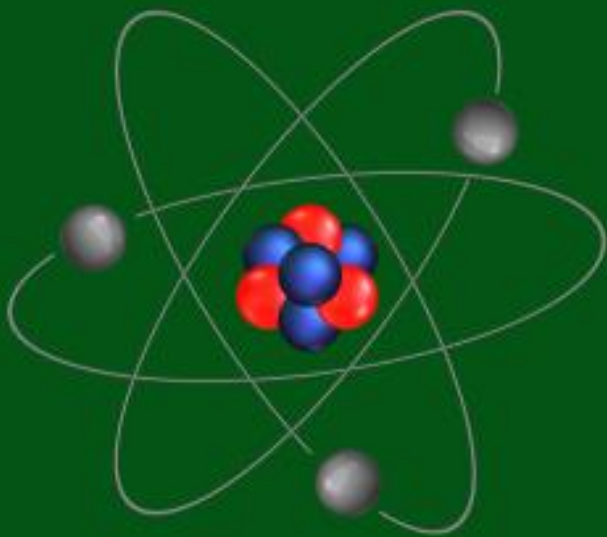


БИЉАНА БАЛАБАНОВА

# ХЕМИЈА

ЗА СТУДЕНТИТЕ НА БИОТЕХНИЧКИ НАУКИ



Штип, 2024



Биљана Балабанова

# **ХЕМИЈА ЗА СТУДЕНТИТЕ НА БИОТЕХНИЧКИ НАУКИ**

Штип, 2024



Биљана Балабанова  
ХЕМИЈА ЗА СТУДЕНТИТЕ НА БИОТЕХНИЧКИ НАУКИ

**Автор:**  
Проф. д-р Биљана Балабанова  
**ХЕМИЈА ЗА СТУДЕНТИТЕ НА БИОТЕХНИЧКИ НАУКИ**

**Рецензенти:**  
Проф. д-р Трајче Стафилов  
Проф. д-р Рубин Гулабоски

**Лектор:**  
м-р Марија Иванова

**Уредник:**  
Проф. д-р Лилјана Колева Гудева

**Технички уредник:**  
Проф. д-р Биљана Балабанова

**Издавач:**  
Универзитет „Гоце Делчев“ - Штип

**Објавено во е-библиотека:**  
<https://e-lib.ugd.edu.mk>

**DOI:** <https://www.doi.org/10.46763/9786082770390>

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

54(075.8)

БАЛАБАНОВА, Биљана  
Хемија за студентите на биотехнички науки [Електронски извор] / Биљана  
Балабанова. - Штип : Универзитет "Гоце Делчев" - Штип, Земјоделски  
факултет, 2024

Начин на пристапување (URL): <http://e-lib.ugd.edu.mk/1180>. - Текст во PDF  
формат, содржи 141 стр., илустр. - Наслов преземен од екранот. - Опис на  
изворот на ден 07.03.2024. - Биографски податоци: стр. 141. -  
Библиографија: стр. 135-140

ISBN 978-608-277-039-0

а) Хемија -- Високошколски учебници

COBISS.MK-ID 63165189

УНИВЕРЗИТЕТ „ГОЦЕ ДЕЛЧЕВ“ – ШТИП

ЗЕМЈОДЕЛСКИ ФАКУЛТЕТ



Проф. д-р Биљана Балабанова

**ХЕМИЈА ЗА СТУДЕНТИТЕ НА БИОТЕХНИЧКИ НАУКИ**

Штип, 2024

## ПРЕДГОВОР

Учебникот „Хемија за студентите на биотехнички науки“ е наменет првично за студентите на Земјоделски факултет, како и за студентите на останатите студиски програми коишто ги опфаќаат областите на биотехничките науки. Учебникот обработува одбрани поглавја од областа на неорганска хемија, во кој се обработени основите поими, состојби и процеси во хемиската наука. Материјалот е подготвен и прилагоден со цел истиот да биде лесно разбирлив и воочлив за студентите, независно од нивните претходни предзнаења од областа на хемијата. Учебникот претставува еден универзален прирачник со сеопфатен преглед за материјата, хемиските елементи, соединенијата, системите, состојбите на материјата, хемиските процеси, транспортот на материите и др.

Хемијата претставува динамична и развојна наука, којашто континуирано развива применливи концепти во останатите дисциплини и области. Сè околу нас е хемија, тргнувајќи од околината на нашето опстојување низ екосистемите до организмите. Воедно, содржината опфатена во учебникот ќе обезбеди соодветно предзнаење на студентите за следните наставни содржи од областа на биохемија, агрохемија, исхрана на растенија, фитофармација и други.

*Сè во Галаксијата започнува со величествената МАТЕРИЈА и сè завршува со МАТЕРИЈА. А, посреде се случуваат бесконечен број на хемиски процеси и трансформации, видливи и невидливи за човековото око.*

**Од авторот**



## СОДРЖИНА:

<b>ПОГЛАВЈЕ 1. ВОВЕД</b> .....	1
1.1. Историја на хемијата .....	1
1.2. Современи примени на хемијата во биотехничките науки .....	4
.....	6
<b>ПОГЛАВЈЕ 2. МАТЕРИЈА И ОСНОВНИ ПОИМИ ВО ХЕМИЈАТА</b> .....	7
2.1. Генерални дефиниции и термини.....	7
2.2. Состојби на материјата .....	8
2.3. Менување на состојбата на материјата .....	11
2.4. Развој и примена на современи технологии на принципот на плазма во земјоделските науки.....	14
<b>ПОГЛАВЈЕ 3. МЕРНИ ЕДИНИЦИ, ВЕЛИЧИНИ И КОНВЕРЗИЈА НА МЕРНИ ЕДИНИЦИ</b> .....	17
3.1. Дефиниции на единиците според Меѓународниот систем на единици (SI) .....	18
3.2. Конверзија на мерни единици и математички примени и операции.....	22
3.2.1. Конверзија на единици за должина .....	22
3.2.2. Конверзија на единици за волумен .....	23
3.2.3. Конверзија на единици за површина .....	24
3.2.4. Конверзија на единици за маса .....	25
<b>ПОГЛАВЈЕ 4. АТОМИ, ЕЛЕМЕНТИ И ХЕМИСКА ПЕРИОДИЧНОСТ</b> .....	27
4.1. Структура на атом .....	27
4.2. Хемиски симболи .....	28
4.3. Релативна атомска и молекулска маса, мол, хемиски формули .....	29
4.4. Концепт за количество супстанца и конверзија во маса .....	30
4.5. Хемиска периодичност .....	32
4.6. Хемија на елементите .....	35
<b>ПОГЛАВЈЕ 5. ХЕМИСКИ ЕЛЕМЕНТИ И СОЕДИНЕНИЈА</b> .....	41
5.1. Елементи од <i>s</i> блокот .....	41
5.1.1. Водород (H) и елементи од група 1 ( <i>s</i> блок) .....	42
5.1.2. Елементи од група 2 ( <i>s</i> блок).....	43
5.2. Елементи од <i>p</i> блокот .....	44
5.3. Елементи од <i>d</i> блокот .....	48
5.4. Елементи од <i>f</i> блокот .....	50
5.5. Хемиските елементи како составен дел од биолошките клетки .....	51
<b>ПОГЛАВЈЕ 6. ЈОНИ, МОЛЕКУЛИ И ХЕМИСКО СВРЗУВАЊЕ</b> .....	55
6.1. Јони, јонски соединенија и молекули .....	55
6.2. Хемиски врски .....	58

6.2.1.	Ковалентната врска.....	58
6.2.2.	Јонска врска.....	62
6.2.3.	Метална врска .....	64
6.2.4.	Водородна врска .....	66
<b>ПОГЛАВЈЕ 7. НОМЕНКЛАТУРА НА СОЕДИНЕНИЈА.....</b>		<b>69</b>
<b>7.1.</b>	<b>Неоргански соединенија .....</b>	<b>69</b>
7.1.1.	Оксиди.....	70
7.1.2.	Киселини .....	70
7.1.3.	Хидроксиди .....	72
7.1.4.	Соли .....	73
7.1.5.	Хидрати.....	74
<b>7.2.</b>	<b>Преглед на органски соединенија .....</b>	<b>75</b>
<b>ПОГЛАВЈЕ 8. СУПСТАНЦИ, СМЕСИ, ПРОЦЕСИ.....</b>		<b>79</b>
<b>8.1.</b>	<b>Хемиски супстанции и смеси .....</b>	<b>79</b>
<b>8.2.</b>	<b>Хемиски процеси (реакции).....</b>	<b>80</b>
8.2.1.	Видови на хемиски реакции .....	82
8.2.2.	Квантитативни операции со хемиските равенки.....	85
<b>8.3.</b>	<b>Хемиска рамнотежа .....</b>	<b>88</b>
<b>ПОГЛАВЈЕ 9. ВОДНИ СИСТЕМИ И СВОЈСТВА НА ВОДАТА.....</b>		<b>95</b>
<b>9.1.</b>	<b>Физичко-хемиски карактеристики на водата .....</b>	<b>96</b>
9.1.1.	Кохезија.....	97
9.1.2.	Атхезија.....	98
<b>9.2.</b>	<b>Цврста, течна и гасна состојба на водата .....</b>	<b>101</b>
9.2.1.	Топлински капацитет на вода .....	102
9.2.2.	Топлина на испарување на водата.....	102
<b>9.3.</b>	<b>Состојби на поларност и неполарност во водните раствори.....</b>	<b>103</b>
<b>9.4.</b>	<b>Електролитни реакции во водни раствори.....</b>	<b>105</b>
<b>ПОГЛАВЈЕ 10. ГАСОВИ И ГАСНИ СМЕСИ .....</b>		<b>107</b>
<b>10.1.</b>	<b>Својства на гасовите .....</b>	<b>107</b>
<b>10.2.</b>	<b>Гасни смеси .....</b>	<b>109</b>
<b>ПОГЛАВЈЕ 11. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ.....</b>		<b>111</b>
<b>11.1.</b>	<b>Грубо-дисперзни системи .....</b>	<b>111</b>
11.1.1.	Емулзија и емулгатори.....	111
11.1.2.	Суспензии .....	113
<b>11.2.</b>	<b>Колоиди .....</b>	<b>114</b>
<b>11.3.</b>	<b>Раствори и растворливост .....</b>	<b>115</b>
<b>11.4.</b>	<b>Колигативни својства на растворите.....</b>	<b>118</b>

11.5. Квантитативни својства на растворите.....	121
<b>ПОГЛАВЈЕ 12. КИСЕЛИНСКО-БАЗНИ СВОЈСТВА НА РАСТВОРИТЕ .....</b>	<b>125</b>
12.2. Јонски производ на водата .....	127
12.3. Водородниот показател, рН .....	128
12.4. Пуфери и пуферирање.....	129
<b>ПРИЛОГ - ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ: примери за решавање.....</b>	<b>131</b>
<b>КОРИСТЕНА ЛИТЕРАТУРА.....</b>	<b>135</b>
<b>КОРИСТЕНИ ИНТЕРНЕТ СТРАНИЦИ.....</b>	<b>140</b>



## ПОГЛАВЈЕ 1. ВОВЕД

## ПОГЛАВЈЕ 1. ВОВЕД

### 1.1. Историја на хемијата

Хемијата е динамична наука, која ја проучува материјата и нејзините промени. Хемијата е стара античка наука, но нејзините современи корени и зачетоци се смета дека се појавуваат во периодот на 19-от век. Сепак, екстензивниот развој на хемијата се случува во 20-тиот век. Брзиот развој на софистицираната технологија обезбедил многу подетално изучување на супстанците, молекулите и атомите. Генерално, хемијата се занимава со проучување на составот и својствата на материјата, што во основа претставува секоја макроскопска супстанца што можеме да ја набљудуваме. Притоа, хемијата се занимава со промените, или како овие материи еволуираат кога се подложени на одредени услови, или како една супстанца се менува или реагира додека е во интеракција со друга супстанца (Levere, 2001; Taber, 2001).

Многу едноставни хемиски процеси биле извршени дури и за време на античката историја, 1000 г. пр.н.е., многу порано пред да се воспостават некои основни хемиски концепти или закони (Chang & Overby, 1986). Екстракцијата на метали од минералните суровини или добивањето соединенија од природни извори како што се растенијата, се примери на хемиски процеси, што за првпат биле изведени пред илјадници години, а се користат и ден денес (Levere, 2001). Од ерата на античките историја постојат записи за тоа како луѓето се обидуваат да ги објаснат хемиските промени што ги забележувале и користеле. Тогаш се сметало дека природните објекти се состојат од само четири основни елементи: земја, воздух, оган и вода. Подоцна, во четвртиот век пр. н.е., двајца грчки филозофи, Демокрит и Левкип, ги поставуваат хипотезите дека материјата не е бесконечно делива на помали честички, туку се состои од основни, неделиви честички наречени атоми. Во тоа време невозможно било да се тестираат поставените хипотези, бидејќи не биле развиени технологии за тестирање на истите. Генерално, тоа е период во развојот на науките кога филозофските концепти не биле поткрепувани со експериментални пристапи и се верувало дека природата на Универзумот може да се открие само со рационална мисла.

Во текот на следните два милениуми, за време на средниот век и ренесансата, алхемичарите постигнале одреден напредок во хемијата и од денешна гледна перспектива истите имаат значаен белег на историјата на хемијата. Генерално првите обиди или одредени форми на експерименти се обидите да се претворат одредени елементи во други со процес наречен „трансмутација“. Особено, алхемичарите сакале да најдат начин да ги трансформираат неблагородните метали во злато. Алхемијата се обиде да ги објасни природата, својствата и трансформациите на материјата (Levere, 2001). Сепак, таа не може да се дефинира како наука, туку збир на митови и состојби кои немаат стандардно научно објаснување. Се смета дека преминот од алхемијата кон концептите на современата хемија, каква што ја знаеме, започнува во 16 век, со дејноста на хемичарот Роберт Бојл (1627-1691), кој се смета за татко на современата хемија. Разликата помеѓу хемијата и алхемијата е примената на научниот методолошки пристап.

Во 16-тиот и 17-тиот век се појавиле почетоците на она што сега го препознаваме како современа хемија. Во овој период, постигнат е голем напредок во металургијата, екстракцијата на метали од минерални наоѓалшта и биле направени првите систематски квантитативни експерименти. Во 1661 година, англичанинот Роберт Бојл го објавил „Скептичниот хемичар“, каде ја опишал корелацијата помеѓу притисокот и волуменот на воздухот (Boyle, 1661). Многу позначајно, Бојл го дефинирал елементот како супстанца која не може да се разложи на две или повеќе поедноставни супстанции. Ова довело до идентификација на голем број елементи, од кои повеќето биле метали (Boyle, 1660).

Во 18-иот век, англискиот свештеник Жозев Пруст (1733–1804) го изолирал и утврдил молекуларниот кислород како чиста гасовита материја. Воедно, Пруст утврдил дека многу материјали коишто содржат јаглерод, енергично согоруваат во кислородна атмосфера, процес наречен согорување. Пруст, исто така, открил дека гасот произведен со ферментирање на пивото, за кој сега знаеме дека е јаглерод диоксид, пројавува слични својства како еден од гасните производи на согорувањето. Најголемиот придонес во развојот на хемијата како наука е **Закомот за постојани масени односи или Прустов закон**, согласно кој хемиските соединенија секогаш се комбинираат во константни односи на маси. Соединенијата секогаш имаат постојан состав, односно елементите секогаш се сврзуваат во постојани масени односи (Chang & Overby, 1986).

Кон крајот на 18 век, францускиот научник Антоан Лавоазје (1743–1794) покажал дека согорувањето е реакција на супстанца што содржи јаглерод, при реакција со кислород се формира јаглерод диоксид и вода и дека животот зависи од слична реакција, која денес е дефинирана како процес на дишење. Лавоазје го напишал и првиот текст за современата хемија и генерално се смета за татко на современата хемија. Како посебно значаен придонес може да се издвои законот за зачувување на масата, според кој при секоја хемиска реакција, масата на супстанците што реагираат е еднаква на масата на производите што се формираат, односно, при хемиска реакција масата ниту се губи, ниту се уништува. Лавоазје во 1774 година, направил експеримент при кој загревал калај во затворен сад и забележал дека масата на реакциониот систем останува иста и по реакцијата. На тој начин Лавоазје го поставил **Закомот за запазување на масата**.

Во 1803 година, англискиот хемичар Џон Далтон (1766–1844) го проширил развојот на законот за одредени пропорции на Пруст и наодите на Лавоазје за зачувување на масата во хемиските реакции за да предложи дека елементите се состојат од неделиви честички коишто ги нарекол атоми (преземајќи го терминот од Демокрит и Левкип). Далтоновата атомска теорија на материјата содржи четири фундаментални хипотези:

- Материја е составена од ситни неделиви честички наречени атоми.
- Сите атоми на елементот се идентични по маса и хемиски својства, додека атомите на различни елементи се разликуваат по маса и основни хемиски својства.
- Хемиско соединение е супстанца која секогаш ги содржи истите атоми во ист однос.
- Во хемиските реакции, атомите од едно или повеќе соединенија или елементи се прераспредедуваат или преуредуваат во однос на другите атоми за да формираат едно или повеќе нови соединенија. Самите атоми не подлежат на промена на идентитетот во хемиските реакции.

И покрај јасноста на неговото размислување, Далтон не можел да ја искористи својата теорија за да ги одреди елементарните состави на хемиските соединенија бидејќи не била утврдена сигурна скала на атомски маси; односно не ги знаел релативните маси на елементите како јаглеродот и кислородот. На пример, тој знаел дека гасот што сега го нарекуваме јаглерод моноксид содржи јаглерод и кислород во сооднос 1:1,33 по маса, а второто соединение, гасот што го нарекуваме јаглерод диоксид, содржи јаглерод и кислород во однос 1:2,66 по маса. Бидејќи  $2,66/1,33 = 2,00$ , второто соединение содржи двојно повеќе атоми кислород по атом на јаглерод од првото. Сепак дилемата која произлегува е **која е точната формула за секое соединение?** Ако првото соединение се состои од честички коишто содржат еден јаглероден атом и еден атом на кислород, второто мора да се состои од честички кои содржат еден јаглероден атом и два атоми кислород.

Ако првото соединение имало два атоми на јаглерод и еден атом на кислород, второто мора да има два атоми на јаглерод и два атоми на кислород. Ако првиот имал еден јаглероден атом и два атоми на кислород, вториот би имал еден јаглероден атом и четири атоми на кислород, итн.

Во тоа време не постоел начин да се направи разлика помеѓу овие или посложените алтернативи. Сепак, овие податоци довеле до општа законитост која во современата хемија е позната како **Закон за повеќекратни масени односи**: кога два елементи формираат низа соединенија, односот на масите на вториот елемент може речиси секогаш да се изразат како однос на цели броеви.

Во понатамошен обид да се утврдат хемиските формули на хемиските соединенија, францускиот хемичар Џозеф Геј-Лисак (1778–1850) извршил серија експерименти користејќи мерења на волумен. Во услови на константна температура и притисок, тој внимателно ги мерел волумените на гасовите кои реагираше за да се добие дадено хемиско соединение, заедно со волумените на производите ако се гасови. Геј-Лисак открил дека еден волумен на гас хлор секогаш реагираше со еден волумен на водороден гас за да произведе два волумена на гас хлороводород. Слично на тоа, еден волумен кислороден гас секогаш реагираше со два волумена на водороден гас за да произведе два волумена на водена пара.

Сепак, значајна улога во разбирањето на составот и физичко-хемиското однесување на гасовите има италијанскиот хемичар Амадео Авогадро (1776–1856). Овој хемичар го развил значајниот концепт којшто довел до точните формули на гасовитите материи. Тој предложил дека кога гасовите се мерат на иста температура и притисок, еднакви волумени на различни гасови содржат еднаков број гасни честички. Во однос на првата хипотеза на неговите истражувања тој укажува дека најмалите честички на гасовите не се атоми, туку молекули. На овој начин Авогадро за прв пат воведува поим **молекула** во хемиската наука. Поголемиот дел од гасовите во природата се наоѓаат во молекуларна состојба како:  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$ , и други, со исклучок на инертните гасови коишто се наоѓаат во состојба на атоми, како He, Ar, Kr, Xe.

Доколку Далтоновата теорија за атомите била точна, тогаш секоја честичка на водород или хлор морала да содржи најмалку два атома водород или хлор бидејќи биле произведени две честички хлороводород. Наједноставното - но не и единственото - објаснувањето било дека водородот и хлорот содржат по два атома (т.е. тие беа двоатомски) и дека хлороводородот содржи по еден атом од водород и хлор. Примената на ова размислување за резултатите на Геј-Лисак со водород и кислород довело до заклучок дека водата содржи два атоми на водород сврзани за еден атом на кислород. За жал, бидејќи ниту еден податок не ја поддржал хипотезата на Авогадро дека еднаков волумен на гасови содржи еднаков број честички, неговите објаснувања и формули за едноставни соединенија не биле општо прифатени повеќе од 50 години. Далтон и многу други продолжиле да веруваат дека честичките на водата содржат еден атом на водород и еден атом на кислород, наместо два атоми на водород и еден атом на кислород.

Еден од есенцијалните постулати секако претставува зависноста помеѓу масата и енергијата евидентирана од Алберт Ајнштајн во 1905, според која вкупната енергија (енергијата на мирување или кинетичката енергија) се одредува како производ од масата на мирување и брзината (брзина на светлината во вакуум,  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ),  $E = m \cdot c^2$ , каде  $E$  е енергија,  $m$  е масата на материјата, а  $c$  е брзина на светлината.

Во природата сè е материја. Сè што може макроскопски да се набљудува, осознае и перцепира е направено од материи (хемиски супстанции). Биолошките организми се материја, растителната и анималната храна е материја, процесите на дишење вклучуваат бројни циклуси на хемиски процеси.



Целокупната животна средина претставува материја, илјадници хемиски супстанции подложени на бројни хемиски трансформации го обезбедуваат функционирањето на екосистемите на Земјата планета и целокупната Галаксија. Генерален преглед на значајни периоди од развојот на хемијата како наука, хронолошки се претставени на слика 1.

## **1.2. Современи примени на хемијата во биотехничките науки**

Сите науки се поврзани со основните хемиски концепти, затоа хемијата се смета за централна наука. Хемиската наука зазема значајна улога во биотехничките науки, вклучувајќи разбирање на хемиските процеси кои го поттикнуваат растот и развојот на растенијата до развој на нови ѓубрива, биостимулатори и пестициди.

Со примена на хемиски принципи во земјоделската наука, можеме да ги подобриме приносите на културите, да го зголемиме производството на храна и да промовираме одржливи земјоделски практики. Со разбирање на хемиските процеси коишто го поттикнуваат растот и развојот на растенијата, возможно е да се идентификуваат молекуларни и биохемиски процеси коишто ќе придонесат за унапредување на растителните култури со отпорност на суша и други ризик фактори од животната средина. Со користење на хемиски технологии во комбинација со генетски инжинеринг и молекуларни модификации, се овозможува развивање нови сорти од растителните култури коишто имаат унапредени квалитативни и квантитативни својства (Trimble, 1975; Swaddle, 1997; Lippard & Edwards 2009).

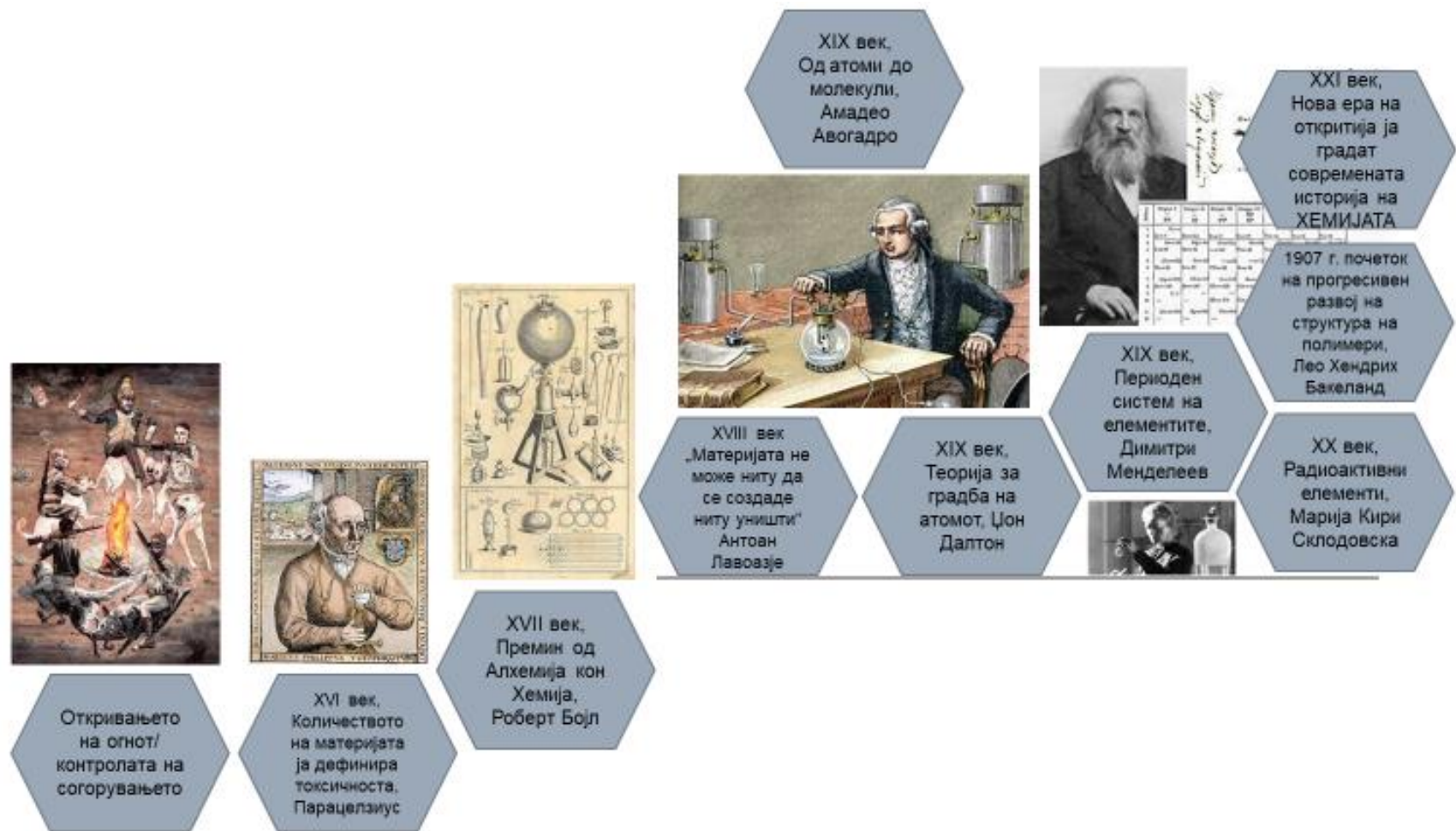
Посебен акцент се дава на науката за почвата како научно поле каде што хемијата е од суштинско значење во земјоделството, при што проучувањето на хемијата на почвата е значајна област на истражување и развој. Разбирањето на хемискиот состав на почвата и интеракциите помеѓу материите во почвата и кореновиот систем на растенијата, може да помогне да се идентификуваат дефицитите на хранливи материи и да се развијат стратегии за подобрување на плодноста на почвата. За проучување на хемијата на почвата и за идентификување на потенцијалните ризик фактори, се користат современи аналитички техники, коишто се базирани на принцип на флуоресценција, рендгенската дифракциона анализа, инфрацрвената спектроскопија, атомската и масената спектрометрија, како и ултравиолетовата и видлива спектрометрија (Sykes, 1991).

Хемијата, исто така е есенцијална во развојот на ѓубривата, биостимулаторите и пестицидите. Со разбирање на хемиските процеси кои го поттикнуваат растот и развојот на растенијата, научниците можат да развијат нови ѓубрива кои ги обезбедуваат хранливите материи што им се потребни на растенијата за да напредуваат. Слично на тоа, со разбирање на хемиските својства на штетниците и нивните интеракции со земјоделските култури, научниците можат да развијат нови пестициди кои се поефикасни и поеколошки.

Друга област каде што хемијата е од суштинско значење во земјоделството е проучувањето на физиологијата на растенијата. Разбирањето на хемиските процеси кои ја поттикнуваат фотосинтезата, дишењето и другите процеси на растенијата може да помогне да се идентификуваат начини за подобрување на приносите на културите и намалување на влијанијата врз животната средина. На пример, со проучување на хемиските реакции кои ја поттикнуваат фотосинтезата, научниците можат да развијат нови техники за зголемување на ефикасноста на фотосинтезата и подобрување на приносот на земјоделските култури.

Хемијата е исто така важна во проучувањето на хемијата на храната. Посебно во делот на примена на хемиски методи за утврдување и контрола на квалитетот и безбедноста на храната. Генерално, хемијата игра значајна улога во земјоделството и производството на храна, од разбирање на хемијата на почвата до развој на нови технологии и практики.





Слика 1. Хронолошки преглед на позначајни настани во развојот на хемијата како наука (авторот)



## ПОГЛАВЈЕ 2. МАТЕРИЈА И ОСНОВНИ ПОИМИ ВО ХЕМИЈАТА

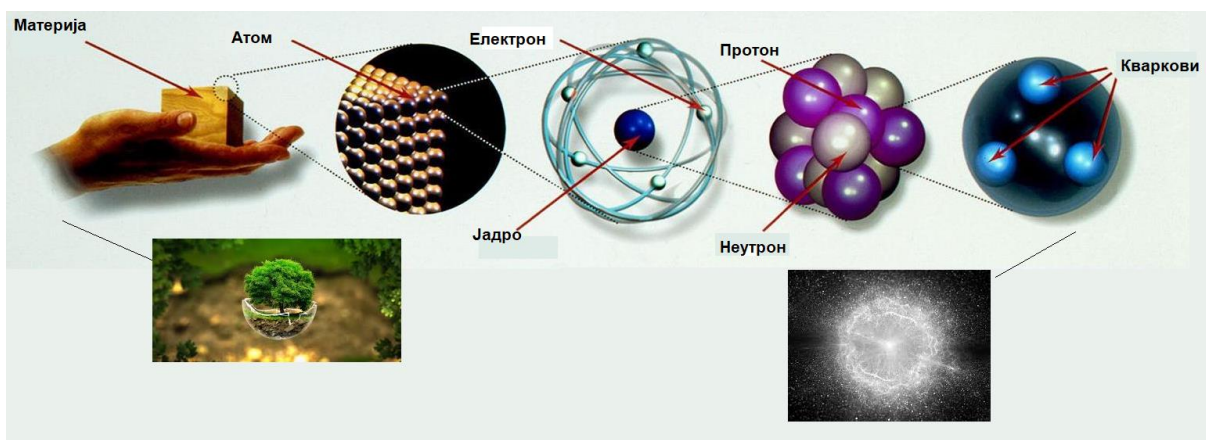
## ПОГЛАВЈЕ 2. МАТЕРИЈА И ОСНОВНИ ПОИМИ ВО ХЕМИЈАТА

Се верува дека времето, просторот, енергијата и материјата се создале пред 13,7 милијарди години при настанот наречен Големата експлозија. На самиот почеток вселената била бескрајно густа и незамисливо жешка и имала чиста енергија. Меѓутоа, во дел од секундата се појавиле огромен број на фундаментални честички, создадени од енергијата при ладењето на вселената. Во текот на стотици илјада години овие честички се соединиле во првите атоми.

### 2.1. Генерални дефиници и термини

На микроскопско ниво, вселенската материја е составена од елементарни честички, од кои некои, под дејство на различни сили, се групираат во атоми и јони. Освен овој добро проучен облик на материјата, таа постои и во други облици. Поголемиот дел од масата во вселената е составен од „темна материја“ чија вистинска природа сè уште не е позната (Cowan, 1981; Billinge & Levin, 2007).

Материјата во потесна смисла претставува сè што има маса, односно, сè она на што влијае гравитацијата. Најголемиот дел од материјата на Земјата е составен од атоми и јони. Меѓутоа во другите делови од вселената материјата постои под голем број различни услови и има различни облици, од ретка меѓу-свездена материја до материја на бесконечно густо црни дупки. Не е целата оваа материја составена од атоми, но, сепак е составена од некаков вид честички. Некои честички се елементарни, односно не содржат помали составни делови (Alpher et al., 1948). Највообичаени честички на обичната материја (Земјената материја), се кварковите и електроните коишто образуваат атоми и јони и се дел од видливата материја (слика 2).



**Слика 2.** Генерален преглед на составни делови на материјата, адаптирано од: <http://www.benediktdiemer.com/teaching/astr340-cosmology/>

Голем дел од обичната материја во вселената се наоѓа во облик на разреден гас внатре во самите галаксии и околу нив и во облик на уште поредок гас во просторот помеѓу галаксиите (Levere, 2001). Гасовитата смеса главно е составена од атоми на водород и хелиум, иако некои облаци во галаксиите содржат атоми на потешки елементи и едноставни молекули. Облак од галактички гас се измешани со прав – ситни цврсти честички на јаглерод или други супстанции, како што се силикатите (соединенија на силициум и кислород). Во галаксиите правот и честичките ја создаваат меѓу-свездената материја (Silberberg et al., 2006).

**Материјата** е сè што има маса и зафаќа простор. Масата е мерка за количеството на материја во примерок од кој било материјал.

**Енергијата** најчесто се дефинира како капацитет, односно способност за извршување работа. Генерално се познати многу форми на енергија вклучувајќи механичка енергија, електрична енергија, топлинска енергија и светлосна енергија. Енергијата може да се класифицира во два главни типа: а) потенцијална енергија и кинетичка енергија. Потенцијална енергија претставува енергијата што ја поседува некој предмет или примерок од материјал поради неговата положба или состав, и б) кинетичка енергија претставува способност на телата за вршење на работа.

**Хемиските процеси** се состојби на трансформација на материјата. Хемиските процеси се егзотермни или ендотермни реакции. Егзотермна реакција е оној тип на реакција во која енергијата се ослободува во околината, најчесто како топлина. Ендотермна реакција е оној вид на реакција во која енергијата се апсорбира од околината.

**Закон за зачувување на материјата:** При хемиските процеси количеството на материјата не се променува.

**Закон за зачувување на енергијата:** Енергијата не може да се создаде или уништи, таа може да се претвори само од еден вид во друг.

**Закон за зачувување на материјата и енергијата:** Односот помеѓу материјата и енергијата е поставен од Алберт Ајнштајн со равенка:  $E = m \cdot c^2$ , каде,  $m$  е масата на материјата, а  $c$  е брзината на светлината.

**Хемиски својства** се карактеристични својства коишто материјата ги покажува додека претрпува одредени промени во хемискиот состав.

**Физички својства** се карактеристични својства коишто можат да се забележат во отсуство на каква било хемиска реакција; односно: боја, густина, цврстина, температура на топење, температура на вриење и електрична и топлинска спроводливост.

И хемиските и физичките промени секогаш се придружени со апсорпција или ослободување на енергија. Потребна е енергија за да се стопи мразот, а потребна е енергија за водата да врие и испарува. Спротивно на тоа, при кондензацијата на пареата за да се формира течна вода секогаш се ослободува енергија, како и замрзнувањето на течната вода, за да се формира мраз (Speight, 2005).

## 2.2. Состојби на материјата

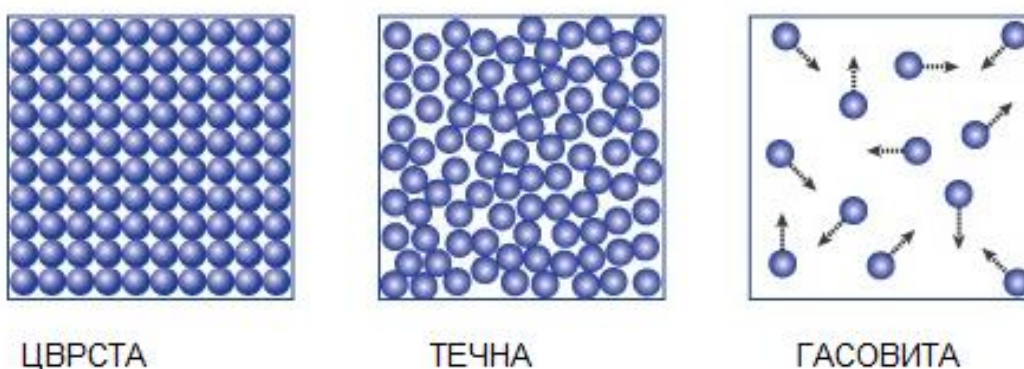
Сите материи што природно постојат на Земјата се составени од атоми, групи атоми што формираат молекули или јони, односно атоми или молекули што добиле или изгубиле еден или повеќе електрони. Во секојдневното живеење материјата околу нас се појавува во три состојби: цврста, течна и гасовита (слика 3), а таа состојба го одредува распоредот и движењето на честичките од коишто е составена (Sidgwick, 1950).

За да ги разбереме различните состојби во кои може да постои материјата, потребно е да се посочат некои основни принципи на кинетичка молекуларна теорија на материјата. Кинетичката молекуларна теорија има голем број на аспекти, но овде ќе наведеме само неколку. Еден од основните концепти на теоријата посочува дека атомите и молекулите поседуваат енергија на движење што ја доживуваме како температура. Со други зборови, атомите и молекулите постојано се движат, а ние ја мериме енергијата на овие движења преку температурата на супстанцата.



Колку повеќе енергија има една супстанца, толку повеќе молекуларно движење ќе има, и толку повисока ќе биде воочената температура. Количеството на енергија што ја имаат атомите и молекулите (а со тоа и количеството на движење) влијае на нивната интеракција едни со други (Sidgwick, 1950). Атомите и молекулите се привлекуваат еден кон друг и како резултат на различни меѓумолекуларни сили. Атомите и молекулите кои имаат релативно мало количество на енергија (и движење) силно ќе стапуваат во интеракција едни со други, додека оние кои имаат релативно висока енергија незначително ќе стапуваат во интеракција, дури и воопшто, со другите.

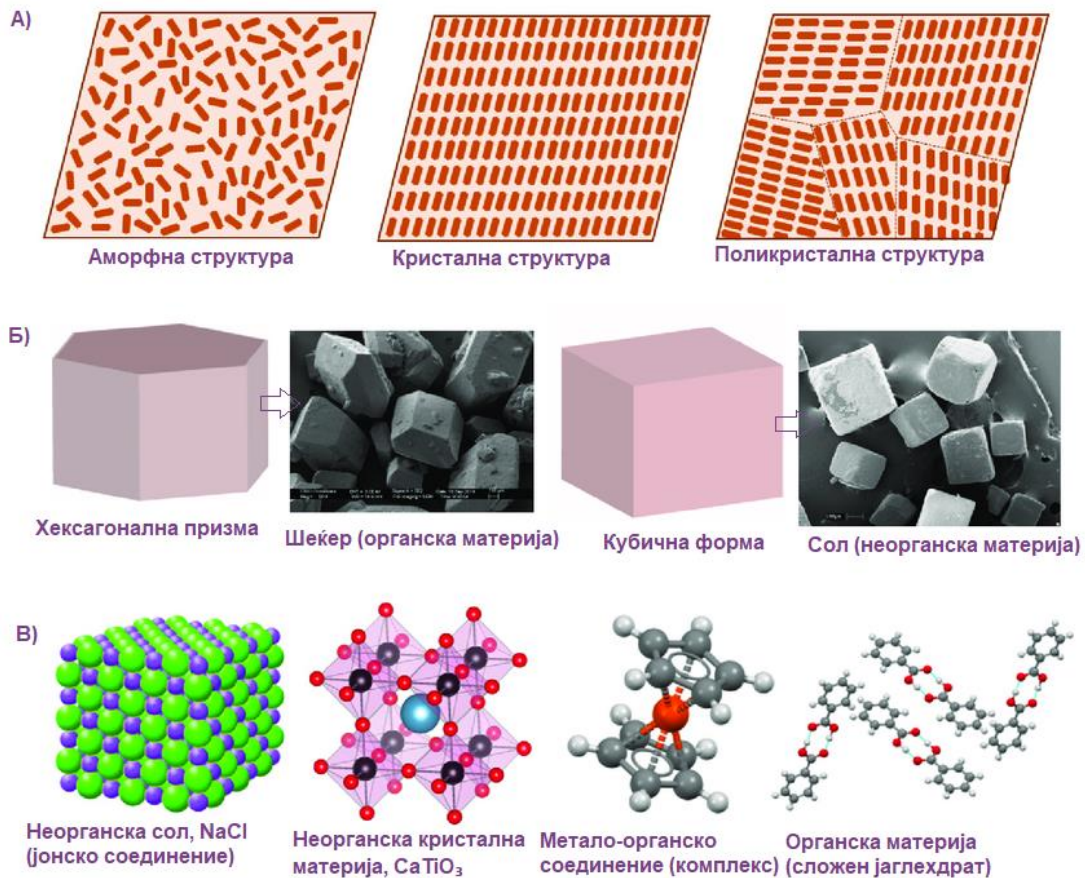
Атомите коишто имаат релативно ниска енергија и стапуваат во интеракција со други атоми, имаат тенденција да ја „прицврстат“ својата положба во однос на другите атоми. Генерално овие атоми формираат „тврда“ супстанца, она што во хемиската наука се одредува како цврста агрегатна состојба. Атомите кои поседуваат повисока енергија, ќе се движат слободно еден покрај друг, дисперзирајќи слободно во просторот и формирајќи состојба на материјата којашто физичко-хемиски се одредува како гасовита материја или гасовита агрегатна состојба (Porterfield, 2013).



**Слика 3.** Распоред и состојби на честичките на материјата во цврста, течна и гасовита агрегатна состојба, адаптирано од: <https://www.goscience.eu/models-ui.php?science=physics>

Кај **цврстата материја** распоредот на честичките е одреден од хемиските врски, при што тие можат само да вибрираат. Топлината кај оваа состојба им дава енергија и ги зголемува нивните вибрации, но тие секогаш остануваат во иста положба и даваат цврстина на материјата. Нејзиниот облик може да се смени само со физичка сила. Во зависност од интрамолекуларните интеракции на честичките цврстите материји можат да бидат: а) цврсти молекурани материји; б) цврсти материји со ковалентни врски; в) цврсти материји со јонски врски; г) цврсти материји со метални интеракции на честичките (типични метали), како што е прикажано на слика 4. Кај молекуларните цврсти материји, внатрешните интеракции во молекулите се од ковалентна природа, но интермолекуларните интеракции се со послаби поларни врски, како на пример водородната врска. Овие материји најчесто имаат ниски температури на топење, имаат слаби својства за спроведување на електричество, имаат висока растворливост во вода, заради поларните интеракции. Кај цврстите материји со ковалентна природа, врските помеѓу атомите и молекулите се поларни ковалентни интеракции. Дијамантот и графитот се типичен пример за вакви материји. Се одликуваат со висока цврстина, најчесто не се добри спроводници заради делокализацијата на валентните електрони околу ковалентните врски и не се растворливи во вода. Јонските цврсти материји, се составени од спротивно наелектризирани јони меѓусебно поврзани со јонски врски. Овие цврсти материји имаат карактеристична кристална структура, високи температури на топење, делумно се растворливи во вода.

Металните цврсти материји се составени од метални атоми поврзани меѓу себе со метална врска; се карактеризираат со типична метална структура и цврстина, и се типични спроводници на електричество (Perry, 2016).



**Слика 4.** Шематски приказ на структурата на цврстата материја, адаптирано од: <https://pressbooks-dev.oer.hawaii.edu/chemistry/chapter/the-solid-state-of-matter/>

Честичките на **течностите и гасовите** имаат доволно енергија за да се движат, што значи дека овие материји „течат“.

Кај течностите, помеѓу честичките и понатаму постои привлекување што ги држи заедно без менување на зафатнината (на одредена температура), но таа сила на привлекување е послаба отколку кај цврстата материја. Течностите за разлика од цврстите тела, немаат утврдена форма и добиваат форма на садот во кој се наоѓаат. Течностите се формираат кога енергијата (обично во форма на топлина) на системот е зголемена и крутата структура на цврстата состојба се распаѓа. Во течностите, молекулите можат да се движат една покрај друга и да се судрат со други молекули; сепак, тие остануваат релативно блиску една до друга како цврстите материји. Често во течностите, меѓумолекуларните сили ги повлекуваат молекулите заедно. Како што се зголемува температурата на течноста, интензитетот на движење на поединечните молекули се зголемува.

Како резултат на тоа, течностите можат да „течат“ за да го добијат обликот на садот во кој се наоѓаат, но тие не можат лесно да се компресираат бидејќи молекулите се веќе доволно блиску една до друга. Оттука, течностите имаат недефиниран облик, но дефиниран волумен.

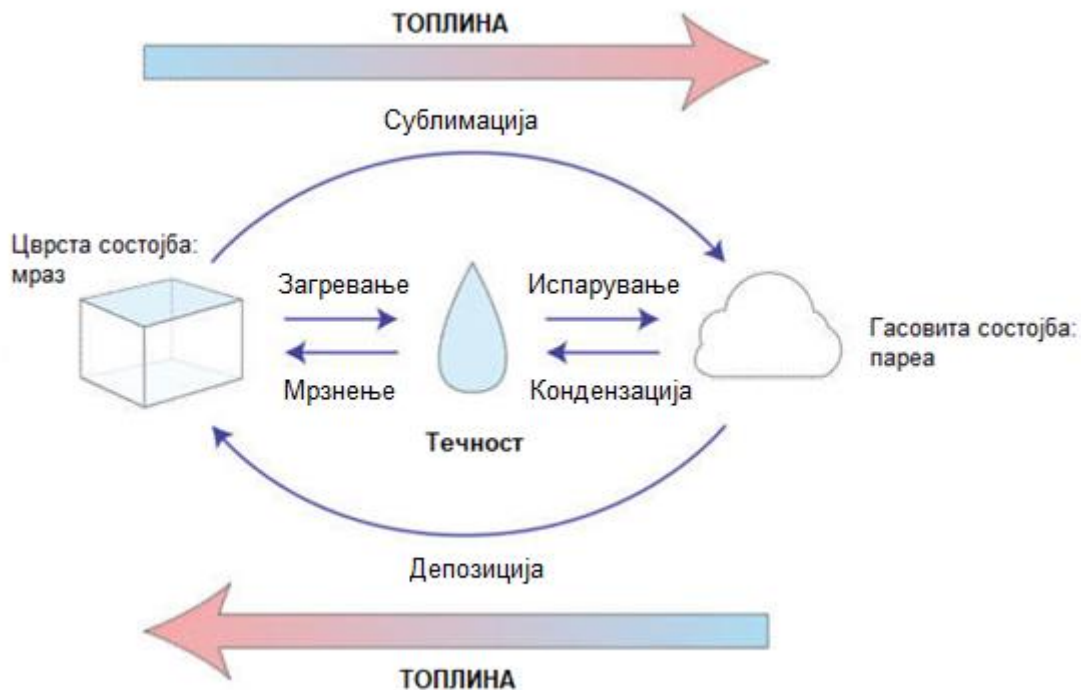
Кај гасовите, заемното привлекување на честичките е занемарливо. Затоа честичките на гасовите слободно и независно се движат, на што се должи состојбата да гасовитите материји немаат постојан облик ниту волумен. Гасовите се формираат кога енергијата во системот ги надминува сите привлечни сили помеѓу молекулите. Така, молекулите на гасот имаат незначителна интеракција едни со други. Во гасна состојба, молекулите се движат значително брзо, во која било насока, ширејќи се на поголеми растојанија во просторот. Како што се зголемува температурата на гасот, интензитетот на движење на поединечните молекули се зголемува. Гасовите се шират за да го зафаќаат целосно просторот со ограничување (односно садот во кој се наоѓаат) и имаат мала густина. Бидејќи поединечните молекули се просторно разделени и лесно можат да се движат наоколу во гасовита состојба, гасовите може лесно да се компресираат и не поседуваат дефиниран облик на материјата (Raj, 2008; Reedijk & Poerpelmeier, 2013).

### 2.3. Менување на состојбата на материјата

Кога материјата преминува од една состојба во друга таа промена е позната како „менување на состојбата“, односно промена на агрегатната состојба на материјата. Примери се цврсто тело што се топи, течност што врие, пареа што кондензира во течност и течност што преминува во цврста агрегатна состојба (слика 5). Металот може да се свива и да ја промени формата кога ќе се загрее, па неговите атоми имаат поголема енергија, иако се и натаму хемиски сврзани: загреаниот метал и натаму е цврст. Но кога најпосле ќе се стопи (со континуирано зголемување и на температурата и изложеноста на топлина) неговите честички слободно се движат при новата состојба односно во течната фаза: топењето е нагло менување на состојбата (Reedijk & Poerpelmeier, 2013).

Чистите супстанции можат да бидат изложени на топење, мрзнење, вриење, или кондензирање на одредени **специфични температури**: температура на топење, температура на вриење и температура на мрзнење. Тие температури, можат да се употребат како мерки за чистота на супстанците, бидејќи секое загадување на чистите супстанции влијае на нивните вредности. На пример, чистата вода мрзне на 0 °C, а солта растворена во морската вода ја намалува нејзината температура на мрзнење на околу -2 °C. За да се истопи цврстото тело, честичките мора да добијат доволно енергија за да се ослободат од врските што ги држат заедно. Тие мора да добијат дополнителна енергија за да преминат во состојба на гас. Во двата случаи, количеството топлина потребно да се смени состојбата (но без менување на температурата) се нарекува латентна топлина, којашто се променува од една супстанца до друга. Само неколку супстанции имаат аномални својства, односно директно ја менуваат состојбата од цврста во гас, без течна состојба, и овој процес се нарекува сублимација (Trotman-Dickenson, 1973). Генералните процеси на променување на агрегатната состојба на материите (гасовита-течна-цврста) се претставени на слика 5, притоа:

- Испарување претставува промена на агрегатната состојба од течна во гасовите агрегатна состојба;
- Кондензација претставува промена на агрегатната состојба од гасовита во течна агрегатна состојба ;
- Мрзнење или замрзнување претставува промена на агрегатната состојба од течна во цврста агрегатна состојба;
- Сублимација претставува процес на директно преминување на супстанците од цврста во гасовита агрегатна состојба;
- Депозиција претставува процес на директно преминување на супстанците од гасовита во цврста агрегатна состојба.



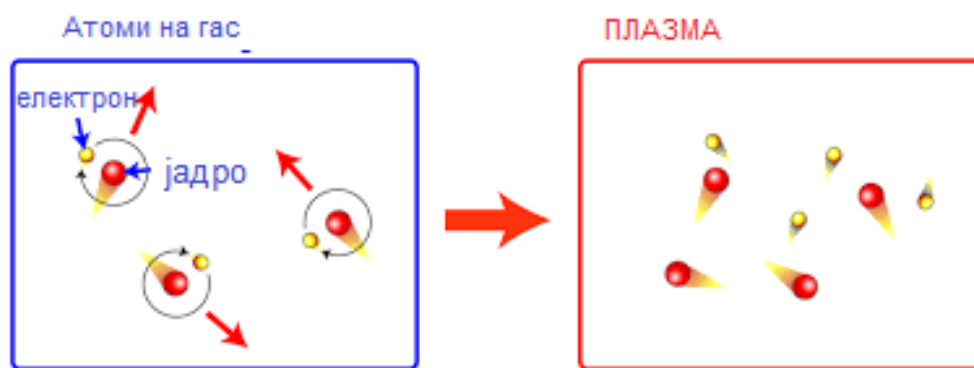
**Слика 5.** Состојби и процеси на конверзија помеѓу агрегатните состојби, адаптирано од: <https://edu.rsc.org/resources/higher-education>

**Четврта состојба на материјата претставува плазмата.** Во 1879 г. Вилјам Крукс експериментирал со гасовити материи и ја открил четвртата состојба на материјата. Ја нарекол „блескава материја“. Подоцна англискиот физичар Џ. Џ. Томсон докажал дека одреден број на честички во гасот ги губат своите електрони, па таа состојба на материјата е составена од негативни електрони и позитивни јони коишто се движат (слика 6). Оваа состојба на материјата американскиот научник Ирвинг Лангмјур во 1928 г. ја нарекол плазма.

Плазмата наликува на гас, но за разлика од гасовите, плазмата има способност да спроведува електричество и моќно да реагира на електромагнетни полиња. Плазмата сочинува над 99% од видливиот Универзум. Бидејќи голем дел од Универзумот е составен од плазма, неговото однесување и својства се од значаен интерес за научниците во многу дисциплини. Она што е значајно, на температурите потребни за целта на практичната енергија на фузија, целата материја е во форма на плазма. Истражувачите ги користеле својствата на плазмата како наелектризиран гас за да ја ограничат со магнетни полиња и да ја загреат на температури повисоки од температурата на јадрото на Сонцето (Fridman, 2008).

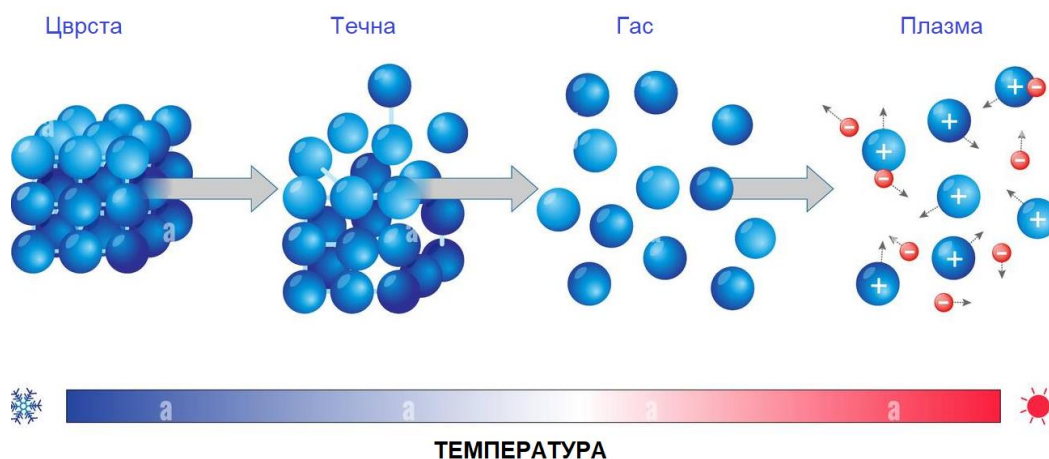
Плазмата претставува состојба на јонизирани гасови со висока температура (слика 7). Плазмата се формира во услови на екстремно висока енергија, толку висока, што молекулите се разделуваат и постојат само како слободни атоми. Плазмата има висока енергија којашто овозможува или индицира надворешните електрони да се отстранат од околината на атомското јадро на поединечни атоми, со што се формира гас од високо енергични и позитивно наелектризирани јони. Бидејќи атомите во плазмата постојат како наелектризирани јони, плазмата се однесува поинаку од гасовите, што претставува четврта состојба на материјата. Плазмата обично може да се воочи и во нашето секојдневие; условите со висока енергија што постојат во ѕвездите како што е нашето Сонце ги принудуваат поединечните атоми во состојба на плазма (Koval et al., 2015).





