваа особина ги разликува хемиските соединенија од растворите и другите механички смеси. Така, водородот и кислородот можат да бидат присутни во било какви пропорции во механичките смеси, но при хемиска реакција тие се комбинираат само во точно определени пропорции за да формираат хемиско соединение – вода (H_2O) (Mays, 2021).

Можно е истите видови атоми да се комбинираат во различни, но секогаш точни пропорции и да формираат различни молекули. На пример, два атома водород, покрај тоа што можат да се врзат со еден атом кислород за да формираат молекула вода, можат да се врзат и со два атома кислород за да формираат молекула водород пероксид (H_2O_2).

Покрај тоа, можно е атомите да се врзат во исти односи, но да формираат различни молекули. Таквите соединенија се нарекуваат изомери и се разликуваат само по распоредот на атомите во молекулата. На пример, етанол (CH_3CH_2OH) и диметил етер (CH_3OCH_3) имаат ист број атоми - еден атом кислород, два атома јаглерод и шест атоми водород - но овие атоми се поврзани на различен начин и во различен редослед (Newell, 2016).

6.2 Хемиски формули

Во хемијата, хемиските соединенија не се пишуваат со зборови, туку се претставуваат со **хемиски формули**. Хемиските формули се составени од хемиски симболи и броеви (индекси) кои ја прикажуваат стереохемијата, односно односот на бројот на единките (атоми или јони) во соединението. На пример, глицин (NH_2CH_2COOH) се чита „ен-ха-два-це-ха-два-це-о-о-ха“ и покажува дека молекулата содржи еден атом азот, пет атома водород (два кои се запишани како индекси и еден кој не е означен со број), два атоми јаглерод и два атоми кислород. Хемиските соединенија го покажуваат квалитативниот и квантитативниот состав на соединенијата.

Постојат различни видови хемиски формули кои се користат за претставување на соединенијата:

- **Емпириска формула** – наједноставната формула која го прикажува составот на соединението, покажувајќи ги присутните елементи и **најмалиот целоброен однос меѓу атомите** во молекулата.

На пример, за водородниот пероксид (H_2O_2), емпириската формула е (**HO**), бидејќи таа го прикажува наједноставниот целоброен однос меѓу водородот и кислородот (1:1).

Исто така, две различни соединенија можат да имаат иста емпириската формула, но да бидат сосема различни по својата молекулска формула и својства.

На пример, бензенот (C_6H_6) и етинот (C_2H_2) имаат иста емпириска формула (CH), што го прикажува наједноставниот однос меѓу јаглеродот и водородот (1:1).

- **Молекулска формула** – формула која покажува од кои елементи е составено соединението и го покажува точниот број на атоми од секој елемент во една молекула на тоа соединение.

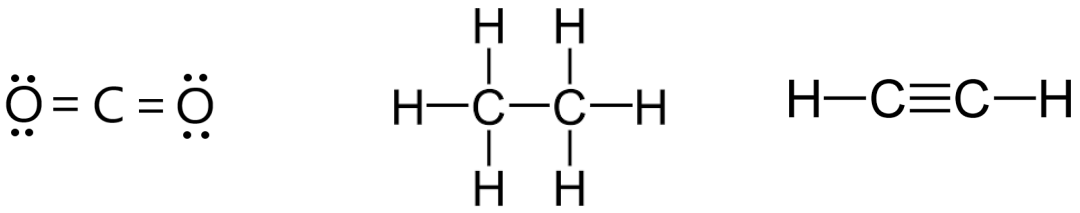
На пример, молекулската формула на глукозата е $C_6H_{12}O_6$, што покажува дека секоја молекула на глукоза содржи шест атоми јаглерод, дванаесет атоми водород и шест атоми кислород. Емпириската формула на глукозата е CH_2O, што го дава наједноставниот однос меѓу атомите (1:2:1).

За етанот молекулската формула е C_2H_6, што означува дека во една молекула етан има два атома јаглерод и шест атоми водород. Неговата емпириска формула е CH_3, односно наједноставниот однос меѓу атомите е 1:3.

Од друга страна постојат соединенија кај кои емпириската и молекулската формула се исти. Пример за такви соединенија се: метан (CH_4), амонијак (NH_3), јаглерод диоксид (CO_2), хлороводородна киселина (HCl), флуороводородна киселина (HF) и др (Thakur, 2017).

- Атомите во молекулите не се распоредени случајно, туку секогаш се поврзани според точно дефиниран распоред. На пример, кај јаглерод диоксидот (CO_2), атомите на јаглерод и кислород секогаш се поврзани по редоследот: O=C=O, а никогаш како: O=O=C. Овој прецизен распоред на атомите се прикажува со **структурни формули**.

  Структурните формули се хемиски формули кои не само што го покажуваат составот на молекулата, туку го покажуваат и точниот редослед и начинот на поврзување на атомите во молекулата. На Слика 13 се прикажани примери на структурни формули за различни соединенија (Mays, 2021).



Слика 13. Структурни формули на јаглерод диоксид, етан и етин (од лево кон десно)

Цртичките во стуктурните формули ги претставуваат хемиските врски помеѓу атомите. Една цртичка означува **единечна врска**. Сите врски помеѓу атомите на јаглерод и водород кај етанот (C_2H_6), како и C-H врските кај етинот (C_2H_2) се единечни врски.

Врската што е претставена со две паралелни линии е **двојна врска**. Кај јаглерод диоксидот (CO_2), секој од јаглеродните атоми е поврзан со кислородните атоми преку двојна врска.

Врската што е прикажана со три паралелни линии е **тројна врска**. Кај етинот (C_2H_2), двата јаглеродни атоми се поврзани со тројна врска.

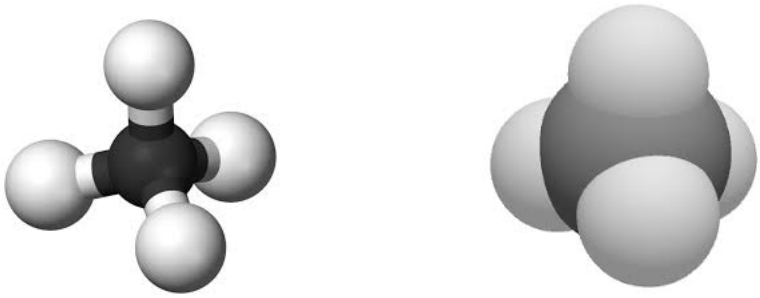
Овие хемиски врски се разликуваат по јачината. Тројната врска е најсилна, потоа следи двојната врска, додека единечната врска е најслаба.

тројна врска > двоја врска > единечна врска

Структурните формули можат да се прикажат со различни видови на тродимензионални молекулски модели, кои даваат подобра претстава за формата и

распоредот на атомите во просторот. Еден од овие модели е моделот со **топчиња и стапчиња**, каде што атомите се прикажани како топчиња, а хемиските врски меѓу нив како тенки стапчиња. Овој модел јасно покажува како атомите се распоредени и под кои агли се поврзани.

Друг вид е моделот со **калоти**, каде секој атом е прикажан како сфера со големина што одговара на неговиот реален атомски радиус. Овој модел реално го прикажува просторот што го зазема молекулата и јасно покажува дека атомите се во директен контакт еден со друг (Слика 14) (Petrucci et al., 2016).



Слика 14. Структруни формули на метан (CH_4) со стапчиња и топчиња (лево) и калоти (десно) (https://www.alamy.com/chemical-formula-and-molecule-model-of-methane-ch4-vector-illustration-image457124045.html)

6.3 Молекулски соединенија

Молекулските соединенија се хемиски соединенија што постојат во форма на одделни молекули. Кај молекулските соединенија не се формираат катјони и анјони кои меѓусебно се привлекуваат. Затоа се поставува прашањето - што ги држи атомите во молекулите заедно?

Кај овие соединенија, наместо да се формираат јони, атомите во молекулата ги споделуваат своите валентни електрони, со што се формира хемиска врска. Овој тип на врска се нарекува ковалентна врска, која се создава со преклопување на орбиталите на валентните електрони на два атома. Молекулските формули се сотавени од хемиските симболи на елементите и индекси кои даваат информации за бројот на атоми од секој елемент присутен во молекулата. На пример, октанот, кој е составен дел на бензинот, содржи осум атоми на јаглерод и осумнаесет атоми на водород. Молекулската формула на октанот е C_8H_{18}. Многу добро познати молекули, како водата (H_2O) и јаглерод диоксидот (CO_2), спаѓаат во групата на молекулски соединенија (Haaland, 2008).

Ќе го разгледаме начинот на пишување и номенклатура на наједноставните молекулски соединенија составени од атоми на два елемента, односно **бинарните соединенија**. Кај бинарните молекулски соединенија, двата елемента најчесто се неметала. Најпрво, при пишување на формулите на бинарните соединенија, важно е да се знае кој елемент се пишува прв, а кој втор. Општите правила за пишување на овие формули се:

- Прво се пишува симболот на елементот што се наоѓа најлево во Периодниот систем на елементите. На пример, во соединението CO_2, јаглеродот (C) се наоѓа лево од кислородот (O) па затоа јаглеродот се пишува прв во формулата.
- Ако двата елементи се наоѓаат во иста група во Периодниот систем, тогаш прв се пишува елементот кој е пониско во групата. На пример, во

соединението SO_2, сулфурот (S) и кислородот (O) се во иста група (група 16), но сулфурот се наоѓа подолу, па затоа се пишува прв.

- Како и кај секое правило, така и овде постојат исклучоци. На пример, хемиската формула на амонијакот не е H_3N. Во овој случај, прво се пишува азотот, а потоа водородот (NH_3), и покрај тоа што водородот се наоѓа лево во однос на азотот.

За правилно именување на бинарните молекулски соединенија, потребно е да се следат неколку основни правила:

- **Редослед на именувањето на елементите** – прво се наведува името на првиот елемент, а потоа името на вториот елемент, чиј назив завршува со наставката -**ид**.

  На пример: SiO_2 – силициум диоксид.
- **Користење на префикси** – За да се означи бројот на атоми од секој елемент, се користат посебни префикси. Овие префикси се задолжителни за вториот елемент, а за првиот се користи само ако има повеќе од еден атом.
  На пример: NO – азот моноксид (не се користи моноазот моноксид), N_2O_4 – диазот тетраоксид.
- Ако префиксот завршува на самогласка (а, о) и името на елементот почнува на самогласка, самогласка од префиксот се изоставува со цел за полесен изговор.
  На пример: моноксид (не монооксид), пентоксид (не пентаоксид) (Hill, 2004).

Во Табела 6 се прикажани префиксите за броевите од 1 до 10, заедно со соодветни примери на бинарни молекулски соединенија.

Табела 5. Префикси на бинарните молекулски соединенија

Број	Префикс	Пример	Име на соединението
1	моно-	CO	Јаглерод моноксид
2	ди-	SO_2	Сулфур диоксид
3	три-	PCl_3	Фосфор трихлорид
4	тетра-	$SiCl_4$	Силициум тетрахлорид
5	пента-	PCl_5	Фосфор пентаоксид
6	хекса-	SeF_6	Селен хексафлуорид
7	хепта-	Cl_2O_7	Дихлоро хептоксид
8	окта-	P_4S_8	Тетрафосфор октасулфид
9	нона-	I_4O_9	Тетрајод ноноксид
10	дека-	P_4O_{10}	Тетрафосфор декоксид

6.4 Јонски соединенија

Јонски соединенија се хемиски соединенија составени од спротивно наелектризирани јони. Јоните меѓусебно се држат заедно преку јонска врска, која настанува со трансфер на електрони од еден атом на друг.

Јонските соединенија најчесто се формираат при реакција помеѓу:

- Метал – кој ги губи валентните електрони и станува катјон (позитивно наелектризирана честичка).
- Неметал – кој прима електрони и станува анјон (негативно наелектризирана честичка).

Откако се формираат јоните, спротивно наелектризираните честички – позитивните катјони и негативните анјони - се привлекуваат, при што се формира стабилно јонско соединение. Ова привлекување резултира со создавање на јонска решетка - карактеристична тродимензионална структура во која јоните се распоредени во правилен, повторлив образец. Силите на привлекување помеѓу јоните во кристалната решетка ги определуваат хемиските и физичките својства на соединението, како што се високите точка на топење и вриење, цврстината, растворливоста во вода и способноста за спроведување на електрична струја.

Хемиската формула на јонското соединение се нарекува формулна единка. Таа покажува во кој сооднос се присутни катјоните и анјоните за да се постигне електронеутралност (вкупниот позитивен полнеж да е еднаков со вкупниот негативен полнеж) (Yoder, 2006).

Во Табела 6 се дадени јонските полнежи на елементите според групите во Периодниот систем на елементи.

Табела 6. Јонски полнеж на елементите

Група	Број на изгубени/примени електрони	Примери
IA (1)	Губат еден електрон (+1 катјони)	H^+, Li^+
IIA (2)	Губат два електрона (+2 катјони)	Mg^{2+}, Ca^{2+}
IIIA (13)	Губат три електрона (+3 катјони)	Al^{3+}
VA (15)	Примаат три електрона (-3 анјони)	N^{3-}
VIA (16)	Примаат два електрона (-2 анјони)	O^{2-}, S^{2-}
VIIA (17)	Примаат еден електрон (-1 анјони)	Cl^-, F^-

Погоре спомнавме дека по спојувањето на катјоните и анјоните се добива електронеутрално соединение, бидејќи вкупниот позитивен полнеж на катјоните е еднаков на вкупниот негативен полнеж на анјоните.

На пример, при пишување на хемиската формула на галиум оксидот, не може едноставно да се поврзат Ga^{3+} и O^{2-}. Во тој случај, полнежот на целокупната формулна единка би изнесувал +1, што значи дека соединението не би било електронеутрално.

За да се добие електронеутрално соединение, потребно е да се сврзат два катјони на галиум (Ga^{3+}) и три анјони на кислород (O^{2-}), при што се добива хемиската формула Ga_2O_3.

2 (3+) + 3 (2-) = 6 – 6 = 0

Именувањето на јонските соединенија се врши на тој начин што најпрво се наведува името на металот (катјонот), а потоа следи името на неметалот (анјонот), при што завршетокот на името на неметалот се заменува со наставката -**ид**.

Примери: Al_2O_3 - алуминиум оксид, KCl – калиум хлорид.

Некои метали можат да формираат повеќе од еден вид на катјон, односно катјони со различен полнеж (валентност). Во такви случаи, валентноста на металот се означува со римска бројка во заграда, веднаш по името на металот.

На пример, железото може да формира катјон со полнеж +2 и катјон со полнеж +3, па затоа постојат два различни оксиди: FeO – железо(II) оксид и Fe_2O_3 – железо(III) оксид.

Формулните единки понекогаш можат да содржат и полиатомски јони – групи составени од повеќе атоми кои заедно носат одреден полнеж. Во хемиската формула, полиатомските јони се прикажуваат во заграда, а индексот надвор од заградата го покажува бројот на тие групации.

Пример за полиатомски јони се: NO_3^- - нитрат, SO_3^{2-} - сулфит, ClO_3^- - хлорат.

Пример на соединение со полиатомски јон е алуминиум сулфат - $Al_2(SO_4)_3$:

- Индексот 2 покажува дека има 2 алуминиумови јони.
- Индексот 3 покажува дека има 3 сулфатни групи.
- Бројот на сулфурните јони е 3,
- Бројот на кислородните јони е $3 \cdot 4 = 12$.

Примери:

1. Да се напише формулната единка на соединението помеѓу калциум и хлор.

Одговор:

За да ја напишеме формулната единка, најпрво е потребно да ги одредиме јоните што се формираат од елементите:

- Калциум (Ca) е метал од 2 група во Периодниот систем, што значи дека тој ги губи своите два валентни електрони и формира Ca^{2+} јон (позитивен јон со полнеж +2).
- Хлор (Cl) е неметал од 17 група (халогени) и прима еден електрон, при што формира Cl^- јон (негативен јон со полнеж -1).

Следно е израмнување на полнежот: Бидејќи калциумовиот јон има полнеж +2, а секој хлориден јон има полнеж -1, потребни се два хлоридни јони ($Cl^–$) за да го неутрализираат полнежот на еден калциумов јон Ca^{2+}:

- Вкупен позитивен полнеж: +2 од Ca^{2+}
- Вкупен негативен полнеж: $2 \cdot 1 = -2$ од 2 $Cl^–$

Со ова добиваме електронеутрално соединение со формула $CaCl_2$.

2. Да се напише формулната единка на соединението помеѓу натриум и бром.

Одговор:

За да ја напишеме формулната единка, најпрво е потребно да ги одредиме јоните што се формираат од елементите:

- Натриумот (Na) е метал од 1 група во Периодниот систем, што значи дека тој го губи својот еден валентен електрон и формира Na^+ јон (позитивен јон со полнеж +1).
- Бром (Br) е неметал од 17 група (халогени) и прима еден електрон, при што формира Br^- јон (негативен јон со полнеж -1).

Следно е израмнување на полнежот: Бидејќи натриумониот јон има полнеж +1 и секој бромиден јон има полнеж -1, потребен е еден бромиден јони (Br^-) за да го неутрализираат полнежот на еден натриумов јон Na^+:

- Вкупен позитивен полнеж: +1 од Na^+
- Вкупен негативен полнеж: -1 од Cl^-

Со ова добиваме електронеутрално соединение со формула NaBr.

3. Да се напише формулната единка на соединението помеѓу магнезиум и фосфат.

Одговор:

За да ја напишеме формулната единка, најпрво е потребно да ги одредиме јоните што се формираат:

- Магнезиумот (Mg) е метал од 2 група во Периодниот систем, што значи дека тој ги губи своите два валентни електрони и формира Mg^{2+} јон (позитивен јон со полнеж +2).
- Фосфатната група (PO_4^{3-}) е полиатомски јон кој прима три електрони и формира PO_4^{3-} јон (негативен јон со полнеж -3).

Следно е израмнување на полнежот: Бидејќи магнезиумовиот јон има полнеж +2, а секоја фосфатна група има полнеж -3, потребни се две фосфатни групи (PO_4^{3-}) за да неутрализираат три магнезиумови јони Mg^{2+}:

- Вкупен позитивен полнеж: $3 \cdot 2 = 6$ од 3 Mg^{2+}
- Вкупен негативен полнеж: $2 \cdot 3 = 6$ од 2 PO_4^{3-}

Со ова добиваме електронеутрално соединение со формула $Mg_3(PO_4)_2$.

6.5 Пресметувања засновани на хемиска формула

Во хемијата, пресметките врз основа на хемиските формули играат клучна улога во одредувањето на составот, односно количинскиот однос на елементите во соединенијата. Овие пресметки се користат за аналитички цели, како и за разбирање на структурата и својствата на различни супстанции. Со нивна помош, можеме да утврдиме не само масениот удел на секој елемент, туку и точната формула на соединението, што е неопходно за правилно идентификување и карактеризација на хемиските супстанции.

