

Татјана Недељковић



ХЕМИЈА



Уџбеник за први разред гимназије

ЛОГОС

Забрањено је репродуковање, умножавање, дистрибуција, објављивање, прерада и друга употреба овог ауторског дела или његових делова у било којем облику и на било који начин, укључујући фотокопирање, штампање, чување у електронском облику, односно чинење дела доступним јавности онлине или безичним путем на начин који омогућава појединачни приступ делу са места и у време које он одабере, без писмене сагласности издавача. Свако неовлашћено коришћење овог ауторског дела представља кривично дело и ауторско право одржаваће.

Татјана Недељковић

ХЕМИЈА 1

Уџбеник за први разред гимназије

ЛОГОС

ХЕМИЈА 1

Уџбеник за први разред гимназије

Татјана Недељковић

Уредник

Др Живослав Тешић, професор Хемијског факултета Универзитета у Београду

Помоћник уредника

Др Душанка Милојковић Опсеница, професор Хемијског факултета Универзитета у Београду

Извршни уредник

Љиљана Ћалић

Рецензенти

Др Софија Совиљ, професор у пензији Хемијског факултета Универзитета у Београду

Др Душан Сладић, професор Хемијског факултета Универзитета у Београду

Драгана Анђелковић, професор хемије у IV гимназији у Београду

Евалуатори

Бранка Кујовић, професор хемије у Деветој гимназији „Михаило Петровић – Алас“ у Београду

Дуња Јурић, професор хемије у Спортској гимназији у Београду

Мср Ивана Вујошевић, професор хемије у гимназији „Вељко Петровић“ у Сомбору

Милица Брусин, професор хемије у XIII београдској гимназији у Београду

Славица Ковачевић, професор хемије у Првој крагујевачкој гимназији у Крагујевцу

Лектор и коректор

Весна Калабић

Илустрације

Милан Драгојловић

Архива Логоса

Технички уредник

Теодора Петровић

Графичко обликовање

Катарина Пејић

Татјана Недељковић

Дизајн

Studio 2M

Синиша Стојановић

Фотографије

Getty images, Science Photo Library, Shutterstock images

Издавач

Нови Логос

Маршала Бирјугова 3–5, Београд

Тел.: 011/2636-520; факс: 011/2620-365

e-mail: office@logos-edu.rs

www.logos-edu.rs

Главни уредник

Александар Рајковић

За издавача

Небојша Орлић

УЧЕНИЦИМА

Боље сивари за бољи животи уз хемију

У првом разреду средње школе настављаш свој пут кроз свет хемије. Ове године на часовима хемије ћеш учити, проширити и продубити основне појмове који су део **опште хемије**.

Основу твог знања после првог разреда треба да чине:

- хемијска писменост,
- способност претраживања хемијских информација помоћу савремених информационих технологија,
- разумевање основних појава, процеса, принципа и закона у природи,
- овладаност основним техникама лабораторијског рада и
- одговоран однос према себи, другима и животној средини.

Општа хемија као уводна област хемије обухвата велики број различитих садржаја. У овом уџбенику они су распоређени у девет поглавља.

Трудили смо се да ти **садржаје лекција** представимо на једноставан, сликовит, темељан и систематичан начин. У уџбенику постоји **велики број задатака и питања**. Решавање задатака и одговарање на питања помоћи ће ти да лакше учиш, да поновиш и утврдиш знање, да се припремиш за проверу знања и даље образовање, али и да пронађеш своје начине решавања проблема како у оквиру хемије тако и у свакодневном животу.

Увек се труди да пратиш упутства професора, да учествујеш у додатним активностима и да будеш посебно активан/-на на часовима лабораторијских вежби који ти могу помоћи да лакше разумеш и научиш градиво.

Да бисмо ти олакшали пут кроз науку, у уџбеник смо уврстили и смернице којима те упућујемо на самостална истраживања, проучавања и закључивања.

Све садржаје у уџбенику искористи за стицање теоријских основа, а рад на часовима лабораторијских вежби, претраживање литературе, самостални и групни практичан рад ван школе за стицање вештина и умећа, као и за проширивање знања.

Хемија је експериментална наука и истиче се по томе што су у оквиру онога што она истражује и очигледне, наоко видљиве појаве, али и оне које од тебе захтевају да замишљаш оно што не можеш да видиш. За учење хемије и стицање хемијских вештина карактеристично је и то што су сви садржаји међусобно тесно повезани и потребно је усвајати их одређеним редоследом, надовезивати и допуњавати. На пример, најпре мораш усвојити појам супстанце, да би затим усвојио/-ла појам хемијског елемента, а на основу њега разумео/-ла појам атома и његове структуре. Ако се деси да ниси добро научио/-ла шта је хемијски елемент, биће ти тешко да усвојиш појам атома. Због тога је важно да будеш добро организован/-а.

Начин на који ћеш учити и постићи жељени резултат зависи и од твог садашњег знања, времена које имаш на располагању, твојих способности и заинтересованости за овај предмет, а ти си најодговорнији/-а за оно што ће бити резултат тог сложеног, али инспиративног пута ка знању.

Желимо ти много успеха на путу кроз градиво опште хемије и у даљем усавршавању!

САДРЖАЈ

КРАТАК ВОДИЧ КРОЗ УЏБЕНИК	6	3. СТРУКТУРА АТОМА	49
1. УВОД У ХЕМИЈУ	9	3.1. Развој идеје о атомској структури супстанци.....	50
1.1. Хемија као природна наука	10	3.2. Структура атома. Атомски и масени број.....	54
Пре него што наставиш даље, прочитај текст о три нивоа разумевања хемијских феномена	13	Више о открићима и сазнањима која су довела до савремене Шласно-механичкој модела атома.....	58
1.2. Научни метод и хемијски експерименти	14	3.3. Изградња електронског омотача	60
1.3. Мерења у хемији	16	3.4. Електронска конфигурација	64
1.4. Приказивање резултата мерења у хемији	20	3.5. Периодни систем елемената – веза с електронском конфигурацијом.....	70
Више о њешкама мерења и обради резултата мерења	24	3.6. Енергија јонизације и афинитет према електрону	75
Преглед области	28	3.7. Периодична својства хемијских елемената	80
Прошири знање	29	Преглед области.....	84
Провери знање	30	Прошири знање.....	85
Додатно о зеленој хемији и исцраживачком раду	32	Провери знање.....	86
2. ВРСТЕ СУПСТАНЦИ	33	Анегдоте о научницима. Пројектни задатак – хемијска својства елемената 3. љериоде Периодној сисћема елемената	88
2.1. Појам супстанци	34	4. ХЕМИЈСКЕ ВЕЗЕ	89
2.2. Врсте супстанци: чисте супстанце и смеше	37	Пре него што наставиш даље, подсети се градива о основним чешћима сусћанци	90
Пре него што наставиш даље, подсети се номенклајуре на љимерима различитих једињења	42	4.1. Јонска веза и кристалне решетке супстанци с јонском везом	92
Преглед области	44	4.2. Ковалентна веза	96
Прошири знање	45	Више о савременим љеоријама ковалентне везе	100
Провери знање	46	4.3. Поларност везе и поларност молекула	105
Друкције о сусћанцама и раздвајању сасћојака смеша	48	4.4. Међумолекулске интеракције	110
		4.5. Метална веза	114
		4.6. Основна својства чистих супстанци чврстог агрегатног стања	116
		4.7. Основна својства чистих супстанци течног агрегатног стања	120
		4.8. Основна својства чистих супстанци гасовитог агрегатног стања	124
		Преглед области.....	128
		Прошири знање.....	129
		Провери знање.....	130
		Додатно о ковалентној вези.....	132



5. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ	133	8. КИСЕЛИНЕ, БАЗЕ И СОЛИ	229
5.1. Дисперзни системи: врсте, значај и употреба	134	8.1. Раствори електролита. Електролитичка дисоцијација	230
5.2. Растварање и растворљивост	138	8.2. Јаки и слаби електролити	236
5.3. Квантитативни састав раствора	144	Више о растворима слабих електролита	240
5.4. Колоидни раствори	150	8.3. Концентрација јона у воденим растворима киселина, база и соли	241
5.5. Колигативна својства раствора	153	8.4. Јонске реакције	244
Преглед области	158	8.5. Протолитичка теорија киселина и база	248
Прошири знање	159	8.6. Протолитичка равнотежа у води	252
Провери знање	160	8.7. рН вредност водених раствора	257
Додатно о квантитативном саставу смеша	162	Уколико желиш да знаш више, прочитај текст о рН вредности раствора слабе киселине	260
6. КОНЦЕПТ МОЛА И СТЕХИОМЕТРИЈА	163	Преглед области	262
6.1. Значење хемијских симбола и формула	164	Прошири знање	263
6.2. Количина супстанце, моларна маса и моларна запремина	170	Провери знање	264
6.3. Одређивање емпиријске и молекулске формуле једињења	175	Посебно о хемијској анализи	266
6.4. Стехиометријска израчунавања	179	9. ОКСИДОРЕДУКЦИОНЕ РЕАКЦИЈЕ	267
Преглед области	186	9.1. Оксидоредукционе реакције	268
Прошири знање	187	9.2. Оксидациона и редукциона средства	277
Провери знање	188	Преглед области	282
Додатно о калкулацији и процени саставу једињења	190	Прошири знање	283
7. ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ	191	Провери знање	284
Пре него што наставиш даље, прочитај текст о енергији	192	Посебно о електродном потенцијалу	286
7.1. Топлотне промене при хемијским реакцијама	194	ПРИЛОГ	287
7.2. Реакциона топлота. Хесов закон	199	РЕШЕЊА ЗАДАТАКА	290
7.3. Појам брзине хемијске реакције	203	ИНДЕКС ПОЈМОВА	295
7.4. Фактори који утичу на брзину хемијске реакције	207	ИМЕНА НАУЧНИКА	297
7.5. Хемијска равнотежа	214	ПОРЕКЛО СТРАНИХ РЕЧИ	298
7.6. Фактори који утичу на хемијску равнотежу	219	ЛИТЕРАТУРА	300
Преглед области	224		
Прошири знање	225		
Провери знање	226		
Додатно о хемијским реакцијама	228		

КРАТАК ВОДИЧ КРОЗ УЏБЕНИК

Наслов области

Уводна мисао

Наслови лекција

Листа појмова

УВОД У ХЕМИЈУ

Чим се одређени предмети налазе у природи и како се понашају у различитим условима.

- 1.1. Значај хемије као науке
- 1.2. Научни метод и научна експериментација
- 1.3. Материја и енергија
- 1.4. Примена резултата истраживања у хемији

Пре него што почнемо,

- размишљајте о томе,
- шта је хемија,
- зашто је важна,
- како се ради,
- где се примењује,
- које су области,
- које су методе,
- које су резултате,
- које су примене.

Уводна страна области

На овој страни налазе се наслови лекција дате области и листа појмова које си усвојио/-ла у основној школи из хемије и других наставних предмета, али и оних које си до дате области усвојио/-ла ове школске године. Уколико то поновиш, биће ти лакше усвајање нових садржаја.

Изреке и мисли научника и филозофа

Препоручујемо ти да прочиташ кратке делове оригиналних текстова с мислима великих научника и филозофа.

Наслов лекције

Поднаслови

Уколико није друкчије означено, са стране су посебно издвојени поднаслови. Прати њихов распоред да би се боље снашао/-ла у лекцији.

4.1. Јонска веза и кристалне решетке сустанци с јонском везом

У природи постоје велике количине јонских сустанци. Они су посебно доступни у облицима који се налазе у природи.

Јонска веза је електростатичка веза између позитивно и негативно наелектрисаних јона (катиона и аниона).

Катиони су позитивно, а аниони негативно наелектрисани јони. Јони могу бити једноставни – јон натријума или јон хлора. Сложенији јони су молекуларни јони (стр. 192).

Будући да електростатичка сила делује у свим правцима, јонски јони равномерно се налазе у свим правцима. Јонска веза је толико јака да јони не могу да се одвоје. Јонска веза је толико јака да јони не могу да се одвоје. Јонска веза је толико јака да јони не могу да се одвоје.

Кристална решетка кристалне супстанце је толико јака да јони не могу да се одвоје. Кристална решетка кристалне супстанце је толико јака да јони не могу да се одвоје. Кристална решетка кристалне супстанце је толико јака да јони не могу да се одвоје.



Хемијска својства кристалне супстанце су толико јака да јони не могу да се одвоје. Хемијска својства кристалне супстанце су толико јака да јони не могу да се одвоје. Хемијска својства кристалне супстанце су толико јака да јони не могу да се одвоје.

У природи постоје велике количине јонских сустанци. Они су посебно доступни у облицима који се налазе у природи.

Јонска веза је електростатичка веза између позитивно и негативно наелектрисаних јона (катиона и аниона).

Катиони су позитивно, а аниони негативно наелектрисани јони. Јони могу бити једноставни – јон натријума или јон хлора. Сложенији јони су молекуларни јони (стр. 192).

Будући да електростатичка сила делује у свим правцима, јонски јони равномерно се налазе у свим правцима. Јонска веза је толико јака да јони не могу да се одвоје. Јонска веза је толико јака да јони не могу да се одвоје.



Примери решених задатака

У уџбенику има више од сто задатака с поступцима решавања. Поједини задаци имају више предложених начина за решавање, а ти можеш одабрати онај који ти највише одговара. Увек покушај да самостално решиш сваки задатак и да одговориш на питања, па тек после тога провери да ли је твоје решење тачно.

Размисли

Будући да ово није твој први сусрет с хемијом и природним наукама, желимо да различитим питањима у оквиру лекције утичемо на тебе да будеш самосталан/-на у закључивању, али и да учи-ниш да сваки текст буде више од писане речи. Покушај да одговориш на ова питања пре него што прочиташ објашњење.

Размисли и одговори

Питања и задаци на крају сваке лекције могу ти помоћи да после читања текста, учења и усвајања нових појмова провериш своје знање и на основу успешности и лакоће с којом си одговарао/-ла, процениш у којој си мери савладао/-ла лекцију.

Молекула воде, као и јоне HPO_4^{2-} или HCO_3^- , и др. могу се окислити и као киселина и као база. Ти сустанци су амфотерне.

Амфотерност је сустанци која може реаговати и са киселинама и са базама.

Амфотерне су супстанце које могу реаговати и са киселинама и са базама. На пример, H_2O , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} и сличне супстанце. Међутим, амфотерност се може остварити и анионима. Ово се сустанци углавном налазе као база, али могу и реаговати са киселинама. Ово се може остварити и у анионима (OH, NH) јон. У том случају анион јон је конјугирана база анионима.

РАЗМИСЛИ објасни да ли је и реакција неутрализације прототипична реакција.

ОБЈАШЊЕЊЕ: реакција неутрализације у једноставном облику представља прототипичну реакцију у којој киселина реагује са водоником анионом јонима граде молекуле воде.

$$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$$

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. По чему се разликују Аминокиселине и прототипична супериорна киселина и база?
2. Шта су киселине, а шта базе према прототипичној теорији?
3. Напиши једноставну прототипичну реакцију киселине и базе.
4. Напиши једноставну реакцију неутрализације у једноставном облику.
5. Шта је амфотерност?

Занимљиви текстови

Читајући различите посебно издвојене текстове, сазнаћеш у ком се правцу развија хемија, шта је зелена хемија, на који се начин дошло до данашњих сазнања, шта су по хемијском саставу пихтије, шта је „старије“, кисеоник или киселина, шта је оксидација, а шта редукција, шта је веће – број атома у молеку супстанце или број инсеката на Земљи, на који се начин утврђује колико је одређена храна „калорична“ и слично.

Демонстрациони огледи

Ове огледе демонстрира наставник. Илустрације уз оглед приказују само поставку огледа, али не и резултат. На основу огледа можеш лакше усвојити одређени појам који се тим огледом илуструје, али ти оглед може помоћи и да развијеш способност уочавања, закључивања и објашњавања појава како у хемији тако и у свакодневном животу.

Посебну пажњу обрати на мере опреза

и оно што је потребно носити да би извођење огледа било безбедно.

- Заштитне рукавице
- Заштитне наочаре
- Заштитна маска

Кратка упутства и смернице

У пољима посебно означеним жутом бојом и стрелицом, налазе се кратке смернице за то како треба да започнеш учење. Ту је наведено и шта треба да поновиш и увежбаш од оног што си учио/-ла у основној школи из хемије и сродних предмета.

Илустрације, слике, графикани и шеме

Велики број илустрација, графикана, слика и шема помаже ти да лакше разумеш појмове. Виртуелна лупа на илустрацијама приказује ти оне појаве или честице које не можеш видети, а то ти олакшава разумевање већег броја лекција.

Преглед области

Да бисмо ти олакшали систематизацију појмова сваке области, на овим странама издвојили смо све најважније кључне појмове, основне дефиниције, као и листу знања, умећа и вештина којима ћеш овладати после учења date области.

Проширивање
и продубљивање знања

Адресе интернет страна, предложена литература, као и посебне стране уџбеника (последње стране сваке области), могу ти послужити као полазно место за самосталан рад, проширивање знања и самообразовања. На одређеном броју интернет страна пронаћи ћеш интерактивне апликације које могу бити посебно корисне при усвајању апстрактних појмова. Ту су и различити предлози групних и самосталних активности за развијање твог критичког и аналитичког мишљења. Те активности могу ти помоћи и да стекнеш боље опште образовање, прошириш видике и научиш нешто ново на другачији начин.

ПРЕГЛЕД ОБЛАСТИ

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

КЛУЧНИ ПОЈМОВИ

Адрес: Москва, ул. Земляной вал, д. 10, стр. 1, 1-й этаж, кабинет 101. Контакт: (495) 790-0000. E-mail: info@nauka.ru. Сайт: www.nauka.ru.
 Адрес: Москва, ул. Земляной вал, д. 10, стр. 1, 1-й этаж, кабинет 101. Контакт: (495) 790-0000. E-mail: info@nauka.ru. Сайт: www.nauka.ru.

ОСНОВНЕ ДІФУНКЦІАЛЕ

- [illegible]

САДРЖАЈ ОБЕ ОБЛАСТИ ПОМЛАЖЕ ТИ ДА...

- | | |
|--|---|
| <ul style="list-style-type: none"> • анализировать и оценивать ситуацию, определять цели и задачи; • определять приоритетные направления деятельности; • определять необходимые ресурсы и возможности; • определять сроки и порядок выполнения работы; • определять ответственных за выполнение работы; • определять порядок контроля и отчетности; • определять порядок взаимодействия с другими подразделениями; • определять порядок взаимодействия с клиентами; • определять порядок взаимодействия с партнерами; • определять порядок взаимодействия с государством; • определять порядок взаимодействия с общественностью; • определять порядок взаимодействия с конкурентами; • определять порядок взаимодействия с поставщиками; • определять порядок взаимодействия с дистрибьюторами; • определять порядок взаимодействия с сервисом; • определять порядок взаимодействия с другими заинтересованными сторонами. | <ul style="list-style-type: none"> • определять приоритетные направления деятельности; • определять необходимые ресурсы и возможности; • определять сроки и порядок выполнения работы; • определять ответственных за выполнение работы; • определять порядок контроля и отчетности; • определять порядок взаимодействия с другими подразделениями; • определять порядок взаимодействия с клиентами; • определять порядок взаимодействия с партнерами; • определять порядок взаимодействия с государством; • определять порядок взаимодействия с общественностью; • определять порядок взаимодействия с конкурентами; • определять порядок взаимодействия с поставщиками; • определять порядок взаимодействия с дистрибьюторами; • определять порядок взаимодействия с сервисом; • определять порядок взаимодействия с другими заинтересованными сторонами. |
|--|---|

... в Периодическую систему элементов

[illegible]

— 6 22700000

• **Категорија:** Прогноза, која се базира на постојећем стању. То је најлакша и најчешће употребљива врста прогнозе, која се базира на постојећем стању, а не на неким измишљеним или измijenjenim околностима. Ова врста прогнозе се базира на постојећем стању, а не на неким измишљеним или измijenjenim околностима.

... Садриджина из додатне литературе

- **Матрица смежности**
<http://www.cs.cmu.edu/~15-732/lectures/15-732-lecture10/15-732-lecture10.html#matrix>
<http://www.cs.cmu.edu/~15-732/lectures/15-732-lecture10/15-732-lecture10.html#matrix>
- **Свойства смежной матрицы**
<http://www.cs.cmu.edu/~15-732/lectures/15-732-lecture10/15-732-lecture10.html#matrix>
- **Решения задачи смежности в программе**
<http://www.cs.cmu.edu/~15-732/lectures/15-732-lecture10/15-732-lecture10.html#matrix>

Провери знање

На крају области налазе се питања и задаци који су подељени у четири целине (нивоа). Решавањем задатака и одговарањем на питања можеш проверити своје знање, али и степен усвоjenosti појмова.

Пројектни задаци

Циљ учења хемије није само усвајање појмова ове науке већ и развијање твоје вештине комуникације у тиму, представљања резултата самосталног рада, самосталности у раду и слично. Због тога део уџбеника чине и предлози разноврсних пројектних задатака које можете радити у пару или тиму. Трудите се да помоћу упутства успешно урадите сваки пројектни задатак и да својим ангажовањем створите добру атмосферу на часовима приликом презентације свог рада.

Листа пројектних задатака:

- Истраживачки рад;
- Раздвајање састојака смеше;
- Хемијска својства елемената 3. периода;
- Квантитативни састав флашираних вода;
- Одреди процентни састав једињења;
- Утицај концентрације и температуре на равнотежу;
- Реакција гвожђе(III)-хлорида и калијум-тиоцијаната.

ПРОВЕРИ ЗНАЊЕ

- [illegible]

Задаци основног нивоа

Задаци средњег нивоа.

Задаци напредног нивоа.

Додатни ниво – задаци за ученике који желе да се окушају у такмичењима у организацији Српског хемијског друштва, Центра за таленте и др.

УВОД У ХЕМИЈУ

*Човек са својих ђеи чула
истиражује универзум око себе
и ђу авантуру назива наука.*

Едвин П. Хабл

1.1. Значај хемије као науке

1.2. Научни метод и хемијски експерименти

1.3. Мерења у хемији

1.4. Приказивање резултата мерења у хемији

Пре него што почнеш, понови градиво о:

- природним наукама,
- хемији као науци,
- научном методу,
- мерењима,
- грешкама при мерењу,
- приказивању резултата мерења,
- експериментима.

1.1. Значај хемије као науке

Развој хемије

Шема 1.1. Кратак преглед открића која су утицала на развој хемије као савремене науке

Преисторија – почетак нове ере

Људи одувек теже да открију од чега су одређена физичка тела изграђена, шта је живот, како да се побољшају и усаврше услови живота. Заједно с тим тежњама, развијала се и хемија и методе у хемији. Иако се почетак хемије као модерне природне науке смешта у 18. век, може се рећи да је бављење хемијом старо колико и откриће ватре.

Преглед открића која су утицала на развој хемије дат је на шеми 1.1.

Откриће ватре, добијање метала, сапуна, алкохола, стакла и др. Грчки филозофи постављају различите теорије о природи, а Демокрит и Леукип уводе појам атома.



Почетак нове ере – крај 17. века

Период алхемије – покушаји да се различити елементи претворе у злато и да се открије „еликсир живота“. Откривено више различитих елемената. Почетак првих правих експеримената.



Крај 17. века – крај 18. века

Откривени кисеоник, водоник, хлор, азот и др. Француски научник Антоан Лавоазје први пут, крајем 18. века, уводи мерење масе у хемијска истраживања. Постављен закон о одржању масе – почетак модерне хемије.



Од почетка 19. века до данас

Откриће фотона, структуре атома, електронског омотача. Модерне технике изоловања и одређивања супстанци. Постављени принципи хемије о заштити животне средине. Интензивни развој хемије као науке...



Живот савременог човека не може се замислити без хемије. Хемија заузима централно место у скоро свим областима савременог живота. Она истражује начине на које се од постојећих супстанци могу добити нове, као и како се може утицати на одржање, очување и побољшање квалитета животне средине. Хемија заузима значајно место и у осмишљавању начина на које се постојећи ресурси могу искористити тако да садашњим и будућим генерацијама омогуће задовољавање њихових потреба и побољшање квалитета живота („одрживи развој“).

Хемија је природна наука, тако да заједно с физиком, биологијом и другим природним наукама покушава да објасни различите природне појаве и процесе.

Хемија проучава супстанце, њихову структуру, својства и промене.

Хемичари својим радом доприносе развоју медицине, пољопривреде, индустрије, фармације, астрономије и многих других области развоја и сазнања.

Кратак преглед значаја хемије дат је на шеми 1.2.¹

Значај хемије

Предмет изучавања хемије

Шема 1.2. Значај хемије



¹ На шеми су приказани само неки од многобројних утицаја хемије на живот савременог човека.

Подручја хемије

Будући да је поље интересовања хемичара широко и да је хемија у тесној вези са осталим природним наукама, током њеног развоја појавила се потреба да се подели на ужа научна подручја и повеже с другим наукама и областима. Тако постоје неорганска хемија, органска хемија, аналитичка хемија, физичка хемија, биохемија, хемијска технологија, хемија животне средине, геохемија и друге.



РАЗМИСЛИ: које се области хемије изучавају у седмом и осмом разреду основне школе?

ОБЈАШЊЕЊЕ: у седмом разреду изучава се општа хемија, а у осмом неорганска и органска хемија, основи биохемије и хемија животне средине.

Општа хемија

Учење хемије увек почиње усвајањем појмова **опште хемије**. Предмет изучавања опште хемије јесу основни закони, принципи и правила којима се објашњавају структура, својства и промене супстанци, а који се могу применити у другим областима хемије. На пример, општа хемија даје одговоре на питања као што су: шта је атом и од чега је изграђен, на који се начин атоми повезују у сложеније честице, шта су киселине, базе и соли, како се дешава хемијска реакција, на који се начин супстанце оксидују и многа друга.

**ПРИМЕР 1.1.** Уочавање везе хемије с другим наукама и дисциплинама

На основу знања и искуства из свакодневног живота наведи називе најмање пет различитих дисциплина (наука, делатности) у којима су тесно повезане хемија и биологија.

РЕШЕЊЕ

Медицина, биохемија, фармација, молекуларна биологија, пољопривреда и многе друге.

**РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ**

1. Шта су природне науке?
2. Опиши значај хемије у свакодневном животу.
3. Наведи значај хемије за очување ресурса за будуће генерације.
4. Наведи пет примера хемијских открића која су променила свет.
5. Опиши развој хемије кроз историју.

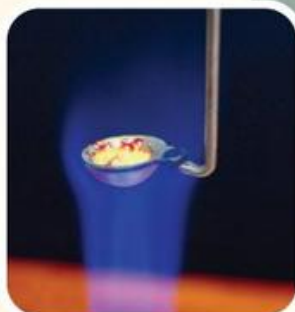
Пре него што наставиш даље, прочитај текст...

... О ТРИ НИВОА
РАЗУМЕВАЊА
ХЕМИЈСКИХ
ФЕНОМЕНА

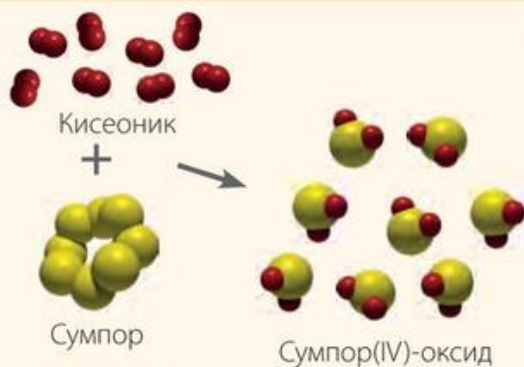
Хемичар мења супстанце на макроскопском нивоу, размишља и објашњава на субмикроскопском нивоу, а изражава се хемијском симболиком.

Посматрај

Много пре настанка хемије као модерне науке, људи су умели да направе стакло, барут, мастило, лекове и друго и у основи они су се бавили хемијом на **макроскопском** нивоу. Све што се на том, макроскопском нивоу дешава супстанцама може се уочити чулима.



Слика 1.1.
Сагоревање сумпора



Слика 1.2.
Приказ помоћу модела:
сагоревање сумпора (стр. 179)



Замисли

У основи свих хемијских феномена леже промене на нивоу честица које се не могу директно видети голим оком. Промене на том, **субмикроскопском** нивоу јесу промене атома, молекула и јона. Хемичари размишљају на субмикроскопском нивоу. Објашњења на том нивоу омогућавају мењање и прилагођавање структуре супстанци потребама човека и боље разумевање појава у природи.

Прикажи

За приказивање хемијских феномена користе се **хемијска симболика** и математички изрази. Овакав начин приказивања („хемијски језик“) спаја макроскопски и субмикроскопски ниво у једну целину, а хемичарима омогућава лакше и једноставније објашњавање појава и промена супстанци.



1.2. Научни метод и хемијски експерименти

Научни метод

Истражујући природу човек је уједно трагао за јединственим методом који би могао да се користи за долажење до научних сазнања. Тај плански метод јесте **научни метод** и применљив је у истраживањима и природних и друштвених наука. Основне компоненте и кораци у примени научног метода дати су на шеми 1.3. Већина научних истраживања применом научног метода прати приказане кораке.

Шема 1.3. Компоненте научног метода у хемији



... Велике њошешкоће
јосије на јочешку и
оне се не моју превазићи
уколико се не користе
експерименти ... након
јоја јосијављају се
одређене хипотезе...
Али чак и јако, многа
најорној рада осјаје и јо
захјева не само велику
јроницљивост већ често
и добру срећу.

Христијан Хојгенс

Хемија се више него било која друга наука повезује с експериментима. Експерименти су важан део научних открића како у хемији тако и у другим наукама и дисциплинама.

Експеримент је намерно изазивање промена у одређеним условима ради њиховог праћења и проучавања.

Експерименти представљају објективно посматрање и стварање појава да би се могле проучити. Они се могу понављати колико год је пута потребно и у различитим условима, укључујући или искључујући различите факторе.

У школи се, при изучавању хемије као науке, користе демонстрациони огледи и лабораторијске вежбе.

ОГЛЕД СА СВЕЋОМ



На који се начин може испитати који део свеће гори?

Упалили свећу, а затим је угасити и брзо принети упаљено палидрвце близу фитиља. Шта примећујеш? Да ли, када свећа гори, сагорева восак, фитиљ или нешто друго? Објасни резултате огледа.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

Када се палидрвце принесе близу фитиља свеће, одмах после гашења, свећа се пали. То је доказ да пара настала испаравањем истопљеног воска формира облак око фитиља и да та пара сагорева.



Приказ зајичеШој оіледа

Савремена истраживања укључују и информационе технологије којима се симулирају различити експерименти и мерења. До важних научних принципа, закона и теорија у хемији долази се и применом различитих математичких теорема и правила.



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Шта је експеримент и због чега је важан?
2. Шта је научни метод?
3. Због чега је важна хипотеза?
4. На основу искуства из основне школе наведи разлику између демонстрационог огледа и лабораторијске вежбе.
5. Проучи оглед дат у лекцији. Наведи шта би била хипотеза да је тај оглед постављен као истраживање.

Физичке величине
и мерне јединице

Искористи садржај ове лекције да поновиш знање о мерењу масе, запремине и температуре супстанце, као и о физичким величинама и мерним јединицама.

Све то познато ти је с часова хемије из основне школе, али и с часова света око нас, технике и технологије, математике, физике и из свакодневног живота.

Оно што није мерљиво,
појединачно се да буде.