**Слика 6.** Создавање на плазма (состојба на атомите кај плазма), адаптирано од: <https://edu.rsc.org/resources/analysis>

Плазмата се смета за четврта состојба на материјата. Иако цврстите, течните и гасовитите состојби на материјата се почести на Земјата поради нивните услови за температура и притисок, додека плазмата е доминантна состојба на материјата низ Универзумот. Се проценува дека до 99% од материјата се наоѓа во состојба на плазма, на пример, во јонсферата, Сонцето и другите ѕвезди (Lackmann и Vandow, 2014). Покрај тоа, возможно е да се произведуваат плазми, а многу од нив се дел од нашиот секојдневен живот (на пример, телевизори или монитори со плазма екрани, флуоресцентни цевки или неонски светилки кои се користат во осветлувањето и како индикатори во опремата итн.). Плазмата се користи за индустриски цели, на пример, за давање одредени функционални својства на материјали (хартија, пластика, ткаенини или електронски елементи), за електростатско таложење на фини честички, за генерирање на озон или како активен медиум за процеси на хемиска синтеза (Koval et al., 2015).



**Слика 7.** Преглед на распоред на честичките кај различните агрегатни состојби на материјата, адаптирано од: <https://edu.rsc.org/resources/analysis>

За да се создаде плазма, потребно е гасот (од кој се создава плазмата) да се снабдува со енергија за да се предизвика јонизација на атомите на гасот (слика 7). Енергијата од создаденото електромагнетно поле индуцира слободните електрони да се забрзаат и да ги јонизираат атомите и молекулите на гасот. Молекулите на гасот ослободуваат повеќе слободни електрони коишто пак предизвикуваат нови јонизации.

Покрај тоа, возбудените електрони произведуваат молекуларни дисоцијации, со формирање на нови атоми и слободни радикали, исто така способни да ги возбудат атомите и молекулите на повисоки нивоа на енергија. Возбудените атоми и молекули, кога се враќаат во постабилна состојба, испуштаат вишок енергија во форма на електромагнетно зрачење со широк спектар, вклучително и ултравиолетово (УВ) зрачење. Следствено, плазмата во основа е составена од молекули и атоми во возбудена состојба, позитивни и негативни јони, слободни радикали, електрони, УВ зрачење и реактивни видови кислород и азот, како што се озон, супероксид, хидроксилни радикали, единечен кислород, атомски кислород, азот моноксид или азот диоксид. Сепак, спектарот на примена на нови технологии базирани на создавање на плазма допрва ќе го доживува својот експанзивен развој (Koval et al., 2015).

Според нивната температура, плазмата може да се класифицира во две големи групи: термални и ладни плазми (Mankelevich et al., 2008; Lee et al., 2013). Термалните плазми можат да достигнат температури до неколку илјади Целзиусови степени и се користат во апликации каде што се потребни високи температури, како што се процесите на лиење во металуршката индустрија или во процесите на хемиска синтеза (на пример, производство на ацетилен од природен гас). Додека ладни или нетермални плазми (Non-Termal Plasma, NTP) со температури блиски до температурата на околината, се погодни за третмани на материјали коишто се чувствителни на топлина.

#### **2.4. Развој и примена на современи технологии на принципот на плазма во земјоделските науки**

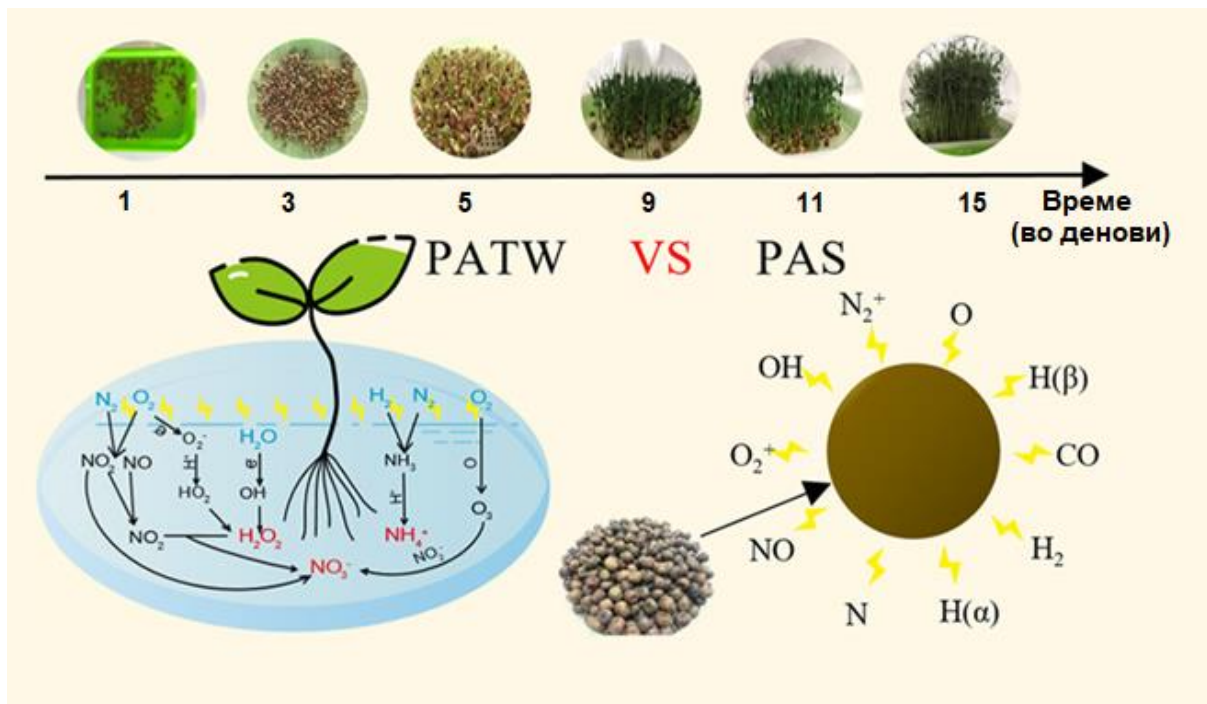
Во последниве години, примената на ладната или нетермална плазма (NTP) во производство на храна прогресивно се зголемува. Многу објавени написи и прегледи во литературата се фокусирани на употребата на плазмата со разни намени во производството на растителна и анимална храна (Shelar et al., 2022). Можноста за користење на плазма како технологија за деконтаминација на површината за првпат била посочена во доцните 60-ти години од минатиот век во еден американски патент (Menashi, 1968). Сепак, концептот на нетермална плазма сè уште не бил применет во прехранбената индустрија во тој момент, бидејќи ладната плазма можела да се добие само под услови на вакуум и при експериментални услови, што било исклучително финансиски неодржлив процес, односно не било применливо во индустриски услови.

Технолошкиот напредок доживеан кон крајот на 90-тите години од минатиот век, во однос на изворите на генерирање плазма, овозможило развој на опрема способна да генерира плазма во услови на атмосферски притисок, со што се избегнувала потребата од вакуумски пумпи и олеснување на континуираните третмани со релативно едноставна и финансиски достапна опрема.


Нетермалната плазма добила значително внимание во последниве години поради нејзината зголемена примена во земјоделството, технологијата на храна, како и медицината (слика 8). Генерирањето на NTP доведува до создавање на реактивни наелектризирани честички како што се електрони и јони и неутрални честички, кои емитуваат ултравиолетово зрачење и создаваат енергетски полиња. Плазмата генерира реактивни видови на кислород и азот, што води до промена во својствата на растворот, како што се pH, електричната спроводливост и потенцијалот за намалување на оксидацијата (Attri et al., 2020). Овие состојби можат да имаат влијание на интензитетот на растење на семето, подобрување на растот на растенијата и зголемување на приносите на земјоделството. Апликациите на NTP во земјоделството имаат предности во однос на конвенционалните процеси. Покрај тоа, NTP може да се користи за третирање на семиња и култури без да се оштетат истите (Gao et al., 2019; Švubová et al., 2021; Shelar et al., 2022).

Општо земено, апликациите на нетермална активна плазма во земјоделството се класифицираат како употреба во предбербените процеси и во постбербените процеси. Употребата на нетермална активна плазма во постбербените процеси опфаќаат: зачувување на храна и преработка на храна. Од друга страна, технологијата на NTP може да се користи при предбербените подготовки на различни нивоа како стерилизација на семиња, подобрување на 'ртливоста на семето, намалување на ризикот од инфекција на патогени во почвата и слично (Švubová et al., 2021).

Последнава деценија интензивно се работи на примената на технологии базирани на нетермална плазма. Ваков пример се употребата и позитивните ефекти на плазма-третираната вода (PTW), позната и како плазма-активирана вода (plasma-activated water, PAW) врз 'ртење на семето, растот на растенијата, развојот на зелена маса, зголемување на количеството на хлорофил, како и подобрување на други квалитативни својства кај растителните култури (слика 8). Примената на плазма-базирани технологии се новитет во современото земјоделие, коишто треба не само да го унапредат земјоделското производство, туку и да бидат практично применливи и финансиски исплатливи за производителите (Gao et al., 2019; Švubová et al., 2021; Shelar et al., 2022).



**Слика 8.** Ефектите на примена на нетермална плазма; плазма-активираната вода (plasma-activated tap water, PATW) и плазма-активирани семиња (plasma-activated seeds, PAS) се тестирани за подобрување на квалитативни својства: 'ртење, висината на расад, сувата тежина и содржината на хлорофил (Gao et al., 2019)



## ПОГЛАВЈЕ 3. МЕРНИ ЕДИНИЦИ, ВЕЛИЧИНИ И КОНВЕРЗИЈА НА МЕРНИ ЕДИНИЦИ

### ПОГЛАВЈЕ 3. МЕРНИ ЕДИНИЦИ, ВЕЛИЧИНИ И КОНВЕРЗИЈА НА МЕРНИ ЕДИНИЦИ

Мерните единици се користат за претставување на физичките величини како што се должина, тежина, температура, површина, волумен, итн. Метрологијата е наука за развој на интернационално прифатени мерни единици. Во физиката и метрологијата, **мерните единици се стандарди за мерење на физичките величини** на кои им се потребни јасни дефиниции за да бидат практично применливи. Стандарден систем на единици го олеснува ова. Научните системи на единици се префинетост на концептот на тежини и мерки, историски развиени за комерцијални цели. Мерната единица е дефинитивна големина на величина, дефинирана и усвоена со конвенција или со закон, која се користи како стандард за мерење на ист вид на величина. Секоја друга големина од таа величина може да се изрази како множител на мерната единица (IEEE/ASTM SI 10TM 2002).

Науката, посебно подрачјата на инженерството и медицината често користат поголеми и помали мерни единици од оние што се користат во секојдневниот живот. Разумниот избор на мерните единици може да им помогне на истражувачите во решавањето на проблемите (Housecroft & Sharpe, 2008).

Историски гледано, мерните единици биле дефинирани со физички објекти или својства на материјалите. На пример, метарот бил дефиниран со должината помеѓу линиите врежани на метална шипка, а килограмот бил дефиниран како маса на еден цилиндар од платина-иридиум метал - меѓународен прототип на килограм (International Prototype of Kilogram, IPK).

Во овие два примера, дефиниција била и реализацијата – физичката форма – на единицата. Сепак, таквите физички претстави може да се променат со текот на времето и се подложни на оштетување или загуба.

Величина во општа смисла е својство кое се припишува на феномени, тела или супстанции што може да се квантифицираат или да се доделат на одредена појава, тело или супстанца. Величината во одредена смисла е квантитативно или доделено својство кое се припишува на одредена појава, тело или супстанца. Физичка величина е величина што може да се користи во математичките равенки во науката и технологијата.

Мерната единица е одредена физичка големина, дефинирана и усвоена со конвенција, со која се споредуваат други одредени количества од ист вид за да се изрази нивната вредност. Вредноста на физичката величина е квантитативен израз на одредена физичка големина како производ на број (нумеричка вредност) и мерна единица. Така, нумеричката вредност на одредена физичка големина зависи од единицата во која се изразува.

При изразување на поголеми и помали големини коишто се однесуваат на една иста величина, се користат префикси за користење на децимални множители на мерните единици (табела 1). Тие треба да се користат за да се овозможи, нумеричките вредности кои се претставени да останат на скалата од декадни единици. Групирањето формирано од префиксниот симбол прикачен на симболот на единицата претставува нов неразделлив симбол на мерната единица. Потребата од усвојување на префиксите како помошна алатка во изразувањето на поголемите и помалите единици за една иста физичка величина, овозможува изразување на различни големини за едно исто својство на материјата.



**Табела 1.** Декадни единици, како префикси на мерните единици

Мултиплицирачки фактор	Име/симбол	Декаден степен
1 000 000 000 000 000 000 000 000 000 000 000	квета (Q)	$10^{30}$
1 000 000 000 000 000 000 000 000 000	рона (R)	$10^{27}$
1 000 000 000 000 000 000 000 000	јота (Y)	$10^{24}$
1 000 000 000 000 000 000 000	зета (Z)	$10^{21}$
1 000 000 000 000 000 000	екса (E)	$10^{18}$
1 000 000 000 000 000	пета (P)	$10^{15}$
1 000 000 000 000	тера (T)	$10^{12}$
1 000 000 000	гига (G)	$10^9$
1 000 000	мега (M)	$10^6$
1 000	кило (k)	$10^3$
100	хекто (h)	$10^2$
10	дека (da)	$10^1$
1		$10^0$
0,1	деци (d)	$10^{-1}$
0,01	центи (c)	$10^{-2}$
0,001	мили (m)	$10^{-3}$
0,000 001	микро ( $\mu$ )	$10^{-6}$
0,000 000 001	нано (n)	$10^{-9}$
0,000 000 000 001	пико (p)	$10^{-12}$
0,000 000 000 000 001	фемто (f)	$10^{-15}$
0,000 000 000 000 000 001	ато (a)	$10^{-18}$
0,000 000 000 000 000 000 001	зепто (z)	$10^{-21}$
0,000 000 000 000 000 000 000 001	јокто (y)	$10^{-24}$
0,000 000 000 000 000 000 000 000 001	ронто (r)	$10^{-27}$
0,000 000 000 000 000 000 000 000 000 001	квекто (q)	$10^{-30}$

### 3.1. Дефиниции на единиците според Меѓународниот систем на единици (SI)

Долг период научниците ги евидентирале податоците за големините на величините со метрички (децимални) единици, коишто декадно се поврзани (степените со основа 10). Историски гледано, првиот метрички систем е усвоен 1799 г. Пред дефинициите усвоени во 2018 година, Меѓународниот систем на единици (SI) вклучувал седум основни единици од кои изведените единици се конструирани како производи на моќноста на основните единици. Хронолошкиот историски преглед на развојот на метрички систем е претставен на слика 9.

Концептот на основните и изведени единици се одржува бидејќи е корисен и историски добро воспоставен, забележувајќи исто така дека серијата стандарди ISO/IEC 80000, коишто ги специфицираат основните и изведените величини, одговараат на основните SI единици и изведените единици (The International System of Units - SI, 2001). Симболите за величините се генерално единечни букви од латинската или грчката азбука мали или големи, закосени (италик фонт). Симболите за мерните единиците се испечатени со исправен (римски) фонт.



**Слика 9.** Преглед на хронолошкиот развој на унифициран метрички систем, (International System of Units-SI, Меѓународен систем на единици), адаптирано од: <https://www.nist.gov/pml/owm/metric-si/si-units>

Поаѓајќи од дефиницијата на SI во однос на фиксните нумерички вредности на дефинирачките константи, дефинициите на секоја од седумте основни единици се изведени со користење, како што е соодветно, една или повеќе од овие дефинирачки константи за да се даде следнава група на дефиниции:

**Секунда - симбол на мерната единица е s**, претставува SI единица за физичката величина време. Дефинирана е како време од 9192631770 периоди од зрачењето кое одговара на преминот на две хиперфини нивоа од основната состојба атомот на цезиум ( $\text{Cs}^{133}$ ) на температура од 0 K.

**Метар - симболот на мерната единица е m**, претставува SI единица за физичката величина должина. Единицата за должина е еднаква на изминат пат којшто го минува светлината низ вакуум за време од  $1/299792458$  секунди. Од метарот се изведени неколку други мерни единици како што се:

- Изведена единица за брзина е метар во секунда ( $\text{m s}^{-1}$ ). Брзината на светлината во вакуум е 299792458 метри во секунда.
- Изведена единица за забрзување е метар во секунда во секунда ( $\text{m s}^{-2}$ ).
- Изведена единица површина е квадратен метар ( $\text{m}^2$ ).
- Изведена единица за волумен е кубен метар ( $\text{m}^3$ ). Литар, L (1 кубен дециметар), иако не е SI единица, е прифатен за употреба со SI и најчесто се користи при мерење на волуменот на течноста, но се користи и при мерење на гасови и цврсти материи.

**Килограм - симбол на мерната единица е kg**, е SI единица за физичката величина маса. Се дефинира како маса еднаква на масата на меѓународниот прототип за килограм (еталон од платина и иридиум) чуван во Меѓународното биро за тегови и мерки. Изразите „маса“ и „тежина“ често се користат со исто значење, но физичко-хемиски гледано ова се различни величини. Масата е мерка за количеството материја содржано во еден предмет; додека тежината претставува: силата со која гравитацијата дејствува на еден предмет.

**Ампер - симболот на мерната единица е A**, е SI единица на физичката величина електрична струја. Амперот е мерка за количината на електричен полнеж во движење по единица време - односно електрична струја. Но, количината на електричен полнеж сама по себе, без разлика дали е во движење или не, се изразува со друга SI единица, кулонот (C). Еден кулон е еднаков на околу  $6,241 \cdot 10^{18}$  електрични полнежи (e). Еден ампер е струјата во која еден кулон полнеж поминува низ дадена точка за 1 секунда.

**Келвин - симболот на мерната единица е K**, е SI единица за физичката величина термодинамичка (или апсолутна) температура. Таа се дефинира како  $1/273,16$  од термодинамичката температура на тројан точка на водата.

**Мол – симболот на мерната единица е mol**, SI единица за физичката величина количество на супстанца. Претставува количество супстанца која содржи толку елементарни единици, колку што има атоми во 0,012 килограми од изотопот на чистиот јаглерод 12. Еден mol содржи точно  $6,022 \cdot 10^{23}$  елементарни единици. Елементарни единици може да бидат атоми, молекули, јони, електрони или честички.

**Кандела, симбол на мерната единица е cd**, е SI единица за физичката величина светлосен интензитет во дадена насока. Во Меѓународниот систем на единици (SI) се дефинира како интензитет на светлина во дадена насока на извор кој емитува монохроматско зрачење со фреквенција  $540 \cdot 10^{12}$  Hz (херци) и има интензитет на зрачење во истата насока од  $1/683$  W sr (вати по стерadian).



Физичката величина претставува поим со кој приближно или прецизно се одредува некоја физичка појава или својство во природата. Според тоа, вредноста на некоја физичка величина претставува производ од бројната вредност на мерната единица.

Бидејќи различни единици не можат да се собираат и одземаат или изедначуваат, при вршење на овие операции треба да се изведат на исти единици. Во табела 2 е даден преглед на основните и изведените величини во Меѓународниот систем на единици (SI).

**Табела 2.** Преглед на физичките величини со соодветните мерните единици

Физичка величина		Единица	
Име	Симбол	Име	Симбол
<b>ОСНОВНИ ФИЗИЧКИ ВЕЛИЧИНИ</b>			
Должина	$l, x, r$	метар	m
Маса	$m$	килограм	kg
Време	$t$	секунда	s
Јачина на електрична струја	$I$	ампер	A
Температура	$T$	келвин	K
Интензитет на светлина	$I_v$	кандела	cd
Количество супстанца	$N$	мол	mol
<b>ИЗВЕДЕНИ ФИЗИЧКИ ВЕЛИЧИНИ</b>			
Име	Симбол	Име	Симбол
Сила	$F$	њутн	$N = \text{kg m s}^{-1}$
Притисок	$p$	паскал	$\text{Pa} = \text{N m}^{-1}$
Енергија, работа	$W$	џул	$J = \text{N m}$
Количество на топлина	$E, W, Q$	џул	$J = \text{N m}$
Можност	$P$	ват	$W = \text{J s}^{-1}$
Електричен полнеж	$Q$	кулон	$C = \text{As}$
Електричен потенцијал	$E$	волт	$V = \text{W A}^{-1}$
Електромоторна сила	$E$	волт	$V = \text{W A}^{-1}$
Електричен напон	$v, E, U$	волт	$V = \text{J C}^{-1}$
Електричен отпор	$R$	ом	$\Omega = \text{A}^{-1}$
Електрична спроводливост	$G$	сименс	$S = \text{A V}$
Електричен капацитет	$C$	фарад	$F = \text{C V}^{-1}$
Фреквенција	$f, n$	херц	$\text{Hz} = \text{s}^{-1}$
Радиоактивност	$A$	бекерел	$\text{Bq} = \text{s}^{-1}$
Густина	$\rho$		$\text{Kg m}^{-3}$
Волумен	$V$	Литар	$l, L (1 L = 1 \text{ dm}^3)$
Маса	$m$	Тон	$t (1 t = 10^3 \text{ kg})$
Време	$t$	Минута	$\text{min} (1 \text{ min} = 60 \text{ s})$
Притисок	$p$	Бар	$\text{bar} (1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa})$
Температура	$t$	Целзиусов степен	$^{\circ}\text{C}$ $(1^{\circ}\text{C} = 1 \text{ K}, T = t + T_0)$

Соодветно со изразувањето на големината на величините преку мерните единици, дозволено е користење на поголеми и помали изведени префикси за мерните единици. Најчесто користени префикси се дадени во табела 3 изразени преку нивните децимални и декадни вредности.

**Табела 3.** Најчесто користени префикси на мерните единици

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

### 3.2. Конверзија на мерни единици и математички примени и операции

#### 3.2.1. Конверзија на единици за должина

Величината должина е еднодимензионална скаларна големина што се користи за мерење на линиски сегмент. Основна единица за мерење на должина е метар, m. Според должината (односно големината на величината) на примерокот се користат поголеми и помали единици како: милиметар, центиметар, дециметар, декаметар, хектометар и километар, соодветно. Во табела 4 е даден преглед на најчесто користените мерни единици за должина и нивна меѓусебна претворба (слика 10). Генерално, префиксите коишто ги умножуваат единиците се обележуваат слепено за ознаката на мерната единица. На пример, кога изразуваме центиметар, ознаката на префиксот центи (c) се пишува слепено за ознаката на основната мерна единица метар (m), односно cm.

**Табела 4.** Преглед на најчесто користени мерни единици за должина

Километар, km	Хектометар, ha	Декаметар, dam	Основна единица Метар, m	Дециметар, dm	Центиметар, cm	Милиметар, mm
1000	100	10	1	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-3}$
За секоја следна се умножува 10 пати				За секоја следна се намалува 10 пати		
1 m = 10 dm				1 dm = 0,1 m		
1 m = 100 cm				1 cm = 0,01m		
1 m = 1000 mm				1 mm = 0,001 m		
1 m = 0,1 da m				1 da m = 10 m		
1 m = 0,01 hm				1 hm = 100 m		

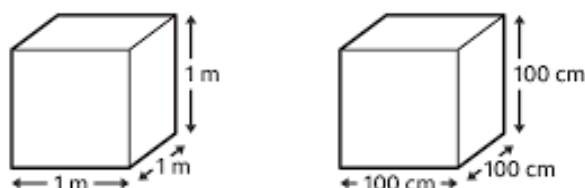


**Слика 10.** Декадни конверзии на помали и поголеми единици за должини, адаптирано од: <https://byjus.com/>

### 3.2.2. Конверзија на единици за волумен

Волуменот е тродимензионално мерење каде што се земаат предвид должината, ширината и висината на геометриската цврста фигура. Употребената единица е кубен метар,  $m^3$ , при што се користат помали и поголеми мерни единици од основната (табела 5). SI единицата за должина е метар, така што изведената единица за волумен се однесува за тродимензионална фигура, вклучувајќи ја должината, ширината и висината (слика 11). За правилно геометриско тело (коцка) со страна  $a$ , волуменот е дефиниран преку зафатнината на внатрешноста на геометриското тело, односно:

$$a \cdot a \cdot a = a^3$$

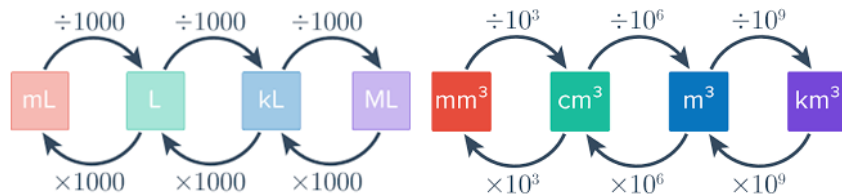


Слика 11. Волуменот на коцка претставена како тродимензионален модел, адаптирано од: <https://study.com/academy/lesson/what-is-a-cubic-meter-definition-conversion.html>

Табела 5. Преглед на најчесто користени мерни единици за волумен

Кубен километар	Кубен хектометар	Кубен декаметар	Основна единица Метар	Кубен дециметар	Кубен центиметар	Кубен милиметар
$km^3$	$ham^3$	$dam^3$	$m^3$	$dm^3$	$cm^3$	$mm^3$
1000	100	10	1	1/10	1/100	1/1000
За секоја следна единица се умножува 10 пати				За секоја следна единица се намалува 10 пати		
$m^3$ во $dm^3$ $1 m = 10 dm$ $1 m^3 = 10 \cdot 10 \cdot 10 = 1000 dm^3$				$dm^3$ во $m^3$ $1 dm = 0,1 m$ $1 dm^3 = 0,1 \cdot 0,1 \cdot 0,1 = 0,001 m^3$		
$m^3$ во $cm^3$ $1 m = 100 cm$ $1 m^3 = 100 \cdot 100 \cdot 100 = 1 \cdot 10^6 cm^3$				$cm^3$ во $m^3$ $1 cm = 0,01 m$ $1 cm^3 = 0,01 \cdot 0,01 \cdot 0,01 = 1 \cdot 10^{-6} m^3$		
$m^3$ во $mm^3$ $1 m = 1000 mm$ $1 m^3 = 1000 \cdot 1000 \cdot 1000$ $1 m^3 = 1 \cdot 10^9 mm^3$				$mm^3$ во $m^3$ $1 m = 0,001 mm$ $1 mm^3 = 0,001 \cdot 0,001 \cdot 0,001$ $1 mm^3 = 1 \cdot 10^{-9} m^3$		
$m^3$ во $dam^3$ $1 m = 0,1 dam$ $1 m^3 = 0,1 \cdot 0,1 \cdot 0,1 = 0,001 dam^3$				$dam^3$ во $m^3$ $1 dam = 10 m$ $1 dam^3 = 10 \cdot 10 \cdot 10 = 1000 m^3$		
$m^3$ во $ham^3$ $1 m = 0,01 ham$ $1 m^3 = 0,01 \cdot 0,01 \cdot 0,01$ $1 m^3 = 1 \cdot 10^{-6} ham^3$				$ham^3$ во $m^3$ $1 ham = 100 m$ $1 ham^3 = 100 \cdot 100 \cdot 100 = 1 \cdot 10^6 m^3$		
$m^3$ во $km^3$ $1 m = 0,001 km$ $1 m^3 = 0,001 \cdot 0,001 \cdot 0,001$ $1 m^3 = 1 \cdot 10^{-9} km^3$				$km^3$ во $m^3$ $1 km = 1000 m$ $1 km^3 = 1000 \cdot 1000 \cdot 1000$ $1 km^3 = 1 \cdot 10^9 m^3$		

Покрај наведените единици за волумен се користи и единицата литар. Литар претставува волуменот што го зафаќа еден кубен дециметар ( $\text{dm}^3$ ). На сликата подолу (слика 12) се споредени конверзиите на единиците за волумен нивните декадни претворби, од каде важно е да напомени дека постои унифицирана еквивалентност на двата вида на мерн единц за волумен, односно:  $1 \text{ mm}^3 = 1 \mu\text{L}$ ;  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ ;  $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$ ;  $1 \text{ m}^3 = 1 \text{ kL}$ ;  $1 \text{ km}^3 = 1 \text{ ML}$  (слика 12).



**Слика 12.** Шематски приказ на декадни претворби од mL (милилитар) до ML (мегалитар), адаптирано од: <https://byjus.com/>

### 3.2.3. Конверзија на единици за површина

Површната (математички плоштина) е обемот на просторот окупиран од која било цврста површина, како и агрономското земјиште коешто задолжително е во преглед на мерење на површината којшто ја зафаќа. Тоа е скаларна големина, која се користи за мерење на количеството на дводимензионални геометриски рамни површини каде што се земаат предвид должината и ширината. Бидејќи областа е дводимензионална рамнина, основната единица што се користи за мерење е метар квадратен  $\text{m}^2$ , како и помали и поголеми мерни единици од основната (Табела 6).

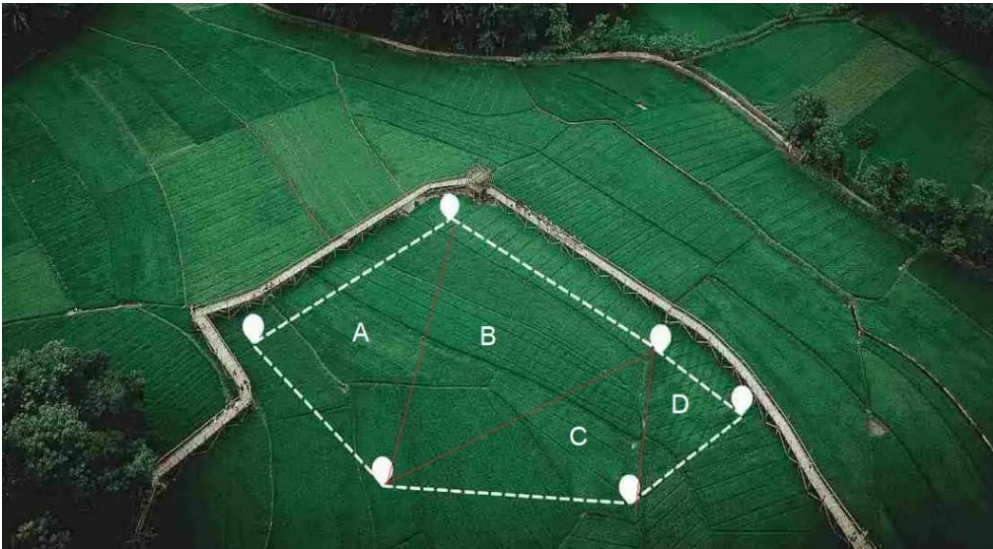
**Табела 6.** Преглед на најчесто користени мерни единици за површина

Квадратен километар	Квадратен хектометар	Квадратен декаметар	Основна единица Квадратен метар	Квадратен Дециметар	Квадратен центиметар	Квадратен милиметар
$\text{km}^2$	ha	da	$\text{m}^2$	$\text{dm}^2$	$\text{cm}^2$	$\text{mm}^2$
1000	100	10	1	1/10	1/100	1/1000
За секоја следна се умножува 10 пати				За секоја следна се намалува 10 пати		
$\text{m}^2$ во $\text{dm}^2$ $1 \text{ m} = 10 \text{ dm}$ $1 \text{ m}^2 = 10 \cdot 10 = 100 \text{ dm}^2$				$\text{da}$ во $\text{m}^2$ $1 \text{ da} = 10 \text{ m}$ $1 \text{ da} = 10 \cdot 10 = 100 \text{ m}^2$		
$\text{m}^2$ во $\text{cm}^2$ $1 \text{ m} = 100 \text{ cm}$ $1 \text{ m}^2 = 100 \cdot 100 = 10000 \text{ cm}^2$				$\text{ha}$ во $\text{m}^2$ $1 \text{ ha} = 100 \text{ m}$ $1 \text{ ha} = 100 \cdot 100 = 10000 \text{ m}^2$		
$\text{m}^2$ во $\text{mm}^2$ $1 \text{ m} = 1000 \text{ mm}$ $1 \text{ m}^2 = 1000 \cdot 1000 = 1000000 \text{ mm}^2$				$\text{m}^2$ во $\text{m}^2$ $1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$ $1 \text{ km}^2 = 1000 \cdot 1000 = 1000000 \text{ m}^2$		
$\text{m}^2$ во da $1 \text{ m} = 0,1 \text{ da}$ $1 \text{ m}^2 = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ da m}^2$				$\text{m}^2$ во $\text{km}^2$ $1 \text{ m} = 0,001 \text{ km}$ $1 \text{ m}^2 = 0,001 \times 0,001 = 1 \cdot 10^{-6} \text{ km}^2$		

Многу често сме соочени со одредување на површината на неправилни форми. Кај земјоделските површини генерално се среќаваат и неправилни форми на површини коишто отстапуваат од стандардните форми на дводимензионални простори. Неправилна форма подразбира просторот што го зафаќа обликот кој се мери во квадратни единици. Неправилна форма може да биде со која било големина и должина. Неправилни форми може да се видат насекаде околу нас, на пример, змеј, форма на дијамант, лист итн. Секоја форма чии страни и агли не се со еднаква должина се нарекува неправилна форма.

На сликата 13 е покажан пример со поделување на неправилна форма до правилни форми, како и математички операции за одредување на површината на стандардните форми. Збирот на површините од поделните потповршини на стандардни форми ја дава површината на неправилната форма. Неправилната форма е неправилна фигура чија површина не може да се пресмета со одредена формула.

Ако го разложиме, можеме да видиме дека може да се подели на многуаголници A, B, C, D (соодветно обележани на слика 13). Со други зборови, тие се спојуваат за да формираат неправилна форма. Значи, откако ќе разложиме, ја наоѓаме плоштината на овие многуаголници и ги собираме вредностите за да ја добиеме плоштината на дадената неправилна форма.




**Слика 13.** Неправилна (нестандардна) форма на земјиште за одредување на површина, адаптирано од: <https://www.sketchup3dconstruction.com/const/measure-the-area-of-any-irregular-shape.html>

### 3.2.4. Конверзија на единици за маса

Основната SI единица за маса е килограм (kg) како и помали и поголеми мерни единици од основната (табела 7). За разлика од мерните единици за должина, коишто се базирани на природни процеси што научниците може насекаде да ги повторат односно евидентираат, единицата за маса, килограмот се дефинира преку конкретен предмет/прототип. Прототипот за маса е направен од легура на платина и иридиум. Меѓународниот прототип на килограм е цилиндар со висина од 39 mm и дијаметар од 39 mm. Содржината на прототипот се состои од легура со масена фракција од 90 % платина и 10 % иридиум (густина од приближно  $21500 \text{ kg m}^{-3}$ ) и се одржува во Меѓународното биро за тежини и мерки во близина на Париз, Франција. Единиците за маса во метричкиот систем ги имаат истите префикси, како и единиците за должина.

**Табела 7.** Преглед на најчесто користен конверзии на единици за маса

Најчесто користен конверзии на единици за маса	
1 мегатон (Mt)	= 1000 t
1 тон (t)	= 1000 kg
1 килограм (kg)	= 1000 g
1 грам (g)	= 1 g
1 милиграм (mg)	= 0,001 g
1 микрограм ( $\mu\text{g}$ )	= 0,000001 g
1 нанограм (ng)	= 0,000000001 g



## ПОГЛАВЈЕ 4. АТОМИ, ЕЛЕМЕНТИ И ХЕМИСКА ПЕРИОДИЧНОСТ



## ПОГЛАВЈЕ 4. АТОМИ, ЕЛЕМЕНТИ И ХЕМИСКА ПЕРИОДИЧНОСТ

### 4.1. Структура на атом

Атомот претставува најмалата неделива честичка од која е изградена материјата. За да го разбереме однесувањето на молекулите и соединенијата, најпрво мора да изучи структурата на атомот и својствата на материјата коишто произлегуваат од структурата на атомот. Најраната евидентирана дискусија за основната структура на материјата доаѓа од античките грчки филозофи. Во петтиот век пр.н.е., Левкип и Демокрит тврделе дека севкупната материја е составена од мали, конечни честички кои тие ги нарекоа атомос, термин кој потекнува од грчкиот збор за „неделив“. Нивните мислење и хипотези се однесуваат на атомите како подвижни честички кои се разликувале по форма и големина и кои можеле да се спојуваат (Woodgate, 1970; Williams, 1997). Подоцна, оваа хипотеза е надополнета од Аристотел и соработниците коишто изведуваат заклучок дека материјата се состои од различни комбинации на четирите „елементи“ - оган, земја, воздух и вода – и може да биде бесконечно делена односно поделувана. Карактеристично е што овие филозофи креирале хипотези за „атомите“ и „елементите“ како филозофски концепти, без притоа да се предвиди дека е потребно да се изведуваат експерименти за да се тестираат поставените хипотези (Weller et al., 2014).

Аристотеловото гледиште за составот на материјата владеело повеќе од две илјади години, сè додека англиски истражувач Џон Далтон овозможил да се револуционизира хемијата со неговата хипотеза дека однесувањето на материјата може да се објасни користејќи **атомска теорија**. Иако првите се објавени во 1807 година, многу од хипотезите на Далтон за микроскопските карактеристики на материјата сè уште важат во современата атомска теорија (Wiberg & Wiberg, 2001).

Атомот е сложен распоред на негативно наелектризиран електронски распоредени во дефинирани обвивки околу позитивно наелектризираното јадро (слика 14). Ова јадро содржи најголем дел од масата на атомот и е составено од протони и неутрони (Bohr, 1921). Погодна единица за должина за мерење на атомските големини е ангстромот (Å), кој е дефиниран како  $1 \cdot 10^{-10}$  метри. Дијаметарот на атомот е приближно 2-3 Å. Во 1897 година, научникот Џеј Џеј Томсон го открил постоењето на електронот, означувајќи го почетокот на модерната атомска физика (Wulfsberg, 1991). Негативно наелектризираните електрони следат случајна шема во дефинираните енергетски обвивки (области на наоѓање во просторот) околу јадрото. Повеќето својства на атомите се засноваат на бројот и распоредот на нивните електрони (Emeléus & Sharpe, 1967; Woodgate, 1970; Heilbron, 1981).

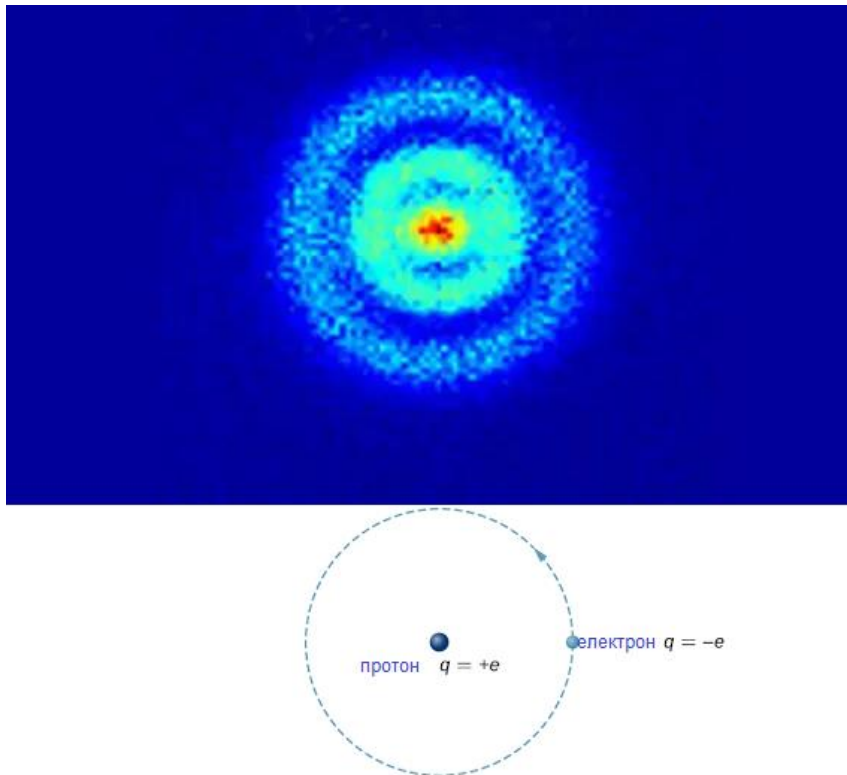
Еден од двата типа на честички кои се наоѓаат во јадрото е **протонот**. Постојењето на позитивно наелектризирана честичка, протон, во јадрото е докажано од Сер Ернест Радерфорд во 1919 година. Полнежот на протонот е еднаков, но спротивен на негативниот полнеж на електронот. Бројот на протони во јадрото на атомот одредува за каков хемиски елемент станува збор.

**Неутронот** е другиот тип на честичка што се наоѓа во јадрото на атомот. Овој тип на честички во јадрото на атомот биле откриени од британскиот физичар Сер Џејмс Чадвик. Неутронот е честичка без електричен полнеж, заради што неутронот не се одбива од облакот од електрони или од јадрото, што го прави корисна алатка за испитување на структурата на атомот. Современите научни дисциплини утврдиле дека поединечните протони и неутрони имаат внатрешна структура, субатомски честички наречени кваркови. Постојат шест типа на кваркови. Сепак, овие субатомски честички не можат да се ослободат и проучуваат изолирано (Bohr, 1921; Heilbron, 1981).

Прегледите за структурата на атомот се засновани на голем број експериментални и теоретски модели (Condon & Odabasi, 1980). Генерално, атомот го сочинува централно позитивно јадро опкружено со обвивка од негативни електрони. Јадрото е составено од неутрони (n) и протони (p). Бројот на протоните е атомски број (Z) и заедно со бројот на неутроните го даваат масениот број A ( $A = Z+n$ ).

Повеќето елементи имаат **изотопи** - различни форми на елементот кои имаат ист број на протони и електрони, но различен број на неутрони. Изотопите генерално ги имаат истите хемиски својства, но може да имаат малку различни физички својства.

**Изотопите** на еден елемент ја имаат истата вредност за Z, но се разликуваат по бројот на неутроните во јадрото. Полнежот на електронот ( $e^-$ ) е еднаков по големина но спротивен по знак со онаа на протонот. Типични примери за изотопи се тие на елементот водород (H): протииум  $^1\text{H}$ , деутериум  $^2\text{H}$  и трициум  $^3\text{H}$ . **Изобарите**, за разлика од изотопите, се атоми на различни елементи, односно имаат ист масен број (A) но различен атомски број (Z) (Bowen, 1979; Condon & Odabasi, 1980; Heilbron, 1981). Значајно за елементот е тоа што има единствен симбол, атомски број и своја одредена позиција во периодичноста на дистрибуцијата на елементите во природата.



**Слика 14.** Модел на атом со приказ на електронски скен (горе), распределба на позитивниот полнеж и негативниот полнеж во структурата на атомот (долу), адаптирано од: <https://www.epsnews.eu/2013/06/quantum-microscope/>

#### 4.2. Хемиски симболи

Симболот на елементот потекнува од неговото генерично име, преземајќи ја првата, но понекогаш и втората или третата буква од името. Симболот на водородот потекнува од латинското име **H**ydrogen (H), за кислород е **O**xxygen (O), за азот е **N**itrogen (N), за сулфур е **S**ulfur (S), за фосфор е **P**hosphorus (P) итн. Симболот на елементот хлор е Cl потекнувајќи од генеричното име на елементот **C**hlorine.



Симболите на елементите се унифицирани и применливи насекаде со нивното латинично означување (Woodgate, 1970). Симболите на елементите НЕ СЕ ПИШУВААТ КИРИЛИЧНО, нивната употреба е интернационализирана, согласно примената на систематизацијата на хемиските елементи дефинирани во Периодниот систем.

Хемиските симболи на елементите подразбираат еден атом на елементот. Односно, доколку се запише хемискиот симбол на елементот водород, **H**, во тој случај се подразбира ЕДЕН АТОМ на водород. Доколку се запише **H<sub>2</sub>**, во тој случај се подразбира ЕДНА МОЛЕКУЛА на водород, односно два хемиски сврзани атоми на водород H–H. Бројот „2“ всушност се означува како **индекс** и секогаш се пишува во долниот десен агол по хемискиот симбол на елементот. Индексот секогаш означува број на хемиски врзани атоми од истиот елемент. Доколку пред хемискиот симбол на елементот се напише број, истот означува **стехиометрски коефициент**, односно за **2H**, се подразбира два слободни атоми на водород или во случај на молекули, **2H<sub>2</sub>** се подразбира две молекули на водород.

### 4.3. Релативна атомска и молекулска маса, мол, хемиски формули

Релативната атомска маса ( $A_r$ ) е бројот кој покажува колку пати просечната маса ( $m_a$ ) на атомите на некој елемент е поголема од атомската единица за маса. Атомска единица за маса е 1/12 од масата на атомот на изотопот <sup>12</sup>C и изнесува  $m_u=1,660531 \cdot 10^{-27}$  kg. За секој елемент од Периодниот систем е позната релативната атомска маса и таа се ОТЧИТУВА ОД ПЕРИОДНИОТ СИСТЕМ (слика 15).

Хемиски симбол на елементот	
Релативна атомска маса	1.008
Електронегативност	2.1
Температура на топење (°C)	-259.2
Име на елементот	ВОДОРОД
	1s <sup>1</sup>
	Н
	+1
	0.37
	Атомски број
	Оксадациона состојба
	Атомски радиус, пм
	Електронска конфигурација

**Слика 15.** Преглед на информации коишто ги обезбедува Периодниот систем, адаптирано од: <https://thechemistrynotes.com/hydrogen-definition-properties-reactions-uses-effects/>

Од примерот за елементот водород се отчитува дека релативната атомска маса  $A_r(\text{H}) = 1,008$  или приближно 1. Релативната молекулска маса ( $M_r$ ) е број кој покажува колку пати просечната маса на молекулата ( $m_i$ ) на некое соединение е поголема од атомската единица за маса. Релативната молекулска маса се добива со СОБИРАЊЕ НА РЕЛАТИВНИТЕ АТОМСКИ МАСИ на атомите на елементите кои ја сочинуваат молекулата на даденото соединение.

$$M_r = \sum_{k=i}^n A_r i$$

каде  $M_r$  е релативната молекулска маса на молекулата, додека  $A_r$  е релативната атомска маса на елементот додека индексот  $i$  е број на атоми од ист елемент во соединението.

**Пример:** Да се пресмета релативната молекулска маса на сулфурната киселина?

Решение: Формулата на соединението е  $\text{H}_2\text{SO}_4$  што значи дека оваа киселина е изградена од 2 атоми на водород (H), 1 атом на сулфур (S) и 4 атоми на кислород (O).

Релативната молекулска маса,  $M_r$  се добива како збир од релативните атомски маси на елементите, помножени со бројот на атоми на елементот во молекулата на соединението, односно, молекулската формула ја дава информацијата за бројот на атоми од секој елемент во соединението,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$\text{Според тоа: } M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O})$$

Броевите **2, 1, 4**, во формулата се соодветно стехиометриските индекси од формулата што означуваат колку атоми од секој елемент влегува во градбата на соединението.

Релативните атомски маси на овие елементи се познати од Периодниот ситем:  $A_r(\text{H}) = 1,008$ ,  $A_r(\text{O}) = 15,99$  и  $A_r(\text{S}) = 32,06$ . Во тој случај, применувајќи ја горната релација добиваме дека релативната молекулска маса на соединението сулфурна киселина изнесува:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 32,06 + 4 \cdot 15,99 = 98,07 \text{ g mol}^{-1}$$

Секое количество супстанца од 1 mol, содржи маса изразена во грамови, колку што изнесува нејзината релативна молекулска маса. Согласно примерот за сулфурната киселина  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , молекулската маса на сулфурната киселина изнесува  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g mol}^{-1}$ .

#### 4.4. Концепт за количество супстанца и конверзија во маса

Мол (mol) е количество од супстанца на дефиниран систем, кое содржи толку единици колку има и атоми во точно 12 g (еквивалентно на 0,012 kg) на изотопот на јаглерод  $^{12}\text{C}$ . Бројот на молите се означува со симболот  $n$ .

Ако сме измериле толку грама од некоја супстанца со определена хемиска формула, колку што е нејзината релативна молекулска или атомска маса, значи сме измериле 1 mol од дадената супстанца, односно  $6,022 \cdot 10^{23}$  единици од дадената супстанца со дефинирана формула. Значи со тоа за молекулска маса на некоја супстанца  $X$  се добива изразот:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}; [\text{g mol}^{-1}]$$

каде  $M(X)$  е молекулската маса на супстанцата  $X$  изразена во  $\text{g mol}^{-1}$ ,  $m(X)$  е масата на супстанцата  $X$  изразена во kg, или помали или поголеми единици од килограмот и  $n(X)$  е количеството супстанца на супстанцата  $X$  изразено во mol.

Бројот на молите, односно количеството супстанца,  $n$ , се определува од односот:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}; [\text{mol}]$$

каде  $m(X)$  е масата а  $M(X)$  е молекулската маса на супстанцата  $X$ .

Молот (mol) како единица за количество супстанца го изразува бројот на честички, односно бројот на атоми, молекули или единици. Бројот на единици ( $N$ ) изразен за 1 mol количество супстанца се нарекува Авогадрова константа, а се означува со  $N_A$ :

$$N_A = \frac{N(X)}{n(X)} [\text{mol}^{-1}]$$

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

каде  $N_A$  е бројот на единици (молекули, атоми, и сл.), додека  $n(X)$  е количеството супстанца.

Потребниот фактор за конверзија на маса и количество супстанца е молекулската маса. Поимите за Авогадровиот број и молекулска маса овозможуваат изведување на претворби меѓу маса и молови на атоми и молекули.

Честопати, потребно е количеството супстанца да се претвори во волумен (ова посебно се однесува на гасовитите материји). Во тој случај потребно е да биде вклучена изведената величина, односно густината на материите.

Густината е изведена величина којашто го споредува количеството на материја што ја има супстанцата со неговиот волумен. Супстанца со поголема маса при константен волумен има поголема густина. Густината на материјалот ја покажува густината на тој материјал во одредена дадена област од зафатнината на материјата во просторот. Густината се дефинира како маса на супстанцата за единица волумен. Густината во суштина е мерење на тоа колку материјата е цврсто спакувана заедно. Принципот на густина го открил грчкиот научник Архимед. Симболот за густина се означува со  $\rho$ . Густината го одредува однос помеѓу масата и волуменот на материјата:

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)} [\text{kg m}^{-3}]$$

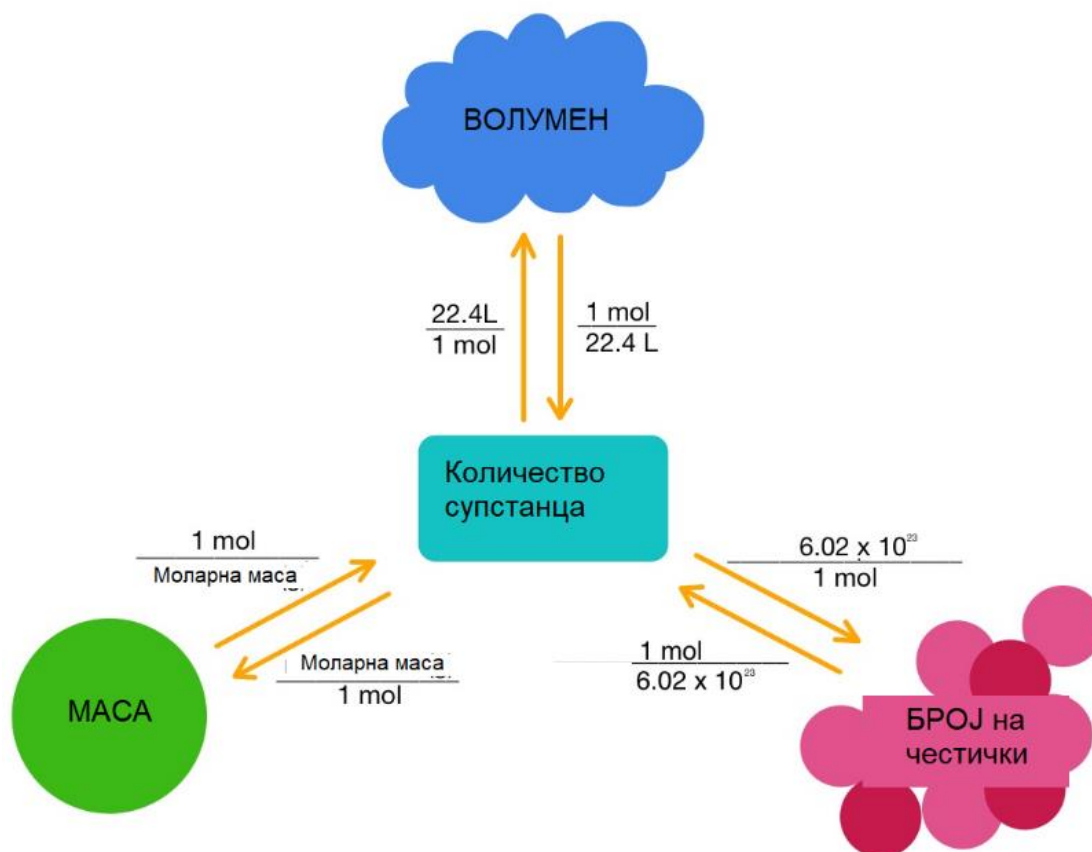
каде  $\rho(X)$  е густината на супстанцата  $X$ ,  $m(X)$  е масата на супстанцата  $X$  и  $V(X)$  е волуменот на супстанцата  $X$ .