Примената на овие пресметки е особено важна во фармацијата, индустријата и лабораториските анализи, каде што точноста во одредувањето на хемискиот состав е од суштинско значење. Познавањето на хемиските формули и способноста за нивното пресметување овозможуваат подобро разбирање на различните реакции и процеси,

што придонесува за напредок во научните истражувања и практичната примена на хемијата (Wacowich-Sgarbi, 2018).

Постојат четири основни начини за пресметување врз основа на хемиските формули. Овие методи овозможуваат добивање на следниве податоци:

- **Масен удел на елементите во соединението изразено во проценти.**

При пресметувањето на масениот удел на елементите во соединените, клучна улога има одредувањето на количинскиот однос на елементите во составот на соединението, како и количинскиот однос на одреден елемент во однос на целото соединение (Wacowich-Sgarbi, 2018).

На пример, кај витамин Ц, чија молекулска формула е $C_6H_8O_6$, количинскиот однос помеѓу јаглеродните (C) и водородните (H) атоми е 6:8.

$$n(\mathrm{C}) : n(\mathrm{H}) = 6 : 8$$

Ако го земеме предвид и кислородот (O), тогаш количинскиот однос на сите елементи во соединението витамин Ц ($C_6H_8O_6$) е:

$$n(\mathrm{C}) : \mathrm{n}(\mathrm{H}) : n(\mathrm{O}) = 6 : 8 : 6$$

Дополнително, ако го анализираме количинскиот однос помеѓу водородот и целото соединение добиваме:

$$n(\mathrm{H}) : n(C_6H_8O_6) = 8 : 1$$

Масениот удел на елементите во соединението се изразува во проценти (процентен состав). За да го пресметаме, најпрво е потребно да ја определиме моларната маса на соединението, што ја добиваме од неговата хемиска формула. Преку веќе пресметаниот количински однос, можеме да ја одредиме масата на секој елемент во соединението.

Со пресметување на односот помеѓу масата на одделните елементи и вкупната маса на соединението, ги добиваме нивните масени удели. Масениот удел на даден елемент се пресметува со следната формула:

$$w = \frac{\text{Вкупна маса на елементот во молекулата}}{\text{Вкупна маса на соединението}} \cdot 100\%$$

Ако сите удели се помножат со 100%, добиваме процентен состав, односно процентуалното учество на секој елемент во соединението. Оваа пресметка овозможува да се утврди колкав дел од вкупната маса на соединението припаѓа на секој поединечен елемент.

Примери:

1. Да се пресмета масениот удел на елементите во натриум карбонатот (Na_2CO_3).

Решение:
w(Na) = ?
w(C) = ?
w(O) = ?

За да го пресметаме процентниот состав на одделните елементи, прво ја одредуваме моларната маса на натриум карбонатот:

- Атомската маса на Na = 23 g/mol
- Атомската маса на C = 12 g/mol
- Атомската маса на O = 16 g/mol

Моларната маса на Na_2CO_3 е:

$$(2 \cdot 23\ \text{g/mol}) + 12\ \text{g/mol} + (3 \cdot 16\ \text{g/mol}) = 46\ \text{g/mol} + 12\ \text{g/mol} + 48\ \text{g/mol} = 106\ \text{g/mol}$$

Пресметувањето на масените удели се врши со одредување на количинскиот однос помеѓу поединечните елементи и целокупното соединение:

$$n(\text{Na}) : n(Na_2CO_3) = 2 : 1$$
$$n(\text{C}) : n(Na_2CO_3) = 1 : 1$$
$$n(\text{O}) : n(Na_2CO_3) = 2 : 1$$

Потоа, ги заменуваме податоците во формулата за пресметување на масен удел:

$$w(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{m(Na_2CO_3)} = \frac{n(\text{Na}) \cdot M(\text{Na})}{n(Na_2CO_3) \cdot M(Na_2CO_3)} = \frac{2 \cdot 23\ \text{g/mol}}{106\ \text{g/mol}} = 0{,}434 \cdot 100\% = 43{,}4\ \%$$

$$w(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{m(Na_2CO_3)} = \frac{n(\text{C}) \cdot M(\text{C})}{n(Na_2CO_3) \cdot M(Na_2CO_3)} \frac{12\ \text{g/mol}}{106\ \text{g/mol}} = 0{,}113 \cdot 100\% = 11{,}3\ \%$$

$$w(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(Na_2CO_3)} = \frac{n(\text{O}) \cdot M(\text{O})}{n(Na_2CO_3) \cdot M(Na_2CO_3)} = \frac{2 \cdot 16\ \text{g/mol}}{106\ \text{g/mol}} = 0{,}453 \cdot 100\% = 45{,}3\%$$

Заклучок:

Во Na_2CO_3, натриумот зафаќа 43,4%, јаглеродот 11,3% и кислородот 45,3% од вкупната маса на соединението. Збирот на поединечните удели секогаш е еднаков на 100%.

2. Да се пресмета масениот удел на елементите во сулфурна киселина (H_2SO_4).

Одговор:
$w(\text{H}) = ?$
$w(\text{S}) = ?$
$w(\text{O}) = ?$

За да го пресметаме процентниот состав на одделните елементи, прво ја одредуваме моларната маса на сулфурната киселина:

- Атомската маса на H = 1 g/mol
- Атомската маса на S = 32 g/mol
- Атомската маса на O = 16 g/mol

Моларната маса на H_2SO_4 е:

$$(2 \cdot 1\ \text{g/mol}) + 32\ \text{g/mol} + (4 \cdot 16\ \text{g/mol}) = 2\ \text{g/mol} + 32\ \text{g/mol} + 64\ \text{g/mol} = 98\ \text{g/mol}$$

Пресметувањето на масените удели се врши со одредување на количинскиот однос помеѓу поединечните елементи и целокупното соединение:

$$n(\text{H}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 : 1$$
$$n(\text{S}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 : 1$$
$$n(\text{O}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4 : 1$$

Потоа, ги заменуваме податоците во формулата за пресметување на масен удел:

$$w(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n(\text{H}) \cdot M(\text{H})}{n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2 \cdot 1\ \text{g/mol}}{98\ \text{g/mol}} = 0{,}02 \cdot 100\% = 2{,}0\ \%$$

$$w(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n(\text{S}) \cdot M(S)}{n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{32\ \text{g/mol}}{98\ \text{g/mol}} = 0{,}327 \cdot 100\% = 32{,}7\ \%$$

$$w(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n(\text{O}) \cdot M(\text{O})}{n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{4 \cdot 16\ \text{g/mol}}{98\ \text{g/mol}} = 0{,}653 \cdot 100\% = 65{,}3\%$$

Заклучок:

Во H_2SO_4, водородот зафаќа 2,0%, сулфурот 32,7% и кислородот 65,3% од вкупната маса на соединението. Збирот на поединечните удели секогаш е еднаков на 100%.

- **Пресметување на релативна молекулска маса на непознато соединение**

Веќе видовме дека релативната молекулска маса на познато соединение се пресметува со собирање на релативните атомски маси на сите елементи присутни во неговиот состав. Оваа пресметка е директна и јасна кога ја знаеме хемиската формула на соединението.

Сепак, кога станува збор за непознато соединение, односно кога не е познат неговиот точен елементен состав, но го знаеме масениот удел на еден од елементите и бројот на неговите атоми, може да се пресмета молекулската маса на соединението. Оваа пресметка се прави со примена на формулата за масен удел на познатиот елемент. Со соодветна замена на познатите вредности во формулата, можеме да ја одредиме вкупната молекулска маса, што претставува важен чекор во откривањето на составот и структурата на непознатото соединение (Wacowich-Sgarbi, 2018).

Примери:

1. Непознато соединение во својот состав содржи 72,7% кислород (O). Познато е дека содржи два атоми кислород. Да се пресмета релативната молекулска маса на непознатото соединение (X).

Решение:
$w(\text{O}) = 72{,}7\% = 0{,}727$
$M(\text{O}) = 16\ \text{g/mol}$
$M(\text{X}) = ?$

Уделот на кислородот во соединението се пресметува на следниот начин:

$$w(\mathrm{O}) = \frac{m(\mathrm{O})}{m(\mathrm{X})}$$

Каде што:

$$m(\mathrm{O}) = n(\mathrm{O}) \cdot M(\mathrm{O}) \qquad m(\mathrm{X}) = n(\mathrm{X}) \cdot M(\mathrm{X})$$

Количинскиот однос на кислородот и соединението се претставува како:

$$n(\mathrm{O}) : n(\mathrm{X}) = 2 : 1$$

Заменуваме во формулата:

$$m(\mathrm{O}) = n(\mathrm{O}) \cdot M(\mathrm{O})$$

$$0{,}727 = \frac{2 \cdot 16\ \mathrm{g/mol}}{1 \cdot M(\mathrm{X})}$$

Од овде го изведуваме M(X):

$$M(\mathrm{X}) = \frac{32\ \mathrm{g/mol}}{0{,}727} = 44\ \mathrm{g/mol}$$

Заклучок:

Вообиачаено соединение со молекулска маса од 44 g/mol и кое содржи два атома на кислород е јаглерод диоксид (CO_2).

2. Непознато соединение во својот состав содржи 83,62% јаглерод (C). Познато е дека содржи шест атоми јаглерод. Да се пресмета релативната молекулска маса на непознатото соединение (X).

Решение:
w(C) = 83,62% = 0,8362
M(C) = 12,01 g/mol
M(X) = ?

Уделот на јаглеродот во соединението се пресметува на следниот начин:

$$w(\mathrm{C}) = \frac{m(\mathrm{C})}{m(\mathrm{X})}$$

Каде што:

$$m(\mathrm{C}) = n(\mathrm{C}) \cdot M(\mathrm{C}) \qquad m(\mathrm{X}) = n(\mathrm{X}) \cdot M(\mathrm{X})$$

Количинскиот однос на јаглеродот и соединението се претставува како:

$$n(\mathrm{C}) : n(\mathrm{X}) = 6 : 1$$

Заменуваме во формулата:

$$m(\mathrm{C}) = n(\mathrm{C}) \cdot M(\mathrm{C})$$

$$0{,}8362 = \frac{6 \cdot 12{,}01\ \mathrm{g/mol}}{1 \cdot M(\mathrm{X})}$$

Од овде го изведуваме $M(\mathrm{X})$:

$$M(\mathrm{X}) = \frac{72\ \mathrm{g/mol}}{0{,}8362} = 86{,}1\ \mathrm{g/mol}$$

Заклучок:

Вообиачаено соединение со молекулска маса од 86,1 g/mol и кое содржи шест атома на јаглерод е хексан (C_6H_{14}).

- **Пресметување на индексите во емпириската формула**

За да се направи оваа пресметка, потребно е да се знаат вредностите на масените удели на сите елементи во соединението. Првиот чекор во процесот на добивање на емпириската формула е пресметување на количеството (бројот на молови) за секој елемент во даденото соединение. Ова се прави така што се дели масата на секој елемент со неговата релативна атмоска маса. На овој начин го добиваме бројот на молови на секој елемент во соединението.

Следниот чекор е нормализација на овие вредности. За да се добие наједноставниот сооднос, сите пресметани вредности се делат со најмалата од нив. Ова резултира со добивање на најблиски цели броеви, кои ја претставуваарт емпириската формула на соединението. Овие индекси, добиени со делење, го покажуваат соодносот на атомите на секој елемент во соединението и го даваат наједноставниот начин на прикажување на неговата хемиска формула. Важно е да се напомене дека емпириската формула не секогаш ја претставува вистинската молекулска формула (Wacowich-Sgarbi, 2018).

Примери:

1. Непознато органско соединение содржи 52,14% јаглерод (C), 13,12% водород (H) и 34,74% кислород (O). Пресметајте ја неговата емпириска формула.

Одговор:
$w(\mathrm{C}) = 52{,}14\%$
$w(\mathrm{H}) = 13{,}12\%$
$w(\mathrm{O}) = 34{,}74\%$

M(C) = 12,01 g/mol
M(H) = 1,008 g/mol
M(O) = 16 g/mol

Од дадените податоци може да се заклучи дека во 100 g од непознатото соединение има 52,14 g јаглерод, 13,12 g водород и 34,74 g кислород.

Хемиската формула може да се претстави како $C_xH_yO_z$

$$x : y : z = n(\mathrm{C}) : n(\mathrm{H}) : n(\mathrm{O})$$

Во оваа равенка се заменуваат познатите вредности за масите на елементите и нивните релативни атомски маси:

$$n(\mathrm{C}) = \frac{m(\mathrm{C})}{M(\mathrm{C})} \qquad n(\mathrm{H}) = \frac{m(\mathrm{H})}{M(\mathrm{H})} \qquad n(\mathrm{O}) = \frac{m(\mathrm{O})}{M(\mathrm{O})}$$

$$x : y : z = \frac{m(\mathrm{C})}{M(\mathrm{C})} : \frac{m(\mathrm{H})}{M(\mathrm{H})} : \frac{m(\mathrm{O})}{M(\mathrm{O})}$$

$$x : y : z = \frac{52{,}14\ \mathrm{g}}{12{,}01\ \mathrm{g/mol}} : \frac{13{,}12\ \mathrm{g}}{1{,}008\ \mathrm{g/mol}} : \frac{34{,}74\ \mathrm{g}}{16\ \mathrm{g/mol}}$$

x : y : z = 4,35 mol : 13,02 mol : 2,17 mol

Со оваа пресметка се одредува количинскиот однос на јаглеродот, водородот и кислородот во соединението:

$$C_{4,35}H_{13,02}O_{2,17}$$

Стехеометриските индекси мора да бидат цели броеви, па затоа нормализацијата на овие вредности се врши со делење со најмалата добиена вредност, која изнесува 2,17.

После делењето се добива:

x : y : z = 2,004 : 6,000 : 1,000

Со заокружување на вредностите се добива:

x : y : z = 2 : 6 : 1

Заклучок:

Емпириската формула на соединението е **C_2H_6O**.

2. Непознато органско соединение содржи 40,0% јаглерод (C), 6,7% водород (H), а остатокот од составот е кислород (O). Пресметајте ја неговата емпириска формула.

Решение:
w(C) = 40,0%
w(H) = 6,7%
w(O) = 100% - w(C) - w(H) = 53,3%
M(C) = 12,01 g/mol
M(H) = 1,008 g/mol
M(O) = 16 g/mol

Од дадените податоци може да се заклучи дека во 100 g од непознатото соединение има 40,0 g јаглерод, 6,7 g водород и 53,3 g кислород.

Хемиската формула може да се претстави како $C_xH_yO_z$

$$x : y : z = n(\mathrm{C}) : n(\mathrm{H}) : n(\mathrm{O})$$

Во оваа равенка се заменуваат познатите вредности за масите на елементите и нивните релативни атомски маси:

$$n(\mathrm{C}) = \frac{m(\mathrm{C})}{M(\mathrm{C})} \qquad n(\mathrm{H}) = \frac{m(\mathrm{H})}{M(\mathrm{H})} \qquad n(\mathrm{O}) = \frac{m(\mathrm{O})}{M(\mathrm{O})}$$

$$x : y : z = \frac{m(\mathrm{C})}{M(\mathrm{C})} : \frac{m(\mathrm{H})}{M(\mathrm{H})} : \frac{m(\mathrm{O})}{M(\mathrm{O})}$$

$$x : y : z = \frac{40{,}0\ \mathrm{g}}{12{,}01\ \mathrm{g/mol}} : \frac{6{,}7\ \mathrm{g}}{1{,}008\ \mathrm{g/mol}} : \frac{53{,}3\ \mathrm{g}}{16\ \mathrm{g/mol}}$$

$$x : y : z = 3{,}33\ \mathrm{mol} : 6{,}65\ \mathrm{mol} : 3{,}33\ \mathrm{mol}$$

Со оваа пресметка се одредува количинскиот однос на јаглеродот, водородот и кислородот во соединението:

$$C_{3,33}H_{6,65}O_{3,33}$$

Стехеометриските индекси мора да бидат цели броеви, па затоа нормализацијата на овие вредности се врши со делење со најмалата добиена вредност, која изнесува 3,33.

После делењето се добива:

$$x : y : z = 1{,}000 : 1{,}996 : 1{,}000$$

Со заокружување на вредностите се добива:

$$x : y : z = 1 : 2 : 1$$

Заклучок:

Емпириската формула на соединението е **CH_2O**.

- **Определување на вистинската (молекулска) формула на соединението**

Вистинската (молекулската) формула на соединението се добива врз основа на емпириската формула и познатата моларна маса на соединението. Емпириската формула ни дава наједноставен сооднос на атомите во молекулата, но не ја прикажува точната количина на атомите во молекулата. За да ја утврдиме вистинската формула, потребно е да ја знаеме моларната маса на соединението, која обично е дадена во условот на задачата.

Клучна улога во оваа пресметка има целобројниот фактор. Целобројниот фактор претставува однос помеѓу моларната маса на соединението и моларната маса на емпириската формула. Добиената вредност на целобројниот фактор се користи како множител за индексите во емпириската формула, со цел да се добие вистинската молекулска формула (Wacowich-Sgarbi, 2018).

Формулата за пресметување на моларната маса на соединението е:

Моларна маса на соединението = моларна маса на емпириската формула x целоброен фактор

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{\text{Моларна маса на соединението}}{\text{Моларна маса на емпириската формула}}$$

Со оваа пресметка добиваме точни индекси за атомите во молекулата на соединението, што ни ја дава вистинската (молекулска) формула.

Примери:

1. Емпириската формула на оцетната киселина е CH_2O, а нејзината моларна маса изнесува 60,053 g/mol. Да се одреди вистинската молекулска формула на оцетната киселина.

Решение:
M(оцетна киселина) = 60,053 g/mol
M(C) = 12,001 g/mol
M(H) = 1,008 g/mol
M(O) = 16,00 g/mol

Прво се пресметува моларната маса на емпириската формула:

$$M(CH_2O) = (1 \cdot 12{,}01\ \text{g/mol}) + (2 \times 1{,}008\ \text{g/mol}) + (1 \cdot 16{,}00\ \text{g/mol})$$

$$M(CH_2O) = 12{,}01\ \text{g/mol} + 2{,}016\ \text{g/mol} + 16\ \text{g/mol} = 30{,}026\ \text{g/mol}$$

Следно се пресметува целобројниот фактор:

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{\text{Моларна маса на соединението}}{\text{Моларна маса на емпириската формула}}$$

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{60{,}053\ \text{g/mol}}{30{,}026\ \text{g/mol}} = 2$$

За да се добие вистинската молекулска формула, емпириската формула CH_2O се множи со целобројниот фактор 2.

$$(CH_2O)_2 = C_2H_4O_2 \text{ или } CH_3COOH$$

2. Емпириската формула на кофеинот е $C_4H_5N_2O$, а неговата моларна маса изнесува 194,2 g/mol. Да се одреди вистинската молекулска формула на кофеинот.