Галилео Галилеи

1.3. Мерења у хемији

Мерење је поступак којим се одређује вредност неке физичке величине помоћу одговарајућих мерних инструмената.

Све физичке величине имају своје интернационалне ознаке и изражавају се **јединицама**. Званични називи, ознаке и јединице физичких величина дефинисане су Међународним системом јединица, SI системом². Основне физичке величине су: маса, количина супстанце, температура, време, дужина, јачина струје и интензитет светлости. Постоје и различите изведене физичке величине, као што су енергија, рад, брзина и друге (табела 1 у Прилогу уџбеника).

У практичној примени често је потребна јединица већа или мања од основне јединице – децимална јединица. Децималне јединице показују колико је одређена јединица већа или мања од основне, изражено у префиксима, који се стављају испред ознаке јединице. На пример, префикс k (кило) означава јединицу хиљаду пута већу од основне (табела 1.1 и табела 2 у Прилогу уџбеника).

Табела 1.1. Називи, ознаке и вредности префикса децималних јединица

Назив префикса	Ознака	Вредност префикса	Назив префикса	Ознака	Вредност префикса
гига	G	10^9	деци	d	10^{-1}
мега	M	10^6	центи	c	10^{-2}
кило	k	10^3	мили	m	10^{-3}
хекто	h	10^2	микро	μ	10^{-6}
дека	da	10	нано	n	10^{-9}

У оквиру основних садржаја опште хемије често се користе физичке величине и јединице приказане у табели 1.2.

Табела 1.2. Физичке величине и јединице које се често користе у хемији

Физичка величина	Ознака физичке величине	Основна мерна јединица по SI систему	Друге мерне јединице
Маса	<i>m</i>	kg	t, mg и др.
Температура	<i>T</i>	K	°C, °F и др.
Притисак	<i>p</i>	Pa	kPa, atm, bar, mmHg и др. ³
Запремина	<i>V</i>	m ³	dm ³ , cm ³ , L, mL и др.
Време	<i>t</i>	s	h, дан, година и др.
Енергија	<i>E</i>	J	kJ, MJ, cal и др.

² SI је скраћеница од француских речи *Système international d'unités*.

³ Јединице као што су atm, bar, cal и више других нису по SI систему, али се користе у свакодневном животу и у истраживањима појединих дисциплина и научника/истраживача.

Један килограм је основна јединица масе, али су у употреби и грам, милиграм и тона.

Маса супстанци



ПРИМЕР 1.2. Претварање једне мерне јединице у другу

На паковању једне табле чоколаде пише да је маса чоколаде 100 g. Петар је решио да провери да ли маса чоколаде одговара податку с декларације. Отворио је паковање и пажљиво измерио чоколаду на ваги. На екрану је писало 101 g. За колико се милиграма разликују податак о маси с декларације и с екрана ваге?

РЕШЕЊЕ

Разликују се за $101\text{ g} - 100\text{ g} = 1\text{ g} = 1\,000\text{ mg}$.

За прецизно мерење масе супстанци у хемијским истраживањима користи се аналитичка вага (слика 1.3а). Од исправности аналитичке ваге и вештине руковања зависе прецизност и тачност резултата мерења масе супстанце, а самим тим и целокупног истраживања. Најмања маса која се може одмерити на стандардној аналитичкој ваги јесте 0,1 mg, а највећа 100 g.

а)



б)



Слика 1.3.

- а) Аналитичка вага
- б) Техничка вага

Савремене аналитичке ваге имају само један мерни тас. Вагом се мора руковати пажљиво, без обзира на то да ли је аналитичка или техничка. Маса супстанце чврстог агрегатног стања може да се одмерава у посуди или на мерном папиру, а никада директним сипањем супстанце на тас ваге. Када се мерни папир стави на тас ваге и притисне одговарајуће дугме, на екрану се појављује вредност масе папира. Та маса може се тарирати притиском на одговарајуће дугме, што значи да се може „поништити“ тако да вага приказује вредност 0,0000 g. Када се после тога на мерни папир дода супстанца, вредност приказана на екрану одговараће маси супстанце. Вага током мерења мора бити затворена. У току мерења не сме се наслањати на сто на којем се налази вага, отворати прозор, тас додиривати прстима, јер све то утиче на тачност и прецизност мерења. Резултат мерења приказује се са четири децимале, јер је најмања маса коју аналитичка вага може поуздано мерити 0,1 mg (стр. 21).

Запремина течности



Слика 1.4. Бирета (причвршћена за статив) и ерленмајер

Слика 1.5. Одмеравање запремине течности. Око мора бити у нивоу мениска.

Температура супстанци

Запремина је изведена физичка величина са основном јединицом m^3 . Због практичних разлога у хемијским мерењима, одређивањима и израчунавањима чешће се користе децималне јединице, као што су dm^3 и cm^3 . Данас се у свакодневном животу, па и у науци, за запремину користи и литар (l или L), као и милилитар (ml или mL).

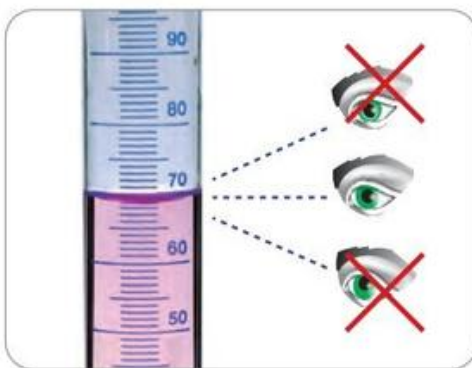
ПРИМЕР 1.3. Претварање једне мерне јединице у другу

За одмеравање запремине раствора натријум-хидроксида у води коришћена је бирета. Одмерено је 15,50 mL течности и пренето у мерну посуду од 1 000 mL, а затим допуњено водом до означене црте. Одреди колико износи запремина одмереног раствора натријум-хидроксида у кубним дециметрима.

РЕШЕЊЕ

$$V = 15,50 \text{ mL} = 15,50 \text{ cm}^3; 1 \text{ cm}^3 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3, \text{ па је } V = 15,50 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3.$$

За одмеравање запремине постоје различите мерне посуде, на пример мензура (стр. 22), бирета (слика 1.4), пипета, као и друге које имају градуисане (означене) подељке. Не мере сви мерни судови исте запремине и са истом прецизношћу (стр. 21). Бирета, на пример, служи за прецизно одмеравање, док се чашом могу само грубо одмерити запремине течности. Ниво течности у мерним посудама назива се **мениск**. Допуњавање посуде до црте значи додавање супстанце у капима док ниво мениска не буде у нивоу подељка на тачно одређен начин (слика 1.5). При одмеравању запремине, бирета се допуни течношћу до изнад нултог подељка, а затим се ниво течности подеси на нулти подељак. Отварањем славине и сипањем течности у одговарајућу посуду може се одмерити жељена запремина течности.



Основна јединица температуре јесте келвин (K), али се у свакодневном животу у нашој земљи и у већини земаља света чешће користи степен Целзијусове скале ($^{\circ}\text{C}$).⁴ Да би се степен Целзијусове скале претворио у келвине, потребно је додати 273 степена.

⁴ У Сједињеним Америчким Државама у употреби је и степен Фаренхајтове скале ($^{\circ}\text{F}$).



ПРИМЕР 1.4. Претварање једне мерне јединице у другу

Најнижа дневна температура у нашој земљи износила је $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$, а највиша дневна у току тог дана била је $-15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Колика је била промена дневне температуре у том дану у степенима Целзијусове, односно Келвинове скале?

РЕШЕЊЕ

$$\Delta t = -15\text{ }^{\circ}\text{C} - (-39\text{ }^{\circ}\text{C}) = 24\text{ }^{\circ}\text{C}; \Delta T = 258\text{ K} - 234\text{ K} = 24\text{ K}$$

Температура се мери термометром (слике 1.6 и 1.7). Постоје различити термометри и по принципу рада и по опсегу температура које се њима могу измерити. Често се употребљавају живини и алкохолни термометри. При мерењу температуре течности важно је: одабрати термометар погодне мерне скале, сачекати да се температура устали и правилно прочитати подела мерне скале.



За изражавање притиска постоје различите јединице. Основна јединица јесте паскал (Pa). У употреби су и јединице које нису у складу са SI системом, као што су, на пример, атмосфера ($1\text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5\text{ Pa}$) или бар ($1\text{ bar} = 100\,000\text{ Pa}$). За изражавање притиска, на пример телесних течности, користи се висина живиног стуба ($760\text{ mmHg} = 1\text{ atm} = 101\,325\text{ Pa}$).



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Шта је мерење и какав је значај мерења у хемијским истраживањима?
2. Наведи називе, ознаке и јединице основних физичких величина.
3. Које су од наведених јединица основне, а које децималне?
а) m, б) mm, в) mmol, г) kg, д) g, ђ) дан, е) s.
4. Прерачунај: а) 10 mg у граме, б) $0,901\text{ cm}^3$ у mm^3 ,
в) 10,50 L у cm^3 , г) 0,123 mmol у mol.
5. Наведи најмање две јединице за температуру.



Слика 1.6. Инфрацрвени термометар служи за бесконтактно мерење температуре.

Слика 1.7. Алкохолни термометар с увећањем дела мерне скале

Притисак

Уколико још имаш потешкоћа при прерачунавању мерних јединица једне у другу, потруди се да у овом периоду покушаш да их превазиђеш. То ће ти олакшати даље учење. Најбољи начин да то постигнеш јесте да из збирке задатака (хемије или физике) урадиш све задатке који се односе на то.

1.4. Приказивање резултата мерења у хемији

Исправно представљање резултата мерења важно је у научном раду, али и у другим областима где је извршено мерење. Чак и у различитим рецептима великих мајстора кувања често може да се уочи с коликом је пажњом биран однос маса и запремина састојака.

Приказивање веома великих и веома малих бројева

Исправно приказати резултате мерења и израчунавања значи приказати их прегледно и на начин који омогућава лако уочавање њиховог значаја, односно лако поређење са сличним мерењима и израчунавањима. На пример, уколико се при мерењима и израчунавањима добију веома велики или веома мали бројеви, договор је да се они записују у облику $A \cdot 10^n$, где је A број између 1 и 10, а 10^n степен. У ознаци степена број 10 је основа, а n изложилац степена (експонент). При записивању бројева у овом облику децимална места „померају се улево или удесно“, при чему се експонент повећава, односно смањује. Може се применити и поступак приказан у примерима.

Број $0,123 \cdot 10^{-3}$ представља се као $1,23 \cdot 10^{-4}$.

$$\begin{array}{ccc} 0,123 & \cdot & 10^{-3} \\ \downarrow \text{веће} & & \downarrow \text{мање} \\ 1,23 & \cdot & 10^{-4} \end{array}$$

Број $456,7 \cdot 10^{-7}$ представља се као $4,567 \cdot 10^{-5}$.

$$\begin{array}{ccc} 456,7 & \cdot & 10^{-7} \\ \downarrow \text{мање} & & \downarrow \text{веће} \\ 4,567 & \cdot & 10^{-5} \end{array}$$

Када се множе степени истих основа, основа се преписује, а изложиоци сабирају.

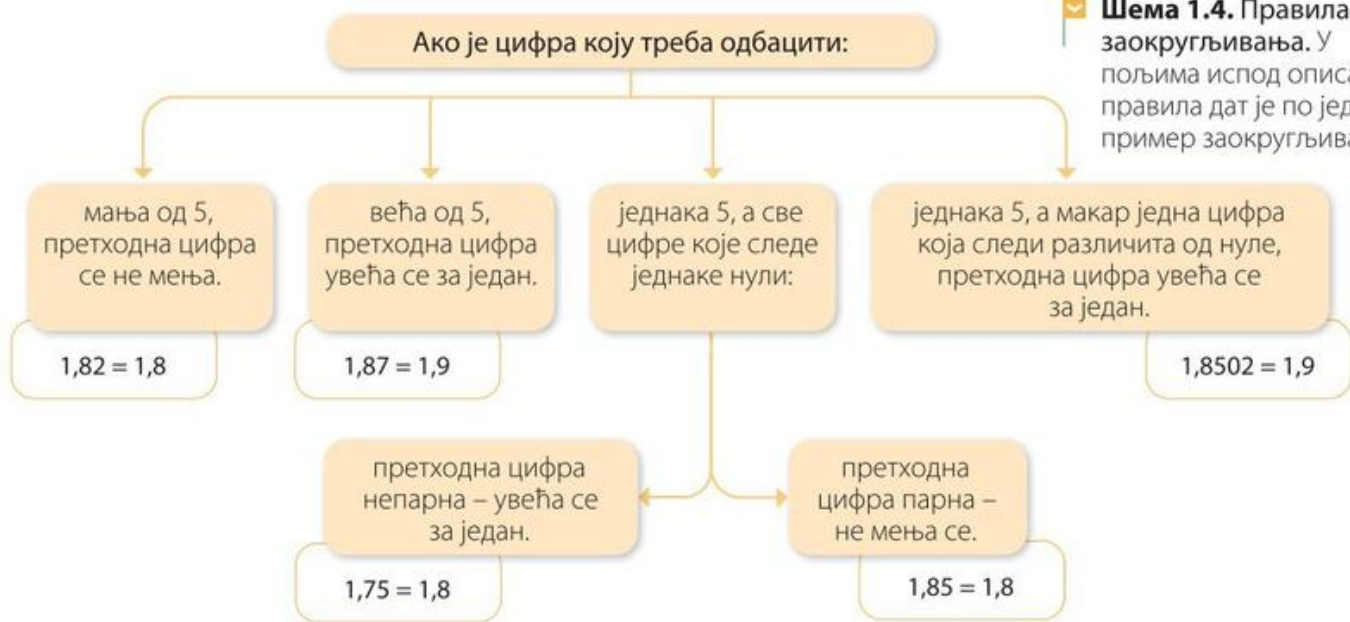
$$1,2 \cdot 10^{-3} \cdot 2,3 \cdot 10^2 = 1,2 \cdot 2,3 \cdot 10^{-3+2} = 2,76 \cdot 10^{-1}$$

Када се деле степени истих основа, основа се преписује, а изложиоци одузимају.

$$\frac{1 \cdot 10^{-3}}{1,25 \cdot 10^{-9}} = 0,8 \cdot 10^{-3-(-9)} = 0,8 \cdot 10^6 = 8 \cdot 10^5$$

Заокругљивање бројева

Приказивање резултата мерења често прати заокругљивање бројева. Правила за заокругљивање, заједно с примерима, приказана су на шеми 1.4.



Шема 1.4. Правила заокругљивања. У пољима испод описа правила дат је по један пример заокругљивања.

ПРИМЕР 1.5. Заокругљивање бројева

Заокругли на две децимале бројеве:

0,125; 1,123; 1,1250245; 28,368; 14,255; 14,4425; 18,905; 192,999.

РЕШЕЊЕ

Решење: 0,12; 1,12; 1,13; 28,37; 14,26; 14,44 (цифра 5 у овом случају не утиче на заокругљивање); 18,90; 193,00.

Свако мерење изводи се с одређеном тачношћу и прецизношћу и с одређеном грешком мерења. Прецизност мерења показује колико се резултати мерења једне исте пробе међусобно слажу. Тачност мерења показује колико се резултати мерења разликују од „праве“ вредности мерене величине. На слици 1.8 може се уочити разлика између тачности и прецизности.



Тачно и прецизно Нетачно и прецизно Тачно и непрецизно Нетачно и непрецизно

Да би се приказала тачност и прецизност мерења, није довољно само једноставно записати бројчане вредности већ се резултат мерења приказује тако да се на основу њега може сазнати више о датом мерењу. На пример, уколико је измерено време 10,0 s, нула

Тачност и прецизност мерења

Слика 1.8. Пример с метом – илустрација прецизности и тачности

Приказивање резултата мерења

Обрада резултата мерења и одређивања физичких величина је сложен и захтеван посао. У овом периоду научи и увежбај и да приказујеш резултате мерења у оквирима који су дати у овој лекцији.

Важно је да користиш и употпуњујеш знања, умећа и вештине стечене на часовима сродних предмета, јер је обрада резултата део и природних и друштвених истраживања, а предмети попут рачунарства и информатике могу те обучити како да то лакше урадиш.

Значајне цифре

Слика 1.9. Очитавање запремине с мензуре:

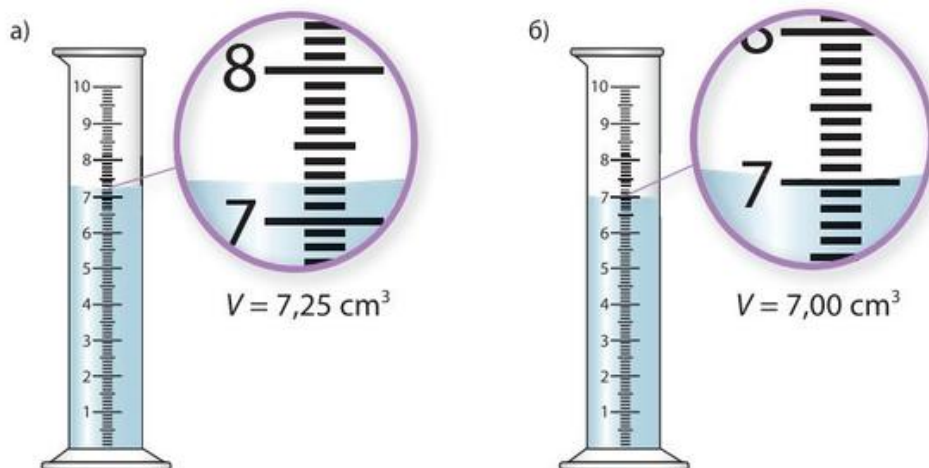
- а) $V = 7,25 \text{ cm}^3$
б) $V = 7,00 \text{ cm}^3$

иза зареза приказује да је мерење било прецизно до десетог дела секунде. Због тога се резултати мерења приказују као интервали поузданости (поверења). На пример, у описаном примеру резултат мерења времена може се приказати као $(10,0 \pm 0,1) \text{ s}$.

Начини обраде и приказивања резултата мерења усвојени су конвенцијама (договорима) и зависе од тога да ли је мерење директно, индиректно, да ли је било једно мерење или више мерења исте пробе. Директно мерење је непосредно очитавање вредности мерене величине с мерног инструмента или мерне посуде. Индиректно мерење је мерење при којем се вредност физичке величине одређује индиректним путем, преко обрасца који ту физичку величину повезује с другим величинама које се одређују директним мерењима.

Резултати појединачних директних мерења приказују се сигурним и једном процењеном (несигурном) цифром. На пример, резултат мерења запремине течности приказан на слици 1.9а је $7,25 \text{ cm}^3$. Запремина од $7,2 \text{ cm}^3$ директно се очитава помоћу подељака, док се трећа (несигурна) цифра процењује. Узима се да је несигурност овог одмеравања половина најмањег подељка мерне скале, што је у овом случају $0,05 \text{ cm}^3$. Резултат би требало приказати као интервал $(7,25 \pm 0,05) \text{ cm}^3$. То значи да се очитана вредност запремине налази између $7,2 \text{ cm}^3$ и $7,3 \text{ cm}^3$. Уколико се резултат прикаже у dm^3 , што је $0,00725 \text{ dm}^3$, број сигурних и несигурних цифара остаје једнак, тј. има их укупно три. Цифре које су важне за приказивање резултата мерења јесу **значајне цифре**.

Други пример одмеравања запремине може послужити за уочавање важности нуле као значајне цифре. На пример, уколико је мениск постављен до нивоа приказаног на слици 1.9б, запремина је $7,00 \text{ cm}^3$. Како је несигурност одмеравања овом мензуром $0,05 \text{ cm}^3$, сматра се да су приказане нуле у резултату мерења значајне цифре и не смеју се изоставити из записа резултата мерења запремине.





ПРИМЕР 1.6. Приказивање резултата мерења

На ваги је измерена маса једног предмета (погледај слику). Увећан је екран, као и део ваге с податком о несигурности мерења на датој ваги. Који је од резултата мерења исправно приказан?

- а) 20 g, б) $(20,00 \pm 0,01)$ g, в) $(20 \pm 0,01)$ g, г) $(20,000 \pm 0,01)$ g.



Увећан екран и табла техничке ваге

Слика 1.10. Мерење масе техничком вагом

РЕШЕЊЕ

На ваги је назначено да је тачност мерења 0,01 g. Због тога се морају задржати два децимална места (иако су у питању нуле). Тачан одговор је, према томе, под б) $(20,00 \pm 0,01)$ g.



Слика 1.11. Различити производи. На производима који се користе у свакодневном животу налази се декларација у којој су наведени подаци о саставу производа исказани различитим бројем значајних цифара.

Тачну („праву“) вредност мерене величине скоро је немогуће добити, а разлика између резултата мерења и праве вредности представља грешку мерења. Грешке мерења могу се појавити због различитих разлога. Да би грешка мерења била што је могуће мања, једна проба мери се више пута (поновљена мерења).

Резултат поновљених мерења најчешће се приказује као аритметичка средина резултата свих појединачних мерења. На пример, уколико су резултати мерења масе супстанце 12,2 g, 12,3 g, 12,1 g и 12,2 g, аритметичка средина добија се сабирањем свих маса и дељењем с бројем мерења, тј. са 4. Тако добијена вредност мерења је **средња вредност** ($\bar{x}$) тих мерења.

$$\bar{x} = \frac{12,2 \text{ g} + 12,3 \text{ g} + 12,1 \text{ g} + 12,2 \text{ g}}{4} = 12,2 \text{ g}$$

Средња вредност се с повећањем броја понављаних мерења приближава правој вредности мерене величине. У пракси се због практичних разлога бира оптималан број поновљених мерења, а резултати се у односу на број мерења затим обрађују различитим статистичким методама.

Слика 1.12. Средња вредност резултата мерења

Више о...

... ГРЕШКАМА
МЕРЕЊА И ОБРАДИ
РЕЗУЛТАТА
МЕРЕЊА

Свако мерење прати одређена грешка мерења. У пракси се за изражавање грешака мерења користе апсолутна и релативна грешка мерења.

▶ Апсолутна и релативна грешка мерења

Апсолутна грешка мерења (Δx) јесте одступање измерене вредности од тачне вредности мерене величине. На пример, уколико је стварна маса супстанце 12,2512 g, а измерена маса 12,2513 g, апсолутна грешка мерења је $\Delta x = |x - \mu| = 0,0001$ g. То значи да резултат описаног појединачног мерења (x) одступа од праве вредности (μ) за 0,0001 g и може се записати као (12,2513 $\pm$ 0,0001) g.

Релативна грешка мерења (ξ) рачуна се према формули (1) и изражава у процентима. Релативна грешка описаног мерења масе супстанце је, према томе, $8,16 \cdot 10^{-4}$ %.

$$(1) \xi_x = \frac{\Delta x}{\mu} \cdot 100 \%$$

ξ_x – релативна грешка мерења;
 Δx – апсолутна грешка мерења;
 μ – стварна маса супстанце.

▶ Приказивање резултата поновљених мерења

Када права вредност мерене величине није позната, што се најчешће дешава, користи се средња вредност поновљених мерења, а резултат исказује помоћу стандардне девијације (одступања) (σ). Овде је дат један од начина приказивања резултата уз одговарајући пример. Прати редослед поступака на датом примеру.

РЕДОСЛЕД ПОСТУПАКА	ПРИМЕР
Израчуна се:	Подаци добијени истраживањем: 1,25 g; 1,26 g; 1,29 g; 1,21 g; 1,22 g; 1,27 g
(1) средња вредност;	1,25 g
(2) одступање (девијација) сваког појединачног податка од средње вредности, $ x_i - \bar{x} $;	0,00; 0,01; 0,04; 0,04; 0,03; 0,02
(3) квадрат за свако $ x_i - \bar{x} $;	0,0000; 0,0001; 0,0016; 0,0016; 0,0009; 0,0004
(4) збир квадрата $ x_i - \bar{x} $;	0,0046
(5) количник (4) и $(n-1)$, где је n број мерења;	$0,0046 : 5 = 0,00092$
(6) квадратни корен од (5).	$\sigma = \sqrt{0,00092} = 0,0303^5$
Резултат се може приказати у облику:	
• $\bar{x} \pm \sigma$	(1,25 $\pm$ 0,03) g

⁵ Овако израчуната стандардна девијација користи се за израчунавање стандардне грешке и интервала поузданости.

Сви прикупљени подаци и резултати мерења после уређивања приказују се помоћу табела и/или различитих графичких приказа.

Табела треба да садржи редни број, наслов, изворе података. Потребно је да буде прегледна, потпуна (свака измерена величина приказује се одговарајућом јединицом) и прилагођена садржају. Пример једне исправно приказане табеле јесте табела 1.3.

Табела 1.3. Измерене масе пепела после сагоревања узорка брашна тип 500, на температури од 525 °C

Узорак	Одмерена маса брашна (g)	Маса пепела после сагоревања (g)
1	5,25 ± 0,01	0,0261 ± 0,0001
2	5,32 ± 0,01	0,0268 ± 0,0001
3	6,33 ± 0,01	0,0318 ± 0,0001
4	7,52 ± 0,01	0,0374 ± 0,0001

РАЗМИСЛИ: које се информације могу сазнати на основу података из табеле 1.3?

ОБЈАШЊЕЊЕ: табела приказује одмерене масе и тип брашна, масе пепела после сагоревања, температуру на којој је извршено сагоревање, као и податке који указују на начин на који је аутор табеле извео мерења (маса брашна одмерена је техничком, а маса пепела аналитичком вагом).

ПРИМЕР 1.7. Приказивање резултата мерења помоћу табеле



У неком истраживању одређивана је маса једног литра крављег млека при различитим температурама. На свакој температури мерене су по две пробе. На температури од 0 °C масе су биле 1,0335 kg и 1,0340 kg, на температури од 15 °C масе млека су 1,0312 kg и 1,0308 kg и на температури од 30 °C измерене масе млека биле су 1,0281 kg и 1,0279 kg. Податке прикажи табеларно (прегледно и са свим елементима које табела треба да садржи).

РЕШЕЊЕ

Табелу је могуће организовати на више различитих начина.

Табела А. Маса једног литра крављег млека мерене при различитим температурама

Температура	Маса једног литра млека (kg)		Средња вредност (kg)
	Проба 1	Проба 2	
0 °C	1,0335	1,0340	1,0338
15 °C	1,0312	1,0308	1,0310
30 °C	1,0281	1,0279	1,0280

Табеле



Слика 1.12. Кравље млеко и брашно

Графичко
приказивање

Графичко приказивање резултата мерења (прикупљених података) нуди могућност поређења резултата, уочавање односа и разлика између података и др. Зависно од врсте резултата могу се користити полигони, хистограми, кружни дијаграми („пите“) и други графички прикази (слика 1.13).

Сваки графички приказ треба да садржи наслов који описује дати приказ (циљ мерења, параметри и услови мерења). На осама координатног система потребно је означити физичку величину која им је придружена, као и мерне јединице које им одговарају (SI систем). Пре него што се резултати мерења прикажу графичким путем, потребно је обрадити податке тако да се одабере најбоља (најпрегледнија) размера на осама координатног система. За приказивање, али и обраду података, користе се и различити рачунарски програми, као што је, на пример, *Microsoft Office Excel*.⁶

Слика 1.13. Различити начини графичког приказивања прикупљених података.
График А: полигон
График Б: хистограм
График В: кружни дијаграм

График А. Губитак влаге сушењем узорка X при различитим температурама

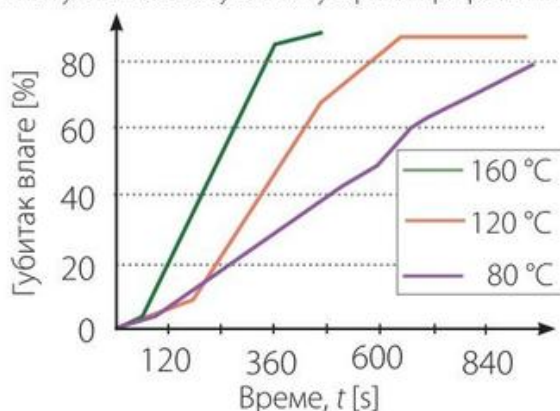


График Б. Садржај бакра у пет различитих узорка легура

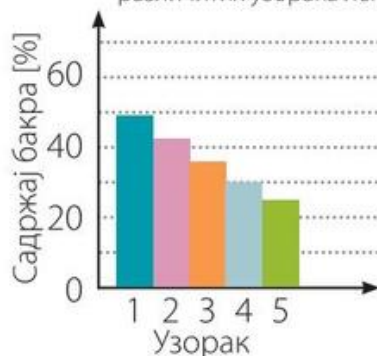


График В. Садржај метала у узорку легуре



Приказивање резултата прикупљених истраживањем (мерењем) вештина је која се стиче вежбањем. Лабораторијске вежбе и пројектни задаци могу бити погодни да се овлада том вештином. Слично важи и за приказивање помоћу табела, као и за графичко приказивање и статистичку обраду резултата мерења.

⁶ Рад у програму *Microsoft Excel* учиш у оквиру предмета Информатика и рачунарство. Потруди се да на часовима тог предмета примениш знања стечена из предмета природних наука и обрнуто.

РАЗМИСЛИ И ПРИКАЖИ

Прикажи на погодан начин резултате описаног истраживања.

Уреди податке, а затим их прикажи у виду табеле и поједним графичким приказом.

Одређиван је проценат влаге у једном узорку земљишта.

Измерене су масе четири алуминијумске посуде (m_a) и у сваку додат по један узорак земљишта масе од око 5 g. Измерене су масе посуде са узорцима земљишта пре сушења (m_{ps}). Узорци су сушени на 105 °C око пет сати и мерени на ваги (m_{ps}). Узорци су узети с локација означених бројевима 1, 2, 3 и 4 с површине земљишне парцеле.

Добијени су следећи резултати:

m_a : (1) 23,40 g, (2) 24,52 g,
(3) 25,45 g, (4) 23,25 g;

m_{ps} : (1) 28,88 g, (2) 30,35 g,
(3) 32,02 g, (4) 29,57 g;

m_{ps} : (1) 28,44 g, (2) 29,89 g,
(3) 31,49 g, (4) 29,09 g.

Тачност ваге је 0,01 g. Проценат влаге одређује се тако што се израчунају масе влажног узорка земљишта, масе сувих узорка земљишта, разлике тих маса (маса влаге) и затим пропорцијом одреди проценат: $100 \% : X = \text{маса влажног узорка} : \text{маса влаге}$.

Табела

Графички приказ



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Шта је средња вредност резултата мерења и на који се начин израчунава?
2. Помоћу табеле прикажи резултате којима је одређено да је у узорцима 1, 2, 3 и 4 садржај бакра редом 82,0 %, 81,2 %, 80,5 % и 72,4 %, а цинка редом 10,2 %, 7,8 %, 11,0 % и 6,4 %.
3. Заокругли бројеве на једну децималу: 0,09; 1,2835; 1,55 и 22,380.
4. Најмањи подељак једне бирете има вредност $0,1 \text{ cm}^3$. Очитана запремина течности је тачно $8,5 \text{ cm}^3$. Прикажи резултат тог одмеравања запремине течности.
5. Наведене бројеве прикажи у облику $A \cdot 10^n$, где је А број између 1 и 9. Бројеви: 0,00025; $28,6584 \cdot 10^{-3}$ и $602,2 \cdot 10^{21}$.