Моларниот волумен е уште еден начин за одредување на густината на супстанците како и бројот на честичките. Моларниот волумен претставува волумен на 1 mol супстанца. При стандардни услови, гасовитите материји зафаќаат моларен волумен од 22,4 L.

$$V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}$$

каде  $V_m(X)$  е моларниот волумен,  $V(X)$  е волуменот и  $n(X)$  е количеството на супстанцата  $X$ .

Хемиските пресметки коишто ги поврзуваат величините маса  $m$ , количество супстанца  $n$ , волумен  $V$ , и густина  $\rho$ , се едни од најчесто користените пресметки во хемијата и може да се сметаат за основни. Подолу, на слика 16 е дадена шема на претворби и математички зависимости на споменатите величини.



**Слика 16.** Шематски приказ на конверзија на масата, волуменот, количеството супстанца и бројот на честичка за дадена материја, адаптирано од: <https://www.expii.com/t/mole-road-map-overview-examples-of-conversions-11082>

#### 4.5. Хемиска периодичност

Периодниот систем е организиран во вертикални колони (групи или низи) и хоризонтални редови (периоди). Елементите од истата група имаат ист број на валентни електрони. Валентните електрони се електроните од електронската обвивка на атомот коишто се наоѓаат во електронскиот слој најодалечен од атомското јадро и истите учествуваат во хемиското сврзување на атомите од елементите. Во меѓувреме, елементите во истата периода имаат ист број на пополнети електронски слоеви.

Во 1869 година, рускиот хемичар Димитриј Менделеев забележал дека постои природна и периодична организација на хемиските елементи. Важно е да се истакне како наоѓањето на елементите на оваа периодична табела ни укажува за нивните својства. Едноставен начин за да се разберат хемиските и физичките својства на елементот е да се познаваат периодичните трендови на карактеристичните хемиски својства на елементите зависно каде се наоѓаат во Периодниот систем. Периодите се хоризонтални редови на Периодниот систем коишто се вкупно седум на број и секој елемент во периодата има ист број на атомски орбитали (простори во околината на атомското јадро, каде е најголема веројатноста за наоѓање на електроните). Елементите од првата периода, којашто содржи водород и хелиум, имаат само две орбитали. Како што се оди надолу по периодите, бројот на орбитали се зголемува. Вертикалните колони се вкупно осумнаесет на број во Периодниот систем, а секоја група на Периодниот систем содржи елементи со ист број на валентни електрони (Bensaude-Vincent, 1986).

Бројот на присутни валентни електрони ги одредуваат својствата на елементот. Причината за ова е тоа што валентните електрони, кои се електроните во најоддалечената орбитала, се оние коишто учествуваат во хемиските реакции. Покрај тоа, колку е пополнета валентната обвивка, толку е постабилен елементот. Има 18 групи во Периодниот систем, по една за секоја колона од Периодниот систем. Првата колона од левата страна на Периодниот систем е **група 1**, а последната колона од десната страна е **група 18**. Првата група е најмалку стабилна бидејќи има само еден валентен електрон. Додека, групата осумнаесет е најстабилна бидејќи овие елементи имаат целосна валентна обвивка, односно вкупно осум валентни електрони, заради што ова се елементи коишто не стапуваат во интеракција со други елементи од Периодниот систем (Wulfsberg, 2000).

Препознавањето на периодичноста во физичките и хемиските карактеристики на елементите, и потребата од организираност на сите информации поврзани со хемиските елементи, довело до развивање на Периодниот систем. Периодниот систем ги обединува хемиските елементи и ги систематизира, согласно групирањето по слични хемиски и физички својства. На слика 17, даден е Периодниот систем со неговиот денешен современ облик. Во Периодниот систем хемиските елементи се организирани според редните проеви (**атомски број, Z**) во хоризонтални редови со означени периоди и вертикални редови со означени групи или фамилии. Елементите може да се поделат и во категории: метали, неметали и металоиди (Atkins, 2010).

	<b>1</b>																	<b>18</b>
<b>1</b>	1 H																	2 He
<b>2</b>	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
<b>3</b>	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
			<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>						
<b>4</b>	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
<b>5</b>	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
<b>6</b>	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
<b>7</b>	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
<b>Лантаниди</b>	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
<b>Актиниди</b>	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

**Слика 17.** Периоден систем на елементите, адаптирано од:  
<https://www.thoughtco.com/printable-periodic-table-of-the-elements-608834>

**Алкалните метали (група 1).** Сите елементи во првата група со исклучок на водородот претставуваат метали. Овие елементи се екстремно реактивни, заради што, тие бурно реагираат со вода. Најреактивниот алкален метал е франциумот, а реактивноста се намалува како што се движиме нагоре по Периодниот систем. Ова значи дека литиумот (Li) е најмалку реактивен. Овие елементи имаат ниски температури на топење (Greenwood, & Earnshaw, 2012).

**Земјените алкални метали (група 2).** Земјено алкалните метали се втората најреактивна група на Периодниот систем (по алкалните метали). Покрај тоа, тие се силни редуцирачки агенси, што значи дека донираат електрони во хемиските реакции.

Тие се, исто така, добри топлински и електрични проводници. Физички, тие имаат мала густина и ниски температури на топење (Greenwood & Earnshaw, 2012).

**Ретки земјени елементи - лантаниди.** Лантанидите се група на ретки земјени елементи кои содржат еден валентен електрон во  $5d$  орбиталата. Тие се многу реактивни материји, и претставуваат силен редукционен агенс во реакциите. Се карактеризираат со сребрено-светла метална боја и се со релативно висока мекост. Тие, исто така, имаат и високи температури на топење и вриење. Лантанидите ги вклучуваат елементи како неодимиум, ербиум и други (Greenwood & Earnshaw, 2012).

**Ретки земјени елементи - актиниди.** Актинидите се уште едно семејство на метали од ретко земјените елементи. Како и лантанидите, овие елементи се многу реактивни. Тие исто така имаат висока електропозитивност и се радиоактивни. Дополнително, овие елементи содржат парамагнетни, пироморфни и алотропни својства. Физички, тие се многу слични на лантанидите (Greenwood & Earnshaw, 2012).

**Преодни метали (групи 3-11).** Преодните метали најчесто имаат две или повеќе состојби на оксидација (повеќе-валентни елементи). Тие имаат ниска енергија на јонизација и висока спроводливост. Покрај тоа, тие имаат високи температури на топење, високи температури на вриење и висока спроводливост (Greenwood & Earnshaw, 2012).

**Пост-транзициони метали.** Постпреодните метали се наоѓаат помеѓу преодните метали и металоидите. На стандардна температура, тие се во цврста состојба на материјата. Тие имаат тенденција да имаат висока густина, како и висока спроводливост (Greenwood & Earnshaw, 2012).

**Металоиди.** Металоидите покажуваат својства и на металите, но и на неметалите. На пример, металите се добри спроводници, а неметалите се слаби спроводници. Ова значи дека металоидите се полупроводници (спроведуваат електрична енергија само при високи температури). Исто така, тие се покршливи од металите, но помалку кршливи од неметалите (Greenwood & Earnshaw, 2012).

**Халогени елементи (група 17).** Името халоген на грчки значи „создавачи на сол“. Ова е очигледно во природата бидејќи халогените елементи, кои стапуваат во интеракција со металите за да формираат различни соли. Групата на халогени елементи ја претставува 17-тата група во Периодниот систем. Оваа група ги обединува елементите: флуор (F), хлор (Cl), бром (Br), јод (I), астатин (At) и тенесин (Ts). Халогените елементи се многу реактивни, силно електронегативни и многу токсични неметали (Greenwood & Earnshaw, 2012).

**Благородни метали.** Благородни метали се рутениум (Ru), осмиум (Os), родиум (Rh), иридиум (Ir), Pd, платина (Pt), злато (Au) и сребро (Ag). Како и благородните гасови, тие се инертни поради тоа што имаат целосно пополнет слој со валентни електрони, заради што нивната тенденција да стапуваат во интеракција со други елементи е незначителна. Исто така, тие се многу отпорни на корозија и оксидација. Иако претставуваат метали, сепак тие се одликуваат со карактеристична мекост и еластичност (Greenwood & Earnshaw, 2012).

**Благородни гасови (група 18).** Благородните гасови, исто така наречени аерогени, се означени како инертни гасови. Тие се наоѓаат во групата осумнаесет на Периодниот систем. Тука спаѓаат: аргон (Ar), хелиум (He), неон (Ne) и други. Тие имаат целосно пополнета валентна обвивка. Поради оваа причина, тие се стабилни и релативно нереактивни, односно не стапуваат во интеракции со други елементи. Во природата се застапени како едноатомски молекули, за разлика од поголемиот дел на гасовитите материји коишто се наоѓаат во природата како двоатомски молекули. Благородните гасови имаат ниски температури на вриење и ниски температури на топење. Физички се безбојни и немаат мирис (Greenwood & Earnshaw, 2012).



#### 4.6. Хемија на елементите

Современата ера во изучувањето на структурата на атомот започнува со *Шредингеровата равенка*, воведена во 1926 г. од страна на Ервин Шредингер, којшто со примена на сложени математички операции и техника, формулирал општа равенка што го опишува однесувањето и енергиите на електроните во околината на атомското јадро. *Шредингеровата равенка* ги одредува можните енергетски состојби на електронот во водородниот атом. Квантната механика, всушност укажува на невозможноста да се лоцира електронот во атомот, со што го дефинира просторот во околината на атомското јадро каде што во дадено време веројатноста да се наоѓа електронот во одреден дел од просторот, е голема. На овој начин е дефинирана електронската густина којашто ја дава веројатноста за наоѓање на електронот во одредена област во атомот, околу атомското јадро.

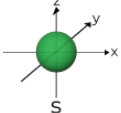
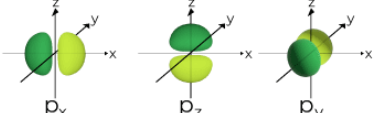
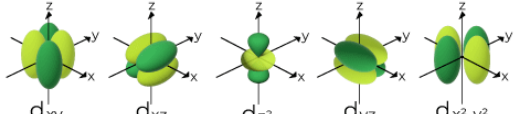
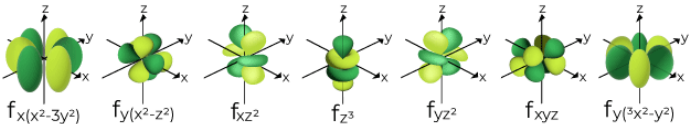
**Атомската орбитала** може да се замисли како одредена форма или зафатнина во просторот каде се наоѓа електронот во еден атом. Кога се означува дека електронот е во одредена орбитала, се мисли на распределбата на електронската густина или веројатноста за наоѓање на електронот.

Зависно од тоа дали електроните коишто се прераспределуваат во околината на атомското јадро се наоѓаат на помало или поголемо растојание, овие дефинирани простори на наоѓање на електронот имаат дефинирана форма и ознака. Постојат четири форми на атомски орбитали: *s*, *p*, *d* и *f* (Horsfield et al., 2006; Johnson, 2007).

**Квантните броеви** се одредени математички величини коишто се користат за да се опише прераспределбата на електроните во атомот. Овие броеви се изведени со математичко решавање на Шредингеровата равенка за водородниот атом. Подреденоста на електроните во атомот е опишана со четири квантни броеви што ги определуваат распоредот во просторот, енергијата што ја носат како и афинитетните својства што ги развива секој атом во околината. Главниот квантен број (*n*) ја дефинира општата енергија на слојот на којшто припаѓа електронот. Електроните со  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$  се означуваат како: K, L, M, N ....слоеви, дефинирани во околината на атомското јадро. Орбитален квантен број „*l*“ ја дефинира формата на распределба на електронскиот полнеж. Возможни нумерички вредности за орбиталниот квантен број (за одреден квантен број) се движат од 0 до  $n-1$ . Вредностите на орбиталниот квантен број ја идентификуваат атомската орбитала: *s*, *p*, *d* и *f* (слика 18).

Третиот квантен број *m* е наречен магнетен квантен број, бидејќи само во применето магнетно поле може да се дефинира насоката во самиот атом во која што би била насочена орбиталата. Магнетниот квантен број може да добие вредност  $2l + 1$ , односно, *s* електронот може да има само една насока, но *p* електронот може да има три насоки (*x*, *y*, *z*).

Четвртиот квантен број претставува  $m_s$ , означен е како спинов квантен број (или квантен број на спинов момент). Овој квантен број се поврзува со способноста за симетрија на брановата функција и може да има една од двете вредности:  $+1/2$  или  $-1/2$ . Сите електрони на атомот може да се опишат со помош на четирите квантни броеви, секој електрон во атомот мора да има единствен сет од четири квантни броеви (Karlin & Lippard, 2005; Johnson, 2007).

<b>s</b> орбитала		$n = 1, 2, 3, \dots 7$ $l = 0$ $m = 0$
<b>p</b> орбитала		$n = 2, 3, \dots 6$ $l = 1$ $m = 0, \pm 1$
<b>d</b> орбитала		$n = 3, 4, 5$ $l = 2$ $m = 0, \pm 1, \pm 2$
<b>f</b> орбитала		$n = 4$ $l = 3$ $m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$

**Слика 18.** Приказ на електронските орбитали и одредување квантните броеви, адаптирано од: <https://www.geeksforgeeks.org/quantum-numbers/>

Водородот, којшто содржи еден протон и еден електрон, е првиот елемент и кој во основна состојба има електронска конфигурација  $1s^1$ . Хелиумот, со атомски број 2, има конфигурација  $1s^2$ , а со тоа завршува првата периода.

Втората периода започнува со литиумот, со атомски број 3 и електронска конфигурација  $1s^2 2s^1$ . Оваа периодичност се појавува со почетокот на секоја периодата, односно бројот на периодата е главниот квантен број на најлесно сврзаниот електрон кај првиот елемент во периодата.

Квантните броеви обезбедуваат дефинирање на видовите на атомски орбитали коишто ќе го дефинираат просторот на распределба на електроните во атомот. Следствено на тоа се одредува и периодичноста на елементите и нивното хемиско однесување, коешто примарно подразбира способност за интеракција со други атоми, создавање јони, молекули, способност за оксидација или редукција, силна или слаба електронегативност и сл. Согласно обликот и големината можат да се дефинираат 4 типа на атомски орбитали: *s*-орбитала, *p*-орбитали, *d*-орбитали, и *f*-орбитали. Секоја засебна орбитала (дел од просторот со зададена форма) може да обезбеди наоѓање на најмногу два електрона, прераспределени во најмногу седум слоеви, означени во редослед почнувајќи: K, L, M, N итн. (Katriel & Pauncz, 1977; Johnson, 2007).

Електронската конфигурација на атомот претставува распределба на електроните во атомски орбитали (слика 19). Електронските конфигурации може да се претставуваат како орбитален дијаграм којшто го покажува спинот на електронот (описни квадрати со двонасочени стрелки). Принципот на пополнување наложува слично како што еден по еден се додаваат протоните кон јадрото на елементите и се дефинираат нови материи, така и електроните се додаваат во атомските простори. Согласно принципот на изградба на електронската обвивка, орбиталите на неутралниот атом се третираат како да се пополнети по редослед којшто делумно е определен со главниот квантен број.

Редоследот на пополнување на атомските потслоеви е следниов:  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4p, 3d, 4p, \dots$ . Во секоја орбитала може да се сместат најмногу два електрони. Така, во трите орбитали во *p* потслојот, може да се сместат вкупно 6 електрони, додека во петте орбитали на *d* потслојот можат да се сместат вкупно 10 електрони.

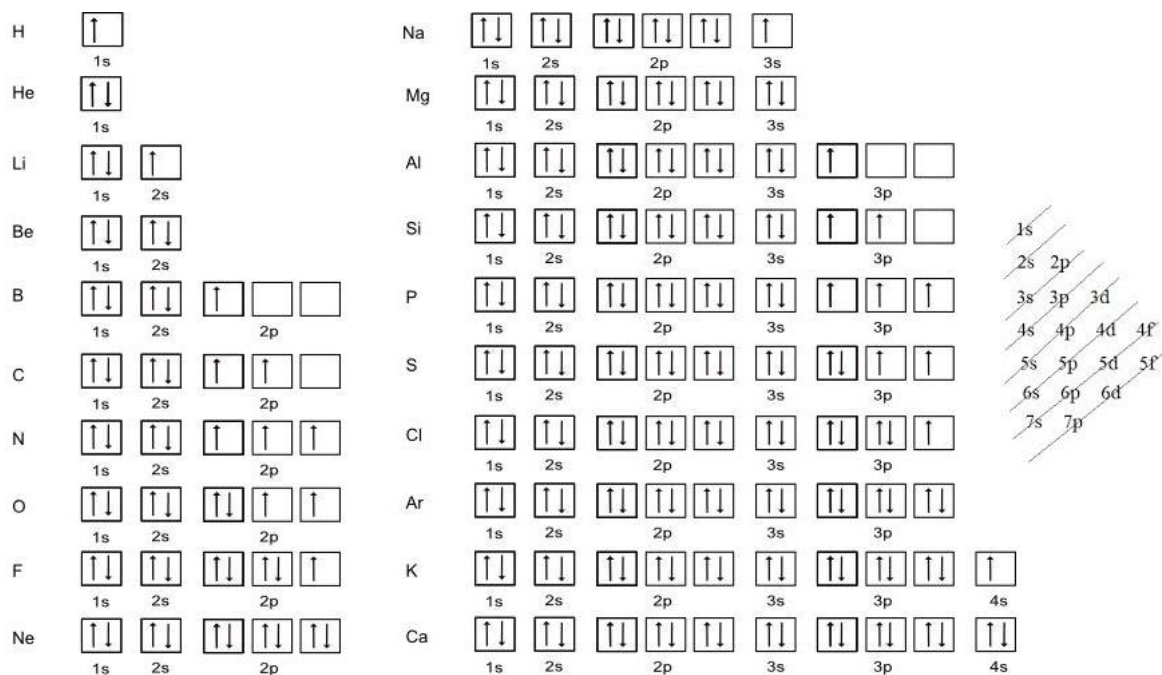
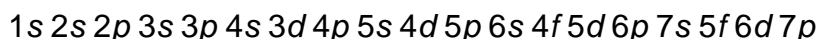


Кога во еден атом постојат повеќе орбитали со иста енергија, електроните ги пополнуваат најпрво одделните орбитали и тоа со паралелни спинови - Хундово правило (Cotton et al., 1995, 1999).

Електронската конфигурација на основното ниво на елементот се добива со додавање на еден електрон на стабилната електронска конфигурација на инертниот гас од претходната периода (слика 19). На пример, претставена е електронската конфигурацијата на неколку елементи:

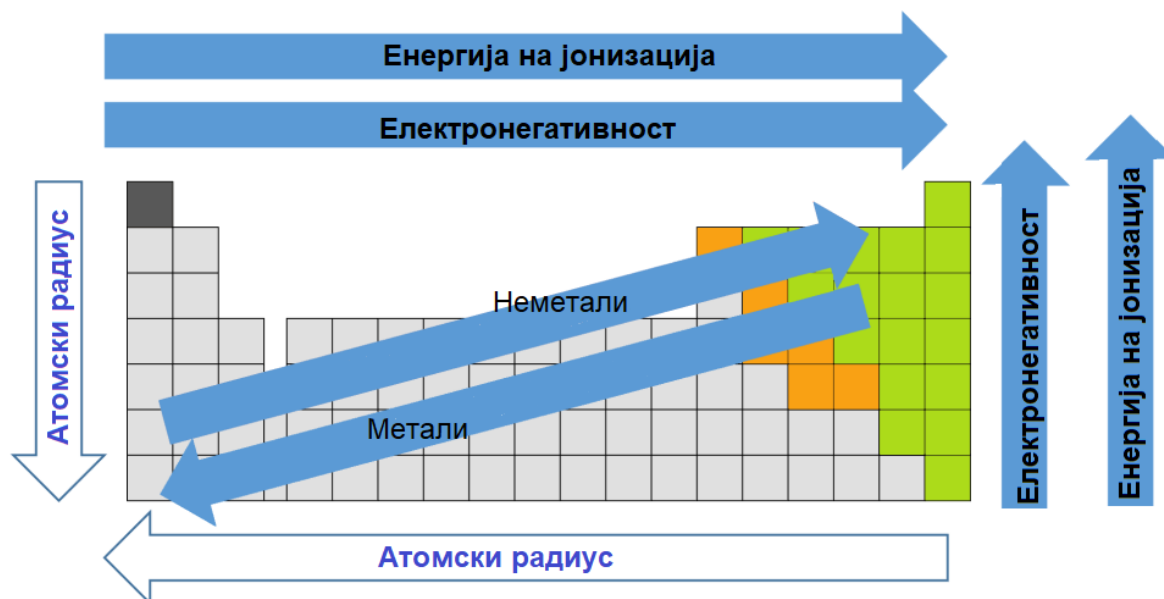
- Електронска конфигурација на литиум Li:  $[\text{He}]2s^2$ ;
- Електронска конфигурација на натриум Na:  $[\text{Ne}]3s^1$ ;
- Електронска конфигурација на калциум Ca:  $[\text{Ar}]4s^2$ ;
- Електронска конфигурација на стронциум Sr:  $[\text{Kr}]5s^2$ ;
- Електронска конфигурација на јаглерод C:  $[\text{He}]2s^22p^2$ ;
- Електронска конфигурација на азот N:  $[\text{He}]2s^22p^3$ ;
- Електронска конфигурација на кислород O:  $[\text{He}]2s^22p^4$ ;
- Електронска конфигурација на флуор F:  $[\text{He}]2s^22p^5$ ;
- Електронска конфигурација на железо Fe:  $[\text{Ar}]3d^64s^2$ ;
- Електронска конфигурација на алуминиум Al:  $[\text{Ne}]3s^23p^1$ ;

Пополнувањето на електроните во дефинираните орбитали (просторите каде веројатноста за наоѓање на електронот е најголема) во електронската конфигурација на елементите е согласно следниот распоред:



**Слика 19.** Принцип на пополнување на електронските орбитали, адаптирано од: <http://www.pathwaystochemistry.com/study-guide-general-chemistry-1/electronic-structure-of-atoms/electron-configurations-and-orbital-box-diagrams/>

Својството на атомот да отстрани еден електрон од неговиот атом се одредува преку неговата енергија на јонизација (Johnson, 2007). **Енергија на јонизација** претставува минималната енергија којашто е потребна на атомот за да отстрани еден електрон. **Јонизацијата** претставува процес во кој настануваат електричните наелектризирани честички, јони, од неутралните атоми или молекули. Енергијата на јонизација е мерка за способност на некој хемиски елемент да влезе во хемиска реакција, во настанување на јони. Оваа способност на атомот е во директна корелација со атомскиот радиус, па елементите коишто имаат мали атомски радиуси имаат високи енергии на јонизација. Од друга страна, афинитетите кон електрони (електронскиот афинитет) се највисоки за елементите кои во Периодниот систем се наоѓаат во десниот горен агол односно во близина на елементот флуор (елемент со највисока електронегативност). Електронскиот афинитет на атомот, односно на елементот, е определена со енергијата на најниско пополнетата атомска орбитала на атомот во основна електронеутрална состојба. Оваа орбитала (потслој) е една од двете гранични орбитали, од кои другата е највисоката (најоддалечена) пополнета атомска орбитала (Cotton et al., 1995). **Електронегативноста** на елементот е способноста на елементот да привлекува електрони, односно моќта на атомот на тој елемент, кога е сврзан во соединение, да привлече електрон. Ако атомот има силна тенденција да првилекува електрони за овој елемент се нарекува како „силен електронегативен елемент“. Електронегативноста е многу значаен аспект и во хемијата но посебно во нејзините многубројни примени во останатите науки во објаснувањата на видовите на хемиски реакции во коишто стапуваат супстанците. Електронегативноста е најмала кај франциумот (Fr), а највисока кај флуорот (F). Воедно, електронегативноста се изменува од најниска кон највисока, дијагонално по Периодниот систем од долниот лев агол кон горниот десен агол (слика 20).



**Слика 20.** Периодна организација на елементите и дистрибуција на некои физичко-хемиски својства на елементите, адаптирано од: <https://thechemistrynotes.com/>

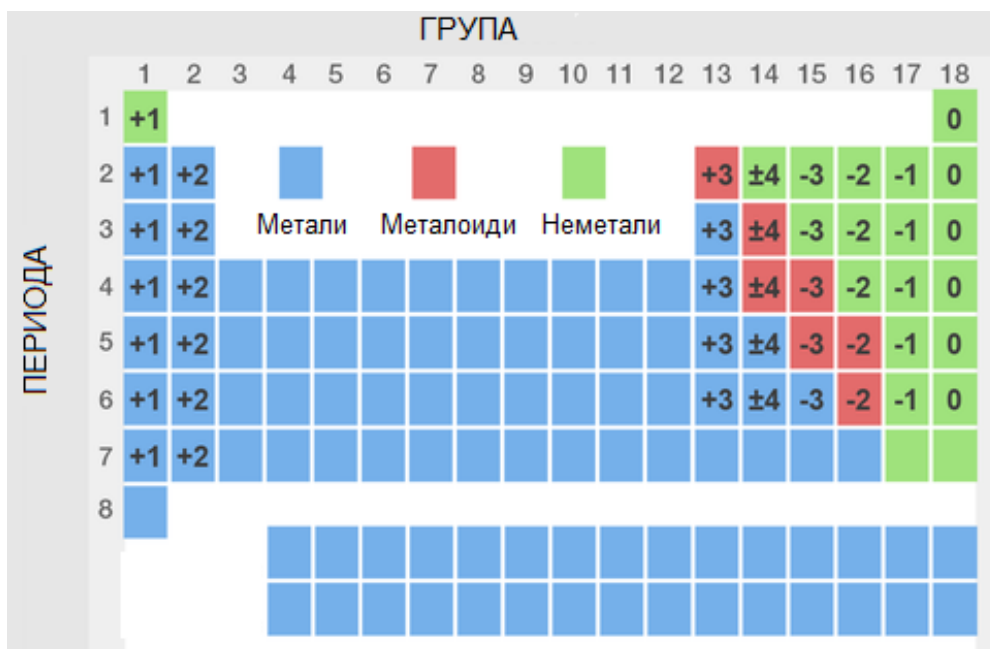
Одредени карактеристики на атомите, со посебен акцент на нивните атомски големини, односно нивните **атомски радиуси**, директно се поврзани со процесите на оддавање и примање на електроните, при што се појавува одредена периодичност при изменувањето на атомскиот број. Една од најкорисните величини за еден елемент претставува големината на атомите и јоните (Brown, 1978).

Просечното растојание на електронот од атомското јадро е во корелација со енергијата што му е потребна на атомот за отстранување на електронот при процесите на формирање на катјон (Brown, 1978). За металите се дефинира метален радиус, како половина од експерименталното растојание помеѓу центрите на најблиските соседни атоми во цврста состојба. Слично е дефиниран и ковалентниот радиус кај неметалите, како половина од меѓујадредното растојание на соседните атоми од ист елемент во една молекула. Металниот и ковалентниот радиус се означуваат со едно заедничко име атомски радиус. Јонскиот радиус на еден елемент е во врска со растојанието помеѓу центрите на соседните катјони и анјони. Атомските радиуси се зголемуваат со зголемување на бројот на групата, односно се намалуваат поместувајќи се по должината на периодата (хорзонталните низи во Периодниот систем).


**Формален полнеж** е полнежот кој би го имал атомот ако електронските парови се подеднакво распределени околу хемиската врска. Формалниот полнеж, воедно, може да се појасни и како отстапување на бројот на валентните електрони кај атомот во сврзана состојба во однос на неговата слободна состојба. Атомот со еден валентен електрон повеќе од основната состојба има формален негативен полнеж, додека атомот со еден валентен електрон помалку од основната состојба има формален позитивен полнеж. Атомот/ите во молекулата покажува тенденција да има формален полнеж нула: ова е најниската енергија, а со тоа и најстабилната состојба во која треба да се наоѓа (Johnson, 2007). Формалниот полнеж е параметар којшто е изведен за да се потенцира ковалентниот карактер на врската.

**Оксидационата состојба** на атомот е дефинирана преку оксидационите броеви на атомот. Оксидационата состојба е физичка состојба на елементот која соодветствува со неговиот оксидационен број. Вредноста на оксидационите броеви зависи од релативниот полнеж на наелектризираните честички, односно јони на дадениот елемент.

Оксидационите броеви се изведени за да се дефинира јонскиот карактер на врската кај молекулите (Froese-Fischer et al., 1997). На овој начин оксидационите броеви ја обезбедуваат информацијата дали еден елемент се оксидирал (оддал електрони) или се редуцирал (примил електрон). Едноставно може да се заклучи дека оксидациониот број го означува степенот на оксидација на атомот на одреден елемент (слика 21).



**Слика 21.** Преглед на моно-оксидационите броеви по елементите во периодниот систем, адаптирано од: <https://theory.labster.com/oxidation-state-periodic/>



## ПОГЛАВЈЕ 5. ХЕМИСКИ ЕЛЕМЕНТИ И СОЕДИНЕНИЈА

## ПОГЛАВЈЕ 5. ХЕМИСКИ ЕЛЕМЕНТИ И СОЕДИНЕНИЈА

Хемиските и физичките особини на еден елемент се изведуваат од неговата електронска конфигурација. Голем дел од неорганската хемија се базира на релациите помеѓу хемиските својства на соединенијата и нивните електронски структури.

Генералните сличности и тенденциите кај хемиските својства на елементите потекнуваат од структурата на атомот. Најкарактеристично својство на елементите претставува валентноста. Валентност претставува број кој покажува со колку атоми на водород се врзува еден атом на одреден елемент или колку атоми на водород може да замени еден атом од тој елемент (King, 2005). Атомот на водород секогаш е едновалентен, односно има оксидациона состојба +1. Хидридите (соединенија на водородот) на главните групи елементи, имаат формула  $MH_n$ , каде  $n$  е поврзан со бројот на групата. Слично се однесува и кислород, односно кај оксидите (соединенија на кислород) валентноста се одредува во однос на стабилната оксидациона состојба на кислородот -2 ( $M_2O$ ,  $MO$ ,  $M_2O_3$ ,..... $M_2O_7$ ). Електроните присутни во атомот зафаќаат различни под-орбитали на расположивите енергетски нивоа по редослед на зголемување на енергијата. Последниот (најодалечениот) електрон на атомот може да се најде во некоја од орбиталите  $s$ ,  $p$ ,  $d$  и  $f$ .

Хемиските елементи се застапени во животната средина во различни соединенија. Од 83 елементи што се најдени во природата, масениот удел на 12 елементи изнесува 99,7 % од Земјината кора. Во опаѓачки редослед на застапеност се кислородот (O), силициумот (Si), алуминиумот (Al), железото (Fe), титанот (Ti), водородот (H), фосфорот (P), манганот (Mn) итн. (Frieden, 1972).

### 5.1. Елементи од $s$ блокот

Елементите од  $s$ -блокот кои имаат само еден електрон во нивната  $s$  орбиталата, се наоѓаат во првата група на Периодниот систем. Овие елементи ги претставуваат алкални метали (освен водородот). Додека, елементите од  $s$  блокот коишто имаат два електрони, кои се наоѓаат во нивната  $s$  орбитала се нарекуваат метали од групата 2 или земноалкални метали (слика 22). Според тоа, елементите кај коишто последниот валентен електрон/и се наоѓа во  $s$  орбиталата се нарекуваат елементи од  $s$ -блок.

Алкалните елементи во  $s$ -блокот се состојат од еден валентен електрон во нивната најоддалечена обвивка. Овој најоддалечен електрон е лабаво задржан од електропозитивното атомско јадро, што ги прави овие метали да бидат високо електропозитивни, односно лесно ги оддаваат електроните и лесно се оксидираат. Внатрешните електрони во атомите на овие елементи ја намалуваат привлечната сила помеѓу атомското јадро и валентниот електрон. Заради тоа како се оди во надолна насока по групата, реактивноста на елементите се зголемува:  $Li < Na < K < Rb < Cs < Fr$ .

Од друга страна земноалкалните метали имаат два електрона во последниот електронски слој и стабилната електронска конфигурација ја постигнуваат со испуштање на двата електрона. Затоа овие елементи имаат оксидациона состојба +2. Алкалните и земноалкалните метали имаат ниски вредности за електронегативноста што води кон тоа да овие елементи не можат да создаваат соединенија во кои имаат негативна вредност за оксидациониот број. И двете групи на елементи имаат стабилна и непроменлива оксидациона состојба, која за алкалните метали секогаш е +1, додека за земноалкалните е секогаш +2.

1	2	Елементи од s блокот																18
1 H																		2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	
57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				

**Слика 22.** Елементи од s-блокот во Периодниот систем, адаптирано од: адаптирано од: <https://www.thoughtco.com/printable-periodic-table-of-the-elements-608834>

### 5.1.1. Водород (H) и елементи од група 1 (s блок)

Водородот е најраспространетиот елемент во Универзумот. Соединенијата на водород претставуваат околу 15 % од соединенија содржани во Земјината кора. Водородот е основен елемент во структурата на киселините. И покрај едноставната електронска конфигурација ( $1s^1$ ), овој елемент има динамична реактивност и гради голем број на хемски соединенија. Ваквата состојба резултира првенствено од постоењето на атомски, молекулски и јонски видови:  $H_2$ ,  $H^+$ ,  $H^-$ ,  $H_2^+$ ,  $H_3^+$  итн., како и изотопи на водородот (King, 2005). Неговите бинарни соединенија (изградени од водород и друг елемент) се појавуваат во опсег од јонски соединенија и цврсти суспензии со метални својства до молекулски испарливи соединенија. Соединенијата на водород имаат способност да донираат и  $H^-$  (водороден хидрид) и  $H^+$  (водороден протон) јони. Водородот е првиот елемент во Периодниот систем, со атомски, реден број 1, којшто поседува еден електрон во електронската обвивка. Иако е на позиција во групата на алкални метали, овој елемент е неметал и не поистоветува со карактеристиката на останатите елементи од првата група во Периодниот систем. Специфичната реактивност на водородот се надополнува со неговиот хемски карактер на силна Луисова киселина (како  $H^+$  катјон) до силна Луисова база ( $H^-$  како хидриден јон) (повеќе објаснето во поглавје 12). Позначајни соединенија на водородот се претставени во табела 8.

Атомот на водород има висока енергија на јонизација ( $1310 \text{ kJ mol}^{-1}$ ) и има низок позитивен електронски афинитет. Оваа карактеристична особина го прави сличен со B, C и Si. Водородот, во водни раствори, стапува во интеракција со слободните  $^{\bullet}OH$  радикали (хидроксилни јони) создавајќи вода,  $H_2O$ . Овој неметал, во реакција со металите образува соединенија означени како метални хидриди. Стабилна форма на водородот во природата е молекулата на водород -  $H_2$ . Молекулата на водородот ( $H_2$ ) е гас без мирис и вкус и има ниска растворливост во течни растворувачи. Циклусот на водородот се состои во размена на водород помеѓу биотски (живи) и абиотски (неживи) делови од екосистемите.



**Табела 8.** Преглед на позначајни соединенија на водород

Хемиска формула	Име	Карактеристики и употреба
HCN	Цијановодородна киселина	Силно токсичен, се користи на глобално ниво како фумигант против многу видови инсекти штетници
H <sub>2</sub> S	Сулфурводород	Тоа е безбоен гас, сулфурводородот е централен учесник во биогеохемскиот циклус на сулфурот на Земјата.
CH <sub>4</sub>	Метан	Метанот кој природно се појавува се наоѓа и под земјата и под морското дно и се формира од геолошки и од биолошки процеси.
PH <sub>3</sub>	Фосфин	Безбојно, запаливо, високо токсично соединение. Фосфинот учествува во синтезата на голем број органофосфорни соединенија.
NH <sub>3</sub>	Амонијак	Амониум хидроксидот, NH <sub>4</sub> OH (познат како течен амонијак) е најпознатиот неводен јонизирачки растворувач.
HCl	Хлороводородна киселина	Безкислородна неорганска киселина, со корозивно и иритирачко дејство

Сите елементи од 1-та група, освен водородот, се метали со ниски температури на топење, се карактеризираат со изразена мекост и висока спроводливост. Литиумот е специфичен по слабата реактивност со вода, за разлика од натриумот којшто бурно реагира со молекули на водата, додека калиумот развива експлозивност при реакција со вода пропратено со ослободување на водород кој е запалив. Поголем дел од солите на алкалните метали имаат ковалентен карактер, но незамаарлив е бројот и на јонските соединенија коишто ги градат. Поголем дел од овие елементи формираат органометални соединенија.

Металите од првата група формираат јонски хидриди (соединенија со водород) и хидриди кои бурно реагираат со вода, при што се формираат хидроксида. Воедно, овие елементи се карактеризираат со образување на халиди, како на пример: CsCl, CsBr, CsI. Елементите од првата група на Периодниот систем формираат растворливи карбонати, освен литиум карбонатот (Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) којшто е делумно растворлив. Литиумот е единствениот елемент од оваа група којшто формира нитрид (Li<sub>3</sub>N). Значајно е да се истакне дека Na и K се најраспространетите елементите од оваа група во карпите на Земјината кора, и влегуваат во составот на огромен број минерали.

### 5.1.2. Елементи од група 2 (s блок)

Дел од елементите од група 2 (берилиум, магнезиум, калциум, стронциум, бариум и радиум) се познати како земноалкални метали. Елементите од втората група се помалку реактивни споредени со оние од првата група (Li, Na, K, Rb, Cs и Fr). Атомите на овие елементи се среќаваат како ковалентни халиди, хидриди и оксиди.

Магнезиумот е еден од најзастапените елементи на Земјата. Позначајни минерали на магнезиумот се: доломитот, CaMg(CO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, и магнезитот, MgCO<sub>3</sub>. Овој елемент има и биолошка значајност затоа што е составен дел од хлорофилот, се координира со важни биолошки лиганди, како и значаен елемент за функционалноста на ензимите (ова се изучува во биохемија) (Нау, 1984).

Калциумот е, исто така, често распространет елемент во животната средина. Соединенијата на калциумот се користат многу повеќе од самиот елемент. Калциум оксидот, CaO (вар/негасена вар), калциум карбонатот, CaCO<sub>3</sub>, калциум сулфатот, CaSO<sub>4</sub>, се едни од позначајните соединенија на калциумот. Во природата се среќаваат голем број на комплекси на Ca<sup>2+</sup> и Mg<sup>2+</sup>, коишто имаат значајна улога во биогеохемските процеси кај организмите (ова се изучува во областа на биохемија).

Магнезиумот учествува и во трансферот на фосфатите во биолошките клетки, како и во метаболизмот на јагледехидрати. Калциумот е компонента на биоминералите и протеините. Калциумот спаѓа во групата на неопходни секундарни, регулаторни макроелементи и е одговорен за структурната и физиолошката стабилност на растителното ткиво, клеточната делба и растот. Во овошјето и зеленчукот, калциумот е многу важен бидејќи влијае на цврстината на плодовите и нивниот квалитет за зачувување, складирање и транспорт. Магнезиумот е клучен секундарен макроелемент за растот и развојот на растенијата, тој е составен дел од молекулата на хлорофилот, која влијае на процесот на фотосинтеза и создавање на органска материја (Da Silva & Williams, 2001).

## 5.2. Елементи од *p* блокот

Блокот на *p* – елементите претставува многу значајна и разновидна групација на елементи во Периодниот систем. *P*-блокот ја опфаќа десната страна на Периодниот систем кој вклучува елементи од шест групи (слика 23). Хелиумот кој се наоѓа на врвот на група 18 не е вклучен во *p*-блокот. Елементите на *p*-блок се обединети бидејќи нивните валентни електрони се наоѓаат во *p* орбиталата. Оваа орбитала содржи форми со шест лобуси кои доаѓаат од централна точка под рамномерно распоредени агли. Може да има максимум 6 електрони (распоредени по два електрони во  $p_x$ ,  $p_y$  и  $p_z$ ) и оттука има шест колони во *p*-блокот. Во првата колона од *p*-блокот се сместени елементите кои имаат еден валентен електрон. Елементите од следната група имаат два валентни електрони. Овој тренд продолжува се до елементите од 17-тата група каде се сместени халогените елементи со 7 валентни електрони.

	1																	18	
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	11 Na	12 Mg										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	
	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu				
	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr				

Слика 23. Елементи од *p*-блокот во Периодниот систем, адаптирано од: <https://byjus.com/chemistry/p-block-elements/>

Елементите од 13-та група од Периодниот систем, како што се бор (B), алуминиум (Al), галиум (Ga), индиум (In) и талиумот (Tl), се карактеризираат со разновидни и специфични хемиско-физички својства. Борот (B) е првиот елемент на групата и се карактеризира со специфични неметални својства, иако останатите елементи претставуваат типични метали. Во природата, борот најчесто се среќава во минералот боракс  $[\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4\text{H}_2\text{O}]$ , од каде тој се добива како онечистен елемент.

Најпозната кислородна киселина на елементот бор е борната киселина [ $\text{H}_3\text{BO}_3$  или  $\text{B}(\text{OH})_3$ ] која често се употребува во медицината и во заштитата на растенијата како инсектицид. Борот е есенцијален микроелемент за растенијата.

Друг карактеристично застапен елемент од оваа група е алуминиумот. Алуминиумот е најзастапен метал во Земјината кора со масен удел од околу 8-10%. Тој е застапен во глината (цврстата фаза на почвата) и во алуминосиликатните минерали. Најчести форми на алуминиумот се алуминиум хидроксид,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и алуминиум оксид,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

**Елементи од 14-тата група** се јаглерод, силициум, германиум, калај и олово. Елементите од 14-та група градат едноставни бинарни соединенија со водородот, кислородот, халогените елементи и азотот. Јаглеродот и силициумот со металите формираат карбиди и силициди.

Првиот елемент во групата е јаглеродот, којшто е есенцијален елемент за животот на Земјата, како и силициумот којшто е главен градбен елемент во механичката структура на карпите од литосферата (Belton et al. 2012). Физичко-хемиските својства на елементите од оваа група слично како и кај елементите од претходната група, варираат од типични неметали, започнувајќи со јаглеродот, до типични метали како што се калајот (Sn) и оловото (Pb). Ваквото специфично зголемување на металните својства надолу по групата е карактеристично за севкупниот *p* блок.

Јаглеродот формира голем број на јаглеводородни соединенија. Јаглеродот формира серија на јаглеводороди, алкани со стабилна долга верига координирана со C-C и C-H врски (органиски соединенија). Наједноставниот јаглеводород е метанот ( $\text{CH}_4$ ), којшто е запалив гас без мирис и се наоѓа во огромните подземни резервоари на природен гас. Јаглеродот ги формира и двата познати оксиди, јаглерод моноксид CO (исклучително токсичен гас) и јаглерод диоксид  $\text{CO}_2$ , како и јаглерод субоксид ( $\text{C}_3\text{O}_2$ ,  $\text{O}=\text{C}=\text{C}=\text{O}$ ).

Јаглеродот е еден од најчестите елементи во Универзумот и се наоѓа насекаде на Земјата: во атмосферата, хидросферата, литосферата и биосферата (Grace, 2004). Најголемиот дел од јаглеродот се наоѓа во атмосферата, најчесто во форма на јаглерод диоксид –  $\text{CO}_2$ .

Водните системи содржат јаглерод диоксид. Јаглеродниот циклусот (процеси на трансформација на соединенијата на јаглерод во животната средина) е еден од најкомплексните и најзастапените трансформации на материји, согласно неговата динамичност да создава голем број на органиски и неорганиски соединенија (Bolín, 1970).

Најраспространетото неорганиско соседение на јаглеродот е јаглерод диоксидот, гас што се апсорбира од растенијата. Во растенијата настанува процесот на фотосинтеза при којшто се искористува  $\text{CO}_2$  за синтеза на едноставни органиски соединенија. Јаглерод диоксидот од водната средина испарува во атмосферата, учествувајќи во водниот циклус во природата (Grace, 2004). Дополнително, одредени количества на јаглерод диоксид доспеваат во воздухот како резултат на вулкански ерупции, согорувањето на горива, издишувањето од животинските организми и други процеси. Вишокот на  $\text{CO}_2$  се акумулира во атмосферата, што доведува до негативен ефект на стаклена градина (заради што се нарекува стакленички гас).

Јаглеродот во површинскиот слој на литосферата, односно во почвата најчесто е во состојба на карбонатни ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) и хидроген карбонатни јони ( $\text{HCO}_3^-$ ). Неорганискиот јаглерод е основен елемент во градбата на голем број минерали, а најчеста форма е калциум карбонат,  $\text{CaCO}_3$  (Grace, 2004).

Силициумот слично на јаглеродот е пројавува висок афинитет кон кислородот, што овозможува постоење на бројни негови минерални и синтетички кислородни соединенија. Кварцот (силициум диоксид, SiO<sub>2</sub>) и голем број други силикати создаваат типични силициумови полимери со различни својства. Уште поголема разновидност од таа којашто ја покажуваат силикатите може да се јави кога во полимерните структури некои атоми на Si се заменуваат со атоми на Al, создавајќи алумосилкати. Многу важни минерали се варијациите на алумосиликатите, коишто содржат атоми на Li, Mg, и Fe. Постојат многу минерали базирани на тродимензионалната структура на алумо-силициумовиот скелет. Во оваа класа спаѓаат и фелдспадите, значајна класа на минерали коишто ги образуваат карпите. Алумосиликатните скелети на фелдспатите се изградени така што SiO<sub>4</sub> или AlO<sub>4</sub> тетраедрите се поврзуваат во заедничките темиња на поединечните тетраедри (Belton et al., 2012).

**Елементите од 15-тата група** (азот, фосфор, арсен, антимон и бизмут) се едни значајните елементи во животната средина, посебно од аспект на биогеохемиските циклуси, а од друга страна и како значајни природни сировини во агрохемиската и металуршката индустријата (Sun, 2010). Сите елементи од групата на p-блокот при стандардни услови се во цврста агрегатна состојба, единствено молекулата на азотот (N<sub>2</sub>) која се наоѓа во гасовите агрегатна состојба.

Генерално, најзастапениот елемент од оваа група, азотот, којшто се добива со дестилација на течен воздух, кој се употребува како инертен гас, како и за производство на амонијак. Азотот во природата е застапен во органска и во неорганска форма (Stein & Klotz, 2016). Органскиот азот најчесто е застапен во биолошките организми. Додека, неоргански форми на азот се наоѓаат во изобилство во атмосферата. Тој е посебно значаен елемент од аспект на агрохемијата и исхраната на растенијата. Овој елемент е еден од најзастапените елементи во атмосферата, но многу помалку е застапен во карпите на земјината кора. Најчести соединенија на азотот се неговите оксиди, во кои азотот е застапен во оксидациона состојба од 1+ до 5+. Азотните оксиди се: N<sub>2</sub>O – диазот оксид, NO – азот моноксид, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – диазот триоксид, NO<sub>2</sub> – азот диоксид, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> – диазот тетраоксид, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – диазот пентаоксид.

Овој азот е достапен на растенијата со претворање на молекуларниот азот (N<sub>2</sub>) во негова достапна, односно употреблива форма (како што се нитрити, NO<sub>2</sub><sup>-</sup> и нитрати, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>) со помош на симбиотски бактерии. Азотот се подложува на различни видови трансформации за да се одржи рамнотежа во екосистемот. Овие процеси се случуваат во различни екосистеми при што циклусот на азотот е еден од најкомплексните биогеохемиски циклуси во животната средина (Schulze, 2000; Galloway et al., 2004; Thamdrup, 2012).

Азотниот циклус се состои од следните процеси: азотофиксација, нитрификација, асимилација, амонификација и денитрификација (слика 24). Овие процеси се одвиваат во неколку фази:

**Азотофиксацијата** е почетниот чекор од циклусот на азот, при што атмосферскиот азот (N<sub>2</sub>) кој е примарно достапен во инертна форма, се претвора во употреблива форма - амонијак (NH<sub>3</sub>). За време на процесот на фиксација на азот, инертната форма на азотен гас се депонира во почвите од атмосферата и површинските води, главно преку врнежите. Целиот процес на фиксација на азот е овозможен со симбиотски бактерии. Овие бактерии содржат ензим *нитрогеназа*, којшто овозможува хемиска трансформација на гасовит азот со водород за да формира амонијак.



*нитрогеназа*

Процесите на фиксација на азот опфаќаат:

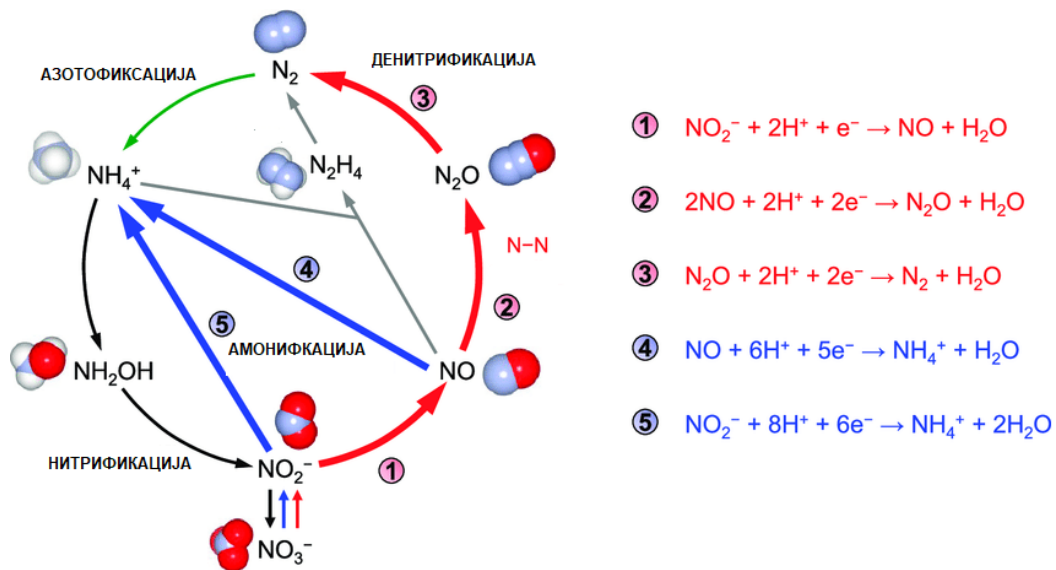
- Атмосферска фиксација: природен феномен кога под влијание на висока енергијата атмосферскиот азот  $N_2$  се трансформира во азотни оксиди ( $N_2O$ ,  $NO_2$  и сл.)
- Индустриска фиксација на азот е синтетичка алтернатива која помага во фиксацијата на азот со негово преведување во амонијак. Амонијакот ( $NH_3$ ) се создава при реакција на азот и водород. Подоцна истиот се искористува за создавање на разни азотни вештачки ѓубрива (на пример за синтеза на уреа).
- Биолошка фиксација на азот: Молекуларниот азот ( $N_2$ ) не може да се користи директно од воздухот од страна на растенијата и животните. Бактериите од родот *Ризобиум* и сино-зелените алги ја трансформираат неупотребливата форма на азот во други соединенија кои се достапни за организмите (Mooshammer et al., 2014).

**Нитрификација**, Во овој процес, амонијакот ( $NH_3$ ) се претвора во нитрат  $NO_3^{1-}$  со присуство на бактерии во почвата. Нитритите ( $NO_2^{1-}$ ) се формираат со оксидација на амонијак со помош на бактерии *Nitrosomonas*. Подоцна, произведените нитрити се претвораат во нитрати со помош на *Nitrobacter*. Овој процес е многу важен, бидејќи амонијакот ( $NH_3$ ) е токсичен за растенијата.

**Асимилација**. Примарни производители – растенијата со помош на нивните корени ги внесуваат азотни соединенија од почвата, кои се достапни во форма на  $NH_3$ ,  $NO_3^{1-}$ ,  $NO_2^{1-}$  и  $NH_4^+$  јони и се користат за создавање на растителните и животинските протеини (органиски молекули).

**Амонификација**. Процес кога растенијата или животните изумираат, азотот присутен во органската материја се ослободува во почвата. Разградувачите, односно микроорганизмите присутни во почвата, ја разградуваат органската материја, при што се создава амониум јон ( $NH_4^+$ ).

**Денитрификација**. Денитрификацијата е процес во кој азотните соединенија се враќаат назад во атмосферата со претворање на нитратот ( $NO_3^{1-}$ ) во гасовит азот ( $N_2$ ). Овој процес на азотниот циклус е последната фаза и се јавува во отсуство на кислород. Денитрификацијата се врши со помош на бактериските видови *Clostridium* и *Pseudomonas* (Mooshammer et al., 2014).



**Слика 24.** Преглед на хемиски процеси опфатени во процесот на трансформација на азотот во биосферата (Voiry et al., 2015)



**Фосфорот** е вториот најраспространет елемент од 15-тата група и претставува есенцијална хранлива материја за живите организми. Овој елемент од *p*-блокот е составен дел во градбата на нуклеинските киселини и фосфолипидите (органиски молекули) кои учествуваат во градбата на клеточните мембрани (Sanyal & De Datta, 1991). Циклусот на фосфор е значаен, но не толку динамичен во споредба со другите биогеохемиски циклуси како што се циклусите на вода, јаглеродот и азотот. Во природата, фосфорот се наоѓа најмногу во форма на фосфатни јони  $\text{PO}_4^{3-}$ . Фосфатни соединенија се наоѓаат во седиментните карпи, од каде под влијание на климатските фактори, се измиваат и доспеваат во подземните води и почвите. Вулканската пепел и атмосферските аеросоли и прашина, исто така, можат да бидат значајни извори на фосфат, иако фосфорот нема вистинска гасна (гасовита) фаза, за разлика од другите елементи како јаглерод, азот и сулфур. Фосфатните соединенија во почвата можат да бидат акумулирани од растенијата и од таму да се пренесат на животните коишто се исхрануваат со растенијата. Кога растенијата и животните излучуваат отпад или умираат, фосфатните соединенија се враќаат во почвата (Thomas Sims & Pierzynski, 2005).