Решение:
M(кофеин) = 194,2 g/mol
M(C) = 12,001 g/mol
M(H) = 1,008 g/mol
M(N) = 14,01 g/mol
M(O) = 16,00 g/mol

Прво се пресметува моларната маса на емпириската формула:

$$M(C_4H_5N_2O) = (4 \cdot 12{,}01\ \text{g/mol}) + (5 \text{ x } 1{,}008\ \text{g/mol}) + (2 \cdot 14{,}01\ \text{g/mol}) + (1 \cdot 16{,}00\ \text{g/mol})$$

$$M(C_4H_5N_2O) = 48{,}04\ \text{g/mol} + 5{,}04\ \text{g/mol} + 28{,}02\ \text{g/mol} + 16\ \text{g/mol} = 97{,}1\ \text{g/mol}$$

Следно се пресметува целобројниот фактор:

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{\text{Моларна маса на соединението}}{\text{Моларна маса на емпириската формула}}$$

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{194{,}2\ \text{g/mol}}{97{,}1\ \text{g/mol}} = 2$$

За да се добие вистинската молекулска формула, емпириската формула $C_4H_5N_2O$ се множи со целобројниот фактор 2.

$$(C_4H_5N_2O)_2 = C8H_{10}N_4O_2$$

3. Емпириската формула на бензоевата киселина е $C_7H_6O_2$, а нејзината моларна маса изнесува 122,12 g/mol. Да се одреди вистинската молекулска формула на бензоевата киселина.

Решение:
M(оцетна киселина) = 122,12 g/mol
M(C) = 12,001 g/mol
M(H) = 1,008 g/mol
M(O) = 16,00 g/mol

Прво се пресметува моларната маса на емпириската формула:

$$M(C_7H_6O_2) = (7 \cdot 12{,}01\ \text{g/mol}) + (6 \times 1{,}008\ \text{g/mol}) + (2 \cdot 16{,}00\ \text{g/mol})$$

$$M(C_7H_6O_2) = 84{,}07\ \text{g/mol} + 6{,}048\ \text{g/mol} + 32{,}00\ \text{g/mol} = 122{,}118\ \text{g/mol}$$

Следно се пресметува целобројниот фактор:

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{\text{Моларна маса на соединението}}{\text{Моларна маса на емпириската формула}}$$

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{122{,}12\ \text{g/mol}}{122{,}12\ \text{g/mol}} = 1$$

Заклучок:

Пресметките покажуваат дека моларните маси на соединението и емпириската формула се исти, што значи дека целобројниот фактор е 1. Во овој случај, заклучуваме дека емпириската формула веќе ја претставува вистинската формула, односно емпириската и молекулската формула се исти.

4. Емпириската формула на капсаицинот е $C_{18}H_{27}NO_3$, а неговата моларна маса изнесува 305,41 g/mol. Да се одреди вистинската молекулска формула на капсаицинот.

Решение:
M(капсаицин) = 122,12 g/mol
M(C) = 12,001 g/mol
M(H) = 1,008 g/mol
M(N) = 14,01 g/mol
M(O) = 16,00 g/mol

Прво се пресметува моларната маса на емпириската формула:

$$M(C_{18}H_{27}NO_3) = (18 \cdot 12{,}01\ \text{g/mol}) + (27 \times 1{,}008\ \text{g/mol}) + 14{,}01\ \text{g/mol} + (2 \cdot 16{,}00\ \text{g/mol})$$

$$M(C_{18}H_{27}NO_3) = 216{,}18\ \text{g/mol} + 27{,}216\ \text{g/mol} + 14{,}01\ \text{g/mol} + 48{,}00\ \text{g/mol} = 305{,}41\ \text{g/mol}$$

Следно се пресметува целобројниот фактор:

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{\text{Моларна маса на соединението}}{\text{Моларна маса на емпириската формула}}$$

$$\text{Целоброен фактор} = \frac{305{,}41\ \text{g/mol}}{305{,}41\ \text{g/mol}} = 1$$

Заклучок:

Пресметките покажуваат дека моларните маси на соединението и емпириската формула се исти, што значи дека целобројниот фактор е 1. Во овој случај, заклучуваме дека емпириската формула веќе ја претставува вистинската формула, односно емпириската и молекулската формула се исти.

7. ХЕМИСКИ РАВЕНКИ И ПРЕСМЕТУВАЊА ЗАСНОВАНИ НА ХЕМИСКИ РАВЕНКИ

7.1 Хемиски реакции

Хемиската реакција е процес во кој една или повеќе супстанции, наречени **реактанти**, се трансформираат во една или повеќе нови супстанции, познати како **продукти**. Овие супстанции можат да бидат хемиски елементи или соединенија. При хемиската реакција, атомите на реактаните се прераспределуваат, при што се формираат нови супстанции со изменет хемиски состав и својства.

Важно е да се разликуваат хемиските реакции од физичките промени. Кај физичките промени се менува агрегатната состојба и изгледот, но хемискиот состав останува ист. Примери за физички промени се: топење (мразот се претвора во вода), испарување (водата преминува во водена пареа), конднезација (водената пареа се преведува во течна вода). Во овие процеси, хемиската структура на водата (H_2O) останува непроменета, без разлика на нејзината агрегатна состојба (Petrucci et al., 2016).

Доколку водата дојде во контакт со натриум (Na), ќе дојде до **хемиска реакција**. Атомите ќе се прераспределат, при што се формира натриум хидроксид (NaOH) и водороден гас (H_2). Оваа трансформација претставува хемиска промена.

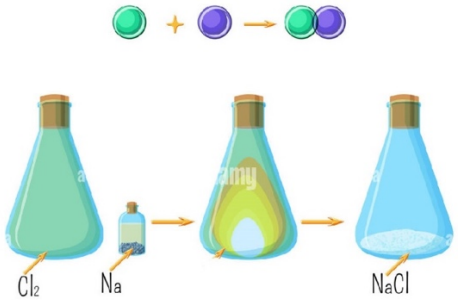
$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2 \uparrow$$

Еден од најпознатите примери за хемиска реакција е интеракција помеѓу натриум (Na) и хлор (Cl_2). Оваа реакција покажува како опасни и реактивни супстанции можат да формираат стабилни соединенија со сосема различни својства.

Својства на реактантите:

- Натриумот е многу рекативен, мек и сребреникав метал, кој во воздух гори со портокалово-жолт пламен. Реагира бурно со вода, формирајќи хидроксиди и водороден гас.
- Хлорот е токсичен гас со жолто-зелена боја, кој е опасен за вдишување и во големи количини може да биде смртоносен.

Кога овие два елемента ќе реагираат, се случува силно егзотермна реакција, придружена со ослободување на топлина и светлина, при што се формира натриум хлорид (NaCl) или готварска сол (Слика 15).



Слика 15. Хемиска реакција помеѓу натриум и хлор (https://www.alamy.com/stock-photo/sodium-chloride-reaction.html?sortBy=relevant)

Во оваа реакција, натриумот предава електрон и станува Na^+ (катјон), додека хлорот прима електрон и станува Cl^- (анјон). Нивната меѓусебна електростатичка привлечност доведува до создавање на јонска врска и стабилна кристална структура.

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

Хемиските реакции имаат суштинско значење во науката, индустријата и секојдневниот живот. Тие се основа на голем број технолошки процеси, како и биохемиски механизми. Некои позначајни примери се: согорувањето на горивата при што се ослободува топлина и светлина; процесот на топење на железото и добивање на челик и други легури; производство на стакло и керамика; процесот на ферментација при што се добива пиво и вино. Голем број биолошки процеси, како што се дишењето и фотосинтезата претставуваат хемиски реакции. Исто така, тука спаѓаат и катаболните и анаболните процеси кои се одвиваат во живите организми.

Хемиските реакции можат да се класифицираат на различени начини. Една од класификациите е според тоа дали се **спонтани** и **неспонтани**. Спонтани реакции се оние што се случуваат без надворешно влијание, додека за неспонтаните е потребен надворешен фактор, како што се топлина, светлина или катализатори (Meng et al., 2024).

Калсификацијата може да биде и според типот на продуктот кој се формира:

- **Реакции со ослободување на гас** – при овој тип на реакции се создаваат гасови, како јаглерод диоксид (CO_2), амонијак (NH_3) или сулфур диоксид (SO_2). На пример, процесот на растење на тестото, односно прашокот за пециво кој во својот состав има тартатна киселина и сода бикарбона, помеѓу кои настанува хемиска реакција при што се ослободува јаглерод диоксид, што предизвикува тестото на нарасне.

$$C_4H_6O_6 + NaHCO_3 \rightarrow NaC_4H_5O_6 + H_2O + CO_2$$

- **Таложни реакции** – реакции при кои се формира нерастворливо соединение, кое се издвојува во форма на цврст талог (преципитат).

Класификација според типот на реактанти:

- **Оксидо-редукциони (редокс) реакции** – вклучуваат пренос на електрони помеѓу реактантите.
- **Киселинско-базни реакции** – вклучуваат пренос на протон (H^+) помеѓу реактаните.

Класификација според механизмот на реакцијата:

- **Реакции на разложување (декомпозиција**) – кога хемиските соединенија се разложуваат на поедноставни компоненти.
- **Реакции на супституција (замена)** – кога еден атом или група во соединението се заменува со друг.
- **Реакции на елиминација** – отстранување на два атома или две атомски групи при што се формира двојна врска.
- **Реакции на додавање (заситување)** – додавање на атоми или атомски групи на незаситените врски (Petrucci et al., 2016).

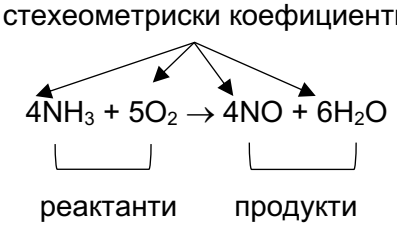
7.2 Хемиска равенка и правила за нејзино пишување

Хемиските реакции можат да се прикажат на различни начини, а најточен и универзален е употребата на **хемиски равенки**. Хемиските равенки се пишуваат со употреба на хемиски формули, кои симболички ја претставуваат трансформацијата на реактанти во продукти. На пример, реакцијата на оксидација на амонијак може да биде запишана на следниот начин:

амонијак + кислород → азот моноксид + вода

Текстуалниот опис на оваа реакција е невообичаен и не е стандарно користен, но служи за основно разбирање на процесот. Знакот „плус“ укажува на тоа дека амонијакот и кислородот меѓусебно реагираат, додека стрелката се чита „се добива“ или „се формира“. Плусот од десната страна на равенката покажува кои продукти се добиваат по извршената хемиска реакција.

Кога ќе ја претставиме оваа реакција со хемиска равенка, добиваме:



Во оваа равенка, NH_3 претставува хемиска формула за амонијак, а O_2 за кислород. Тие се **реактанти**, односно супстанциите со кои започнува хемиската реакција (нивното количество во тек на реакцијата се намалува) и се наоѓаат на левата страна од хемиската равенка.

На десната страна од хемиската равенка се пишуваат хемиските формули на **продуктите,** односно супстанциите кои се добиваат по трансформацијата на

реактантите (нивното количество во тек на времето се зголемува). Во овој случај, NO е хемиска формула за азот моноксид, додека H_2O за вода.

Важно е да се знае дека, кога зборуваме на јазикот на хемијата, правилно е да се каже дека се запишуваат хемиските равенки на хемиските реакции, а не самите хемиски реакции.

Хемиските формули може да претставуваат честички, молекули, атоми или јони, и во овој случај хемиската равенка прикажува елементарен акт на трансформација. Во елементарен акт на трансформација не може да учествуваат повеќе од три единки (молекули, атоми или јони) (Sulcius & Teleshov, 2019).

Пример за ваков тип на реакција е реакцијата помеѓу два атома на магнезиум и една молекула на гасовит кислород, при што се образуваат две молекули на магнезиум оксид:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

Во реакцијата на согорување на бутанот, при што се ослободуваат јаглерод диоксид и вода, учествуваат две молекули бутан и тринаесет молекули кислород:

$$2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(l)$$

Оваа реакција не е елементарен акт на хемиска трансформација, бидејќи вклучува повеќе од три елементарни единки. Затоа, оваа реакција се нарекува сумарна реакција, бидејќи таа вклучува неколку елементарни трансформации кои се обединети во една хемиска равенка.

Броевите што се запишуваат пред хемиските формули на соединенијата се нарекуваат **стехеометриски коефициенти**. Овие коефициенти го прикажуваат бројот на молекули, атоми или јони кои учествуваат во реакцијата. Улогата на стехеомтериските коефициенти е да обезбедат израмнување на хемиската равенка и да го покажат точниот број на единките кои учествуваат во процесот.

Во случај на сумарна хемиска реакција, стехеометриските коефициенти го даваат количинскиот однос во кој реагираат супстанците. Претходната равенка ги покажува следниве податоци:

$$2 \text{ mol } C_4H_{10} + 13 \text{ mol } O_2 \text{ образуваат } 8 \text{ mol } CO_2 + 10 \text{ mol } H_2O$$

$$(4 \text{ mol} \cdot 58{,}12 \text{ g/mol}) + (13 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol}) \rightarrow (8 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol}) + (10 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol})$$

$$232{,}5 \text{ g } C_4H_{10} + 416 \text{ g } O_2 \text{ образуваат } 352 \text{ g } CO_2 + 180 \text{ g } H_2O$$

Равенката покажува дека бутанот реагира со кислород во молски однос 2 : 13. За 2 mol C_4H_{10} (232,5 g) потребни се 13 mol O_2 (416 g), при што се добиваат 8 mol CO_2 (352 g) и 10 mol H_2O (180 g).

Во хемиските равенки, реактантите и продуктите се разделени со „→“ кога равенката не е израмнета (оваа стрелка може да се користи и кога равенката е израмнета). Стрелката не треба да се заменува со зборовите „се образува“ или „се добива“.

$$2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \text{ се образува } 8CO_2(g) + 10H_2O(l)$$

Знакот еднакво **(=)** се користи само кога равенката е израмнета, односно кога бројот на атоми кај реактантите е изедначен со бројот на атоми кај продуктите.

Симболот двојни стрелки **(⇄)** се користи кога хемиската реакција може да се одвива во двете насока, што укажува на постоење на повратна реакција, каде реактантите се претвораат во продукти, а продуктите повторно можат да се претворат во реактанти.

Симболот со двојни стрелки **(⇌)** се користи кога во хемиската реакција се постигнува рамнотежа, при што количините на реактантите и продуктите остануваат константни, бидејќи брзината на претворање во една насока е иста како и во спротивната насока.

$$6CO_2(g) + 6H_2O(l) + 2803 \text{ kJ/mol} = C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$$

Со оваа равенка се прикажува процесот на фотосинтеза. На горниот приказ до реактантите се наведува количината на енергија која што е потребна за да се одвива реакцијата за добивање на една молекула глукоза. Меѓутоа, ваковиот начин на прикажување на потребната енергија е неправилен, бидејќи во равенката има знак на равенство, а од едната страна има бројна вредност и мерна единица која не е присутна на другата страна (Petrucci et al., 2016).

Правилен начин на прикажување на оваа равенка е:

$$6CO_2(g) + 6H_2O(l) = C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \quad \Delta_r H = +2803 \text{ kJ/mol}$$

Во хемиските равенки, често се прикажуваат условите под кои се одвива хемиската реакција и тие се запишуваат над или под стрелката.

- Загревање на реакционата смеса:

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$$

За да настане оваа реакција, односно целосно разложување на калциум карбонатот до калциум оксид и кислород, потребно е загревање на температура од 700°C. Оваа температура се означува со големата грчка буква делта (Δ) поставена над стрелката.

- Употреба на катализатор:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pd/C} CH_3{-}CH_3$$

Каталитичката хидрогенизација на алкените е процес во кој двојните врски се заситуваат со водород, при што се добиваат алкани. За да се одвива оваа реакција, потребно е присуство на катализатор, како што е паладиум (Pd), кој се запишува над стрелката.

- Под висок притисок:

$$2N_2(g) + H_2(g) \xrightarrow{300atm,\ 600^\circ C} 2NH_3(g)$$

- Во присуство на светлина:

$$6CO_2(g) + 6H_2O(l) \xrightarrow{\text{светлина}} C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$$

Во процесот на фотосинтеза, светлината е неопходна за претворање на јаглерод диоксидот и водата во глукоза и кислород. Условите, како што се присуство на светлина и специфичен притисок, се запишуваат над стрелката во хемиската равенка.

Кога се пишуваат хемиски равенки во биохемијата, прифатени се голем број конвенционални акроними, кои служат за поедноставување и полесно разбирање на сложените молекуларни структури и процеси.

Акроними се кратенки составени од првите букви на целосните имиња на соединенијата. Некои од најчесто користените акроними во биохемијата се:

- ATP (аденозин трифосфат) – високо енергетско соединение.
- ADP (аденозин дифосфат) – соединение кое настанува по ослободување на енергијата од ATP.
- NAD (никотинамид аденин динуклеотид) – коензим важен за оксидо-редукциските реакции во метаболизмот.
- NADH (редуцирана форма на никотинамид аденин динуклеотид) – служи како редукционо средство во метаболните патишта.
- RNK (рибонуклеинска киселина) – нуклеинска киселина која учествува во синтезата на протеини.
- DNK (деоксирибонуклеинска киселина) – молекула која е носител на генетскиот материјал на живите организми.
- FAD (флавин аденин динуклеотид) – коензим кој учествува во клеточното дишење.
- P (фосфатна група) – хемиска група значајна за пренос на енергијата.

$$\text{глукоза} + 2NAD + 2P + 2ADP \rightarrow \text{пируват} + 2NADH + 2ATP$$

Хемиските равенки можат да се запишат и во јонска форма, при што се прикажуваат јоните кои учествуваат во реакцијата.

Пример за полна јонска равенка:

$$2Na^{+1} + CO_3^{-2} + Ba^{+2} + 2NO_3^{-1} \rightarrow 2Na^{+1} + 2NO_3^{-1} + BaCO_3$$

Полни јонски равенки – ги содржат сите јони, вклучувајќи ги и оние кои не учествуваат во реакцијата (јони набљудувачи) (Hill, 2004).

Поинформативни се **скратените јонски равенки**, во кои јоните набљудувачи се изоставени:

$$2Na^{+1} + CO_3^{-2} + Ba^{+2} + 2NO_3^{-1} \rightarrow 2Na^{+1} + 2NO_3^{-1} + BaCO_3$$

$$Ba^{+2} + CO_3^{-2} = \downarrow BaCO_3$$

Агрегатните состојби на соединенијата можат да се прикажат на два начина:

1. **Концепт со стрелки**:
   - **Стрелка надолу (↓)** пред хемиските формули означува формирање на тешко растворлива супстанција (талог).
   - **Стрелка нагоре (↑)** означува ослободување на гасовита супстанца.