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Хемија. Значај хемије. Одрживи развој. Научни метод. Експеримент. Хемијски оглед. Мерење. Физичка величина. Основна физичка величина. Мерна јединица. Међународни систем јединица (SI). Резултат мерења. Директно мерење. Индиректно мерење. Прецизност. Тачност. Грешке мерења. Приказивање резултата мерења и прикупљених података. Средња вредност мерења. Табеле и графички прикази.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Хемија проучава супстанце, њихову структуру, својства и промене. Дакле, хемија истражује начине на које се од постојећих супстанци могу добити нове и начин на који се може утицати на одржање, очување и побољшање квалитета животне средине.
- Научни метод јесте плански поступак који се примењује у проучавањима.
- Експеримент је намерно изазивање промена у одређеним условима ради њиховог праћења и проучавања.
- Мерење је поступак којим се одређује вредност неке физичке величине помоћу одговарајућих мерних инструмената.
- Измерити физичку величину значи упоредити је са стандардном величином која је узета за јединицу. Вредност мерене величине јесте резултат мерења.
- Званични називи, ознаке и јединице физичких величина дефинисани су Међународним системом јединица (SI).
- Прецизност мерења показује колико се резултати мерења једне исте пробе међусобно слажу.
- Тачност мерења показује колико се резултати мерења разликују од „праве“ вредности мерене величине.
- Директно мерење је непосредно читавање вредности мерене величине с мерног инструмента или мерне посуде.
- Индиректно мерење је мерење при којем се вредност физичке величине одређује непосредним путем, преко обрасца који ту физичку величину повезује с другим величинама које се одређују директним мерењима.
- Сва мерења морају се изводити пажљиво уз праћење одговарајуће процедуре.
- Цифре које су важне за приказивање резултата мерења јесу значајне цифре.
- Резултат мерења физичке величине приказује се као интервал (који показује прецизност и/или тачност датог мерења).
- Средња вредност мерења ($\bar{x}$) најчешће се изражава као аритметичка средина свих појединачних мерења.
- Подаци прикупљени у току истраживања (резултати мерења и друге величине) приказују се табеларно и графички.
- Табела треба да садржи редни број, наслов, изворе података. Потребно је да буде прегледна, потпуна (свака измерена величина приказује се одговарајућом јединицом) и прилагођена садржају.
- Графичко приказивање резултата мерења (прикупљених података) нуди могућност поређења резултата, уочавање односа и разлика између података и друго, а користе се полигони, хистограми, кружни дијаграми („пите“) и други графички прикази.

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- поновиш и усвојиш нова знања о томе како да користиш хемијски научни језик за описивање хемијских феномена;
- наводиш примере о значају хемије за савремено друштво;
- описујеш и наводиш значај научног метода у хемији;
- објашњаваш значај хемијског експеримента;
- изражаваш физичке величине у одговарајућим мерним јединицама међународног система (SI) и разликујеш основне и изведене физичке величине;
- табеларно и графички приказујеш резултате мерења;
- безбедно по себе и друге рукујеш лабораторијским прибором;
- примењујеш правила о безбедном руковању супстанцама, посебно оним које су опасне;
- процениш прецизност мерења на основу резултата мерења;
- поновиш шта су релативна и апсолутна грешка мерења;
- опишеш могуће разлоге за грешке при мерењима;
- увежбаш како да правилно мериш масу, запремину и температуру и на који начин да прикажеш резултат мерења.

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

... о развоју свести људи о животној околини

Промене свести људи, природе, друштва и технике узајамно су зависни и непрекидни процеси. Замисли шта је окупирало свест и мисли људи који су живели у преисторији, а шта је најважније у данашње време. Разговарај на часу или ван њега о начину на који су људи размишљали о животној средини:

- у преисторији, периоду борбе за преживљавање;
- у доба индустријских револуција, када су сви били усхићени новим техничким решењима која олакшавају живот;
- средином 20. века, на почетку развоја еколошке свести;
- у 21. веку, периоду када почињемо интензивно да размишљамо и о будућим генерацијама – одрживом развоју.

Разговарај о значају хемичара у тим периодима.



... о популарним текстовима о „еликсирима“ и „чудесним“ природним лековима

Интернет стране препуне су текстова о различитим облицима „еликсира живота“.

Да ли су ти покушаји да се открије супстанца која продужава живот и штити нас од болести део алхемије или начин да се испитивањем великог броја могућности, можда, открије нека супстанца која би то могла бити?

Колико се може веровати таквим текстовима?

Шта је потребно урадити да би се развио критички, аналитички и духом богат однос према таквим текстовима?



... садржајима из додатне литературе

- Мерења физичких величина и приказивање резултата мерења:

<http://tesla.pmf.ni.ac.rs/people/nesiclj/predavanja/biologija/2011/0vezba.pdf>

- Такмичења ученика средњих школа из хемије:

<http://www.mojahemija.org>

- Српско хемијско друштво:

<http://www.shd.org.rs/HtDocs/SHD/SHD-index.htm>

- Научноистраживачки рад:

Основи научноистраживачког рада, Никола Милосављевић, 1989, Научна књига, Београд

http://konferencija.petnica.rs/index.php?option=com_content&view=article&id=6&Itemid=9





1. Шта је хипотеза?
2. Одабери тачне одговоре.
Мерне јединице за масу јесу:
а) mg, **б)** s, **в)** mol, **г)** cm³,
д) mL, **ђ)** K, **е)** μg, **ж)** °C.
3. Поређај дате мерне јединице по растућој вредности:
а) 1 cm³, 1 mm³, 1 m³, 1 dm³;
б) 1 t, 1 kg, 1 mg, 1 μg.
4. На основу знања из основне школе наведи предмет изучавања следећих области хемије:
а) опште хемије,
б) неорганске хемије,
в) органске хемије,
г) хемије животне средине.
5. Прерачунај:
а) 50 mg у граме,
б) 0,4 dm³ у cm³,
в) 300 mL у литре.
6. Атмосферски притисак се у временским прогнозама често изражава у јединицама: bar и atm. Прерачунај у паскале:
а) 1 bar, **б)** 1 atm.
7. За сваки приказани резултат одреди која је цифра несигурна цифра.
а) 0,023 cm³,
б) 1,25 g,
в) 1,0229 g.
8. Заокругли бројеве на три значајне цифре.
а) 0,1239, **б)** 65,88, **в)** 0,258364.
9. Прикажи помоћу табеле следеће резултате огледа: одмерене су запремине течности од 10,0 cm³; 10,1 cm³; 10,5 cm³ и 12,0 cm³ и пробе означене бројевима од 1 до 4. Затим је мерена маса сваке пробе и добијени су следећи резултати: 10,12 g (проба 1), 10,22 g (проба 2), 10,62 g (проба 3) и 12,14 g (проба 4).



10. Која је од наведених маса најмања? Колико износи разлика маса m_2 и m_1 изражена у грамима?
а) $m_1 = 10$ mg, **б)** $m_2 = 10$ g,
в) $m_3 = 10$ μg, **г)** $m_4 = 0,012$ kg.
11. Изведен је следећи оглед: упаљена је свећа, а затим је изнад свеће која гори постављена празна хладна чиста чаша, отвором надолу. На чаши су се после неког времена виделе капи воде.
Који је циљ овог огледа? Објасни резултат огледа.
12. Етилен-гликол је најважнији састојак антифриза који се користи у аутомобилима. Та супстанца мрзне на температури од 260,15 K. Колико износи та температура у степенима Целзијусове скале?
13. На основу претходног знања и искуства наведи најмање три различита извора грешака при мерењу масе.
14. Петар је три пута мерио масу једног узорка супстанце аналитичком вагом. Резултате је приказао на следећи начин:
0,1285 g; 0,128 g и 0,13 g.
Који од приказаних резултата нису исправно написани и због чега? Уколико се не мења нумеричка вредност измерених маса, коригуј погрешно приказане резултате мерења.
15. Колика је средња вредност приказаних мерења: 10,20 cm³; 10,25 cm³; 10,30 cm³, 10,30 cm³ и 10,15 cm³?
16. Која фаза научног метода недостаје у наведеном низу поступака?
Посматрање појаве, постављање хипотезе, оповргавање или прихватање хипотезе после испитане ваљаности.
17. Наведи која је основна јединица за:
а) количину супстанце,
б) масу,
в) запремину.

18. У једном часопису објављен је рад у чијем је резимеу (апстракт, изводу) писало:
Циљ овог рада био је да се испита утицај микроорганизма, посебно метанојена, на процес разградње органских једињења у језерској води.

Опиши каква би могла бити улога хемичара у тиму који се бавио тим истраживањем.

19. Дате резултате мерења представи децималном мерном јединицом таквом да није потребан експонент за њено записивање:

а) $10,3 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$, б) $1,05 \cdot 10^{-2} \text{ g}$,
в) $1,05 \cdot 10^{-4} \text{ kg}$, г) $0,21 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$.

20. Температура мржњења једног раствора мања је од температуре мржњења воде за $0,015 \text{ K}$. На којој температури мрзне тај раствор?

21. Резултати истраживања приказани су на исправан начин: $0,12 \text{ g}$; $1,00 \text{ cm}^3$ и $100,5 \text{ kg}$. За сваки резултат одреди које су сигурне, а које несигурне цифре.

22. Изврши потребна прерачунавања:

а) $1,02 \text{ g/cm}^3 = ? \text{ g/dm}^3$,
б) $0,02 \text{ mol/dm}^3 = ? \text{ mol/cm}^3$,
в) $0,034 \text{ dm}^3 = ? \text{ mL}$,
г) $1,24 \cdot 10^{-3} \text{ g} = ? \text{ kg}$.

23. С коликом је прецизношћу биретом одмерена запремина течности уколико је резултат мерења $10,05 \text{ cm}^3$?

24. Милица је мерила дужину ивице месингане коцке и масу коцке. Имала је по три мерења. За дужину ивице добила је вредности $1,00 \text{ cm}$, $1,02 \text{ cm}$ и $1,02 \text{ cm}$. Масу је мерила техничком вагом и записала је следеће резултате: $8,73 \text{ g}$, $8,76 \text{ g}$ и $8,80 \text{ g}$. Резултате уреди и прикажи табеларно. На основу резултата одреди густину месинга од којег је израђена коцка и тај резултат прикажи као интервал.

25. Прикажи резултате на одговарајући начин.

а) $(1,0202 \pm 0,01) \text{ g}$,
б) $(10 \pm 0,05) \text{ cm}^3$,
в) $(10,285465 \pm 0,01) \%$.

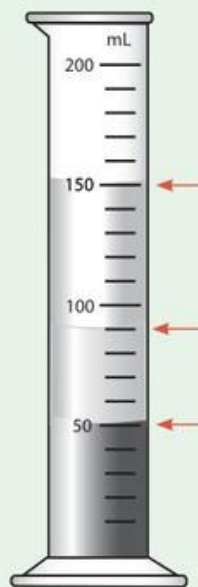
26. Уколико је полупречник атома водоника једнак $1 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$, а маса тог атома једнака $1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$, израчунај густину атома водоника.

27. Сви океани света садрже око $1,36 \cdot 10^9 \text{ km}^3$ воде. Израчунај приближну масу воде у kg уколико је густина морске воде 1025 kgm^{-3} .

28. У мензурку запремине 250 cm^3 сипани су жива, циклохексан и вода. Густине тих супстанци редом износе: $13,50 \text{ g/cm}^3$, $0,778 \text{ g/cm}^3$ и $1,00 \text{ g/cm}^3$. На основу вредности густине и запремине тих супстанци (слика 1.14) израчунај њихове масе.

29. Колика је апсолутна, а колика релативна грешка мерења масе супстанце на аналитичкој ваги ако је одмерена маса супстанце била $0,1000 \text{ g}$?

30. Одређивањем садржаја јона калијума у једном узорку хране добијени су следећи подаци: $6,04 \%$, $6,02 \%$, $5,82 \%$, $6,06 \%$ и $5,88 \%$. Прикажи крајњи резултат тог одређивања.



Слика 1.14. Мензура напуњена живом, водом и циклохексаном



ДОДАТНО О ЗЕЛЕНОЈ ХЕМИЈИ И ИСТРАЖИВАЧКОМ РАДУ



Зелена хемија

Током историје човек је променио животну средину. У неким случајевима та промена неповољно је утицала на даљи квалитет живота људи и других живих организама. Због тога се појавила потреба да се дефинишу принципи по којима ће се убудуће долазити до нових материјала и супстанци.

Ти принципи, као и све мере за побољшање технологије производње супстанци, припадају области хемије, зеленој хемији. То је најмлађа област хемије, чији је циљ да човек учини све што је у његовој моћи да би очувао природу, а да притом одржи висок квалитет живота који му хемија обезбеђује.



Истраживачки рад

Посматрај околину. Дозволи да ти једна природна појава привуче пажњу. Осмисли тему и начин на који би научним методом испитао/-ла ту појаву и објаснио/-ла је. Нека то буде твој први **истраживачки рад**. Није важно да ли је то неко до сада већ урадио, испитао и објавио, важно је да се окушаш и будеш самосталан/-на.

Твој рад треба да садржи: наслов теме, постављено питање, хипотезу, начин на који ћеш то испитати, тј. методу или методе рада, резултате, дискусију и закључак. Није неопходно да експериментално изведеш истраживање, битно је да вежбаш планирање рада.

Уради
пројектни
задачак...



Слика 1.15.

Ученица изводи експеримент

ВРСТЕ СУПСТАНЦИ

Дајће ми суйсшанце и ја ћу саірадиіти универзум.

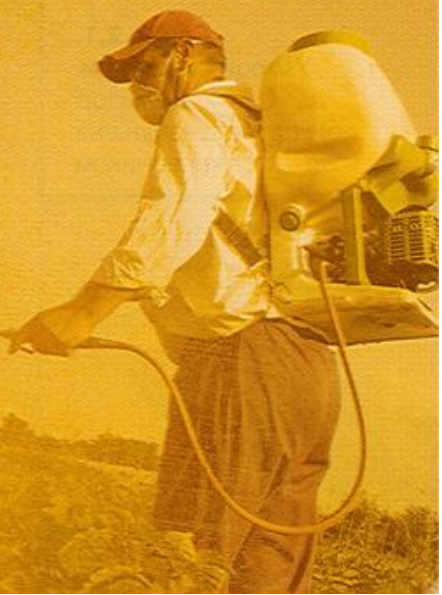
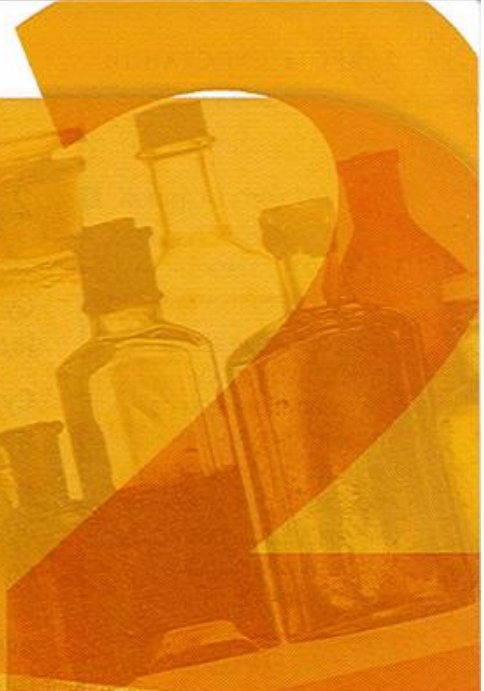
Имануел Кант

2.1. Појам супстанци

2.2. Врсте супстанци: чисте супстанце и смеше

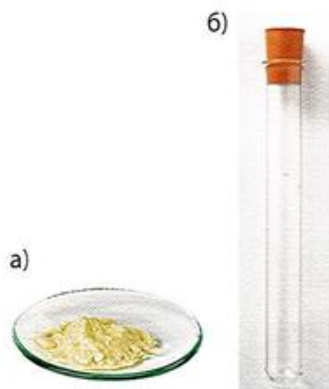
**Пре него што почнеш,
понови градиво о:**

- врстама супстанци,
- физичким и хемијским својствима супстанци,
- физичким и хемијским променама супстанци,
- разликама између елемената, једињења и смеша,
- поступцима за раздвајање састојака смеше.



Садржаји ове области требало би да су ти у великој мери познати из основне школе. Потруди се да поновиш оне основне хемијске појмове који су дати у лекцијама у овој области.

Физичка својства >



Слика 2.1.

Узорци супстанци.

- а) Сумпор
б) Епрувета напуњена кисеоником

2.1. Појам супстанци

Супстанце су вид материје. Свако физичко тело изграђено је од једне или више супстанци.

Супстанце имају масу, заузимају простор и имају карактеристична својства.

Супстанце се међусобно разликују по својствима. На пример, сумпор је супстанца жуте боје, чврстог агрегатног стања, једини се с кисеоником градећи оксиде, а с металима гради сулфиде, док је, рецимо, кисеоник супстанца без боје, мириса и укуса, гасовитог агрегатног стања, тежи од ваздуха и лако се једини с већином елемената (слика 2.1). Својства супстанци могу бити физичка и хемијска.

Физичка својства супстанце јесу својства која се опажају или мере без промене хемијског састава супстанце. То су: агрегатно стање, боја, мирис, укус, растворљивост у одређеном растварачу, температура кључања, температура топљења, електрична проводљивост и др.



РАЗМИСЛИ: која су од описаних својстава кисеоника и сумпора физичка својства?

ОБЈАШЊЕЊЕ: од набројаних својстава сумпора физичка својства су његова боја и агрегатно стање, а у опису својстава кисеоника физичка својства су боја, мирис, укус, агрегатно стање, тежина у односу на ваздух.

Одређена физичка својства су карактеристична својства јер не зависе од степена уситњености супстанце и величине узорка. Таква својства су: температуре кључања и топљења, густина, електрична проводљивост, растворљивост и др.

Својство као што је, на пример, боја може зависити од степена уситњености, јер са степеном уситњености боја може постајати светлија. Тако је оксид живе (HgO) црвене боје уколико је у облику крупног кристала, а уколико је у облику ситних кристала, то је жута супстанца.

Хемијска својства супстанце показују на који се начин супстанца претвара у друге супстанце. То су: запаљивост, склоност ка рђању, реактивност у односу на другу супстанцу и др. На пример, својство сумпора да се једини с кисеоником и металима и својство кисеоника да се лако једини с већином елемената јесу њихова хемијска својства.

ПРИМЕР 2.1. Разликовање физичких и хемијских својстава супстанци

На основу свакодневног животног искуства опиши која су својства бакра и угља, а затим их разврстај на физичка и хемијска својства.

РЕШЕЊЕ

Бакар је супстанца црвене боје, сјајна, чврстог агрегатног стања, нерастворан је у води, електропроводљив и проводи топлоту (физичка својства), а стајањем на ваздуху претвара се у супстанцу зелене боје (хемијско својство)¹.

Угља је супстанца црне боје, чврстог агрегатног стања, слабо растворан у води (физичка својства), запаљив и лако реагује с кисеоником (хемијска својства).

Хемија проучавајући супстанце проучава и њихове промене. Промене супстанци могу бити физичке и хемијске. **Физичке промене** су промене при којима супстанца не мења свој хемијски састав, док се при **хемијским променама** хемијски састав мења и супстанца се претвара у друге супстанце. При физичким променама мења се енергетско стање супстанце. Физичке промене су испаравање, топљење, очвршћавање, кондензовање, сублимовање, растварање и др. Хемијске промене се друкчије називају хемијске реакције. Сваку хемијску промену прати и физичка промена због тога што се променом хемијског састава супстанце мења и њено енергетско стање.



Промена боје
лишћа



Сагоревање дрвета



Рђање



Труљење

Физичке и хемијске промене могу се уочити и у свакодневном животу: топљење леда, испаравање воде, сагоревање дрвета, угља, нафте, воска и других супстанци, труљење воћа, промена боје лишћа, рђање гвожђа (слика 2.2) и многе друге.

Хемијска својства
запаљивост
склоност ка рђању
реактивност

Физичке и хемијске
промене

Слика 2.2. Хемијске
промене супстанци

За мене је природа једна
велика лабораторија у
којој се дешавају различите
реакције разлагања и
стварања супстанци.

Антоан-Лоран де
Лавоазје

¹ Када се описују својства супстанци, није увек неопходно описати, а углавном је то и немогуће, сва својства те супстанце. Најчешће је потребно истаћи само карактеристична својства која ту супстанцу разликују од осталих.

**ПРИМЕР 2.2.** Разумевање појмова: својства и промене супстанци

Разврстај наведене појмове у групе: физичко својство, хемијско својство, физичка промена, хемијска реакција (хемијска промена).

Појмови: сагоревање, топљење, боја, склоност ка рђању, температура кључања, кључање, електропроводљивост, испаравање, сублимовање, запаљивост, рђање, испарљивост.

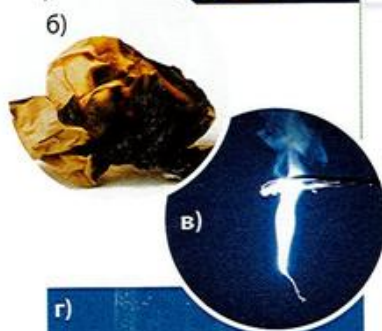
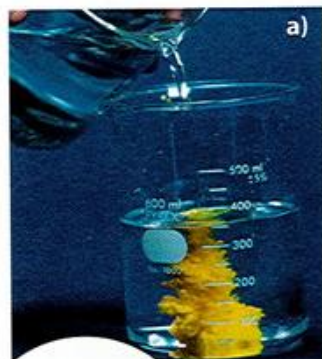
РЕШЕЊЕ

Физичка својства: боја, температура кључања, испарљивост, електропроводљивост.

Хемијска својства: запаљивост, склоност ка рђању.

Физичке промене: топљење, кључање, испаравање, сублимовање.

Хемијске промене: сагоревање, рђање.



Слика 2.3. Хемијске промене супстанци.

- а) Реакција водених раствора олово(II)-нитрата и калијум-јодида
 б) Паљење папира
 в) Паљење траке магнезијума
 г) Реакција цинка и киселине

Доказ да је дошло до хемијске реакције може бити појава талоба, промена боје, појава светлости, појава гаса или промена температуре. На пример, реакцијом водених раствора олово(II)-нитрата и калијум-јодида настаје талог (слика 2.3а), паљењем папира долази до промене боје (слика 2.3б), при сагоревању магнезијума појављује се интензивна светлост (слика 2.3в), а реакцијом цинка и хлороводоничне киселине настају мехурићи гаса (слика 2.3г).

У сваком тренутку у сваком живом бићу дешава се огроман број хемијских реакција, као и различите физичке промене. На пример, састојци хране се разграђују, а као крајњи производи настају угљеник(IV)-оксид и вода. Деловањем живих бића или природних појава ствара се огроман број супстанци. Задатак хемичара јесте да проуче те појаве и научним методом, а на основу ученог, дођу до различитих теорија, закона и принципа који помажу да се природа разуме.

**РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ**

1. Шта су супстанце?
2. По чему се једна супстанца разликује од друге?
3. Опиши физичка својства: а) бакра, б) ваздуха, в) морске воде.
4. У чему је разлика у значењу појмова: рђа, склоност ка рђању, рђање?
5. Опиши једну физичку и једну хемијску промену из свакодневног живота.

2.2. Врсте супстанци: чисте супстанце и смеше

На основу састава, супстанце могу бити чисте супстанце, елементарне супстанце (елементи) и једињења, и смеше, хомогене и хетерогене.

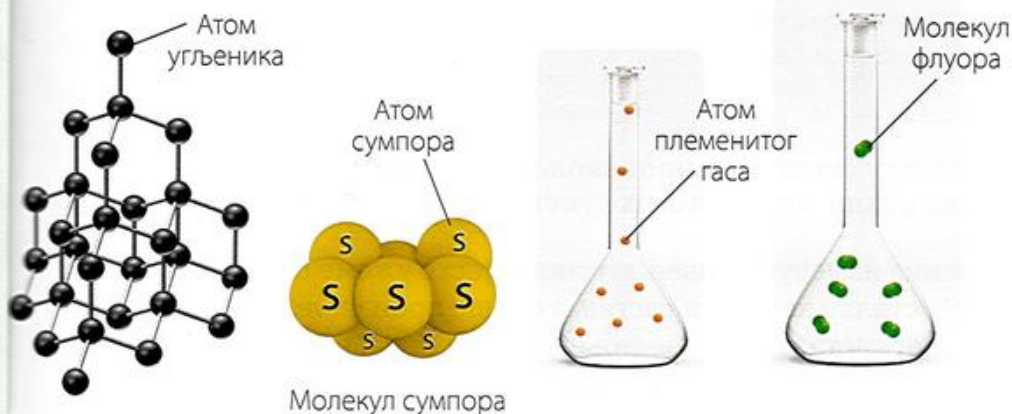
На шеми 2.1 дати су примери основних врста супстанци.



Чисте супстанце имају сталан састав и не садрже примесе других супстанци. То су хомогене супстанце чији је састав исти у свим деловима и не мења се током времена, осим у случају да се подвргну хемијској промени и претворе у друге супстанце. Чисте супстанце могу бити једноставне или сложене.

Елементарне супстанце су најједноставније чисте супстанце састављене од атома исте врсте.

Елементарне супстанце садрже атоме исте врсте (слика 2.4) и не могу се разложити на једноставније супстанце.



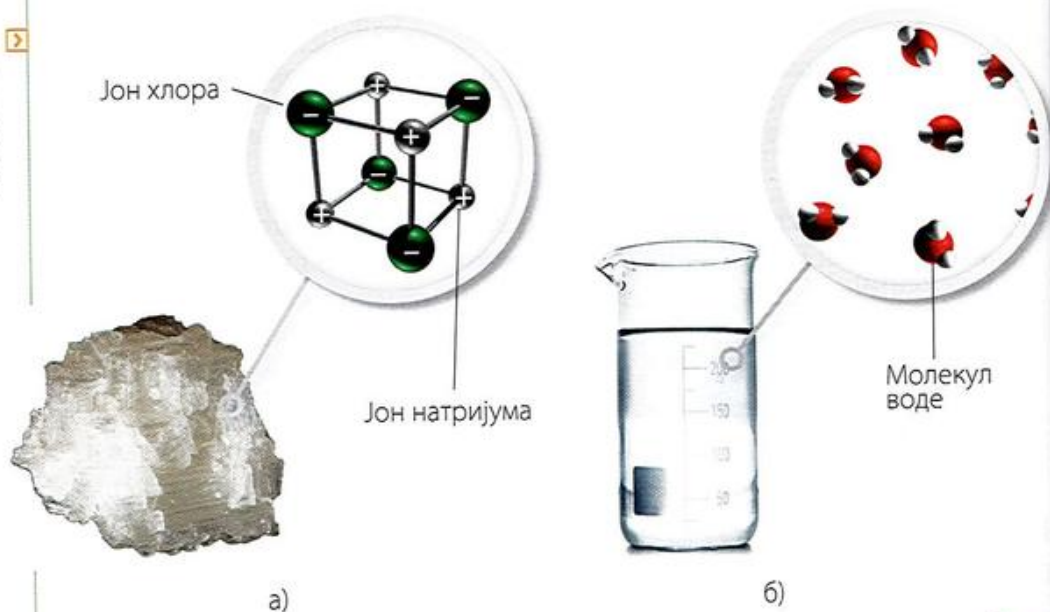
Чисте супстанце

Слика 2.4.
Честични састав елементарних супстанци: дијаманта, сумпора, племенитог гаса и флуора

Једињења су сложене чисте супстанце састављене од двају или више различитих елемената.

Једињења се могу хемијским реакцијама разложити на једноставније супстанце: друга једињења или елементарне супстанце. Честице које изграђују једињења могу бити молекули или јонске групе (формулске јединке), зависно од тога која врста елемента изграђује дато једињење. На пример, вода садржи молекуле чија је формула H_2O , а натријум-хлорид садржи формулске јединке NaCl (слика 2.5).

Слика 2.5. 
Узорци једињења и
честични прикази
структуре:
а) натријум-хлорида
б) воде



ПРИМЕР 2.3. Разликовање елементарних супстанци и једињења

Наведене називе чистих супстанци разврстај у групе: елементарне супстанце и једињења.

Чисте супстанце: водоник, вода, хелијум, баријум, баријум-оксид, калцијум-нитрат, глюкоза и озон.

РЕШЕЊЕ

Елементарне супстанце (елементи): водоник, хелијум, баријум, озон.
Једињења: вода, баријум-оксид, калцијум-нитрат и глюкоза.

Смеше

Смеше су супстанце произвољног састава и садрже две или више различитих чистих супстанци.

Разлика између једињења и смеша јесте у томе што једињења имају сталан хемијски састав, а смеше произвољан. Због свог сталног састава, свако једињење може се записати јединственом формулом, док код смеша то није могуће.

Смеше могу бити хомогене и хетерогене. **Хомогене смеше** имају исти састав у свим својим деловима и састојци таквих смеша не могу се разликовати голим оком нити обичним микроскопом (слика 2.6).



Вода из чесме



Труба од месинга

Хетерогене смеше имају различит састав у својим деловима, а састојци им се могу разликовати голим оком или обичним микроскопом (слика 2.7).

Велики број течних хетерогених смеша, насталих мешањем супстанци чврстог и течног агрегатног стања, јесте нестабилан, тако да се током стајања дешава да се њихови састојци раздвоје – седиментација. На пример, уколико се вода из баре остави да стоји, на дну ће се појавити талог изнад којег ће бити вода.



Зачин



Газирана вода



Вода из баре

Реч „хомоген“ може се користити за све супстанце које имају исти састав у свим својим деловима. Хомогене супстанце су, према томе, елементи, једињења и хомогене смеше.

ПРИМЕР 2.4. Разликовање чистих супстанци и смеша (хомогених и хетерогених)

Разврстај дате смеше на хомогене и хетерогене и одреди које су чисте супстанце основни састојци наведених смеша. Смеше: ваздух, кречно млеко, бронза, чађави дим.

РЕШЕЊЕ

Хомогене смеше: ваздух (азот, кисеоник, племенити гасови, угљеник(IV)-оксид и др.), бронза (бакар и калај).

Хетерогене смеше: кречно млеко (калцијум-хидроксид и вода), чађави дим (угљеник(IV)-оксид, вода, угљеник и др.).

Слика 2.6. Вода из чесме и труба од месинга. Вода из чесме и месинг јесу хомогене смеше.

Слика 2.7. Зачин, газирана вода и вода из баре јесу хетерогене смеше.

ПРИМЕР 2.5. Разликовање супстанци на основу честичног састава

Одреди врсту супстанце (елементарна супстанца, једињење, смеша елементарних супстанци, смеша једињења или смеша елементарних супстанци и једињења) на основу илустрације.



а) Супстанца А



б) Супстанца Б



в) Супстанца В

РЕШЕЊЕ

- а) Супстанца А је смеша елементарних супстанци изграђених од молекула.
 б) Супстанца Б је смеша два једињења. Једно једињење изграђено је од молекула, а друго од јона.
 в) Супстанца В је чиста супстанца, и то једињење.

Раздвајање
састојака смеше

Да би се супстанце из смеше испитале, потребно је раздвојити састојке смеше. Раздвајање састојака смеше основа је већине хемијских истраживања. Поступци за раздвајање могу бити различити у зависности од својстава супстанци које чине смешу. Примери најчешће коришћених поступака јесу: дестилација, испаравање, декантовање, цеђење (филтрирање), сублимовање, кристализација и други.

РАЗДВАЈАЊЕ САСТОЈАКА СМЕШЕ

Смеша плавог
камена и воде.