Јонските форми кои најчесто се достапни потекнуваат од молекулата на фосфорна киселина,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Водените раствори во почвата најчесто ги содржат дисоцираните јони на фосфорната киселина и нејзините соли: дихидроген фосфатот  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , хидроген фосфатот  $\text{HPO}_4^{2-}$ , и фосфатниот јон  $\text{PO}_4^{3-}$ . Фосфорот (P) е од суштинско значење за сите форми на живот на Земјата.

Органските форми на фосфор вклучуваат изумрени растителни/животински остатоци и почвени микроорганизми. Почвените микроорганизми играат клучна улога во преработката и трансформирањето на овие органски форми на фосфор во форми достапни за растенијата.

Неорганските форми на фосфор може да се класифицираат во три различни групи: 1) Фосфор достапен за растенијата, којшто се состои од неоргански фосфор растворен во вода/почвен раствор и е лесно достапен за акумулација од растенија; 2) Атсорбиран фосфор, којшто се состои од неоргански фосфор атсорбиран на глинени честички, или врзани форми во соединенија на железо (Fe), алуминиум (Al) и оксиди на калциум (Ca) во почвата; оваа форма на фосфорот бавно се ослободува за и е помалку достапна за растенијата, и 3) Минерален фосфор, кој е претставен од примарни и секундарни фосфатни минерали присутни во почвата. Примери на примарни фосфорни минерали се апатитот, стренгитот и варисцитот. Секундарните минерали на фосфор вклучуваат калциум (Ca), железо (Fe) и алуминиум (Al) фосфати.

Сите елементи од 15-тата група се различни по своите физичко-хемиски карактеристики, единствено се задржува трендот на зголемување на металниот карактер долж групата, слично како и претходната 14-тата група. Елементите од 15-тата група градат бинарни соединенија: нитриди ( $\text{M}_n\text{N}_n$ ), фосфиди ( $\text{M}_n\text{P}_n$ ), арсениди ( $\text{M}_n\text{As}_n$ ), антимониди ( $\text{M}_n\text{Sn}_n$ ) и бизмутиди. Арсенот, антимонот и бизмутот во природата најчесто се распространети во траги, додека во повисоки содржини предизвикуваат токсичност за организмите.

### 5.3. Елементи од *d* блокот

Елементите од *d* блокот се елементите што може да се најдат од третата група до дванаесеттата група на современиот Периодниот систем (слика 27). Валентните електрони на овие елементи спаѓаат под орбиталата *d*. Многупати, елементите на *d* блокот се нарекуваат и преодни елементи или преодни метали. Првите три реда од елементите на блокот *d*, кои одговараат на орбиталите 3d, 4d и 5d, соодветно, се дадени во табела 9.



Елементите кои имаат електрони (1 до 10) присутни во *d*-орбиталата на претпоследното енергетско ниво и во најоддалечената орбитала „s“ (1-2) се *d* блок елементи. Иако електроните не ја пополнуваат орбиталата „d“ во металите од групата 12, нивната хемија на многу начини е слична на онаа на претходните групи, па затоа се сметаат како елементи од *d* блокот.

Овие елементи, обично покажуваат метални својства како што се сјајност и еластичност, високи вредности на електрична спроводливост и топлинска спроводливост и висока цврстина на истегнување. Постојат четири серии во блокот *d* што одговараат на пополнувањето на 3*d*, 4*d*, 5*d* или 6*d* орбитали.

**Табела 9.** Приказ на елементите од *d* блокот на метали

Елементи	
3d	Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn
4d	Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd
5d	La, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg
6d	Непополнета

Елементите од *d* блокот ги зафаќаат колоните од 3 до 12 и може да имаат атоми на елементи со целосно исполнета орбитала „d“. Кога се употребуваат термините метали од *d* блокот и преодни метали често се заменуваат. Затоа, елементите од 12-тата група (Hg, Cd и Zn) припаѓаат на *d*-блокот, но не се преодни елементи. Својствата на *d*-металите произлегуваат од нивната електронска структура, при што јачината на металната врска достигнува максимум во 6-тата група.

Елементите од *d* блокот покажуваат типично метално однесување со висока цврстина на истегнување, податливост, еластичност, електрична и топлинска спроводливост, метален сјај и имаат способност да кристализираат (Greenwood & Earnshaw, 2012). Тие се многу тврди и имаат висока енталпија на атомизација и мала испарливост, освен бакар. Цврстината се зголемува со бројот на неспарени електрони. Оттука, Cr, Mo и W се многу тврди метали меѓу *d* блок елементи.

1	2	Елементи од <i>d</i> -блокот										13	14	15	16	17	18
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

**Слика 25.** Елементи од *d*-блокот во Периодниот систем, адаптирано од: <https://byjus.com/jee/d-block-elements/>

## 5.4. Елементи од $f$ блокот

Елементите од  $f$  блокот често се нарекуваат внатрешни преодни метали бидејќи обезбедуваат премин во 6-тиот и 7-тиот ред од Периодниот систем, кој ги одвојува блоковите  $s$  и елементите од  $d$  блокот (слика 26). Елементите каде што  $f$  орбитала се пополнува со електрони се нарекуваат  $f$  блок елементи. Овие елементи имаат електрони (1 до 14) во  $f$  орбиталата, (0 до 1) во  $d$  орбиталата на претпоследното енергетско ниво и во најоддалечената орбитала (Greenwood & Earnshaw, 2012).

Постојат две групи во  $f$  блокот што одговараат на пополнувањето на орбиталите  $4f$  и  $5f$ . Првата група на елементи се серијата  $4f$  од Ce до Lu, додека втора група  $5f$  елементи од Th до Lw. Секоја група опфаќа 14 елементи и се издвоени во долниот дел на Периодниот систем (слика 26).

Елементите кои припаѓаат на  $f$  блокот понатаму се класифицираат на **лантаниди** и **актиниди**. Првата серија на елементи се нарекуваат лантаниди и вклучуваат елементи со атомски броеви кои започнуваат од 57 и завршуваат на 71. Овие елементи се нерадиоактивни (освен прометиумот, којшто е радиоактивен елемент). Првата група на елементи се серијата  $4f$  од цериум (Ce) до лутециум (Lu).

Втората серија на елементи се нарекуваат актиниди и ги вклучува елементи со атомски броеви кои започнуваат од 89 до 103, односно, тоа е серија на  $5f$  елементи од ториум (Th) до Lw. Овие елементи генерално имаат радиоактивна природа. Списокот на сите елементи од  $f$  блокот е даден подолу. Редот што започнува со лантан (La) е редот што ги содржи сите лантаниди, додека редот што започнува со актиниум (Ac) е редот што ги содржи сите актиниди. Бидејќи орбиталата  $f$  лежи многу повнатре од орбиталата  $d$  (од последниот слој) во однос на именувањето на преодните метали, елементите од  $f$  блокот се нарекуваат внатрешно-преодни елементи (Greenwood & Earnshaw, 2012).

1	1											18						
1	H											2						
2	3	4											5	6	7	8	9	10
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
6	55	56		72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
7	87	88		104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Елементи од  $f$ -блокот

Слика 26. Елементи од  $f$ -блокот во Периодниот систем, адаптирано од: <https://byjus.com/iee/f-block-elements/>

## 5.5. Хемиските елементи како составен дел од биолошките клетки

Клетките се составени од вода, неоргански јони и органски молекули што содржат јаглерод. Водата е најзастапената молекула во клетките, во просек од 70 % или повеќе од вкупната клеточна маса. Интеракциите помеѓу водата и другите составни делови на клетките се од централно значење во биолошката хемија.

Значајно својство на водата во клетките е тоа што таа е поларна молекула, во којашто атомите на водород имаат парцијален позитивен полнеж ( $\delta^+$ ), а кислородот има парцијален негативен полнеж ( $\delta^-$ ). Поради нивната поларна природа, молекулите на водата можат да формираат водородни врски едни со други или со други поларни молекули, заради што стапуваат во интеракција со позитивно или негативно наелектризираните јони. Како резултат на овие интеракции, јоните и поларните молекули се лесно растворливи во вода (хидрофилни). Спротивно на тоа, неполарните молекули, кои не стапуваат во интеракција со водата, се слабо растворливи во водна средина (хидрофобни). Следствено, неполарните молекули имаат тенденција да ја минимизираат нивната интеракција со вода со тоа што наместо тоа се поврзуваат едни со други.

Интеракциите на поларните и неполарни молекули со водата и едни со други играат значајна улога во формирањето на биолошките структури во клетката како што се клеточните мембрани и органелите, а од друга страна се овозможува преносот на голем број материи во клетките.

Над 99% од масата на повеќето клетки е составена од шест елементи, заради што се нарекуваат главни или композитни елементи. Тоа се јаглерод, водород, кислород, азот, фосфор и сулфур (C, H, O, N, P, S). Овие елементи се главните елементи коишто ја имаат градивата улога во посложените органски молекули како што се јаглехидратите, пептидите, сложените протеини, липидите и нуклеинските киселини (коишто се изучуваат во областа на биохемијата).

Неорганските јони во клетката, вклучително натриум ( $\text{Na}^+$ ), калиум ( $\text{K}^+$ ), магнезиум ( $\text{Mg}^{2+}$ ), калциум ( $\text{Ca}^{2+}$ ), водороден фосфат ( $\text{HPO}_4^{2-}$ ), хлорид ( $\text{Cl}^-$ ) и водороден карбонат ( $\text{HCO}_3^-$ ), сочинуваат 1% или помалку од клеточната маса (слика 27). Овие јони се вклучени во голем број процеси на клеточниот метаболизам и на тој начин играат значајна улога во клеточната функција.

Други хемиски елементи се значајни за структурата и физиолошката функционалност на клетката. Елементите во траги се присутни во ниски содржини во организмите и сочинуваат околу 0,5% од масената фракција на биолошките клетки. Елементите во траги во клетките ги вклучуваат: железо (Fe), јод (I), манган (Mn), молибден (Mo), селен (Se), силициум (Si), калај (Sn), ванадиум (V), бор (B), хром (Cr), кобалт (Co), бакар (Cu), флуор (F) и др.

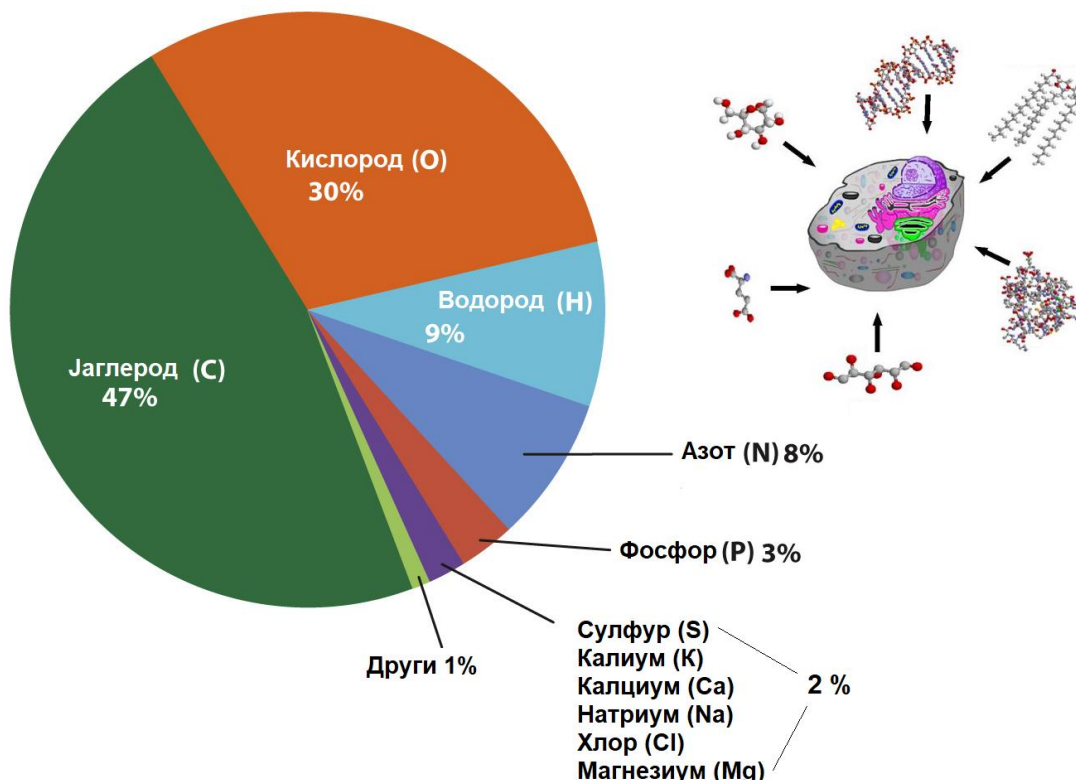
**Магнезиум (Mg)** е елемент кој се наоѓа во клетките во сврзана форма. Овој елемент е еден од најзастапените двовалентни катјони во биолошките клетки и има бројни важни задачи во регулаторните клеточни функции. Магнезиумот ја остварува својата функција првенствено преку неговото сврзување за органски молекули. Посебно значајно за катјонот на магнезиум ( $\text{Mg}^{2+}$ ) е неговата улога во активирањето на ензимите и интрацелуларната сигнализација (повеќе се изучува во биохемија).

**Калциумот (Ca)** е суштинска хранлива материја за растенијата. Како двовалентен катјон ( $\text{Ca}^{2+}$ ), тој е потребен за структурните улоги во клеточниот сид (кај растителните клетки) и клеточните мембраните. Слично како магнезиумот и калциумот во биолошките клетки е во состојба на катјон ( $\text{Ca}^{2+}$ ) којшто лесно стапува во интеракција со неоргански и органски ањони. Затоа овој елемент учествува во процесите на пренесување на дразби и информации во цитоплазмата на клетката и во клеточните органели (Voet et al., 2016).

**Бакарот (Cu)** во организмите е специфично урамнотежен, бидејќи Cu во мали количества е неопходен за многу физиолошки процеси од една страна, но повисоки содржини на Cu може да предизвикаат токсични ефекти во биолошката клетка. Бакарот служи како кофактор во респираторниот синџир и соодветно се користи во преносот на електроните до кислородот. Понатаму, Cu е важен кофактор за оксидативната рамнотежа. Содржината на бакарот кај растителните клетки зависи директно од бакарот којшто се наоѓа во почвата. Во почвениот раствор и во цврстата фаза на почвата (минералите), бакарот најчесто се поврзува со неорганска и органска материја преку комплексирање или апсорпција. Бакарните јони може да се врзат и за клеточните сидови и за надворешната мембранска површина на клетките на коренот на растенијата (Voet et al., 2016).

**Цинкот (Zn)** се смета за есенцијален микроелемент кај анималните и кај растителните организми. Zn има значајна улога во биохемијата и метаболизмот на растителната клетка. Слично како и бакарот и цинкот во одредени содржини е есенцијален за биолошката клетка, но во повисоки содржини, овој елемент може да биде токсичен за организмите. Овој елемент придонесува за неколку клеточни и физиолошки активности на растенијата и влијае на растот, развојот и приносот кај растенијата. Zn е важна структурна, ензимска и регулаторна компонента на многу протеини и ензими. Дополнително, од суштинско значење е да се разбере меѓусебното дејство и хемијата на Zn во почвата, неговата апсорпција, транспорт и одговорот на растенијата на недостаток на Zn.

**Натриумот (Na) и калиумот (K)** се хемиски елементи коишто се застапени во биолошките клетки кои учествуваат во одржувањето на осмотската хомеостаза помеѓу клетката и нејзината околина, одговорни се за ацидобазната хомеостаза на клетката.



**Слика 27.** Просечни вредности за елементарниот состав на клетка, адаптирано од: [https://www.macmillanhighered.com/BrainHoney/Resource/6716/digital\\_first\\_content/trunk/test/morris2e/morris2e\\_ch2\\_16.html](https://www.macmillanhighered.com/BrainHoney/Resource/6716/digital_first_content/trunk/test/morris2e/morris2e_ch2_16.html)





## ПОГЛАВЈЕ 6. ЈОНИ, МОЛЕКУЛИ И ХЕМИСКО СВРЗУВАЊЕ



## ПОГЛАВЈЕ 6. ЈОНИ, МОЛЕКУЛИ И ХЕМИСКО СВРЗУВАЊЕ

Атомите се организирани во молекули со помош на хемиски врски кои се определени од електромагнетната сила на привлекување, што значи дека овие врски се формираат врз база на електричните полнежи на атомите. Хемиските врски се формираат преку движењето на електроните во најгорните електронски обвивки на атомите. Со хемиските врски се создаваат хемиските соединенијата. Поголемиот број на супстанции во природата се среќаваат како јони. Јоните се создаваат со примање или оддавање на електрони кај електронеутралните атоми или молекули.

### 6.1. Јони, јонски соединенија и молекули

Во хемиски процеси, при коишто елементите и молекулите стапуваат во интеракција, јадрото на секој атом останува непроменето. Во интеракциите коишто настануваат на микроскопско ниво, помеѓу атомите на исти или различни елементи, учествуваат електроните, но никогаш тоа не се протоните или неутроните. Електроните, се единствените честички од атомот коишто може да се пренесуваат помеѓу атоми на исти или различни елементи. Преносот и споделувањето на електроните меѓу атомите ја регулираат хемијата на елементите. За време на формирањето на некои соединенија, атомите примаат или одаваат електрони и формираат наелектризираните честички наречени јони. Од сите елементи во Периодниот систем, само шест благородни гасови (He, Ne, Ar, Kr, Xe и Rn) постојат во природата како единечни атоми, означени како моноатомски елементи (истите се наоѓаат во гасовита агрегатна состојба). Поголемиот дел од материјата се состои од молекули или јони (Chang, 1977; Collins et al., 2007; Comba et al., 2009; Wells, 2012).

**Молекула** е збир од најмалку два атоми во одреден однос/сооднос коишто се поврзани со хемиски интеракции односно хемиски врски. Секоја молекула може да содржи атоми на ист елемент или атоми од различни елементи. Молекулата на водород со молекулска формула  $H_2$ , се нарекува двоатомска молекула затоа што содржи само два атома на водород. Постојат и други двоатомски молекули коишто се често застапени во природата, како молекулата на азот  $N_2$ , кислород  $O_2$ , халогените елементи:  $Cl_2$ ,  $F_2$ ,  $Br_2$ , и  $I_2$ . Двоатомските молекули можат да содржат и атоми на различни елементи, како на пример, хлороводородна киселина (HCl) и јаглерод монооксид (CO). Молекулите што содржат повеќе од два атома се нарекуваат полиатомски молекули, како на пример, метан ( $CH_4$ ), амонијак ( $NH_3$ ), јаглерод диоксид ( $CO_2$ ) и други.

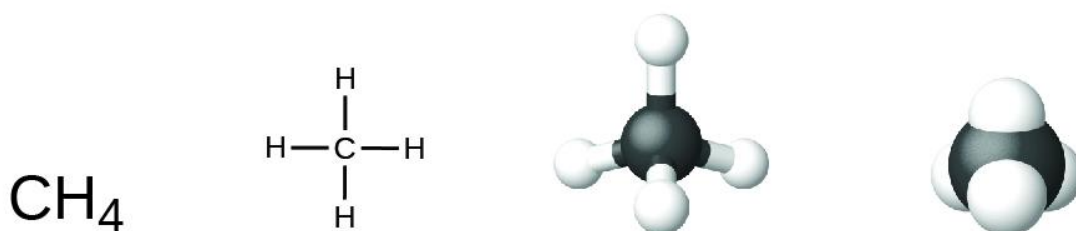
**Јон** е атом или група на атоми со вкупен позитивен или негативен полнеж. Бројот на позитивно наелектризираните протони во јадрото на атомот при едноставни хемиски промени останува ист, додека, негативно наелектризираните честички, електроните, можат да го променуваат својот број на ниво на атом, односно истите се оддаваат и примаат. Оддавањето на еден електрон од неутрален атом создава позитивно наелектризиран јон, **катјон**, додека примањето на електрон создава негативно наелектризиран јон, **анјон**. Јоните можат да бидат едноатомски или повеќеоатомски.

**Молекулската формула** го покажува точниот број на атоми од секој елемент во најмалата единка на супстанцата (една молекула). Молекулската формула дава и квалитативна информација за составот (од кои елементи е составена супстанцата), како и квантитативна информација за бројот на атоми за секој елемент застапен во молекулата. На пример,  $CO_2$  е молекулската формула на јаглерод диоксид, каде јаглеродот е застапен со еден атом, односно кислородот е застапен со два атоми во сооднос C:O = 1:2.

Бројноста на молекулите се изразува преку пишување на стехиометриски коефициенти пред хемиската формула на соединението. Стехиометриските коефициенти пред молекулските формули го означуваат бројот на слободни молекули за соединението, како на пример:  $2\text{H}_2\text{O}$ , означува две слободни молекули на вода, додека  $\text{H}_2\text{O}$  подразбира една молекула на вода.

**Молекулските модели** се визуелни модели за претставување на малите честички, атомите. Моделите даваат претстава за распоредот на атомите на елементите во структурата на молекулата. Најчесто се користата топчиња и стапчиња за претставување на атомите и хемиските врски соодветно во молекулата (слика 28).

**Структурна формула** дава јасен приказ за начинот на поврзување на атомите во молекулата на некое соединение како и ориентацијата на хемиските врски во дводимензионален систем (слика 28).



**Слика 28.** Молекулска формула, структурна формула и модели на метан, адаптирано од: <https://courses.lumenlearning.com/suny-chem-atoms-first/chapter/chemical-formulas/>

**Емпириската формула**, како и молекулската формула го покажува составот на соединението, но од квантитативен аспект истата се однесува на најпростиот целоброен однос на атомите на елементите коишто се дел од една молекула. Емпириските формули се најпрости хемиски формули, кои се добиваат со крочење на индексите во молекулските формули на најпрости цели броеви. Всушност, молекулската формула е вистинската формула на соединението. Така, ако ја знаеме молекулската формула, тоа значи дека лесно се одредува емпириската формула која го претставува најмалиот целоброен однос на застапеност на елементите во соединението. За некои молекули молекулската формула е и емпириска формула, како на пример: молекулската формула за вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ), амонијак ( $\text{NH}_3$ ), јаглерод диоксид ( $\text{CO}_2$ ) и метан ( $\text{CH}_4$ ), воедно претставуваат и емпириски формули.

**Формули на јонски соединенија**, најчесто се исти со нивните емпириски формули на соединенијата, затоа што, јонските соединенија не се состојат од одделни молекулски единки. **Јон** претставува кој било атом или група атоми што носи еден или повеќе позитивни или негативни електрични полнежи.

Јоните настануваат со примање на електрони или оддавање на електрони од неутрални атоми или молекули или други јони; со комбинација на јони со други честички. Јоните можат да настанат и со раскинување на ковалентна врска помеѓу два атома на таков начин што електроните од врската остануваат во асоцијација со еден од претходно поврзаните атоми.

Примери за вакви процеси вклучуваат реакција на атом на натриум ( $\text{Na}$ ) со атом на хлор ( $\text{Cl}$ ) за да се формира натриум катјон ( $\text{Na}^+$ ) и хлорид анјон ( $\text{Cl}^-$ ) (подобро објаснето во јонска врска); додавање на водороден катјон ( $\text{H}^+$ ) на молекула на амонијак ( $\text{NH}_3$ ) за да се формира амониум катјон ( $\text{NH}_4^+$ ); и дисоцијација на молекула на вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ) за да се формира водороден катјон ( $\text{H}^+$ ) и хидроксилан анјон ( $\text{OH}^-$ ) (Wells, 2012).

Многу кристални супстанции се составени од јони кои се држат во правилни геометриски структури како резултат на електростатско привлекување на спротивно наелектризираните честички. Јоните имаат способност за движење под влијание на електричното поле и нивните раствори се спроводници на електрична струја.

**Јонизација претставува** секој процес со кој електрично неутралните атоми или молекули се претвораат во електрично наелектризираните честички (јони) преку примање или оддавање на електрони. Во хемиските процеси, јонизацијата најчесто се случува во течен раствор. На пример, неутралните молекули на хлороводородот HCl, реагираат со слични поларни молекули на вода, H<sub>2</sub>O, за да произведат позитивни јони на хидрониум јон (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) и негативни хлоридни јони на (Cl<sup>-</sup>). На површината на парче метален цинк (Zn) во контакт со кисел раствор (HCl), атомите на цинкот губат (одаваат) електрони и се создаваат катјони на цинк (Zn<sup>2+</sup>).

Јонизацијата настанува и кај гасовите при низок притисок кога низ нив поминува електромагнетно зрачење. Ако електроните што го сочинуваат електромагнетно зрачење имаат доволно енергија (енергијата на јонизација е различна за секоја супстанца), тие ги индуцираат (ексцитираат) другите електрони да ги напуштаат молекулите на неутралниот гас, создавајќи јонски парови. Создадените јонски парови се состојат од создадениот (индуциран) позитивен јон и одвоениот негативен електрон (e<sup>-</sup>). Од друга страна пак, негативните јони се формираат кога ослободените електроните се прикачуваат на молекулите на неутрален гас. Гасовите може да се јонизираат и со интермолекуларни судири на високи температури.

Генерално, јонизацијата, настанува секогаш кога доволен број на енергетски наелектризираните честички или зрачење, доспеваат до гасови, течности или цврсти материји. Наелектризираните честички, како што се алфа честичките и електроните од радиоактивни материјали, предизвикуваат јонизација во околината на нивното распространување. Енергетски неутралните честички, како што се неутроните се попродорни и речиси не предизвикуваат јонизација.

Различни облици на електромагнетното зрачење, како што се фотоните на Рендгенските зраците и гама зраците, можат да ги индуцираат електроните од атомите со фотоелектричниот ефект за да предизвикаат јонизација. Енергетските електрони кои произлегуваат од апсорпцијата на енергија на електромагнетното зрачење и минувањето на наелектризираните честички за возврат може да предизвикаат дополнителна јонизација, наречена секундарна јонизација. Во атмосферата на Земјата е присутно одредено минимално ниво на јонизација поради континуираната апсорпција на космичките зраци од вселената и ултравиолетовото зрачење од Сонцето (Wells, 2012).

Примери на јонските молекули (едноатомски и полиатомски) и нивно именување е дадено во табела 9.

**Табела 9.** Преглед на именување на јонските молекули (моноатомски и полиатомски)

Именување на јонот	Формула	Именување на јонот	Формула
МОНОАТОМСКИ катјони и анјони		ПОЛИАТОМСКИ катјони и анјони	
Водороден јон	H <sup>+</sup>	Карбонатен јон	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Натриумов јон	Na <sup>+</sup>	Нитратен јон	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Калиумов јон	K <sup>+</sup>	Нитритен јон	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
Калциумов јон	Ca <sup>2+</sup>	Оксалатен јон	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Магнезиумов јон	Mg <sup>2+</sup>	Перманганатен јон	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Алуминиум јон	Al <sup>3+</sup>	Фосфатен јон	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Железо(II) јон	Fe <sup>2+</sup>	Сулфатен јон	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Железо(III) јон	Fe <sup>3+</sup>	Сулфитен јон	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Литиумов јон	Li <sup>+</sup>	Цијаниден јон	CN <sup>-</sup>
Бакар(II) јон	Cu <sup>2+</sup>	Хидроксилен јон	OH <sup>-</sup>
Бакар(I) јон	Cu <sup>+</sup>	Хлоратен јон	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Цинк јон	Zn <sup>2+</sup>	Броматен јон	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Рубидиумов јон	Rb <sup>+</sup>	Дихроматен јон	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
Цезиумов јон	Cs <sup>+</sup>	Амониум јон	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
Кобалт(II) јон	Co <sup>2+</sup>	Хидрониум јон	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
Кобалт(III) јон	Co <sup>3+</sup>	Тиосулфатен јон	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Никелов јон	Ni <sup>2+</sup>	Хидроген карбонат	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Стронциумов јон	Sr <sup>2+</sup>	Хидроген фосфат	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Сребрен јон	Ag <sup>+</sup>	Дихроген фосфат	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Сулфиден јон	S <sup>2-</sup>	Хидроген фосфит	HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Кислороден јон	O <sup>2-</sup>	Дихроген фосфит	H <sub>2</sub> PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Јодиден јон	I <sup>-</sup>	Хидроген сулфат	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Нитриден јон	N <sup>3-</sup>	Хидроген сулфит	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Фосфиден јон	P <sup>3-</sup>	Перброматен јон	BrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Хлориден јон	Cl <sup>-</sup>	Хипобромитен јон	BrO <sup>-</sup>
Флуориден јон	F <sup>-</sup>	Броматен јон	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Бромиден јон	Br <sup>-</sup>	Хроматен јон	Cr <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>

## 6.2. Хемиски врски

Хемиско поврзување, која било од интеракциите што ја објаснуваат поврзаноста на атомите во молекули, јони, кристали и други стабилни видови кои ги сочинуваат познатите супстанции од животната средина (Mulliken, 1978). Кога атомите се приближуваат еден кон друг, нивните јадра и електрони стапуваат во интеракција и имаат тенденција да се дистрибуираат во просторот на таков начин што вкупната енергија е помала отколку што би била во кој било алтернативен распоред (Levy Nahum et al., 2010). Ако вкупната енергија на група атоми е помала од збирот на енергиите на компонентите на атомите, тие потоа се поврзуваат заедно и намалувањето на енергијата е енергијата на хемиско поврзување (Frenking & Shaik, 2014).

### 6.2.1. Ковалентната врска

Ковалентната врска настанува со споделување на електроните од двата атоми коишто учествуваат во интеракцијата (хемиското сврзување). Ковалентната врска настанува помеѓу атоми на исти или различни елементи коишто создаваат заеднички електронски пар со цел да се создаде стабилен валентен октет во последниот енергетски слој. Парот на електрони кои учествуваат во овој тип на хемиска врска се нарекува споделен пар или сврзувачки пар (Mulliken, 1978).

Ковалентните врски се нарекуваат и молекуларни врски. Елементите коишто имаат многу висока енергија на јонизација, во исто време имаат намалена способност за оддавање на електрони, додека елементите со многу ниска електронегативност немаат способност да примаат електрони. Атомите на таквите елементи имаат тенденција да ги споделат (делат) своите електрони со атомите на други елементи или со други атоми на истиот елемент. На овој начин двата атоми добиваат октетна конфигурација во нивните соодветни валентни обвивки и на тој начин постигнуваат стабилност (Mulliken, 1978). Хемиската врска во која атомите создаваат заеднички електронски пар или парови се нарекува ковалентна врска. Ковалентната врска ја создаваат атоми на еден ист елемент или на различни елементи на кои разликата во електронегативностите е помала од 1,5.

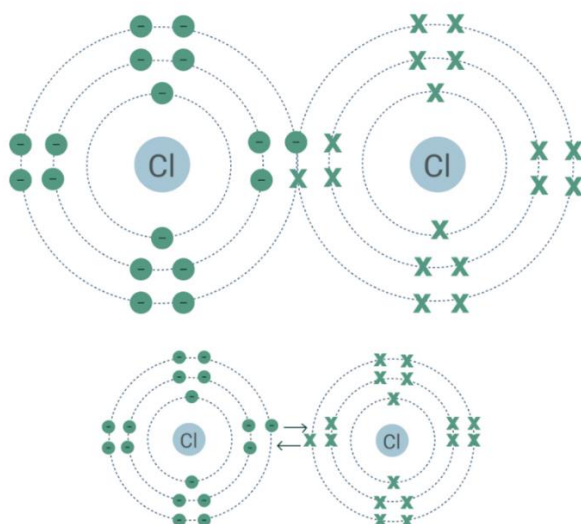
Сите атоми освен благородните гасови имаат помалку од осум електрони во нивната валентна обвивка. Со други зборови, валентните обвивки на овие атоми немаат стабилни конфигурации. Затоа, тие се комбинираат едни со други или со други атоми за да постигнат стабилни електронски конфигурации. Затоа, тенденцијата на атомите на различни елементи да постигнат стабилна конфигурација од осум електрони во нивните валентни обвивки е причина за хемиската комбинација. Принципот на постигнување максимум од осум електрони во валентната обвивка на атомите се нарекува правило на октет (Özmen, 2004; Mitoraj & Michalak, 2007).

**Неполарна ковалентна врска.** Овој тип на ковалентна врска се формира секогаш кога постои еднаков удел на електрони помеѓу атомите. Станува збор за создавање на двоатомски молекули. Разликата во електронегативноста помеѓу два атома на еден ист елемент е нула. Тоа значи дека создадениот електронски пар е подеднакво одалечен од атомските јадра на двата атоми. Пример за неполарна ковалентна врска претставуваат сите двоатомски молекули  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $I_2$ , и слично. На слика 29 е претставен шематски приказ на настанување на ковалентна врска помеѓу атомите на хлор. Хлорот има седум валентни електрони во последниот електронски слој, при што се формира еден заеднички електронски пар кој формира октет и кај двете атомски јадра. Кај двоатомските молекули на еден елемент, заедничкиот електронски пар е распределен подеднакво одалечен од атомските јадра на двата атоми Cl-Cl.

Но начинот на настанување на ковалентната врска помеѓу атоми на различни елементи резултира со поларизација на врската заради разликите во електронегативностите на елементите.

**Поларизација на ковалентни врски.** Забележано е дека во сигма врските помеѓу два различни атоми, електронскиот облак е секогаш поблиску до поелектронегативниот од двата атома кои учествуваат во сигма врската. Поради ова, постои постојан дипол кој се појавува во врската, а ковалентната врска се вели дека е поларизирана. За колку повеќе електронегативен атом се вели дека има делумно негативен полнеж, а за помалку електронегативниот атом има делумно позитивен полнеж во поларната ковалентна врска (Nilsson et al., 2011).

**Поларна ковалентна врска.** Овој тип на ковалентна врска постои таму каде што се јавува нееднакво споделување на електроните поради разликата во електронегативноста на комбинираните атоми. Повеќе електронегативни атоми ќе имаат посилно влечење за електроните. Електронегативната разлика помеѓу атомите е поголема од нула и помала од 1,5. Како резултат на тоа, заедничкиот пар електрони ќе биде поблиску до тој атом. На пример, молекулите формираат водородна врска како резултат на неуррамнотезен електростатички потенцијал. Во овој случај, водородниот атом е во интеракција со електронегативен флуор, водород или кислород.



**Слика 29.** Механизам на настанување на ковалентната врска и создавање на заеднички електронски пар, пример на создавање на молекулата на хлор,  $\text{Cl}_2$ , адаптирано од: <http://chembook.org/page-nonav.php?chnum=3&sect=11>

Луис вовел едноставни симболи за означување на електроните присутни во надворешната обвивка на атомот познати како валентни електрони. Овие симболи се познати како симболи на електронски точки, а структурата на соединението е позната како **Структура на точки на Луис**. Структурите на електронски точки на ковалентни молекули се напишани со одредување според правилото на октетот. Според ова правило, сите атоми во молекулата ќе имаат осум електрони во нивната валентна обвивка, освен атомот на водород. Водородот ќе има само два електрони бидејќи само два електрони ја комплетираат својата прва обвивка за да ја постигнат електронската конфигурацијата на хелиумот.

Така, елементите од групата 17, како што е  $\text{Cl}$ , би делеле еден електрон за да постигнат стабилен октет; елементите од групата 16, како што се  $\text{O}$  и  $\text{S}$ , би делеле два електрони; елементите од групата 15 би делеле три електрони и така натаму. На пример, атомот на кислород, кој има шест електрони во својата валентна обвивка, го комплетира својот октет така што ги дели своите два електрони со два атоми на водород за да формира молекула на вода (Kaim et al., 2013).

Во зависност од бројот на споделени електронски парови, ковалентната врска може да се класифицира на:

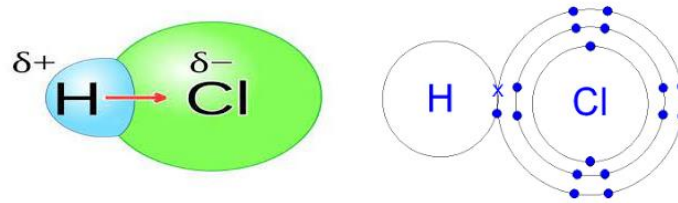
- Единечна ковалентна врска
- Двојна ковалентна врска
- Тројна ковалентна врска

Единечна ковалентна врска се формира кога само еден пар електрони се дели помеѓу двата атома кои учествуваат во создавањето на ковалентната врска. Единечната ковалентна врска се претставува со една цртичка (-). Иако оваа форма на ковалентна врска има помала густина и е послаба од двојната и тројната врска, таа е најстабилна.

На пример, молекулата  $\text{HCl}$  има еден атом на водород со еден валентен електрон и еден атом на хлор со седум валентни електрони. Во овој случај, единечна ковалентна врска се формира помеѓу атомите на водородот и хлорот со создавање на еден заеднички електронски пар. Кај овие соединенија се јавува делумна делокализација на заедничкиот електронски пар.



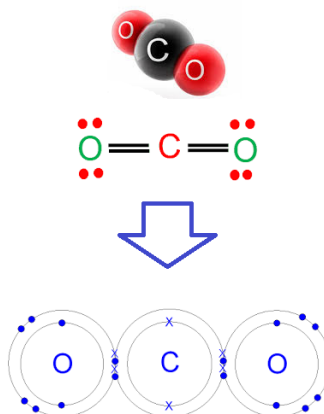
Заради разликата во електронегативноста ( $0 < \text{EN} < 1,5$ ) помеѓу хлорот и водородот, хлорот посилно го привлекува електронскиот пар кон своето атомско јадро. На овој начин се јавува поларизаицја во молекулата на хлороводородната киселина, што резултира со формирање на парцијално позитивен полнеж ( $\delta^+$ ) кај атомот на водород и парцијално негативен полнеж ( $\delta^-$ ) кај атомот на хлор (слика 30).



**Слика 30.** Механизам на настанување на молекулата на хлороводородна киселина, HCl, адаптирано од: <https://www.quora.com/Is-HCl-a-polar-covalent-bond>

**Двојна ковалентна врска** се формира кога два пара електрони се делат помеѓу двата атома кои учествуваат во хемиското сврзување. Хемиската врска се претставува со две цртички (=). Двојните ковалентни врски се многу посилни од единечните врски, но тие се помалку стабилни. На пример, молекулата на јаглерод диоксид има еден јаглероден атом со шест валентни електрони и два атоми на кислород со четири валентни електрони. За да го креира својот октет, јаглеродот дели два од неговите валентни електрони со еден атом на кислород и два со друг атом на кислород. Секој атом на кислород ги дели своите два електрони со јаглерод, и затоа има две двојни врски во  $\text{CO}_2$  (слика 31).

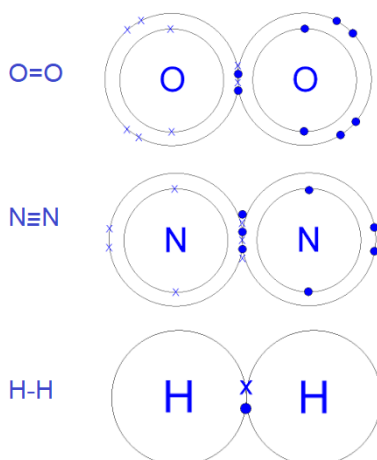
При формирањето на молекулата на кислород, секој атом на кислород има шест електрони во својата валентна обвивка. Секој атом со уште два електрони го комплетира својот октет. Затоа, атомите делат по два електрони за да ја формираат молекулата на кислородот. Бидејќи два електронски парови се делат, постои двојна врска помеѓу двата атоми на кислород (Held et al., 2017).



**Слика 31.** Механизам на настанување на молекулата на јаглероден диоксид,  $\text{CO}_2$ , адаптирано од: <https://www.britannica.com/science/covalent-bond>

**Тројна врска** се формира кога три пара електрони се делат помеѓу двата атома кои учествуваат. Тројните ковалентни врски се претставени со три цртички ( $\equiv$ ) и се најмалку стабилниот тип на ковалентни врски.

На пример, при формирањето на молекула на азот, секој атом на азот кој има пет валентни електрони обезбедува три електрони за да формираат три електронски парови за споделување. Така, се формира тројна врска помеѓу двата атома на азот (слика 32).



**Слика 32.** Механизам на настанување на неполарни ковалентни врски (единечна двојна и тројна), кај кислород, азот и водород, адаптирано од: <https://www.britannica.com/science/covalent-bond>

### 6.2.2. Јонска врска

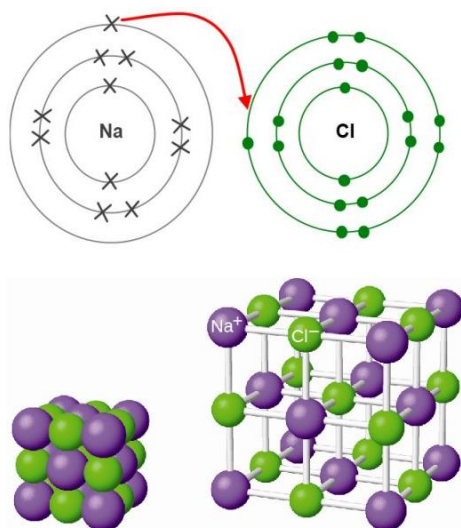
Темелното познавање на молекуларната геометрија и поврзувањето во ковалентните молекули е од суштинско значење за толкување на својствата на неорганските соединенија и предвидување на нивните реакции. Сепак, не треба да се занемари фактот дека голем број неоргански материи се цврсти материи. За да се изучува хемијата на овие материи, неопходно е познавањето со основните кристални структури и силите што ги држат заедно (Bader & Henneker, 1965).

Јонска врска, наречена и електровалентна врска, претставува тип на хемиско сврзување кое настанува како резултат на електростатското привлекување помеѓу спротивно наелектризираните јони во хемиско соединение. Јонската врска се формира кога валентните (најоддалечените) електрони на еден атом трајно се пренесуваат во друг атом. Атомот што ги губи електроните станува позитивно наелектризиран јон (катјон), додека оној што ги добива станува негативно наелектризиран јон (анјон). Јонската врска резултира со создавање на соединенија познати како јонски или електровалентни соединенија, коишто најчесто претставуваат соединенијата формирани помеѓу неметали и металите од првата и втората група на Периодниот систем.

Јонските соединенија се кристални и цврсти материи. Електростатските сили на привлекување помеѓу спротивните полнежи и одбивноста помеѓу исти полнежи, ги ориентираат јоните на таков начин што секој позитивен јон станува опкружен со негативни јони и обратно. Јоните се така распоредени што позитивните и негативните полнежи се наизменично поставени во структурата и се балансираат еден со друг, при што севкупниот полнеж на соединението е нула (електронеутрална молекула). Големината на електростатските сили во јонските кристали е значителна. Според тоа, овие соединенија имаат тенденција да бидат цврсти. Јонската врска, всушност, може да се идентификува како „екстреман случај“ на поларна ковалентна врска, којашто е резултат на нееднакво споделување на електроните наместо целосно преминување на електроните помеѓу атомите (Schwarz, 1987).

Јонските врски обично се формираат кога разликата во електронегативноста на двата атома е голема ( $>1,5$ ), додека ковалентните врски се формираат кога разликата во електронегативноста помеѓу атомите се мали ( $<1,5$ ) (Frenking & Shaik, 2014). Јонските соединенија може да бидат соли, оксиди, хидроксида, сулфида и поголемиот дел од неоргански соединенија.

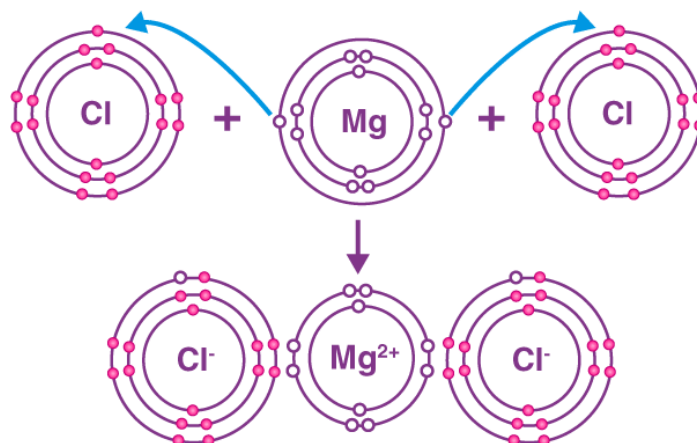
Типичен пример на јонско соединение е натриум хлоридот – NaCl. На пример, натриумовите јони ( $\text{Na}^+$ ) ги привлекуваат хлоридни јони ( $\text{Cl}^-$ ). Како резултат на силното електростатско привлекување на претходно споменатите јони, настанува тридимензионална структура на кристалната решетка на NaCl (слика 33). Ова претставува кристал на натриум хлорид - NaCl. Кристалот е електронеутрален, бидејќи бројот на натриумови јони ( $\text{Na}^+$ ) е еднаков на бројот на хлоридни јони ( $\text{Cl}^-$ ). Јонските врски помеѓу наелектризираните честички резултираат со типична кристална структура на јони. Бидејќи јоните се држат цврсто заедно во овие кристални структури, потребна е многу голема енергија за да се раскинат јонските врски. Како резултат на тоа, јонските соединенија имаат високи температури на топење и температури на вриење (Gatti, 2005; Held et al., 2017).



**Слика 33.** Механизам на настанување на јонската врска кај натриум хлорид, NaCl, преземено од: <https://www.britannica.com/science/ionic-bond>

Друг пример за јонско соединение претставува магнезиум хлоридот ( $\text{MgCl}_2$ ) добиен од реакција помеѓу магнезиум (Mg) и хлор (Cl). Атомот на магнезиум има два електрони во најоддалечената обвивка. Со губење на два електрони од својата M обвивка, неговата L обвивка станува најоддалечената обвивка која има стабилен октет. Јадрото на атомот на магнезиум сè уште има дванаесет протони, но бројот на електрони е намален на десет. Значи, на атомот на магнезиум се создава позитивен полнеж, давајќи магнезиумов катјон  $\text{Mg}^{2+}$ .

Од друга страна, атомот на хлор има седум електрони во својата најоддалечена обвивка. Затоа, е потребен само еден електрон за да го комплетира својот октет. Стабилната електронска конфигурација овој елемент ја создава со примање на еден електрон, од електроните оддадени од атомот на магнезиум (при создавањето на магнезиумовиот катјон). Бидејќи два електрони се губат од атом на магнезиум, а кај еден атом на хлор може да добие само еден електрон, тоа значи дека два атома хлор се комбинираат со еден атом магнезиум за да формираат магнезиум хлорид -  $\text{MgCl}_2$ . Начинот на настанување на јонската врска кај соединението магнезиум хлорид е претставена на слика 34.



**Слика 34.** Механизам на настанување на јонска врска ка магнезиум хлорид,  $\text{MgCl}_2$ , преземено од: <https://www.britannica.com/science/covalent-bond>

Од горенаведените примери, јонските соединенија може да се дефинираат како соединенија формирани со пренос на електрони помеѓу метали и неметали. Врската формирана помеѓу нив е позната како јонска врска. Поради присуството на спротивно наелектризираните јони, јоните во јонските соединенија силно се задржуваат од електростатската сила на привлекување. Согласно наведеното, карактеристични својства на јонските соединенија се:

- Јонските соединенија се карактеристично цврсти и тешко кршливи.
- Температурите на топење и вриење на јонските соединенија се исклучително високи споредено со ковалентните соединенија и останатите.
- Јонските соединенија генерално се растворливи во поларни растворувачи како што е водата, додека нивната растворливоста има тенденција да се намалува кај неполарни растворувачи.
- Јонските соединенија не спроведуваат електричество во цврста состојба, но се добри електропроводници во состојба на раствор.

### 6.2.3. Метална врска

Најголем број од неорганските соединенија постојат во цврста агрегатна состојба (Moeller, 1952). Едни од наједноставните цврсти супстанции се металите чии структури можат да се опишат со атоми на метали, кои го пополнуваат просторот по правилен распоред. Овие метални центри, всушност, взаемно дејствуваат со метални врски.

Метална врска претставува сила која ги држи атомите заедно во металната супстанца. Таквата цврстина се состои од тесно спакувани атоми. Во повеќето случаи, најоддалечената електронска обвивка на секој од металните атоми се преклопува со голем број соседни атоми. Како последица на тоа, валентните електрони постојано се движат од еден атом до друг и не се поврзани со некој специфичен пар на атоми (Johnson & Smith Jr, 1972).

Валентните електрони во металите, за разлика од оние во ковалентно поврзаните супстанции, се нелокализирани, способни да бидат делокализирани низ целиот кристал којшто го градат.

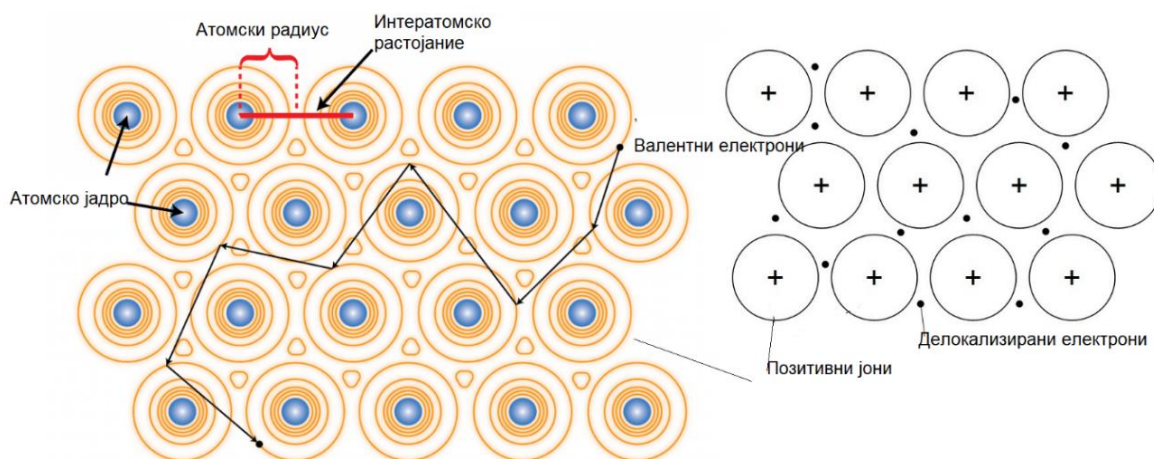
Атомите на металните елементи, коишто ги оддаваат електроните, при што стануваат позитивни јони, а интеракцијата помеѓу таквите јони и валентни електрони доведува до сврзувачка сила што ги држи атомите на металниот кристал заедно (Held et al., 2017).

Металните врски се формираат кога електричниот полнежот се распространува на поголемо растојание во споредба со големината на единечните атоми во цврстите материји (слика 35). Најчесто, во Периодниот систем, елементи од левата страна, формираат метални врски. Бидејќи металите се цврсти, нивните атоми се цврсто спакувани и распоредени во структурата на материите во одреден распоред. Атомите во металните структури толку блиску еден до друг, така што валентните електрони можат да се оддалечат од нивните атоми. Следствено, се формира „море“ од слободни, делокализирани електрони околу решетката од позитивно наелектризираните метални јони ( $M^+$ ). Овие јони се држат со силни привлечни сили за делокализираните електрони ( $e^-$ ); на овој начин се формираат метални врски (McFarland & Kinney, 1965).

Многу од карактеристичните својства на металите се припишуваат на делокализираниот или слободниот електронски карактер на валентните електрони. Оваа состојба, е одговорна за високата електрична спроводливост на металите. Присуството на делокализираните електрони, како и ненасоченоста на сврзувачката сила помеѓу металните јони, ја објаснуваат ковливоста и еластичноста на повеќето метали. Физичките својства поврзани со метален карактер вклучуваат метален сјај, сјаен изглед, висока густина, висока топлинска спроводливост и висока електрична спроводливост. Покрај тоа, нелокализираните електрони делуваат како изолирачка зона помеѓу јоните со ист полнеж и на тој начин ги спречуваат да се доближуваат и да генерираат силни одбивни сили кои можат да предизвикаат кршливост на кристалната решетка на металот (Greenwood & Earnshaw, 2012).

Металната врска е карактеристична за елементите со ниски енергии на јонизација, како што се оние на левата страна ( $s$ -блок) на Периодниот систем од  $d$  блокот и дел од  $p$  блокот. Најголем број од овие елементи се метали, а металната врска се јавува и кај многу други цврсти супстанции, особено кај оние на  $d$  металите, како што се нивни оксиди и сулфиди (Greenwood & Earnshaw, 2012).

Металните врски се формираат и со размена на електрони без асиметрично дисперзирање на густината на електроните. Кај ковалентна врска поместувањето на електронските парови се случува само во една насока, додека, метална врска се формира кога поместувањето на електрони настанува во различни просторни насоки. 3Д структура на еднакви врски се формира кога во исто време настануваат интеракции помеѓу атомите во неколку асиметрични насоки. Цврстите материји се главно спроводници на електрична енергија што се должи на интензивното делокализирање на валентните електрони по структурата на металот (Greenwood & Earnshaw, 2012).



**Слика 35.** Механизам на настанување на метална врска, адаптирано од: <https://chemistrytalk.org/metallic-bonding/>

#### 6.2.4. Водородна врска

Водородна врска е меѓумолекуларна сила која формира посебен тип на дипол-дипол привлекување кога водороден атом врзан за силно електронегативен атом постои во близина на друг електронегативен атом со осамен пар електрони. Водородната врска, за разлика од претходно објаснетите хемиски врски претставува единствено помеѓу молекулите (меѓумолекуларните сили се јавуваат помеѓу соседни молекули - интермолекуларна врска). Водородните врски се генерално посилни од обичните сили дипол-дипол и дисперзионите интеракции (како на пример Ван дер Валсови интеракции). Но водородните врски се послаби од вистинските ковалентни и јонски врски (Pimentel & McClellan, 1971).