Овој концептот со стрелки не е интернационален и не е општо прифатен.

2. **Конвенционалниот начин (со ознаки во загради)**
   - Ова е општо прифатен метод. Кога во текот на хемиската реакција доаѓа до промена на агрегатната состојба, таа се означува во загради:

$$Ba^{+2}(aq) + CO_3^{-2}(aq) = BaCO_3(s)$$

Значење на ознаките за агрегатната состојба:

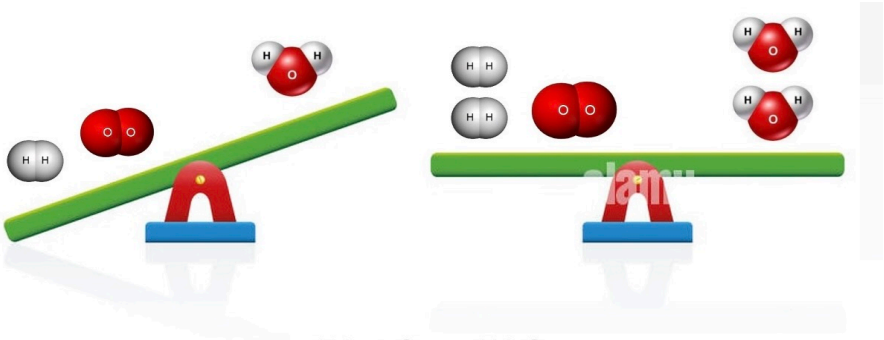
- **(*aq*)** – воден раствор што содржи јони (од латински: *aqua*). (пример: $Ba^{+2}(aq)$ и $CO_3^{-2}(aq)$).
- **(*s*)** супстанции во цврста агрегатна состојба (од латински: *solidus*). (пример: $BaCO_3(s)$).
- **(*l*)** - означува супстанции во течна агрегатна состојба (од латински: *liquidus*). (пример: $H_2O(l)$
- **(*sol*) -** се користи за означување на растворувачи (од латински: *solvent*).

7.3 Израмнување на хемиски равенки

Крајна цел при израмнување на хемиските равенки е да се постиге еднаков број на атоми од секој елемент на двете страни на равенката - кај реактантите и кај продуктите. Ова произлегува од законот на запазување на маса, кој гласи дека атомите во текот на хемиските реакции не можат ниту да се создадат ниту да се уништат.

На пример, ако започнеме со десет атоми на кислород пред реакцијата, мора да завршиме со десет атоми на кислород по реакцијата. Хемиските реакции не ги менуваат градбените единки на материјата, туку само го менуваат нивниот распоред, односно доведуваат до формирање на нови соединенија (Sulcius & Teleshov, 2019).

На пример, во реакцијата за добивање на вода, ако учествуваат само една молекула кислород и една молекула водород, при што се добива една молекула на вода, равенката не го исполнува законот за запазување на масата, па затоа е потребно да се израмни (Слика 16).



$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Слика 16. Израмнување на хемиска равенка за добивање на вода (https://www.acs.org/middleschoolchemistry/lessonplans/chapter6/lesson1.html)

Како се израмнуваат хемиските равенки?

Израмнувањето се врши со употреба на **стехеометриски коефициенти**, кои ги прилагодуваат односите меѓу реактантите и продуктите. Овие коефициенти се броеви кои се стават пред хемиските формули за да се постигне правилна рамнотежа во равенката. Стехеометриските коефициенти покажуваат во какви односи реактантите стапуваат во реакција и во какви односи се добиваат продуктите. Тие ги множат сите атоми во дадената хемиска формула, но **не смеат да се менуваат индексите**, бидејќи тоа би довело до промена на хемиската природа на соединението. Доколку пред некоја формула нема напишан коефициент, се подразбира дека тој изнесува 1.

Правила за израмнување на хемиските равенки:

- Прво, се запишува хемиската равенка на реакција, при што се идентификуваат реактантите (лево) и продуктите (десно).
- Агрегатните состојби на соединенијата (*s*), (*l*), (*aq*), (*sol*) не се задолжителни за процесот на израмнување.
- Најпрво се израмнува елементот што се појавува **само еднаш** и во реактанитите и во продуктите, доколку бројот на неговите атоми е веќе ист.
- Потоа се израмнуваат атомите што се јавуваат **само еднаш** во формулите на реактаните и продуктите, но имаат различен број.
- На крајот, се израмнуваат останатите елементи додека не се добие конечната хемиска равенка која ги почитува законите на хемијата и ги одразува точните пропорции во кои супстанциите реагираат.
- На крајот од израмнувањето на равенката секогаш се врши проверка (Barrett, 2019).

На пример, да ја израмниме равенката на хемиската реакција помеѓу калиум фероцијанид, сулфурна киселина и вода, при што се добиваат калиум сулфат, железо (II) сулфат, амониум сулфат и јаглерод моноксид.

Чекор 1: Запишување на хемиската равенка.

Прво, ја пишуваме неизрамнетата равенка на реакцијата:

$$K_4Fe(CN)_6 + H_2SO_4 + H_2O \rightarrow K_2SO_4 + FeSO_4 + (NH_4)_2SO_4 + CO$$

Агрегатните состојби не се задолжителни за процесот на израмнување, па не ги наведуваме.

Чекор 2: Идентификација на елементите и нивниот број на атоми.

Реактанти (лево):

- Калиум (K) - 4
- Железо (Fe) - 1
- Јаглерод (C) - 6
- Азот (N) - 6
- Водород (H) - 4
- Сулфур (S) - 1
- Кислород (O) - 5

Продукти (десно):

- Калиум (K) - 2
- Железо (Fe) - 1
- Јаглерод (C) - 1
- Азот (N) - 2
- Водород (H) - 8
- Сулфур (S) - 3
- Кислород (O) – 13

Чекор 3: Израмнување на елементите што се појавуваат само еднаш во реактаните и продуктите.

- Железото (Fe) се наоѓа само еднаш на двете страни и неговиот број на атоми е веќе израмнет.

$$K_4Fe(CN)_6 + H_2SO_4 + H_2O \rightarrow K_2SO_4 + FeSO_4 + (NH_4)_2SO_4 + CO$$

Чекор 4: Израмнување на елементите што се појавуваат само еднаш, но со различен број на атоми.

- Калиумот (K) – кај реактаните има 4, а кај продуктите 2 → пред K_2SO_4 се додава стехеометриски коефициент 2.
- Јаглеродот (C) - кај реактаните има 6, а кај продуктите 1 → пред CO се додава стехеометриски коефициент 6.
- Азот (N) - кај реактаните има 6, а кај продуктите 3 → пред $(NH_4)_2SO_4$ се додава стехеометриски коефициент 3.

$$K_4Fe(CN)_6 + H_2SO_4 + H_2O \rightarrow 2K_2SO_4 + FeSO_4 + 3(NH_4)_2SO_4 + 6\,CO$$

Чекор 5: Израмнување на останатите елементи.

- После израмнувањето на азотот, бројот на водородните атоми (H) се менува – кај реактаните има 4, а кај продуктите 24 → пред H_2SO_4 и H_2O се додава стехеометриски коефициент 6.
- Сулфурот (S) и кислородот (O) се веќе израмнети по претходните чекори.

$$K_4Fe(CN)_6 + 6H_2SO_4 + 6H_2O \rightarrow 2K_2SO_4 + FeSO_4 + 3(NH_4)_2SO_4 + 6CO$$

Чекор 6: Проверка на израмнувањето.

Конечната израмнета хемиска равенка е:

$$K_4Fe(CN)_6 + 6H_2SO_4 + 6H_2O \rightarrow 2K_2SO_4 + FeSO_4 + 3(NH_4)_2SO_4 + 6CO$$

Проверуваме дали бројот на атомите на секој елемент е ист на двете страни:

√ Калиум (K) – 4 (лево) = 4 (десно)
√ Железо (Fe) – (1 лево) = 1 (десно)
√ Јаглерод (C) - 6 (лево) = 6 (десно)
√ Азот (N) - 6 (лево) = 6 (десно)
√ Водород (H) - 24 (лево) = 24 (десно)
√ Сулфур (S) - 6 (лево) = 6 (десно)
√ Кислород (O) - 30 (лево) = 30 (десно)

Сите атоми се израмнети, што значи дека равенката е точна и ги почитува законите на хемијата.

7.4 Лимитирачи реагенс

Во секоја хемиска реакција, количеството на формираните продукти зависи од почетните количини на реактанти. Меѓутоа, честопати, еден од реактантите е присутен во помало количество според стехеометриските односи во реакцијата. Ова резултира реакцијата да заврши во моментот кога овој реактант целосно ќе се потроши. Ваквиот реактант се нарекува **лимитирачки реагенс**, бидејќи ја ограничува максималната количина на продукт што може да се добие. Останатите реактанти, кои не се потрошени целосно, останууваат во вишок.

Како се одредува лимитирачкиот реагенс?

За да се идентификува лимитирачкиот реагенс во хемиската реакција, потребно е да се следат неколку чекори: (Raposo, 2017).

- Запишување и израмнување на хемиската равенка – ова овозможува да се утврдат точните стехеометриски односи помеѓу реактанитите и продуктите.
- Пресметување на количеството (молови) на секој реактант – со користење на масата или волуменот на дадените супстанции, се одредува бројот на молови.
- Споредба на стехеометрискиот сооднос – сообносот помеѓу добиените молови на реактаните се споредува со сообносот во равенката. Реактантот што нема доволно количество за да ја продолжи реакцијата е лимитирачки реагенс.

Примери:

1. Да ја разгледаме реакцијата за формирање на вода, при која водород реагира со кислород:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Доколку имаме 4 мола водород и 3 мола кислород, стехеометријата на реакцијата покажува дека 2 мола водород реагираат со 1 мол кислород. Во овој случај, водородот е лимитирачки реагенс, бидејќи ќе се потроши пред да се искористи целиот кислород. За целосно да се искористи кислородот, потребни се 6 мола водород.

2. Ќе ја разгледаме реакцијата на согорување на магнезиумот и формирање на магнезиум оксид:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

Доколку во експериментот се користат 5 мола магнезиум и 2 мола кислород, стехеометријата на реакцијата покажува дека 2 мола магнезиум реагираат со 1 мол кислород. Значи, за 5 мола магнезиум се потребни 2,5 мола кислород, а во овој случај има само 2 мола. Затоа, кислородот е лимитирачки реагенс, бидејќи ќе се потроши прв, а дел од магнезиумот ќе остане во вишок.

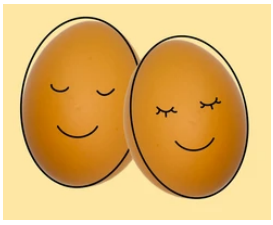
Одредувањето на лимитирачкиот реагенс е клучно во хемијата, бидејќи спречува загуба на скапи реагенси. Со точни пресметки се избегнува употреба на големи вишоци. Ова овозможува оптимизација на процесите и зголемување на ефикасноста на реакциите. Кога се знае кој е лимитирачки реагенс, може точно да се пресмета количеството на продуктот што може да се добие.

Концептот за лимитирачки реагенс може да се објасни на макроскопско ниво преку пример од секојдневието, како на пример правење на колачи. Според рецептот се потребни:

- 2 јајца
- 200 g брашно
- 100 g шеќер

Ако во кујната има на располагање 6 јајца, 500 g брашно и 150 g шеќер, треба да се одреди која од состојќите ќе биде лимитирачки реагенс (Слика 17). Според рецептот, за секои 2 јајца се потребни 100 g шеќер и 200 g брашно. Со 6 јајца може да се направи тројна доза, но има само 150 g шеќер, додека за тројна доза се потребни 300 g шеќер. Затоа, шеќерот е лимитирчки реагенс и ќе може да се направи само 1,5 доза колачи, дури и ако има доволно јајца и брашно.

Овој концепт е иста како кај хемиските реакции: состојката (реактант) што прва ќе се потроши ја одредува крајната количина на продукт (колачи).



2 јајца	:	200 g брашно	:	100 g шеќер
6 јајца	:	500 g брашно	:	150 g шеќер

Слика 17. Концепт за лимитирачки реагенс на макроскопско ниво

7.5 Пресметувања засновани на хемиска равенка

Пресметувањата кои се засноваат на хемиски равенки следат определен методолошки пристап со цел да се добијат точни и прецизни резулатати. Овие пресметки овозможуваат утврдување на точната количина на супстанции кои реагираат или се добиваат во дадена хемиска реакција (Гулабоски и др., 2010). Процесот на пресметување се одвива преку неколку последователни чекори:

Чекор 1 – Запишување на хемиската равенка

Првиот чекор во процесот на пресметување е запишување на хемиската равенка, која претставува реакција меѓу дадените супстанции. Оваа равенка треба да ги вклучи сите реактанти и продукти:

$$A + B \rightarrow C + D$$

Овој запис ја претставува врската помеѓу влезните и излезните супстанции во реакцијата, овозможувајќи пресметка на нивните соодноси и количини.

Чекор 2 – Израмнување на равенката

Следниот чекор е израмнување на равенката за да се почитува Законот за зачувување на масата, кој гласи дека вкупната маса на супстанциите пред реакцијата е еднаква на вкупната маса по реакцијата. Ова се постигнува со употреба на соодветни стехеометриски коефициенти:

$$aA + bB = cC + dD$$

Овој чекор е од суштинско значење, бидејќи точноста на сите последователни пресметки зависи од правилно израмнета хемиска равенка.

Чекор 3 – Поставување на количински однос

За да се извршат пресметки, потребно е да се утврди односот помеѓу количествата на различните супстанции во реакцијата. Овој однос се добива од стехеометриските коефициенти во израмнетата равенка.

На пример, доколку треба да ја пресметаме масата на супстанцата D, знаејќи ја масата на супстанцата B, тогаш користиме:

$$\frac{n(\mathrm{D})}{n(\mathrm{B})} = \frac{\mathrm{d}}{\mathrm{b}}$$

Ова значи дека односот на бројот на молови на овие супстанции е ист како и односот на нивните стехеометриски коефициенти.

Чекор 4 – Изразување на величината која треба да се пресмета

Откако ќе го утврдиме стехеометрискиот однос, можеме да го изразиме количеството на бараната супстанца D. Во овој чекор, користиме формули за поврзување на количеството, моларната маса и масата на супстанциите.

$$n(\mathrm{D}) = \frac{\mathrm{d}}{\mathrm{b}} \cdot n(\mathrm{B})$$

Бидејќи количеството (n) е поврзано со масата (m) и моларната маса (M) преку равенката $m = n \cdot M$, добиваме:

$$\frac{m(\mathrm{D})}{M(\mathrm{D})} = \frac{\mathrm{d}}{\mathrm{b}} \cdot \frac{m(\mathrm{B})}{M(\mathrm{B})}$$

Оваа равенка може да се преработи за да се добие крајната равенка за пресметка на масата на супстанцата D:

$$m(\mathrm{D}) = \frac{\mathrm{d}}{\mathrm{b}} \cdot \frac{m(\mathrm{B})}{M(\mathrm{B})} \cdot M(\mathrm{D})$$

Чекор 5 – Замена на вредностите и пресметка

На крај, во добиената формула се заменуваат познатите вредности за масата и моларната маса на дадените супстанции, по што се врши крајната пресметка. Овој пристап овозможува да се направат точни хемиски пресметки кои се од суштинско значење за лабораториски експерименти, фармацевтската индустрија и различни хемиски процеси во индустријата и научните истражувања. Со прецизно следење на овие чекори, можеме да ги пресметаме точните количества на супстанциите кои учествуваат во хемиските реакции, што е неопходно за правилно дозирање и ефикасно користење на хемиските соединенија во различни области на науката и технологијата.

Примери:

1. Калиум хлорат ($KClO_3$) се разградува при загревање и ослободува кислороден гас. Да се пресмета масата на кислородот (O_2) што ќе се ослободи при термичка разградба на 24,5 g $KClO_3$.

Решение:

Чекор 1 и 2 – Запишување и израмнување на хемиската равенка:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

Чекор 3 – Поставување на количинскиот однос:

Од стехеометриските коефициенти во равенката се гледа дека од 2 мола $KClO_3$ се добиваат 3 мола O_2, па количинскиот однос е:

$$\frac{n(O_2)}{n(KClO_3)} = \frac{3}{2}$$

Чекор 4 – Пресметка на количеството на кислород (O_2) преку количеството на калиум хлоратот:

Моларната маса на $KClO_3$:

$M(KClO_3) = 122{,}6$ g/mol

Количеството на 24,5 g $KClO_3$ се пресметува преку формулата:

$$n(KClO_3) = \frac{m}{M} = \frac{24{,}5\ \text{g}}{122{,}6\ \text{g/mol}} = 0{,}2\ \text{mol}$$

Количеството на кислородот се пресметува преку формулата:

$$n(O_2) = \frac{3}{2} \cdot 0{,}2\ \text{mol} = 0{,}3\ \text{mol}$$

Чекор 5 – Пресметка на масата на кислород (O_2):

Моларната маса на O_2:

$M(O_2) = 32$ g/mol

Масата на кислородот се пресметува преку формулата:

$$m(O_2) = n(O_2) \cdot M(O_2)$$

$$m(O_2) = 0{,}3\ \text{mol} \cdot 32\ \text{g/mol} = 9{,}6\ \text{g}$$

Одговор: При разградба на 24,5 g $KClO_3$ ќе се ослободат 9,6 g кислород (O_2).

2. Алуминиумот (Al) реагира со хлороводородна киселина (HCl) и се формира алуминиум хлорид ($AlCl_3$) и водород (H_2). Колку грама водород (H_2) ќе се добијат при реакција на 13,5 g алуминиум?

Решение:

Чекор 1 и 2 – Запишување и израмнување на хемиската равенка:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$

Чекор 3 – Поставување на количинскиот однос:

Од стехеометриските коефициенти во равенката се гледа дека од 2 мола $KClO_3$ се добиваат 3 мола O_2, па количинскиот однос е:

$$\frac{n(H_2)}{n(Al)} = \frac{3}{2}$$

Чекор 4 – Пресметка на колилчеството на водород (H_2) преку количеството на алуминиумот:

Моларната маса на алуминиум (Al):

$M(\mathrm{Al}) = 26{,}9\ \mathrm{g/mol}$

Количеството на 13,5 g Al се пресметува преку формулата:

$$n(\mathrm{Al}) = \frac{m}{M} = \frac{13{,}5\ \mathrm{g}}{26{,}9\ \mathrm{g/mol}} = 0{,}5\ \mathrm{mol}$$

Количеството на водородот се пресметува преку формулата:

$$n(\mathrm{H_2}) = \frac{3}{2} \cdot 0{,}5\ \mathrm{mol} = 0{,}75\ \mathrm{mol}$$

Чекор 5 – Пресметка на масата на водородот (H_2):

Моларната маса на H_2:

$M(\mathrm{H_2}) = 2\ \mathrm{g/mol}$

Масата на водородот се пресметува преку формулата:

$$m(\mathrm{H_2}) = n(\mathrm{H_2}) \cdot M(\mathrm{H_2})$$

$$m(\mathrm{H_2}) = 0{,}75\ \mathrm{mol} \cdot 2\ \mathrm{g/mol} = 1{,}5\ \mathrm{g}$$

Одговор: При реакција на 13,5 g алуминиум ќе се добијат 1,5 g водород (H_2).