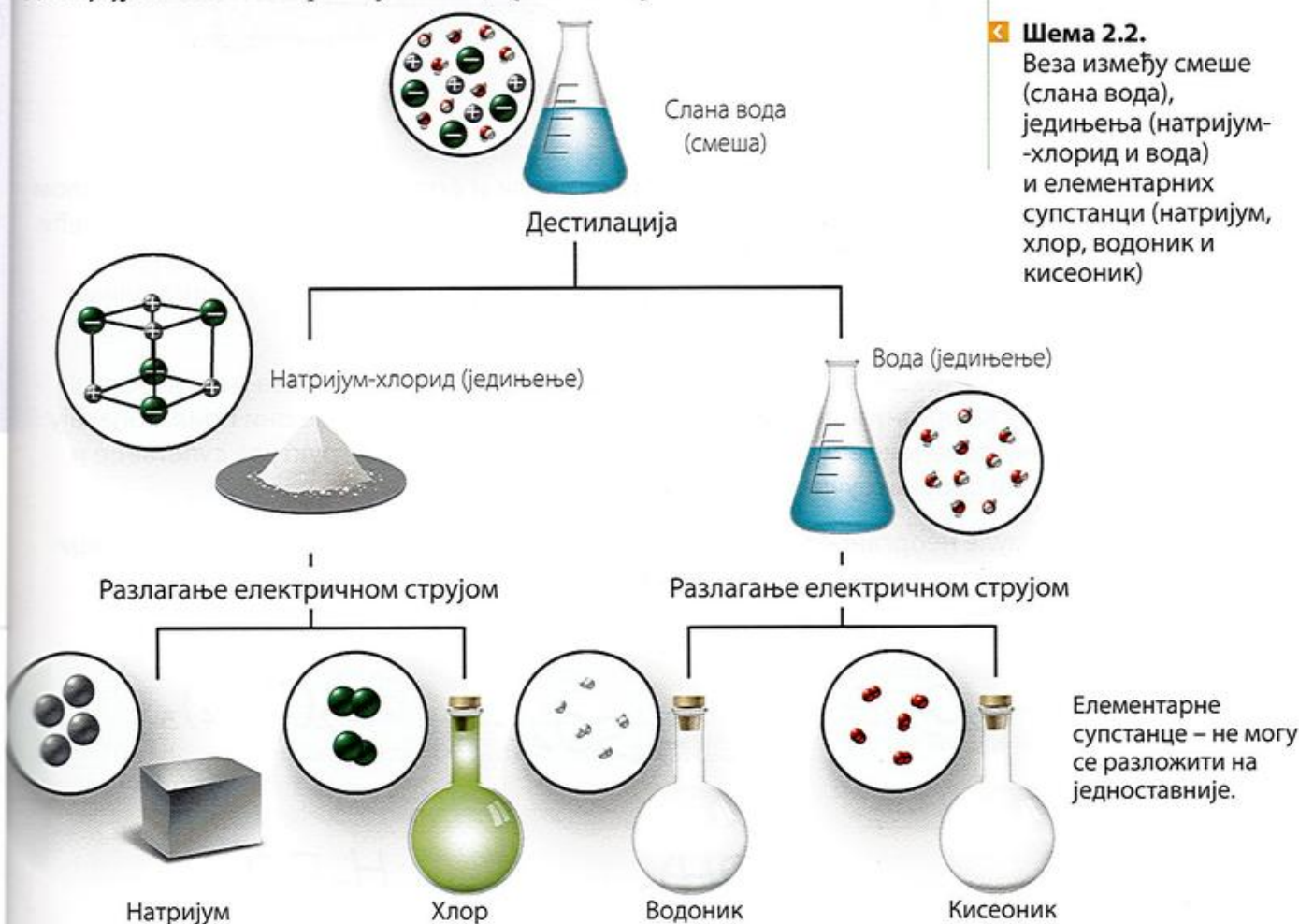
Поједине супстанце чврстог агрегатног стања могу се издвојити из смеше с водом кристализацијом. Пример је издвајање плавог камена из смеше с водом. Смеша се припреми тако што се у чашу од 100 cm^3 сипа око 50 cm^3 воде, а затим дода толико плавог камена да на дну чаше остане мало нерастворене супстанце. Састави се апаратура за загревање и смеша загрева да вода прокључа. Смеша се загрева док се запремина не смањи на половину почетне. У преостали део смеше урони се кончић и остави да се хлади.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

На кончићу се током времена формирају кристали плавог камена.



Смеша воде и натријум-хлорида може се раздвојити дестилацијом, а уколико се састојци смеше даље разложе хемијским променама, добијају се елементарне супстанце (шема 2.2).



Шема 2.2.

Веза између смеше (слана вода), једињења (натријум-хлорид и вода) и елементарних супстанци (натријум, хлор, водоник и кисеоник)

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Наведи основне карактеристике:
а) чистих супстанци, б) елементарних супстанци, в) смеша.
2. Одреди којем појму највише одговарају наведене кључне речи:
а) сложене, чисте, сталан састав,
б) произвољан састав, хомогене.
3. На основу знања из основне школе опиши поступак филтрирања смеше песка и воде.
4. Објасни да ли је елементарна супстанца она која се састоји од истих молекула.
5. Наведи разлике између хомогених смеша и једињења.

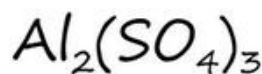
Пре него што
наставиш даље,
подсети се...

...НОМЕНКЛАТУРЕ
НА ПРИМЕРИМА
РАЗЛИЧИТИХ
ЈЕДИЊЕЊА

- Када се узме у обзир да су хемијски симболи и формуле супстанци исти у целом свету, а да се и називи супстанци често слично изговарају и пишу, може се рећи да, осим језика који се користе у свакој земљи на свету, постоји и „хемијски језик“. Познавање тог језика може олакшати комуникацију међу свима онима који се баве хемијом, али и другим областима и наукама.

Званичне (рационалне) називе супстанци одређује и одобрава међународна хемијска организација (IUPAC²) која се тиме бави, а затим се они прилагођавају језику одређене земље. Ти називи зависе од састава и структуре супстанце и велики број њих учио/-ла си у основној школи.

Формуле неорганских једињења пишу се на одређени начин, помоћу валенци елемената који их изграђују, о чему си учио/-ла у основној школи.



Потребно је да поновиш основно градиво о именовању (номенклатури) хемијских елемената и неорганских супстанци. Било би добро уколико би знао/-ла да пишеш формуле и именујеш бинарна једињења (оксиде, хлориде, бромиде и сличне), као и киселине, хидроксиде метала и соли сумпорне, азотне, угљене и фосфорне киселине. Све то може ти олакшати даље учење опште хемије.

Искористи ове стране за то.

² IUPAC је скраћеница за Међународну унију за чисту и примењену хемију (International Union for Pure and Applied Chemistry), која, између осталог, прописује правила за именовање елемената и једињења.

ПОНОВИ И ПОПУНИ

У табели А дати су званични (по IUPAC-овој номенклатури) и традиционални (уобичајени) називи великог броја једињења – бинарних и изграђених од три и више елемената, као и њихове формуле. Понови и провери своје знање тако што ћеш написати формуле једињења које недостају.

Табела А. Примери једињења и њихови називи

Формула једињења	Званичан назив (традиционалан назив)	Формула једињења	Званичан назив (традиционалан назив)
Na_2O	натријум-оксид	NaOH	натријум-хидроксид (масна сода)
	калцијум-оксид		калцијум-хидроксид (гашени креч)
N_2O	азот(I)-оксид (азот-субоксид, „весели гас“)	Cu(OH)_2	бакар(II)-хидроксид
NO	азот(II)-оксид (азот-моноксид)		алуминијум-хидроксид
	азот(III)-оксид (азот-триоксид)		гвожђе(III)-хидроксид (фери-хидроксид)
NO_2	азот(IV)-оксид (азот-диоксид)		сумпорна киселина
N_2O_5	азот(V)-оксид (азот-пентоксид)	HNO_3	азотна киселина
	гвожђе(II)-оксид (феро-оксид)		угљена киселина
Fe_2O_3	гвожђе(III)-оксид (фери-оксид)	H_3PO_4	фосфорна киселина
	натријум-хлорид (кухињска со, камена со)	CH_3COOH	етанска или сирћетна киселина
NaBr	натријум-бромид	Na_2SO_4	натријум-сулфат
	вода		натријум-фосфат
	амонијак		калијум-нитрат
HCl	хлороводоник	FeCO_3	гвожђе(II)-карбонат (феро-карбонат)
H_2S	водоник-сулфид (сумпорводоник)		натријум-карбонат (сода)
CH_4	метан	CH_3COOK	калијум-етаноат или калијум-ацетат
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	етанол	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$	калцијум-етаноат или калцијум-ацетат

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Супстанце. Физичка својства супстанци. Хемијска својства супстанци. Физичке промене супстанци. Хемијске промене супстанци. Чисте супстанце. Хемијски елементи и једињења. Смеше: хомогене и хетерогене. Честицини састав супстанци: атоми, молекули и јони. Раздвајање састојака смеше: дестилација, филтрирање, одвајање магнетом, кристализација, испаравање. Номенклатура хемијских елемената и једињења – IUPAC-ова номенклатура и традиционални (уобичајени) називи.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Супстанце имају масу, заузимају простор и карактеристичних су својстава.
- Физичка својства супстанце јесу својства која се опажају или мере без промене хемијског састава супстанце.
- Хемијска својства супстанце показују на који се начин та супстанца претвара у друге супстанце.
- Физичке промене су промене при којима супстанца не мења свој хемијски састав.
- При хемијским променама мења се хемијски састав супстанце и супстанца се претвара у друге супстанце.
- Хемијске промене друкчије се називају хемијске реакције.
- Чисте супстанце имају сталан састав и не садрже примесе других супстанци.
- Елементарне супстанце су најједноставније чисте супстанце састављене од атома исте врсте.
- Честице од којих су изграђени елементи могу бити атоми и молекули.
- Једињења су сложене чисте супстанце састављене од двају или више различитих елемената.
- Честице од којих су изграђена једињења могу бити молекули и јони.
- Смеше су супстанце произвољног састава и садрже две или више различитих чистих супстанци.
- Смеше могу бити изграђене од свих врста основних честица зависно од састава чистих супстанци које чине дату смешу.
- Хомогене смеше имају исти састав у свим својим деловима и њихови састојци не могу се разликовати голим оком нити обичним микроскопом.
- Хетерогене смеше имају различит састав у својим деловима, а састојци им се могу разликовати голим оком или обичним микроскопом.
- Састојци смеше могу се раздвојити различитим поступцима који се заснивају на разликама састојака смеше у физичким својствима. Ти поступци могу бити: дестилација, филтрирање (цеђење), кристализација, испаравање, одвајање магнетом и други.
- Званичне (рационалне) називе супстанци одређује и одобрава међународна хемијска организација (IUPAC) која се тиме бави, а затим се они прилагођавају језику одређене земље.

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- наведеш шта су супстанце – чисте супстанце и смеше;
- разликујеш чисте супстанце и смеше;
- разликујеш физичка и хемијска својства, физичке и хемијске промене;
- опишеш различите супстанце наводећи њихова карактеристична својства;
- опишеш значај испитивања својстава и промена супстанци;
- наведеш шта су елементарне супстанце и једињења;
- разликујеш елементарне супстанце и једињења;
- разликујеш хомогене и хетерогене смеше;
- разликујеш врсте супстанци на основу њиховог честичног састава;
- наводиш примере супстанци из свакодневног живота и разврставаш их на елементарне супстанце, једињења, хомогене и хетерогене смеше;
- поновиш знање о поступцима за раздвајање састојака смеше;
- предвиђаш и предлагаш поступке раздвајања састојака смеше, а на основу својстава састојака смеше;
- поновиш и усвојиш нова знања о номенклатури елемената, неорганских и неколицине органских супстанци;
- проналазиш и критички одабираш потребне хемијске информације из различитих извора;
- користиш хемијски научни језик за описивање хемијских феномена.

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

... тако што ћеш решити загонетке

Јесте материја, није супстанца, видимо, осећамо, а у посуди не чувамо.

В _ _ _ _ _

Кад додаш воду плаво је, кад одузмеш бело је.

П _ _ _ _ _

Кад га ставе црвен је, кад га нађу зелен је.

Б _ _ _ _ _

Кад га има не видиш га, кад га нема знаш да није ту.

К _ _ _ _ _ К



... тако што ћеш решити осмосмерку

Прво се преслишај шта су хемијски елементи, а шта једињења. Затим провери да ли знаш називе бар двадесет елемената, а после тога покушај да пронађеш оне који су сакривени у овој осмосмерци.

У овој осмосмерци нису, наравно, заступљени сви елементи јер их има _____ (попуни бројем елемената који су данас познати).

Колико је елемената заступљено у овој осмосмерци?

Јесу ли заступљена сва слова из осмосмерке за скривање назива елемената?

Упореди број назива које си ти пронашао/-ла с бројем оних које су пронашли други.

Р	О	Б	О	Р	С	У	Н	Д	О	Ј
Б	А	Р	И	Ј	У	М	И	Е	Р	М
И	Л	О	Л	А	М	О	К	Р	М	У
Д	Е	М	А	Н	П	Е	Л	А	О	Ј
И	К	И	С	Е	О	Н	И	К	Н	И
Ј	С	Х	Л	О	Р	З	Р	И	Е	Р
А	Р	Г	О	Н	З	Н	О	О	С	Т
М	Н	И	Б	И	Ј	У	Н	Н	Р	А
О	С	М	И	Ј	У	М	О	Р	А	Н
Н	Е	Д	Б	И	Л	О	М	И	Ј	У

... садржајима из додатне литературе

• Физичка и хемијска својства и промене:

<https://sites.google.com/site/epruveticaki/home>

<http://www.svetthemije.com/>

• Хемијски елементи и једињења:

<http://www.svetnauke.org/nastanak-hemijskih-elemenata>

<http://www.chemicalelements.com/>

http://www.bbc.co.uk/schools/ks3bitesize/science/chemical_material_behaviour/atoms_elements/revise5.shtml

• Смеше:

<http://www.umsl.edu/~orglab/documents/distillation/dist.htm>





1. Које речи недостају у тексту?
Свака супстанца има карактеристична својства. Својства могу бити **?** и хемијска. **?** својства су својства која се могу опазити без промене супстанце у друге супстанце или мерити једноставним инструментима. Хемијска **?** показују на који се начин једна супстанца претвара у друге супстанце. Промене супстанци могу бити **?** и **?** промене. При **?** променама мења се хемијски састав, а при **?** променама не.
2. Дате супстанце разврстај у групе: елементарне супстанце, једињења, хомогене смеше и хетерогене смеше.
Супстанце: сребро, бакар(II)-оксид, калцијум-хидроксид, кречно млеко, дестилована вода, амонијак, ваздух, шећерна вода, калцијум-хлорид, хлор, водоник, морска вода, песак, чађави дим.
3. Опиши физичка својства:
а) водоника, **б)** натријум-хлорида.
(Није неопходно да наведеш сва, већ три-четири карактеристична својства ових супстанци.)
4. Одабери једну од супстанци тако да јој одговарају наведена својства: има сталан састав, састављена је од два различита елемента, безбојна је и има непријатан мирис.
Супстанце: сумпор, сирћетна киселина, калцијум-хидроксид, вода из баре, амонијак, азот, земни гас.
5. Опиши поступак којим се могу раздвојити састојци смеше песка и воде.
6. Одреди које су од наведених супстанци чисте супстанце, а које смеше: речна вода, сок од вишње, бакар, калцијум-оксид, озон, крв, дим, натријум, бронза, пудер, чоколада.



7. Која је врста супстанци описана у тексту?
а) Супстанца има сталан састав и не може се разложити на једноставније супстанце.
б) Супстанца је хомогеног састава и садржи два различита атома елемената у својим молекулима.
8. Из датог текста издвој физичка, односно хемијска својства.
Бакар је метал, чврстог агрегатног стања на собној температури, има високу температуру топљења, проводи електричну струју и топлоту, реагује с кисеоником при високим температурама, а стајањем на ваздуху у присуству угљеник(IV)-оксида и влаге претвара се у супстанцу зелене боје.
9. Када се унесе у пламен, платинска игла се усија, а када се магнезијум трака унесе у пламен, настаје бела супстанца и појављује се блештав пламен. Која је основна разлика између тих промена?
10. Наведи најмање три:
а) физичка, односно хемијска својства,
б) физичке, односно хемијске промене.
11. Одреди која супстанца наведена у низу **А** одговара својству наведеном у низу **Б**. Сваком својству може одговарати само једна супстанца.

А	Б
а) Бакар	1. Лако рђа.
б) Вода	2. Лако сагорева.
в) Калцијум-карбонат	3. Црвене је боје.
г) Глукоза	4. Слабо се раствара у води.
д) Гвожђе	
12. Испитивана је супстанца **А**. То је супстанца течног агрегатног стања на собној температури, без боје, мириса и укуса, а температура кључања јој је 378 К на атмосферском притиску. Објасни због чега та супстанца не може бити хемијски чиста вода.

3. Одреди којег је агрегатног стања, при атмосферском притиску, свака од супстанци на собној температури на основу температура кључања и топљења.

Супстанца	Температура (°C)	
	топљења	кључања
А	-259	-253
Б	1063	2660
В	-117	78

14. Предложи начин на који се могу раздвојити састојци смеша:

- а) креде и воде,
б) кухињске соли и воде,
в) креде и кухињске соли.

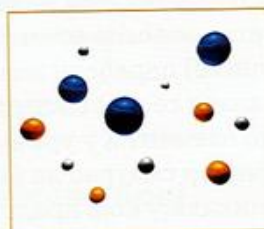
15. Разлагањем супстанце **А** (сталног састава) без присуства других супстанци настају две супстанце **Б** и **В**. Супстанца **Б** састоји се од позитивних и негативних јона, а супстанца **В** не може да се разложи на једноставније супстанце. Одреди којој врсти супстанци припадају супстанце **А**, **Б** и **В** и образложи одговор.

16. Супстанца **А** састоји се од молекула и има сталан састав. Објасни да ли се са сигурношћу може тврдити да је супстанца **А** једињење. Због чега дата супстанца не може бити смеша?

17. Наведи називе физичких, односно хемијских промена које се дешавају у току описаних појава.

- а) Када се загреје вода у којој је растворена со, вода прелази у гасовито агрегатно стање, док со остаје у посуди. Та со се на високој температури претвара у течност.
б) Када падне на загрејану ринглу, шећер се најпре претвара у безбојну течност, а затим се појављује црна супстанца и дим.

18. Одреди врсту супстанце на основу илустрације.



а) Супстанца А



б) Супстанца Б



в) Супстанца В

19. На који се начин могу раздвојити састојци смеша:

- а) воде, креде и натријум-хлорида,
б) сумпора, гвожђа и натријум-хлорида,
в) кисеоника, азота и неона?

20. Разлагањем супстанце **А** настају водоник и кисеоник. Објасни да ли се на основу овога може тврдити да је супстанца **А** вода.

21. Када се супстанца **А** сталног састава, чврстог агрегатног стања, загрева без присуства кисеоника, настају супстанце **Б**, **В** и вода. Супстанца **Б** је беле боје и чврстог агрегатног стања, а супстанца **В** је гас. Гас **В** може настати и када се угљеник загрева у вишку кисеоника. Може ли се на основу овог описа закључити да ли су супстанце **А**, **Б** и **В** елементарне супстанце или једињења? Објасни одговор за сваку супстанцу.

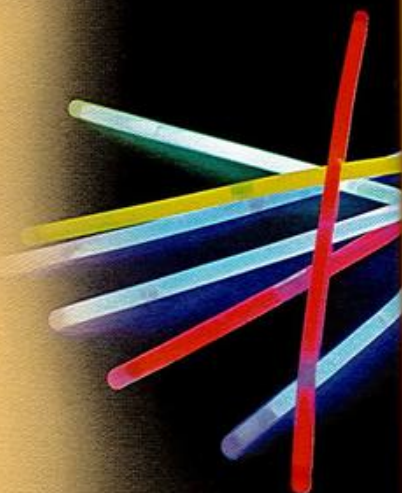


ДРУКЧИЈЕ О СУПСТАНЦАМА И РАЗДВАЈАЊУ САСТОЈАКА СМЕША



Који је хемијски елемент описан у тексту?

Елемент X и његова једињења били су познати, вероватно, много пре него што је Хениг Бранд открио. Стари рукописи описују супстанцу која светли у мраку. Данас постоји назив за супстанце које могу да светле извесно време пошто су апсорбовале (упиле) одређену количину енергије. У том називу налази се име овог елемента. Бранд је случајно открио елемент X у урину. Не зна се због чега је тај алхемичар сматрао да би урин могао садржавати хемикалију која представља „еликсир живота“, али су га његови експерименти довели до открића важног елемента X. Други научници тога времена покушавали су да Бранда наговоре да прода своје откриће, али он то није хтео. Уместо тога, он је сав добијени елемент X разделио. Касније су и други почели да добијају тај елемент. Један од њих је записао да је то веома опасан елемент, јер му је, случајно присут на кревет, запалио постељу.



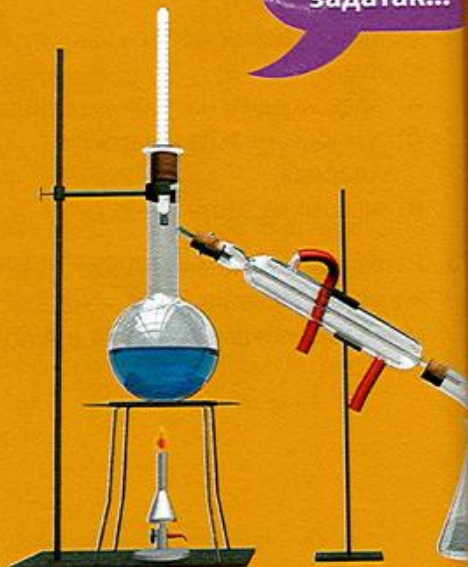
Слика 2.8. Светлећи штапићи. Појава светла које емитују одређене супстанце названа је по елементу X.



Раздвајање састојака смеше

Одабери три различите смеше од понуђених: слана вода, смеша гвожђа и сумпора, морска вода, смеша плавог камена и воде, смеша алкохола и воде (медицински алкохол), смеша креде и воде. Одреди на који се начин могу раздвојити састојци тих смеша. Напиши кратак текст у којем ћеш описати одабране смеше, а затим и поступке њиховог раздвајања. Уколико постоји могућност, припреми дате смеше, практично их раздвој и опиши ток свог рада.

Уради
пројектни
задаћак...



Слика 2.9. Раздвајање састојака смеше дестилацијом

СТРУКТУРА АТОМА

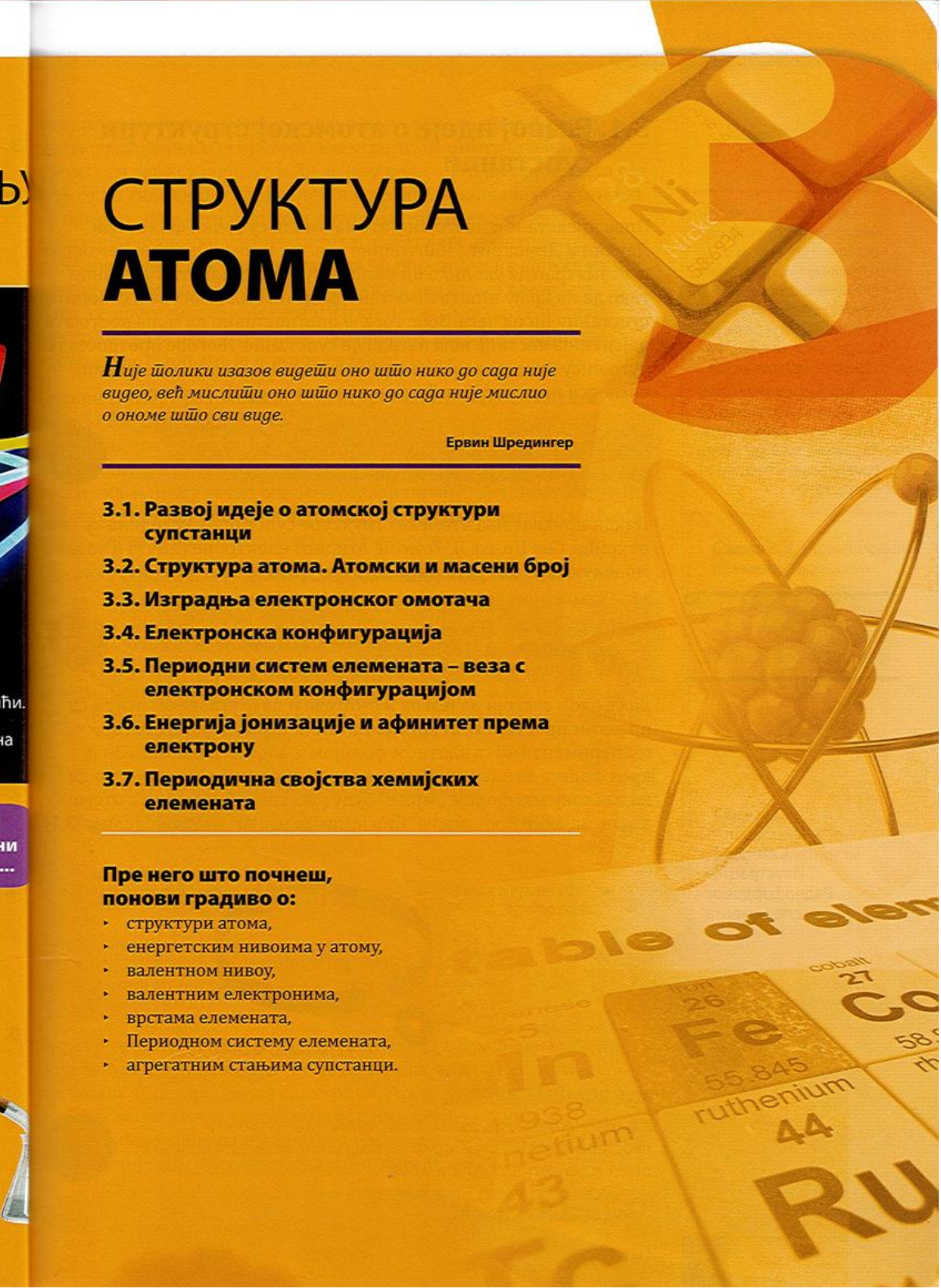
Није толики изазов видећи оно што нико до сада није видео, већ мислићи оно што нико до сада није мислио о ономе што сви виде.

Ервин Шредингер

- 3.1. Развој идеје о атомској структури супстанци**
- 3.2. Структура атома. Атомски и масени број**
- 3.3. Изградња електронског омотача**
- 3.4. Електронска конфигурација**
- 3.5. Периодни систем елемената – веза с електронском конфигурацијом**
- 3.6. Енергија јонизације и афинитет према електрону**
- 3.7. Периодична својства хемијских елемената**

**Пре него што почнеш,
понови градиво о:**

- структури атома,
- енергетским нивоима у атому,
- валентном нивоу,
- валентним електронима,
- врстама елемената,
- Периодном систему елемената,
- агрегатним стањима супстанци.



3.1. Развој идеје о атомској структури супстанци

Ова лекција је по много чему друкчија од осталих. Научи који су најважнији модели атома елемената, а посебну пажњу посвети Боровом моделу атома и развоју савременог, таласно-механичког модела атома.

Уколико су ти потребне додатне информације о природи светлости, таласима и сличном, прати усмеравања у лекцији у виду „стр.“.

Реч ...

... атом јошиче од јрчке речи која значи недељив.

Прве представе о постојању атома имали су грчки филозофи Леукип и Демокрит (460. године п. н. е.). Размишљајући, Демокрит је разматрао да уколико би било могуће уситњавати супстанце тако да на крају ништа не остане, онда би било могуће и створити супстанцу ни од чега. Због тога је претпоставио да мора постојати најситнија честица која изграђује супстанце. Његове претпоставке дуго нису биле прихваћене и тек је две хиљаде година касније енглески научник Џон Далтон обновио теорију о атому.

Демокрит и Леукип: све је изграђено од најситнијих честица које су недељиве, изван којих је вакуум, а које у себи немају празан простор; вечне су, савршене и различитих су облика.

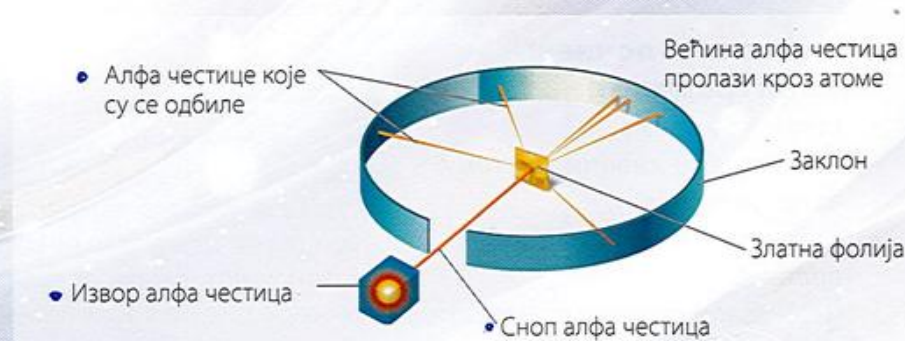


Након прихватања атомске структуре супстанци, уследила су нова открића. Сер Џозеф Џ. Томсон открива електроне (1897) и уводи модел познат као Томсонов „пудинг“ (1904).

Томсонов „пудинг“ – електрони у атому пливају по позитивно наелектрисаној маси.



Да се атом састоји од језгра и омотача и да је углавном испуњен празним простором, открио је научник Е. Радерфорд (1912) експериментима са златном фолијом и алфа честицама¹. Он је кроз фолију од злата пропуштао снап алфа честица и уместо да на заклону иза фолије „мрље“ буду расејане због судара с атомима злата, највећи број „мрља“ био је тачно наспрам фолије (слика 3.1).



Радерфордов модел – атом је углавном испуњен празним простором, језгро је у центру и заузима много мању запремину од омотача (око 10 000 пута мању).



¹ Алфа честице су језгра атома хелијума.

Слика 3.1.
Илустрација
Радерфордовога
експеримента

Откриће електрона и Радерфордов модел атома покренули су низ истраживања о структури електронског омотача и природи светлости, која су почетком 20. века у великој мери променила све што се до тада знало и у физици и у хемији. Физичаре је занимало, на пример, због чега и на који начин настаје светлост која се емитује с површине ужарених тела, а хемичаре је интересовала структура електронског омотача да би објаснили на који се начин повезују атоми или по чему се разликују два атома елемента и многе друге појаве које се могу разумети само ако се познаје електронска структура атома. Паралелно с открићем природе светлости откривана је природа електрона.

Велики значај у разумевању структуре електронског омотача имао је **Боров модел атома**², у којем је акценат на структури електронског омотача. На основу Боровог модела за атом водоника, електрони се крећу око језгра по тачно одређеним путањама, орбитама, и имају тачно одређену (квантирану) вредност енергије (слика 3.2). Вредност енергије зависи од путање електрона. Што је електрон даље од језгра, то има већу енергију.

Када електрони имају минималну количину енергије, атом се налази у основном стању. Уколико атом апсорбује (упије) одређену вредност енергије (у виду светлосне енергије), електрон прелази на вишу путању и атом се налази у побуђеном (ексцитованом) стању. При повратку електрона на нижи енергетски ниво емитује се количина енергије једнака оној која је апсорбована (слика 3.3). На основу описане појаве уочено је постојање енергетских нивоа.