Кај поларните молекули заради посилниот електронегативен елемент се создава диполен момент на парцијално позитивен полнеж  $\delta^+$  (кај атомот на елементот кој има пониска вредност на електронегативноста) и парцијален негативен полнеж  $\delta^-$  кај атомот на елементот којшто има повисока вредност за електронегативноста. Во таков случај молекулата се поларизира и кога ќе се најде во близина на слична молекула, настанува дипол-дипол интеракција којашто во овој случај е означена како водородна врска (Grabowski, 2006).

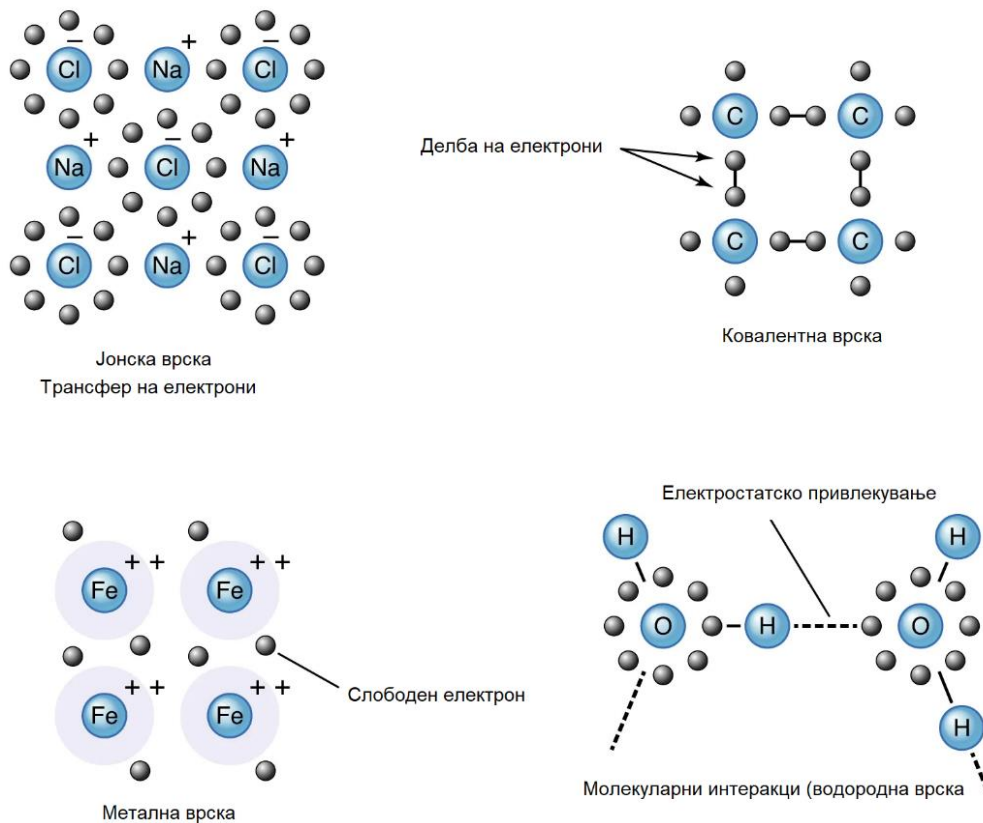
Примерот на настанување на водородната врска наједноставно може да се објасни помеѓу молекулите на вода  $\text{H}_2\text{O}$  (H-O-H). Кај секоја молекула на вода, водородниот атом и кислородниот атом се сврзани со поларна ковалентна врска. Атомот на водородот се карактеризира со електронегативност  $E_N = 2,20$ , додека атомот на кислород се карактеризира со електронегативност  $E_N = 3,44$ . Тоа значи дека, атомот на кислородот, заради повисоката електронегативност посилно ќе го привлекува заедничкиот електронски пар од ковалентната врска. На овој начин настанува делокализацијата на заедничкиот електронски пар. Електронскиот пар се приближува кон атомот на кислородот, а во исто време електронскиот пар се оддалечува од водородниот атом. Како резултат на делокализацијата на електронскиот пар, се создаваат диполни краеве во молекулата, односно парцијално позитивен дел ( $\delta^+$ ) и парцијално негативен дел ( $\delta^-$ ) на молекулата на вода (поларна молекула).



Кога оваа молекула ќе се најде во околината на иста или слична поларна молекула, ќе настане електростатско привлекување помеѓу спротивно наелектризираните делов од молекулите. Ваквото електростатско привлекување се нарекува водородна врска.

Секоја молекула која има атом на водород поврзан директно со кислород или азот е способна за водородна врска. Водородните врски возможно е да се создадат и кога водородот е поврзан со флуорот, но групата HF не се појавува во други молекули. Молекулите со водородни врски секогаш ќе имаат повисоки температури на вриење од молекулите со слична големина кои немаат -O-H или -N-H група. Водородното поврзување ги прави молекулите „полепливи“, така што е потребна повеќе топлина (енергија) за нивно раздвојување. Овој феномен може да се користи за да се анализира температурата на вриење на различни молекули, дефинирана како температура на која се случува фазна промена од течност во гас.

За разлика од јонската, ковалентната и металната врска (погоре објаснети), водородната врска е типична интермолекуларна врска. Механизмите на настанување на интрамолекуларните (помеѓу атомите во молекулите) и интермолекуларните (помеѓу молекули) се претставени на слика 36.



**Слика 36.** Сумарен преглед на механизми на настанување на ковалентна, јонска метална и водородна врска, адаптирано од: <https://www.britannica.com/science/ionic-bond>



## ПОГЛАВЈЕ 7. НОМЕНКЛАТУРА НА СОЕДИНЕНИЈА

## ПОГЛАВЈЕ 7. НОМЕНКЛАТУРА НА СОЕДИНЕНИЈА

Номенклатура е именување на хемиските соединенија. Со хемиската номенклатура се занимава посебна меѓународна институција, наречена Итернационална унија за чиста и применета хемија, IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). Целта е создавање на заеднички правила за именување на хемиските супстанции. Меѓутоа, на секој јазик има вкоренети и некои народни, односно тривијални имиња за некои супстанции кои тешко се искоренуваат.

Заради сложеноста и специфичноста на проблематиката од различни области на хемијата, постојат посебни комисији за неорганска и органска номенклатура, како и комисија за номенклатура во биохемијата. Треба да се истакне дека IUPAC дава само препораки кои треба да се прилагодат и кон јазикот на којшто се зборува во некоја земја.

Погоден начин за изучување на номенклатурата на неорганските соединенија е таа да се систематизира според главните групи соединенија. Постои и општо правило, за сите групи соединенија, според кое и во формулата и во името на соединението предност има катјонот (односно елементот со позитивен оксидационен број) пред анијонот (односно елементот или групата со негативен оксидационен број). Името на соединението треба да содржи најмал можен број податоци врз основа на кои може да се претстави неговата хемиска формула. За некои соединенија е дозволено да се употребуваат и нивните тривијални имиња (Malone & Dolter 2008).

Денес се смета бројот на познати хемиски соединенија е над 20 милиони. Правилата за именување на соединенијата се општо прифатени и унифицирани што овозможува лесна комуникација и препознатливост во секоја област на примена.

Генерално сите соединенија се поделени во две групи: органски соединенија и неоргански соединенија. Неорганските соединенија ги опфаќаат: оксидите, киселините, хидроксидите, солите и други. Органските соединенија се многу покомплексна група на соединенија, вклучувајќи ги: алифатичните и ароматичните јаглеводороди, карбонилни соединенија (алдехиди и кетни), карбоксилни киселини, естри, етери, амини, амиди и други (Malone & Dolter 2008).

### 7.1. Неоргански соединенија

Неорганските соединенија вклучуваат соединенија коишто се составени од два или повеќе елементи различни од јаглеродот, како и одредени соединенија што содржат јаглерод на кои им недостасуваат јаглерод-јаглеродни врски, како што се цијанидите и карбонатите. Неорганските соединенија најчесто се класифицираат во однос на елементите или групите на елементи коишто ги содржат. Оксидите, на пример, можат да бидат или јонски или молекуларни. Јонските оксиди содржат кислоридни јони  $O^{2-}$  (оксидни) јони и метални катјони, додека останатите оксиди содржат молекули во кои кислородот (O) е ковалентно сврзан со други неметали како сулфур (S) или азот (N). Кога јонските оксиди се раствораат во вода,  $O^{2-}$  јоните реагираат со молекулите на водата за да формираат хидроксилен јон ( $OH^-$ ). Молекуларните оксиди реагираат со водата и создаваат оксикиселини, како што се, на пример, сулфурната киселина ( $H_2SO_4$ ) и азотната киселина ( $HNO_3$ ). Покрај тоа, неорганските соединенија вклучуваат и хидриди (кои содржат водородни атоми или  $H^-$  јони), нитриди (содржат јони  $N^{3-}$ ), фосфиди (содржат  $P^{3-}$  јони) и сулфиди (содржат  $S^{2-}$  јони) (Maskay & Henderson, 2002).

Во ова поглавје ќе се задржиме на петте групи на неоргански соединенија и тоа оксиди, хидроксиди, киселини (кислородни и бескислородни), соли и хидриди.

### 7.1.1. Оксиди

Оксидите се соединенија на кислородот со другите елементи, во кои кислородот се наоѓа со оксидационен степен -2. Овие соединенија ги добиваат своите имиња на следниов начин:

Ако еден елемент гради само еден оксид, името на оксидот се образува од **името на металот и зборот оксид**:

натриум оксид	Na <sub>2</sub> O
магнезиум оксид	MgO
алуминиум оксид	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
калциум оксид	CaO

Ако елементот е неметал и образува повеќе оксиди, имињата на соодветните оксиди се образуваат од **бројот на атомите на двата елементи искажан на грчки и зборот оксид**:

диазот моноксид	N <sub>2</sub> O
азот моноксид	NO
азот диоксид	NO <sub>2</sub>
диазот триоксид	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
диазот пентаоксид	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>

Ако елементот е метал и образува повеќе оксиди, тогаш имињата на соодветните оксиди се образуваат со **вметнување на римска бројка меѓу името на металот (во заграда) и зборот на оксид**, со тоа што римската бројка ни ја покажува оксидационата состојба на металот во соодветниот оксид.

Бакар(I) оксид	Cu <sub>2</sub> O
Бакар(II) оксид	CuO
Железо(II) оксид	FeO
Железо(III) оксид	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Хром(III) оксид	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Хром(VI) оксид	CrO <sub>3</sub>

### 7.1.2. Киселини

Киселините се соединенија на водородот со еден атом на неметал или една атомска група наречена радикал. Киселините можат да бидат **бескислородни и кислородни**. Првите, во својот состав немаат кислороден атом и такви се на пример: хлороводородна, HCl, бромоводородна HBr, флуороводородна HF, јодоводородна HI, сулфуроводородна, H<sub>2</sub>S итн. Киселините коишто во својот состав содржат кислород, се викаат **кислородни киселини**. Такви се на пример: азотната киселина, HNO<sub>3</sub>, сулфурната киселина, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, фосфорната киселина H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> итн.

Водородниот атом во киселината може да се замени со атом на некој метал. Со бројот на водородни атоми кои можат да се заменат со метал се определува базноста на киселината и според тоа тие се поделени на: **еднобазни, двобазни, трибазни и полибазни**.

Номенклатурата на овие соединенија е на следниов начин:

Името на една безкислородна киселина се образува кога на името на елементот кој ја образува киселината, се додаде зборот **водородна**. На пример:

Флуороводородна	HF
Хлороводородна	HCl
Бромоводородна	HBr
Јодоводородна	HI
Сулфурводородна	H <sub>2</sub> S

Имињата на кислородните киселини се образуваат така што конимето на елементот од чиј оксид е изведена киселината се додава наставката **-ова** или **-на**. Ако еден елемент гради две кислородни киселини, во името на киселината која содржи помал број кислородни атоми се додава наставката **-еста**.

Азот <b>на</b> киселина	HNO <sub>3</sub>
Азот <b>еста</b> киселина	HNO <sub>2</sub>
Сулфурна киселина	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Сулфуреста киселина	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
Селенова киселина	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>
Селенеста киселина	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>
Фосфорна киселина	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Фосфореста киселина	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>

Ако еден елемент гради повеќе од две кислородни киселини, тогашкиселината која има помал број кислородни атоми, од онаа чие име завршува на **-еста**, добива префикс **-хипо**, а киселината која има поголем број кислородни атоми од киселината која завршува на **-на** или **-ова**, добива префикс **-пер**.

Хлореста киселина, HClO <sub>2</sub>	Хипохлореста киселина, HClO
Хлорна киселина, HClO <sub>3</sub>	Перхлорна киселина, HClO <sub>4</sub>

Од кислородните киселини се изведуваат уште три групи на киселини, а тоа се: **мета**-киселините, **пиро**-киселините и **тио**-киселините. **Метакиселините** се изведуваат со одземање на една молекула на вода од основната формула на соодветната кислородна киселина. На пример:

Метафосфорна киселина	HPO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> - H <sub>2</sub> O
Метафосфореста киселина	HPO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> - H <sub>2</sub> O
Метаборна киселина	HBO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> - H <sub>2</sub> O
Метасилициумова киселина	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> - H <sub>2</sub> O

**Пирокиселините** се образуваат така што од две молекули на основната формула на соодветната киселина се одзема една молекула на вода:

Пиросулфурна киселина	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	2H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> - H <sub>2</sub> O
Пиросулфуреста киселина	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	2H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> - H <sub>2</sub> O
Пирофосфорна киселина	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	2H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> - H <sub>2</sub> O
Пирофосфореста киселина	H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	2H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> - H <sub>2</sub> O

**Тиокиселините** се образуваат така што еден или повеќе атоми на кислород во кислородните киселини се заменуваат со сулфур (од латинското име на сулфурот е изведен префиксот “тио”).

Тиосулфурна киселина	$H_2S_2O_3$
Тиосулфуреста киселина	$H_2S_2O_2$
Монотиофосфорна киселина	$H_3PO_3S$
Дитиофосфорна киселина	$H_3PO_2S_2$
Теоарсенеста киселина	$H_3AsS_3$
Теоарсенова киселина	$H_3AsS_4$
Тиоцијанатна киселина	HSCN

Пероксокиселините е посебна група која ја сочинуваат киселинини изведени од пероксидите.

Пероксосулфурна киселина	$H_2SO_5$
Пероксодисулфурна киселина	$H_2S_2O_8$
Пероксофосфорна киселина	$H_3PO_5$

### 7.1.3. Хидроксида

Хидроксидите се соединенија кои во својот состав содржат атом на некој метал и хидроксидна група (OH<sup>-</sup>). Хидроксидите кои се растворливи во вода се викаат бази. Именувањето на овие соединенија е според следниве правила:

Ако еден метал гради само еден хидроксид, неговото име се образува така што кон името на металот се додава зборот хидроксид:

Калиум хидроксид	KOH
Литиум хидроксид	LiOH
Калциум хидроксид	Ca(OH) <sub>2</sub>
Алуминиум хидроксид	Al(OH) <sub>3</sub>
Магнезиум хидроксид	Mg(OH) <sub>2</sub>

Ако, пак еден метал гради повеќе хидроксида, тогаш меѓу името на металот и зборот хидроксид, со римска бројка во заграда, се означува оксидационата состојба на металот во соодветниот хидроксид.

Бакар(I) хидроксид	CuOH
Бакар(II) хидроксид	Cu(OH) <sub>2</sub>
Железо(II) хидроксид	Fe(OH) <sub>2</sub>
Железо(III) хидроксид	Fe(OH) <sub>3</sub>
Калај(IV) хидроксид	Sn(OH) <sub>4</sub>
Ванадиум(V) хидроксид	V(OH) <sub>5</sub>
Хром(VI) хидроксид	Cr(OH) <sub>6</sub>
Манган(VII) хидроксид	Mn(OH) <sub>7</sub>



#### 7.1.4. Соли

Кога кај киселините ќе се заменат еден или повеќе водородни атоми со атом на метал или метален радикал, односно кога кај базите се заменува една или повеќе OH<sup>-</sup> групи со киселински радикал, се образува нова група на соединенија наречени **соли** (Mackay & Henderson, 2002).

Нивната номенклатура се изведува според следниве правила:

Имињата на солите добиени од безкислородните киселини завршуваат на **-ид**:

Литиум хлорид	LiCl
Калиум флуорид	KF
Натриум флуорид	NaF
Натриум сулфид	Na <sub>2</sub> S

Имињата на солите добиени од киселините кои имаат суфикс еста завршуваат на **-ит**:

Натриум сулфит	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
Калиум нитрит	KNO <sub>2</sub>
Натриум арсенит	NaAsO <sub>3</sub>

Имињата на солите настанати од киселини со наставка **-на** или **-ова** завршуваат на **-ат**:

Натриум карбонат	NaCO <sub>3</sub>
Калциум нитрат	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Бариум сулфат	BaSO <sub>4</sub>

Киселините кои во своето име имаат префикс *хипо*, односно *пер*, односно *мета*, односно *пиро*, градат соли кои во своето име ги содржат соодветните префикси, како на пример:

Натриум <b>хипо</b> хлорит	NaClO
Калиум <b>пер</b> хлорат	KClO <sub>4</sub>
Калиум метафосфат	KPO <sub>3</sub>
Натриум пирофосфат	Na <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

Ако еден метал, кој има повеќе оксидациони состојби, со ист киселински остаток образува соли, тогаш имињата на тие соли се добиваат така што помеѓу името на металот и името на киселинскиот остаток, со римски број во заграда, се означува оксидационата состојба на металот во соодветната сол и тоа:

Железо(II) сулфат	FeSO <sub>4</sub>
Железо(III) сулфат	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
Бакар(I) нитрат	CuNO <sub>3</sub>
Бакар(II) нитрат	Cu(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
Манган(II) хлорид	MnCl <sub>2</sub>
Манган(IV) хлорид	MnCl <sub>4</sub>

Во имињата на водороден и хидроксид солите се означува и бројот на водородните атоми, односно хидроксидните групи, и тоа:

Натриум дихидроген фосфат	$\text{NaH}_2\text{PO}_4$
Натриум хидроген фосфат	$\text{Na}_2\text{HPO}_4$
Бизмут дихидроксид нитрат	$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
Бизмут хидроксид нитрат	$\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$

Посебна група соли се пероксидите, соли добиени од водородниот пероксид,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , како на пример натриум пероксид  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , бариум пероксид  $\text{BaO}_2$ .

Солите кои во својот состав содржат метал, киселински остаток и кислород, се викаат **окси** соли. Тие се именуваат на следниов начин:

Бизмут оксихлорид	$\text{BiOCl}$
Ванадиум(IV) оксихлорид	$\text{VOCl}_2$
Циркониум оксисулфат	$\text{ZrOSO}_4$
Лантан оксифлуорид	$\text{LaOF}$

#### 7.1.5. Хидрати

Хидратите (или кристалохидрати) се соединенија што имаат одреден број на сврзани молекули на вода. Водата може да се најде во атмосферата како водна пара. Некои супстанции, кога се изложени на вода во атмосферата, реверзибилно или ќе ја адсорбираат на нивната површина или ќе ја вклучат во нивната структура формирајќи комплекс во кој водата генерално се поврзува со катјонот во јонските супстанции. Водата присутна во вториот случај се нарекува вода на хидратација или вода на кристализација. Вообичаени примери на минерали кои постојат како хидрати се гипсот  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , боракс  $\text{Na}_3\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

Хидратите генерално содржат вода во стехиометриски количества; формулите на хидратите се претставени со користење на формулата на безводната (неводена) компонента на комплексот проследена со точка, а потоа  $\text{H}_2\text{O}$  на кој му претходи број кој одговара на односот на  $\text{H}_2\text{O}$  молекули на мол од присутна безводна компонента. Тие обично се именуваат со наведување на името на безводната компонента проследено со грчкиот префикс кој го одредува бројот на присутни молекули на вода, а потоа зборот хидрат, на пример: името на  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  е магнезиум сулфат хептахидрат (Mackay & Henderson, 2002).

Бакар(II) сулфат пентахидрат	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Натриум карбонат декахидрат	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Калциум хлорид дихидрат	$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Циркониум оксихлорид октахидрат	$\text{ZrOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

## 7.2. Преглед на органски соединенија

Органската хемија е дел од хемиската наука којашто ја проучува хемијата на јаглеродни соединенија од кое произлегува дека секое органско соединение содржи јаглерод. Јаглеродот условува постоење на посебни карактеристични својства кај органските соединенија по кои се разликуваат од неорганските соединенија. Освен јаглерод во органските соединенија се застапени и водород, кислород, азот, сулфур, фосфор и халогени елементи. Од ова произлегува дека органските соединенија кои се помногубројни во однос на неорганските, се изградени од помал број на елементи во однос на истите.

Наједноставни органски соединенија се јаглеводородите кои содржат само јаглеродни и водородни атоми. Класите на јаглеродните соединенија може да се разликуваат според функционалната група што ја содржат. Функционална група е атомска група којшто го определува физичко-хемиско однесување на основната молекули. Различни молекули што содржат иста функционална група или групи стапуваат во слични хемиски реакции. Следствено, преку проучување на карактеристиките и својствата на функционалните групи се карактеризираат одделните групи на органски соединенија (слика 37).

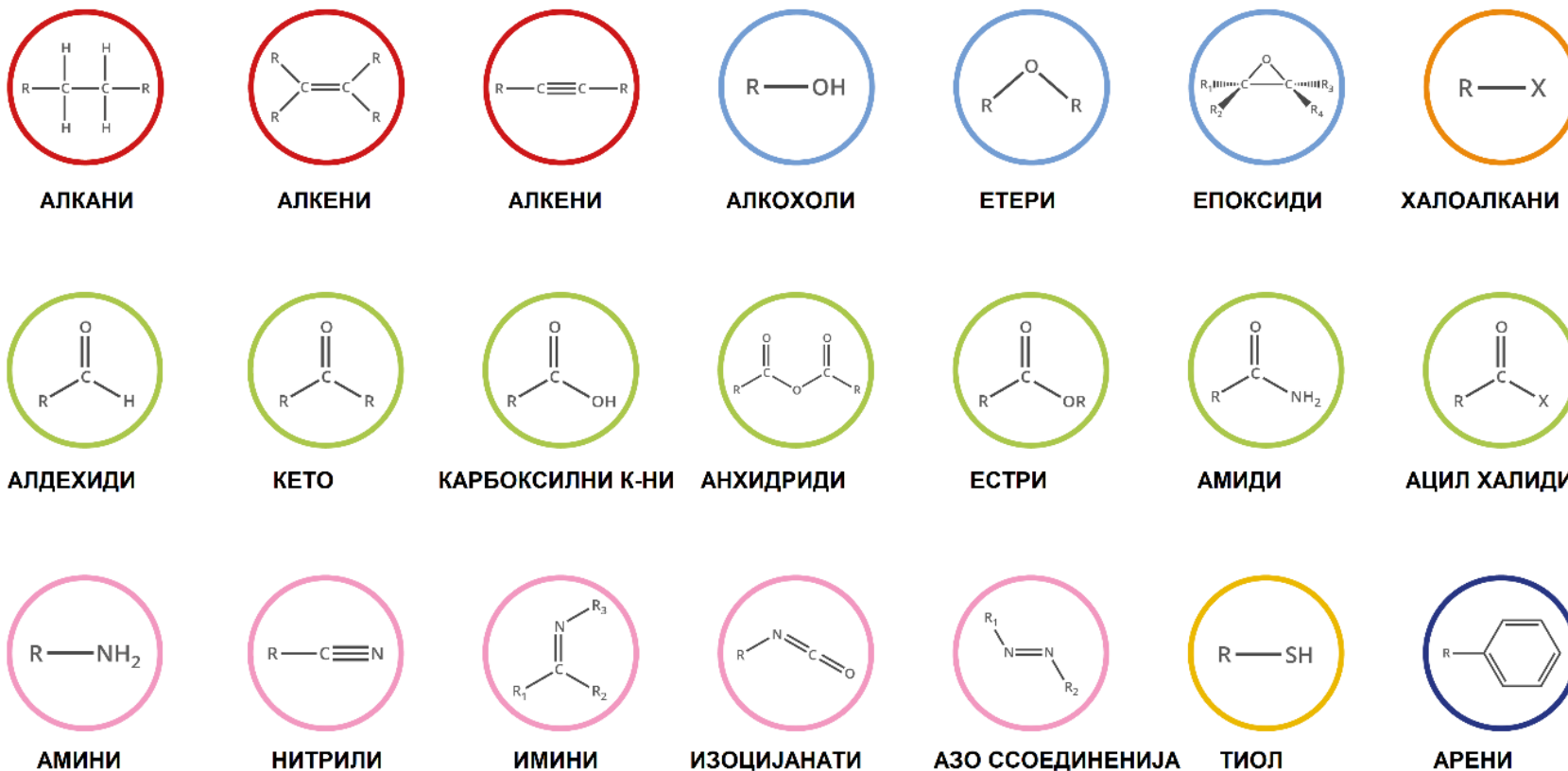
Хемијата на органските соединенија е определена од функционалните групи кои се состојат од еден или неколку атоми поврзани на одреден начин. Повеќето органски соединенија се изведени од група на соединенија познати како јаглеводород, бидејќи се изградени од јаглерод и водород.

Врз основа на структурата јаглеводородите се поделени на две главни групи и тоа алифатични и ароматични соединенија. Алифатичните соединенија не содржат бензенска група (бензенов прстен), и ароматични соединенија, коишто претставуваат група на јаглеводороди коишто во својот состав содржат бензенски прстен (Clayden et al., 2012). Во алифатичните соединенија припаѓаат: алканите, алкените, алкините и циклоакланиите. Основна одлика на алканите е присуството на единечна ковалентна врска и уште се познати како заситени јаглеводороди. Во незаситените јаглеводороди спаѓаат алкените и алкините, коишто во својот состав имаат една или повеќе двојни, односно тројни ковалентни врски.

Посебно карактеристично за органските соединенија е хемијата на функционалните групи. На пример, алкохоли се органски соединенија коишто ја содржат -ОН група. Карбонилните соединенија како што се алдехидите и кетоните, имаат во својот состав алдехидна -CHO група и -C=O група, соодветно. Амините се специфични органски соединенија коишто ја содржат амино групата -NH<sub>2</sub>.

Генерално, органските соединенија се засноваат на хемијата на јаглеродот. Јаглеродот е уникатен по разновидноста и обемот на хемиски структури коишто можат да произлезат од тридимензионалните врски на неговите атоми. Процесот на фотосинтеза ги претвора јаглеродниот диоксид, CO<sub>2</sub> и водата (H<sub>2</sub>O) во кислород и соединенија познати како едноставни јаглехидрати (моносахариди). Сложените јаглехидрати, како целулозата, им даваат структурна цврстина на растенијата, додека скробот претставува една од најкарактеристичните материи за складирање на енергија во растенијата. Едноставните јаглехидрати произведени со фотосинтеза претставуваат прекурсори за огромен број органски соединенија застапени и кај растителните и кај животинските организми. Органските соединенија можат да градат соединенија со водород, кислород, азот, сулфур, фосфор и други елементи, со тоа структурните можности на јаглеродните соединенија стануваат неограничени, а нивниот број далеку го надминува вкупниот број на сите неоргански соединенија.

Главниот фокус на примената на органската хемија е екстракција, прочистувањето и структурното проучување на овие природни супстанции. Многу органски природни производи се едноставни молекули, како на пример: мравска киселина,  $\text{HCO}_2\text{H}$  кај мравките, етил алкохол ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) во ферментирачки плодови или оксална киселина ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ ) во лисјата, уреа ( $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ ) во природниот компост и многу други примери. Другите природни соединенија, како што се пеницилинот, витаминот  $\text{B}_{12}$ , протеините и нуклеинските киселини, се исклучително сложени молекули. Изолацијата (екстракцијата) на чистите природни производи од нивниот природно наоѓање е комплексен процес заради ниските концентрации во кои тие можат да бидат присутни. Меѓутоа, што ќе се екстрахираат во чиста форма, со помош на современи инструментални техники се одредуваат нивните физичките и хемиските својства. Познавајќи ги својствата на супстанцата коишто се должат на специфичните структурни единици односно нивните функционални групи, возможно е да се синтетизираат нови молекули коишто можат да ги покажат посакуваните својства. Подготовката, под контролирани лабораториски услови, на специфични соединенија е позната како синтетичка хемија. Некои органски материји полесно се синтетизираат отколку да се екстрахираат и пречистат од нивните природни извори. Органските соединенија детално се изучуваат по предметните програми на органска хемија и биохемија.



Слика 37. Функционални групи кај органските соединенија, адаптирано од: <https://www.compoundchem.com/2014/01/24/functional-groups-in-organic-compounds/>



## ПОГЛАВЈЕ 8. СУПСТАНЦИ, СМЕСИ, ПРОЦЕСИ



## ПОГЛАВЈЕ 8. СУПСТАНЦИ, СМЕСИ, ПРОЦЕСИ

### 8.1. Хемиски супстанци и смеси

Во хемијата, хемиска супстанца е форма на материја која има постојан хемиски состав и карактеристични својства. Не може да се подели на компоненти без да се раскинат хемиските врски. Хемиските материи можат да бидат цврсти, течности, гасови, како и во состојба на плазма (слика 38). Промените во температурата или притисокот може да предизвикаат поместување на супстанците помеѓу различните фази на материјата.

Елементот е хемиска супстанца која е составена од одреден вид атом и оттука не може да се разложи или трансформира со хемиска реакција во различен елемент. Сите атоми на еден елемент имаат ист број на протони, иако тие можат да имаат различен број на неутрони и електрони. Чисто хемиско соединение е хемиска супстанца која е составена од одреден сет на молекули или јони кои се хемиски поврзани. Два или повеќе елементи комбинирани во една супстанца преку хемиска реакција (како што е водата), формираат хемиско соединение. Сите соединенија се супстанци, но не сите супстанци се соединенија. Хемиското соединение може да биде молекула или атоми поврзани заедно во молекули или кристали во кои атоми, молекули или јони формираат кристална решетка. Соединенијата составени првенствено од атоми на јаглерод и водород се нарекуваат органски соединенија, а сите други се нарекуваат неоргански соединенија. Органските соединенија што содржат врски помеѓу јаглеродот и металот се нарекуваат органометални соединенија (Sawyer et al., 2003).

Хемиските супстанци често се нарекуваат „чисти“ за да се издвојат од смесите. Вообичаен пример за хемиска супстанца е чиста вода; секогаш има исти својства и ист однос на водород и кислород без разлика дали е изолиран од природен водотек или е синтетизирана во лабораторија. Хемиски супстанци коишто најчесто се среќаваат во чиста форма се дијамант (јаглерод), злато, кујнска сол (натриум хлорид) и рафиниран шеќер (сахароза). Едноставните или навидум чистите супстанци кои се наоѓаат во природата, всушност, можат да бидат смеси на хемиски супстанци. На пример, водата во домаќинствата може да содржи незначителни количества растворен натриум хлорид и соединенија што содржат железо, калциум и многу други хемиски супстанци.

Хемиските соединенија имаат единствена и дефинирана структура која се состои од константен однос на атоми кои се држат заедно во дефиниран просторен распоред со хемиски врски. Хемиските соединенија можат да бидат:

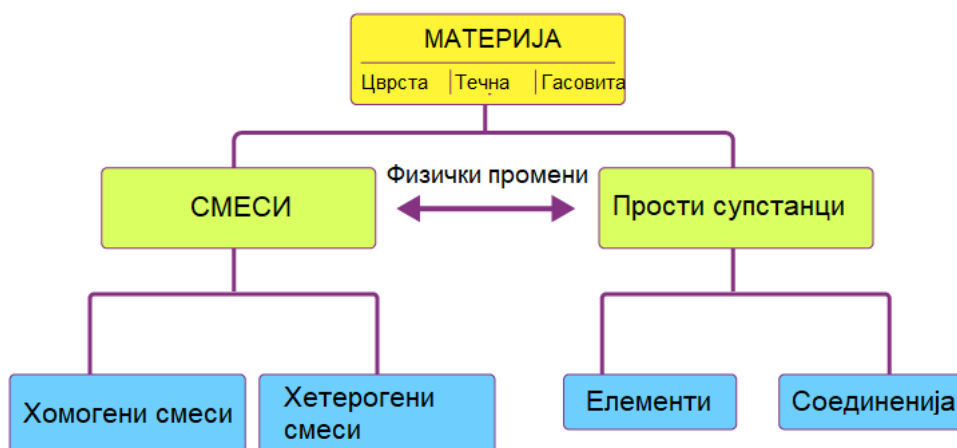
- молекуларни соединенија формирани со ковалентни врски
- соли формирани со јонски врски
- соединенија кои се образувани со метални врски
- комплекси кои се држат заедно со координативни ковалентни врски.

Смеса е материјален систем составен од две или повеќе различни супстанци, кои се мешаат, но не се комбинираат хемиски. Смесата се однесува на физичка комбинација на две или повеќе супстанци во кои се задржуваат идентитетите на поединечните супстанци. Смесите имаат форма на легури, раствори, суспензии и колоиди.

**Хетерогена смеса** е мешавина од две или повеќе хемиски супстанци (елементи или соединенија) каде што различните компоненти може визуелно да се разликуваат и лесно да се одвојат со физички средства.

**Хомогена смеса** е мешавина од две или повеќе хемиски супстанци (елементи или соединенија) каде што различните компоненти не можат визуелно да се разликуваат. Честопати раздвојувањето на компонентите на хомогена смеса е поголем предизвик отколку одвојувањето на компонентите на хетерогена смеса.

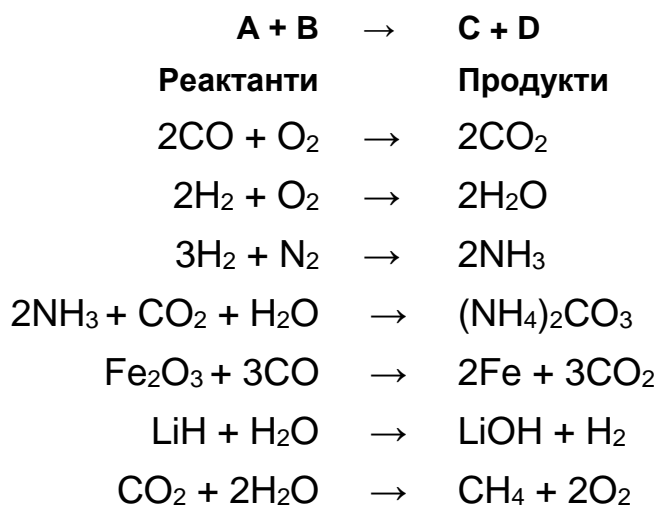
Разликата помеѓу хомогени и хетерогени смеси зависи од големината на системот, односно во зависност од репрезентативноста на смесата којашто се набљудува. На доволно мал размер, секоја смеса може да се каже дека е хетерогена бидејќи примерокот може да биде мал колку една молекула. Во практична смисла, ако својството од интерес е исто, без оглед на тоа колку од смесата е земена, смесата е хомогена. Физичките својства на смесата, како што е нејзината температура на топење, може да се разликуваат од оние на нејзините поединечни компоненти. Некои смеси може да се разделат на нивните составни компоненти и со физички (механички или термички) средства (Sawyer et al., 2003).



Слика 38. Преглед на состојби на материјата, зависно од агрегатната состојба и елементарниот состав (авторот)

## 8.2. Хемиски процеси (реакции)

Со **хемиските реакции (промени)** настануваат многу супстанции, кои имаат поинакви својства од својствата на почетните супстанции. Хемиските реакции накусо се прикажуваат со **хемиски равенки**. Притоа на левата страна од хемиската равенка се пишуваат хемиските знаци и формули на супстанците, кои стапуваат во хемиска реакција, т.е. **реактанти**, а на десната страна се пишуваат хемиските знаци и формули на супстанците, кои настануваат во текот на хемиската реакција, т.е. **продукти** (Smith, 2005).



Основни концепти на хемиски реакции се:

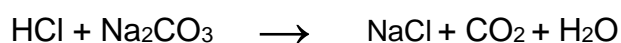
- Хемиска реакција е процес кој се јавува кога две или повеќе молекули стапуваат во физичко-хемиска интеракција за да формираат нов(и) продукт(и);
- Соединенијата кои реагираат за да создадат нови соединенија се нарекуваат реактанти додека новоформираните соединенија се нарекуваат продукти;
- Хемиските реакции играат интегрална улога во индустријата, па дури и во нашиот секојдневен живот. Тие континуирано се случуваат во нашата општа околина; на пример, рѓосување на железо, керамика, ферментација на вино итн.;
- Во хемиска реакција, мора да се случи хемиска промена која генерално се забележува со физички промени како врнежи, производство на топлина, промена на бојата итн.;
- Може да се случи реакција помеѓу два атома или јони или молекули, и тие формираат нова врска и ниту еден атом не се уништува или создава, туку се формира нов производ од реактантите;
- Брзината на реакцијата зависи и е под влијание на фактори како притисок, температура и концентрација на реактантите.

**Хемиската равенка** претставува скратен хемиски запис на хемискиот процес. Хемиската равена користи симболи за да покаже што се случува за време на хемиската реакција. За да се минимизираат грешките при запишувањето на хемиските процеси, секогаш треба да се внимава на претставувањето на израмнета хемиска равенка за даден хемиски процес. Секој хемиски процес се случува согласно законот за запазување на масата, што значи мора да има ист број од секој вид атом од двете страни на стрелката на равенката, односно треба да има ист број на атоми од секој елемент пред и после завршувањето на хемискиот процес. Израмнувањето на хемиските равенки се случува во добива чекори:

*Чекор 1.* Прво се пишува хемиската равенка, внимавајќи да се напише правилно формула за секоја вклучена супстанца.

*Чекор 2.* Равенката се израмнува со прилагодување на коефициентите што ѝ претходат на формулата на реактантите и производите така што се добива има ист број на атоми од секој вид на двете страни на равенката.

На пример, при реакцијата помеѓу хлороводородна киселина (HCl) и натриум карбонат (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) се добива производот на реакцијата натриум хлорид (NaCl), гасовит јаглерод диоксид (CO<sub>2</sub>) и вода (H<sub>2</sub>O):

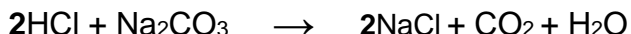


За да ја добиеме израмнета равенка на реакцијата, се постапува на следниов начин:

*Чекор 1.* Напишете ја неурамнотежената равенка, внимавајќи да ги дадете точните формули за реактантите и производите.

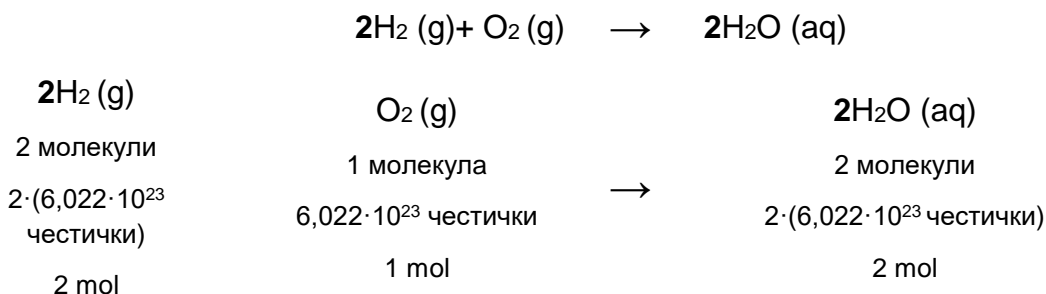
*Чекор 2.* Се поставуваат коефициентите пред хемиските формули за да се израмни равенката. Иако не постојат одредени правила кои одредено ќе укажат од каде да започне процесот на израмнување, практиката покажала дека често е најдобро да ја побараме најкомплексната формула во равенката и да започнеме од таму со оглед на коефициентот 1, што во овој случај започнуваме со Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Кај реактантите имаме два атоми Na во оваа формула, така што за да се балансира Na, треба да поставиме коефициент 2 пред NaCl од десната страна на равенката. Иако ова го израмнува хемискиот елемент натриум (Na), предизвикува хлорот (Cl) да се помести од рамнотежа.

Поради тоа потребно е да се додаде коефициент 2 пред соединението HCl на левата страна од хемиската равенка. На овој начин се врши израмнување на количествата пред и по хемискиот процес.



За да може квантитативно (колку е застапена една хемиска супстанца) да се разберат хемиските реакции потребно е да се примени познавањето на концептот за молекулските маси и концептот за количество супстанца (бројот на моловите на материјата). Стехиометријата е квантитативното изучување на реактантите и продуктите кај хемиските реакции. Независно, дали станува збор за маса, количество супстанца, волумен, односно дали се одредуваат молови, грами, литри или друго, се користат моловите во дадената реакција за да се пресмета количеството на образуваниот продукт во таа хемиска реакција. Овој пристап се нарекува молски или количествен метод којшто едноставно е одреден од стехиометриските коефициенти на соединенијата (реактантите и продуктите)

Во хемиската равенка на синтеза на вода:



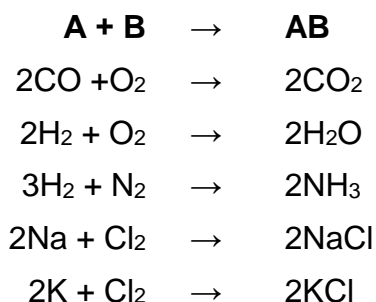
согласно квантитативните информации коишто ги обезбедуваат стехиометриските коефициенти: два мола количество супстанца на гасовит водород реагира со еден мол на гасовит кислород при што се образуваат два мола количество супстанца на вода. Во самата хемиска равенка може да биде забележана и агрегатната состојба на супстанциите: (s) – за цврста агрегатна состојба; (g) – за гасовита агрегатна состојба; (l) – за течна агрегатна состојба и (aq) – за водна средина.

Кога екпериментално се изведуваат хемиски реакции, реактантите задолжително не се наоѓаат во точните стехиометриски односи, поточно, во нивниот однос од изедначената хемиска равенка за дадената хемиска реакција. Бидејќи цел на реакцијата е од почетните супстанци (реактантите) да се произведе, односно создаде максималното количество на продуктот. Одреден реактант секогаш е во вишок во однос на другиот реактант, чие што количество целосно ќе биде искористено до крајот на реакцијата, а првиот, останува во вишок. Тоа значи дека, реактантот чиешто количество прво ќе се потроши во една хемиска реакција се означува како ЛИМИТИРАЧКИ РЕАГЕНС. Реагенс во вишок е секој реактант коишто во хемиската реакција учествуваат со поголемо количество од тоа кое што теоретски е одредено во стехиометриската зависност на реактантите (Smith & Smith, 1995).

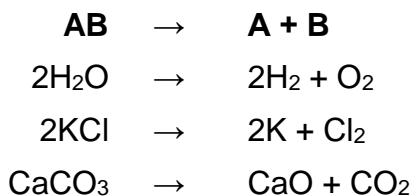
### 8.2.1. Видови на хемиски реакции

Во зависност од природата на хемиските супстанци коишто стапуваат во интеракција а согласно механизмот на настанување на хемискиот процес, се разликуваат повеќе видови на хемиски реакции. Принципот на настанување за различни видови реакции е базиран на формираниот производ, промените што се случуваат, вклучените реактанти итн. (Smith & Smith, 1995).

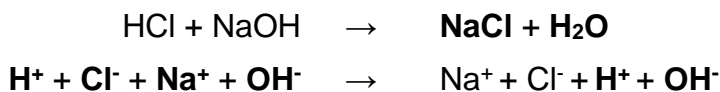
**Реакција на синтеза** е еден од најосновните типови на реакции каде што повеќе едноставни соединенија се комбинираат под одредени физички услови и даваат производ. Производот секогаш ќе биде новосоздадено соединение. Кај едноставните процеси на синтеза најчесто реактантите се моноатомски или двоатомски молекули на некој елемент при што се добива едноставно неорганско соединение:



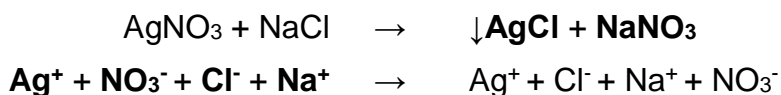
**Реакција на разложување** или декомпозиција е реакција во која една компонента се разложува на повеќе едноставни соединенија. Треба да се направат одредени промени во енергијата на системот (околината на настанување на реакцијата) како што е топлина, светлина или електрична енергија што ќе овозможи раскинување на хемиските врски на соединението.



**Реакција на неутрализација** е во основа реакција помеѓу киселина и база при што се добиваат одредена сол и вода. Молекулата на водата формирана е со комбинација на јоните  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}^+$ . Вкупната рН вредност на производите кога силна киселина и силна база подлежат на реакција на неутрализација ќе биде 7, односно неутрална средина (подобро објаснето во поглавјето за рН). Разгледајте го примерот на реакцијата на неутрализација помеѓу хлороводородна киселина и натриум хидроксид што дава натриум хлорид (обична сол) и вода. Реакцијата за неутрализација воедно настанува на принципот на двојна измена, при што јоните (катјонот и анјонот) од двата реактанти се изменуваат – заменуваат, што овој тип на хемиска реакција е јоноизменувачки механизам.

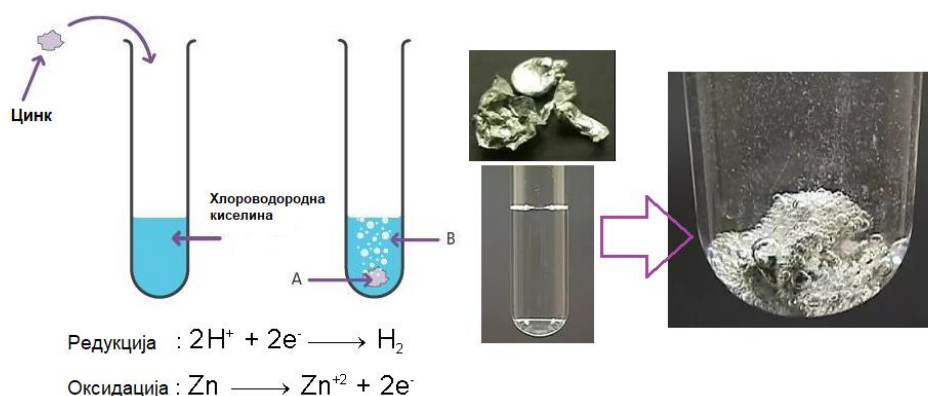


**Преципитација (таложна) или реакција со двојна јонска измена** е еден вид реакција на јонска измена во која реагираат две соединенија и, следствено, нивните анјони и катјони ги изменуваат местата формирајќи два нови производи. Даден е примерот на реакцијата помеѓу сребро нитрат и натриум хлорид. Добиените продукти ќе бидат сребро хлорид и натриум нитрат по реакцијата со двојна јонска измена. Кај овие реакции еден од продуктите преципитира (се формира талог) во растворот, односно исталожува. Во конкретниов пример тоа е сребро хлоридот којшто во равенката се означува со стрелка (симбол) надолу.



**Редокс реакциите или оксидациско-редукциските реакции** се сметаат за процес на трансфер на електрони. Тоа значи дека еден од реактантите се оксидира (одава електрон или електрони) а еден редуцира (односно прима електрон или електрони). Еден генерален пример на типична редокс реакција претставува согорувањето на фосилните горива од нашето секојдневие. Од друга страна многу важни оксидо-редукциски процеси настануваат во водните системи, односно медиуми коишто претставуваат водни раствори. Реакцијата на оксидо-редукција е реакција во која има пренос на електрони помеѓу реактантите и продуктите. Да го разгледаме примерот на редокс реакција помеѓу цинк (Zn) и хлороводородна киселина (HCl). Елементарен цинк реагира со водородните протони (H<sup>+</sup>) при што електроните се пренесуваат од атомот на цинкот (цинкот се оксидира) на водородот (водородот се редуцира) при што се формира молекуларен водород (H<sub>2</sub>). Молекуларниот водород, визуелно се забележува во растворот како меурчиња на гас коишто се создаат во реакциониот систем (слика 39).

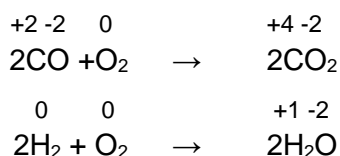
Редокс-реакциите се едни од најзначајните реакции за животот и биолошките организми.



**Слика 39.** Шематски приказ на оксидациско-редукциска реакција помеѓу цинк и хлороводородна киселина (цинкот се оксидира, додека водородот се редуцира), адаптирано од: <https://dept.harpercollege.edu/chemistry/>

Оксидациската реакција од редокс-процесот се однесува на полуреакцијата во која се губат, односно одаваат електроните. Порано, од хемиски аспект, се усвојувало мислењето дека оксидацијата е единствено врзана за реакцијата со кислород. Но современата хемија ги опфаќа сите состојби во коишто елементите губат односно одаваат електрони (односно и во случаите кога не е вклучен кислородот). Редукциска реакција, претставува полуреакцијата од редокс-процесот, при којашто се примаат електрони. Терминот редукциско средство се однесува на материјата којашто се оксидирала (односно дава електрони); додека оксидациско средство е материјата којашто се редуцирала, односно примила електрони (Boudart, 2014).

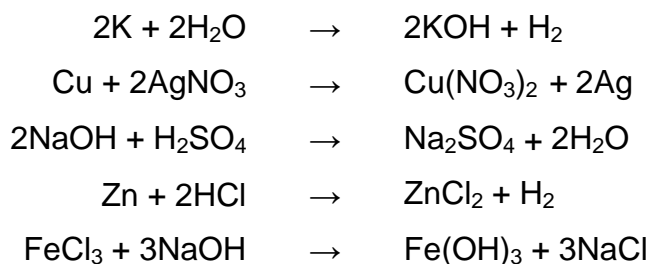
Дефинициите за оксидација и редукција од аспект на примање и давање на електрони се применливи при образување на јонските соединенија. За да можат да се следат електроните во редокс-реакциите корисно е да се доделат оксидациските броеви на реактантите и продуктите. Оксидацискиот број или оксидациска состојба на еден атом претставува бројот на полнежи што атомот ги има во молекулата или во јонското соединение, во состојбата кога му се пренесуваат електроните (подетално објаснето во следното поглавје).





### 8.2.2. Квантитативни операции со хемиските равенки

Бидејќи при хемиските реакции не доаѓа ниту до образување ниту до уништување на атомите (*закон за запазување на масите*), тоа значи дека бројот на секој вид атоми од левата страна на хемиската равенка (реактантите) мора да биде ист со бројот на истиот вид атоми од десната страна на равенката (продуктите). Во хемиските равенки тоа се постигнува со нивно израмнување, ставајќи цели броеви пред хемиските знаци и формули. Тие цели броеви се викаат **коэффициенти**. Израмнувањето на хемиските равенки се врши на тој начин што се израмнува бројот на ист вид на атоми од двете страни на равенката:

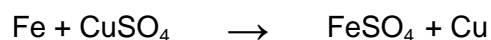


Израмнетите хемиски равенки може да послужат за пресметување на молекулските односи во хемиските процеси. Ако се знаат молекулските односи, можни се низа пресметки неопходни во индустријата и во лабораториската практика.

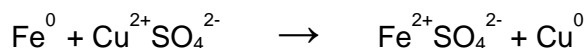
Хемиските процеси во кои доаѓа до промена на оксидациската состојба на реактантите (оксидацискиот број) се нарекуваат оксидо-редукциски процеси, а равенките што ги опишуваат овие процеси се нарекуваат **оксидо-редукциски равенки**.

При пишување на равенките на оксидо-редукциските процеси треба прво да се знае кои соединенија ќе се добијат како продукти на реакцијата, да се знаат оксидациските броеви на секој од елементите и со тоа израмнувањето на оксидо-редукциските равенки се изведува користејќи ги само оние елементи кај кои дошло до промена на оксидацискиот број. Кај елементите кај кои дошло до одавање на електрони, односно се оксидирале - оксидацискиот број се зголемува, а елементите кои ги примиле тие електрони, односно се редуцирале, им се намалува оксидациониот број. На овој начин се изведува *електронска шема* по која се израмнуваат оксидо-редукциските равенки (Boudart, 2014).

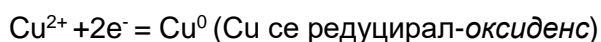
На пример да се земе реакција на раствор од бакар (II) сулфат со струготини од железо. Реакцијата се одвива на следниов начин:



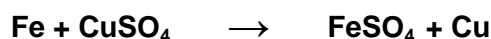
Ако ја напишеме равенката со оксидациските броеви на секој елемент во тој случај добиваме:



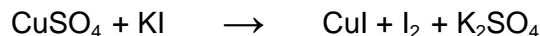
при што, железото се оксидирало и испуштило два електрони, а бакарот примил 2 електрони и се редуцирал. Секој од овие процеси може да се прикаже поодделно и се добива електронска шема за бројот на испуштените и бројот на примените електрони:



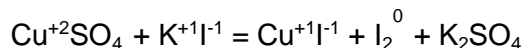
Бројот на електроните што ги испушта редуccionото средство мора да е еднаков на бројот на електроните што ги прима оксидационото средство, како што е случај со оваа хемиска реакција, па може да се запише:



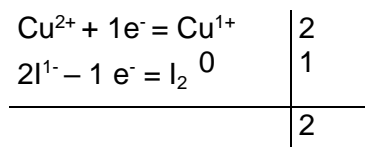
**Пример:** Да се израмни следнава равенка:



Оксидационите броеви на елементите се следниве:



Од равенката гледаме дека бакарот се редуцирал, односно примил еден електрон, ајодот оксидирал, односно испуштил електрон. Шемата е следнава:



Израмнувањето по електронската шема е следново:



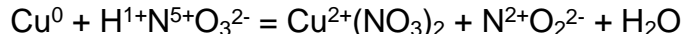
И на крај се изедначуваат и калиумот и сулфатните групи:



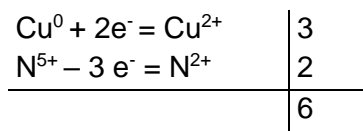
**Пример:** Да се израмни следнава реакција:



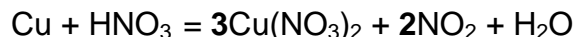
Ги пишуваме оксидационите броеви на елементите во реакцијата:



Бакарот се оксидирал, испуштил два електрони, а азотот се редуцирал, примил три електрони. Се прави електронска шема за определување на стехиометриските коефициенти:



Се означуваат коефициентите добиени од електронската шема, значи коефициент 3 пред  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и коефициент 2 пред  $\text{NO}_2$



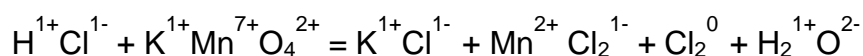
Се изедначуваат останатите елементи и на крај се добива:



**Пример:** Да се израмни следнава равенка:

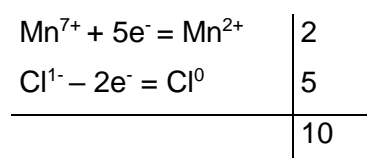


Ок시다циските броеви на секој од елементите во реакцијата се:

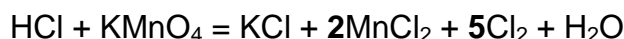


Од изведените оксидациски броеви може да се види кај кои елементи имаме промена на оксидациската состојба и тоа кај хлорот од  $\text{Cl}^{-1}$  во  $\text{Cl}^0$  и кај манганот од  $\text{Mn}^{7+}$  во  $\text{Mn}^{2+}$ .