7.6 Пресметување принос на хемиска реакција

Во многу комерцијални и индустриски хемиски процеси, приносот на продуктот преставува клучен показател за успешноста на хемиската реакција. Количеството на продуктот што теоретски треба да се добие во дадена реакција се нарекува **теоретска маса**. Наспроти тоа, вистинската измерена маса на добиениот продукт од експериментот се нарекува **експериментална маса**.

Вообичаено, експерименталната маса е помала од теоретската, што се должи на неколку фактори:

- Почетните реактанти честопати содржат нечистотии, што значи дека нивните вистински количества се помали од измерените.
- Главната реакција не е секогаш единствена – често се јавуваат странични реакции што водат до формирање на несакани нус-продукти.
- Дел од продуктот може да се изгуби при изолирањето, прочистувањето или другите технолошки постапки кои се применуваат по завршувањето на реакцијата.

Приносот на реакцијата се изразува во проценти и се нарекува процентен принос. Тој се пресметува според следната формула:

$$\text{Процентен принос} = \frac{\text{експерименталната маса}}{\text{теоретската маса}} \cdot 100\%$$

Пресметувањето на процентниот принос е од суштинско значење во органската хемија, особено кај реакциите на синтеза. Поради гореспоменатите фактори, речиси никогаш не се постигнува 100% принос. Дури и при оптимални услови, тешко е да се постигне принос поголем од 80-85%. Во многу случаи, особено кај комплексните синтези, хемиските реакции со принос од 50% или помалку се сметаат за прифатливи и успешни. Ова се должи на фактот што некои реакции имаат ниски приноси, но сепак водат до добивање на значајни и специфични соединенија.

Затоа, проценката на приносот игра суштинска улога во анализа, оптимизација и подобрување на хемиските процеси, како во лабораториски, така и во индустриски рамки. Високиот принос е посакувана цел, но не секогаш и реална, Со соодветни модификации на условите, како што се избор на соодветен растворувач, катализатор или температура, можно е да се подобри приносот и да се минимизира создавањето на несакани нус-продукти. На тој начин, пресметката и зголемувањето на приносот не само што овозможуваат поефикасно искористување на ресурсите, туку и придонесуваат и намалување на хемискиот отпад (Moore et al., 2024).

Примери:

1. При процесот на синтеза е употребено 7,4 g бутан-2-ол при што се добиени 2,8 g бутан-2-он. Да се пресмета процентниот принос на реакција.

Решение:
$m(CH_3CH_2CHOHCH_3) = 7{,}4$ g
$m(CH_3CH_2COCH_3$ – експериментална маса) = 2,8 g
$M(CH_3CH_2CHOHCH_3) = 74{,}12$ g/mol
$M(CH_3CH_2COCH_3) = 72{,}11$ g/mol
Процентен принос = ?

За да се пресмета приносот, потребно е да се пресмета **теоретската маса** на бутан-2-он.

За да се пресмета теоретската маса, потребно е да се определи **лимитирачкиот реагенс**.

За да се определи лимитирачкиот реагенс, потребно е **да се напише хемиската равенка** и **да се израмни**.

$$CH_3CH_2CHOHCH_3 + NaOCl \rightarrow CH_3CH_2COCH_3 + H_2O + NaCl$$

Бидејќи имаме податок само за еден од реактатите (бутан-2-ол), тој претставува лимитирачки реагенс во реакцијата.

Количеството на бутан-2-ол се пресметува со употреба на равенката:

$$n(CH_3CH_2CHOHCH_3) = \frac{m(CH_3CH_2CHOHCH_3)}{M(CH_3CH_2CHOHCH_3)} = \frac{7{,}4\text{ g}}{74{,}12\text{ g/mol}} = 0{,}1\text{ mol}$$

Теоретската маса на бутан-2-он се пресметува на следниот начин:

$$n(CH_3CH_2CHOHCH_3) = n(CH_3CH_2COCH_3)$$

$$n(CH_3CH_2COCH_3) = 0{,}1 \text{ mol}$$

$$m(CH_3CH_2COCH_3) = n(CH_3CH_2COCH_3) \cdot M(CH_3CH_2COCH_3) = 0{,}1 \text{ mol} \cdot 72{,}11 \text{ g/mol}$$

$$m(CH_3CH_2COCH_3 \text{ – теоретска маса}) = 7{,}211 \text{ g}$$

Процентниот принос на реакцијата се пресметува на следниот начин:

$$\text{Процентен принос} = \frac{m(CH_3CH_2COCH_3 \text{ – експериментална маса})}{m(CH_3CH_2COCH_3 \text{ – теоретска маса})} \cdot 100\%$$

$$\text{Процентен принос} = \frac{2{,}8 \text{ g}}{7{,}211 \text{ g}} \cdot 100\% = 0{,}388 \cdot 100\% = 38{,}9\%$$

Заклучок:

Процентниот приносот на реакцијата на директна синтеза на бутан-2-он изнесува **38,9%.**

2. При синтеза на 1-бромобутан, од 17 mL 1-бутанол и 24 g натриум бромид добиени се 16,2 g 1-бромобутан. Пресметај го процентниот принос на реакција.

Решение:
$m(NaBr) = 24$ g
$m(CH_3CH_2CH_2CH_2Br$ – експериментална маса) = 16,2 g
$V(CH_3CH_2CH_2CH_2OH) = 17$ mL
$\varrho(CH_3CH_2CH_2CH_2OH) = 0{,}8098$ g/mL
$M(CH_3CH_2CH_2CH_2OH) = 74{,}12$ g/mol
$M(CH_3CH_2CH_2CH_2Br) = 137{,}08$ g/mol
$M(NaBr) = 102{,}89$ g/mol
Процентен принос = ?

За да се пресмета приносот, потребно е да се пресмета **теоретската маса** на 1-бромобутан.

За да се пресмета теоретската маса, потребно е да се определи **лимитирачкиот реагенс**.

За да се определи лимитирачкиот реагенс, потребно е **да се напише хемиската равенка** и **да се израмни**.

$$CH_3CH_2CH_2CH_2OH + NaBr \rightarrow CH_3CH_2CH_2CH_2Br + NaOH$$

За да го определиме лимитирачкиот реагенс, најпрво ги пресметуваме моловите на реактаните:

Количеството на 1-бутанол се пресметува на следниов начин:

$$n(CH_3CH_2CH_2CH_2OH) = V(CH_3CH_2CH_2CH_2OH) \cdot \varrho(CH_3CH_2CH_2CH_2OH)$$

$$n(CH_3CH_2CH_2CH_2OH) = 17\ mL \cdot 0{,}8098\ g/mL = 13{,}77\ g$$

$$n(CH_3CH_2CH_2CH_2OH) = \frac{m(CH_3CH_2CH_2CH_2OH)}{M(CH_3CH_2CH_2CH_2OH)} = \frac{13{,}77\ g}{102{,}89\ g/mol} = 0{,}186\ mol$$

Количеството на натриум бромидот се пресметува на следниов начин:

$$n(NaBr) = \frac{m(NaBr)}{M(NaBr)} = \frac{24\ g}{102{,}89\ g/mol} = 0{,}233mol$$

Бидејќи 1-бутанолот е во помало количество според стехеометрискиот однос (0,186 mol < 0,233mol), тој е **лимитирачки реагенс**.

Теоретската маса на 1-бромобутан се пресметува на следниот начин:

$$n(CH_3CH_2CH_2CH_2OH) = n(CH_3CH_2CH_2CH_2Br)$$

$$n(CH_3CH_2CH_2CH_2Br) = 0{,}186\ mol$$

$$m(CH_3CH_2CH_2CH_2Br) = n(CH_3CH_2CH_2CH_2Br) \cdot M(CH_3CH_2CH_2CH_2Br)$$

$$m(CH_3CH_2CH_2CH_2Br) = 0{,}186\ mol \cdot 137{,}02\ g/mol$$

$$m(m(CH_3CH_2CH_2CH_2Br - \text{теоретска маса}) = 25{,}5\ g$$

Процентниот принос на реакцијата се пресметува на следниот начин:

$$\text{Процентен принос} = \frac{m(m(CH_3CH_2CH_2CH_2Br - \text{експериментална маса})}{m(m(CH_3CH_2CH_2CH_2Br - \text{теоретска маса})} \cdot 100\%$$

$$\text{Процентен принос} = \frac{16{,}2\ \text{g}}{25{,}5\ \text{g}} \cdot 100\% = 0{,}635 \cdot 100\% = 63{,}5\%$$

Заклучок:

Процентниот приносот на реакцијата на директна синтеза на 1-бромобутан изнесува **63,5%.**

3. При синтеза на олово јодид од 8,5 g калиум јодид добиени се 5,3 g олово(II) јодид. Пресметај го процентниот принос на реакцијата.

Решение:
$m(\text{KI}) = 8{,}5\ \text{g}$
$m(PbI_2$ – експериментална маса$) = 5{,}3\ \text{g}$
$M(\text{KI}) = 166\ \text{g/mol}$
$M(PbI_2) = 461{,}01\ \text{g/mol}$
Процентен принос = ?

За да се пресмета приносот, потребно е да се пресмета **теоретската маса** на олово(II) јодид.

За да се пресмета теоретската маса, потребно е да се определи **лимитирачкиот реагенс**.

За да се определи лимитирачкиот реагенс, потребно е **да се напише хемиската равенка** и **да се израмни**.

$$2\text{KI} + Pb(CH_3COO)_2 \rightarrow PbI_2 + 2CH_3COOK$$

Бидејќи имаме податок само за еден од реактатите (калиум јодид), тој претставува лимитирачки реагенс во реакцијата.

Количеството на калиум јодид се пресметува со употреба на равенката:

$$n(\text{KI}) = \frac{m(\text{KI})}{M(\text{KI})} = \frac{8{,}5\ \text{g}}{166\ \text{g/mol}} = 0{,}0512\ \text{mol}$$

Теоретската маса на олово(II) јодид се пресметува на следниот начин:

$$n(\text{KI}) : n(PbI_2) = 2 : 1$$

$$n(PbI_2) = 0{,}0512\ \text{mol} / 2 = 0{,}0256\ \text{mol}$$

$$m(PbI_2) = n(PbI_2) \cdot M(PbI_2) = 0{,}0256\ \text{mol} \cdot 461{,}01\ \text{g/mol}$$

$m(PbI_2$ – теоретска маса$) = 11{,}8\ \text{g}$

Процентниот принос на реакцијата се пресметува на следниот начин:

$$\text{Процентен принос} = \frac{m(PbI_2 - \text{експериментална маса})}{m(PbI_2 - \text{теоретска маса})} \cdot 100\%$$

$$\text{Процентен принос} = \frac{5{,}3\ \text{g}}{11{,}8\ \text{g}} \cdot 100\% = 0{,}449 \cdot 100\% = 44{,}9\%$$

Заклучок:

Процентниот приносот на реакцијата на директна синтеза на олово(II) јодид изнесува **44,9%.**

4. При синтеза на ацетанилид од 9,8 mL анилин добиени се 6,435 g ацетанилид. Пресметај го процентниот принос на реакцијата.

Решение:
$V(C_6H_5NH_2) = 9{,}8$ mL
$m(C_6H_5NHCOCH_3 - \text{експериментална маса}) = 6{,}435$ g
$\varrho(C_6H_5NH_2) = 1{,}0217$ g/mol
$M(C_6H_5NH_2) = 93{,}13$ g/mol
$M(C_6H_5NHCOCH_3) = 135{,}17$ g/mol
Процентен принос = ?

За да се пресмета приносот, потребно е да се пресмета **теоретската маса** на ацетанилид.

За да се пресмета теоретската маса, потребно е да се определи **лимитирачкиот реагенс**.

За да се определи лимитирачкиот реагенс, потребно е **да се напише хемиската равенка** и **да се израмни**.

$$C_6H_5NH_2 + HCL \rightarrow C_6H_5NHCOCH_3 + NaOH$$
$$(CH_3CO)_2O$$
$$CH_3COONa$$

Бидејќи имаме податок само за еден од реактатите (анилин), тој претставува лимитирачки реагенс во реакцијата.

Количеството на анилинот се пресметува со употреба на равенката:

$$n(C_6H_5NH_2) = V(C_6H_5NH_2) \cdot \varrho(C_6H_5NH_2)$$

$$n(C_6H_5NH_2) = 9{,}8\ \text{mL} \cdot 1{,}0217\ \text{g/mL} = 10{,}0\ \text{g}$$

$$n(C_6H_5NH_2) = \frac{m(C_6H_5NH_2)}{M(C_6H_5NH_2)} = \frac{10{,}0\ \text{g}}{93{,}13\ \text{g/mol}} = 0{,}107\ \text{mol}$$

Теоретската маса на ацетанилид се пресметува на следниот начин:

$$n(C_6H_5NH_2) = n(C_6H_5NHCOCH_3)$$

$$n(C_6H_5NHCOCH_3) = 0{,}107 \text{ mol}$$

$$m(C_6H_5NHCOCH_3) = n(C_6H_5NHCOCH_3) \cdot M(C_6H_5NHCOCH_3) = 0{,}107 \text{ mol} \cdot 135{,}17 \text{ g/mol}$$

$$m(C_6H_5NHCOCH_3 \text{ – теоретска маса}) = 14{,}45 \text{ g}$$

Процентниот принос на реакцијата се пресметува на следниот начин:

$$\text{Процентен принос} = \frac{m(C_6H_5NHCOCH_3 \text{ – експериментална маса})}{m(C_6H_5NHCOCH_3 \text{ – теоретска маса})} \cdot 100\%$$

$$\text{Процентен принос} = \frac{6{,}435 \text{ g}}{14{,}45 \text{ g}} \cdot 100\% = 0{,}445 \cdot 100\% = 44{,}5\%$$

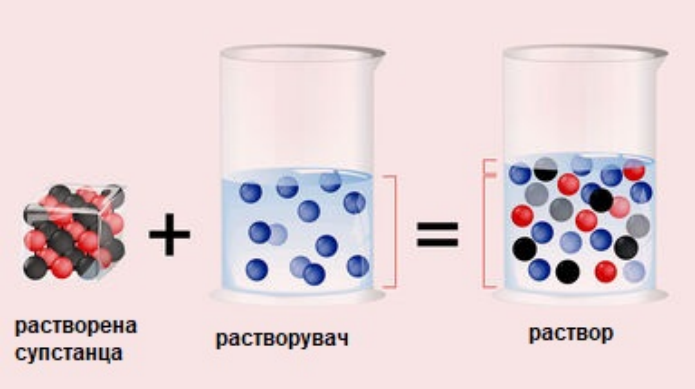
Заклучок:

Процентниот приносот на реакцијата на директна синтеза на ацетанилид изнесува **44,5%.**

8. РАСТВОРИ

Растворите, во хемијата, се хомогени смеси составени од две или повеќе супстанции, каде што честичките на растворената супстанца рамномерно се распределени низ целиот растворувач (Слика 18). Оваа униформност им дава карактеристични физички и хемиски својства, кои ги разликуваат од хетерогените смеси, каде што компонентите не се целосно измешани на молекуларно ниво.

Животните процеси во голема мера зависат од растворите. Кислородот од белите дробови се раствора во крвната плазма, хемиски се врзува со хемоглобинот во црвените крвни клетки и потоа се ослободува во ткивата. Продуктите добиени при варењето на храната исто така се транспортираат во растворена состојба до различни делови од телото. Способноста на течностите да растворааат други течности или цврсти материи има многу практични примени. Хемичарите ги користат разликите во растворливоста за раздвојување и прочистување на супстанциите, како и за спроведување на хемиски анализи. Повеќето хемиски реакции се одвиваат во раствор и зависат од растворливоста на различните реагенси. Материјалите што се користат за изработка на лабораториска и индустриска хемиската опрема се избираат според нивната отпорност на растворувачите со кои ќе бидат во контакт (Stephenson, 2010).



Слика 18. Распределување на атомите на растворената супстанца низ растворувачот (https://www.yourdictionary.com/articles/solutions-science-everyday-life)

Секој раствор се состои од најмалку две компоненти:

- **Растворувач** – главната компонента во која другите супстанции се растворааат. Обично ја одредува агрегатната состојба на растворот и е присутна во најголемо количество.
    - Најчест растворувач е водата, позната како „универзален растворувач“ поради нејзината способност да раствора многу различни супстанции.
    - Освен водата, често се користат и алкохолите, органските растворувачи (како ацетон и бензен), како и некои течни метали во специфични индустриски апликации.
- **Растворена супстанца** – супстанцијата која се раствора во растворувачот.
    - Таа може да биде во цврста, течна или гасовита состојба.
    - Вообичаено е присутна во помала количина во споредба со растворувачот.
    - Честичките на растворената супстанца се дисперзирани на молекуларно или јонско ниво низ целиот раствор, што ја прави смесата униформна.

Кога супстанциите се мешаат, интеракциите меѓу молекулите на растворувачот и растворената супстанца ја одредуваат стабилноста на растворот. Овие интеракции вклучуваат:

- Водородни врски – се јавуваат кај поларни молекули, како што е водата.
- Јон-диполни интеракции - настануваат кога растворувачот е поларен, растворената супстанца содржи јони (на пример, кога солта се раствора во вода).
- Дипол-диполни интеракции – настануваат помеѓу две поларни молекули.
- Van der Waals-ови сили – слаби интеракции што се јавуваат кај неполарни молекули и влијаат на нивната растворливост (Calik & Ayas, 2005).

8.1 Видови на раствори

Растворите генерално се класифицираат на два начина:

1. Врз основа на агрегатната состојба на растворувачот и растворената супстанца.
2. Врз основа на големината на честичките на растворената супстанца.

Поделба на растворите според агрегатната состојба

Во зависност од агрегатната состојба на растворувачот и растворената супстанца, растворите се делат на гасни, течни и цврсти раствори (Табела 7) (Donnelly et al., 2020).

- **Гасни раствори**

Кај гасните раствори, и растворувачот и растворената супстанца се во гасовита состојба. Овие раствори се хомогени бидејќи гасовите молекули се мешаат рамномерно.

Примери:

- Воздух – азот (N_2) како главен растворувач, во кој се растворени кислород (O_2), аргон (Ar), јаглерод диоксид (CO_2) и други гасови.
- Природен гас – метан (CH_4) како главен растворувач, во кој се растворени мали количества етан (C_2H_5) и пропан (C_3H_8).