Слика 3.2. Боров модел применљив за атом водоника. Латиничним словима означени су енергетски нивои.

побуђено стање



Слика 3.3. Апсорпција и емисија светлости

Боров модел – електрони се крећу по орбитама око језгра и при преласку с енергетског нивоа на ниво апсорбују/емитују светлост.



Боров модел атома био је у одличном складу с експериментално одређеним вредностима за атом водоника, али су неслагања постојала за атоме с више електрона. Разлог је то што Бор није узео у обзир да електрон, као и светлост, има дуалну природу, тј. да се понаша и као честица и као талас, као и да се морају узети у обзир интеракције између електрона у омотачу атома.

² Нилс Бор (1885–1962) дански физичар, заслужан је за развој теорија о структури електронског омотача. Умро је верујући у свој модел иако је живео и у време када је његов модел био „превазиђен“.

Научник Луј де Број (слика 3.6) предложио је да се телима, слично таласима, придружи таласна дужина³ (стр. 59). Ово се може применити само за честице из микросвета, тј. за електроне, протоне и сличне. За већа тела важе закони класичне физике. Након постављања описане хипотезе, физичар Вернер К. Хајзенберг (слика 3.6) поставио је принцип неодређености, по којем се за електрон не може у исто време одредити брзина и положај.

За одређивање положаја и брзине већих тела користе се радио-таласи који имају велику таласну дужину, али малу енергију, чиме се не утиче на положај тела и истовремено се може одредити и положај и брзина (слика 3.4). У случају електрона, талас мора бити мале таласне дужине која одговара његовој величини, али такав талас има огромну енергију која се при судару преноси на електрон, чиме се мења брзина електрона. Из овога произлази да се само с одређеном вероватноћом може одређивати место електрона у омотачу. Због тога се у таласно-механичком моделу уместо тачног положаја електрона у омотачу, одређује електронска густина (електронски облак) око језгра.

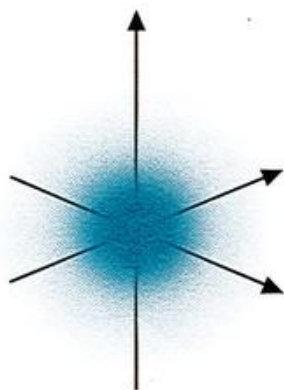
Слика 3.4. Полицијски

радар. Радар шаље таласе ка аутомобилу које возач и не осећа јер је њихова енергија мала. На основу пређеног пута таласа и времена одређује се брзина кретања возила. Телима велике масе може се одредити и брзина и положај (важе закони класичне физике).



Претпоставка да електрон има и честична и таласна својства (дуалну природу) и да му се не може у исто време одредити положај и брзина, почетак је развоја таласно-механичког модела, тј. савременог модела атома.

Научник Ервин Шредингер (слика 3.6) поставио је сложену једначину у коју је укључена дуална природа електрона. Сложеним математичким израчунавањима, као решење те једначине добија се функција која омогућава одређивање скупа тачака који на својеврстан начин даје мапу електронске густине. На пример, за електрон у атому водоника та мапа тачака представљена је на слици 3.5. Већа је вероватноћа да се електрон налази у делу у којем су тачке гушће распоређене. Концепт вероватноће налажења представља једно од основних полазишта при формирању савременог модела атома (више о томе на стр. 60).



Слика 3.5. Мапа електронске густине око језгра у атому водоника

³ Таласи имају своје правилности и начине на које се простиру. Без обзира на врсту таласа, сваки талас има своје максимуме и минимуме. Растојање од једног до другог максимума јесте таласна дужина, која се изражава у метрима, а обрнуто је пропорционална енергији светлости.



Е. Радерфорд



Л. де Број



В. Хајзенберг



Н. Бор



Е. Шредингер



Слика 3.6. Научници на сликама својим радом покренули су нову еру разумевања структуре супстанци.
а) Портрети физичара који су поменути у овој лекцији
б) Једна од конференција физичара (1933)

Савремени модел атома јесте таласно-механички модел атома – електрони имају дуалну природу, око језгра постоји електронска густина...



Када је реч о атому, морамо бити јасни и рећи да језик можемо користити једино на начин на који се то чини у поезији. Песник, иако је, није ни приближно толико забринут када описује чињенице, већ ствара слике и менталне везе.

Нилс Бор

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Када је први пут уведен појам атома и који је научник обновио теорију атомске структуре супстанци?
- Опиши Радерфордов експеримент са златном фолијом и наведи шта је тај експеримент доказао.
- По чему се разликују, а по чему су слични поступци одређивања брзине аутомобила и брзине електрона у атому? Како се назива принцип по којем се за електрон не може у исто време знати и положај и брзина?
- Шта је и колико пута веће: језгро атома или омотач атома?
- Опиши Боров модел атома. Наведи основне карактеристике електрона у том моделу атома.

3.2. Структура атома.

Атомски и масени број

Атом је честица изузетно малих димензија и масе, невидљива голим оком или обичним микроскопом.

Хемијским путем атом се не може разложити на једноставније честице, али атом није једноставне структуре и није недељив. Атоми су изграђени од субатомских честица **нуклеона (протона и неутрона)** и **електрона**. Нуклеони чине **језгро атома**, а електрони **електронски омотач**.

Табела 3.1. Основне карактеристике субатомских честица

Делови атома	Језгро атома		Електронски омотач
Субатомска честица	протон (p^+)	неутрон (n^0)	електрон (e^-)
Маса	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg (u)}$	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg (u)}$	$9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Наелектрисање	1+	0	1-
Количина наелектрисања	$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	/	$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$



$$m_{p^+} \approx m_{n^0}$$

$$m_{e^-}$$

E

Маса протона приближно је једнака маси неутрона (табела 3.1). Та маса може се изразити као унифицирана јединица масе (u) која представља 1/12 масе атома угљеника који има 6 протона и 6 неутрона. Стварна маса атома добија се када се саберу масе свих протона и свих неутрона у језгру, а маса електрона се занемарује. На пример, маса једног атома угљеника који у језгру има дванаест нуклеона (протона и неутрона) је 12u, односно $2,01 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$.

Атом елемента одређен је његовим атомским (редним) и масеним бројем. Атоми исте врсте имају исти атомски број. На пример, сви атоми водоника имају атомски број 1, а сви атоми кисеоника 8.

Атомски (редни) број једнак је броју протона у језгру атома.

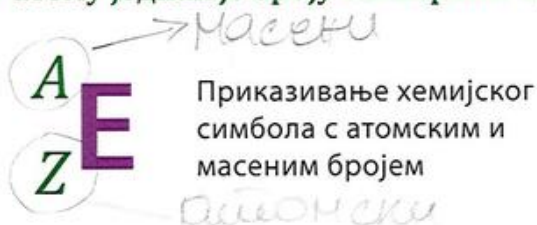
$$Z = N(p^+)$$

Масени број једнак је броју нуклеона (протона и неутрона) у језгру атома.

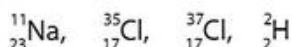
$$A = N(p^+) + N(n^0)$$

Атом је електронеутрална честица због тога што садржи једнак број протона и електрона, а њихове количине наелектрисања су једнаке.

Број протона у атому једнак је броју електрона: $N(p^+) = N(e^-)$.



РАЗМИСЛИ: који од наведених симбола с атомским и масеним бројем ни теоријски не могу представљати симболе реалних атома?



ОБЈАШЊЕЊЕ:

${}_{23}^{11}\text{Na}$ – не може бити тачан јер масени број не може бити мањи од атомског броја.

${}_2^2\text{H}$ – није тачан због тога што је атомски број водоника увек 1.

Атомски број 2 има хелијум, чији је хемијски симбол He.

За представљање атома хемијског елемента користи се **хемијски симбол**. Хемијски симболи су латинични записи од једног или два слова које је увео научник Јенс Јакоб Берцелијус. Хемијски симбол атома формира се тако што се узима прво, односно прво и једно од следећих слова латинског назива елемента. Пре него што су усвојени ти симболи, атоми и друге честице представљани су на различите начине. На пример, седам познатих метала у средњем веку представљано је ознакама небеских тела (Сунца, Марса и др.).

ПРИМЕР 3.1. Писање хемијских симбола елемената

Напиши хемијске симболе атома: натријума, алуминијума, гвожђа, кисеоника, азота, хлора, брома, флуора, водоника, угљеника, фосфора и сумпора.

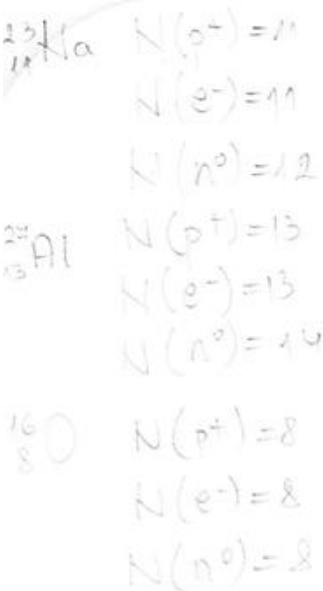
РЕШЕЊЕ

Тражени хемијски симболи атома елемената су редом: Na, Al, Fe, O, N, Cl, Br, F, H, C, P и S.

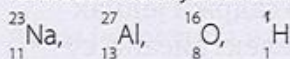
Атомистика у Србији

Први предавач атомистике (науке о атомима) у Србији био је Павле Савић (1909–1994) српски физичар и хемичар. Он је светски реноме стекао када је с Ирен Жолио-Кири 1937. и 1938. године у Паризу открио изотопе познатих елемената бомбардовањем атома урана. То је довело до открића нуклеарне фисије. Павле Савић и Ирен Жолио-Кири били су предложени за Нобелову награду, али је то признање добио Ото Хан, коме је припала заслуга за откриће фисије. Од 1947. године Павле Савић је руководио изградњом Института за нуклеарне науке у Винчи.

О хемијским симболима елемената, као и о томе како су настали и развијали се, учио/-ла си у основној школи. Важно је да на основу упутстава која добијеш од наставника/-це поновиш и добро увежбаш приказивање елемената њиховим симболима.

**ПРИМЕР 3.2.** Одређивање броја субатомских честица у атому

Одреди број протона, електрона и неутрона у атомима елемената на основу њихових хемијских симбола с атомским и масеним бројем.

**РЕШЕЊЕ**

Атом:

натријума: $N(p^+) = 11$, $N(e^-) = 11$, $N(n^0) = 12$,

алуминијума: $N(p^+) = 13$, $N(e^-) = 13$, $N(n^0) = 14$,

кисеоника: $N(p^+) = 8$, $N(e^-) = 8$, $N(n^0) = 8$,

водоника: $N(p^+) = 1$, $N(e^-) = 1$, $N(n^0) = 0$.

Изотопи

Слика 3.7. Приказ изотопа водоника



Слика 3.8. Кобалтна бомба (1955)



У природи могу постојати атоми истог елемента који се разликују по броју неутрона и по масеном броју. То су **изотопи**⁴. На пример, водоник има три стабилна изотопа (слика 3.7), хлор има два, а флуор и натријум по један изотоп.

Изотопи различитих елемената имају велику примену у медицини, технологији, војној индустрији и у разним истраживањима. На пример, изотоп угљеника ^{14}C користи се за одређивање старости предмета, а изотоп кобалта ^{60}Co за лечење рака. Уређај је познат као кобалтна бомба (слика 3.8). Ти изотопи су радиоактивни и то својство је основа њихове примене.

Релативна атомска маса

Величина важна за хемијска израчунавања јесте релативна атомска маса. Она је била важна и за изградњу Периодног система елемената. У историји хемије постојале су различите дефиниције релативних атомских маса. Данас прихваћена и важећа дефиниција релативне атомске масе односи се на поређење просечне масе атома и $1/12$ масе изотопа угљеника ^{12}C . Због постојања изотопа та вредност није цео број и не представља масени број атома. Вредности релативних атомских маса дате су у већини таблица Периодног система елемената, а могу се израчунати и на основу изотопских заступљености.

⁴ Осим изотопа, могу се разликовати и атоми који имају исти масени, а различит атомски број – изобари, као и атоми који имају исти број неутрона – изотони. Разликовање атома по тим карактеристикама важно је за нуклеарне реакције у којима однос броја протона и неутрона одређује радиоактивност датог елемента.

Немектован број

Релативна атомска маса јесте број који показује колико је пута просечна маса атома (m_a) елемента већа од једне дванаестине масе атома угљеника (^{12}C).

Уколико су познате заступљености изотопа, може се израчунати релативна атомска маса елемента. На пример, хлор има два стабилна изотопа: ^{35}Cl и ^{37}Cl . Заступљеност изотопа ^{35}Cl је 77,5%, а изотопа ^{37}Cl 22,5%. Релативна атомска маса израчунава се на основу следеће формуле:

$$A_r \cdot 100\% = 35 \cdot 77,5\% + 37 \cdot 22,5\%$$

$$A_r = \frac{35 \cdot 77,5\% + 37 \cdot 22,5\%}{100\%} = 35,45 \frac{m_a}{u}$$

Релативна атомска маса

Релативна атомска маса

$$A_r = \frac{m_a}{1/12 m(^{12}\text{C})}$$

$$A_r = \frac{m_a}{u}$$

$$u = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

ПРИМЕР 3.3. Израчунавање заступљености изотопа на основу релативне атомске масе

Бакар има два стабилна изотопа: ^{63}Cu и ^{65}Cu . Колике су заступљености тих изотопа уколико је релативна атомска маса бакра 63,5?

РЕШЕЊЕ

Заступљености изотопа могу се означити са x и y .
Збир x и y мора бити 100% (то је једна једначина са две непознате):

$$(1) x + y = 100\%$$

Друга се добија из законитости с релативном атомском масом:

$$(2) A_r \cdot 100\% = 63x + 65y, \text{ тј.}$$

$$63,5 \cdot 100\% = 63x + 65y$$

Решавањем система од две једначине са две непознате може се добити решење. Изрази се x преко y :
 $x = 100\% - y$, и замени у (2).

$$63,5 \cdot 100\% = 63(100\% - y) + 65y$$

$$6350\% = 6300\% - 63y + 65y$$

$$6350\% - 6300\% = 2y$$

$$y = 50\% : 2 = 25\%,$$

$$x = 100\% - 25\% = 75\%.$$

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је атомски, а шта масени број?
- Објасни да ли је атом наелектрисана честица.
- Масени бројеви изотопа кисеоника су: 16, 17 и 18, а $Z = 8$.
Одреди број субатомских честица у тим изотопима.
- На основу података у Периодном систему елемената опиши атом: а) натријума, б) калцијума, в) кисеоника.
- Израчунај релативну атомску масу магнезијума ако тај елемент има три стабилна изотопа наведених заступљености: ^{24}Mg 78,70%, ^{25}Mg 10,13% и ^{26}Mg 11,17%.

Више...

... О ОТКРИЋИМА И
САЗНАЊИМА КОЈА СУ
ДОВЕЛА ДО САВРЕМЕНОГ
ТАЛАСНО-МЕХАНИЧКОГ
МОДЕЛА АТОМА

Природа електрона откривана је паралелно са сазнавањем о природи светлости.

Природа светлости

Људско око реагује на видљиву светлост. То је део електромагнетног зрачења, слично Х-зрацима (икс), инфрацрвеним, ултраљубичастим и радио-таласима. Електромагнетно зрачење састоји се од електричних и магнетних поља и може се замислити као енергија која се преноси кроз простор. Зрачења могу настати у различитим уређајима, на пример микроталасној рерни, или у радио-одашљачу, на површини усијаних тела, а са Сунца на Земљу долази највећи део електромагнетног зрачења.

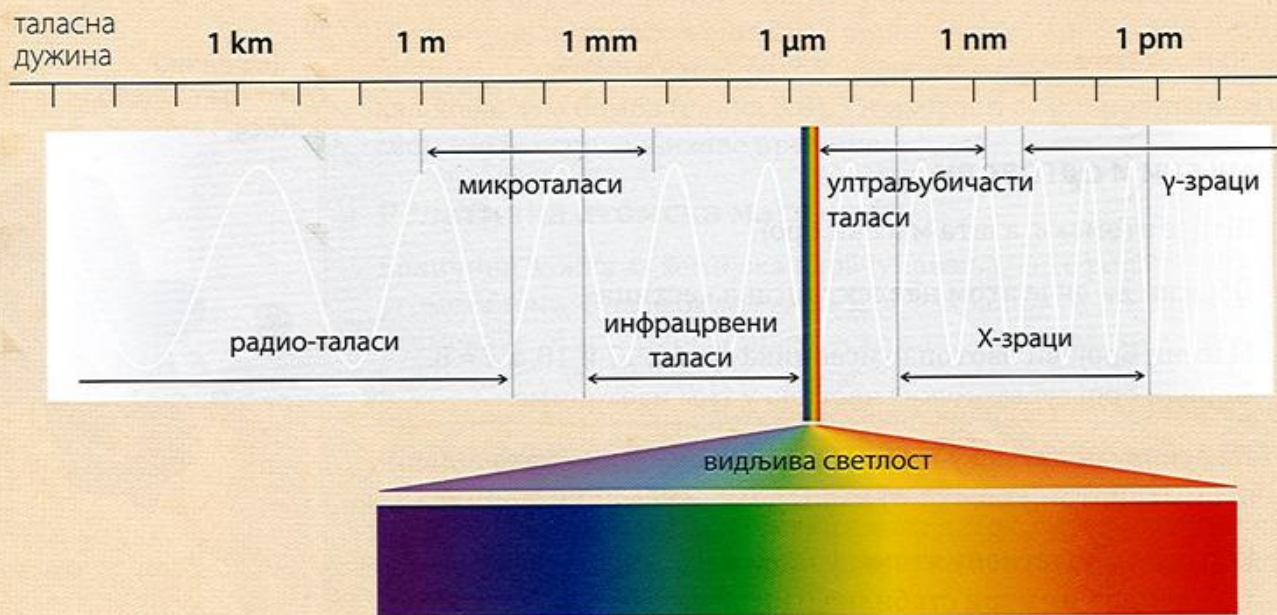
Сва електромагнетна зрачења имају одређене таласне карактеристике. Таласи имају своје правилности и начине на које се простиру. Без обзира на врсту таласа, сваки талас има своје максимуме и минимуме. Растојање од једног

до другог максимума јесте таласна дужина (λ), а учесталост понављања тих максимума је фреквенција таласа (ν). Брзина свих електромагнетних зрачења у вакууму увек има исту вредност $c = 3 \cdot 10^8$ m/s – брзина светлости. Веза између брзине светлости, таласне дужине и фреквенције светлосног таласа дата је приказаним изразом.

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Ознака λ (ламбда) је ознака таласне дужине светлости, ν (ни) је фреквенција, а c (це) брзина светлости. Из израза се може закључити да што је виша фреквенција, то је мања таласна дужина и обрнуто. Када се електромагнетно зрачење уреди по фреквенцији или таласној дужини, добија се спектар (слика 3.9).

Слика 3.9. Спектар електромагнетног зрачења



Да би објаснио зрачење усијаних чврстих тела (црно тело), физичар Макс Планк је почетком 20. века дошао до важног открића да тело апсорбује или емитује светлост у тачно одређеним енергијским пакетима (квантима) светлости.

Енергија светлости дата изразом:

$$E = n \cdot h \cdot \nu = \frac{n \cdot h \cdot c}{\lambda}$$

позната је као Планкова једначина.

Ознака n представља цео број који одређује (квантира) вредност енергије светлости, h је Планкова константа, ν фреквенција, c брзина светлости, а λ таласна дужина.

Енергијске пакете светлости Планк је назвао квантима светлости.

Планков рад и радови других научника тог времена довели су до почетка квантне механике, чији су се закони знатно разликовали од закона класичне физике.

Проучавањем појаве да светлост може да избаци електроне с површине метала, Алберт Ајнштајн је помоћу Планкове једначине одредио да је за то избацивање електрона потребна тачно одређена енергија светлости и ту количину назвао је фотон. Та појава позната је као фотоелектрични ефекат. Својство светлости да се може сударити с честицама могуће је објаснити само придруживањем новог својства светлости, а то је честица природа. Због тога је светлост дуалне (двојне) природе (слика 3.10): и таласне и честице (корпускуларне).



Слика 3.10. Шта приказује слика: две особе окренуте лицем ка лицу или пехар? Слика приказује и једно и друго. Слично томе, светлост и електрони су и честице и таласи у исто време.

Слично као што је за светлост доказано да има дуалну природу, различитим испитивањима понашања електрона експериментално је доказана и таласна природа електрона. На пример, када се сноп електрона усмери на узак прорез дебљине приближне величини једног електрона, долази до дифракције електрона, тј. они се расејавају, на сличан начин као што би се десило и са светлосним таласима.

Спектри супстанци

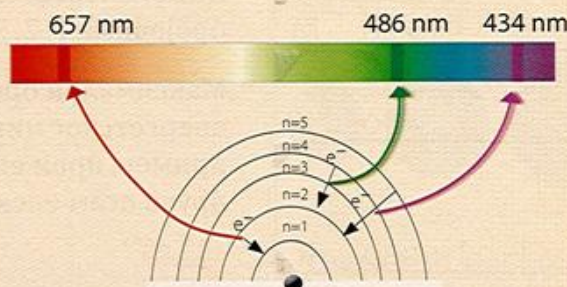
Важно откриће које је одредило даљи ток развоја теорије о структури електронског омотача атома било је постојање разлике између континуалних и линијских спектра супстанци (слика 3.11а). Ужарене супстанце чврстог агрегатног стања дају континуалне спектре, где се свака светлост прелива у другу.

У линијским спектрима (слика 3.11б) постоје линије које су на карактеристичан начин уређене, представљају „отисак прста“ сваке супстанце, тако да не постоје две супстанце које дају исти линијски спектар. Због свега наведеног линијски спектри карактеристични су за одређену супстанцу, а континуални нису.



Слика 3.11. а) Континуални и б) линијски спектар

Линијски спектри настају када се загреје гасовита супстанца или када се пропусти електрична струја кроз гасове при сниженом притиску. Када се кроз неон при сниженом притиску пропусти електрична струја, атоми тог елемента емитују зрачење црвене боје (неонске рекламе). Метални јони, такође, боје пламен одређеном бојом (стр. 85). На пример, литијумов јон боји пламен у црвено, натријумов у жуто, а калијумов у љубичасто (слика 3.12). Све су то докази да електрони у атомима супстанци имају тачно одређена енергетска стања (доказ Боровог модела атома).



Слика 3.12. Приказ настајања линија у линијском спектру

Слично као што ти сада „склапаш коцкице“ покушавајући да докучиш структуру атома, и научници су уз пуно труда, експеримената, размишљања, дискусија и разматрања „склапали“ таласно-механички модел атома. Покушај да у наредној лекцији примениш све до сада научено.

3.3. Изградња електронског омотача

✓ Према таласно-механичком моделу, тј. савременом моделу атома, уместо тачног положаја електрона у омотачу, одређује се електронска густина (електронски облак) око језгра (стр. 52). Решавањем Шредингерове таласне једначине добија се мапа електронске густине (слика 3.13), тако да се сликовито може приказати геометријски облик који одговара мапи највеће вероватноће налажења електрона – **орбитала**.

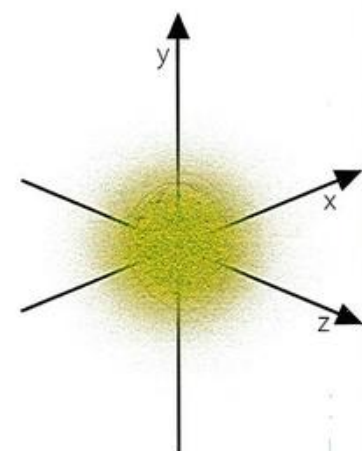
Орбитала је део простора око језгра у којем је вероватноћа налажења електрона највећа.

Орбитале у једном атому разликују се по облику, величини и усмерености у простору. Те карактеристике орбитала одређене су енергетским стањима електрона у атому. Сваки електрон у атому има допуштена енергетска стања, а то значи да постоје константе које описују та стања. Решавањем Шредингерове једначине добијају се те константе – **квантни бројеви**. Три основна квантна броја која описују стање електрона у атому јесу главни квантни број (n), споредни (орбитални) квантни број (l) и магнетни квантни број (m_l).

Главни квантни број (n) може имати вредности 1, 2, 3, 4 итд. На основу тог броја могу се поредити величина орбитала и енергије електрона у орбиталама. Што је већи главни квантни број, то је енергија електрона већа. За до сада највећи познати атом максимална вредност главног квантног броја је 7.

Све орбитале истог главног квантног броја чине један **енергетски ниво**. Енергетски нивои се према том броју означавају арапским бројевима 1, 2, 3... или словним ознакама K, L, M... (шема 3.1).

Максималан број електрона који могу имати енергију одређеног енергетског нивоа може се одредити према формули $2n^2$. На пример, први енергетски ниво може имати 2 електрона ($2 \cdot 1^2 = 2$), други осам електрона ($2 \cdot 2^2 = 8$) итд. (слика 3.14).

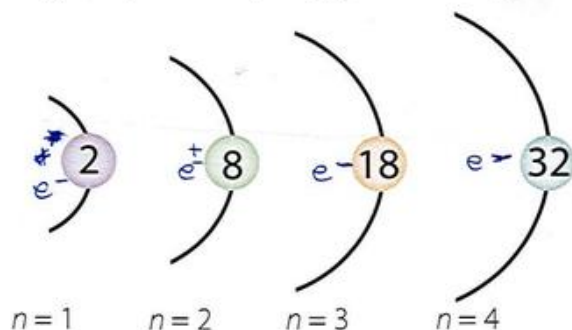


Слика 3.13. Орбитала атома водоника

$n = 7$	7. ниво	O
$n = 6$	6. ниво	P
$n = 5$	5. ниво	O
$n = 4$	4. ниво	N
$n = 3$	3. ниво	M
$n = 2$	2. ниво	L
$n = 1$	1. ниво	K

Шема 3.1. Енергетски нивои

Слика 3.14. Максималан број електрона на прва четири енергетска нивоа



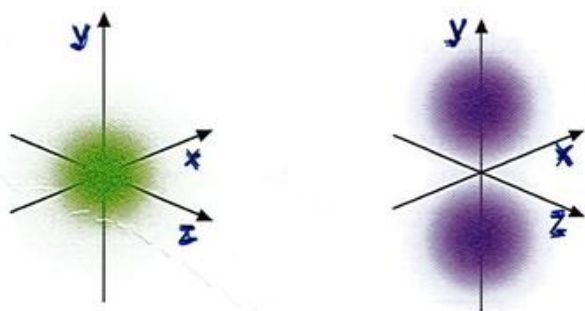
$$n=1 \quad l=0$$

Споредни (орбитални) квантни број (l (ел)) може имати целобројне вредности од 0 до $n - 1$, тј. 0, 1, 2, 3... То значи да на првом енергетском нивоу ($n = 1$) споредни квантни број може имати вредност $l = 0$, на другом нивоу ($n = 2$) вредности 0 и 1, на трећем 0, 1 и 2.

Споредни квантни број, заједно с главним квантним бројем одређује енергију електрона. На пример, уколико је $n = 2$ (други енергетски ниво) и споредни квантни број има вредности 0 и 1, онда на другом енергетском нивоу постоје електрони⁵ који се у одређеној мери разликују по енергији, па се уводи појам **енергетских поднивоа**. Исто важи и за више енергетске нивое, где је број поднивоа већи. Колико има дозвољених вредности споредног квантног броја, толико има и поднивоа на одређеном нивоу (шема 3.2).

Енергетски поднивои означавају се латиничним словима s, p, d и f, испред којих се додаје и број, тако да буду означени и енергетски ниво и подниво. На пример, 4p је p-подниво четвртог енергетског нивоа. Споредни квантни број дефинише и **облик орбитале**. Орбитале се означавају исто као и енергетски поднивои – s, p, d и f.

Орбитале с вредношћу споредног квантног броја $l = 0$ сферног су облика и то су s-орбитале. Вредност $l = 1$ одговара p-орбитали, која изгледа као што је приказано на слици 3.15 (слично облику гимнастичког тега). Величину и енергију орбитале одређује главни и споредни квантни број. На пример, у једном атому могу постојати 1s-, 2s- и 3s-орбитала, које су истог облика, а различите величине и енергије (слика 3.16). Исто важи и за све остале орбитале.

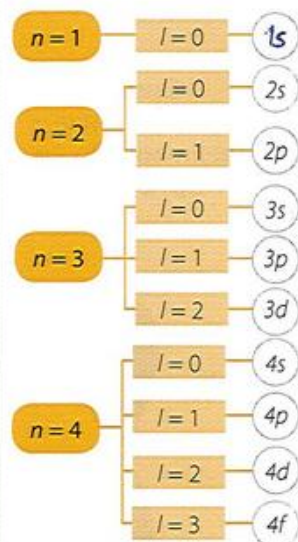


ПРИМЕР 3.4. Веза између главног и споредног квантног броја

Колико на 4. енергетском нивоу има поднивоа и које су словне ознаке орбитала тог нивоа?

РЕШЕЊЕ

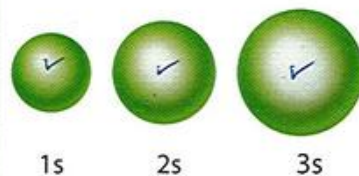
За $n = 4$, $l = 0, 1, 2$ и 3. Орбитале овог нивоа јесу 4s-, 4p-, 4d- и 4f-орбитале.



Шема 3.2. Ознаке енергетских поднивоа на прва четири енергетска нивоа

$l=0$ s ор
 $l=1$ p ор

Слика 3.15. Облик s- и p-орбитала

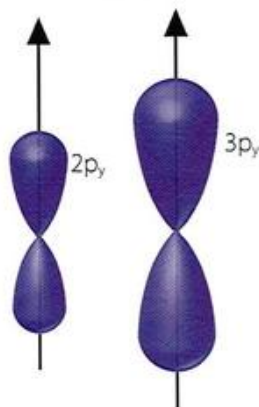


Слика 3.16. Орбитале сферног облика – s-орбитале

⁵ Правилније би било рећи да електрони поседују енергију која одговара одређеном енергетском нивоу, али је уобичајено казати да се електрон налази на одређеном нивоу и у одређеној орбитали.

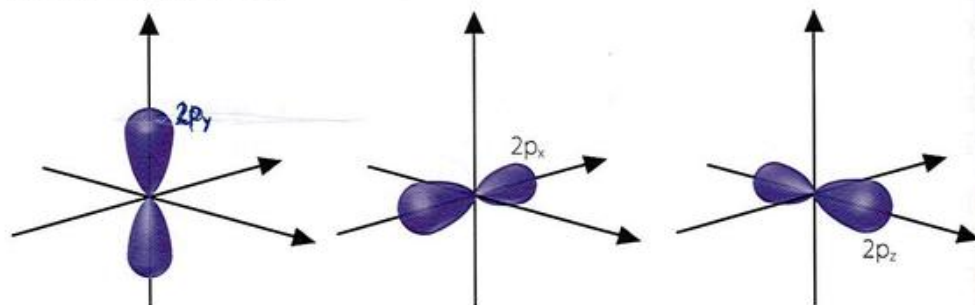
Слика 3.17.