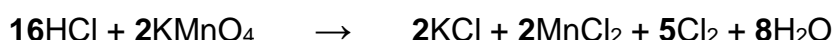
Се изведува електронската шема:



Од електронската шема се изведуваат коефициентите:



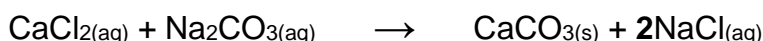
и на крај се добива:



Кај израмнетите хемиски равенки воспоставен е еквилибриум, односно рамнотежа помеѓу сите учесници во реакцијата. Молекулските количества на реактантите се изедначени со молекулските количества на продуктите (Закон за запазување на масите). При ваквите состојби можно е да се утврдат и теоретски предвидат масите и молекулските количества на продуктите или пак да се одреди потребното количество на реактантите за да се создаде одредено количество на продукт/и.

**Пример:** За синтеза на калциум карбонат потребни се калциум хлорид и натриум карбонат (слика 40). Колку е потребно најмало количество маса на калциум хлорид за да се создадат 10 g на  $\text{CaCO}_3$ ?

Реакцијата настанува согласно следнава хемиска равенка:



Согласно хемиската равенка колчеството супстанца на калциум карбонатот ( $\text{CaCO}_3$ ) и количеството супстанца на калциум хлоридот се во сооднос:

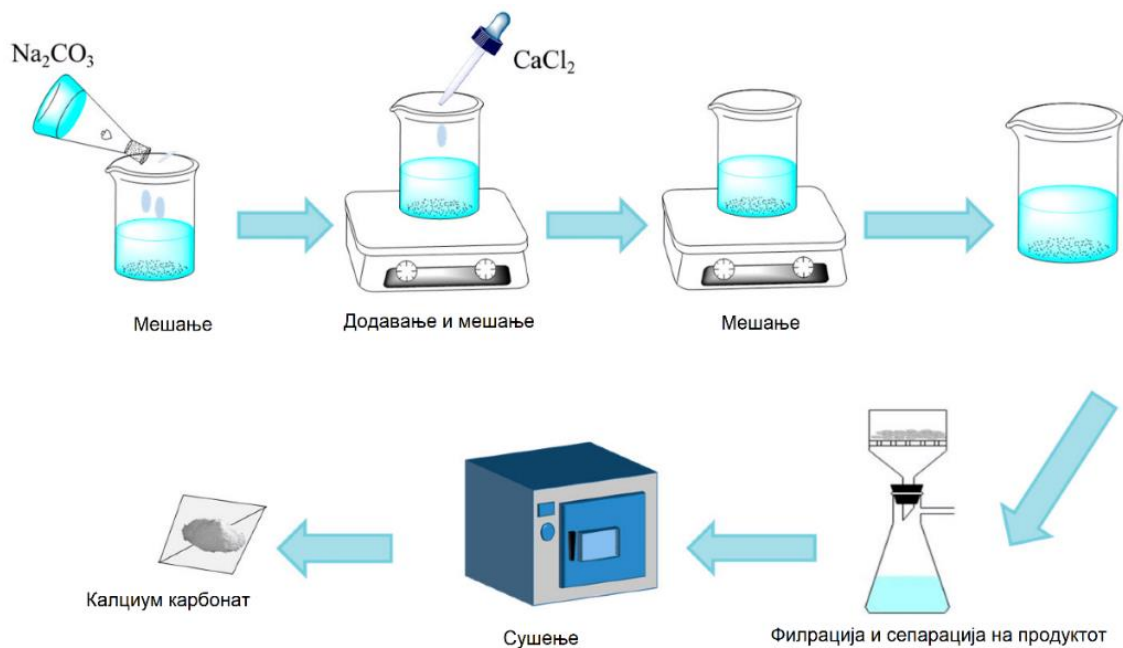
$$n(\text{CaCl}_2) : n(\text{CaCO}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{CaCl}_2) = n(\text{CaCO}_3)$$

Количеството супстанца на  $\text{CaCO}_3$  се одредуваат согласно релацијата за количество супстанца, при што молекулската маса на  $M_r(\text{CaCO}_3)=100 \text{ g mol}^{-1}$  :  $n=m/M$ , од каде  $n(\text{CaCO}_3)=0,1 \text{ mol}$ . Од овде се одредува дека  $n(\text{CaCl}_2)=0,1 \text{ mol}$ .

Штом се одредени молите на калциум хлоридот согласно урамнотезените количества супстанца од равенката погоре се одредува масата на калциум хлоридот,  $\text{CaCl}_2$  ( $M_r=111 \text{ g mol}^{-1}$ ). Од зависноста  $n=m/M$ ,  $m(\text{CaCl}_2)=11,1 \text{ g}$ .

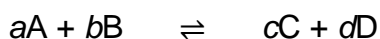
Потребната минимална маса на калциум хлоридот,  $\text{CaCl}_2$ , при реакција со натриум карбонат, потребна да се синтетизираат 10 g калциум карбонат изнесува 11,1 g.



Слика 40. Добивање на  $\text{CaCO}_3$  од  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (Shen et al., 2023)

### 8.3. Хемиска рамнотежа

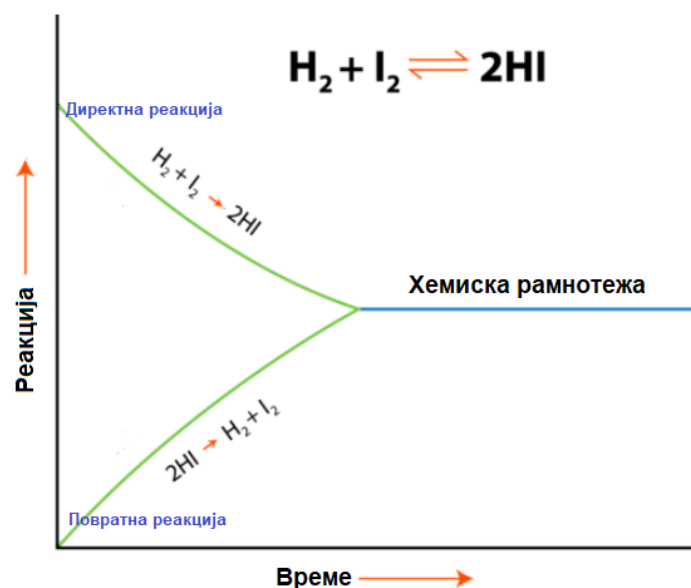
Одреден број на хемиски реакции се одвиваат во една насока. Тоа значи дека процесот е еднонасочен, односно, од реактантите се добиваат продукти, а обратниот процес е невозможен. Повратните процеси се состојби на еден реакционен систем во кој, во одреден момент од процесот, настанатите продукти може да бидат реактанти и процесот да тече во обратна насока од почетната состојба. Хемиската равенка за повратните процеси се означува со двострана стрелка помеѓу реактантите и продуктите:



Кај повратните процеси реакцијата од лево кон десно (кога реактанти се супстанциите А и Б, се нарекува директна реакција, додека реакцијата во која реактанти се С и D се нарекува повратна реакција. При повратните процеси хемиска рамнотежа се постигнува кога брзината на директната и повратната реакција стануваат еднакви, а концентрациите на реактантите и продуктите остануваат константни.

Пример за повратна реакција претставува синтезата на јодоводородот. Првично, се случува само директната реакција бидејќи не е присутен HI. Штом ќе се образуваат молекули на HI, истиот почнува да се разложува повратно во  $\text{H}_2$  и  $\text{I}_2$ . Постепено, брзината на директната реакција се намалува додека брзината на повратната реакција се зголемува. На крајот, брзината на реакцијата помеѓу  $\text{H}_2$  и  $\text{I}_2$  за создавање на HI станува еднаква со брзината на разложувањето на HI на  $\text{H}_2$  и  $\text{I}_2$ . Кога брзината на директната и повратната реакција станаа еднакви една со друга, реакцијата постигна состојба на рамнотежа (слика 41). Хемиска рамнотежа е состојба на систем во кој брзината на директната реакција е еднаква на брзината на повратната реакција, како што е шематски поставен рамнотежниот систем (Marin et al., 2019).

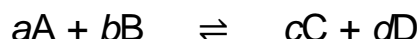




**Слика 41.** Рамнотежен систем за реакцијата помеѓу водород и јод за добивање на јодоводород, адаптирано од:  
[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory\\_Chemistry/Chemistry\\_for\\_Allied\\_Health\\_\(Soutl\)/08%3A\\_Properties\\_of\\_Solutions/8.02%3A\\_Chemical\\_Equilibrium](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_Chemistry/Chemistry_for_Allied_Health_(Soutl)/08%3A_Properties_of_Solutions/8.02%3A_Chemical_Equilibrium)

Концептот за константа на хемиска рамнотежа е од големо значење за хемијата како и за нејзините примени. Константата на рамнотежа на хемиската реакција (обично означена со симболот  $K$ ) дава увид во односот помеѓу производите и реактантите кога хемиската реакција ќе достигне хемиска рамнотежа. На пример, константата на рамнотежа (означена со  $K_c$ ) на хемиска реакција при рамнотежа може да се дефинира како однос на концентрацијата на производите кон концентрацијата на реактантите, секој степенуван со нивните соодветни стехиометриски коефициенти.

Важно е да се забележи дека постојат различни типови на константи на рамнотежа кои обезбедуваат корелации помеѓу производите и реактантите на рамнотежните реакции во однос на различни единици. За рамнотежниот систем:



изразот за одредување на константата на рамнотежа е:

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

каде  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$  и  $[D]$ , претставуваат колчинските концентрации на реактантите и продуктите, додека  $a$ ,  $b$ ,  $c$ ,  $d$  се соодветно нивните стехиометриски коефициент согласно хемиската равенка дадена погоре.

#### 8.4. Реакциони механизми

За да се случи еден хемиски процес, неопходно е молекулите на реактантите да се судираат помеѓу себе, што е резултат на нивната кинетичка енергија. Ако почетните кинетички енергии се мали, молекулите ќе се одбиваат едни од други и ќе останат непроменети. За секој хемиски процес неопходно е системот да поседува минимално количество на енергија, без коешто нема да се судираат молекулите и нема да се случуваат промени кај истите. Ова минимално количество на енергија се нарекува **енергија на активација** или **активациона енергија** ( $E_a$ ). Енергијата на активација претставува минималното количество на енергија коешто е потребно за да започне една хемиска реакција. При судирите на молекулите се создава активационен комплекс, којшто претставува преодна состојба на реактантите да станат продукти (Marin et al., 2019).

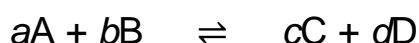
Кај израмнетите хемиски равенки не секогаш имаме претстава за тоа каков е текот на целокупниот хемиски процес. Во поголем број на случаи, израмнетата хемиска равенка претставува само збиен преглед на елементарните чекори или елементарните реакции. Механизмот на реакција е низа од елементарни чекори со кои се јавува хемиската реакција. Реакцијата која се јавува во два или повеќе елементарни чекори се нарекува повеќестепена или сложена реакција.

Реакциониот **интермедиер** е хемиски вид кој се формира во еден елементарен чекор и се троши во следниот чекор. Најбавниот чекор во механизмот на реакција е познат како чекор на одредување на брзината или **лимитирачки чекор** (Marin et al., 2019).

Прочувањето на деталните процеси на механизмите на реакција е важно од многу причини, вклучувајќи ја и помошта што ја дава во разбирањето и контролирањето на хемиските реакции. Многу реакции се од големо комерцијално значење може да се одвиваат по повеќе од една патека на реакција; Познавањето на вклучените механизми за реакција може да овозможи да се изберат услови за реакција кои фаворизираат една патека пред друга, со што ќе се добијат максимални количества на очекуваните производи и минимални количества на несакани производи. Понатаму, врз основа на механизмите за реакција, понекогаш е можно да се најдат корелации помеѓу системи кои инаку не се очигледно поврзани.

Брзината на хемиската реакција претставува количеството супстанца што се разложува или создава во текот на реакцијата. Брзините на хемиските реакции се определуваат со следење и мерење на промените во концентрациите на учесниците во хемискиот процес како функција од време. Брзината на хемиската реакција се изразува во  $\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$ . Брзината на хемиската реакција се одредува како однос помеѓу промените во концентрациите на реактантите или продуктите во единица време. Изразот за брзината на хемиската реакција и нумеричката вредност зависат од тоа која супстанца служи како референца.

Брзината на хемиската реакција, исто така зависи и од стехиометријата на истата. Коефициентите во израмнетата равенка се користат за споредба на брзините на супстанците во дадена хемиска реакција. За реакцијата во општ облик:



Равенката за одредување на брзината на хемиската реакција е:

$$v = k[A]^a \cdot [B]^b$$



каде  $v$  е ознаката за брзината на хемиската реакција додека  $k$  е константа на пропорционалноста,  $[A]$  и  $[B]$  се концентрациите на реактантите A и B, додека  $a$  и  $b$  се стехиометриските коефициенти на реактантите.

Во изразот за одредување на брзина на хемиската реакција влегуваат само концентрациите на тие супстанции чии концентрации се изменуваат во хемискиот процес. Степените показатели во релацијата ја карактеризираат врската помеѓу концентрациите на реактантите со брзината на реакцијата, односно заедно го даваат вкупниот ред на реакцијата дефиниран како сума од експоненти на кои се подигнати изразите за концентрациите на сите реактанти во процесот.

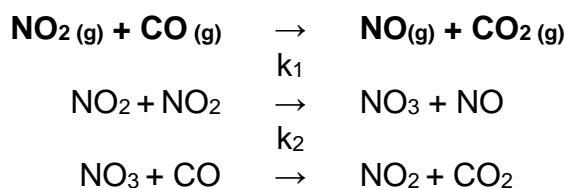
Општо земено, хемиските реакции чии механизми се од интерес за хемичарите се оние што се случуваат во раствор и вклучуваат раскинување и реформирање на ковалентни врски помеѓу атомите (ковалентни врски се оние во кои електроните се делат помеѓу атомите). Интересот за овие реакции е особено голем бидејќи тие се реакции со кои се произведуваат материјали како пластика, бои, синтетички влакна и лековити средства и затоа повеќето биохемиски реакции на живите системи се од овој тип. Дополнително, реакциите од овој вид генерално се случуваат во временски размери погодни за проучување, ниту премногу брзи ниту премногу бавни, и под услови кои лесно се контролираат за експериментални цели. Постојат голем број техники со кои може да се истражат механизмите на таквите реакции (Connell, 2005).

Проучувањето на механизмите на реакција е комплексен процес поради реверзибилноста на повеќето реакции (тенденцијата на производите на реакцијата да се вратат на почетните материјали) и поради постоењето на конкурентни реакции (реакции кои го претвораат почетниот материјал во нешто различно од посакуваните производи). Друг комплексен фактор е фактот што многу реакции се случуваат во фази (чекори) во кои се формираат меѓупроизводи (интермедиерни комплекси), а потоа се претвораат со понатамошни реакции до финалните производи. При испитувањето на хемиските реакции, корисно е да се разгледаат неколку општи теми: (1) фактори кои влијаат на текот на хемиските реакции, (2) енергетски промени вклучени во текот на типична реакција, (3) фактори кои го откриваат механизмот на реакцијата и (4) класификација на механизмите за реакција (Braun, & Burnham, 1987).

Состојбата на транзиција, или активираниот комплекс, е преодна молекуларна конфигурација што постои на врвот на енергетската бариера што реактантите мора да ја надминат за да станат производи. Тој не е задолжителна компонента на реакциониот систем и не може да се испита директно на начин на кој може да се анализира реактант/продукт (колку и да е нестабилен), бидејќи не трае подолго од времетраењето на молекуларниот судир.

Преодната состојба може да има свои својства, кои не се рефлектираат во оние на почетните материјали или на производите и на реакцијата, и затоа е од големо значење одредување на текот на реакцијата. Кај реакциите од нулти ред брзината на реакцијата не зависи од концентрацијата на реактантите.

Како карактеристичен пример е реакцијата на азот диоксид  $\text{NO}_2$  и јаглеродниот моноксид  $\text{CO}$  (слика 42). Овој хемиски процес се случува во повеќе чекори:



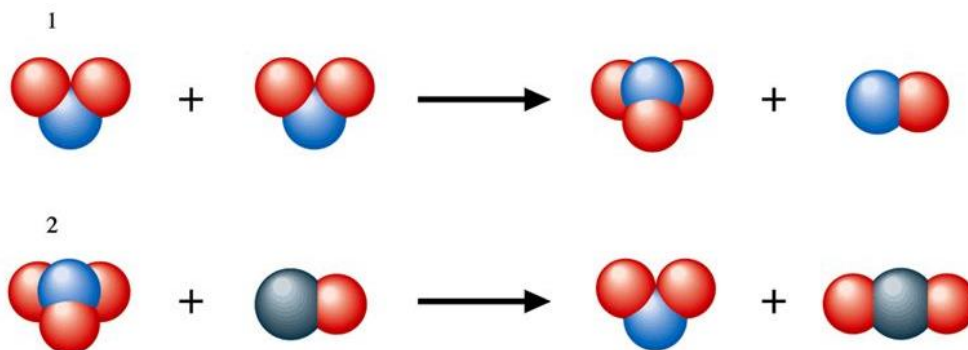
Се очекува брзината на реакцијата да биде:

$$v = k[\text{NO}_2] \cdot [\text{CO}]$$

Сепак експериментално одредена е брзината на хемикиот процес како ( $v$ ):

$$v = k[\text{NO}_2]^2$$

каде  $[\text{NO}_2]$  и  $[\text{CO}]$  се количинските (молските) концентрации на  $\text{NO}_2$  и  $\text{CO}$ , соодветно.



**Слика 42.** Молекуларен приказ на реакцијата на азот диоксид и јаглеродниот моноксид во елементарни чекори, адаптирано од:

<https://slideplayer.com/slide/14654524/>

Кога процесот се случува во еден единствен чекор се означува дека хемиската реакција е во елементарен акт или чекор. Молекуларноста претставува број на молекули коишто учествуваат во елементарен чекор. Согласно тоа, реакциите можат да бидат:

- Мономолекуларни - кога учествува една молекула во елементарниот чекор – реакции од прв ред;
- Бимолекуларни – кога учествуваат две молекули во елементарниот чекор – реакции од втор ред;
- Тримолекуларни – кога учествуваат три молекули во елементарниот чекор – реакции од трет ред.





## ПОГЛАВЈЕ 9. ВОДНИ СИСТЕМИ И СВОЈСТВА НА ВОДАТА

## ПОГЛАВЈЕ 9. ВОДНИ СИСТЕМИ И СВОЈСТВА НА ВОДАТА

Водата е материја составена од хемиските елементи водород и кислород и во природата постои во гасовита, течна и цврста агрегатна состојба. Водата е едно од најзастапените и најсуштествените соединенија во природата. Водата како материја во природата најчесто се среќава како безбојна течност без вкус и мирис, и претставува универзален растворувач на голем број поларни материји. Својството на водата како поларен растворувач е од суштинско значење за организмите. Се смета дека животот потекнува од водните медиуми на океаните, а биолошките организми зависат од водните раствори, како што се биолошките течности (флуиди) во коишто се одвиваат бројни биохемиски процеси.

Во мали количества, водата изгледа безбојна, но водата, всушност, има синкаста боја предизвикана од селективна апсорпција и расејување на белата светлина. Голем број на хемиски и биолошките процеси се одвиваат во вода или во медиуми коишто содржат висок процент на вода. Човековото тело содржи во просек од 60 до 70% вода. Водата е есенцијална материја за постоењето на животот. Поголемиот дел од клеточната хемија и метаболизмот на организмот се случуваат во водна средина, во неговите клетки, наречена цитоплазма (колоидна материја со којашто е исполнета биолошката клетка). Водата не само што е многу честа појава во телата на организмите, туку има и одредени хемиски својства што ја прават есенцијална материја за одржувањето на животот. Овие својства се важни за биологијата и сродните науки, биотехничките науки, како и областите на изучување на животната средина од различни аспекти; од клетки, преку организми, до екосистеми.

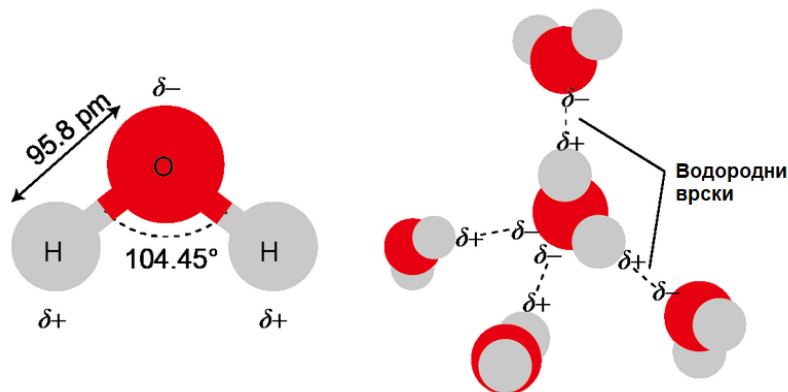
Водата се јавува како течност на површината на Земјата (од аспект на хидрологија), што ја прави есенцијален медиум за животот, медиум за транспорт и трансформација на огромен број материји и како живеалиште за огромен број растенија и животни. Фактот дека водата релативно едноставно ја променува својата агрегатна состојба (од течна во пареа-гас), својство што и овозможува да се транспортира низ атмосферата од океаните, низ литосферата. Не постои екосистем без вода, затоа што без вода, животниот циклус на организмите е невозможен (Pimentel et al., 1997).

Молекулата на водата е составена од два атоми на водород (H), секој поврзан со една поларна ковалентна врска со атом на кислород (O). Повеќето атоми на водород имаат јадро кое се состои само од протон. Две изотопски форми на водородот (деутериум и тритиум) во кои атомските јадра исто така содржат еден и два неутрони, соодветно, многу ретко се застапени во градбата во водата. Деутериум оксидот (D<sub>2</sub>O), наречен тешка вода, е посебно значаен во хемиските истражувања (се користи во некои нуклеарни реактори).

Иако молекулската формула на водата (H<sub>2</sub>O) изгледа едноставна, водата покажува многу сложени хемиски и физички својства. На пример, температура на топење (0 °C) и температурата на вриење (100 °C), се многу повисоки отколку што би се очекувало во споредба со аналогни соединенија, како што се сулфурводородот (H<sub>2</sub>S) и амонијакот (NH<sub>3</sub>). Во својата цврста форма (мраз), водата има помала густина, отколку кога е во течна агрегатна состојба. Овие специфични својства на водата се должат на карактеристичната распределба на електронска густина во структурата на молекулата на вода.

Молекулата на водата не е линеарна (H-O-H), туку свиткана на посебен начин. Двата атома на водород се врзани за атомот на кислород и зафаќаат агол од 104,45° (слика 43). Растојанието O-H (должина на врската) е 95,8 pm (9,58 × 10<sup>-11</sup> m). Бидејќи атомот на кислород има поголема електронегативност од атом на водород, врските O-H во молекулата на водата се поларно ковалентни, при што кислородот носи делумно негативен полнеж (δ<sup>-</sup>), а водородите имаат делумно позитивен полнеж (δ<sup>+</sup>).

Атомите на водородот во молекулите на водата се привлекуваат кон региони со висока густина на електрони и можат да формираат слаби врски, наречени водородни врски, со тие области. Ова значи дека атомите на водород во една молекула на вода се привлекуваат кон неврзувачките електронски парови на атомот на кислород на соседната молекула на вода. Структурата на течната вода се состои од агрегати на молекули на вода кои се формираат во континуитет непрекинато (Zielkiewicz, 2005).



**Слика 43.** Модел на молекула на вода (лево), и механизам на настанување на водородна врска (десно): парцијалните позитивни полнежи на едната молекула стапуваат во водородна врска со парцијалните позитивни полнежи со соседната молекула на  $H_2O$ , адаптирано од <https://courses.lumenlearning.com/umes-cheminter/chapter/hydrogen-bonding/>

### 9.1. Физичко-хемиски карактеристики на водата

Молекулите на водата се поларни, со делумно позитивни полнежи на водородот, делумно негативен полнеж на кислородот и нелинеарен распоред на атомите во структурата на молекулата. Нерамномерната распределба на електронската густина во молекулата на водата се должи во разлката на електронегативностите на двата елемента. Кислородот е елемент со поголемата електронегативност во споредба со водородот. Електронските парови се од ковалентите врски  $O-H$  се привлечени од кислородниот атом, односно се оддалечени од водородниот атом. Ваквото поместување на електроните кон кислородот создаваат делумен негативен полнеж кај кислородниот атом во молекулата на  $H_2O$  и делумен позитивен полнеж кај водородните атоми. И покрај тоа што настанува делумна делокализација на електронскиот пар, сепак разликата во електронегативноста на елементите не е доволна за да се создадат јони. Делумните полнежи секогаш се обележуваат со симолот делта ( $\delta$ ), соодветно за позитивни и негативни полнежи непосредно до атомот од молекулата (слики 43 и 44).

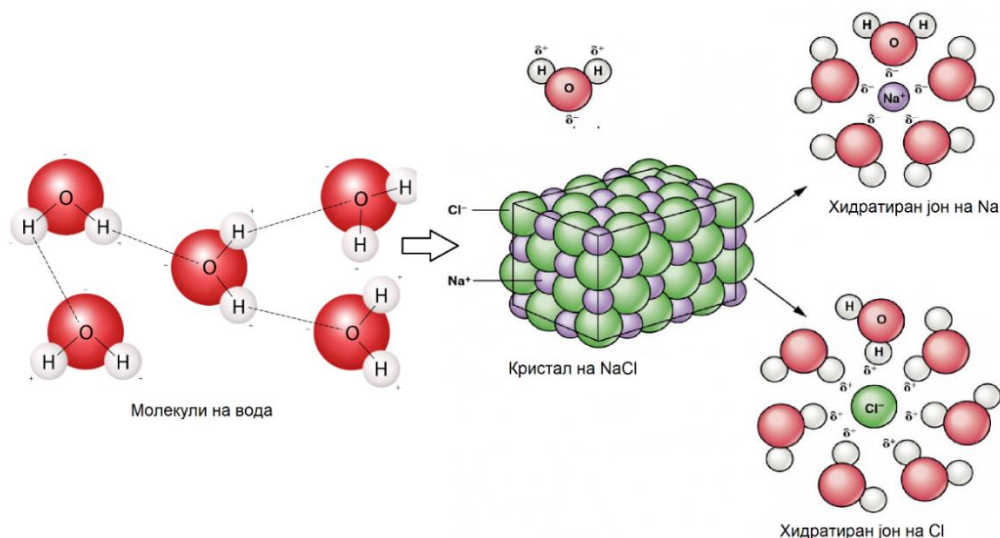
Поради својот поларитет, молекулата на вода може да формира електростатски интеракции со други поларни молекули и јони. Поларните молекули и јони кога ќе се најдат во близина на молекула на вода, стапуваат во интеракција со делумно позитивните и делумно негативните краеве на молекулата на  $H_2O$ , при што позитивните полнежи го привлекуваат негативни полнежи и обратно.

Кај водни раствори, кадешто има многу повеќе молекули на вода во однос на молекулите на растворена супстанца, настануваат интеракции што доведуваат до формирање на хидратациона обвивка, околу молекулите на растворената супстанца.

Хидратационите мицели/агрегати овозможуваат честичките (јоните) на растворената супстанца да се дисперзираат (да се шират) рамномерно во водата.



Како формирањето на хидратациона обвивка предизвикува растворање на растворот? На пример, при растворање на натриум хлорид (NaCl) во вода, кристалната решетка на NaCl ќе почне да дисоцира на  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  јони. Молекулите на водата формираат хидратациони обвивки околу јоните на позитивно наелектризираните натриумови катјони ( $\text{Na}^+$  јони). Негативните краеве ( $\delta^-$ ) на молекулата на  $\text{H}_2\text{O}$  создаваат хидратациона обвивка околу натриумовиот катјон. Позитивните краеве ( $\delta^+$ ) на молекулата на  $\text{H}_2\text{O}$  создаваат хидратациона обвивка околу хлоридните анјони ( $\text{Cl}^-$  јони) и се опкружени со делумно позитивни полнежи од водородните краеве. Како што продолжува процесот, сите јони во кристалите на натриум хлоридот се опкружени со хидратациони слоеви коишто се дисперзирани во раствор (Bashkin & Howarth, 2002).



**Слика 44.** Интеракција на јоните на NaCl со молекулите на  $\text{H}_2\text{O}$ , адаптирано од [https://www.researchgate.net/figure/The-dissociation-of-salt-as-commonly-represented-Chloride-and-sodium-ions-are-removed\\_fig1\\_332773896](https://www.researchgate.net/figure/The-dissociation-of-salt-as-commonly-represented-Chloride-and-sodium-ions-are-removed_fig1_332773896)

Неполарните молекули, коишто најчесто се органски материи, не стапуваат во интеракција со водата, односно не формираат хидратациони мицели. Овие молекули немаат региони со делумно позитивен или делумно негативен полнеж, така што тие не се електростатски привлечени од молекулите на водата. Овие молекули се означуваат како хидрофобни молекули (не стапуваат во интеракција со вода и други поларни молекули). Неполарните молекули не се раствораат во вода, туку се раствораат во неполарни (најчесто органски) растворувачи. Кога неполарни супстанции се мешаат со вода, двете супстанции остануваат одвоени и формираат слоеви.

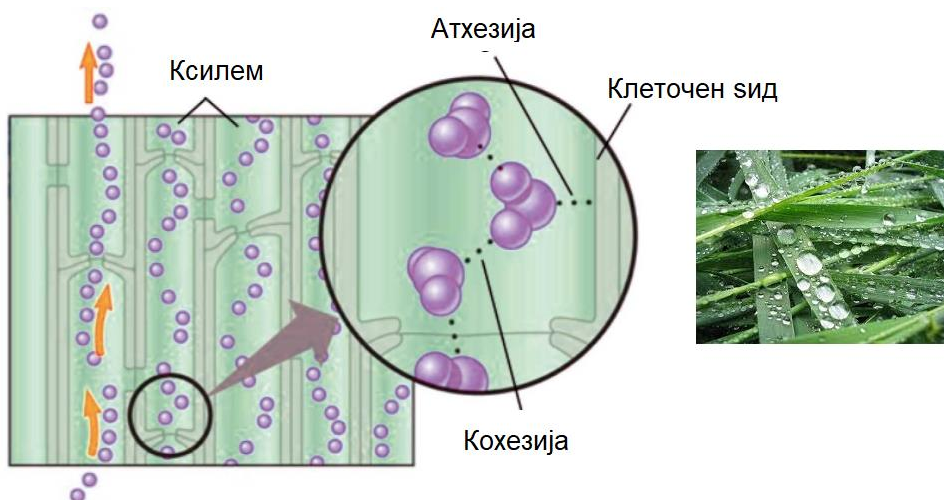
### 9.1.1. Кохезија

Како што претходно е објаснето, поларните молекули на вода создаваат водородни врски помеѓу нив, но овие молекули градат водородни врски и со други поларни молекули. Кохезијата претставува интеракцијата на молекулите вода едни со други, што во принцип претставува водородна врска. Кохезивните сили се одговорни за создавањето на површинскиот напон. Површинскиот напон е специфично својство на водата, којшто е последица на тенденцијата на површината на течноста да се спротивстави на раздвојување кога е под одреден напон. Молекулите на водата на површината (се мисли на граничната површина вода-воздух) формираат водородни врски со соседните молекули, исто како и молекулите на водата подлабоко во течноста.

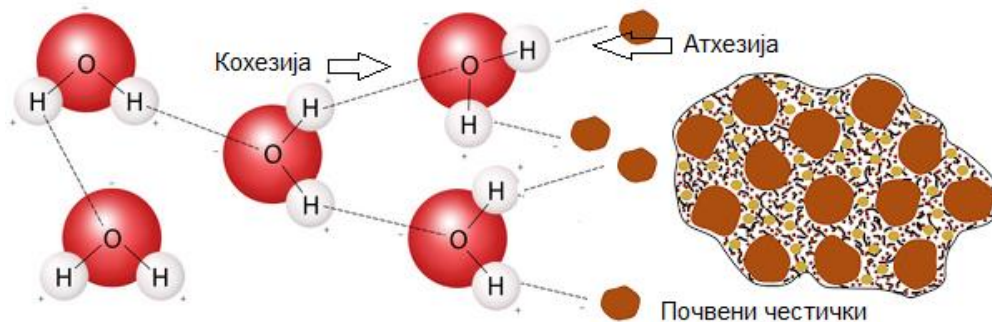
Површинските молекули на водата (тие се изложени на воздух од едната страна), имаат помалку соседни молекули на вода, споредено со молекулите на вода коишто се повнатре во течноста. Овие површински молекули на вода формираат посилни врски со соседните молекули вода што ги имаат во непосредна близина. Од друга страна, молекулите на вода стапуваат и во интеракции со граничните молекули на гасовите од воздухот (атхезија), но овие интеракции се многу послаби од кохезивните сили. Затоа, водата во мали количества создава капки на вода (Bashkin & Howarth, 2002). Површинскиот напон, кој се должи на кохезијата на водата, е специфично својство на водата, значаен за капиларните појави. Капиларните појави се однесуваат на интеракција на водата со цврсти тела и површини. Ова е посебно значајно за движење на водата низ тесни капиларни простори, наспроти гравитацијата. Ова се однесува на интеракција на молекулите на вода со други поларни материи, коишто се опфатени во атхезивните својства на водата.

### 9.1.2. Атхезија

Молекулите на вода покажуваат силна тенденција за интеракција помеѓу себе, но под одредени околности, молекулите на водата интензивно стапуваат во интеракција со други видови на молекули. **Атхезијата** е поларна интеракција на различни поларни молекули. Молекулите на вода, можат да стапуваат во интеракција со други поларни молекули. На пример, атхезијата овозможува водата да се „искачува“ спротивно на гравитацијата, во мали капиларни простори (капиларни цевки) Ова нагорно движење наспроти гравитацијата, познато како капиларно дејство на водата. Генерално, ваквата појава зависи од силата на привлечност помеѓу молекулите на водата и површината на капиларните простори (атхезија), како и од интеракциите помеѓу молекулите на водата (кохезија). Ова е посебно значајно кај растенијата, во процесите на движењето на водата и дистрибуцијата на растворените материи низ спроводните растителните ткива (слика 45 и 46) (Stoker, 2015). Атхезијата е карактеристична и за движењето на водата низ почвата, којашто се должи на поларните интеракции помеѓу водата и цврстата фаза во почвата (минералните поларни честички на почвата) (слика 46).



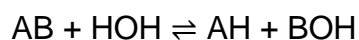
**Слика 45.** Феномен на движење на водата низ растението на принцип кохезија-атхезија, адаптирано од: <https://www.docsity.com/es/cohesion-adhesion-tension-theory/8410550/>



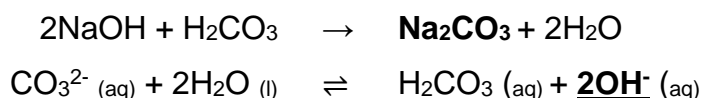
**Слика 46.** Интеракција на честичките на вода со почвените честички; минералната фракција од механичката структура на почвата најчесто носи негативен парцијален полнеж кој гради водородни врски (атхезија) со молекулите на вода, адаптирано од: <https://www.sare.org/publications/building-soils-for-better-crops/soil-particles-water-and-air/>

### 9.1.3. Хидролиза (хидролиза на неоргански соли во вода)

Хидролизата претставува процес на раздојување на поларните молекули при интеракција со молекули на вода. Така, ако неорганското соединението е претставено со формулата АВ во која  $A^+$  и  $B^-$  се атоми или атомски групи на соединението (претставени како јони), а водата е претставена со формулата НОН, реакцијата на хидролиза може да биде претставена со реверзибилната хемиска равенка:

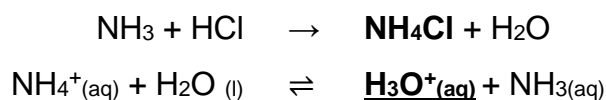


Реактантите освен водата, и производите од хидролиза, може да бидат неутрални молекули, како во повеќето процеси на хидролизи кои вклучуваат органски соединенија, или јонски молекули, како во хидролизата на соли, киселини и бази. При хидролиза на солите во вода, во зависност од природата на солите, растворот може да даде, кисела, базна или неутрална реакција. Односно, при хидролиза на сол, добиена од јака киселина и слаба база, солта хидролизира кисело. При, растварање на сол добиена од јака база и слаба киселина, солта хидролизира базно. Солите добиени од јаки бази и јаки киселини НЕ хидролизираат.



Јаглеродната киселина е слаба киселина, незначително дисоцира во растворот.

**Создадениот раствор е базен**

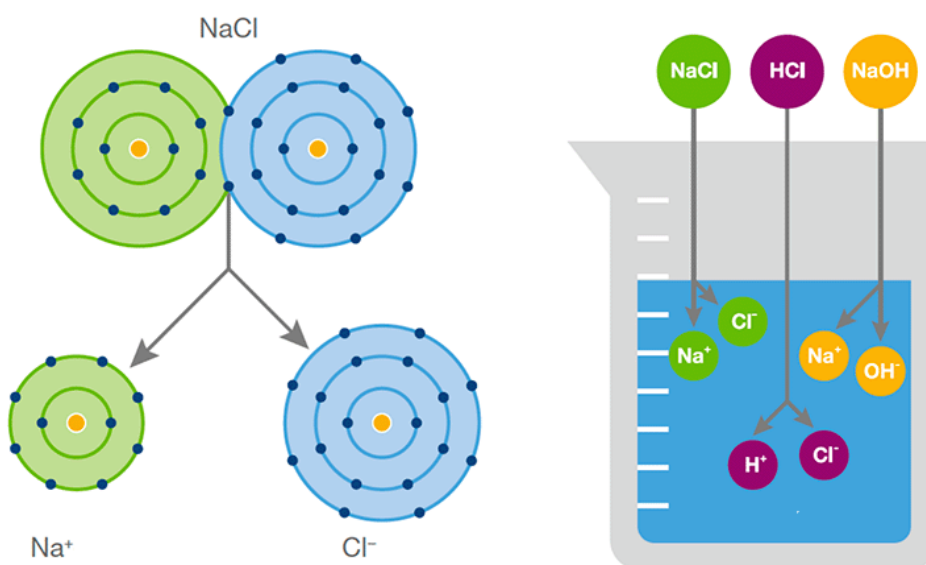


Амонијакот е слаба база, незначително дисоцира во растворот.

**Создадениот раствор е кисел**

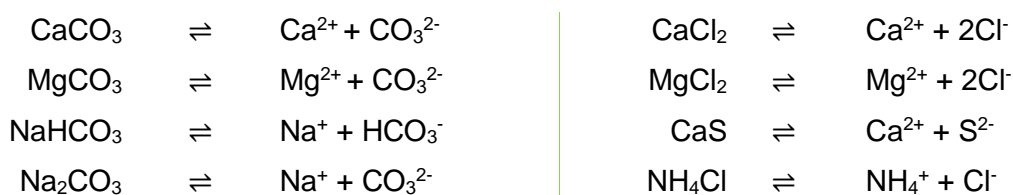
#### 9.1.4. Дисоцијација (дисоцијација на неоргански соли во вода)

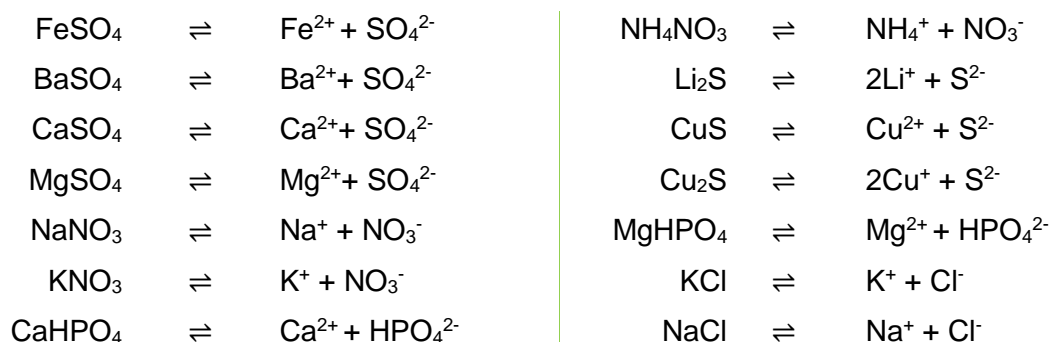
Јонските соединенија кога доаѓаат во интеракција со вода, јонската кристална решетка се распаѓа при растворањето на супстанцата во водата. Дисоцијација е раздвојување на јонското соединение на јони што се случува кога цврсто јонско соединение се раствора во вода. Дисоцијација, едноставно се појаснува како разделување на соединение на поедноставни состојки кои обично се способни за рекомбинација под други услови (слика 47). При електролитната или јонската дисоцијација, додавањето на растворувач или енергија во форма на топлина предизвикува молекулите или кристалите на супстанцата да се разделуваат на јони (наелектризирани честички). Повеќето дисоцирачки супстанции создаваат јони со хемиска комбинација со растворувачот. Концептот за јонска дисоцијација се користи за да се објасни електричната спроводливост и многу други својства на електролитните раствори (Zielkiewicz, 2005).



**Слика 47.** Механизам на дисоцијација на натриум хлорид, адаптирано од: <https://www.hamiltoncompany.com/process-analytics/ph-and-orp-knowledge/principles-of-ph/the-ion>

Посебно е значајно во случаи на хемиски примени во останатите науки и истражувања, да се познаваат дисоцијационите равенки на супстанците коишто имаат способност да дисоцираат во вода. Ова се однесува на големиот број на супстанции во екосистемите и биолошките организми коишто се транспортираат во водни раствори, суспензии, флуиди и слично, кадешто супстанците се дисоцирани на јони. Како дисоцирани јони понатаму се проучува нивното однесување во медиумите во коишто се наоѓаат и стапуваат во нови интеракции. Подолу се претставени равенките на дисоцијација за некои супстанции. Неорганските соли во воден раствор создаваат катјон (позитивен јон) и анјон (негативен јон):





## 9.2. Цврста, течна и гасна состојба на водата

Водата има уникатни хемиски карактеристики во сите три агрегатни состојби и тоа во цврста, течна и гасна агрегатна состојба. Одредени феномени во хемијата на вода се како резултат на способноста на нејзините молекули да стапуваат во поларни интеракции. Биолошките организми имаат висока содржина на вода, конзистенцијата на организмите генерално се должи на високиот процент на вода, со тоа и разбирањето на уникатните хемиски карактеристики на водата во нејзините три агрегатни состојби е клучно за голем број научни дисциплини.

Кога водата е во течна агрегатна состојба, водородните врски постојано се формираат и се разрушуваат, додека молекулите на водата се „лизгаат“ една покрај друга. Раскинувањето на овие врски е предизвикано од енергијата на движење (кинетичка енергија) на молекулите на водата поради топлината содржана во системот. Кога се зголемува топлината (на пример, кога водата се загрева) повисоката кинетичка енергија на молекулите на водата предизвикува водородните врски целосно да се прекинат и им овозможува на молекулите на водата да диспергираат во воздухот како гас (испарување, преминување од течна во гасовита агрегатна состојба). Овој гас го набљудуваме како водена пара или пара. Од друга страна, кога температурата се намалува и водата замрзнува (0 °C), молекулите на водата формираат кристална структура којашто се одржува со водородни врски (бидејќи се задржува мало количество на топлинска енергија за да се раскинат водородните врски). Оваа структура го прави мразот да има помала густина во однос на течната вода. Густината на водата при нормален атмосферски притисок и оптимална амбиентална температура од 25 °C има густина од 997 kg m<sup>-3</sup> што е еквивалентно на 0,997 g cm<sup>-3</sup> ≈ 1 g cm<sup>-3</sup> (Benjamin, 2014).

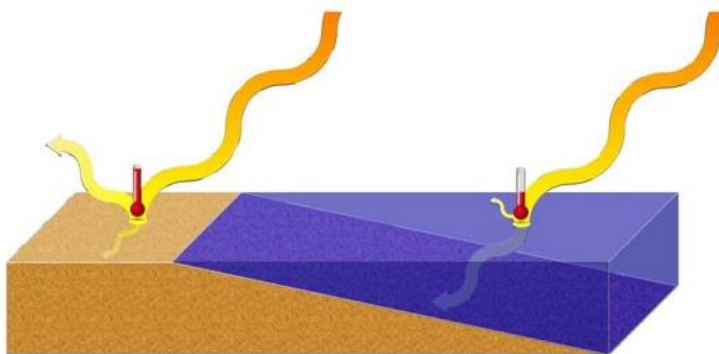
Пониската густина на водата во нејзината цврста форма се должи на начинот на кој водородните врски се ориентирани додека замрзнува. Поточно, во мразот, молекулите на водата се одалечуваат меѓусебно подалеку отколку во течна вода. Кај повеќето течности, зацврстувањето, се случува кога температурата се намалува, што резултира со намалување на кинетичката (движечка) енергија на молекулите. Ова им овозможува на молекулите да се „спакуваат“, односно организираат поцврсто отколку во течна форма, давајќи му на цврстото тело поголема густина. Водата, за разлика од останатите материи (коишто во цврста агрегатна состојба имаат поголема густина отколку во течна агрегатна состојба) е СПЕЦИФИЧНА односно уникатна материја, издвојувајќи се со помала густина како цврста супстанца во однос на густината во течна агрегатна состојба. Бидејќи мразот има помала густина, истот плива на површината на течната вода. Во водните екосистеми, слој од мраз се формира на врвот на течната вода, создавајќи бариера којашто ги штити животните и растителниот свет во водените екосистеми од замрзнување.



### 9.2.1. Топлински капацитет на вода

Потребно е многу топлина за да се зголеми температурата на течната вода бидејќи дел од топлината мора да се искористи за да се прекинат водородните врски помеѓу молекулите на вода. Со други зборови, водата има висок специфичен топлински капацитет, кој се дефинира како количество на топлина потребно за да се зголеми температурата на еден грам супстанца за еден Целзиусов степен. Имено, количеството на топлина потребна за да се зголеми температурата на 1 g вода за 1 °C претставува топлински капацитет на водата. Вредноста на специфичниот топлински капацитет на водата е  $4182 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . Поради високиот топлински капацитет, водата може да ги минимизира промените во температурата. На пример, специфичниот топлински капацитет на водата е околу пет пати поголема споредено со оној на минерални честички, како на пример споредено со топлинскиот капацитет на песокот.

Земјиштето се лади побрзо од морската вода, додека пак, во текот на ноќта, водата може да ослободи топлина до блиското копно (слика 48). Водата им овозможува на топлокрвните животни да ја дистрибуираат топлината низ нивните тела: таа делува слично како и системите за ладење, придвижувајќи ја топлината од топли места кон ладните места, помагајќи му на телото да ја задржи рамномерната температура. Овие состојби имаат специфично значење во терморегулацијата кај биолошките организми, коишто во голем процент се должат на високата содржина на вода кај истите.



**Слика 48.** Ефект на топлински капацитет на вода кај воден систем и копно (земјиште), адаптирано од: <https://www.ozmo.io/water-its-unique-physical-and-chemical-properties/>

### 9.2.2. Топлина на испарување на водата

Исто како што е потребна енергија (топлина) за да се зголеми температурата на течната вода, потребно е одредено количество топлина за да испари дадено количество вода, бидејќи водородните врски мора да се раскинат и молекулите на вода да се однесуваат како гасни молекули (имаат висока дисперзивна моќ). Водата има висока топлина на испарување, што претставува количество на енергија потребна за промена на 1 g течна супстанца во гас, при константна температура.

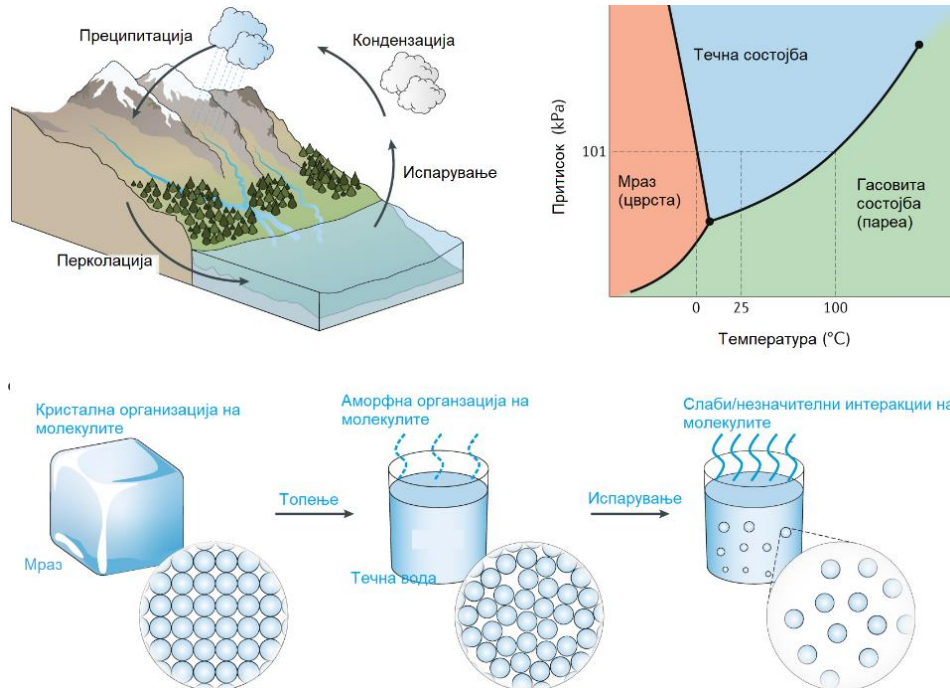
Топлината на испарување на водата изнесува  $540 \text{ cal g}^{-1}$  при температура од 100 °C, (температура на вриење на водата). При состојба на испарување, одредени молекули на вода (оние кои имаат висока кинетичка енергија) многу брзо се одвојуваат од течната површина дури и во услови на пониска температура. Како што молекулите на водата испаруваат, површината од која испаруваат станува поладна (односно нејзината температура се намалува), процес наречен испарно (парно) ладење. Тоа е затоа што молекулите со најголема кинетичка енергија многу брзо се одвојуваат од течната површина (Gregory, 2005).



Состојбите на преминување на водата од една во друга агрегатна состојба го претставуваат водниот циклус во биосферата. Континуираните процеси на конверзија обезбедуваат кружење на оваа есенцијална материја низ екосистемите.

На шематскиот приказ (слика 49) е претставен водениот циклус низ генерални процеси на трансформација на гасна-течна-цврста агрегатна состојба на водата.

Перколацијата е движење на водата надолу низ почвените слоеви под дејство на гравитацијата и капиларните сили. Пробивањето е важен процес потребен за пополнување на водоносните слоеви што ги задржуваат подземните води во зоната на заситеност. Протокот на вода во почвата може да носи растворени материји со пасивен транспортен процес „конвекција“ (исто така наречен адвекција).



**Слика 49.** Воден циклус во екосистемите, трансформации на агрегатните состојби на вода (Zhao et. al., 2020)

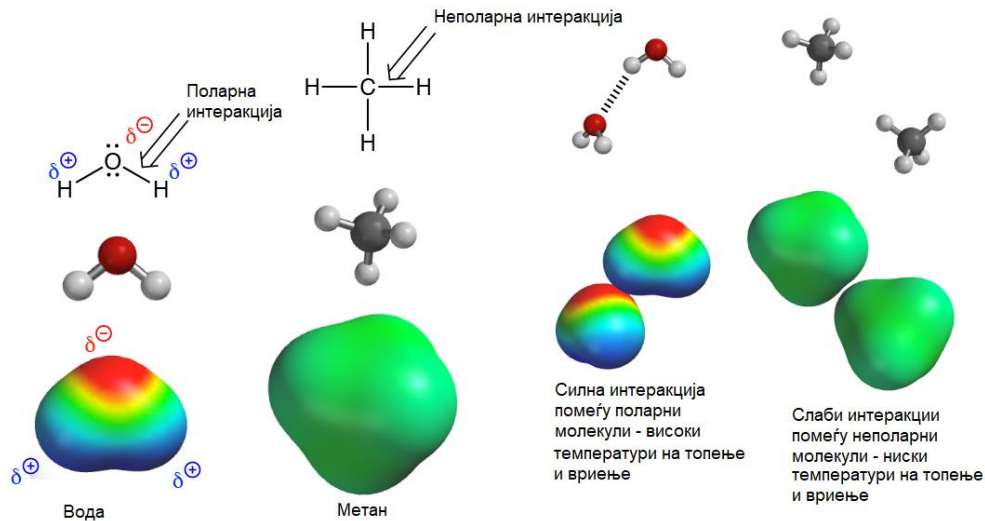
### 9.3. Состојби на поларност и неполарност во водните раствори

Поларитетот е важен затоа што одредува дали молекулата е хидрофилна (стапува во интеракција со вода) или хидрофобна (не стапува во интеракција со вода). Молекулите со висок поларитет се хидрофилни и добро се мешаат со други поларни соединенија како што е водата. Молекулите кои се неполарни или имаат многу низок поларитет имаат тенденција да бидат хидрофобни и добро се мешаат со други неполарни (или речиси неполарни) соединенија како што е маслото или поголем дел од органските соединенија. Поларитетот влијае и на јачината на меѓумолекуларните сили. Неполарните молекули најчесто стапуваат во интеракција преку ван дер Валсовата сила (слика 50); додека, поларните молекули можат да се поврзат едни со други преку интеракции дипол-дипол, коишто генерално се посилни од силите на Ван дер Валс (Kettle, 2013).