Табела 7. Поделба на раствори според агрегатната состојба

Тип на раствор (агрегатна состојба на растворот)	Растворувач	Растворена супстанца	Примери
Гас	Гас	Гас	**Природен гас** – метан (CH_4) со етан (C_2H_5) и пропан (C_3H_8)
Течност	Течност	Гас	Кислород растворен во вода или во крв
Течност	Течност	Течност	**Алкохолен раствор** – етанол (C_2H_5OH) растворен во вода
Течност	Течност	Цврст	**Сируп** – сахароза растворена во вода
Цврст	Цврст	Гас	Кислород (O_2) растворен во титаниум (Ti)
Цврст	Цврст	Цврст	**Нерѓосувачки челик** – железо (Fe) со хром (Cr) и јаглерод (C)

- **Течни раствори**

Кај течните раствори, растворувачот е во течна агрегатна состојба, додека растворената супстанца може да биде во гасовита, течна или цврста состојба.

А) Гас во течност – овие раствори се добиваат кога гасовите се растворааат во течности.

Примери:

- Кислород растворен во вода или во крв.
- Газирани пијалаци – јаглерод диоксид (CO_2) растворен во вода.

Б) Течност во течност – овие раствори се добиваат кога двете компоненти се течности.

Примери:

- Оцет – оцетна киселина (CH_3COOH) растворена во вода
- Алкохолен раствор – етанол (C_2H_5OH) растворен во вода.

В) Цврсто во течност – овие раствори се добиваат кога цврсти материи се растворааат во течности.

Примери:

- Морска вода – натриум хлорид (NaCl) растворен во вода.
- Сируп – сахароза растворена во вода.

♦ **Цврсти раствори**

Кај цврстите раствори, растворувачот е во цврста агрегатна состојба, додека растворената супстанца може да биде во гасовита или цврста состојба.

А) Гас во цврсто – овие раствори се добиваат кога гасовите се растворааат во цврсти материи.

Примери:

- Кислород (O_2) растворен во титаниум (Ti).

Б) Цврсто во цврсто – овие раствори уште се нарекуваат и легури, односно претставуваат раствори на метали.

Примери:

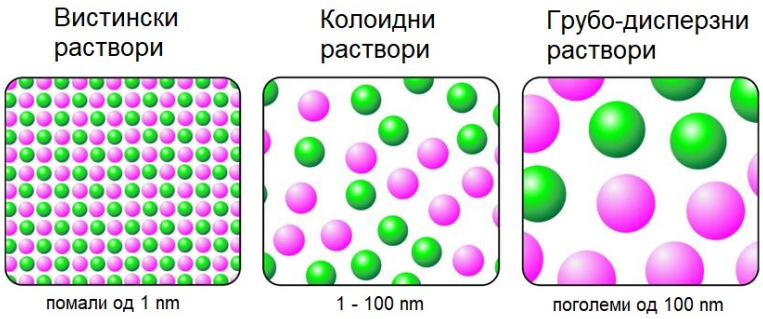
- 14-каратно злато – сребро (Ag) растворено во злато (Au).
- Нерѓосувачки челик – хром (Cr) и јаглерод (C) растворени во железо (Fe).

Поделба на растворите според големината на честичките

Во зависност од големината на честичките на растворената супстанца и степенот на нивната распределба во растворувачот, растворите се далат во три големи групи:

- Молекуларно - дисперзни системи (вистински раствори).
- Колоидно - дисперзни системи (колоиди).
- Грубо - дисперзни системи (суспензии и емулзии).

Големината на честичките игра клучна улога во физичко-хемиските својства на растворите, како што е нивната стабилност, транспарентност, можноста за таложење и раздвојување. Доколку честичките на растворената суспстанца се значително поголеми од честичките на растворувачот, системот може да биде колидно или грубо-дисперзен (Слика 19) (Дракалска Серсемова и др., 2024; Stephenson, 2010).



Слика 19. Видови на раствори според големината на честичките на растворената супстанца (https://kmchemistry.com/colloidal-solution/)

- **Молекуларно-дисперзни системи (вистински раствори)**

Во молекуларно-дисперзните системи честичките на растворената супстанца имаат димензии **помали од 1 nm**. Овие честички целосно се растворааат во растворувачот, губејќи ја својата агрегатна состојба и се распределуваат на молекуларно или јонско ниво. Ваквите раствори се карактеризираат со целосна хомогеност, транспарентност и стабилност (Hill, 2004).

Во зависност од природата на растворената супстанца молекуларно-дисперзните раствори можат да бидат:

- **Молекуларни раствори** – кога растворените честички се молекули.
- **Јонски раствори** – кога растворените честички се јони кои се формираат со дисоцијација на солите во вода.

Овие раствори не можат да се раздвојат со метод на филтрација, поради малите честички на растворената супстанца кои се целосно распределени низ растворувачот.

- **Колоидно-дисперзни системи (колоиди)**

Колоидните раствори претставуваат преодна форма помеѓу вистинските раствори и грубо-дисперзните системи. Честичките на растворената супстанца во овие системи имаат димензии **од 1 nm до 100 nm.** Тие не се доволно мали за да формираат вистински раствор, но исто така не се доволно големи за да се таложат како грубо-дисперзните системи (примери: млеко, магла, крв, џем, сладолед итн).

Колоидните системи често изгледаат хомогено, но под одредени услови можат да покажат хетероген карактер. Главна карактеристика на овие системи е Тиндаловиот ефект, односно расејување на светлината кога поминува низ колоидната смеса, што не се забележува кај вистинските раствори. Колоидите се стабилни и не се таложат лесно со текот на времето, но може да се одвојат со специјални методи како ултрафилтрација или центрифугирање (Дракалска Серсемова и др., 2024).

- **Грубо-дисперзни системи (суспензии или емулзии)**

Грубо-дисперзните системи содржат најголеми честички, со димензии **поголеми од 100 nm.** Овие честички можат да се видат со голо око или со оптички микроскоп. За разлика од вистинските раствори и колоидите, честичките во овие системи не се целосно растворааат во растворувачот, туку останууваат дисперзирани и имаат тенденција со текот на времето да се таложат. Грубо-дисперзните системи можат лесно

да се одвојат со механички методи, како што се филтрација, центрифугирање или таложење. Во оваа група спаѓаат:

Емулзии – грубо-дисперзни системи во кои и растворената супстанца и растворувачот се во течна агрегатна состојба, но не се мешаат меѓусебно. Овие системи се стабилизираат со додавање на емулгатори, кои спречуваат раздвојување на фазите. Најчесто едната фаза е водена, а другата масна и можат да бидат масло во вода или вода во масло емулзии. Овие системи се посебно значајни во фармацијата, козметиката и прехранбената индустрија (Слика 20) (Дракалска Серсемова и др., 2024).

Слика 20. Масло во вода емулзија
(https://www.priyamstudycentre.com/2021/03/emulsion.html)

Суспензии – системи во кои растворената супстанца е во цврста агрегатна состојба, додека растворувачот е течен. Честичките не се раствораат во течниот растворувач, туку остануваат суспендирани и во текот на времето имаат тенденција да се таложат на дното. Овие системи често бараат мешање пред употреба за да се обезбеди рамномерна дистрибуција на честичките. Суспензиите се широко користени во фармацевтските препарати, земјоделските хемикалии и прехранбената индустрија (Слика 21) (Дракалска Серсемова и др., 2024).

Слика 21. Грубо-дисперзен систем - суспензија

Во Табела 8 е прикажана класификацијата на растворите според големината на честичките на растворената супстанца, заедно со соодветни примери.

Табела 8. Класификација на растворите според големината на честичките

Тип на раствор	Големина на честичките	Примери
Молуларно - дисперзни системи (вистински раствори)	< 1 nm	Солен раствор (NaCl во вода), раствор на шеќер во вода
Колоидно - дисперзни системи (колоиди)	1 – 100 nm	Млеко, магла, крв, пена, џем, сладолед
Грубо - дисперзни системи (суспензии и емулзии)	> 100 nm	Песок во вода, кал, масло во вода, лосиони, креми

8.2 Растворливост на супстанца

Растворливост - максимално количество на растворената супстанца кое може да се раствори во одредена количина растворувач при точно определена температура. Обично се изразува во грами растворена супстанца на литар растворувач.

Степенот на растворливост значително зависи од својствата на растворувачот и растворените супстанции. Некои супстанци се бесконечно растворливи (целосно мешливи), како што се етанолот и метанолот во вода, додека други се слабо растворливи, како што е сребро хлоридот во вода или маслото во вода. Терминот „нерастворлив“ често се користи за супстанци со многу мала растворливост. Општо земено, важи правилото „слично се раствора во слично“ - на пример, ароматичните јаглеводороди се растворааат еден во друг, но не и во вода. Некои методи за разделување на супстанции, како што се апсорпција и екстракција, се засноваат на разликите во растворливоста, која се изразува преку коефициентот на распределба (односот на растворливоста на супстанцијата во два различни растворувачи) (Onyeocha & Onuchukwu, 2024).

Според Европската фармакопеја, растворливоста се дефинира како волумен на растворувач (mL) потребен за да се раствори 1 g супстанца, на температура помеѓу 15 °C и 25 °C (Табела 9) (Ph. Eur. 10.0).

Табела 9. Растворливост на супстанциите според фармакопеја

Термин	Апроксимативен волумен на растворувач (изразен во mL) за 1 g растворена супстанца			
Многу растворлив	<	1		
Добро растворлив	од	1	до	10
Растворлив	од	10	до	30
Делумно растворлив	од	30	до	100
Малку растворлив	од	100	до	1000
Многу малку растворлив	од	1000	до	10 000
Практично растворлив			>	10 000

Покрај природата на супстанциите, растворливоста зависи и од:

- Температурата – различно влијание врз растворливоста на цврстите супстанции и гасови во течности.
- Притисокот – има значително влијание врз растворливоста на гасовите во течности.

Влијание на температурата

Ефектот на температурата врз растворливоста се разликува во зависност од агрегатната состојба на растворената супстанца:

♦ **Растворливост на цврсти супстанции во течности**

Со зголемување на температурата:

- Расте кинетичката енергија на честиците на растворената супстанца и молекулите на растворувачот.
- Полесно раскинување на врските помеѓу честиците на растворената супстанца, овозможувајќи и полесно растворање во течниот растворувач.

На пример, при додавање на шеќер во топла вода, тој се раствора многу побрзо отколку во ладна вода, бидејќи зголемената кинетичка енергија на молекулите овозможува полесно раскинување и распределување на честичките низ растворувачот.

♦ **Растворливост на гасовите во течности**

Со зголемување на температурата:

- Молекулите на гасот добиваат поголема кинетичката енергија, што ја зголемува тенденцијата да ја напуштат површината на растворувачот.
- Овој процес резултира со намалување на растворливоста на гасовите.

На пример, при загревање на водата, меурчињата што се појавуваат пред вриење се ослободени растворени гасови како кислород и азот.

Воопшто, со зголемување на температурата, се зголемува растворливоста на цврстите супстанци, но се намалува растворливоста на гасовите во течноста (Brown et al., 2017).

Влијание на притисокот врз растворливоста

Растворливоста на гасовите во течни растворувачи е директно пропорционална со притисокот, според **Хенриевиот закон**, Wiliam Henry, 1803) (Слика 22).

- Со зголемување на притисокот, молекулите на гасот почесто се судираат со површината на растворувачот, што го олеснува нивното растворање и распределба низ течноста.
- Порастот на притисокот доведува до зголемување на растворливоста на гасовите.

А Б

Слика 22. Влијание на притисокот врз растворливоста на гасовите: А) при нормален притосок, Б) при зголемен притисок (https://www.slideshare.net/slideshow/solubility-of-gas-in-liquids/250309740)

На пример, кај газирани пијалаци, јаглерод диоксидот (CO_2) се раствора под висок притисок во течноста. Кога шишето се отвора, притисокот нагло се намалува, што предизвикува гасот да се ослободи во форма на меурчиња.

Дополнителен пример е хипербаричната терапија, каде пациенти со труење со јаглерод моноксид (CO) се третираат во хипербарични комори. Во овие услови, зголемениот притисок ја подобрува растворливоста на кислородот во крвта, овозможувајќи побрза оксигенација на ткивата.

Растворливоста на супстанциите обично има одредени граници, односно во дадена количина растворувач не може да се раствори повеќе од одредена количина на растворена супстанца. Овој феномен доведува до воведување на поимот **заситеност**, кој се однесува на состојба во која растворот содржи максимално количество на растворена супстанца при дадена температура (Brown et al., 2017).

Во зависност од степенот на заситеност, растворите можат да се клацифицираат во три категории:

- **Незаситени раствори** - раствори во кои количината на растворената супстанца е помала од максималната количина што може да се раствори во растворувачот при одредена температура. Кај овие раствори, целата растворена супстанца е во растворена форма, без присуство на талог.
- **Заситени раствори** - раствори во кои растворувачот содржи максимално количество растворена супстанца, при дадена температура. Доколку се додаде уште растворена супстанца, таа повеќе нема да се раствора и ќе остане во нерастворена форма, често во вид на талог.
- **Презаситени раствори** - раствори во кои количината на растворената супстанца ја надминува рамнотежната (максималната) вредност при дадена температура. Овие раствори се нестабилни, што значи дека вишокот на супстанца има тенденција да се таложи на дното или да формира кристали при мешање на растворот или додавање на кристално јадро.

Температурата игра клучна улога во рамнотежата на растворање. Кај повеќето цврсти супстанции, со зголемување на температурата, нивната растворливост се зголемува, што значи дека растворот кој претходно бил презаситен може да стане заситен. Од друга страна, кај гасовите, зголемувањето на температурата ја намалува растворливоста, што резултира со ослободување на гасовите од растворот. Пример за презаситен раствор е растворот на шеќер во вода. Кога топла вода заситена со шеќер се олади, може да остане во презаситена состојба сè додека не се внесе кристално

јадро или не се наруши стабилноста на растворот, по што шеќерот започнува да се таложи во вид на кристали (Lu et al., 2022).

8.3 Квантитативен состав на растворите

Веќе видовме дека растворите се основен дел од хемијата и нивните својства зависат од составот и концентрацијата. Различни начини за изразување на концентрацијата имаат различни примени, а изборот на соодветна физичка величина за концентрација е клучен за точно разбирање на однесувањето на растворот во различни хемиски реакции.

Концентрацијата на растворот има големо практично значење, бидејќи различни концентрации можат да имаат различни ефекти. На пример, разреден раствор на оцетна киселина (кујнски оцет) се користи во исхраната, додека концентриран раствор на оцетна киселина е силно корозивен и потенцијално опасен за здравјето (Buthelezi et al., 2013).

Квантитативниот состав на растворите може да се изрази на повеќе начини. Во Табела 10 се дадени најчесто користените физички величини за изразување на составот на растворот. Во овие изрази:

- A е растворената супстанца,
- B е расворувачот.

Најчесто, квантитативниот состав на растворот се изразува преку две основни величини:

- Количинска (молска) концентрација (*c*);
- Масен удел (*γ*).

За подобро разбирање на концентрацијата, неопходно е да се потсетиме на некои основни хемиски величини:

- **Количество супстанца** (*n*)
  - Мерна единица **мол (mol)**
  - Количеството супстанца се дефинира како број на честички (атоми, молекули или јони) во еден мол супстанца.
  - Еден мол содржи онолку елементарни единки колку што има атоми во 12 g на јаглерод-12.
- **Авогадров број** (N_A)
  - Авогадровиот број изразува колку честички содржи еден мол супстанца.
  - Неговата вредност е $6{,}022 \cdot 10^{23}$ честички/mol.
  - Ова значи дека еден мол јаглерод-12 содржи $6{,}022 \cdot 10^{23}$ атоми.
- **Моларната маса** (*M*):
  - Мерна единица: **kg/mol** или **g/mol**.
  - Се дефинира како како однос меѓу масата (*m*) и количеството на супстанцата (*n*).

$$M(\mathrm{B}) = \frac{m(\mathrm{B})}{n(\mathrm{B})}$$

  - Со помош на моларната маса можеме да го пресметаме количеството на супстанца во дадена маса на растворената супстанца.

Табела 10. Најчесто користени физички величини за изразување на квантитативниот состав на растворите

Физичка величина	Симбол	Дефиниција	Единица
Масен однос	ζ	$\frac{m(\mathrm{A})}{m(\mathrm{B})}$	/
Количински однос	r	$\frac{n(\mathrm{A})}{n(\mathrm{B})}$	/
Волуменски однос	ψ	$\frac{V(\mathrm{A})}{V(\mathrm{B})}$	/
Масен удел	w	$\frac{m(\mathrm{B})}{\sum_{\mathrm{i}} mi}$	/
Количински удел	x	$\frac{n(\mathrm{B})}{\sum_{\mathrm{i}} mi}$	/
Волуменски удел	φ	$\frac{V(\mathrm{B})}{\sum_{\mathrm{i}} Vi}$	/
Масена концентрација	γ	$\frac{m(\mathrm{B})}{V(\mathrm{p}-\mathrm{p})}$	kg/m^3
Количинска концентрација	c	$\frac{n(\mathrm{B})}{V(\mathrm{p}-\mathrm{p})}$	mol/m^3
Волуменска концентрација	σ	$\frac{V(B)}{V(p-p)}$	/
Молалност	b	$\frac{n(\mathrm{B})}{m(\mathrm{A})}$	mol/kg

Концентрацијата на растворот има критична улога во хемиските процеси и реакции. Изборот на соодветна величина за концентрација овозможува прецизни пресметки и правилно дозирање на супстанциите. Без разлика дали станува збор за лабораториски анализи, индустриски процеси или секојдневи раствори, правилната пресметка на концентрациите е неопходна за бездедно и ефикасно ракување со нив (Lu et al., 2022).

Пример:

1. Моларната маса на IgG1 антителото е 150 000 g/mol. Колку мола антитело има во 230 g.

Решение:
M(IgG1) = 150 000 g/mol
m(IgG1) = 230 g
n(IgG1) = ?

$$M(\mathrm{IgG1}) = \frac{m(\mathrm{IgG1})}{n(\mathrm{IgG1})}$$

Бројот на молови (*n*) на супстанцата се пресметува со формулата:

$$n(\text{IgG1}) = \frac{m(\text{IgG1})}{M(\text{IgG1})}$$

Во формулата ги внесуваме познатите вредности:

$$n(\text{IgG1}) = \frac{230\ \text{g}}{150000\ \text{g/mol}} = 0{,}00153\ \text{mol}$$

$$n(\text{IgG1}) = 1{,}53 \times 10^{-3}\ \text{mol}$$

Заклучок:

Во 230 g од IgG1 антителото се содржат приближно 1,53 x 10^{-3} mol.

- **Количинска концентрација**

Количинската (молска) концентрација претставува однос помеѓу количеството супстанца (*n*) и волуменот на растворот (*V*). Оваа концентрација е една од најчесто користените величини во хемијата, бидејќи овозможува прецизно изразување на составот на растворите и е особено корисна при стехеометриските пресметки во хемиските реакции.