Разлика у величини $2p_y$ - и $3p_y$ -орбитале



Слика 3.18.

p -орбитале другог енергетског нивоа ($2p$ -орбитале). Попречни пресек ових орбитала одговара „издуженој осмици”.



Уколико споредни квантни број има вредност $l = 2$, магнетни квантни бројеви имају пет различитих вредности (од -2 до $+2$), што значи да на једном поднивоу може бити 5 различитих d -орбитала. Оне, осим различите усмерености у простору, имају у одређеној мери и различит облик. Слично важи и за f -орбитале (ef), којих има седам.

Уколико се орбитале, ради лакшег приказивања, представе у виду квадратића („кућица”) за, на пример, трећи енергетски ниво, добија се следећи приказ: сваки квадратић је једна орбитала.

$m_l = 0$	$m_l = -1 \quad 0 \quad +1$	$m_l = -2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2$
3s	3p	3d

Осим та три квантна броја за изградњу и разумевање структуре електронског омотача важан је и четврти, **спински квантни број**, који описује спин електрона и означава се са m_s . Тај број уведен је пошто је примећено да се електрони исте орбитале не понашају на исти начин када се налазе у магнетном пољу. Спински квантни број може имати две вредности: $+1/2$ и $-1/2$.

Спин електрона



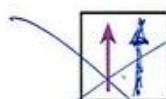
Спин електрона може се схватити као смер обртања електрона око сопствене осе.

$$l = 1 \quad m_l = -1, 0, +1$$

Уколико је потребно приказати и електроне у орбиталама, то се чини помоћу стрелица, на пример на следећи начин:



Два електрона супротних спинова у једној орбитали



Један електрон у једној орбитали

ПРИМЕР 3.5. Максималан број електрона одређених енергетских стања

Колико максимално може бити електрона: а) у једној орбитали, б) на 3. енергетском нивоу једног атома, в) који имају $n = 2, l = 1$ у једном атому?

РЕШЕЊЕ

- а) Два, б) $n = 3$, максималан број електрона $2n^2 = 18$,
в) $2p$ подниво, три орбитале, 6 електрона.

ПРИМЕР 3.6. Поређење орбитала по облику, величини и усмерености у простору

Које су сличности и разлике између $2p_x$ - и $3p_x$ -орбитале?

РЕШЕЊЕ

Орбитале се разликују по величини и енергији ($n = 2, n = 3$); $3p_x$ -орбитала је већа и електрон који се налази у њој има већу енергију од електрона у $2p_x$. Обе орбитале су p_x -орбитале, тако да имају исти облик и усмереност у простору (дуж x -осе координатног система).

На основу могућих вредности квантних бројева за електроне у једном атому, добија се распоред електрона у електронском омотачу – електронска конфигурација (стр. 60).

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је орбитала?
- Које су ознаке четири квантна броја?
- Одреди могуће вредности споредног и магнетног квантног броја за наведене вредности главног квантног броја.
а) $n = 2$, б) $n = 3$.
- Колико максимално може бити електрона на $2p$ -енергетском поднивоу уколико се зна да свака орбитала може имати максимално два електрона?
- Шта чине све орбитале исте вредности:
а) главног квантног броја; б) споредног квантног броја?

Сазнањем да се атом састоји од једној јединственој електричној кванта, човечанство је најправило велики корак у истраживању природе.

Јоханес Штарк

Принцип искључења



У орбитали два електрона не могу имати исти спин.

□ - орбитала

Електронска конфигурација атома

3.4. Електронска конфигурација

Начин на који су распоређени електрони у омотачу последица је могућих стања електрона и може се одредити помоћу **Паулијевог принципа искључења**. По том принципу у једном атому сваки електрон има јединствену комбинацију четири квантна броја, тако да у једној орбитали могу бити максимално два електрона. Такође, у једној орбитали не могу бити два електрона истог спина.

Електрони, према томе, имају ограничен број могућих дозвољених енергетских стања, односно ограничен број дозвољених комбинација квантних бројева (стр. 61). Као резултат тога на сваком енергетском нивоу постоји тачно одређен број енергетских поднивоа, орбитала и електрона. У табели 3.2 дате су вредности максималног броја електрона, орбитала и поднивоа у зависности од вредности главног квантног броја.

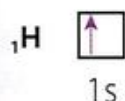
Табела 3.2. Максималан број енергетских поднивоа, орбитала и електрона на енергетским нивоима

Вредност главног квантног броја (<i>n</i>)	Ознака нивоа	Вредност споредног квантног броја (<i>l</i>)	Ознака поднивоа				Максималан број орбитала	Максималан број електрона
			Број орбитала					
			1	3	5	7		
1	1 (K)	0	1s				1	2
2	2 (L)	0, 1	2s	2p			4	8
3	3 (M)	0, 1, 2	3s	3p	3d		9	18
4	4 (N)	0, 1, 2, 3	4s	4p	4d	4f	16	32
<i>n</i>	<i>n</i>	0, 1, 2, 3, <i>n</i> –1	<i>ns</i>	<i>np</i>	<i>nd</i>	<i>nf</i> ...	<i>n</i> ²	2 <i>n</i> ²

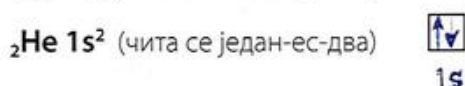
За представљање распореда електрона у омотачу користи се **електронска конфигурација атома** елемента. Електронска конфигурација атома је запис распореда електрона у омотачу када се атом налази у основном, односно побуђеном стању. У основном стању укупна енергија свих електрона мора бити минимална. Због тога важи **принцип минимума енергије**, по којем се прво попуњавају орбитале с мањом енергијом, а затим, када се те орбитале попуне, прелази се на више енергетске нивое.

Атом водоника има један електрон и у основном стању има 1s-орбиталу у којој се налази један електрон позитивног спина. Електронска конфигурација атома водоника може се представити на следећи начин: $1\text{H } 1s^1$ (чита се један-ес-један).

Други начин представљања електронске конфигурације јесте шематски приказ с квадратићима или „кућицама”. Када се у орбитали налази само један електрон, он се представља стрелицом нагоре, што означава његов позитиван спин.

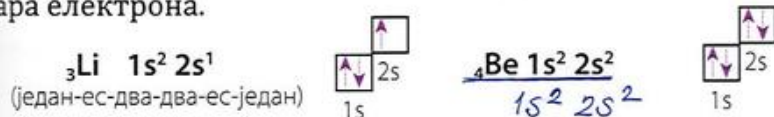


Атом хелијума има два електрона и они се налазе у истој орбитали, те се разликују само по спину, односно спинском квантном броју који за један електрон износи $+1/2$, а за други $-1/2$. Електронска конфигурација атома хелијума је:



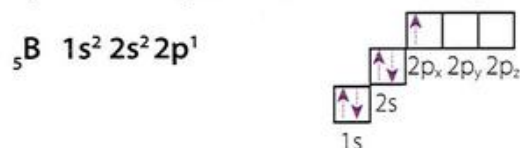
По Паулијевом принципу искључења није дозвољено да оба електрона у орбитали имају исти спин и због тога се један електрон представља стрелицом нагоре, а други стрелицом надоле. Када се као у овом случају два електрона налазе у истој орбитали, кажемо да су то **спарени електрони**.

Атом литијума има три, а берилијума четири електрона. Када се заврши попуњавање првог нивоа у тим атомима, електрони попуњавају први следећи ниво. Сваки ниво почиње s-поднивоом који има мању вредност енергије од p-поднивоа истог нивоа, тако да се након 1s- попуњава 2s-подниво. Атом литијума има два спарена и један неспарен електрон, а атом берилијума има два пара електрона.

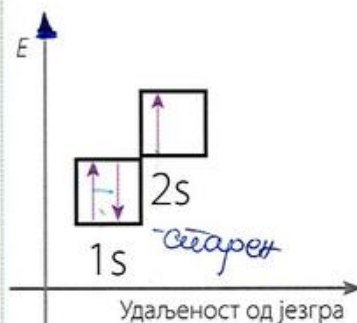


Да би се у шематском приказу пратио пораст енергије орбитала и удаљеност од језгра, орбитале се распоређују на начин приказан на слици 3.19, који се примењује и код електронских конфигурација осталих атома елемената.

У електронској конфигурацији бора на другом нивоу почиње попуњавање и 2p поднивоа, при чему две орбитале тог поднивоа остају празне. Те орбитале се, без обзира на то, увек цртају.



Према принципу минимума енергије, на једном енергетском нивоу редослед попуњавања увек следи низ s-, p-, d- и f-подниво.



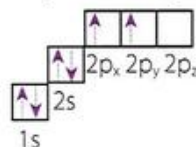
Слика 3.19. Приказ електронске конфигурације атома литијума. У овом приказу означене су осе координатног система само да би се нагласило на који се начин може тумачити електронска конфигурација.

Хундово правило

У основном стању атома угљеника два електрона попуњавају 2p-подниво према Хундовом правилу. Хундово правило примењује се при попуњавању поднивоа с више орбитала када те орбитале садрже више од једног електрона. То правило је последица одбијања између електрона и, према томе орбитале истог поднивоа попуњавају се са по једним електроном истог спина тако да удаљеност између електрона буде максимална, а затим се додају преостали електрони.

Хундово правило: орбитале истог поднивоа попуњавају се електронима тако да спин буде максималан.

Често се при записивању електронске конфигурације попуњени нивои замењују симболом племенитог гаса који има ту конфигурацију, тако да је у запису наглашен последњи енергетски ниво датог атома. Електронска конфигурација атома угљеника је према томе:

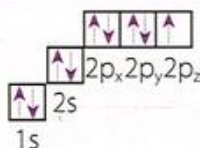
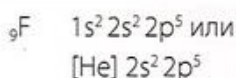


У основној школи учио/-ла си о распореду електрона у омотачу, као и о значају последњег заузетог енергетског нивоа у атому елемента за описивање физичких и хемијских својстава тог елемента. Како се назива тај енергетски ниво, а како електрони на њему?

ПРИМЕР 3.7. Представљање електронске конфигурације атома

Напиши и шематски представи квадратићима електронску конфигурацију атома флуора ($Z = 9$) и одреди број електрона тог атома на последњем заузетом енергетском нивоу.

РЕШЕЊЕ



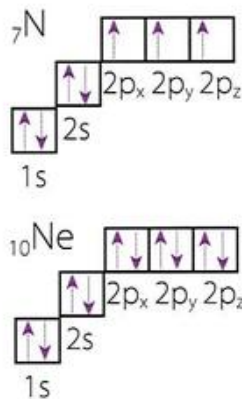
Има 7 електрона на последњем заузетом енергетском нивоу.

Последњи заузет енергетски ниво је **валентни ниво**, а електрони на том нивоу **валентни електрони**. Од конфигурације валентног нивоа атома елемента зависе и хемијска и физичка својства елемента.



РАЗМИСЛИ: по чему су карактеристичне електронске конфигурације атома азота и неона?

ОБЈАШЊЕЊЕ: на основу шематског приказа електронских конфигурација атома азота и атома неона уочава се да атом азота има у 2p-орбиталама по један електрон и да је спин максималан, а атом неона има потпуно попуњен последњи енергетски ниво. Овакве електронске конфигурације су полупопуњене, односно попуњене. Постојање полупопуњених и попуњених електронских конфигурација у атомима елемената знатно утиче на њихову стабилност.



Електронске конфигурације атома атомских бројева од 1 до 18 дате су у табели 3.3.

Табела 3.3. Електронске конфигурације атома елемената атомских бројева од 1 до 18

Симбол атома с атомским бројем	Електронска конфигурација	Симбол атома с атомским бројем	Електронска конфигурација
${}^1\text{H}$	$1s^1$		
${}^2\text{He}$	$1s^2$		
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	${}^{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
${}^4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$	${}^{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
${}^5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	${}^{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	${}^{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
${}^7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	${}^{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
${}^8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	${}^{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	${}^{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
${}^{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	${}^{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

На основу шематских записа електронских конфигурација помоћу квадратића, атоми се могу представити и **Луисовим симболима**, при чему се валентни електрони приказују као тачкице. Ти симболи значајни су за објашњавање грађења хемијских веза између атома. У табели 3.4 дати су прикази већег броја атома елемената Луисовим симболима.

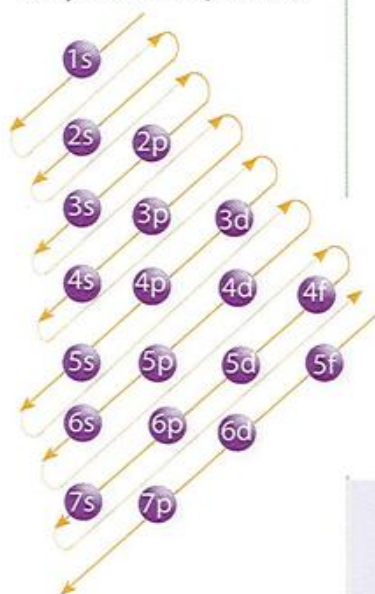
Табела 3.4. Уобичајено приказивање атома елемената Луисовим симболима⁶

1	2		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:		•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Xe•

⁶ Луисови симболи у табели приказују основно стање атома елемента. Они могу представљати и побуђено стање атома елемента (стр. 69).

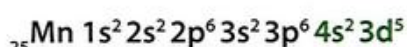
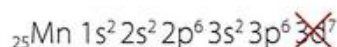
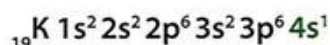
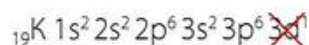
◀ Луисов симбол

Слика 3.20. Редослед попуњавања орбитала



У атомима с атомским бројем већим од 18 постоји одступање од правилног редоследа попуњавања енергетских нивоа, односно поднивоа. То је последица сложених одбојних интеракција између електрона, величине атома и облика орбитала. На пример, за атоме атомских бројева од 18 до 36, након 3p-орбитала не попуњавају се 3d-, већ сферна 4s-орбитала. Након ње, попуњавају се 3d-, а после њих и 4p-орбитале.

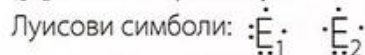
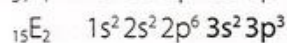
Општи редослед попуњавања дат је на слици 3.20. На пример, електронска конфигурација атома калијума завршава се са $4s^1$, а не са $3d^1$, а атома мангана са $4s^2 3d^5$, а не са $3d^7$.



ПРИМЕР 3.8. Представљање електронске конфигурације атома и Луисових симбола

Који атом има више неспарених електрона: атом елемента E_1 , атомског броја 34 или атом елемента E_2 , атомског броја 15? Прикажи електронске конфигурације атома E_1 и E_2 , као и њихове Луисове симболе.

РЕШЕЊЕ



Више неспарених електрона има атом елемента E_2 (три) него атом елемента E_1 (два). Број неспарених електрона може се одредити и на основу шематског приказа помоћу квадратића.

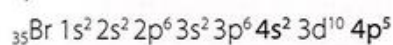
ПРИМЕР 3.9. Писање електронске конфигурације атома елемента

Напиши електронску конфигурацију атома:

а) брома ($Z = 35$), б) калцијума ($Z = 20$), в) јода ($Z = 53$) и означи валентне нивое.

РЕШЕЊЕ

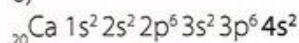
а)



Валентни ниво: $4s^2 4p^5$.

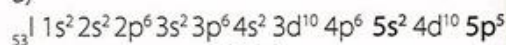
У овом и сличним случајевима попуњени 3d-подниво не сматра се делом валентног нивоа.

б)



Валентни ниво: $4s^2$.

в)



Валентни ниво: $5s^2 5p^5$.

Погодан начин за одређивање редоследа којим се попуњавају орбитале јесте и $n + l$ правило. По том правилу прво се попуњава орбитала за коју је збир $n + l$ мањи, а уколико је збир једнак, попуњава се орбитала с већим l .

Шта се пре попуњава: 6s или 5d, 5p или 6s?

	6s	5d	5p	6s
$n =$	6	5	5	6
$l =$	0	2	1	0
$n + l =$	6	7	6	6
	Мање $n + l$	Једнако $n + l$, веће l		
	6s	5p (Пре се попуњава.)		

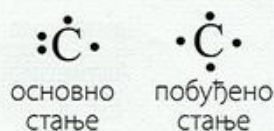
Осим наведених електронских конфигурација атома, постоје и различита друга одступања у редоследу попуњавања код мањег броја атома елемената. Уочена одступања у електронским конфигурацијама увек су последица тежње атома ка већој стабилности (на пример, у атомима хрома, бакра и сличних атома).

У случајевима када се атому доведе одређена количина енергије може доћи до побуђивања атома. Притом су, зависно од количине везане енергије, могућа сва енергетска стања осим оних која Паулијев принцип искључује. На пример, побуђивањем атома угљеника, електрон може прећи из 2s-орбитале у прву или енергетски вишу непопуњену орбиталу, па чак и променити спин у том процесу преласка.



Писање електронских конфигурација атома елемената потребно је увежбати на што већем броју примера. Када се једном овлада тиме, све што надаље о супстанцама треба научити постаје лакше.

Луисови симболи



Начини приказивања атома угљеника Луисовим симболима

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Колики је максималан број електрона у атому елемента који:
а) имају $n = 3$, б) су на 2p-поднивоу, в) су у једној орбитали?
- Опиши значај Паулијевог принципа искључења за представљање електронске конфигурације атома елемента.
- Напиши и шематски представи електронску конфигурацију атома: а) хелијума, б) натријума, в) брома, г) гвожђа.
- Шта означава запис $4s^1$?
- Која се орбитала пре попуњава: а) 6s или 5d, б) 5p или 4d?

3.5. Периодни систем елемената – веза с електронском конфигурацијом

Групе и периоде

Периодни систем елемената има 7 редова и 18 колона (слика 3.21).

Редови у Периодном систему елемената су **периоде**, а колоне **групе**, тако да периода има 7, а група 18. Периоде и групе означавају се арапским бројевима (слика 3.20). То је предлог Међународне уније за чисту и примењену хемију (енг. IUPAC).

Слика 3.21. Таблица Периодног система елемената

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

Учи на примерима...
Труди се да повежеш знања из основне школе са оним што ћеш надоградити сада. Важно је да научиш одређивање групе и периоде елемента у Периодном систему на основу електронске конфигурације атома (углавном за елементе 1, 2, и од 13. до 18. групе). Уз то би било важно да научиш и називе група елемената, као што су алкални, земноалкални метали и други.

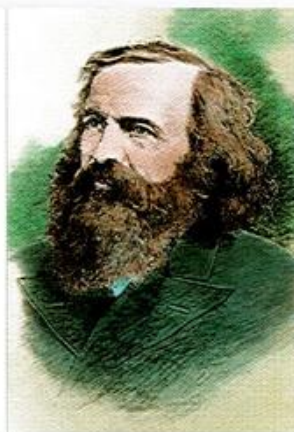
Прва периода има само два елемента: водоник и хелијум. Друга и трећа периода имају по осам елемената, а од четврте периоде почињу дуге периоде са по осамнаест елемената.

Елементи од 3. до 12. групе јесу прелазни метали. Назив су добили због тога што се налазе на прелазу између изразитих метала (1. и 2. групе) и неметала у десном делу Периодног система елемената.

Унутар 5. и 6. периоде, односно у 13. групи, налазе се унутрашњи прелазни метали. Ти елементи издвајају се у посебне редове и има их по петнаест у сваком реду. У реду који припада 5. периоди налазе се елементи лантаноиди (лантаниди), јер започињу лантаном, а као део 6. периоде актиноиди (актиниди), који почињу актинијумом.

Творац Периодног система елемената, у облику таблице сличне таблицама које се данас користе, био је руски научник Дмитриј Иванович Менделеев (слика 3.22). Иако је он, правећи Периодни систем, посматрао само својства елемената и атомске тежине, откриће електронске конфигурације атома показало је да постоји тесна веза између електронске конфигурације и положаја елемента у Периодном систему елемената.

Тако се елементи у Периодном систему елемената могу груписати према врсти последњег заузетог поднивоа. На пример, сви елементи који имају s -подниво као последњи заузети су s -елементи, док су они са p -поднивом p -елементи. Елементи означени са s и p припадају главним групама. Прелазни метали су d -елементи, а лантаноиди и актиноиди су f -елементи (слика 3.23).



Слика 3.22. Дмитриј Иванович Менделеев

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

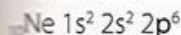
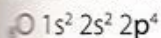
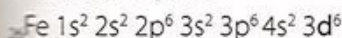
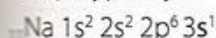
ПРИМЕР 3.10. Одређивање врсте елемента (s -, p -, d - или f -)

Одреди врсту елемента (s -, p -, d - или f -елемент), тако што ћеш написати електронску конфигурацију атома тих елемената или користити Периодни систем елемената.

а) Натријум ($Z = 11$), б) гвожђе ($Z = 26$), в) кисеоник ($Z = 8$), г) неон ($Z = 10$).

РЕШЕЊЕ

I начин: на основу електронске конфигурације:



Натријум је s -елемент, кисеоник и неон су p -елементи, а гвожђе је d -елемент.

II начин: положај у Периодном систему елемената

Натријум је у 1. групи, према томе s -елемент. Кисеоник и неон налазе се у групама од 13. до 18, дакле, они су p -елементи, а гвожђе је у групи која је између 3. и 12. групе, па је, према томе, d -елемент.

Слика 3.23. Положај s -, p -, d - и f -елемената у Периодном систему елемената

Веза између електронске конфигурације и положаја у Периодном систему елемената

 ns^1

1. група,
n. периода

 ns^2

2. група,
n. периода

 $ns^2 np^4$

16. група
n. периода

 $ns^2 np^5$

17. група
n. периода

За p-елементе при одређивању групе у Периодном систему елемената на број валентних електрона увек додај 10.

Прву и другу групу Периодног система чине **s-елементи**.

Осим водоника, остали елементи прве групе су **алкални метали**. Алкални метали добили су назив по арапској речи у значењу пепео, јер су њихова једињења први пут примећена у пепелу. Атоми тих елемената имају један валентни електрон, а разликују се по броју енергетских нивоа. Атоме алкалних метала карактерише велика тежња да изгубе један електрон да би имали стабилну попуњену конфигурацију.

Литијум	${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	2. периода и 1. група
Натријум	${}_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	3. периода и 1. група
Калијум	${}_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	4. периода и 1. група

Атоми елемената 2. групе Периодног система, **земноалкалних метала**, имају два валентна електрона и тежњу да их отпусте. Алкални и земноалкални метали јесу изразити метали управо због те тежње да постану позитивни јони, што и чине реакцијама с другим супстанцама.

Берилијум	${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$	2. периода и 2. група
Магнезијум	${}_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	3. периода и 2. група
Калцијум	${}_{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	4. периода и 2. група

Атоми елемената 16. групе, **халкогених елемената**, имају 6 валентних електрона. Назив су добили од грчких речи које значе „градитељи руда”. Најважнији елементи ове групе јесу сумпор и кисеоник.

Кисеоник	${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	2. периода и 16. група
Сумпор	${}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3. периода и 16. група
Селен	${}_{34}\text{Se}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	4. периода и 16. група

Елементи 17. групе, **халогени елементи**, имају међусобно веома слична својства. Назив су добили од грчких речи које значе „градитељи соли”. Њиховим атомима недостаје један електрон до попуњене електронске конфигурације првог племенитог гаса.

Флуор	${}_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	2. периода и 17. група
Хлор	${}_{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3. периода и 17. група
Бром	${}_{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	4. периода и 17. група

Последња група у Периодном систему, у којој су племенити гасови, означава се као 18. група. Сви атоми тих елемената, осим атома хелијума, имају по осам валентних електрона. Додавањем новог електрона атомима елемената ове групе почело би попуњавање

новог енергетског нивоа. Због тога се њихове електронске конфигурације сматрају попуњеним. Атоми ових елемената немају тежњу да се сједињавају са осталим атомима, због чега се њихове електронске конфигурације сматрају стабилним.

Хелијум	${}^2\text{He } 1s^2$	1. периода и 18. група
Неон	${}^{10}\text{Ne } 1s^2 2s^2 2p^6$	2. периода и 18. група.
Аргон	${}^{18}\text{Ar } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	3. периода и 18. група
Криптон	${}^{36}\text{Kr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	4. периода и 18. група

РАЗМИСЛИ: покушај да на примеру гвожђа и мангана закључиш и објасниш на који се начин на основу електронске конфигурације атома прелазних метала одређује њихов положај у Периодном систему елемената. Гвожђе се налази у 4. периоди и 8. групи, а манган у 4. периоди и 7. групи Периодног система елемената.

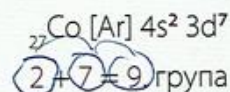
ОБЈАШЊЕЊЕ:

${}^{25}\text{Mn } [\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ 4. периода и 7. група;

${}^{26}\text{Fe } [\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ 4. периода и 8. група.

Гвожђе и манган су у 4. периоди због тога што је њихов највиши енергетски ниво четврти ниво. За d-елементе, група се одређује сабирањем броја електрона тог последњег енергетског нивоа и d-поднивоа претходног енергетског нивоа. Валентни електрони ових атома, као и атома осталих прелазних метала, јесу електрони највишег енергетског нивоа и последњег непопуњеног d-поднивоа. Оправданост тог начина одређивања броја валентних електрона атома прелазних метала види се у експерименталним подацима који показују да њихова својства зависе од броја тих електрона.

Одређивање групе у
Периодном систему:
d-елемент



ПРИМЕР 3.11. Одређивање положаја елемента у Периодном систему елемената

На основу датих електронских конфигурација одреди групу и периоду елемента у Периодном систему елемената.

$E_1 1s^2 2s^2 2p^1$; $E_2 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$.

РЕШЕЊЕ

Положај елемента у Периодном систему елемената може се одредити на основу електронске конфигурације.

$E_1 1s^2 2s^2 2p^1$

$E_2 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

Атоми елемената E_1 и E_2 имају исти број валентних електрона (3) и налазе се у 13. групи Периодног система елемената. Атом E_1 има два, атом E_2 четири енергетска нивоа, па се елемент E_1 налази у другој, а E_2 у 4. периоди.

ПРИМЕР 3.12. Одређивање положаја елемента у Периодном систему елемената

У којој се групи, односно периоди, налази елемент атомског броја:

а) $Z = 12$, б) $Z = 53$?

РЕШЕЊЕ

При одређивању групе и периоде морају се написати електронске конфигурације атома елемената.

а) ${}_{12}\text{E}_1 [\text{Ne}] 3s^2$ 3. периода и 2. група;
 б) ${}_{53}\text{E}_2 [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^5$ 5. периода и 17. група.

Подсети се...

— по чему се позитивно и негативно наелектрисани јони разликују од атома.

ПРИМЕР 3.13. Одређивање положаја елемента у Периодном систему елемената

Одреди положај елемената А и Б у Периодном систему елемената на основу електронских конфигурација њихових јона. Пре него што одредиш групу и периоду, сети се да јона нема у Периодном систему елемената.

$\text{A}^{3+} 1s^2 2s^2 2p^6$; $\text{B}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

РЕШЕЊЕ

Положај елемента у Периодном систему елемената одређује се на основу електронске конфигурације атома. Атом А има три електрона више од приказаног јона, а атом Б има два електрона мање од приказаног јона.

Атом А $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 3. периода и 13. група.

Атом Б $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 3. периода и 16. група.

**РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ**

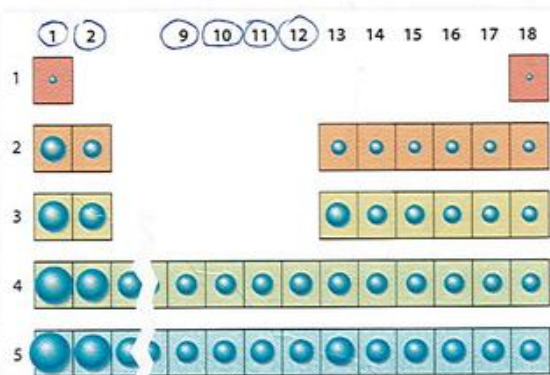
1. Колико има група у Периодном систему елемената?
2. Где се у Периодном систему елемената налазе изразити метали?
3. Напиши електронске конфигурације и објасни због чега се бром и јод налазе у истој (17) групи Периодног система елемената.
4. Одреди групу и периоду у Периодном систему елемената за:
 а) хелијум ($Z = 2$), б) натријум ($Z = 11$), в) кисеоник ($Z = 8$)?
5. По чему су карактеристичне електронске конфигурације атома племенитих гасова?

3.6. Енергија јонизације и афинитет према електрону

На физичка и хемијска својства атома, односно елемената, у великој мери утиче **полупречник атома**.

У групи Периодног система елемената расту полупречници атома због тога што расте број енергетских нивоа у атомима и електрони се налазе све даље од језгра.

У периоди се налазе атоми елемената једнаког броја енергетских нивоа, а полупречници атома дуж периоде опадају (слика 3.24). Разлог томе јесу одбојне силе између валентних електрона, па су електрони удаљени један од другог, и без обзира на њихов број, језгро ће их јаче привлачити уколико је у њему већи број протона. Последица тога јесте то што је омотач атома мањи од очекиваног. На пример, у атому натријума сваки електрон привлачи 11 протона, док сваки електрон у атому хлора привлачи већи број протона (17), без обзира на већи број електрона у омотачу хлора. Због тога атом хлора има мањи полупречник од атома натријума.



К Полупречник атома

- Мање заузетих енергетских нивоа – мањи полупречник атома.
- Исти број заузетих енергетских нивоа – мањи полупречник има атом с више протона у језгру.⁷

К **Слика 3.24.** Приказ промене полупречника атома елемената у Периодном систему елемената

ПРИМЕР 3.14. Поређење полупречника атома различитих елемената на основу електронске конфигурације

Поређај симболе атома наведених елемената у низ тако да низ слева надесно показује пораст полупречника атома елемената.

а) Натријум, $Z = 11$, б) сумпор, $Z = 16$, в) литијум, $Z = 3$, г) азот, $Z = 7$.

РЕШЕЊЕ

Атоми натријума и сумпора као валентни ниво имају 3. енергетски ниво, док литијум и азот имају други. Због тога су атоми натријума и сумпора већег полупречника.

У паровима Na и S, као и Li и N, већи полупречник има атом с мање протона у језгру, а то су Na и Li, па је тражени редослед: N, Li, S, Na.

⁷ Код појединих елемената постоје одређена одступања од ових општих правилности.

Илустрација ти може помоћи да запамтиш...

Енергија јонизације



Атом елемента (g)

Слово „и“ ...

... у индексу ознаке E_i
појачава од речи ion, њј. јон.

Слика 3.25.

Вредности енергија јонизација елемената у делу Периодног система елемената. Вредности су дате у kJ по једном молу атома, односно јона (1 mol садржи $6 \cdot 10^{23}$ атома, односно јона).

Енергија јонизације

На хемијска својства елемената утиче лакоћа с којом се валентни електрон може удаљити из атома. Енергија потребна за тај процес јесте енергија јонизације (јонизациона енергија). Што је лакше уклонити електрон, то је енергија јонизације мања.

Енергија јонизације (E_i) јесте енергија коју треба довести атому (у гасовитом агрегатном стању⁸) да би изгубио најслабије везан електрон.

Вредност енергије јонизације зависи од стабилности атома (јона), његове тежње да отпусти електроне, као и од полупречника честице. Полупречник атома у периоди опада, а у групи расте и због тога су енергије јонизације атома мањег полупречника увек веће од енергије јонизације атома већег полупречника, јер је електрон ближи језгру (слика 3.25).