Поларитетот на молекулата покажува дали електронската густина е рамномерно распределена низ атомите во молекулата или дали електронегативноста на елементите во молекулата влијае на густината на електроните. Распределбата на електроните ќе влијае на однесувањето и реактивноста на молекулата. На овој начин може да се предвиди кои растворувачи ќе бидат најефективни за растворање на одредена материја доколку е позната поларноста на супстанцата (Katritzky et al., 2004).

Силите кои дејствуваат помеѓу поларна молекула која има постојан дипол и неполарна молекула на која и недостасува постојан дипол се познати како диполни сили индуцирани од дипол. Тоа е слаба привлечност што резултира кога поларна молекула индуцира дипол во атом или во неполарна молекула со нарушување на распоредот на електроните во неполарните видови.

Интеракцијата на дипол-индуцирана-дипол зависи од присуството на парцијални полнежи на поларна молекула. Присуството на парцијалните полнежи на поларната молекула предизвикува поларизација на електронската дистрибуција на другата молекула (Kaим et al., 2013).



**Слика 50.** Пример за поларни и неполарни интеракции, адаптирано од: <https://chemistry.stackexchange.com/questions/99114/if-all-intermolecular-forces-are-electrostatic-in-nature-why-don-t-large-non-po>

Значаен аспект во изучувањето на поларните и неполарните интеракции во животната средина претставува и системот почва-растение. Почвата е динамичен медиум од животната средина во којшто континуирано и со променлив интензитет се случуваат голем број на трансформации на материите, како и бројни интеракции помеѓу поларни и неполарни молекули (слика 50). Познавањето на овие интеракции значително помага во разбирањето на поволни услови за апсорпција на хранливите материји од почвата во растението. Најдоминантно поларно соединение во почвата е водата, којашто воедно е медиум за растворливост на поларните молекули, и систем за одржување на водените циклуси на почва (Manahan, 2022). Органската материја во почвата изобилува со присутни поларни и неполарни материји. Истите, во зависност од условите, постојано се подложни на промени и трансформации. На пример, хуминските материји (HSs) коишто го сочинуваат поголемиот дел од органската материја на почвата (OM) се хетерогени, молекуларно големи и релативно стабилни органски молекули. Хуминските супстанции потекнуваат од распаѓањето на изумрениот биолошки материјал, главно од растенија, како и од микробиолошката активност. Свкупно, органските материји во почвата имаат потекло од различни органски соединенија (доминантно хумински и фулвински киселини) поврзани со различни интермолекуларни сили како што се електростатски интеракции, ван дер Валсови врски и хидрофобни интеракции, водородни врски и катјонски интеракции (Aharoni & Sparks, 1991; Schlesinger, 2005). Оваа тематика се изучува во областите на агрохемијата и хемијата на почвите.

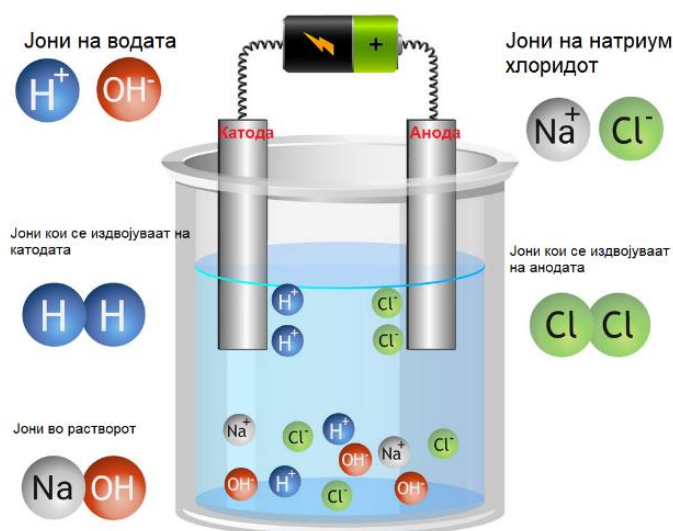
## 9.4. Електролитни реакции во водни раствори

Сите супстанции што се раствораат во вода можат да бидат класифицирани како електролити и неелектролити (табела 10). Електролитите се супстанции коишто во водните раствори, кога се раствараат создаваат услови за спроведување на електричество, додека растворите на неелектролитите не спроведуваат електроличество. Јонските соединенија во водени раствори целосно дисоцираат на составните јони кои овозможуваат спроведување на електричество (Meyer et al., 2002).

Силен електролит претставува јонското соединение натриум хлорид NaCl. Водата е многу ефикасен растворувач на јонските соединенија. Иако водата е електронеутрална молекула, таа сепак е поларно соединение односно поларен растворувач. При растварање на јонско соединение како што е натриум хлоридот во вода се нарушува јонската решетка на натриум хлоридот при што тој дисоцира на  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  јони. Притоа истите се хидратираат, процес во кој секој јон се опкружува со поларни молекули на вода (Paesani & Voth 2009). Водните раствори на јонските соединенија имаат способност да спроведуваат електричество (слика 51). Доколку во ваков систем се доведе електричен потенцијал, јоните од електролитниот раствор ќе се придвижуваат соодветно кон спротивно наелектризираната електрода (катода или анода), при што електролитот спроведува електричество.

**Табела 10.** Преглед на соединенија според нивното електролитно својство

Силни електролити (јонски соединенија)	Слаби електролити	Неелектролити
NaCl	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , уреа
HCl	HF	$\text{CH}_3\text{OH}$ , метанол
$\text{HNO}_2$	$\text{NH}_3$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , етанол
$\text{HClO}_4$	$\text{HNO}_2$	$\text{C}_6\text{O}_{12}\text{H}_6$ , глюкоза
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{CH}_4$	$\text{C}_{12}\text{O}_{22}\text{H}_{11}$ , сахароза
NaOH	$\text{H}_2\text{O}$	
KOH		
$\text{Ba}(\text{OH})_2$		



**Слика 51.** Механизам на однесување на силни електролити во водни раствори, адаптирано од:

<https://courses.lumenlearning.com/chemistryformajors/chapter/electrolytes/>



## ПОГЛАВЈЕ 10. ГАСОВИ И ГАСНИ СМЕСИ

## ПОГЛАВЈЕ 10. ГАСОВИ И ГАСНИ СМЕСИ

### 10.1. Својства на гасовите

Гасовите се супстанции коишто се наоѓаат во гасовита или парна состојба на материјата. Терминот гас се користи и во однос на самата состојба кога се применува на материја која има својства на гасовита супстанца. Гасот е една од четирите природни состојби на материјата, заедно со течната, цврстата и плазма. Гасовите немаат дефинирана форма, ниту волумен. Гасовите целосно го исполнуваат секој затворен сад, а нивните својства зависат од волуменот на садот, но не и од неговата форма (Büchel et al., 2008).

Сепак гасовите се материја којашто имаат дефинирано одредена структура од молекуларен аспект. Тие се состојат од огромен број на молекули коишто хаотично се движат во сите правци и се судираат една со друга, како и со ѕидовите на садот во којшто се зафатени/затворени. Надвор од изолираните системи, не постои структура на гасовите материји, што значи молекулите се распределени случајно во околината, движејќи се во најразлични насоки со брзини кои се распределени случајно околу просечната, одредена од температурата на гасот. Притисокот што го создава гасот е резултат на голем број фактори односно, доминатно од влијанието на молекулите на граничните материјали на садот во којшто се наоѓа гасот. Останатите физички својства како што се топлинска спроводливост, вискозност (отпорност на проток) и дифузија се припишуваат на самите молекули. Овие се нарекуваат транспортни својства, а брзината на распространувањето на гасот зависи од судирите помеѓу молекулите, кои ги принудуваат нивните траектории во изменети форми. Молекуларните судири на молекулите на гасот се контролирани од силите помеѓу молекулите и се опфатени со законите на механиката (Timberlake et al., 2008).

Типичните физички величини коишто го општуваат однесувањето на гасовите, генерално се дефинирани преку волуменот, притисокот, количеството супстанца и температурата. Волуменот на гасот е обратно пропорционален на неговиот притисок и директно пропорционален на неговата температура и количеството (во молови) на гасот. Научникот Бојл, докажал дека при услови на константна температура, волуменот ( $V$ ) на примерок од гас е обратно пропорционален на притисокот ( $P$ ) (Бојлов закон). Последично, производот од волуменот и притисокот е константен ( $V \cdot P = \text{const.}$ ).

Чарлс и Геј-Лисак покажале дека волуменот ( $V$ ) на гасот е директно пропорционален на неговата температура ( $T$ ) при услови на постојан притисок (Чарлсов закон). Последично, односот од волуменот и температурата е константен ( $V/T = \text{const.}$ ). Авогадро покажал дека волуменот на гасот е директно пропорционален на бројот на молови гас (Авогадров закон). Последично, односот од волуменот и количеството супстанца е константен ( $V/n = \text{const.}$ ). Односот помеѓу количеството производи и реактантите во хемиската реакција може да се изрази во единици молови или маси на чисти материји, волумени на раствори или волумени на гасовити материји. Законот за идеални гасови којшто ја одредува зависноста на споменатите физички величини коишто ја опишуваат состојбата на гасната материја. Равенката за идеални гасови е одредена од следната равенка:

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

каде  $R$  е константа на пропорционалност, се нарекува универзална гасна константа ( $R = 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ).



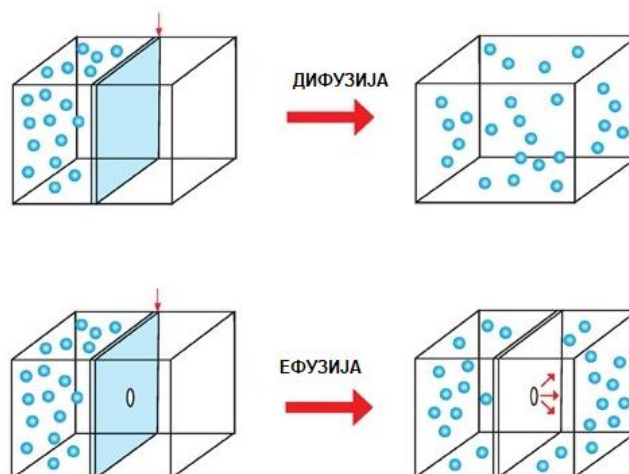
Равенката за идеални гасови ја опишува зависноста помеѓу четирите променливи  $P$ ,  $T$ ,  $V$  и  $n$ . Идеален гас е хипотетички гас чијашто зависност на притисокот-волуменот-температурата може целосно да се објасни со равенката за идеални гасови. Согласно постулатите за идеални гасови се претпоставува дека молекулите на идеалниот гас меѓусебно не се привлекуваат (не постојат привлечни сили), а нивните волумени се занемарливи во однос на волуменот на садот (при термодинамичка температура од 0 К, волуменот на идеалниот гас е 0). Сепак во природата не постојат идеални гасови. Затоа равенката за идеални гасови, во ваква форма е корисна единствено за пресметување на некои величини на гасовите како: густина и молекулска маса на гасовите. За оваа равенка да биде применлива за реалните гасови, изведена е гасната равенка во следнава форма:

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right) \cdot (V - b) = n \cdot R \cdot T$$

каде  $a$  е фактор што го опишува привлечните сили помеѓу гасните честички, а  $b$  е резидуалниот волумен.

Однесувањето на идеалните гасови се објаснува со кинетичката молекуларна теорија на гасовите. Молекуларното движење, кое доведува до судири меѓу молекулите и ѕидовите на садот, го објаснува притисокот, а големите меѓумолекуларни растојанија во гасовите ја објаснуваат нивната висока компресибилност. Кај реалните гасови привлечните сили се слаби, но сепак не се занемарливи, како што и волуменот на гасот при термодинамичка температура од 0 К не изнесува 0, туку реално постои одреден резидуален волумен.

Дифузија е карактеристична состојба на постепено мешање на гасови за да се формира примерок со униформен состав дури и во отсуство на механичко мешање (слика 52). Со процесот на дифузија честичките се движат во насока од место со повисока концентрација кон место со пониска концентрација. Спротивно на тоа, ефузијата е отстранување на гас од садот преку мал отвор во изолиран простор. Брзината на ефузијата на гасот е обратно пропорционална со квадратниот корен на неговата молекулска маса (Греамовиот закон). Како резултат на тоа, лесните гасови имаат тенденција да се дифузираат и ефузираат многу побрзо од потешките гасови.



**Слика 52.** Шематски приказ на движење на честичките на гасот при дифузија и ефузија, адаптирано од: <https://www.sciencelearn.org.nz/resources/252-diffusion-and-effusion>

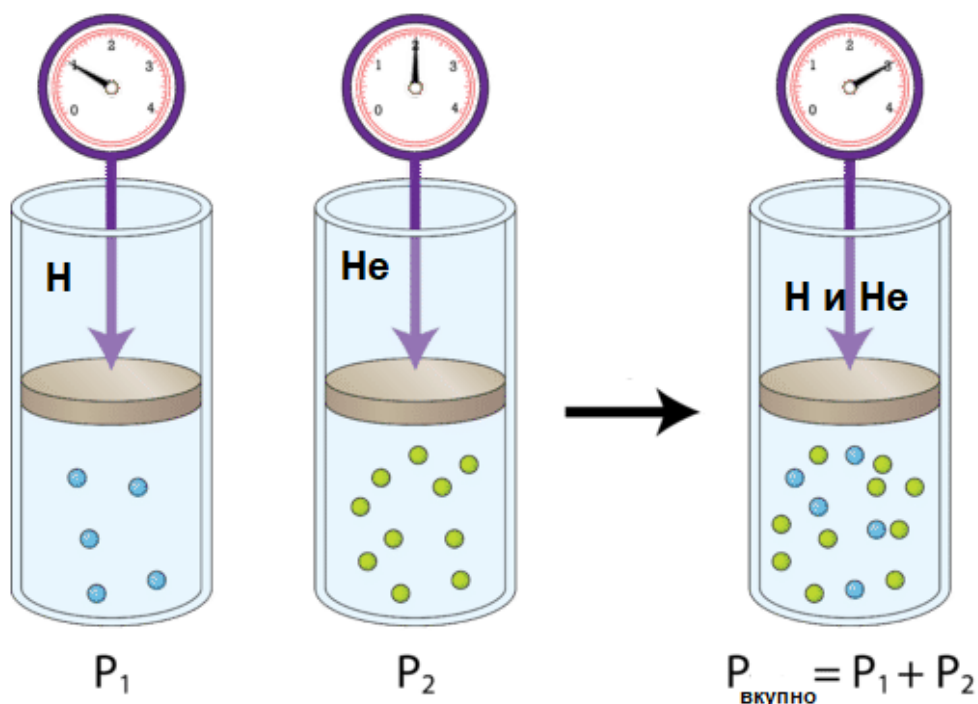


## 10.2. Гасни смеси

Една од својствата на гасовите е тоа што тие се мешаат еден со друг. Кога ќе го направат тоа, тие стануваат раствор - хомогена смеса. Некои од својствата на гасните мешавини лесно се одредуваат дали го знаеме составот на гасовите во мешавината.

Во гасните смеси, секоја компонента во гасната фаза може да се третира посебно. Секоја компонента од смесата ја поседува истата температура и волумен.

Парцијалниот притисок на гасот,  $P_i$ , е притисокот што го има поединечниот гас во мешавината. Притисокот на гасот соодветно се изразува во единицата бар или во атмосфера како и секој друг притисок на гасот; сепак, терминот притисок го користиме кога зборуваме за чисти гасови и терминот парцијален притисок кога зборуваме за поединечни гасни компоненти во смесата. Во гасните смеси, секоја компонента во гасната фаза може да се третира посебно. Секоја компонента од смесата ја дели истата температура и волумен. Сепак, секој гас има свој притисок. Притисокот што го врши секој гас во смеса на гас е независен од притисокот што го вршат сите други присутни гасови. Следствено, вкупниот притисок што го врши гасната смеса е збир од парцијалните притисоци на компонентите (Далтонов закон за парцијални притисоци). Количеството на гас во смесата може да се опише со неговиот парцијален притисок или неговата молска фракција. Во смесата, парцијалниот притисок на секој гас е производ на вкупниот притисок и неговиот молски удел (Wulfsberg, 2000).



**Слика 53.** Шематски приказ на поставување на Далтоновиот закон за парцијални притисоци, адаптирано од:

[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory\\_Chemistry/Introductory\\_Chemistry\\_\(C\\_K-12\)/14%3A\\_The\\_Behavior\\_of\\_Gases/14.14%3A\\_Dalton's\\_Law\\_of\\_Partial\\_Pressures](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_Chemistry/Introductory_Chemistry_(C_K-12)/14%3A_The_Behavior_of_Gases/14.14%3A_Dalton's_Law_of_Partial_Pressures)



## ПОГЛАВЈЕ 11. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

## ПОГЛАВЈЕ 11. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

Дисперзни системи претставуваат смеси во коишто честичките на една супстанца се распоредени низ честичките на друга супстанца. Во дисперзниот систем се разликуваат две фази и тоа 1) дисперзна средина во која се распределени честичките на супстанцата и 2) дисперзна фаза која претставува распределената супстанца.

Во зависност од големината на честичките на диспергираната супстанца, дисперзните системи можат да бидат:

- Грубо дисперзни системи, во кои големината на диспергираните честички е поголема од 100 nm (суспензии, емулзии и аеросоли);
- Колоидни системи, во кои големината на диспергираните честички е во опсег од 1 nm до 100 nm;
- Раствори, во кои големината на диспергираните честички е во опсег од 0,1 nm до 10 nm.

Дисперзионите системи во зависност од прераспределбата на честичките на диспергираните честички можат да бидат:

- Хомогени смеси, коишто ги опфаќаат вистинските раствори
- Хетерогени смеси, коишто ги опфаќаат суспензиите и колоидите.

Хомогена смеса (хомоген дисперзен систем) се добива со смешување на компоненти коишто рамномерно се распоредени во дисперзниот систем. Хомогеноста значи дека компонентите на смесата формираат една фаза и макроскопски е невозможно да се забележат различните компоненти на системот. Во хомогената смеса постои рамномерна распределба на материите. Од друга страна, хетерогена смеса се добива кога компонентите на смесата се од различна фаза (Moulijn et al., 2013). Генерално, водните смеси претставуваат физичка комбинација на две или повеќе супстанции во исти или различни агрегатни состојби. Смесите од поларните супстанции можат да бидат од повеќе видови, како раствор, суспензија и колоиди.

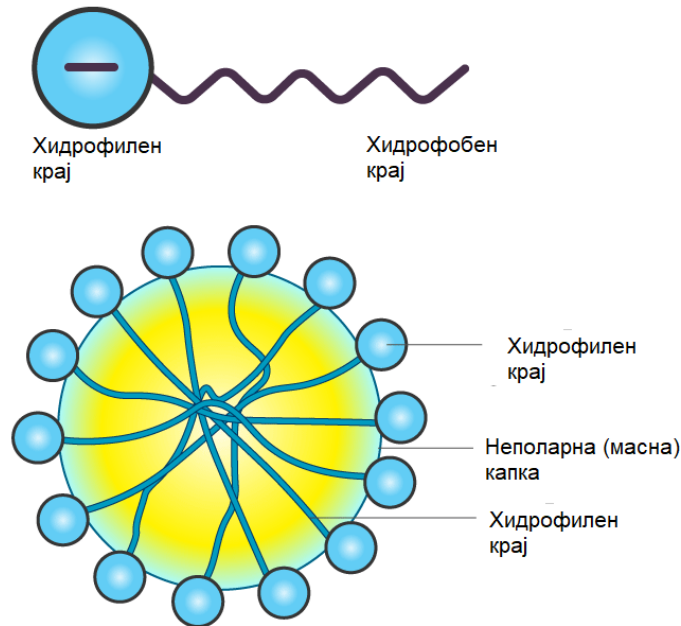
### 11.1. Грубо-дисперзни системи

#### 11.1.1. Емулзија и емулгатори

Емулзијата претставува смеса од две или повеќе течности во кои едната е присутна како капки, со микроскопска или ултрамикроскопска големина, и се диспергирани низ другата течност (Schramm, 2014). Емулзиите се и континуирани и дисперзирани, при што границата доаѓа помеѓу фазите кои се нарекуваат гранична површина или „интерфејс“. Емулзиите визуелно имаат заматен изглед. Емулзиите може да се класифицираат врз основа на својствата на дисперзираната фаза и медиумот на дисперзија: 1) Масло во вода (o/w): во овој тип на емулзија, маслото ќе биде дисперзирана фаза, а водата ќе биде медиум за дисперзија. Најдобар пример за o/w емулзија е млекото. Во млекото, масните глобули (кои дејствуваат како дисперзирана фаза) се суспендирани во вода (која делува како медиум за дисперзија); 2) Вода во масло (w/o): Во овој тип, водата ќе биде дисперзирана фаза, а маслото ќе биде медиум за дисперзија.

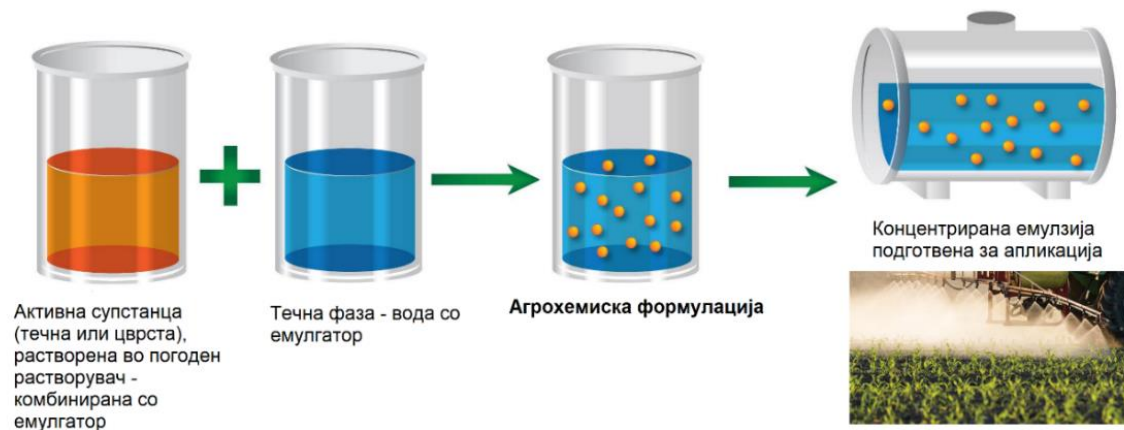
Емулгаторите се материји коишто помагаат во спречување на спојување преку формирање физичка бариера помеѓу дисперзираната фаза и дисперзионите медиум. Емулгаторите, како на пример сапуните (едноставни липиди, коишто можат да се сапунифицираат, повеќе се изучуваат во биохемија), во својот хемиски состав имаат хидрофилен крај и хидрофобен крај. Оттука, тие можат да стапат во интеракција со поларни и за неполарни супстанции.

Да го земеме примерот на натриум стеарат.  $C_{17}H_{35}COO-Na$  може да се претстави како, кога ќе се додаде на емулзија о/в, молекулите на  $C_{17}H_{35}COO^-$  ја опкружуваат капката масло со нивните неполярни краеви/хидрофобниот крај (јаглеводородниот синџир), коишто се протегаат во маслото и нивните поларни глави /хидрофилен крај (карбоксилен јон,  $COO^-$ ), свртен кон водата како што е дадено на слика 54. Овој распоред носи посилен интерактивна сила помеѓу маслото (дисперзирана фаза) и водата (медиум за дисперзија). Настанатата интеракција има природа на кохезивната сила помеѓу масло-масло и вода-вода. Оттука, честичките од емулзијата немаат тенденција да се обединуваат за да формираат поголеми честички. Ова помага во спречување на слепување/спојување, со што се стабилизира емулзијата.



**Слика 54.** Претставување на поларните делови од молекулата (хидрофилна глава) и неполярните делови од молекулата (хидрофобни опашки) и создавање на глобули во емулзите, адаптирано од: <https://byjus.com/chemistry/micelle/>

Емулзиите имаат примени различни области. Се користат во хемиската индустрија, во процесот на производство на пластика и синтетичка гуми, и разни полимери, во заштитата на растенијата (производство на фитофармацевтски производи, слика 55) итн. Микроемулзиите се користат во производството на вакцини како и агенси за микробиолошка заштита на работни површини. Последниве години, наноемулзиите се корисни агенси, како што се емулзиите од маслото од соја, коишто се користат за уништување на штетните микроорганизми.

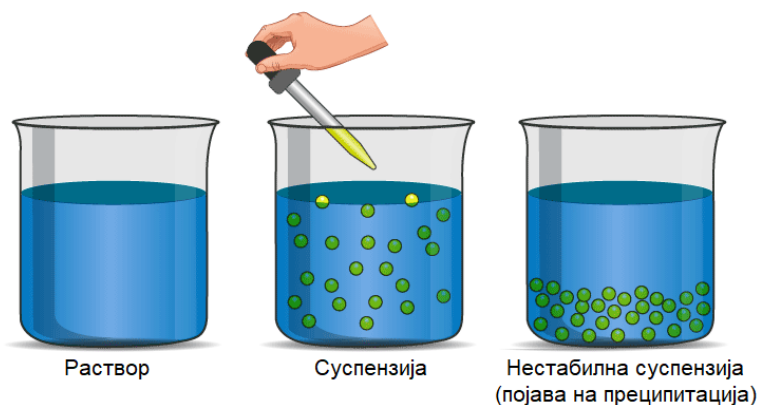


**Слика 55.** Шематски приказ на систем за создавање на стабилна емулзија којашто се применува во областа на заштита на растенијата во растителното производство, адаптирано од: <https://www.crodacropcare.com/en-gb/applications/concentrated-aqueous-emulsion>

### 11.1.2. Суспензии

Суспензијата претставува хетерогена смеса. Кај суспензиите цврстите честички имаат поголеми димензии и имаат тенденција да се таложат после одредено време. Суспендираните честички не се раствораат како раствор и слободно се движат во медиумот (Schramm, 2014). Кај суспензиите дисперзираната фаза е цврста, а медиумот за дисперзија може да биде цврст, течен или гасовит. Честичките може да бидат видливи макроскопски. Едноставен пример за суспензија е песок во вода. Честичките на цврстата фаза имаат дијаметар поголем од 1000 nm така што истите можат визуелно да се забележат во суспензијата, заради што по одредено време настанува седиментација на дното од садот во кој се наоѓа суспензијата.

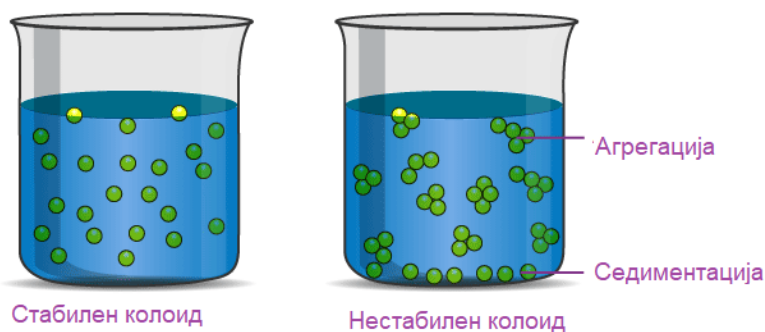
На пример, доколку во сад со вода, се додаде одредено количество на минерален материјал (примерок на почва) ќе се формира хетерогена водна смеса. Во подготвената суспензија, можно е да се идентификуваат компонентите на суспензијата. После одредено време, се забележува дека честичките на минералната фракција се таложат заради дејствувањето на гравитацијата (слика 56).



**Слика 56.** Визуелен шематски приказ на споредба помеѓу хомоген раствор и суспензија, адаптирано од: <https://byjus.com/chemistry/suspension/>

## 11.2. Колоиди

Колоидот е дисперзионен систем, којшто е посредник помеѓу вистинскиот растворот и суспензијата. Колоидните честички имаат димензии со големини помеѓу 1 и 1000 нанометри (nm). Диспергираната фаза (растворената супстанца) во колоидот е лесно видлива макроскопски (слика 57). Колоидните честички можат да градат стабилен колоид, кај кој честичките се рамномерно распоредени низ системот, додека кај нестабилните колоиди, колоидните честички се нерамномерно распоредени низ системот и можат да подлежат на агрегација (соединување) и седиментација (исталожување после одредено време). Колоидите може да се разликуваат од растворите користејќи го Тиндалов ефект. Тиндаловиот ефект е дефиниран како расејување на светлината (светлосен зрак) низ колоиден раствор (слика 58). Честичките се нарекуваат колоидни честички, а формираната смеса е позната како колоидна дисперзија.



Слика 57. Дистрибуција на честичките кај стабилен vs. нестабилен колоид, адаптирано од: <https://byjus.com/>

Честичките во колоидот може да бидат цврсти, течни или меурчиња од гас. Медиумот во кој се суспендирани може да биде цврст, течен или гас (иако гасните колоиди не можат да се суспендираат во гас). Колоидите може да бидат обоени или проѕирни поради Тиндаловиот ефект, што е расејување на светлината од честичките во колоидот. Колоидните честички може да се видат во зрак светлина како што е прашиката во воздухот во „оската“ на сончевата светлина (Dhont, 1996).



Слика 58. Шематски приказ на механизам на Тиндалов ефект кај колоидните раствори, адаптирано од: [https://www.brainkart.com/article/Properties-of-Colloids\\_41348/](https://www.brainkart.com/article/Properties-of-Colloids_41348/)



Брауновото движење, како физичко својство, може да се користи за да се објасни разликата помеѓу раствори и колоиди. Брауновото движење е случајно движење на колоидни честички суспендирани во течност или гас, предизвикано од судири со молекулите на околниот медиум. Честичките во растворите и колоидите се во постојано движење. Сепак, колоидните честички се доволно големи за да се набљудуваат, а се доволно мали за сè уште да бидат погодени од случајни молекуларни судири (Dhont, 1996).

Значајна разлика помеѓу растворената суспензија и колоидните системи (емулзии) е во тоа што растворот е мешавина од две мешани компоненти што формираат хомогена смеса со релативно многу мали честички, а суспензијата е хетерогена мешавина од две или компоненти во која големината на честичката е поголема, додека емулзијата е мешавина од две немешливи течности или течности кои се делумно немешливи (Myers, 1999).

### 11.3. Раствори и растворливост

Способноста на течностите да раствораат цврсти материи, други течности или гасови претставува еден од основните феномени на природата што се среќаваат во секојдневниот живот. Практичната важност на овие природни феномени обезбедуваат развој на многу значајни процеси и примени. Во принцип, растворите претставуваат хомогени смеси.

**Растворот** е хомогена смеса од две или повеќе хемиски различни супстанции, за кои се вели дека се хомогени на молекуларно ниво. Едноставно кажано, при подготовка на раствор едната компонента се раствора во другата компонента којашто е застапена во поголемо количество. Иако терминот „раствор“ најчесто се применува на течна состојба на материјата, постојат и раствори на цврсти материи, како и раствор на гасовити материи.

Растворот е најчесто е составен од две компоненти и тоа растворена супстанца и растворувач. Супстанцата која се раствора во растворот се нарекува **растворена супстанца** секогаш е застапена во помало количество во споредба со растворувачот. Растворувачот во растворот е материјата во која се раствора растворената супстанца и оваа компонента е секогаш застапено во поголемо количество во растворот.

**Растворливост** претставува способноста на едно соединение да се раствори во друго соединение. Генерално, растворливоста на течностите во течности е помалку зависна од температура, споредена со растворливоста цврстите материи или гасовите. Растворливоста на цврстите материи во течности се зголемуваат со зголемување на температурата, додека растворливоста на гасовите се намалува со зголемување на температурата, а се зголемува со зголемување на притисокот. Во зависност од растворливоста на растворената супстанца, постојат три состојби на растворот: 1) Незаситен раствор – доколку во растворот има помалку растворена супстанца од максималната количина што може да ја раствори (неговата растворливост); 2) Заситен раствор - доколку количеството на растворената супстанца е точно иста количина како и неговата растворливост; 3) Презаситен раствор – доколку во растворот има поголемо количество на растворена супстанца отколку што може да се раствори, при што вишокот растворена супстанца се издвојува (таложит) во растворот. Во одредени услови растворената супстанца се издвојува во форма на кристали и овој процес се означува како кристализација. Преципитација или таложењето (издвојување на талог на дното од садот во кој се наоѓа растворот) на растворената супстанцата во растворот, ја намалуваат концентрацијата на растворената супстанца до заситеноста со цел да се зголеми стабилноста на растворот.

**Растворливоста** е мерка за за тоа колкаво количество на супстанца може да се раствори во растворувачот на одредена температура (Hildebrand, 1916). Во принцип, поларните супстанции се раствараат во поларни растворувачи, односно неполарните супстанции се раствараат во неполарни растворувачи. Температурата е еден од факторите коишто влијаат на растворливоста, за одредени супстанции. Кај поголемиот број на цврсти супстанции, зголемувањето на температурата влијае на зголемување на растворливоста на цврстите супстанции. На пример, при растварање на  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ , и  $\text{NaCl}$ , со зголемување на температурата се зголемува и растворливоста. Но, ова не секогаш претставува унифицирано правило, односно одредени супстанции, имаат специфична отстапка од истото, како што е на пример натриум сулфатот  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Постојат унифицирани правила за растворливоста на поголемиот дел на јонските соединенија, и тоа:

- Солите што содржат елементи од групата I ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ ) се растворливи во вода. Растворливи се и солите коишто содржат амониум јон ( $\text{NH}_4^+$ ).
- Солите кои содржат нитратен јон ( $\text{NO}_3^-$ ) генерално се растворливи во вода, независно кој катјон е врзан за анјонот.
- Солите коишто ги содржат јоните на халогените елементи, содржат  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$  или  $\text{I}^-$  се растворливи во вода. Исклучок од ова правило се халидните соли на  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  и  $(\text{Hg}_2)^{2+}$ , такашто, солите  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbBr}_2$  и  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  се нерастворливи.
- Повеќето соли на сребро се нерастворливи. Единствено, сребро нитратот  $\text{AgNO}_3$  и сребро ацетатот  $\text{Ag}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)$ , се вообичаено растворливи соли на среброт; додека останатите се нерастворливи.
- Повеќето сулфатни соли се растворливи. Важни исклучоци од ова правило се  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  и  $\text{SrSO}_4$ .
- Повеќето хидроксида се послабо растворливи во вода. Хидроксидните соли на елементите од групата I се растворливи. Хидроксидните соли на елементите од групата II ( $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$  и  $\text{Ba}$ ) се помалку растворливи. Хидроксидните соли на преодните метали и  $\text{Al}^{3+}$  се нерастворливи во вода. Односно,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$  не се растворливи во вода.
- Повеќето сулфиди на преодните метали се нерастворливи, вклучувајќи ги  $\text{CdS}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{ZnS}$  и  $\text{Ag}_2\text{S}$ . Сулфидите на арсен, антимон, бизмут и олово се исто така нерастворливи.
- Карбонатите често се нерастворливи во вода. Карбонати на елементите од група II ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{SrCO}_3$  и  $\text{BaCO}_3$ ) се нерастворливи, како и  $\text{FeCO}_3$  и  $\text{PbCO}_3$ .
- Хроматите често се нерастворливи. Примерите вклучуваат  $\text{PbCrO}_4$  и  $\text{BaCrO}_4$ .
- Фосфатите како  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  и  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  често се нерастворливи во вода.
- Флуоридите како  $\text{BaF}_2$ ,  $\text{MgF}_2$  и  $\text{PbF}_2$  често се нерастворливи во вода.

Растворливоста се изразува како грами на растворена супстанца на 100 грами растворувач ( $\text{g}/100 \text{ g}$ ) или може да се одреди како количество супстанца на растворената супстанца ( $\text{mol}$ ) во еден литар раствор ( $\text{mol L}^{-1}$ ).

Помеѓу различните фази во растворот молекулите се привлекуваат со неколку вида на привлечни сили. Кога супстанцата којашто се раствара во растворувачот, честичките на супстанцата започнуваат да диспергираат низ растворувачот. Со која брзина молекулите на растворената супстанца ќе диспергираат низ растворувачот, ќе зависи од привлечните сили помеѓу:

- Растворувач-растворувач (доколку е вода се кохезивни интеракции)
- Растворена супстанца-растворувач
- Растворувач-растворена супстанца

Способноста на една супстанција да раствори друга зависи секогаш од хемиската природа на супстанците, во одредени случаи од температурата, а понекогаш и од притисокот. На пример, водата, лесно го раствора метил алкохолот (органиско соединение), но не ја раствора живата (Hg); и воопшто не го раствора бензенот (ароматично органиско соединение) на собна температура, но растворливоста се зголемува доколку температурата се зголемува. Растворливоста на гасовите присутни во воздухот во вода е значително помала при атмосферски притисок, додека истата се зголемува со промената (односно со зголемување на притисокот) на притисокот, каде што, во многу случаи, растворливоста на гасот е (приближно) пропорционална со зголемувањето на притисок. Растворливоста на една течна материја во друга може да биде целосна или делумна. На пример, на собна температура, водата и метанолот (CH<sub>3</sub>OH, органиско соединение) се мешаат во различни пропорционални количества (различни количински концентрации).

Иако генерално се претпоставува дека сите гасови се целосно мешливи - т.е. меѓусебно се растворливи во сите пропорции - ова е точно само при нормални атмосферски притисоци. При високи притисоци паровите на хемиски различни гасови покажуваат ограничена мешливост, односно растворливост; на пример, на 20 °C хелиумот и ксенонот се целосно мешливи, додека при притисок од 200 атмосфери, растворливоста се намалува како што притисокот се зголемува.

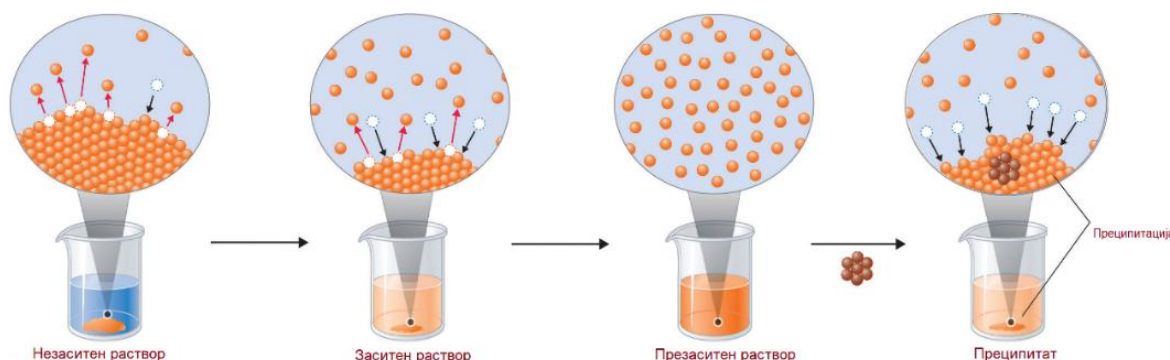
Терминот „воден раствор“ се користи кога растворувачот во растворот е вода. Неводени раствори се растворите каде растворувачот е во течна агрегатна состојба но не е вода. Кај неводените раствори, растворената супстанца е хидрофобна материја (не стапува во интеракција со молекулите на вода). Растворувачот кај неводните раствори најчесто има органиска природа (етер, хлороформ, алкохол и сл.).

Сепак, водните раствори се најчесто застапените во животната средина и организмите. Како што претходно се напомена, растворот е хомогена смеса од две или повеќе супстанции. Честичките на растворената супстанца во растворот не можат да се утврдат визуелно (макроскопски). Растворената супстанца од растворот не може да се одвои со филтрација (или механички); односно растворот е составен од една фаза. Својствата на растворите (како што се концентрацијата, температурата и густината) можат рамномерно да се распределат низ волуменот. Растворот ја има истата физичка, односно агрегатна состојба како и растворувачот.

Најчесто застапени раствори во животната средина се водните раствори. Водните раствори имаат изразени поларни својства заради карактеристичните поларни својства на растворувачот (претходно појаснето во поглавје 9).

Неводени раствори се оние раствори коишто имаат течен растворувач кој не е вода. Тоа може да биде етер, хлороформ, бензен, ацетон, или друг органиски растворувач, коишто се карактеризираат со неполярна природа. Согласно природата на растворувачот, овие раствори најчесто се карактеризираат со типични неполярни својства.

Врз основа на количеството на растворената супстанца, растворите можат да бидат незаситени, заситени и презаситени раствори (слика 59). **Незаситен раствор** е оној раствор во којшто растворувачот може да раствори нови количества на растворената супстанца на одредена температура. **Заситен раствор** е оној раствор се вели дека е растворот е заситен кога растворувачот на одредена температура нема капацитет за растворање на нови количества на растворена супстанца. **Презаситен раствор** се создава кога растворената супстанца е присутна во растворот во вишок. Растворливоста на растворена супстанца во растворувачот може да се зголеми единствено со зголемување на температурата или притисокот на растворот.



**Слика 59.** Состојба на заситеност кај растворите (распределба на честичките на растворената супстанца растворувачот), адаптирано од: [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General\\_Chemistry/](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/)

Во хемиската примена, многу често се употребуваат термините концентриран раствор кога содржната на растворената супстанца е поголема, односно е еквивалентна на заситен раствор, и разреден раствор кога количеството на растворената супстанца е многу помала во однос на количеството на растворувачот, односно е еквивалентна на незаситен раствор.

#### 11.4. Колигативни својства на растворите

Физичките својства може да се поделат во две категории. Својства (како што се масата и волуменот) зависат од големината на примерокот. Интензивните својства (како што се густината и концентрацијата) се карактеристични својства на супстанцата; тие не зависат од големината на примерокот што се проучува. Овој дел воведува трета категорија која е подмножество на интензивните својства на системот. Оваа трета категорија е позната како колигативни својства.

Колигативно својство е својство на растворот коешто зависи од односот помеѓу вкупниот број на честички на растворената супстанца (во растворот) до вкупниот број на честички на растворувачот. Колигативните својства не зависат од хемиската природа на компонентите на растворот. Така што, колигативните својства може да се поврзат со неколку величини коишто ја изразуваат концентрацијата на растворот, како што се моларност, нормалност и молалност. Четирите колигативни својства што може да се покажат со решение се дадени подолу:

- Зголемување на температурата на вриење
- Намалување на температурата на мрзнење
- Релативно намалување на парен притисок
- Осмотски притисок

Зборот „колигативно“ е адаптиран или преземен од латинскиот збор „colligatus“ што значи „врзани заедно“. Во контекст на дефинирање на растворот, колигативните својства овозможуваат подобро да се разберат својствата на растворот поврзани со концентрацијата на растворената супстанца во растворот (Ben-Naim, & Ben-Naim, 1992).

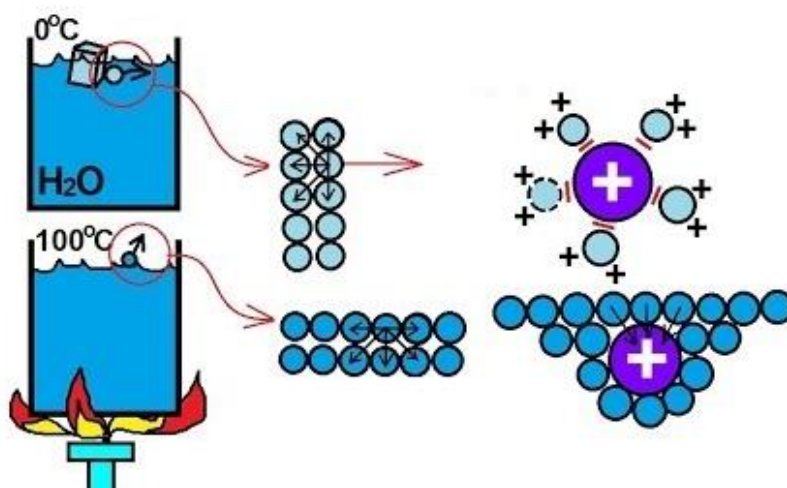
Генерално, колигативните својства можат да се набљудуваат преку едноставни примери: во сад со вода, доколку се додаде одредена количина на сол, која се раствора, следствено: нејзината температура на замрзнување значително се намалува, додека, температурата на вриење ќе се зголеми, а растворот ќе има понизок парен притисок (слика 60).

**Зголемување на температурата на вриење** – Температурата на вриење на растворот е онаа температура при која неговиот парен притисок е еднаков со надворешниот односно со атмосферскиот притисок. Присуството на неиспарлива растворена супстанца го намалува парниот притисок на растворот а тоа влијае на температурата на вриење на растворот. Зголемување на температурата на вриење ( $\Delta T_b$ ) се дефинира како разлика помеѓу температурата на вриење на растворот ( $T_b$ ) и температурата на вриење на чистот растворувач ( $T_b^0$ ).

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

**Намалување на температурата на мрзнење** - Температурата на замрзнување на супстанцата може да се дефинира како температура на која парниот притисок на супстанцата во нејзината течна фаза е еднаков на нејзиниот парен притисок во цврстата фаза. Според законот на Раул, кога на растворувачот се додава неиспарлива цврста материја, нејзиниот парен притисок се намалува и сега би станал еднаков на оној на цврст растворувач на пониска температура. Разликата помеѓу температурата на замрзнување на чистиот растворувач и неговиот раствор се нарекува депресија во температурата на замрзнување. Ако  $T_f^0$  е температурата на замрзнување на чистиот растворувач и  $T_f$  е температурата на замрзнување кога во него се раствора неиспарлива растворена супстанца, тогаш депресијата (промената) во температурата на замрзнување е дадена како:

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$



**Слика 60.** Шематски приказ на состојбата на молекулите на вода при температура на мрзнење ( $0^\circ\text{C}$ ) и парен притисок ( $100^\circ\text{C}$ ), адаптирано од:

[https://chem.libretexts.org/Courses/Sacramento\\_City\\_College/SCC%3A\\_Chem\\_400\\_-\\_General\\_Chemistry\\_I/Text/13%3A\\_Solutions/13.6%3A\\_Colligative\\_Properties%3A\\_Freezing\\_Point\\_Depression%2C\\_Boiling\\_Point\\_Elevation%2C\\_and\\_Osmosis](https://chem.libretexts.org/Courses/Sacramento_City_College/SCC%3A_Chem_400_-_General_Chemistry_I/Text/13%3A_Solutions/13.6%3A_Colligative_Properties%3A_Freezing_Point_Depression%2C_Boiling_Point_Elevation%2C_and_Osmosis)

**Релативно намалување на парен притисок** - Во чист растворувач, целата површина е окупирана од молекулите на растворувачот. Ако на растворувачот се додаде неиспарлива растворена супстанца, површината сега има и растворени и растворувачи молекули; со што дел од површината покриена со молекули на растворувачот се намалува. Бидејќи притисокот на пареата на растворот се должи исклучиво на само растворувачот, при иста температура, се покажа дека притисокот на пареата на растворот е помал од оној на чистиот растворувач. Ако  $P_0$  е парниот притисок на чистиот растворувач, а  $P_s$  е притисокот на пареата на растворот, разликата  $P_0 - P_s$  се означува како намалување на притисокот на пареата. Односот,  $P_0 - P_s/P_0$ , е познат како релативно намалување на притисокот на пареата.



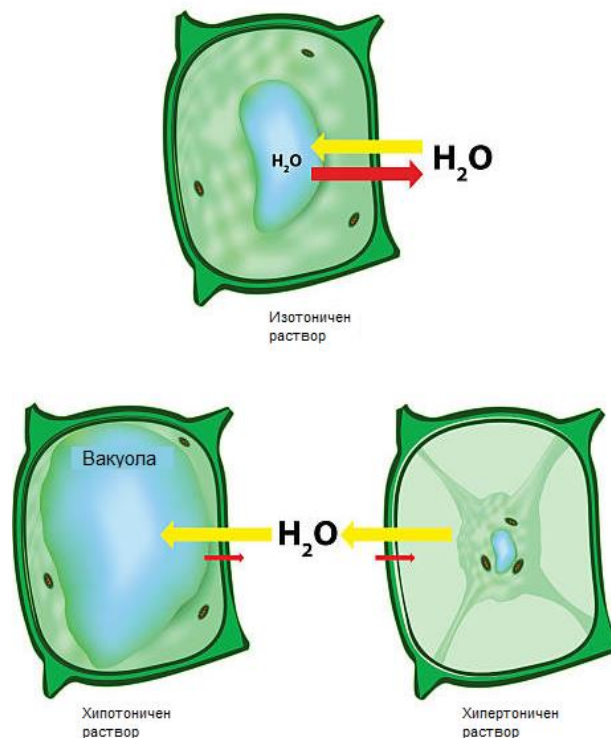
**Осмотски притисок** - Кога се поставува полупропустлива мембрана помеѓу растворот и растворувачот, се забележува дека молекулите на растворувачот влегуваат во растворот преку полупропустливата мембрана, а волуменот на растворот се зголемува. Полупропустливата мембрана дозволува само молекули на растворувачи да минуваат низ неа, но го спречува преминувањето на поголеми молекули како растворената супстанца. Овој феномен на спонтан проток на молекулите на растворувачите низ полупропустлива мембрана од чист растворувач во раствор или од разреден во концентриран раствор се нарекува **осмоза**.

Многу хемиски и биолошки процеси зависат од осмозата, којашто генерално се дефинира како селективно преминување на молекулите на растворувачот преку порозна мембрана од место со пониска концентрација кон место со повисока концентрација. Полупропустливата мембрана дозволува преминување на растворувачот, но не и на молекулите на растворената супстанца. Осмотскиот притисок на растворот ( $\pi$ ) е притисокот којшто е потребен за да се спречи осмозата. Математичката формулација за одредување на осмотскиот притисок е:

$$\pi = cRT$$

кадешто,  $c$  е количествена концентрација на растворот,  $R$  е универзалната гасна константа и  $T$  е апсолутната температура. Осмотскиот притисок се изразува во единици за притисок (Pa, atm). Осмотскиот притисок е право пропорционален со концентрацијата на растворената супстанца во растворот.

Колигативните својства на растворите се директно зависни од бројот на честички на растворената супстанца, а не од нејзината природа. Во зависност од осмотскиот притисок на растворите, разликуваме: изотоничен, хипотоничен и хипертоничен раствор. Пример за вакви раствори е претставен на слика 61.



**Слика 61.** Шематски приказ на состојби на изотоничен, хипотоничен и хипертоничен раствор, кај растителна клетка, адаптирано од:

<https://www.istockphoto.com/photos/osmosis-in-a-plant-cell>



**Изотоничен раствор** - Два раствора коишто имаат ист осмотски притисок на дадена температура се познати како изотонични раствори. Кога таквите раствори се одделени со полупропустлива мембрана, тогаш нема осмоза.

**Хипотоничен раствор** - Хипотоничен раствор има помал осмотски притисок од оној на околината, т.е. концентрацијата на честичките на растворената супстанца е помала од онаа на околината. Ако хипотоничниот раствор е одвоен со полупропустлива мембрана, тогаш водата се движи надвор од хипотоничниот раствор.

**Хипертоничен раствор** - Хипертоничен раствор има поголем осмотски притисок од оној на околината, т.е. концентрацијата на честичките на растворената супстанца е поголема од онаа на околината. Ако хипертоничниот раствор е одвоен со полупропустлива мембрана, тогаш водата се движи внатре во хипертоничниот раствор.

### 11.5. Квантитативни својства на растворите

Растворот претставува хомоген систем од две или повеќе компоненти чија релативна содржина се менува во широки граници. Онаа компонента, која е во поголема количина и е во иста агрегатна состојба се означува како растворувач, а другите компоненти како растворени супстанции (Atkins, 2010). Начинот на подготовка на растворот ги опфаќа следниве фази: 1) одмерување на масата на растворената супстанца, 2) префрлачена на растворената супстанца во волуменетриски сад, 3) додавање на одредена количина на растворувач и растворање на растворената супстанца, 4) дополнување на финален волумен од растворувачот во волуменетрискиот сад (слика 62).



**Слика 62.** Начин на подготовка на раствор, адаптирано од:

<https://wou.edu/chemistry/courses/online-chemistry-textbooks/3890-2/ch104-chapter-7-solutions/>

За квантитативно дефинирање на таков систем се служиме со определување на составот на растворите. Составот на растворите би можел да се дефинира како: количина, маса и волумен на растворената супстанца во определена количина, маса и волумен на растворувачот или на вкупниот раствор. Значи квантитативното дефинирање на растворот може да се изведе на повеќе начини, и тоа:

- Количествена концентрација,
- Масена концентрација,
- Волуменска концентрација,
- Молалитет (молалност),
- Количински удел,
- Масен удел,
- Волуменски удел.

**Количествена концентрација (молска концентрација)** - Концентрацијата на растворената супстанца  $c(E)$  претставува однос од количеството на растворената супстанца и волуменот на растворот:

$$c(E) = \frac{n(E)}{V}$$

каде  $n(E)$  претставува количеството супстанца на растворената супстанца  $E$ , а  $V$  е волуменот на растворот. Количинската концентрација се изразува во  $\text{mol m}^{-3}$ ,  $\text{mol dm}^{-3}$  или  $\text{mol cm}^{-3}$ , како и помали и поголеми изведени мерни единици.