Количинската концентрација се пресметува според следната формула:

$$c(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{V(\text{раствор})}$$

Каде што:

- *c*(B) е количинската концентрација на супстанцата B,
- *n*(B) е количеството на растворената супстанца, изразено во молови,
- *V*(раствор) е волуменот на растворот, изразен во кубни дециметри (dm^3) или литри (L).

Стандардната мерна единица за количинската концентрација е mol/dm^3 (mol/L), која се означува со M (моларност). Во зависност од потребите на концентрацијата на растворената супстанца, често се користат помали или поголеми мерни единици, како што се: mmol/L, mol/mL, μmol/L, nmol/L (Buthelezi et al., 2013).

Количинската концентрација е од суштинско значење во аналитичката хемија, медицината, фармацијата и биохемијата. На пример, во биохемиските анализи, концентрацијата на глукозата во крвта се изразува во mmol/L, додека во фармацевтските препарати концентрацијата на активните супстанци најчесто се изразува во mg/mL или μmol/L. Пресметката на количинската концентрација е важна за правилно дозирање на лекови, подготовка на лабораториски раствори и изведување на бројни хемиски реакции.

Пример:

1. Во 15 cm^3 раствор на амониум хлорид (NH_4Cl) се содржи 2,4 g амониум хлорид. Да се пресмета количинската концентрација на амониум хлоридот во растворот.

Решение:
$M(NH_4Cl)$ = 53,5 g/mol
$V(NH_4Cl)$ = 15 cm^3 = 0,015 dm^3
$m(NH_4Cl)$ = 2,4 g
$c(NH_4Cl)$ = ?

$$M(\text{амониум хлорид}) = \frac{m}{n}$$

Бројот на молови (n) на супстанцата се пресметува со формулата:

$$n(\text{амониум хлорид}) = \frac{m}{M}$$

Во формулата ги внесуваме познатите вредности:

$$n(\text{амониум хлорид}) = \frac{2{,}4\ \text{g}}{53{,}5\ \text{g/mol}}$$

$$n(\text{амониум хлорид}) = 0{,}0449\ \text{mol}$$

Пресметување на количинската концентрација (c):

$$c(\text{амониум хлорид}) = \frac{0{,}0449\ \text{mol}}{0{,}015\ \text{dm}^3}$$

$$c(HCl) = 2{,}99\ \text{mol/dm}^3$$

Заклучок:

Количинската концентрација на амониум хлорид (NH_4Cl) во растворот е 2,99 mol/L.

- **Масена концентрација**

Масената концентрација претставува однос помеѓу масата на растворената супстанца (*m*) и волуменот на растворот (*V*). Таа се корсити за да се изрази масата на растворената супстанца во однос на волуменот на целокупниот раствор. Масената концентрација е значајна во случаи кога е важно да се знае масата на растворената супстанца во одреден волумен раствор, на пример при подготовка на лабораториски раствори, индустриски процеси или контрола на квалитет на лековите.

Масената концентрација се пресметува според следната формула:

$$\gamma(\mathrm{B}) = \frac{m(\mathrm{B})}{V(\mathrm{раствор})}$$

Каде што:

- γ(B) е масената концентрација на супстанцата B,
- *m*(B) е масата на растворената супстанца, изразено во грами,
- *V*(раствор) е волуменот на растворот, изразен во кубни дециметри (dm^3) или литри (L).

Стандардната мерна единица за масената концентрација е g/dm^3 (g/L), што значи број на грами растворена супстанца во еден литар раствор. Во зависност од потребите на концентрацијата на растворената супстанца, често се користат помали или поголеми мерни единици, како што се: mg/L, kg/L, mg/mL, ng/L (Buthelezi et al., 2013).

Пример:

1. Во 500 mL раствор растворени се 25 g калиум хлорид (KCl). Да се пресмета масената концентрација калиум хлоридот во растворот.

Решение:
V(KCl) = 15 cm^3 = 500 mL = 0,5 L
m(KCl) = 25 g
γ(KCl) = ?

Масената концентрација се пресметува со формулата:

$$\gamma(\mathrm{KCl}) = \frac{m(\mathrm{KCl})}{V(\mathrm{KCl})}$$

Во формулата ги внесуваме познатите вредности:

$$\gamma(\mathrm{KCl}) = \frac{25\ \mathrm{g}}{0{,}5\ \mathrm{L}}$$

$$\gamma(\mathrm{KCl}) = 50\ \mathrm{g/L}$$

Заклучок:

Масената концентрација на калиум хлорид (KCl) во растворот е 50 g/L.

- **Масена удел**

Масениот удел на растворена супстанца (B) претставува однос помеѓу масата на растворената супстанцата и вкупната маса на растворот. Оваа физичка величина ни дава информација за процентуалната застапеност на масата на супстанцата во однос на целокупната маса на растворот. Масениот удел е бездимензионална величина која најчесто се изразува во проценти (%), што го покажува процентот на растворената супстанца во однос на вкупната маса на растворот. Масениот удел се пресметува преку следната формула:

$$w(\mathrm{B}) = \frac{m(B)}{\sum_i m}$$

Каде што:

- w(B) е масениот удел на супстанцата B,
- m(B) е масата на растворената супстанца,
- $\sum_i m$ е вкупната маса на растворот.

Масениот удел е особено значаен во лабораториите за подготовка на раствори, како и во фармацевтската индустија, каде што точниот масен удел на активните супстанции во лековите е од клучна важност за нивната ефикасност и безбедност. Правилно дозирање на активните состојки обезбедува максимална терапевтска ефикасност и ги минимизира несаканите ефекти и токсичност. Прецизното одредување на масениот удел е неопходен за производство на стабилни и сигурни фармацевтско дозирани форми (Hill et al., 2004).

- **Количински удел**

Количинскиот удел на растворена супстанца (B) претставува однос помеѓу количеството на растворената супстанцата и вкупното количество на растворот. Оваа физичка величина ни дава информација за процентуалната застапеност на количеството на супстанцата во однос на целокупното количество на растворот. Количинскиот удел е бездимензионална величина која најчесто се изразува во проценти (%), што го покажува процентот на растворената супстанца во однос на вкупното количество на растворот. Количинскиот удел се пресметува преку следната формула:

$$x(\mathrm{B}) = \frac{n(B)}{\sum_i n}$$

Каде што:

- x(B) е количинскиот удел на супстанцата B,
- n(B) е количеството на растворената супстанца,
- $\sum_i n$ е вкупното количество на растворот.

♦ **Волуменски удел**

Волуменскиот удел на растворена супстанца (B) претставува однос помеѓу волуменот на растворената супстанцата и вкупниот волумен на растворот. Оваа физичка величина ни дава информација за процентуалната застапеност на волуменот на супстанцата во однос на целокупниот волумен на растворот. Волуменскиот удел е бездимензионална величина која најчесто се изразува во проценти (%), што го покажува процентот на растворената супстанца во однос на вкупниот волумен на растворот. Волуменскиот удел се пресметува преку следната формула:

$$\varphi(\mathrm{B}) = \frac{V(B)}{\sum_i V}$$

Каде што:

- φ(B) е волуменскиот удел на супстанцата B,
- V(B) е волумен на растворената супстанца,
- $\sum_i V$ е вкупниот волумен на растворот.

Освен во проценти (% = x100%) уделите можат да се изразат и во промили (‰ = x1000) или пипиеми (делови од милион, parts per million) (ppm = x1 000 000). Најчесто користена физичка величина од уделите е масениот удел. Количинскиот и волуменскиот удел многу ретко се користат во практични цели и лабораториски пресметки (Hill et al., 2004).

Пример:

1. Со анализа на 100 g сок од портокал утврдено е присуство на 85 g вода, 10 g шеќер и 5 g витамини. Да се пресмета масениот удел на сите компоненти во сокот од портокал.

Решение:
m(сок) = 100 g
m(вода) = 85 g
m(шеќер) = 10 g
m(витамини) = 5 g

Масен удел на вода:

$$w(\text{вода}) = \frac{m(\text{вода})}{m(\text{сок})} = \frac{85\ \text{g}}{100\ \text{g}} = 0{,}85 \cdot 100\% = 85\%$$

Масен удел на шеќер:

$$w(\text{шеќер}) = \frac{m(\text{шеќер})}{m(\text{шеќер})} = \frac{10\ \text{g}}{100\ \text{g}} = 0{,}1 \cdot 100\% = 10\%$$

Масен удел на витамини:

$$w(\text{витамини}) = \frac{m(\text{витамини})}{m(\text{витамини})} = \frac{5\ \text{g}}{100\ \text{g}} = 0{,}05 \cdot 100\% = 5\%$$

Заклучок:

Масениот удел на вода во сокот од портокал е 85%, на шеќер 10% и на витамини 5%.

8.4 Поврзаност помеѓу концентрациите и масениот удел

При лабораториските анализи и подготовка на раствори, често е неопходно да се изврши трансформација на податоците за нивниот квантитативрн состав, со цел да се обезбеди точност при подготовката, анализата и пресметките. Најчесто користена конверзија при пресметките и подготовката на раствори е врската помеѓу количинската концентрација (c) и масениот удел (w). Оваа врска овозможува соодветно прилагодување на концентрациите во зависност од барањата на експериментот или производствениот процес. Покрај тоа, во некои случаи се користи и трансформацијата помеѓу масената концентрација (γ) и масениот удел (w), особено кога е потребно да се одреди точната маса на растворената супстанца во одреден волумен на раствор. За успешна конверзија на различните физички величини, се применуваат математички трансформации, кои овозможуваат точни и прецизни пресметки при лабораториската работа (Buthelezi et al., 2013).

- **Поврзаност помеѓу количинската концентрација и масениот удел**

Масениот удел w(B) се дефинира како однос помеѓу масата на растворената супстанца m(B) и вкупната маса на растворот m(р-р):

$$w(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{m(\text{р-р})}$$

Количинската концентрација c(B) е дефинирана како однос помеѓу количеството на растворената супстанца n(B) и волименот на растворот V(р-р):

$$c(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{V(\text{р-р})}$$

Со замена на масата на растворената супстанца преку моларната маса M(B) и количеството n(B), добиваме:

$$w(\text{B}) = \frac{n(\text{B}) \cdot M(\text{B})}{m(\text{p-p})}$$

Земајќи предвид дека масата на растворот m(p-p) може да се изрази како производ помеѓу густината на растворот ρ(p-p) и волуменот V(p-p):

$$m(\text{p-p}) = \varrho(\text{p-p}) \cdot V(\text{p-p})$$

Како и дека количеството супстанца n(B) е поврзано со концентрацијата c(B) и волуменот на растворот V(p-p) преку равенката:

$$n(\text{B}) = c(\text{B}) \cdot V(\text{p-p})$$

Тогаш врската помеѓу масениот удел w(B) и количинската концентрација c(B) е:

$$w(\text{B}) = \frac{c(\text{B}) \cdot \cancel{V(\text{p-p})} \cdot M(\text{B})}{\varrho(\text{p-p}) \cdot \cancel{V(\text{p-p})}}$$

Со кратење и поедноставување, добиваме:

$$w(\text{B}) = \frac{c(\text{B}) \cdot M(\text{B})}{\varrho(\text{p-p})}$$

Со оваа равенка можеме да ја пресметаме и количинската концентрација c(B) доколку го знаеме масениот удел w(B), густината на растворот ϱ(p-p) и моларната маса M(B) на супстанцата:

$$c(\text{B}) = \frac{w(\text{B}) \cdot \varrho(\text{p-p})}{M(\text{B})}$$

Примери:

1. Да се пресмета процентен масен удел на KOH во раствор со концетнтрација c = 9,01 M и ϱ = 1,37 g/mL. M(KOH) = 56,1 g/mol.

Решение:
c = 9,01 M [mol/dm^3]
ϱ(p-p) = 1,37 g/mL = 1370 g/L
M(KOH) = 56,1g/mol
w(KOH) = ?

Масениот удел w(B) се пресметува со формулата:

$$w(\text{B}) = \frac{c(\text{B}) \cdot M(\text{B})}{\varrho(\text{p-p})}$$

Во формулата ги внесуваме познатите вредности:

$$w(\text{KOH}) = \frac{9{,}01\ \text{mol/dm}^3 \cdot 56{,}1\ \text{g/mol}}{1370\ \text{g/L}}$$

$$w(\text{KOH}) = 0{,}369 \cdot 100\% = 36{,}9\%$$

Заклучок:

Процентниот масен удел на KOH во растворот е 36,9%.

2. Раствор на глукоза ($C_6H_{12}O_6$) има масен удел од 5% (ω = 0,05) и густина ρ = 1,02 g/cm^3. Да се пресмета количинската концентрација (c) na глукозата во растворот.

Решение:
$c(C_6H_{12}O_6)$ = ?
ϱ(p-p) = 1,02 g/mL = 1020 g/L
$M(C_6H_{12}O_6)$ = 180 g/mol
$\omega(C_6H_{12}O_6)$ = 5% = 0,05

Количинската концентрација c(B) се пресметува со формулата:

$$c(\text{B}) = \frac{w(\text{B}) \cdot \varrho(\text{p-p})}{M(\text{B})}$$

Во формулата ги внесуваме познатите вредности:

$$c(C_6H_{12}O_6) = \frac{0{,}05 \cdot 1020\ \text{g/L}}{180\ \text{g/mol}}$$

$$c(C_6H_{12}O_6) = 0{,}2833\ \text{mol/L}$$

Заклучок:

Количинската концентрација на $C_6H_{12}O_6$ во растворот е 0,2833 mol/L.

♦ **Поврзаност помеѓу масената концентрација и масениот удел**

Масениот удел w(B) се дефинира како однос помеѓу масата на растворената супстанца m(B) и вкупната маса на растворот m(р-р):

$$w(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{m(\text{р-р})}$$

Од друга страна, масената концентрација γ(B) претставува однос помеѓу масата на растворената супстанца m(B) и волинемот на растворот V(р-р):

$$\gamma(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{V(\text{р-р})}$$

Масата на растворената супстанца m(B) може да се изрази како производ од масената концентрација γ(B) и волунемот на растворот V(р-р):

$$m(\text{B}) = \gamma(\text{B}) \cdot V(\text{р-р})$$

Додека вкупната маса на растворот m(р-р) може да се изрази како производ помеѓу густината на растворот ρ(р-р) и волуменот V(р-р):

$$\text{m(р-р)} = \varrho(\text{р-р}) \cdot V(\text{р-р})$$

Со заменување на овие изрази во равенката за масениот удел w(B), добиваме:

$$w(\text{B}) = \frac{\gamma(\text{B}) \cdot V(\text{р-р})}{\varrho(\text{р-р}) \cdot V(\text{р-р})}$$

Со кратење и поедноставување, добиваме:

$$w(\text{B}) = \frac{\gamma(\text{B})}{\varrho(\text{р-р})}$$

Од оваа релација може да се добие и равенка за масена концентрација γ(B):

$$\gamma(\text{B}) = w(\text{B}) \cdot \varrho(\text{р-р})$$

Примери:

1. Да се пресмета масената концентрација на раствор на NaCl со масен удел 20% и густина ϱ = 1,1478 g/mL и M(NaCl) = 58,46 g/mol

Решение:
w(NaCl) = 20% = 0,2
ϱ(p-p) = 1,1478 g/mL
M(NaCl) = 58,46 g/mol
γ(NaCl) = ?

Масената концентрација γ(B) се пресметува како производ помеѓу масениот удел w(B) и густината на растворот ρ(p-p):

$$\gamma(\text{NaCl}) = w(\text{NaCl}) \cdot \varrho(\text{p-p})$$

Во формулата ги внесуваме познатите вредности:

$$\gamma(\text{NaCl}) = 0{,}2 \cdot 1{,}1478 \text{ g/mL}$$

$$\gamma(\text{NaCl}) = 0{,}22956 \text{ g/mL}$$

$$\gamma(\text{NaCl}) = 229{,}56 \text{ g/L}$$

Заклучок:

Масената концентрација на NaCl во растворот е 229.56 g/L.

2. Да се пресмета масениот удел на раствор на KNO_3 со масена концентрација од 165 g/L и густина ρ = 1,1 g/mL. Моларната маса, M(KNO_3) = 101,1 g/mol.

Решение:
w(KNO_3) = ?
ϱ(p-p) = 1,1 g/mL
M(KNO_3) = 101,1 g/mol
γ(NaCl) = 165 g/L = 0,165 g/mL

Масениот удел w(B) се пресметува според следната формула:

$$w(\text{B}) = \frac{\gamma(\text{B})}{\varrho(\text{p-p})}$$

Во формулата ги внесуваме познатите вредности:

$$w(KNO_3) = \frac{0{,}165 \text{ g/mL}}{1{,}1 \text{ g/mL}}$$

$$w(KNO_3) = 0{,}15 \cdot 100\% = 15\%$$

Заклучок:

Масениот удел на KNO_3 во растворот е 15%.

8.5 Разредување на раствори

Во лабораториската пракса често се јавува потреба од подготовка на раствори со пониска концентрација, користејќи веќе постоечки концентрирани раствори. Овој процес, познат како **разредување**, е возможен само ако почетниот раствор има повисок масен удел (*w*) или количинска концентрација (*c*) во однос на новиот раствор.

Клучна карактеристика на разредувањето е тоа што количеството (*n*) и масата (*m*) на растворената супстанција остануваат непроменети. Со додавање растворувач (најчесто вода или друг погоден растворувач) се намалува количинската концентрација (*c*) на растворената супстанца или масениот удел (*w*), а при тоа, се зголемува вкупната маса или волумен на растворот (Mays, 2021).

- **Разредување според масен удел (*w*)**

Кога концентрацијата на растворот е изразена преку масениот удел на растворената супстанца, се применуваат следниве математички релации:

- Вкупната маса на растворената супстанца во растворот (*m*) не се менува пред и по разредувањето:

$$m_1(\text{B}) = m_2(\text{B})$$

- Масениот удел (*w*) се дефинира како однос помеѓу масата на растворената супстанца (*m*) и вкупната маса на растворот:

$$w(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{m(\text{p-p})}$$

- Со комбинирање на овие две равенки се добива формулата за разредување:

$$w_1(\text{B}) \cdot m_1(\text{p-p}) = w_2(\text{B}) \cdot m_2(\text{p-p})$$

Со оваа равенка ја одредуваме потребната маса на растворувач што треба да се додаде за да се постигне потребниот удел.

Индекс 1 – се однесуваат на почетниот (концентриран) раствор.

Индекс 2 – се однесуваат на разредениот раствор со пониска концентрација.