Расте енергија јонизације →

	1	2		13	14	15	16	17	18
1	H 1312								He 2372
2	Li 520	Be 899		B 801	C 1086	N 1420	O 1314	F 1681	Ne 2081
3	Na 496	Mg 738		Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1520
4	K 419	Ca 590		Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1361
5	Rb 403	Sr 549		In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 508		Tl 595	Pb 723	Bi 711	Po 821	At -	Rn 1048

↑ Расте енергија јонизације

Сви атоми елемената, осим атома племенитих гасова, теже да отпусте или приме електроне да би постали стабилни. Уопштено важи да атоми метала теже да отпусте валентне електроне, а атоми неметала да приме електроне на валентни ниво. Унутар периоде атом алкалног метала има најмању, а атом племенитог гаса највећу енергију јонизације, тј. вредност енергије јонизације у периоди расте.

ПРИМЕР 3.15. Поређење енергија јонизације атома елемената

На основу положаја у Периодном систему елемената одабери атом елемента с већом енергијом јонизације. Атом: натријума или литијума; сумпора или натријума.

РЕШЕЊЕ

У првом пару то је литијум (изнад натријума у групи), а у другом пару то је сумпор (десно од натријума у периоди).

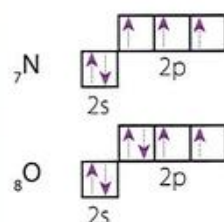
⁸ При мерењу енергије јонизације, елементарне супстанце морају бити гасовитог агрегатног стања да на измерену вредност не би утицале и интеракције између честица у течном или чврстом агрегатном стању.



РАЗМИСЛИ: уколико пажљиво проучиш податке о енергијама јонизације дате у приказу на слици 3.25, можеш уочити да постоје одређена одступања, на пример у случају азота и кисеоника (и елемената који се у групи налазе испод њих), као и у случају елемената 2. и 13. групе Периодног система елемената. Покушај да на основу електронских конфигурација атома кисеоника и азота објасниш та одступања.

ОБЈАШЊЕЊЕ: електронске конфигурације атома азота и кисеоника су: ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ и ${}_8\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$.

Атом азота има полупопуњене р-орбитале и максималан спин. Одбијање између р-електрона атома азота мање је него одбијање електрона у атому кисеоника. Атом азота је стабилнији од атома кисеоника, а атом кисеоника ће након јонизације имати исту електронску конфигурацију као атом азота. Због тога је енергија јонизације атома кисеоника мања од енергије јонизације атома азота. Слично важи и за одступање у случају берилијума и бора, као и одговарајућих елемената осталих периода.



Шематски приказ валентних нивоа атома азота и кисеоника

ПРИМЕР 3.16. Поређење енергија јонизације атома елемената

Који од атома елемената има мању енергију јонизације и због чега:

а) атом литијума или атом кисеоника; б) атом магнезијума или атом баријума?

РЕШЕЊЕ

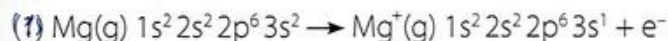
а) ${}_3\text{Li } 1s^2 2s^1$; ${}_8\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$.

Атом литијума тежи да отпусти валентни електрон и има већи полупречник од атома кисеоника. Због тога атом литијума има мању енергију јонизације од атома кисеоника.

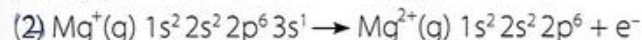
б) ${}_{12}\text{Mg } [\text{Ne}] 3s^2$; ${}_{56}\text{Ba } [\text{Xe}] 6s^2$.

Баријум и магнезијум налазе се у истој групи Периодног система елемената. Атом баријума има већи полупречник од атома магнезијума и због тога има мању енергију јонизације.

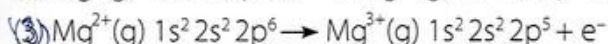
Електрони се могу сукцесивно удаљавати из атома елемента. Због тога постоје прва, друга, трећа итд. енергија јонизације. На пример, да би се атому магнезијума удаљио један електрон из 3s-орбитале, потребно је довести прву енергију јонизације која се означава као $E_{I,I}$ (1). За удаљавање другог електрона из једанпут позитивног јона магнезијума (Mg^+) потребна је друга енергија јонизације ($E_{I,II}$) (2) итд. Како су позитивни јони увек мањи од одговарајућих неутралних атома и у њима постоје јаче привлачне силе између електрона и језгра, сукцесивно удаљавање електрона из атома све је теже како јон постаје позитивнији. То значи да је прва енергија мања од друге, друга мања од треће итд.



$E_{I,I}$



$E_{I,II}$



$E_{I,III}$ итд.

Мерењем сукцесивних енергија јонизације може се на основу њихових вредности закључити који је јон елемента најстабилнији. На основу података у табели 3.5 за четири енергије јонизације натријума, магнезијума и алуминијума може се уочити да постоје „скокови“, и то за натријум између прве и друге, за магнезијум између друге и треће, а за алуминијум између треће и четврте енергије јонизације. На основу тога закључује се да су посебно стабилни: јон натријума Na^+ и магнезијума Mg^{2+} , а у случају алуминијума јон Al^{3+} .

Табела 3.5. Енергије јонизације натријума, магнезијума и алуминијума у kJ/mol

Елемент	Прва енергија јонизације (kJ/mol)	Друга енергија јонизације (kJ/mol)	Трећа енергија јонизације (kJ/mol)	Четврта енергија јонизације (kJ/mol)
Натријум	496	4562	6912	9543
Магнезијум	738	1451	7733	10540
Алуминијум	578	1817	2745	11577

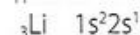
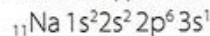
ПРИМЕР 3.17. Поређење полупречника и енергије јонизације атома и јона

Поређај ознаке наведених честица у два низа тако да један приказује пораст полупречника честица (од најмањег ка највећем полупречнику), а други пораст енергије јонизације (од најмање ка највећој енергији јонизације).

а) $_{11}\text{Na}$, б) $_{3}\text{Li}^+$, в) $_{3}\text{Li}$.

РЕШЕЊЕ

На основу електронских конфигурација може се донети закључак о редоследима.



Најмање енергетских нивоа има јон литијума и то је честица најмањег полупречника, а највеће енергије

јонизације. Највећи полупречник има атом натријума с највише енергетских нивоа, а самим тим и најмањом енергијом јонизације. Према томе, редоследи су:

пораст полупречника: $_{3}\text{Li}^+$, $_{3}\text{Li}$, $_{11}\text{Na}$;

пораст енергије јонизације: $_{11}\text{Na}$, $_{3}\text{Li}$, $_{3}\text{Li}^+$.

Илустрација ти може помоћи да запамтиш...



Афинитет према електрону

У тесној вези с енергијом јонизације јесте и друга важна величина која одређује хемијска својства елемента. Та величина је афинитет према електрону и означава се са E_a . Ова енергија односи се на процес када атом елемента прима електрон.

Афинитет према електрону јесте енергија коју атом елемента (у гасовитом агрегатном стању) ослобађа када прими електрон.⁹

⁹ За мањи број атома елемената потребно је довести енергију да би атом примио електрон.

Што је афинитет према електрону већи, то је тежња атома да прими електрон већа и обрнуто. Атоми неметала имају већу вредност афинитета према електрону од атома метала. Атоми елемената исте периоде имају већи афинитет према електрону уколико су мањег полупречника. Због тога афинитет према електрону у периоди расте, а у групи опада. Може се уочити да постоји одређена сличност у начину на који се афинитет према електрону и енергија јонизације мењају у групама и периодама. Разлика постоји у случају атома племенитих гасова за које се може узети да немају афинитет према електрону, а енергија јонизације им је знатно већа него код осталих атома елемената.

ПРИМЕР 3.18. Упоредивање вредности афинитета према електрону и енергије јонизације атома елемената

Упореди величину енергије јонизације и афинитета према електрону атома:
а) натријума и алуминијума, б) кисеоника и флуора.

РЕШЕЊЕ

- а) Натријум и алуминијум налазе се у истој периоди Периодног система елемената, с тим што је алуминијум десно у односу на натријум. Може се закључити да атом алуминијума има већу енергију јонизације и афинитет према електрону од атома натријума.
- б) Флуор и кисеоник налазе се у 2. периоди, при чему је кисеоник у 16, а флуор у 17. групи Периодног система елемената. Због тога флуор има и већу енергију јонизације и већи афинитет према електрону од кисеоника.

Велики број својстава елемената, физичких и хемијских, зависи од структуре атома, полупречника атома, величине енергије јонизације и афинитета према електрону. Та својства су, на пример, тврдоћа, реактивност елемената, електропроводљивост и друга.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Шта је енергија јонизације, а шта афинитет према електрону?
2. На који се начин мења енергија јонизације:
а) у групи, б) у периоди Периодног система елемената?
3. Упореди полупречнике честица: а) ${}_{19}\text{K}^+$ и ${}_{16}\text{S}^{2-}$, б) ${}_{19}\text{K}$ и ${}_{16}\text{S}$.
4. Упореди енергије јонизације: а) ${}_{20}\text{Ca}$ и ${}_{19}\text{K}$, б) ${}_{16}\text{S}^{2-}$ и ${}_{16}\text{S}$.
5. Опиши и објасни на који се начин мења полупречник атома у низу: берилијум, магнезијум, калцијум, стронцијум и баријум.

3.7. Периодична својства хемијских елемената

Још у средњем веку уочено је да постоје различите врсте хемијских елемената на основу њихових сличних, односно различитих физичких и хемијских својстава. Данас се хемијски елементи разврставају у три основне групе: метале, неметале и металоиде. Посебну групу неметала чине племенити гасови.

С леве стране Периодног система елемената налазе се изразити метали, а с десне стране неметали. Својства метала и неметала знатно се разликују међусобно, као и од својстава племенитих гасова. Између метала и неметала налазе се металоиди, који имају својства и метала и неметала. У Периодном систему елемената број метала много је већи од броја свих осталих врста елемената, али је заступљеност неметала у природи већа.

ПРИМЕР 3.19. Врсте елемената

На основу знања из основне школе наброј: а) пет метала, б) десет неметала, в) три племенита гаса, г) три металоида.

РЕШЕЊЕ

- | | |
|---|---|
| а) Метала има много, неки од њих су гвозђе, натријум, калијум, алуминијум и бакар. | в) Племенитих гасова има седам (рачунајући и вештачки елемент из групе), три прва у групи су хелијум, неон и аргон. |
| б) Неметали су водоник, угљеник, азот, кисеоник, фосфор, сумпор, флуор, хлор, бром и јод. | г) На пример, бор, силицијум и арсен. |

Понови/научи/уочи...

... на који се начин мењају следећа својства елемената у Периодном систему елемената (дуж периоде и дуж групе):

- енергија јонизације,
- афинитет према електрону,
- полупречник атома,
- метални (неметални) карактер,
- реактивност и друго.

***Периодичност својстава елемената огледа се у томе што елементи исте групе Периодног система имају слична физичка и хемијска својства, а дуж периоде својства елемената периодично се мењају. То представља закон периодичности.** Велики број својстава елемената периодично се мења у Периодном систему елемената. То су, на пример, полупречник атома, енергија јонизације, афинитет према електрону, реактивност, метална својства, тврдоћа, густина и многа друга.

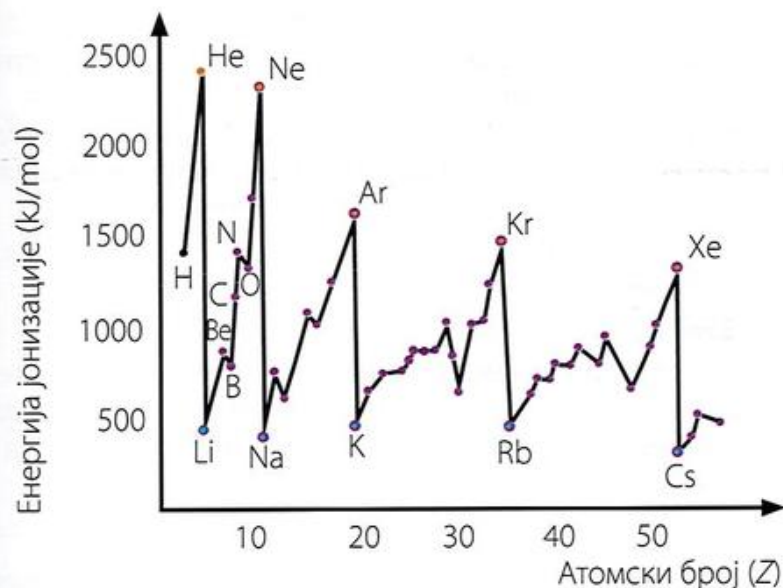
Менделеев је толико веровао у периодичност својстава елемената да је током ређања елемената по атомским тежинама, кад год би наишао на празно поље, што се дешавало у случају елемената који у то време нису били познати, предвиђао својства тог

елемента. У табели 3.6 дата су експериментално одређена својства германијума упоредо са својствима која је за тај елемент предвидео Менделејев, назвавши га ека-силицијум.

Табела 3.6. Упоредна својства ека-силицијума (Менделејев) и германијума (експериментално одређена)

Својства	Ека-силицијум	Германијум
Боја	тамносива	беличастосива
Температура топљења (°C)	висока	947
Густина (g/cm ³)	5,5	5,35
Формула оксида	XO ₂	GeO ₂
Специфична топлота (kJ/kgK)	0,305	0,309

На слици 3.26 дате су прве енергије јонизације у односу на атомски број. Уочава се да највеће вредности имају атоми племенитих гасова, а да минимуми вредности енергија јонизација припадају алкалним металима. Када се прате вредности од литијума ка неону (друга периода) или од натријума ка аргону (трећа периода) итд. уочава се пораст енергије јонизације уз одступања у случају елемената с попуњеним s-поднивоом и полупопуњеним p-поднивоом (претходна лекција). На основу приказа, јасно се уочава периодичност промене енергије јонизације и међусобна зависност вредности енергије јонизације и електронске конфигурације. Сличан приказ добио би се и за афинитет према електрону у односу на атомске бројеве.



Слика 3.26. Промена енергије јонизације у односу на атомски број

Периодичност својстава хемијских елемената у Периодном систему елемената може се показати и различитим огледима.

РЕАКЦИЈА МЕТАЛА С ВОДОМ



Опиши разлике у реакцији метала исте периоде односно групе с водом.

Мере опреза: реакција алкалних метала с водом је бурна!

Напунити четири чаше (500 cm³) до половине дестилованом водом. У сваку чашу додати по неколико капи фенолфталеина¹⁰ (2%, у етанолу). Затим у чаше додати редом комадиће (не веће од зрна пиринча) натријума, калијума, магнезијума и алуминијума. Комадиће магнезијума и алуминијума добро очистити пре додавања у воду. Након тога загрејати чаше с магнезијумом и алуминијумом. Опиши запажања.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

Натријум и калијум бурно реагују с хладном водом, док се за магнезијум и алуминијум не примећује промена. Када се вода загреје, магнезијум приметно реагује, а алуминијум не.¹¹ Натријум и калијум припадају истој групи Периодног система елемената и показују сличну реактивност у односу на воду. Разлике постоје међу хемијским елементима исте периоде, као што су натријум, магнезијум и алуминијум.

Приказ зајничког огледа

РЕАКТИВНОСТ ХАЛОГЕНИХ ЕЛЕМЕНАТА



Опиши разлике у реактивности халогених елемената.

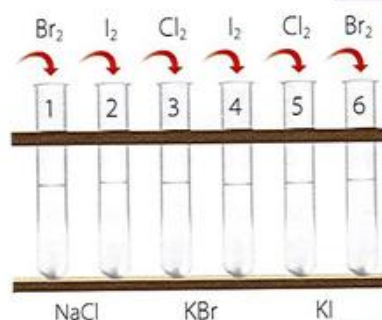
Мере опреза: потребне су посебне мере опреза при раду с хлорном и бромном водом, јер су то отровне супстанце!

У шест означених епрувета сипати по око 3 cm³ водених раствора халогенида (у две натријум-хлорида, у следеће две калијум-бромиди и у преостале две калијум-јодида). Затим у епрувете означене са 3 и 5 додати кап-две хлорне воде, у епрувете означене са 1 и 6 кап-две бромне воде и у преостале епрувете (2 и 4) кап-две раствора јода.

Запиши запажања и објасни их.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

Реактивност халогених елемената расте у групи и због тога је у епруветама 3 и 5, као и у епрувети 6, дошло до реакције, тј. хлор је истиснуо из једињења и бром и јод, а бром је истиснуо јод. Јод не може да истисне ни хлор ни бром из њихових једињења.



Приказ зајничког огледа

¹⁰ Фенолфталеин је киселинско-базни индикатор (стр. 234), који се у овом огледу користи само као индикатор да јесте или није дошло до реакције.

¹¹ Магнезијум и алуминијум имају заштитни слој који их спречава да реагују с водом. Уколико се тај слој уклони, и један и други метал реагују с водом.

у На реактивност и својства хемијских елемената утиче већи број различитих фактора, као што су агрегатно стање, услови реакција, енергија јонизације и друго, али се могу уочити одређене правилности у промени реактивности и хемијских својстава, као што то показују описани огледи.

ПРИМЕР 3.20. Хемијска својства елемената и положај у Периодном систему елемената



На основу података из Периодног система елемената и знања из основне школе објасни шта се о хемијским елементима, натријуму, калцијуму, фосфору и сумпору, може закључити на основу приказаног низа с формулама њихових једињења. Једињења: K_2O , CaO , P_2O_5 , SO_3 .

РЕШЕЊЕ

Сви наведени елементи су из 3. периоде Периодног система елемената, при чему се натријум и калцијум налазе на почетку периоде, а фосфор и сумпор у десном делу периоде.

Оксиди натријума и калцијума с водом дају базе (опште својство метала), а оксид фосфора и оксид сумпора дају киселине (опште својство неметала).

На основу тога може се закључити да дуж периоде опада метални, а расте неметални карактер хемијских елемената.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. На који се начин мења енергија јонизације атома елемената дуж једне периоде у Периодном систему елемената?
2. Шта се може закључити на основу реакције натријума, калијума, магнезијума и алуминијума с водом?
3. На који се начин мења метални карактер елемената дуж једне периоде у Периодном систему елемената? Наведи погодан пример којим се твој одговор може демонстрирати.
4. Наведи називе три метала, једног металоида, три неметала и једног племенитог гаса из 3. периоде Периодног система елемената. Можеш користити таблицу Периодног система елемената.
5. Атом елемента Е има 17 електрона. Који од наведених атомских бројева припада елементу чија су хемијска својства најсличнија хемијским својствима елемента Е?
а) 11, б) 12, в) 9, г) 10, д) 13.

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Атом. Језгро и електронски омотач атома. Субатомске честице. Атомски (редни) и масени број. Хемијски симбол. Изотопи. Модели атома. Квантни бројеви. Енергетски ниво и подниво. Орбитала. Основно и побуђено стање атома. Паулијев принцип искључења. Принцип минимума енергије. Хундово правило. Електронска конфигурација. Луисов симбол. Периодни систем елемената. Група и периода. Врсте елемената. Енергија јонизације. Афинитет према електрону. Полупречник атома.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Атоми су изграђени од елементарних честица нуклеона (протона и неутрона) и електрона. Нуклеони чине језгро, а електрони електронски омотач.
- Атомски (редни) број једнак је броју протона у језгру атома, а масени број једнак је броју нуклеона. Број протона у атому једнак је броју електрона, па је атом електроннеутралан.
- Хемијски симбол атома елемента представља један атом тог елемента.
- У Луисовом симболу атома тачкицама су означени валентни електрони.
- Изотопи су атоми истог елемента који се разликују по броју неутрона, односно по масеном броју.
- Орбитала је део простора око језгра у којем је вероватноћа налажења електрона највећа.
- Квантни бројеви описују стање електрона у атому. Постоје четири квантна броја: главни, споредни (орбитални), магнетни и спински квантни број.
- Валентни ниво атома јесте последњи заузети енергетски ниво, а електрони на том нивоу су валентни електрони.
- Паулијев принцип искључења – у истој орбитали не могу бити два електрона истог спина, тј. не постоје два електрона у истом атому са истом комбинацијом сва четири квантна броја.
- Хундово правило – орбитале истог поднивоа попуњавају се електронима тако да спин буде максималан.
- Периодни систем елемената има 7 периода и 18 група, означених арапским бројевима.
- Број валентних електрона одређује групу, а број валентног нивоа периоду елемента у Периодном систему елемената.
- Закон периодичности – својства елемената у Периодном систему елемената периодично се мењају.
- Енергија јонизације јесте енергија коју треба довести атому (у гасовитом агрегатном стању) да би изгубио најслабије везан електрон.
- Афинитет према електрону јесте енергија коју атом елемента (у гасовитом агрегатном стању) ослобађа када прими електрон.
- Полупречник атома дуж периоде опада, а у групи расте, као што и метална својства дуж периоде опадају, а у групи расту. Обрнуто важи за неметална својства.
- Врсте елемената су метали, неметали и металоиди, а посебну групу неметала чине племенити гасови.
- Елементи одређених група имају посебне називе: алкални метали (1. група), земноалкални метали (2. група), халкогени елементи (16. група), халогени елементи (17. група), племенити гасови (18. група) и прелазни метали (од 3. до 12. групе).

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- наводиш шта су атом, електрон, протон, неутрон, језгро и омотач атома;
- поредиш масу, наелектрисање и број електрона, протона и неутрона у атому;
- описеш најважније моделе атома;
- израчунаваш релативне атомске масе на основу заступљености и масе изотопа;
- описујеш стања електрона у атому квантним бројевима;
- описеш везу између квантних бројева и грађе електронског омотача;
- наведеш шта је орбитала и поредиш их према облику, величини и усмерености у простору на основу њихових ознака;
- пишеш и представљаш електронске конфигурације атома и јона елемената;
- одредиш групу и периоду елемента у Периодном систему елемената на основу електронске конфигурације атома тог елемента;
- наводиш шта је енергија јонизације и афинитет према електрону;
- предвиђаш промену енергије јонизације и афинитета према електрону у групи и периоди у зависности од атомског броја;
- тумачиш и предвиђаш својства елемената на основу положаја у Периодном систему елемената и електронске конфигурације атома тог елемента;
- разликујеш врсте елемената на основу положаја у Периодном систему елемената и електронске конфигурације.

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

... о Периодном систему елемената

Периодни систем елемената стално се мења, додају се нови подаци, а мењају и коригују стари да би се ускладили с новим сазнањима. На пример, до 1990. године у пракси је био Периодни систем у којем су се групе означавале римским бројевима и делиле на главне групе (од Ia до VIIa) и подгрупе (од Ib до VIIIb).

Данас се групе означавају арапским бројевима од 1 до 18.

Године 2016. сви елементи који су до тада имали системска имена према атомском броју (нпр. унуноктијум) добили су и званичне називе.

Шта мислиш, шта ће бити следећа промена у Периодном систему елемената?



... о ватромету

Велики број људи обожава да гледа ватромет. То је забава за сваку новогодишњу ноћ у свим деловима света, којој присуствује огроман број људи.

У позадини ватромета леже промене у структури честица које изграђују супстанце од којих се то пиротехничко средство прави (стр. 59). Сазнај више о овој теми и покушај да објасниш следећу појаву:

- *када се соли, на пример натријума, литијума, калијума или калцијума, унесу у пламен, пламен се боји одговарајућом бојом. У случају натријума боја пламена је жућка, литијума кармин-црвена, калијума љубичаста, а са калцијума даје боју сличну боји ципеле.*



... садржајима из додатне литературе

• Модели атома:

http://www.classzone.com/books/earth_science/terc/content/investigations/es0501/es0501page04.cfm

• Структура електронског омотача:

<http://pripreme.blog126.fc2.com/blog-entry-9.html>

• Реактивност елемената 3. периода Периодног система елемената:

<http://www.chemguide.co.uk/inorganic/period3/elementsreact.html>





- Одреди број субатомских честица у атомима елемената на основу приказаних записа.
 $^{23}_{11}\text{Na}$, $^{16}_8\text{O}$, ^4_2He .
- Који је тачан наставак започете реченице?
У Периодном систему елемената има:
а) 18 периода и 7 група;
б) 8 периода и 18 група;
в) 10 група и 7 периода;
г) 18 група и 7 периода.
- Из сваког пара елемената одабери неметал:
а) натријум или јод,
б) хлор или бор,
в) фосфор или алуминијум.
- У којој су групи Периодног система елемената:
а) алкални метали, б) халогени елементи?
- Напиши хемијске симболе елемената и разврстај их на метале, неметале и племените гасове. **Хемијски елементи:** натријум, калијум, неон, хелијум, сумпор, бром, јод, водоник, алуминијум, гвожђе, бакар, аргон, калцијум, сребро.
- Напиши електронске конфигурације атома елемената и заокружи део записа који означава валентни ниво.
а) натријум ($Z = 11$), б) азот ($Z = 7$),
в) калцијум ($Z = 20$), г) неон ($Z = 10$).
- Колико валентних електрона има у атому елемената:
а) атомског броја 12,
б) електронске конфигурације атома $1s^2 2s^2 2p^5$;
в) 14. групе Периодног система елемената?



- Напиши електронске конфигурације атома и одреди групу и периоду елемената у Периодном систему елемената.
а) калијум ($Z = 19$),
б) алуминијум ($Z = 13$),
в) хлор ($Z = 17$).
- Свакој електронској конфигурацији атома из леве колоне одговара тачно један назив из десне колоне. Формирај парове тако што ћеш слову из леве колоне придружити одговарајући број из десне колоне.
а) $1s^2$ 1. Халогени елемент
б) $1s^2 2s^2 2p^5$ 2. Алкални метал
в) $1s^2 2s^2$ 3. Земноалкални метал
г) $1s^2 2s^1$ 4. Халкогени елемент
 5. Племенити гас
- Разврстај називе елемената тако да у једној групи буду елементи чији атоми имају мале вредности, а у другој велике вредности енергија јонизације.
Хемијски елементи: натријум, хлор, кисеоник, неон, баријум, цезијум, калцијум, азот, калијум, стронцијум, јод, флуор.
- Шематски, квадратићима, представи електронску конфигурацију валентног нивоа атома: а) сумпора, б) калцијума, в) фосфора. Који од тих атома има полупопуњен енергетски подниво? Можеш користити Периодни систем елемената.
- Нацртај Луисове симболе атома:
а) натријума (један валентни електрон),
б) магнезијума (2. група у Периодном систему елемената),
в) флуора ($1s^2 2s^2 2p^5$).
- Изотоп азота има атомски број $Z = 7$, а масени број $A = 14$. Одреди:
а) број протона, електрона и неутрона,
б) број валентних електрона,
в) број неспарених електрона,
г) врсту елемента којој азот припада,
д) положај азота у Периодном систему елемената,
ђ) да ли азот има већу или мању енергију јонизације од атома литијума ($Z = 3$).



14. Атомски број калијума за један је мањи од атомског броја калцијума. Упореди број субатомских честица у изотопима ^{40}K и ^{40}Ca .
15. Колико максимално електрона у једном атому може имати наведене вредности квантних бројева?
 а) $n = 3$;
 б) $n = 3$ и $l = 1$;
 в) $n = 4$, $l = 1$ и $m_l = +1$;
 г) $n = 4$, $l = 1$, $m_l = +1$ и $m_s = +1/2$.
16. Упореди орбитале наведених ознака по облику, величини и усмерености у простору:
 а) $2s$ - и $4s$ -орбитала;
 б) $2p_x$ - и $2p_z$ -орбитала;
 в) $3s$ - и $4p_z$ -орбитала.
17. Која се орбитала пре попуњава и због чега?
 а) $4f$ или $5s$; б) $3d$ или $4s$;
 в) $2p$ или $2s$; г) $4d$ или $5s$.
18. Напиши електронску конфигурацију атома елемента код којег се:
 а) завршава попуњавање $3p$ -поднивоа,
 б) започиње попуњавање $4d$ -поднивоа.
19. У сваком низу наведених честица одреди која честица има најмањи полупречник и која има најмању вредност енергије јонизације:
 а) Ca^+ , Ca , Ca^{2+} ; б) S , Cl , Ar .
20. На основу података из Периодног система елемената наведи атомске бројеве елемената чија су својства најсличнија својствима елемента атомског броја 11.

21. Јон елемента E^{2+} има полупопуњене $3d$ -орбитале с максималним спином. Тај елемент у својим једињењима може имати оксидациони број $+7$. Одреди групу и периоду елемента у Периодном систему елемената.
22. Који атом има већу вредност афинитета према електрону:
 а) атом кисеоника или атом флуора,
 б) атом флуора или атом хлора,
 в) атом калцијума или атом галијума?
23. Елемент највећег познатог редног броја налази се у 7. периоду и 18. групи. Колико износи његов редни број?
24. Одреди положај електрона у атому на основу вредности квантних бројева:
 а) $n = 2$, $l = 0$,
 б) $n = 4$, $m_l = -2$.
25. У сваком низу приказаних честица одабери ону која има најмањи полупречник:
 а) K^+ , Ca^{2+} , S^{2-} , Cl^- ;
 б) Na , Na^+ , Mg , Mg^{2+} .
26. Који атом и због чега има мањи полупречник: атом калијума или атом бакра?
27. Која од наведених промена ослобађа топлоту у околину?
 а) Јонизација атома натријума.
 б) Настајање хлоридног јона од атома хлора.
 в) Уклањање електрона из два пута позитивног јона алуминијума.
28. На основу података (табела 3.7) одреди у којој се групи и периоди налазе елементи А, Б, В и Г?

Табела 3.7. Вредности енергија јонизација

Елемент	Енергија јонизације (kJ/mol)			
	E_{I1}	E_{I2}	E_{I3}	E_{I4}
А	738	1 450	7730	10 540
Б	496	4 560	6912	9543
В	520	7 298	11 815	-
Г	577	1 816	2 881	11 600

Свакој супстанци придружи један од одговора:

- а) 1. група, 2. периода;
 б) 1. група, 3. периода;
 в) 2. група, 3. периода;
 г) 13. група, 3. периода.





АНЕГДОТЕ О...



- Д. И. Менделеев волео је да се у слободно време бави занатским радовима. Једном приликом шетајући базаром чуо је иза себе тихи глас једног купца: „Ко је овај господин?” Помоћник трговца је одговорио: „Такве људе треба знати! То је чувени мајстор за израду кофера, Менделеев”.
- Волфганг Паули био је познат по свом саркастичном хумору, а за његову појаву везује се и тзв. Паулијев ефекат. Наиме, његове колеге уочиле су да када се Паули појави у лабораторији, уређаји престају да раде. Паули је и сам био свестан тог свог „талента” и забављао се сваки пут када би се то десило. Причало се чак да му његов пријатељ Ото Штерн није дозвољавао да долази у његов институт.
- И за Нилса Бора сматра се да је био богатог духа, али и духовит. Постоји анегдота да је један његов гост у летњиковцу видећи потковицу изнад врата питао: „Зар је могуће да тако велики научник као што сте ви верује да потковица доноси срећу?” Бор је одговорио „Наравно да не верујем”, а затим додао са осмехом, „али знате, ја разумем да она доноси срећу без обзира на то да ли верујете у то или не.”