**Масена концентрација  $\gamma(E)$**  - Концентрацијата на растворената супстанца претставува однос од масата на растворената супстанца и волуменот на растворот:

$$\gamma(E) = \frac{m(E)}{V}$$

каде  $m(E)$  претставува масата на растворената супстанца  $E$ , а  $V$  е волуменот на растворот. Масената концентрација се изразува во  $\text{kg m}^{-3}$ ,  $\text{g dm}^{-3}$ ,  $\text{mg L}^{-1}$ ,  $\text{g L}^{-1}$ ,  $\text{mg mL}^{-1}$ ,  $\mu\text{g mL}^{-1}$ ,  $\text{mg mL}^{-1}$  како и помали и поголеми изведени мерни единици.

**Волуменска концентрација  $\sigma(E)$**  - Волуменската концентрација претставува однос помеѓу волуменот на растворената супстанца,  $V(E)$  и волуменот на растворот,  $V$ .

$$\sigma(E) = \frac{V(E)}{V}$$

**Процентен состав по маса** за раствор составен од растворена супстанца и растворувач е масата на растворената супстанца поделена со масата на растворот (маса на растворената супстанца плус маса на растворувачот), помножена со 100. Изразувањето на масените проценти на составот на растворот често се користат во хемиските примени во различни области. Генерално процентните пресметки во хемијата на растворот се однесуваат на квантитативни вредности изразени како удели. Во квантитативните пресметки се користат масен удел, количински удел и волуменски удел (за течност-течност систем).

**Количествен удел  $x(A)$**  - Се дефинира со односот на количеството (бројот на моловите) од супстанцата  $A$  и  $\sum n_i$  збирот од количествата (моловите) на сите супстанции во дадената смеса.

$$x(A) = \frac{n(A)}{\sum n_i}$$

**Масен удел  $\omega(A)$**  - Се дефинира со односот на масата од супстанцата  $A$  и сумата од масите на сите супстанции во дадената смеса. Кај водни раствори, делителот е масата на растворот која претставува збир на компонентите на растворот, односно маса на растворената супстанца ( $A$ ) и масата на растворувачот.

$$\omega(A) = \frac{m(A)}{\sum m_i}$$

**Волуменски удел** - Се дефинира со односот на волуменот од супстанцата  $A$  (во течна агрегатна состојба) и збирот од волумените на сите супстанции во дадената смеса. Кај водни раствори, делителот е волуменот на растворот кој претставува збир на компонентите на растворот, односно волуменот на растворената супстанца ( $A$ ) и волуменот на растворувачот (а тоа е водата) претставен како сума  $\sum V_i$

$$\varphi(A) = \frac{V(A)}{\sum V_i}$$

**Разредување и концентрирање на раствори** - Често при работа во хемиска лабораторија се укажува потреба за приготвување на раствор со определена концентрација со мешање на два или повеќе други раствори со позната концентрација, или пак да се добие раствор со помала концентрација со разредување на поконцентриран раствор. При разредување или концентрирање на растворот се

намалува или зголемува нивната концентрација но количеството на растворената супстанца преди по разредувањето, односно концентрирањето останува непроменета.

Според тоа количеството супстанца на растворената супстанца (моловите) останува непроменето, односно и масата на растворената супстанца е непроменето. Во текот на разредувањето и концентрирањето на раствори се променува волуменот на растворот, како и концентрацијата на растворот.

Доколку имаме раствор со концентрација  $c_1$  и волумен  $V_1$ , при што растворот го разредуваме со додавање на нови количества на растворувач, во тој случај се добива нов раствор со концентрација  $c_2$  и волумен  $V_2$ . Количествата на растворената супстанца остануваат непроменети односно  $n_1 = n_2$  соодветно  $m_1 = m_2$  и  $V_2 = V_1 + V_{H_2O}$ . Постапката за разредување на раствори, шематски е прикажана на слика 63. Според релацијата за количинска концентрација:

$$c(E) = \frac{n(E)}{V}$$

каде  $c(E)$  е количинска концентрација на почетниот раствор од кој се подготвува разредување,  $n(E)$  е количеството супстанца на растворената супстанца и  $V$  е волуменот на почетниот раствор.

Првично подготвениот раствор којшто во понатамошна постапка се разредува или концентрира секогаш се означува со индекс 1 во пресметките, додека величините за составот на растворот кој се добива по разредувањето или концентрирањето се обележуваат со индекс 2.


$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

$$\gamma_1 \cdot V_1 = \gamma_2 \cdot V_2$$



**Слика 63.** Процес на разредување на раствори, адаптирано од: <https://basicmedicalkey.com/dilution-and-concentration-2/>

Процесот на концентрирање на раствори е обратен од процесот на разредување на раствори. При процесот на разредување на раствори се намалува вредноста на концентрацијата на растворот, а при концентрирање, се зголемува вредноста на концентрацијата на растворот. Во процесот на концентрирање на растворот се намалува количеството на растворувачот, додека количеството на растворената супстанца останува непроменето. Пресметките дадени за разредување на раствори, соодветно се применливи и за концентрирање на раствори.



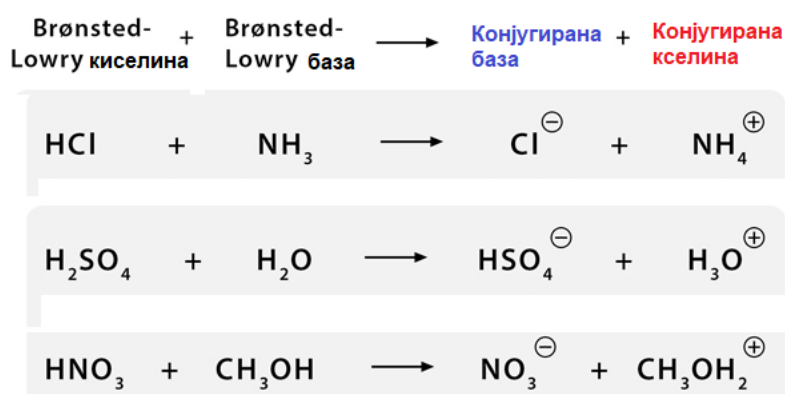
**ПОГЛАВЈЕ 12. КИСЕЛИНСКО-БАЗНИ  
СВОЈСТВА НА РАСТВОРИТЕ**

## ПОГЛАВЈЕ 12. КИСЕЛИНСКО-БАЗНИ СВОЈСТВА НА РАСТВОРИТЕ

Во изучувањето на хемијата опфатени се аспектите кошто се базирани на трансформациите на јонските видови и својствата коишто произлегуваат од тие трансформации. Еден таков пристап е хемијата на киселините и базите. Тесно поврзано со хемијата на киселините и базите е проучувањето на водата и на други растворувачи освен водата, односно хемијата на неводените растворувачи (Atkins, 2010). Во ова поглавје ќе бидат опишани неколку области на киселинско-базната хемија и нивната примена при реакции на неоргански материји.

Првичен обид да се обезбеди рамка за набљудувањата на хемијата на супстанци коишто реагираат во вода за да произведат киселини или бази е даден од страна на научникот Арениус. Во тоа време, пристапот бил ограничен на водени раствори, а дефинициите за киселина и база биле опфатени со овие термини. Современите хемиски примени укажуваат дека киселинско-базното однесување не е ограничено само на водените раствори, туку се применува многу пошироко.

Согласно брønштедовските концепти, киселините се дефинирани како супстанции способни да донираат протон ( $H^+$ ), додека базите се супстанции способни да примаат водороден протон, односно да акцептираат протони. Како дополнување на овој Брønштедовски концепт е дефиницијата за конјугирани киселини и бази (Brønsted, 1968). Конјугирана база на една киселина е единката којашто преостанува од киселината по донирањето на протонот и соодветно за конјугираната киселина, која всушност е настанатата единка од Брønштедовската база по примањето на протонот (слика 64).



**Слика 64.** Примери за Брønштедовските концепти за киселини и бази, адаптирано од: <https://www.chemistrylearner.com/bronsted-lowry-theory.html>

Овој концепт за киселина и база даден од Брønштед и Лори, подоцна е надополнет со Луисовиот пристап, според кој: **Луисова киселина** е супстанца којашто се однесува како акцептор на електронски пар, додека **Луисова база** е супстанца којашто се однесува како донор на електронски пар.

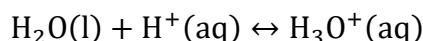
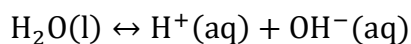
### 12.1. Киселинско-базни својства на водата

Водата е универзален растворувач. Но, она што посебно ја карактеризира оваа материја е што нејзното однесување како киселина и база. Во реакции со киселини, водата се однесува како база, а во реакции со бази таа се однесува како киселина.

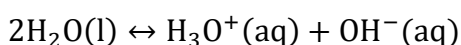
Молекулите на водата можат да дејствуваат како киселини со дисоцијација на јони на хидроксид ( $OH^-$ ) и водородни јони ( $H^+$ ). Ова е еквивалентно на губење на протон. Молекулите на водата можат да дејствуваат и како бази со комбинирање со водородни јони за да формираат јони на хидрониум ( $H_3O^+$ ). Ова е еквивалентно на добивање на протон.

Двете реакции се реверзибилни - јонот на хидрониум и хидроксид може да се рекомбинираат за да формираат вода повторно. Оваа амфотерна природа значи дека две молекули на вода дури можат да реагираат една со друга. Во овој случај, првиот губи протон, кој потоа го добива вториот.

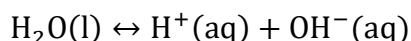
Способноста на водата да реагира со себе и да формира два јони е позната како автојонизација (слика 65). Процесот на автојонизацијата на водата можеме да го претставиме преку два последователни процеси. Прво, молекулата на вода се разделува на  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  јони. Потоа, втората молекула на вода реагира со  $\text{H}^+$  за да се формира  $\text{H}_3\text{O}^+$ :



Ако ги споиме двата чекори, ќе завршиме со една севкупна равенка за автојонизација на водата:



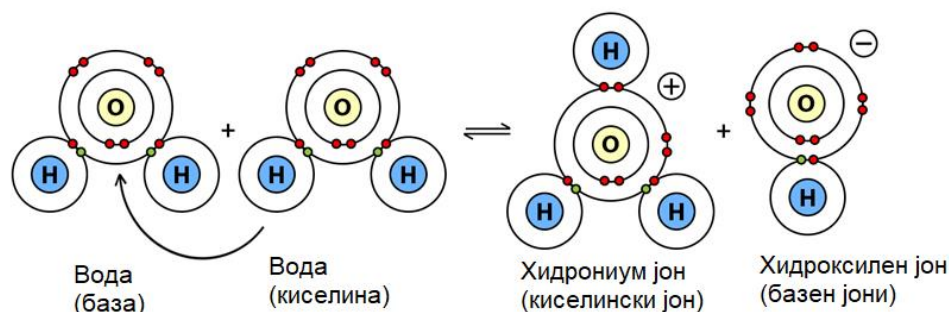
Она што е карактеристично за равенката е:  $\text{H}_3\text{O}^+$  и  $\text{OH}^-$  се создаваат во еднаков сооднос. Затоа, во раствор од чиста вода,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  и  $[\text{OH}^-]$  се исти. Реакцијата е реверзибилна. Ова значи дека на крајот настанува состојба на динамичка рамнотежа. Како и со сите хемиски рамнотежи, можеме да ја претставиме автојонизацијата на водата користејќи константа на рамнотежа. Воден хидрониум јон,  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ , всушност не е ништо друго, туку хидратиран протон ( $\text{H}^+$ ). Наместо тоа, можеме да го претставиме користејќи водороден јон,  $\text{H}^+(\text{aq})$ . Ова ни овозможува да ја поедноставиме равенката за автојонизација на водата:



Оваа равенка покажува дека автојонизацијата на водата е реверзибилна и така формира динамична рамнотежа. Затоа, можеме да ја претставиме автојонизацијата со константа на рамнотежа. Константата на рамнотежа,  $K_{eq}$ , е вредност што ни ги покажува релативните количества на реактанти и производи во системот во рамнотежа.

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

каде  $[\text{H}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$ ,  $[\text{H}_2\text{O}]$  претставуваат количествените концентрации на  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$  и  $\text{H}_2\text{O}$  соодветно.



**Слика 65.** Автојонизација на вода, создавање на киселински и базни јони, адаптирано од: <https://www.chemistrylearner.com/autoionization-of-water.html>



## 12.2. Јонски производ на водата

Константата на рамнотежа за автојонизација на водата се пресметува со употреба на концентрација, и така се базира на  $K_{eq}$ . Концентрацијата на водородните јони е есенцијална во проучувањето на киселинско – базните својства на растворите, односно истата претставува мерка за киселоста или базноста на растворот. Во водните раствори, мал дел од молекулите на вода се јонизирани, односно концентрацијата на водата останува непроменета. Согласно, константата на рамнотежа е  $K_w$ , е исто така, познат како константа на јонски производ на водата.  $K_w$  се изразува со:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

каде  $[H^+]$  и  $[OH^-]$  претставуваат количествените концентрации на  $H^+$ ,  $OH^-$  и  $H_2O$  соодветно.

$K_w$  е константа на рамнотежа или **константа на јонски производ** којшто претставува производ од количествените концентрации на  $H^+$  и  $OH^-$  и покажува за состојбата на реакцијата на рамнотежа. Оттука, се одредува степенот на автојонизација на водата. Вредноста на  $K_w$  е точно одредена на зададена температура. Со промена на температурата се менува и вредноста на  $K_w$ . Од друга страна, на  $K_w$  значајно не влијаат фактори како што се концентрацијата и притисокот.

Во чистата вода при темпеартура од 25°C (298 K), концентрациите на  $H^+$  и  $OH^-$  јоните се еднакви и утврдено е дека концентрацијата на водородните јони  $[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ , додека концентрацијата хидроксилните јони  $[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ ; согласно тоа, вредноста на  $K_w$  на водата секогаш е еднаков на  $1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$ . Ова претставува мала вредност и затоа ни покажува дека позицијата на реакцијата на рамнотежа е кон лево – тоа значи дека поголемиот дел од молекулите на вода не јонизираат.

$K_w$  е значајна константа, којашто овозможува квантитативно одредување на степенот на киселост и базност на водените раствори. Во табела 11 е даден приказ на вредности на јонскиот производ при дадена температура на водата и соодветни вредности за количествена концентрација на  $H^+$  јоните.

**Табела 11.** Вредности на јонскиот производ на водата и соодветни вредности за количествена концентрација на  $H^+$  јоните

Температура на водата, °C	$K_w$	$[H^+]$
0	$10^{-14,94}$	$10^{-7,47}$
5	$10^{-14,73}$	$10^{-7,36}$
10	$10^{-14,53}$	$10^{-7,26}$
15	$10^{-14,35}$	$10^{-7,18}$
20	$10^{-14,17}$	$10^{-7,08}$
25	$10^{-14,00}$	$10^{-7,00}$
30	$10^{-13,83}$	$10^{-6,92}$
35	$10^{-13,68}$	$10^{-6,84}$
40	$10^{-13,53}$	$10^{-6,76}$

### 12.3. Водородниот показател, рН

Концентрациите на водородните и хидроксилните јони во водни раствори се многу мали вредности а согласно тоа, ваквите вредности се непогодни за оперативни пресметки, воведен е концептот за рН. Водородниот показател, рН се дефинира како негативен декаден логоритам од концентрацијата на водородните јони во растворот (изразена како mol L<sup>-1</sup>) и претставува квантитативна мерка на киселоста или базноста на водните раствори (Bates, 1964).

$$pH = -\log[H_3O^+] \text{ или } pH = -\log[H^+]$$
$$pOH = -\log[OH^-] \text{ или } pOH = -\log[OH^-]$$
$$pH + pOH = 14$$

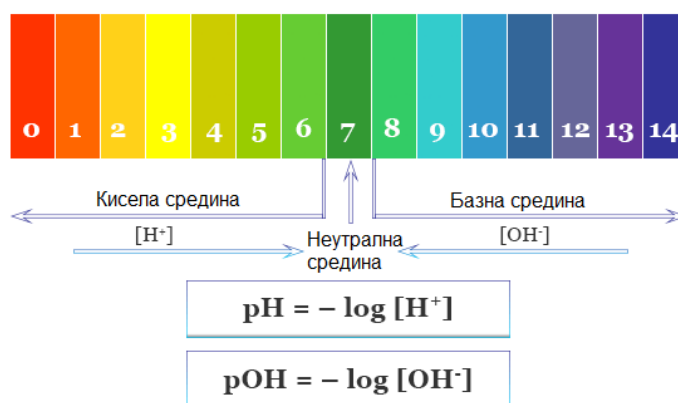
Концептот за рН е широко користен во хемијата, биологијата, во биотехничките науки и сродни науки и претставува оперативна пресметка којашто ги конвертира вредностите на концентрацијата на водородните јони, коишто вообичаено имаат вредности помеѓу 1 и 10<sup>-14</sup> mol L<sup>-1</sup> во вредности помеѓу 0 и 14 (Bates, 1964).

Чистата вода, која има рН неутрална реакција, одговара на рН вредност од 7. Растворот со вредности за рН пониски од 7 се смета за кисел; раствор со рН повисоки од 7 се смета за алкален раствор.

Кисели раствори (ацидни)	$[H^+] > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$	$pH < 7$
Базни раствори (алаклни)	$[H^+] < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$	$pH > 7$
Неутрални раствори	$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$	$pH = 7$

Кај водни раствори, кога е позната концентрацијата на водородните јони, согласно дадените математички формулации за рН и рОН се одредува киселоста односно базноста на средината. Во услови кога за одреден систем е дадена рН вредноста, може да се одреди концентрацијата на водородните јони во растворот.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ или } [H^+] = 10^{-pH}$$



Слика 66. рН и рОН скала, адаптирано од:

<https://www.priyamstudycentre.com/2019/09/define-ph-poh-scale.html>

рН обично се мери со рН метри, коишто работат на принцип на конверзија на електричниот потенцијал помеѓу соодветните електроди поставени во растворот што треба да се анализира. Во основа, рН-метарот се состои од волтметар прикачен на електрода што реагира на концентрацијата на водородни јони и референтна (непроменлива) електрода.

Аналитичката електродата којашто најчесто е направена од обично стакло, а референтната е обично електрода на жива (жива хлорид-каломел), иако понекогаш се користи електрода од сребро (сребро хлорид). Кога двете електроди се потопени во раствор, тие дејствуваат како батерија. Стаклената електрода развива електричен потенцијал (полнење) кој е директно поврзан со водород-јонската активност во растворот, а волтметарот ја мери потенцијалната разлика помеѓу стаклото и референтните електроди. Мерачот може да има или дигитален или аналоген мод на отчитување. Дигиталните отчитувања имаат предност во точноста, додека аналогните отчитувања даваат подобри индикации за степенот на промена (повисока точност и пониска мерна неодреденост). Преносливите рН метри на батерии се широко користени за теренски тестови на рН вредноста на почвите. Тестовите на рН, исто така, може да се користат за ориентационо, односно грубо одредување на киселоста, односно базноста на растворите, со помош на лакмусова хартија или со мешање на индикаторските бои во течни суспензии.



**Слика 67.** рН метри: 1) Статичен лабораториски; 2) Теренски (портабилен), преземено од: <https://www.fishersci.se/shop/products/accumet-fe150-benchtop-ph-meter-4/17731739>

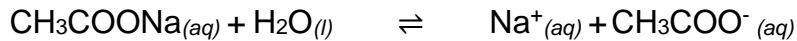
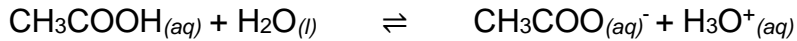
#### 12.4. Пуфери и пуферирање

Пуфер е раствор којшто не дозволува промена на рН доколку се додава ново количество на кисели или базни компоненти. Пуферот е систем од две компоненти и е во состојба да неутрализира мали количества на додадена киселина или база, со што ја одржува рН вредноста на растворот релативно стабилна. Ова е важно за процеси и/или реакции кои бараат специфични и стабилни рН опсежи.

Пуферот се состои од слаб конјугран киселинско-базен пар, што значи пуферот содржи слаба киселина и нејзината конјугирана база, или слаба база и нејзина конјугирана киселина. Согласно тоа разликуваме киселински и базни пуфери. На пример, следниве системи може да функционира како пуфери кога се заедно во раствор:

- Оцетна киселина (слаба органска киселина со формула  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) и сол што ја содржи нејзината конјугирана база, ацетатниот анјон ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), како што е натриум ацетат ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ );
- Пиридин (слаба органска база со формула  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ) и сол што ја содржи неговата конјугирана киселина, пиридиниум катјон ( $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ ), како што е пиридиниум хлоридот;
- Амонијак (слаба неорганска база со формулата  $\text{NH}_3$ , или растворлива форма  $\text{NH}_4\text{OH}$ ) и сол што ја содржи неговата конјугирана киселина, амониум катјон, како што е амониум хлоридот ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ).

Пуферот е способен да се спротивстави на промената на pH бидејќи двете компоненти (конјугирана киселина и конјугирана база) се присутни во значителни количества при рамнотежа и се способни да неутрализираат одредени мали количествана други киселини и бази (во форма на  $\text{H}_3\text{O}^+$  и  $\text{OH}^-$ ) кога се додаваат во растворот. За да се разјасни овој ефект, можеме да го разгледаме примерот на пуферен систем оцетна киселина ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) и натриум ацетат ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ). Оцетната киселина е слаба киселина којашто целосно не дисоцира во вода (ниска вредност за  $K_a$ , односно силно ги фаворизира реактантите):



Доколку на системот му се додаде киселина, конјугираната база,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ќе ја неутрализира додадената киселина,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , и оваа реакција оди до крај, бидејќи реакцијата на  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  со  $\text{H}_3\text{O}^+$  има константа на рамнотежа многу поголема од 1. Се додека има повеќе  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  од  $\text{H}_3\text{O}^+$ , речиси целиот  $\text{H}_3\text{O}^+$  ќе се потроши и рамнотежата ќе се фаворизира на десно, зголемувајќи ја незначително концентрацијата на  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и незначително намалувајќи ја концентрацијата на  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Следствено, ваквата состојба резултира со незначителна промена во количеството на  $\text{H}_3\text{O}^+$  односно со незначителна промена на pH. Доколку во системот се додаде база, конјугираната киселина,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , ќе ги неутрализира додадените количества на база, ( $\text{OH}^-$ ), а рамнотежата повторно ќе се префрли на десно, незначително зголемувајќи ја концентрацијата на  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  во растворот и незначително намалувајќи го количеството на  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Повторно, бидејќи поголемиот дел од  $\text{OH}^-$  е неутрализиран, ќе се случи незначителна промена на pH вредноста. Овие две реакции можат да продолжат да се менуваат кон десно и кон лево со незначителна промена на pH вредноста.

Пуферските системи постојат во природата со цел да се овозможат контролирани состојби, при коишто нема да се случат нагли промени на pH во средината. Ова посебно е значајно за организмите, каде наглитите промени на pH можат да бидат фатални. Од друга страна во почвениот систем, растворливоста, мобилноста и биорасположивоста на хемиските елементи е директно поврзана со условите на киселост или базност (pH на почва). Растенијата се разликуваат во нивната толеранција на екстремна pH вредност, односно, повеќето растенија оптимално функционираат при pH вредност блиску до неутралност (Felder et al., 2020). Целосното разбирање на pH е неопходно за оптимизирање на циклусот на хранливи материи, ремедијација на почвата и исхрана на растенијата, бидејќи тоа влијае на целиот систем на интеракција во агро-екосистемите, односно во биосферата воопшто. Генералната категоризација на pH вредноста на системите може да се претстави во следниве опсези:

- ултра кисела (ацидна) (<3,5)
- екстремно кисела (ацидна) (3,5–4,4)
- многу силно кисела (ацидна) (4,5–5,0)
- силно кисела (ацидна) (5,1–5,5)
- слабо кисела (ацидна) (5,6–6,0),
- неутрална (6,1–7,3),
- слабо алкална (базна) (7,4–7,8)
- умерено алкална (базна) (7,9–8,4),
- силно алкална (базна) (8,5–9,0)
- многу силно алкална (базна) (>9,0)

## ПРИЛОГ - ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ: примери за решавање

1. Да се пресмета моларната маса на калциумова сол на азотна киселина?
2. Да се пресмета моларната маса на натриум хлорид?
3. Да се пресмета релативната молекулска маса на инсектицидот делтаметрин со молекулска формула  $C_{22}H_{19}Br_2NO_3$ .
4. Да се пресмета релативната молекулска маса на калциум фосфит?
5. Да се пресмета релативната молекулска маса на натриум хидроген карбонат?
6. Да се пресмета релативната молекулска маса на хербицидот метрибузин  $C_8H_{14}N_4OS$ .
7. Одреди кое количество супстанца има поголема маса: 3 мола од калциум нитрат или 3 мола од калциум карбонат?
8. Пресметај колку е релативната молекулска маса на атмосферскиот азот?
9. Одреди колку микролитри се еквивалентни на  $2\text{ cm}^3$ ?
10. Што е поголемо  $550\text{ mL}$  или  $0,752\text{ L}$ ?
11. Колку милилитри се содржат во  $0,05\text{ L}$ ?
12. Колку atm се еквивалентни на  $55\text{ kPa}$  од хелиум?
13. Пресметај колку микролитри претставуваат во  $3\text{ mmol}$  вода?
14. Да се одреди густината на  $100\text{ mL}$  заситен раствор со маса  $50\text{ g}$ ?
15. Да се најде волуменскиот удел на етанолот во  $500\text{ mL}$  раствор кој содржи  $10\text{ mL}$  етанол?
16. Одреди ја масата на 3 мола сулфурна киселина?
17. Одреди го масениот удел на карбонатниот јон во калциум карбонат?
18. Одреди го масениот процент на фосфатен јон во магнезиум фосфат?
19. Одреди колку грама на  $K_2O$  се еквивалентни на  $5\text{ g}$  на елементарен K?
20. Одреди колку грама на  $P_2O_5$  се еквивалентни на  $3,5\text{ g}$  на елементарен P?
21. Одреди ги масените проценти на Na и Cl во натриум хлорид?
22. Одреди ги масените проценти на јаглерод, водород, азот, кислород и сулфур во хербицидот бентазон  $C_{10}H_{12}N_2O_3S$ ?
23. Одреди масен удел на натриум во натриум нитрат?
24. Одреди колку декари површина претставуваат  $5580\text{ m}^2$ ?
25. Две парцели имаат површина од  $20\text{ da}$  и  $5,5\text{ ha}$ . Колку вкупно декари опфаќаат двете површини?
26. Одреди го количествениот удел на елементот хлор во натриум хипохлорит?
27. Најди масен удел на јаглерод во глюкоза ( $C_6H_{12}O_6$ )?
28. Најди го молски удел на јаглерод во калциум карбонат?
29. Одреди го елементот со најмал масен удел во натриум хидроген карбонатот.
30. Колку мола се содржат во  $100\text{ mg}$  на вода?
31. Колку мола претставуваат  $3,5\text{ g}$  на натриум хипохлорит?

32. Пресметај ја масата на водородот во 10 g глюкоза ( $C_6H_{12}O_6$ )?
33. Одреди го елементот со најголем масен удел во инсектицидот делтаметрин  $C_{22}H_{19}Br_2NO_3$ ?
34. Кое количество супстанца е помало: 10 грама на глюкоза или 10 грама на NaCl?
35. Потребно е да се подготви 100 mL раствор за дезинфекција со сооднос на составните компоненти 2:1:3. По колку милилитри треба да се одмерат од трите материји за да се подготви растворот?
36. Одреди го уделот на глюкоза ако во 500 g грами од растворот содржат 150 g ( $C_6H_{12}O_6$ )?
37. Одреди ја густината на материјата кој целосно исполнува полипропиленски кубичен сад со димензии 5 cm, 6 cm, 10 cm. Измерена е маса од 55 g (масата на садот е занемарлива)?
38. Лабораториски сад има димензии да содржи максимално количество супстанца од 10 мола. Може ли да се стават 150 g од NaOH во садот или останува вишок од супстанцата?
39. Густината на дејонизирана вода е 1 g mL<sup>-1</sup>. Дали во волуметриски сад од 0,15 L, може да се стават 200 g вода?
40. Токсичноста на смеса се утврдува при удел на жива од 0,1%. Во 500 грама од смесата е најдено содржина на 1 g жива. Дали смесата е токсична?
41. Гасна смеса со волумен од 0,1 L, содржи 20 mL на токсичен јаглерод монооксид, CO. Токсичност се појавува при удел на CO >0,05 %. Дали вдишување од смесата ќе предизвика токсичност?
42. Фитофармацевтски производ во пакување од 100 mg содржи активна компонента со маса од 50 микрограми. На декларацијата на производ е означено 0,5 % активна компонента. Одреди дали има грешка во декларацијата за масен удел на активната компонента?
43. Лабораториски техничар подготвува смеса од 200 грами со масен удел на компонентите 10% од I компонента, 20% од II компонента и 70% од III компонента. Колку маса (во грами) треба да одмери лаборантот од секоја компонента?
44. При загревање на 50 g смеша со густина 0,2 g cm<sup>-3</sup>, се ослободиле 10 cm<sup>3</sup> SO<sub>2</sub> и 20 cm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>. Колку била масата на смесата после загревањето?

### Задачи со раствори:

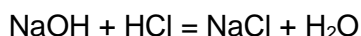
1. Колку маса е потребна за да се подготви 100 mL раствор на NaOH со концентрација 0,5 mol L<sup>-1</sup>?
2. Колку маса е потребна за да се подготви 100 mL раствор на HCl со концентрација 0,1 mol L<sup>-1</sup>?
3. Колку маса е потребна за да се подготви 100 mL раствор на NH<sub>4</sub>OH со концентрација 1 mol L<sup>-1</sup>?
4. Колку маса е потребна за да се подготви 100 mL, 1% раствор на Ca(OH)<sub>2</sub>?
5. Колку маса е потребна за да се подготви 200 mL, 5% раствор на NaOH?
6. Колку маса е потребна за да се подготви 100 mL, 20% раствор на NaOH?
7. Колку маса е потребна за да се подготви 100 mL, 1% раствор на NaCl?



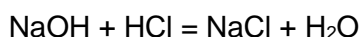
8. Колку маса е потребна за да се подготви 100 mL раствор на NaCl со концентрација 5 mol/L?
9. Колку маса е потребна за да се подготви 100 mL раствор на NaCl со концентрација 0,1 g L<sup>-1</sup>?
10. Колку маса е потребна за да се подготви 0,1 L раствор на Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> со концентрација 2 g L<sup>-1</sup>?
11. Колку маса е потребна за да се подготви 0,05 L раствор на Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> со концентрација 10 g L<sup>-1</sup>?
12. Колку вода е потребно да се додаде на 100 mL 5% раствор од HCl за да се разреди до финална концентрација од 3%?
13. Колку вода е потребно да се додаде на 200 mL 10% раствор од NaNO<sub>3</sub> за да се разреди до финална концентрација од 5%?
14. Колку вода е потребно да се додаде на 100 mL 0,5 mol/L раствор од HCl за да се разреди до финална концентрација од 0,25 mol L<sup>-1</sup>?

#### Задачи по хемиска равенка:

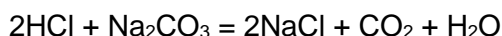
1. Да се одреди масата на натриум хидроксидот потребен за неутрализација на 5 g HCl при реакција на неутрализација?



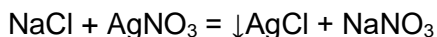
2. За неутрализација на 20 mL NaOH, со титрација е потрошено 15 mL 0,1 mol L<sup>-1</sup> HCl. Одреди ја масата на NaOH содржана во растворот?



3. За стандардизација на раствор од HCl се користени 20 mL на 0,1 mol L<sup>-1</sup> Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. При титрацијата е потрошено 10 mL на HCl. Одреди ја точната концентрација на растворот на киселината?

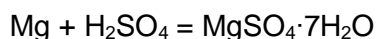


4. При аргентометрска титрација според равенката:



користен е стандарден раствор од AgNO<sub>3</sub> со концентрација 0,1 mol L<sup>-1</sup> и 100 mL раствор на NaCl. За титрација е потрошено 15 mL од растворот на AgNO<sub>3</sub>. Колку е масата на натриум хлоридот во титрираниот раствор.

5. При растварање на магнезиум во сулфурна киселина е добиен 10 g магнезиум сулфат хептахидрат. Колкава била масата на магнезиумот?



### Задачи со рН:

1. Да се одреди рН на раствор од хлороводородна киселина со концентрација  $c = 0,0001 \text{ mol L}^{-1}$ .
2. Да се одреди рН на раствор од сулфурна киселина со концентрација  $c = 0,005 \text{ mol/L}$ .
3. Да се одреди рН на раствор од фосфорна киселина со концентрација  $c = 0,0333 \text{ mol L}^{-1}$ .
4. Да се одреди рН на раствор од натриум хидроксид со концентрација  $c = 0,0001 \text{ mol L}^{-1}$ .
5. Да се одреди рН на раствор од калциум хидроксид со концентрација  $c = 0,0005 \text{ mol L}^{-1}$ .
6. Да се одреди рН на раствор од алуминиум III хидроксид со концентрација  $c = 0,0333 \text{ mol L}^{-1}$ .

## КОРИСТЕНА ЛИТЕРАТУРА

- Aharoni, C., & Sparks, D. L. (1991). Kinetics of soil chemical reactions — a theoretical treatment. *Rates of soil chemical processes*, 27, 1-18.
- Alpher, R. A., Bethe, H., & Gamow, G. (1948). The origin of chemical elements. *Physical Review*, 73(7), 803.
- Atkins, P. (2010). *Shriver and Atkins' inorganic chemistry*. Oxford University Press, USA.
- Attri, P., Ishikawa, K., Okumura, T., Koga, K., & Shiratani, M. (2020). Plasma agriculture from laboratory to farm: A review. *Processes*, 8(8), 1002.
- Bader, R. F. W., & Henneker, W. H. (1965). The ionic bond. *Journal of the American Chemical Society*, 87(14), 3063-3068.
- Bashkin, V. N., & Howarth, R. W. (2002). *Modern biogeochemistry*. Springer Science & Business Media.
- Bates, R. G. (1964). Determination of pH: theory and practice. *Determination of pH: theory and practice*.
- Belton, D. J., Deschaume, O., & Perry, C. C. (2012). An overview of the fundamentals of the chemistry of silica with relevance to biosilicification and technological advances. *The FEBS journal*, 279(10), 1710-1720.
- Benjamin, M. M. (2014). *Water chemistry*. Waveland Press.
- Ben-Naim, A., & Ben-Naim, A. (1992). *Water and aqueous solutions* (pp. 459-559). Springer US.
- Bensaude-Vincent, B. (1986). Mendeleev's periodic system of chemical elements. *The British Journal for the History of Science*, 19(1), 3-17.
- Billinge, S. J., & Levin, I. (2007). The problem with determining atomic structure at the nanoscale. *science*, 316(5824), 561-565.
- Bohr, N. (1921). Atomic structure. *Nature*, 107(2682), 104-107.
- Bolin, B. (1970). The carbon cycle. *Scientific American*, 223(3), 124-135.
- Boudart, M. (2014). *Kinetics of chemical processes: butterworth-heinemann series in chemical engineering*. Elsevier.
- Bowen, H. J. M. (1979). *Environmental chemistry of the elements*. Academic Press.
- Boyle R. (1660). *New experiments physico-mechanicall, touching the spring of the air, and its effect*. Oxford: Printed by H. Hall.
- Boyle R. (1661). *The sceptical chymist*. Dent; Dutton.
- Braun, R. L., & Burnham, A. K. (1987). Analysis of chemical reaction kinetics using a distribution of activation energies and simpler models. *Energy & Fuels*, 1(2), 153-161.
- Brønsted, J. N. (1968). Some remarks on the concept of acids and bases. In *Source Book in Chemistry, 1900–1950* (pp. 204-207). Harvard University Press.
- Brown, I. D. (1978). Bond valences-A simple structural model for inorganic chemistry. *Chemical Society Reviews*, 7(3), 359-376.
- Büchel, K. H., Moretto, H. H., & Werner, D. (2008). *Industrial inorganic chemistry*. John Wiley & Sons.
- Chang, R. (1977). *Physical chemistry with applications to biological systems*.
- Chang, R., & Overby, J. (1986). *General chemistry*. New York: Random House.
- Clayden, J., Greeves, N., & Warren, S. (2012). *Organic chemistry*. Oxford University Press, USA.
- Collins, K. D., Neilson, G. W., & Enderby, J. E. (2007). Ions in water: Characterizing the forces that control chemical processes and biological structure. *Biophysical chemistry*, 128(2-3), 95-104.
- Comba, P., Hambley, T. W., & Martin, B. (2009). *Molecular modeling of inorganic compounds*. John Wiley & Sons.
- Condon, E. U., & Odabasi, H. (1980). *Atomic structure*. CUP Archive.
- Connell, D. W. (2005). *Basic concepts of environmental chemistry*. CRC Press.
- Cotton, F. A., Wilkinson, G., & Gaus, P. L. (1995). *Basic inorganic chemistry*. John Wiley & Sons.

- Cotton, F. A., Wilkinson, G., Murillo, C. A., & Bochmann, M. (1999). *Advanced inorganic chemistry*. John Wiley & Sons.
- Cowan, R. D. (1981). *The theory of atomic structure and spectra* (No. 3). Univ of California Press.
- Da Silva, J. F., & Williams, R. J. P. (2001). *The biological chemistry of the elements: the inorganic chemistry of life*. Oxford University Press.
- Dhont, J. K. (1996). *An introduction to dynamics of colloids*. Elsevier.
- Emeléus, H. J., & Sharpe, A. G. (1967). *Advances in inorganic chemistry and radiochemistry*. Academic Press.
- Felder, R. M., Rousseau, R. W., & Bullard, L. G. (2020). *Elementary principles of chemical processes*. John Wiley & Sons.
- Frenking, G., & Shaik, S. (Eds.). (2014). *The chemical bond: fundamental aspects of chemical bonding* (Vol. 1). John Wiley & Sons.
- Fridman, A. (2008). *Plasma chemistry*. Cambridge university press.
- Frieden, E. (1972). The chemical elements of life. *Scientific American*, 227(1), 52-64.
- Froese-Fischer, C., Brage, T., & Johnsson, P. (1997). *Computational atomic structure: an MCHF approach*. CRC press.
- Galloway, J. N., Dentener, F. J., Capone, D. G., Boyer, E. W., Howarth, R. W., Seitzinger, S. P., & Vöosmarty, C. J. (2004). Nitrogen cycles: past, present, and future. *Biogeochemistry*, 70, 153-226.
- Gao, X., Zhang, A., Héroux, P., Sand, W., Sun, Z., Zhan, J., & Liu, Y. (2019). Effect of dielectric barrier discharge cold plasma on pea seed growth. *Journal of agricultural and food chemistry*, 67(39), 10813-10822.
- Gatti, C. (2005). Chemical bonding in crystals: new directions. *Zeitschrift für Kristallographie-Crystalline Materials*, 220(5-6), 399-457.
- Grabowski, S. J. (2006). *Hydrogen bonding: new insights* (Vol. 3). Dordrecht: Springer.
- Grace, J. (2004). Understanding and managing the global carbon cycle. *Journal of Ecology*, 92(2), 189-202.
- Greenwood, N. N., & Earnshaw, A. (2012). *Chemistry of the Elements*. Elsevier.
- Gregory, J. (2005). *Particles in water: properties and processes*. CRC Press.
- Hay, R. W. (1984). *Bio-inorganic chemistry* (p. 130). Chichester: Ellis Horwood.
- Heilbron, J. L. (1981). Rutherford–Bohr atom. *American Journal of Physics*, 49(3), 223-231.
- Held, P. A., Fuchs, H., & Studer, A. (2017). Covalent-Bond Formation via On-Surface Chemistry. *Chemistry – A European Journal*, 23(25), 5874-5892.
- Heslop, R. B., & Kones, K. (1976). Inorganic Chemistry; a guide to advanced study.
- Hildebrand, J. H. (1916). Solubility. *Journal of the American Chemical Society*, 38(8), 1452-1473.
- Horsfield, A. P., Bowler, D. R., Ness, H., Sánchez, C. G., Todorov, T. N., & Fisher, A. J. (2006). The transfer of energy between electrons and ions in solids. *Reports on Progress in Physics*, 69(4), 1195.
- Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2008). *Inorganic chemistry* (Vol. 1). Pearson Education.
- IEEE, American National Standard for Use of the International System of Units (SI): The Modern Metric System, IEEE/ASTM SI 10TM (2002).
- Johnson, K. H., & Smith Jr, F. C. (1972). Chemical bonding of a molecular transition-metal ion in a crystalline environment. *Physical Review B*, 5(3), 831.
- Johnson, W. R. (2007). *Atomic structure theory*. Springer-Verlag Berlin Heidelberg.
- Kaim, W., Schwederski, B., & Klein, A. (2013). *Bioinorganic Chemistry--Inorganic Elements in the Chemistry of Life: An Introduction and Guide*. John Wiley & Sons.
- Karlin, K. D., & Lippard, S. J. (Eds.). (2005). *Progress in inorganic chemistry* (Vol. 54, pp. 47-126). Wiley.
- Katriel, J., & Pauncz, R. (1977). Theoretical interpretation of Hund's rule. In *Advances in quantum chemistry* (Vol. 10, pp. 143-185). Academic Press.
- Katritzky, A. R., Fara, D. C., Yang, H., Tämm, K., Tamm, T., & Karelson, M. (2004). Quantitative measures of solvent polarity. *Chemical reviews*, 104(1), 175-198.

- Kettle, S. F. A. (2013). *Physical inorganic chemistry: a coordination chemistry approach*. Springer.
- King, R. B. (Ed.). (2005). *Encyclopedia of inorganic chemistry*, Vol. 10. New York: Wiley, p. 6696.
- Koval, N. N., Ivanov, Y. F., Lopatin, I. V., Akhmadeev, Y. H., Shugurov, V. V., Krysina, O. V., & Denisov, V. V. (2015). Generation of low-temperature gas discharge plasma in large vacuum volumes for plasma chemical processes. *Russian Journal of General Chemistry*, 85, 1326-1338.
- Levere, T. H. (2001). *Transforming matter: a history of chemistry from alchemy to the buckyball*. JHU Press.
- Levy Nahum, T., Mamlok-Naaman, R., Hofstein, A., & Taber, K. S. (2010). Teaching and learning the concept of chemical bonding. *Studies in Science Education*, 46(2), 179-207.
- Lippard, S. J., & Edwards, J. O. (Eds.). (2009). *Progress in inorganic chemistry* (Vol. 8, p. 109). John Wiley & Sons.
- Mackay, R. A., & Henderson, W. (2002). *Introduction to modern inorganic chemistry*. CRC Press.
- Malone, L. J., & Dolter, T. (2008). *Basic concepts of chemistry*. John Wiley & Sons.
- Manahan, S. E. (2022). *Environmental chemistry*. CRC press.
- Mankelevich, Y. A., Ashfold, M. N., & Ma, J. (2008). Plasma-chemical processes in microwave plasma-enhanced chemical vapor deposition reactors operating with C/H/Ar gas mixtures. *Journal of applied physics*, 104(11).
- Marin, G. B., Yablonsky, G. S., & Constales, D. (2019). *Kinetics of chemical reactions: decoding complexity*. John Wiley & Sons.
- McFarland, R. H., & Kinney, J. D. (1965). Absolute cross sections of lithium and other alkali metal atoms for ionization by electrons. *Physical Review*, 137(4A), A1058.
- Meyer, G., Naumann, D., & Wesemann, L. (Eds.). (2002). *Inorganic chemistry highlights* (Vol. 1). John Wiley & Sons.
- Mitoraj, M., & Michalak, A. (2007). Natural orbitals for chemical valence as descriptors of chemical bonding in transition metal complexes. *Journal of molecular modeling*, 13, 347-355.
- Moeller, T. (1952). *Inorganic chemistry* (Vol. 830). New York: John Wiley & Sons.
- Mooshammer, M., Wanek, W., Hämmerle, I., Fuchsluger, L., Hofhansl, F., Knoltsch, A., ... & Richter, A. (2014). Adjustment of microbial nitrogen use efficiency to carbon: nitrogen imbalances regulates soil nitrogen cycling. *Nature communications*, 5(1), 3694.
- Moulijn, J. A., Makkee, M., & Van Diepen, A. E. (2013). *Chemical process technology*. John Wiley & Sons.
- Mulliken, R. S. (1978). Chemical bonding. *Annual Review of Physical Chemistry*, 29(1), 1-31.
- Myers, D. (1999). *Surfaces, interfaces, and colloids* (Vol. 415). New York: Wiley.
- Nilsson, A., Pettersson, L. G., & Norskov, J. (Eds.). (2011). *Chemical bonding at surfaces and interfaces*. Elsevier.
- Özmen, H. (2004). Some student misconceptions in chemistry: A literature review of chemical bonding. *Journal of science education and technology*, 13, 147-159.
- Paesani, F., & Voth, G. A. (2009). The properties of water: Insights from quantum simulations. *The Journal of Physical Chemistry B*, 113(17), 5702-5719.
- Perry, D. L. (2016). *Handbook of inorganic compounds*. CRC press.
- Pimentel, D., Houser, J., Preiss, E., White, O., Fang, H., Mesnick, L., Barsky, T., Tariche, S., Schreck, J. & Alpert, S. (1997). Water resources: agriculture, the environment, and society. *BioScience*, 47(2), 97-106.
- Pimentel, G. C., & McClellan, A. L. (1971). Hydrogen bonding. *Annual Review of Physical Chemistry*, 22(1), 347-385.
- Porterfield, W. W. (2013). *Inorganic chemistry*. Academic press.
- Raj, G. (2008). *Advanced Inorganic Chemistry Vol-1*. Krishna Prakashan Media.



- Reedijk, J., & Poeppelmeier, K. R. (2013). *Comprehensive inorganic chemistry II: from elements to applications*.
- Sanyal, S. K., & De Datta, S. K. (1991). Chemistry of phosphorus transformations in soil. *Advances in Soil Science*, 16, 1-120.
- Sawyer, C. N., McCarty, P. L., & Parkin, G. F. (2003). *Chemistry for environmental engineering and science*. McGraw-Hill.
- Schlesinger, W. H. (Ed.). (2005). *Biogeochemistry*, Vol. 8. Elsevier.
- Schramm, L. L. (2014). *Emulsions, foams, suspensions, and aerosols: microscience and applications*. John Wiley & Sons.
- Schulze, E. D. (2000). *The carbon and nitrogen cycle of forest ecosystems* (pp. 3-13). Springer, Berlin Heidelberg.
- Schwarz, K. (1987). Band structure and chemical bonding in transition metal carbides and nitrides. *Critical Reviews in Solid State and Material Sciences*, 13(3), 211-257.
- Shelar, A., Singh, A. V., Dietrich, P., Maharjan, R. S., Thissen, A., Didwal, P. N., ... & Patil, R. (2022). Emerging cold plasma treatment and machine learning prospects for seed priming: a step towards sustainable food production. *RSC Advances*, 12(17), 10467-10488.
- Shen, Y., Hao, S., Suonan, A., Liu, Y., Li, H., Ma, W., ... & Zhang, Y. (2023). Controllable Synthesis of Nano-Micro Calcium Carbonate Mediated by Additive Engineering. *Crystals*, 13(10), 1432.
- Sidgwick, N. V. (1950). *The chemical elements and their compounds* (Vol. 2, p. 1526). Oxford: Clarendon Press.
- Silberberg, M. S., Amateis, P., Venkateswaran, R., & Chen, L. (2006). *Chemistry: The molecular nature of matter and change* (Vol. 4). New York: McGraw-Hill.
- Smith, R. (2005). *Chemical process: design and integration*. John Wiley & Sons.
- Smith, R., & Smith, R. (1995). *Chemical process design* (pp. 52-53). New York: McGraw-Hill.
- Speight, J. (2005). *Lange's handbook of chemistry*. McGraw-Hill Education.
- Stein, L. Y., & Klotz, M. G. (2016). The nitrogen cycle. *Current Biology*, 26(3), R94-R98.
- Stoker, H. S. (2015). *General, organic, and biological chemistry*. Cengage Learning.
- Sun, H. (Ed.). (2010). *Biological chemistry of arsenic, antimony and bismuth*. John Wiley & Sons.
- Švubová, R., Slováková, L., Holubová, L., Rovňanová, D., Gálová, E., & Tomeková, J. (2021). Evaluation of the impact of cold atmospheric pressure plasma on soybean seed germination. *Plants*, 10(1), 177.
- Swaddle, T. W. (1997). *Inorganic chemistry: an industrial and environmental perspective*. Elsevier.
- Sykes, A. G. (1991). *Advances in inorganic chemistry*. Academic Press.
- Taber, K. S. (2001). Building the structural concepts of chemistry: some considerations from educational research. *Chemistry education research and practice*, 2(2), 123-158.
- Thamdrup, B. (2012). New pathways and processes in the global nitrogen cycle. *Annual Review of Ecology, Evolution, and Systematics*, 43, 407-428.
- The International System of Units (SI), (2001) National Institute of Standards and Technology (NIST) Special Publication 330.
- Thomas Sims, J., & Pierzynski, G. M. (2005). Chemistry of phosphorus in soils. *Chemical processes in soils*, 8, 151-192.
- Timberlake, K. C., Timberlake, W., & Timberlake, W. (2008). *Basic chemistry*. Benjamin Cummings.
- Trimble, V. (1975). The origin and abundances of the chemical elements. *Reviews of Modern Physics*, 47(4), 877.
- Trotman-Dickenson, A. F. (1973). *Comprehensive inorganic chemistry*. Volume 5.
- Voet, D., Voet, J. G., & Pratt, C. W. (2016). *Fundamentals of biochemistry: life at the molecular level*. John Wiley & Sons.
- Voiry, D., Mohite, A., & Chhowalla, M. (2015). Phase engineering of transition metal dichalcogenides. *Chemical Society Reviews*, 44(9), 2702-2712.
- Menashi, W. P. (1968). Treatment of surfaces. U.S. Patent 3 383 163.



- Weller, M., Weller, M. T., Overton, T., Rourke, J., & Armstrong, F. (2014). *Inorganic chemistry*. Oxford University Press, USA.
- Wells, A. F. (2012). *Structural inorganic chemistry*. Oxford University Press.
- Wiberg, E., & Wiberg, N. (2001). *Inorganic chemistry*. Academic press.
- Williams, R. J. P. (1997). The natural selection of the chemical elements. *Cellular and Molecular Life Sciences CMLS*, 53, 816-829.
- Woodgate, G. K. (1970). *Elementary Atomic Structure*.
- Wulfsberg, G. (1991). *Principles of descriptive inorganic chemistry*. University Science Books.
- Wulfsberg, G. (2000). *Inorganic chemistry*. University Science books.
- Zhao, F., Guo, Y., Zhou, X., Shi, W., & Yu, G. (2020). Materials for solar-powered water evaporation. *Nature Reviews Materials*, 5(5), 388-401.
- Zielkiewicz, J. (2005). Structural properties of water: Comparison of the SPC, SPCE, TIP4P, and TIP5P models of water. *The Journal of chemical physics*, 123(10).

## КОРИСТЕНИ ИНТЕРНЕТ СТРАНИЦИ

Analysis resources <https://edu.rsc.org/resources/analysis>  
Atomic archive – Science <https://www.atomicarchive.com/science/physics/atomic-isotopes.html>  
Britannica <https://www.britannica.com/>  
ByJu's learning platform <https://byjus.com/>  
Cambridge scholars publishing – An introduction to chemistry <https://www.cambridgescholars.com/product/978-1-5275-4551-9>  
Chembook <http://chembook.org>  
Chemistry – OpenStaxCollege <https://pressbooks-dev.oer.hawaii.edu/chemistry>  
Chemistry learner <https://www.chemistrylearner.com/>  
Chemistry library <https://chem.libretexts.org/>  
Chemistry notes <https://thechemistrynotes.com/>  
Compounds chemistry <https://www.compoundchem.com/>  
Connecting concepts across sciences – Goscience <https://www.goscience.eu/>  
Expii learning platform – Chemistry <https://www.expii.com/>  
Acts and info from the European physical society <https://www.epsnews.eu/>  
Frontiers in chemistry <https://www.frontiersin.org/journals/chemistry>  
Guide for general chemistry <http://www.pathwaystochemistry.com/study-guide-general-chemistry-1/>  
Learning platform – Docsity <https://www.docsity.com>  
Labster theory <https://theory.labster.com>  
Lumen learning – chemistry <https://courses.lumenlearning.com/>  
NASA Scientific visualization studio <https://svs.gsfc.nasa.gov/>  
National institute of standards and technology – SI units <https://www.nist.gov/pml/owm/metric-si/si-units>  
Nature reviews chemistry <https://www.nature.com/articles/s41570-018-0041-7>  
Pathways to chemistry <http://www.pathwaystochemistry.com/>  
Research gate <https://www.researchgate>  
Royal societies of chemistry – resources <https://edu.rsc.org/resources>  
Science notes <https://sciencenotes.org>  
Springer nature – Chemical and biological technologies in agriculture <https://chembioagro.springeropen.com>  
The chemistry notes <https://thechemistrynotes.com>  
ThoughtCo - reference site expert-created education content <https://www.thoughtco.com>  
Сојуз на хемичарите и технолозите на Македонија <https://sctm.mk>  
Science learning hub <https://www.sciencelearn.org.nz/>  
Crop care – CRODA <https://www.crodacropcare.com>  
Surface chemistry - Brain Kart <https://www.brainkart.com>



## БИОГРАФСКИ ПОДАТОЦИ

Проф. д-р Биљана Балабанова е вработена на Земјоделскиот факултет при Универзитетот „Гоце Делчев“ во Штип од 2007 година, како помлад асистент. Во 2014 година докторира на Институтот за хемија при Природно-Математичкиот факултет, УКИМ во Скопје и во 2019 г. е избрана за вонреден професор на Земјоделскиот факултет. Од 2007 година до денес, проф. д-р Биљана Балабанова е континуирано вклучена во наставниот процес со студенти за наставните дисциплини хемија, биохемија и агрохемија. Проф. д-р Биљана Балабанова е активен научен работник, која во изминатиот период на дејност има објавено поголем број на научни публикации, монографии и поглавја во монографии за национални и интернационални издавачи.



**ISBN 978-608-277-039-0**