- **Разредување според количинска концентрација (*c*)**

Кога концентрацијата на растворот е изразена преку количинска концентрација на растворената супстанца, се применуваат следниве математички релации:

- Вкупното количество на растворената супстанца (n) во растворот не се менува пред и по разредувањето:

$$n_1(\text{B}) = n_2(\text{B})$$

- Количинската концентрација (c) се дефинира како однос помеѓу количеството на растворената супстанца (n) и вкупниот волумен на растворот:

$$c(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{V(\text{p-p})}$$

- Со комбинирање на овие две равенки се добива формулата за разредување:

$$c_1(\text{B}) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(\text{B}) \cdot V_2(\text{p-p})$$

Со оваа равенка ја одредуваме потребниот волумен на растворувач што треба да се додаде за да се постигне потребниот удел.

Индекс 1 – се однесуваат на почетниот (концентриран) раствор.

Индекс 2 – се однесуваат на разредениот раствор со пониска концентрација.

Примери:

1. Колку милилитри од 1 M раствор на натриум нитрат е потребно да се земат за да се приготви 500 mL раствор со концентрација од 0,2 M?

Решение:
$c_1(NaNO_3) = 1$ M
$c_2(NaNO_3) = 0{,}2$ M
$V_2(\text{p-p}) = 500$ mL $= 0{,}5$ L
$V_1(\text{p-p}) = ?$

Се користи формулата за разредување:

$$c_1(\text{B}) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(\text{B}) \cdot V_2(\text{p-p})$$

$$c_1(NaNO_3) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(NaNO_3) \cdot V_2(\text{p-p})$$

$$V_1(\text{p-p}) = \frac{c_2(\text{NaOH}) \cdot V_2(\text{p-p})}{c_1(\text{p-p})} = \frac{0{,}2\ \text{M} \cdot 0{,}5\ \text{mL}}{1\ \text{M}} = 0{,}1\ \text{L} = 100\ \text{mL}$$

Заклучок:

Потребно е да се земат 100 mL од 1 M $NaNO_3$ и во него да се додадат 500 mL вода за да се добие раствор со концентрација од 0,2 M.

2. Колку милилитри од 2 M раствор на сулфурна киселина е потребно да се земат за да се приготви 250 mL раствор со концентрација од 0,5 M?

Решение:
$c_1(H_2SO_4) = 2$ M
$c_2(H_2SO_4) = 0,5$ M
V_2(р-р) = 250 mL = 0,25 L
V_1(р-р) = ?

Се користи формулата за разредување:

$$c_1(\text{B}) \cdot V_1(\text{р-р}) = c_2(\text{B}) \cdot V_2(\text{р-р})$$

$$c_1(H_2SO_4) \cdot V_1(\text{р-р}) = c_2(H_2SO_4) \cdot V_2(\text{р-р})$$

$$V_1(\text{р-р}) = \frac{c_2(\text{NaOH}) \cdot V_2(\text{р-р})}{c_1(\text{р-р})} = \frac{0,5\text{ M} \cdot 0,25\text{ mL}}{2\text{ M}} = 0,0625\text{ L} = 62,5\text{ mL}$$

Заклучок:

Потребно е да се земат 62,5 mL од 2 M H_2SO_4 и во него да се додадат 250 mL вода за да се добие раствор со концентрација од 0,5 M.

3. Колку вода треба да се додаде во 300 g раствор на шеќер во вода со масен удел од 20% за да се добие 8% раствор?

Решение:
w_1(шеќер) = 20% = 0,2
w_2(шеќер) = 8% = 0,08
m_2(р-р) = ?
m_1(р-р) = 300 g

Се користи формулата за разредување:

$$w_1(\text{B}) \cdot m_1(\text{р-р}) = w_2(\text{B}) \cdot m_2(\text{р-р})$$

$$w_1(\text{шеќер}) \cdot m_1(\text{р-р}) = w_2(\text{шеќер}) \cdot m_2(\text{р-р})$$

$$m_2(\text{р-р}) = \frac{w_1(\text{шеќер}) \cdot m_1(\text{р-р})}{w_2(\text{р-р})} = \frac{0,2 \cdot 300\text{ g}}{0,08} = 750\text{ g}$$

Количината на додадената вода се пресметува на следниот начин:

$$m(\text{вода}) = m_2(\text{р-р}) - m_1(\text{р-р}) = 750\text{ g} - 300\text{ g} = 450\text{ g}$$

Заклучок:

Потребно е да се додадат 450 g вода за да се добие раствор со масен удел од 8% шеќер.

4. Колку вода треба да се додаде во 400 g раствор на азотна киселина со масен удел од 30% за да се добие 12% раствор?

Решение:
$w_1(HNO_3) = 30\% = 0,3$
$w_2(HNO_3) = 12\% = 0,12$
$m_2(\text{p-p}) = ?$
$m_1(\text{p-p}) = 400\ g$

Се користи формулата за разредување:

$$w_1(\text{B}) \cdot m_1(\text{p-p}) = w_2(\text{B}) \cdot m_2(\text{p-p})$$

$$w_1(HNO_3) \cdot m_1(\text{p-p}) = w_2(HNO_3) \cdot m_2(\text{p-p})$$

$$m_2(\text{p-p}) = \frac{w_1(HNO_3) \cdot m_1(\text{p-p})}{w_2(\text{p-p})} = \frac{0,3 \cdot 400\ g}{0,12} = 1000\ g$$

Количината на додадената вода се пресметува на следниот начин:

$$m(\text{вода}) = m_2(\text{p-p}) - m_1(\text{p-p}) = 1000\ g - 400\ g = 600\ g$$

Заклучок:

Потребно е да се додадат 600 g вода за да се добие раствор со масен удел од 12% HNO_3.

8.6 Мешање на раствори

Многу често е потребно да се подготви нов раствор со одредена концентрација или масен удел, преку мешање на два раствора кои ја содржат истата растворена супстанца, но во различни концентрации и масени удели. При тоа, важат одредени математички односи кои овозможуваат точно да се пресмета квантитативниот состав на растворот (Petrucci et al., 2016).

- **Мешање на раствори со различна количинска концентрација (*c*)**

Кога се мешаат два раствора кои содржат иста растворена супстанција, но имаат различни количински концентрации *(c_1* и *c_2)*, се добива нов раствор со следниве карактеристики:

  - **Вкупниот волумен на новиот раствор (V_3)** е збир од волумените на двата раствори:

$$V_3(\text{р-р}) = V_1(\text{р-р}) + V_2(\text{р-р})$$

- **Концентрацијата на новиот раствор (c_3)** ќе биде помеѓу вредностите c_1 и c_2, во зависност од волумените што се мешаат.
- **Вкупното количество на растворената супстанција (n_3)** во новиот раствор се пресметува како збир од количествата на супстанцијата во појдовните раствори кои се мешаат:

$$n_3 = n_1 + n_2$$

- Формулата за пресметка на количинската концентрација на новиот раствор:

$$c_1 \cdot V_1(\text{р-р}) + c_2 \cdot V_2(\text{р-р}) = c_3 \cdot V_3(\text{р-р})$$

♦ **Мешање на раствори со различен масен удел (*w*)**

Кога се мешаат два раствора кои содржат иста растворена супстанција, но со различни масени удели (w_1 и w_2), се добива нов раствор со следниве карактеристики:

- **Вкупната маса на новиот раствор (m_3)** е збир од масите на двата раствори:

$$m_3(\text{р-р}) = m_1(\text{р-р}) + m_2(\text{р-р})$$

- **Масениот удел на новиот раствор** w_3 ќе биде помеѓу вредностите w_1 и w_2, во зависност од масите на растворите кои се мешаат.
- **Вкупната маса на растворената супстанција (m_3)** во новиот раствор се пресметува како збир од масите на супстанцијата во појдовните раствори кои се мешаат:

$$m_3 = m_1 + m_2$$

- Формулата за пресметка на масениот удел на новиот раствор:

$$w_1 \cdot m_1(\text{р-р}) + w_2 \cdot m_2(\text{р-р}) = w_3 \cdot m_3(\text{р-р})$$

Примери:

1. Кои волумени треба да се земат од раствори со c_1 = 0,2 M и c_2 = 0,8 M за да се подготви раствор со c_3 = 0,5 M и V_3(р-р) = 1,5 L.

Решение:
c_1 = 0,2 M
c_2 = 0,8 M
c_3 = 0,5 M
V_3(р-р) = 1,5 L

V_1(p-p) = ?
V_2 (p-p) = ?
V_1(p-p) + V_2(p-p) = V_3(p-p)
V_1(p-p) = V_3(p-p) - V_2(p-p)

$$c_1 \cdot V_1(\text{p-p}) + c_2 \cdot V_2(\text{p-p}) = c_3 \cdot V_3(\text{p-p})$$

$$0{,}2\ \text{M} \cdot V_1(\text{p-p}) + 0{,}8\ \text{M} \cdot V_2(\text{p-p}) = 0{,}5\ \text{M} \cdot 1{,}5\ \text{L}$$

$$0{,}2\ \text{M} \cdot (V_3(\text{p-p}) - V_2(\text{p-p})) + 0{,}8\ \text{M} \cdot V_2(\text{p-p}) = 0{,}75\ \text{mol}$$

$$0{,}2\ \text{M} \cdot (1{,}5\ \text{L} - V_2(\text{p-p})) + 0{,}8\ \text{M} \cdot V_2(\text{p-p}) = 0{,}75\ \text{mol}$$

$$0{,}3\ \text{mol} - 0{,}2\ \text{M} \cdot V_2(\text{p-p}) + 0{,}8\ \text{M} \cdot V_2(\text{p-p}) = 0{,}75\ \text{mol}$$

$$-0{,}2\ \text{M} \cdot V_2(\text{p-p}) + 0{,}8\ \text{M} \cdot V_2(\text{p-p}) = 0{,}75\ \text{mol} - 0{,}3\ \text{mol}$$

$$0{,}6\ \text{M} \cdot V_2(\text{p-p}) = 0{,}45\ \text{mol}$$

$$V_2(\text{p-p}) = 0{,}75\ \text{L}$$

$$V_1(\text{p-p}) = 1{,}5\ \text{L} - 0{,}75\ \text{L}$$

$$V_1(\text{p-p}) = 0{,}75\ \text{L}$$

Одговор:

Потребно е да се земат 0,75 L од растворот со 0,2 M и 0,75 L од растворот со 0,8 M за да се добие 1,5 L раствор со концентрација 0,5 M.

2. Колку изнесува масениот удел на раствор кој се добива со мешање на 100 g 20% раствор на глукоза и 150 g 10%?

Решение:
w_1 = 20% = 0,2
w_2 = 10% = 0,1
w_3 = ?
m_3(p-p) = ?
m_1(p-p) = 100 g
m_2 (p-p) = 150 g

Најпрво ја пресметуваме вкупната маса:

$$m_3(\text{p-p}) = m_1(\text{p-p}) + m_2(\text{p-p}) = 100\ \text{g} + 150\ \text{g} = 150\ \text{g}$$

Се користи формулата за мешање на раствори:

$$w_1 \cdot m_1(\text{p-p}) + w_2 \cdot m_2(\text{p-p}) = w_3 \cdot m_3(\text{p-p})$$

Ги заменуваме познатите вредности:

$$0{,}2 \cdot 100\ \text{g} + 0{,}1 \cdot 150\ \text{g} = w_3 \cdot 250\ \text{g}$$

$$20\ \text{g} + 15\ \text{g} = w_3 \cdot 250\ \text{g}$$

$$35\ g = w_3 \cdot 250\ g$$

$$w_3 = 35\ g / 250\ g$$

$$w_3 = 0{,}14 = 14\%$$

Одговор:

Масениот удел на новиот раствор е 14%.

ЛИТЕРАТУРА

Barrett, E. (2019). Usng matrices to balance chemical reactions and modeling the implications of a balances reaction. *Unfergraduate Journal of Mathematical modeling: One + Two.* 10(5):1-20.

Brown, T., LeMay, H. & Bursten, B. (2017). Chemistry – The central sciencne (14th ed.). Im: *Pearson*. (Chapter 13).

Buckingham, L. (2014) Fundamental laboratory mathematics: a guide to mathematics and laboratory (1st ed.), In: *Davis Company* (pp 1-58).

Buthelezi, T., Dingrando, L., Hinen, N., Wistorm, C. & Zike, D. (2013). Chemistry: Matter and Change. In: *Glencoe/McGraw-Hill.* (Chapter 14).

Calik, M. & Ayas, A. (2005). A cross-age study on the understanding of chemical solutions and their components. *International Educational Journal*. 6(1):30-41.

Cooke, F.W., Lemons, J.E. & Ratner, B.D. (1996). Properties of materials. *Biomaterials Sci: An Introduction to Materials in Medicine,* 11-35.

Demeo, S. (2006). Revisiting molar mass, atomic mass and Mass Number: Organizing, integrating and sequencing fundamental chemical concepts. *Journal of Chemical Education*. 83(4):617-621.

Donnelly, J., Lapeyrouse, N., Rex M. & Paradiso, R.J. (2020). Chemistry Fundamentals, In: *UCF Pressbooks.* (Chapter 12).

Dowd, P.A. (2023). Accuracy and Precision. In: Encyclopedia of Mathematical Geosciences. Encyclopedia of Earth Sciences Series. In: *Springer, Cham* (pp. 97-130).

Flowers, P., Theopold, K.H., Langley, R., Neth, E.J. & Robinson, W.R. (2019). Chemistry atoms first 2e, In: OpenStax (pp. 504-534).

Giunta, G.J. (2015). The mole and amount of substance in chemistry and education: beyond official definitions. *Journal of Chemical Education*. 92(10):1593-1597.

Grossman, M.I. (2017). John Dalton and the origin of the atomic theory: ressessing the influence of Bryan Higgins. *The British Journal for the History of Science*. 50(4):657-676.

Haaland, A. (2008). Molecules and models: The molecular structures of main group element compound. (1st ed.). In: *Oxford university Press* (pp. 99-110).

Hill, J.W., Petrucci, R.H., McCreary, T.W. & Perry, S.S. (2004). General Chemistry (4nd ed.), In: *Pearson College Div* (pp. 103-120).

Horne, J.H., Woolley, H.W., Roy, A., Schluchter, W.M. & Howard, J.J. (2022). Teaching Basic Calculations in an Introductory Biology Lab. *Journal of Microbiol Biol Education* 23(1):1-11.

Housecroft, C.E. & Edwin, C. (2005). Chemistry: An introduction to organic, inorganic and physical chemistry (3th ed.). In: *Prentice Hall* (500-1000).

Hudson, J. (2012). The history of chemistry (1st ed.), In: *Springer* (pp. 67-100).

Mathur, A. & Sur, S. (2022). Laboratory techniques, In: *Black Prints*. (pp. 26-33).

Mays, J.D. (2021). General chemistry textbook (3rt ed.), In: *Novare Science* (pp. 160-180).

Meng, L., Song, Q., Yao, C., Zhang, L. & Pang, S. (2024). Chemical reaction mechanism and models of energetic materials: a perspective. *Energetic Materials Frontiers – In press:* 1-16.

Mills, I.A. & Milton, J.T.M. (2009). Amount of substance and the mole. *International Journal for Chemistry.* 63(10):613-615.

Moore, J. (2024). ChemPRIME In: *LibreTexts* (pp. 100-120).

Mweshi, E., Munyati, O. & Nachiyunde, K. (2020). Teachers' understanding of the link between the atomic theory and the mole concept. *African Journal of Research in Mathematics, Science and Technology Education*. 24(3):411-422.

Nelson, P.G. (2019). What is chemistry that Imay teach it? *Found Chemistry*. 21:179-191.

Newell, L.C. (2016). General Chemistry: Principles and Applications. In: *Creative Media Partners, LLC* (pp. 67-120).

Onyeocha, V. & Onuchukwu, A.I. (2024). A review on solvents – dilute, dissolve and disperse. *Journal of Material Sciences & Manufacturing Research*. 5(2):1-6.

Oriakhi, C.O. (2009). Formula and molecular mass. In: *Chemistry in Quantitative Language: Fundamentals of General Chemisty Calculations* (pp. 41-44).
Padmore, R., Petersen, K., Camlbell, C., Chennette, M., Sabourine, A. & Shaw, J. (2022). Practical application of mathematical calculations and statistical methods for the routine haematology laboratory. *International Journal of Lab Hematology* 11-20.
Petrucci, R.H., Madura, J., Herring, F. & Bissonnette, C. (2016). General chemistry: Principles and modern aplications (11th ed.), In *Pearson* (pp. 35-50).
Raoux, S. (2009). Phase change materials *Annual review of materials research,* 100:25-45.
Raposo, D.J. (2017). The basis of the limiting reagent concept, its identification and applications. *The Journal of Chemical Education*. 5(1):1-8.
Salvi, P.R. (2025). On the birth of modern chemistry: The atomic-molecular theory from Dalton to Avogadro. *Histories* 5(1):1-30.
Seidman, M.A. (2021). Basic laboratory calculations for biotechnology (2nd ed.), In: *CRC Pess* (pp. 25-43).
Shi, F., Huang, Z., Pan, H., Chang, Y. & Xu, H. (2024) Fuzzy Safety and Liveness Properties in Linear-time, In *IEEE 24th International Conference on Software Quality, Reliability and Security (QRS)* (pp.536-545).
Stephenson, F.H. (2010). Calculation fo molecular biology and biotechnology (2nd ed.), In: *Elsevies* (pp 1-14).
Sulcius, A. & Teleshov, S. (2019). Writing chemical formulas and reaction equations: the history and practice of building block method. *Natural Science Education* 16(1):54-62.
Taylor, B.N. (2001). The International System of Units (SI) (2nd ed.), In: *NIST Special Publications* 330 (pp. 5-18).
Thakur, R. (2017). Chemistry: Formulae & definitions. In: *R. Gupta.* (pp. 213-218).
Viana, H.E.B. & Porto, P.A. (2010). The development of Dalton's atomic theory as a case study in the history of science: reflections for educators in chemistry. *Scencesi & Education*. 19:75-90.
Wacowich-Sgarbi, S. (2018). CHEM 1114 - Introduction to chemistry, In: *British Columbia/Yukon Pressbooks* (pp. 389-405).
White, M.A, (2018). Physical properties of materials (3th ed.), In: *CRC Press* (pp. 64-77)
Yoder, C.H. (2006). Ionic compounds: applications of chemistry and mineralogy (1st ed.). In: *Wiley-Intersience*. (pp. 150-189).
Гулабоски, Р., Ѓоргиева-Ацкова, Д. & Смилков, К. (2010). Практикум по Хемија за Општа медицина. In: *Факултет за медицински науку, Универзитет „Гоце Делчев"*. (pp. 11-17).
Дракалска Серсемова, Е., Цветковски, А. & Ангеловска, Б. (2024). Учебник по фармацевтска технологија 2 In: *Факултет за медицински науку, Универзитет „Гоце Делчев"*. (pp. 57-112).
European Pharmacopoeia Commission. European Pharmacopoeia, 10th ed. EDQM: Strasbourg, France, 2023.

ISBN 978-608-277-116-8