Хемијска својства елемената 3. периоде

Потребно је да осмислите оглед којим ћете приказати периодичност хемијских својстава елемената 3. периоде: магнезијума, алуминијума, фосфора и сумпора. Да бисте реализовали тај задатак, потребно је да поновите градиво из основне школе о оксидима, реакцији елемената с кисеоником, реакцији оксида метала и неметала с водом, хидроксидима метала, киселинама, индикаторима. Посебну пажњу током планирања огледа посветите мерама опреза при раду. У сарадњи с наставником/-цом хемије изведите оглед и анализирајте добијене резултате.

Уради
пројектни
задатак...

Слика 3.27.
Материјал за учење и хемијско посуђе испред школске табле



ХЕМИЈСКЕ ВЕЗЕ

*Универзум је као библиотека у којој су атоми речи. Само погледајући шта је написано са ових страница речи!
У тој библиотеци наша је књига која карактерише организација молекула...*

Хајнц Р. Пагелс

4.1. Јонска веза и јонске кристалне решетке

4.2. Ковалентна веза

4.3. Поларност везе и поларност молекула

4.4. Међумолекулске интеракције

4.5. Метална веза

4.6. Основна својства чистих супстанци чврстог агрегатног стања

4.7. Основна својства чистих супстанци течног агрегатног стања

4.8. Основна својства чистих супстанци гасовитог агрегатног стања

Пре него што почнеш, понови градиво о:

- јонској и ковалентној вези,
- молекулским, електронским и структурним формулама супстанци,
- поларности супстанци,
- кристалним решеткама.

Пре него што
наставиш даље,
подсети се
градива...

... О ОСНОВНИМ ЧЕСТИЦАМА СУПСТАНЦИ

Основне честице које изграђују супстанце јесу атоми, молекули и јони.

Хемијске везе су привлачне силе које делују између честица које изграђују супстанце.

Хемијске везе настају повезивањем атома истих или различитих елемената, при чему се атоми повезују да би постали стабилнији. У одређеним случајевима, уколико се атомима доведе довољна количина енергије, могу настати и мање стабилне честице. Формирање хемијских веза условљено је електронском конфигурацијом и увек је праћено променом енергије.

> АТОМИ

(Атоми су основне честице које изграђују супстанце. То су електроннеутралне честице изграђене од протона, електрона и неутрона (стр. 54).

Атоми су ретко неповезани. Слободне неповезане атоме између којих делују слабе интеракције садрже племенити гасови. Хелијум је изграђен од неповезаних атома хелијума, неон од атома неона и сл. Остале супстанце садрже атоме повезане у сложеније честице)

> Молекули

Када се атоми повежу у сложенију честицу, та честица јесте молекул. Молекул може садржавати два или више атома. Ако молекул изграђују атоми истог елемента, то је молекул елемента, а уколико су атоми различитих елемената у саставу молекула, то је молекул једињења.

Јони

Основне врсте јона јесу катјони и анјони. Катјони су позитивно наелектрисани јони, а анјони негативно наелектрисани јони. Јони могу бити једноатомни – јони метала или јони неметала. Ти јони настају тако што атом метала отпушта валентне електроне, односно тако што атом неметала прима електроне. Отуда су јони метала позитивно, а јони неметала негативно наелектрисани.

Сложенији јони су молекулски јони. То су, на пример, карбонатни (CO_3^{2-}) јон, амонијум (NH_4^+) јон, сулфатни (SO_4^{2-}) јон и др. Ти јони могу настати сложенијим хемијским процесима који ће бити објашњени у наредним поглављима (стр. 230).

Основни типови хемијских веза

Основни типови хемијских веза јесу јонска, ковалентна и метална веза.

Јонска веза постоји између супротно наелектрисаних јона. Ковалентна веза је најчешће веза између атома неметала у молекулима, а метална веза је веза између атома метала у металним супстанцама.

Осим основних типова хемијских веза постоје и међумолекулске силе између молекула. Те интеракције нарочито долазе до изражаја приликом физичких промена супстанци. На пример, испаравањем воде интеракције које постоје између молекула постају слабије, а везе у молекулима воде остају непромењене.

Постојање хемијских веза условљава својства супстанци.

Да бих разликовао ова тела (јоне), назваћу оне који се крећу ка аноди анјони, а оне који се крећу ка катоди катјони, а у врликама у којима ћу морати да их именујем заједничким именом зваћу их јони.

Мајкл Фарадеј

* Јонска кристална решетка

јединична
ћелија

Слика 4.1.

- * Микроскопски снимак кристала
- * натријум-хлорида
- * и јонска кристална решетка
- * натријум-хлорида
- * (зелене куглице – јони хлора, сиве – јони натријума)



4.1. Јонска веза и јонске кристалне решетке

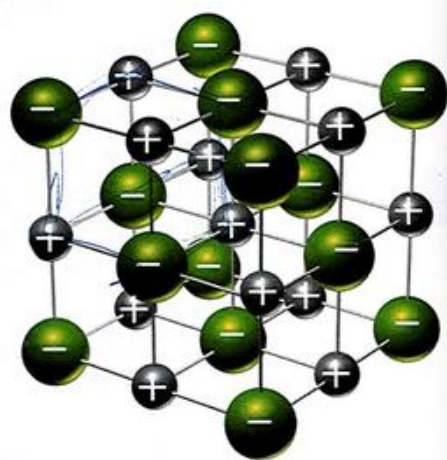
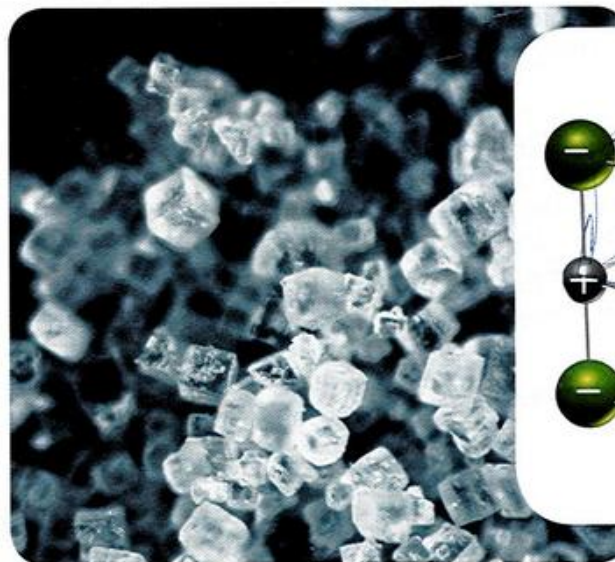
У природи постоји велики број јонских супстанци. Оне су посебно заступљене у земљиној кори или растворене у природним водама.

Јонска веза је електростатичко привлачење између позитивно и негативно наелектрисаних јона (катјона и анјона).

Катјони су позитивно, а анјони негативно наелектрисани јони. Јони могу бити једноатомни – јони метала или јони неметала. Сложенији јони су молекулски јони (стр. 93).

Будући да електростатичке силе делују у свим правцима, око једног јона распоређује се онолико супотно наелектрисаних јона колико је то могуће. Осим у гасовитом агрегатном стању, јонске супстанце никада не садрже мали број јона, већ се око једног позитивног јона распоређује више анјона, и обрнуто. Уређивањем јона у простору настају **јонске кристалне решетке** – уређен распоред јона у простору, такав да се увек може уочити правилност понављања одређеног геометријског тела.

Јонска кристална решетка натријум-хлорида састоји се од више коцака у чијим се теменима налазе наизменично распоређени јони натријума и јони хлора (слика 4.1). Најмања таква коцка је **јединична ћелија**. Правилним понављањем јединичних ћелија у три димензије настаје кристална решетка. У кристалној решетки натријум-хлорида око једног јона натријума распоређено је тачно шест јона хлора и обрнуто.

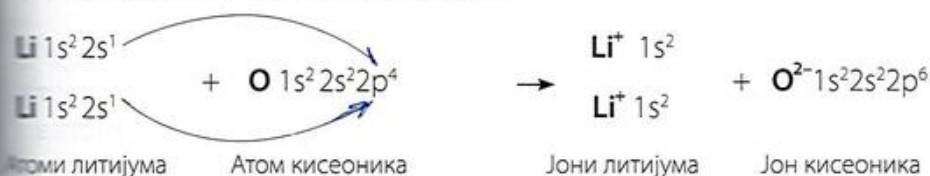


Уколико се грађење јонске везе разматра на нивоу размене електрона између атома изразитих метала и атома неметала, уочава се да атоми изразитих метала отпуштају валентне електроне и предају их атомима неметала. Атоми метала постају позитивно наелектрисани јони – **катјони**, док атоми неметала постају негативно наелектрисани јони – **анјони**. Разменом електрона атоми изразитих метала и атоми неметала постижу стабилне конфигурације (дублете или октете), а између насталих јона делују електростатичке силе. Грађење јонске везе на примеру натријум-хлорида може се приказати Луисовим симболима.



Однос броја катјона и анјона у натријум-хлориду је 1 : 1.

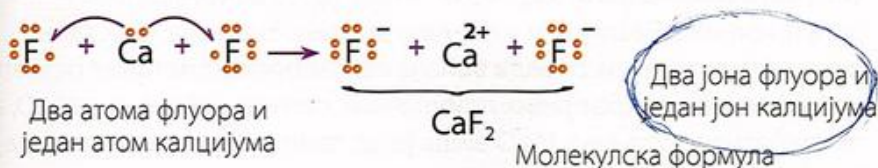
На примеру грађења јонске везе између атома литијума и кисеоника може се уочити на који начин настаје веза између атома уколико број валентних електрона које атом метала треба да отпусти није једнак броју електрона које атом неметала треба да прими. У наведеном случају потребна су два атома литијума и један атом кисеоника да би настала једна формулска јединка. Однос броја јона у супстанци која садржи јоне литијума и кисеоника износи 2 : 1, а формула супстанце јесте Li_2O . Јони литијума су једанпут позитивно наелектрисани, а јон кисеоника је два пута негативно наелектрисан.



ПРИМЕР 4.1. Грађење јонске везе између атома метала и атома неметала

Шематски прикажи (Луисовим симболима) грађење јонске везе између атома калцијума и атома флуора.

РЕШЕЊЕ



Грађење јонске везе између атома

Док усвајаш нова знања, потруди се да их повежеш са оним што си учио/-ла о јонској вези у основној школи, али и на часовима биологије о хемијском саставу ћелије.

Енергетски аспект формирања јонске везе

Уколико би натријум-хлорид настајао из атома хлора и атома натријума у гасовитом агрегатном стању, било би потребно довести енергију јонизације за ослобађање валентног електрона из атома натријума, а при настајању јона хлора ослободила би се енергија афинитета према електрону. Када се настали јони повежу јонским везама, чинећи кристалну решетку, ослобађа се енергија њиховог привлачења (шема 4.1). Када се узму у обзир све енергетске промене у овом процесу, добија се да су јони у кристалној решетки стабилнији од невезаних атома тих елемената. Разлика ослобођене и везане енергије бројчано одговара енергији кристалне решетке.

 $\frac{1}{2}$

Шема 4.1. >

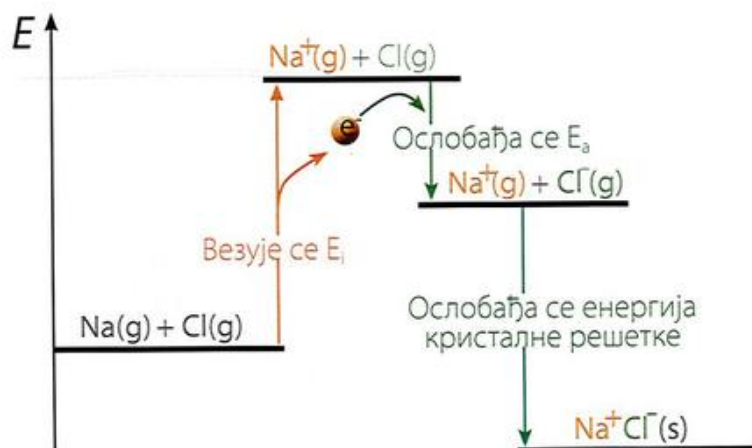
Енергетски аспекти грађења јонске везе

E_i – енергија јонизације натријума

E_o – афинитет према електрону хлора

(g) – гасовито агрегатно стање

(s) – чврсто агрегатно стање (стр. 180)



Енергија кристалне решетке је енергија која се ослободи када се награди један мол кристала из појединачних јона у гасовитом стању.

- * Енергија јонске кристалне решетке зависи од величине и наелектрисања јона. Што је јон мањи, а наелектрисање веће, то је ослобођена енергија кристалне решетке већа. На основу вредности енергије кристалне решетке могу се поредити различита својства јонских супстанци, као што су температура топљења, топлотне промене при растварању јонске супстанце у води (стр. 140) и друго.

Својства јонских супстанци >



РАЗМИСЛИ: због чега магнезијум-оксид (2 800 °C) има вишу температуру топљења од натријум-оксида (1 132 °C)?

ОБЈАШЊЕЊЕ: катјони Mg^{2+} и Na^{+} имају приближно једнаке полупречнике. Разлика је у наелектрисању. Енергија кристалне решетке магнезијум-оксида већа је од енергије кристалне решетке натријум-оксида због јачих привлачних сила између јона у MgO , а температура топљења MgO виша је од температуре топљења Na_2O , јер се јони Mg^{2+} и O^{2-} „теже“ раздвајају.

Због јаких јонских веза и структуре јонске кристалне решетке, јонске супстанце су скоро увек чврстог агрегатног стања на собној температури и имају високе температуре топљења и кључања. Велики број јонских супстанци одликује и добра растворљивост у води, а њихови водени раствори, као и растопи, проводе електричну струју. Електропроводљивост ових супстанци објашњава се покретљивошћу јона када се налазе у облику раствора или растопа (стр. 232). На пример, натријум-хлорид као типично јонско једињење има температуру топљења $801\text{ }^{\circ}\text{C}$, а температура кључања му је $1\,413\text{ }^{\circ}\text{C}$, док се на собној температури у 100 g воде може растворити око 35 g ове соли.

ПРИМЕР 4.2. Својства јонских супстанци

Магнезијум-сулфат (SO_4) један је од типичних представника јонских супстанци (слика 4.2). Који су од наведених исказа који се односе на ту со тачни?

- То је супстанца беле боје, јер су све јонске супстанце беле боје.
- Топи се на високој температури због јаких привлачних сила између катјона и анјона.
- Добро се раствара у води као и велики број других јонских супстанци.
- Има кристалну структуру – јонска кристална решетка.

РЕШЕЊЕ

Тачне реченице су: б), в) и г).

Прва реченица није тачна због тога што тип хемијске везе не одређује боју супстанце, а и велики број јонских супстанци није беле боје.



Слика 4.2.
Магнезијум-сулфат

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је јонска веза?
- Која врста елемената може градити јонску везу?
- Објасни на који начин настаје јонска веза између атома:
 - натријума и кисеоника,
 - алуминијума и кисеоника.
- Због чега су јонске супстанце на собној температури чврстог агрегатног стања?
- На примеру кристалне решетке натријум-хлорида објасни на који начин могу бити распоређени јони у јонским кристалима.

4.2. Ковалентна веза



Слика 4.3. Ваздух и вода.

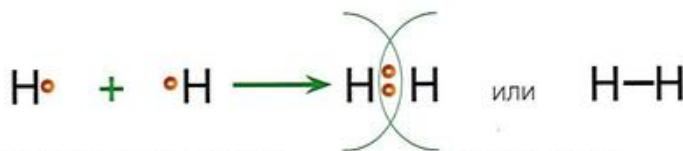
Природне воде садрже молекуле воде, у ваздуху се налазе молекули азота, кисеоника и многи други.

- * Различите супстанце гасовитог, течног или чврстог агрегатног стања које улазе у састав живих организама, земљишта, ваздуха и природних вода изграђене су од молекула (слика 4.3). **Молекули** су честице које најчешће настају удруживањем атома истих или различитих неметала. Атоми неметала међусобно формирају **ковалентне везе** које настају као последица тежње атома неметала да постану стабилнији.

Грађење ковалентне везе најједноставније се може представити Луисовим симболима, а може се објаснити и применом принципа савремених теорија: теорија валентне везе и теорија молекулских орбитала (стр. 100).

Молекул водоника

Два атома водоника удружују електроне у **заједнички електронски пар**, при чему настаје нова честица: молекул водоника. Сваки атом водоника постиже стабилну конфигурацију хелијума (дублет). Настали заједнички електронски пар представља **једноструку ковалентну везу** која се може у структурним формулама, односно Луисовим структурним формулама, представити као једна црта.



Атом водоника Атом водоника

Молекул водоника

Приказ настајања ковалентне везе у молекулу водоника Луисовим симболима

Други начин да се објасни грађење ковалентне везе јесте примена принципа теорије валентне везе, по којој веза настаје преклапањем орбитала. Преклапање орбитала може бити директно (чеоно) и бочно. Када се две s-орбитале водоника преклопе, такво преклапање је чеоно, а веза **σ-веза (сигма)** (слика 4.4).

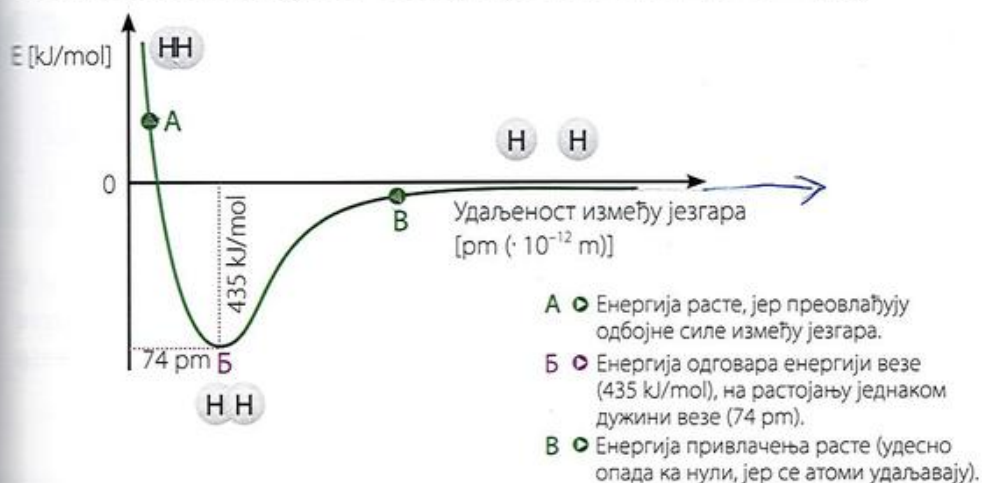


Слика 4.4. Приказ настајања σ-везе у молекулу водоника преклапањем s-орбитала

принцип теорије валентне везе

2-s orbitane

Грађење везе између атома водоника стабилизује оба атома и енергија се при формирању везе ослобађа. На основу дијаграма зависности потенцијалне енергије система, који се састоји од два атома водоника, од растојања између њих, може се уочити да постоји минимум потенцијалне енергије (тачка Б на слици 4.5). Минимуму потенцијалне енергије система одговара дужина на којој су одбојне силе између језгара атома водоника у равнотежи с привлачним силама језгара и електрона из заједничког електронског пара. На основу дијаграма може се уочити и да два невезана атома имају више енергије него атоми у молекулу.

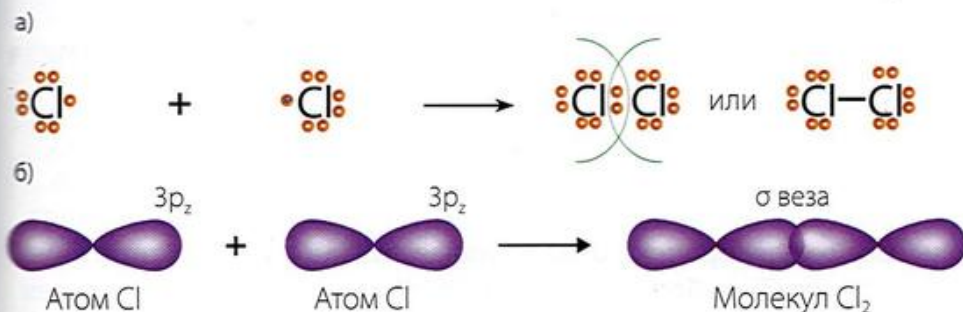


Слика 4.5. Дијаграм зависности потенцијалне енергије система (који се састоји од два атома водоника) од растојања између њих

Молекул хлора

Два атома хлора граде молекул хлора. Сваки атом хлора удруживањем електрона у једноструку везу постиже октет. У молекулу хлора атоми имају по три електронска пара која нису учествовала у грађењу везе. Ти електронски парови су **слободни електронски парови**.

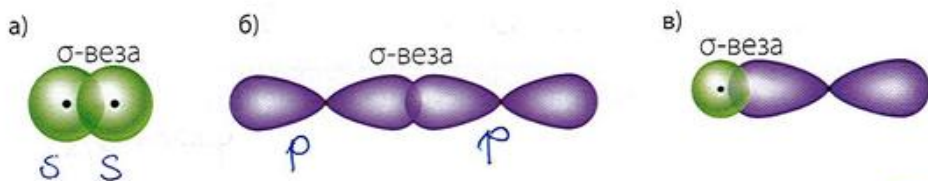
Неспарени електрони хлора налазе се у једној од три p-орбитале, $3p_z$ -орбитали. Због тога настајање везе у молекулу хлора представља преклапање тих орбитала. Преклапање је чеоно, а веза σ -веза (слика 4.6).



Слика 4.6. Приказ настајања σ -везе у молекулу хлора преклапањем $3p_z$ -орбитала

Слика 4.7. Преклапање орбитала:

- а) две s-орбитале,
 б) две p-орбитале,
 в) једне s- и једне p-орбитале

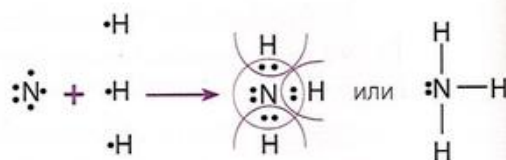


ПРИМЕР 4.3. Приказивање грађења ковалентне везе Луисовим симболима

Луисовим симболима објасни и шематски прикажи на који начин настаје веза између атома водоника и азота. (${}^1_1\text{H}$, ${}^{14}_7\text{N}$)

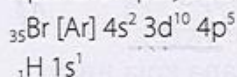
РЕШЕЊЕ

Атом азота има три неспарена електрона и потребна су три атома водоника да се повежу с једним атомом азота. Настају три заједничка електронска пара, односно три једноструке ковалентне везе.

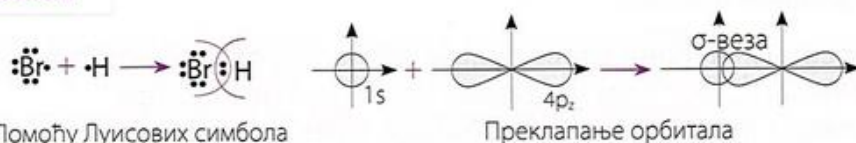


ПРИМЕР 4.4. Приказивање грађења ковалентне везе

Прикажи грађење ковалентне везе између атома брома и атома водоника.



РЕШЕЊЕ

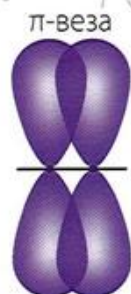
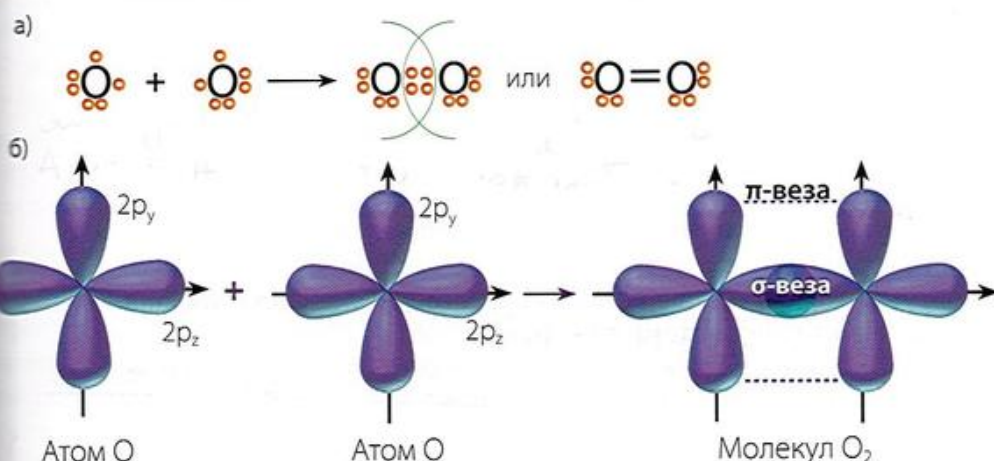


Потруди се да научиш да приказујеш преклапање орбитала при грађењу везе у следећим молекулима: H_2 , X_2 , HX , O_2 и N_2 (где је X ознака атома халогеног елемента), а за остале молекуле да умеш да прикажеш грађење везе Луисовим симболима.

Двоатомни молекули с двоструком и троструком везом

У молекулима кисеоника настају два заједничка електронска пара – **двострука ковалентна веза** (слика 4.9а). Сви молекули с двоструком везом, осим сигма-везе, имају и **π-везу (пи)**. Та веза може настати када се две p-орбитале (две p_x или две p_y) преклопе, при чему се електронски облаци налазе изнад и испод атома који граде ту везу. То је **бочно преклапање** (слика 4.8). Пи-веза је увек слабија од сигма-везе.

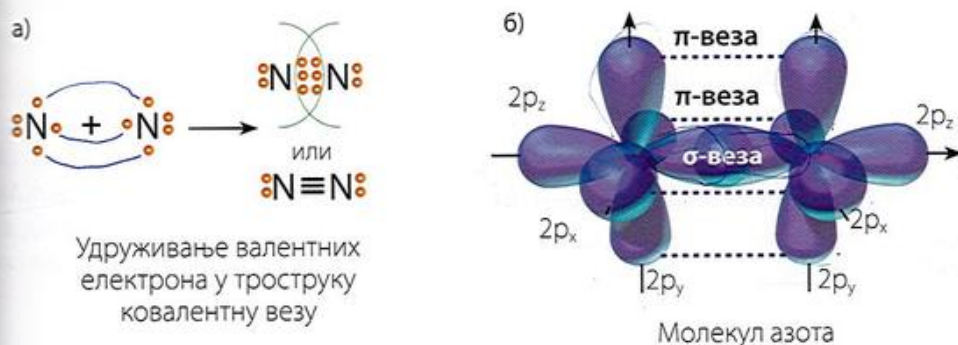
Двострука веза у молекулу кисеоника настаје директним преклапањем две $2p_z$ -орбитале (σ -веза) и бочним преклапањем две $2p_y$ -орбитале (π -веза) (слика 4.9б).



Слика 4.8. Бочно преклапање орбитала

Слика 4.9. Приказ грађења везе између два атома кисеоника: а) помоћу Луисових симбола и б) преклапањем орбитала

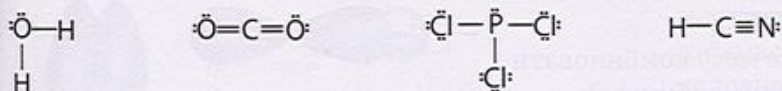
У молекулу азота два атома азота деле три заједничка електронска пара – **трострука ковалентна веза** (слика 4.10а). Трострука веза састоји се од једне σ - и две π -везе (слика 4.10б).



Слика 4.10. Приказ грађења везе између два атома азота: а) помоћу Луисових симбола и б) преклапањем орбитала

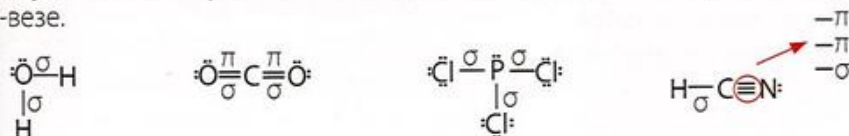
ПРИМЕР 4.5. Разликовање сигма- и пи-веза

Означи сигма- и пи-везе на приказаним структурним формулама.



РЕШЕЊЕ

Једнострука ковалентна веза увек је сигма-веза. Двоструку ковалентну везу чини једна сигма- и једна пи-веза, док троструку везу чини једна сигма- и две пи-везе.



Више...

... О САВРЕМЕНИМ
ТЕОРИЈАМА
КОВАЛЕНТНЕ
ВЕЗЕ

Савременим теоријама ковалентне везе сматрају се теорија валентне везе (ВВ) и теорија молекулских орбитала (МО). Почетак примене тих теорија везује се за рад више научника с почетка 20. века. Иако су обе настале пре скоро један век, сматрају се савременим теоријама ковалентне везе. И једну и другу теорију научници су током година мењали да би их усавршавали и да би се помоћу њих објаснио највећи могући број својстава супстанци која произлазе из начина на који се атоми елемената повезују у молекуле. Обе теорије имају и својих предности и недостатака, па се због тога у научним објашњењима примењују принципи и једне и друге.

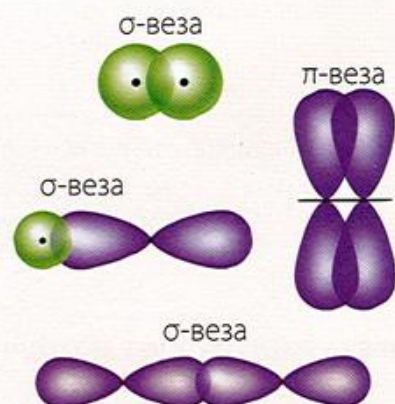
➤ Принципи теорије валентне везе коришћени су на претходним странама да би се објаснило грађење везе у молекулима једноставнијих двоатомних молекула, као што су молекули водоника, хлора, кисеоника, азота и других. Према тој теорији, веза се формира између два атома преклапањем полупопуњених валентних атомских орбитала атома (с једним неспареним електроном). Основе теорије валентне везе сличне су Луисовој октетној теорији, јер се ковалентна веза своди на електронске парове валентних нивоа атома који везу граде.

Теорија валентне везе, даље, подразумева да се електронски пар налази у „преклопљеном делу“ две атомске орбитале, где је, према тој теорији, највећа електронска густина. У случају директног преклапања орбитала тај део се налази између језгара атома који граде везу, а у случају бочног преклапања орбитала, електронска густина је изнад и испод равни у којој се налазе атоми који се повезују том врстом везе.

Принципи теорије валентне везе

- разматрају се атомске орбитале валентног нивоа које граде везу, остале се занемарују;
- атомске орбитале по потреби се могу комбиновати и давати нове орбитале (хибридне орбитале);
- таласна функција је функција електронског пара, а не једног електрона.

Савремена теорија валентне везе је у одређеној мери сложенија за употребу од других теорија, али уз коришћење рачунарских програма, она даје добра слагања с експериментално добијеним подацима за велики број молекула.

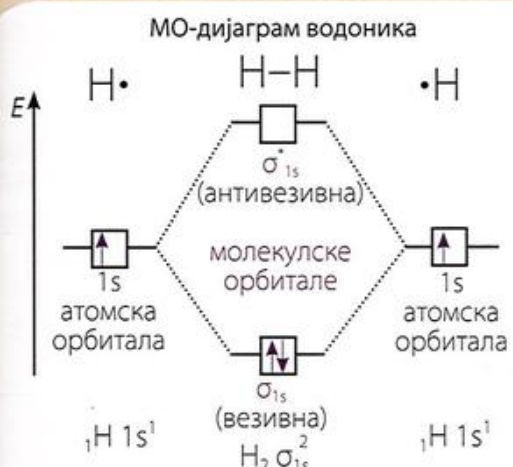
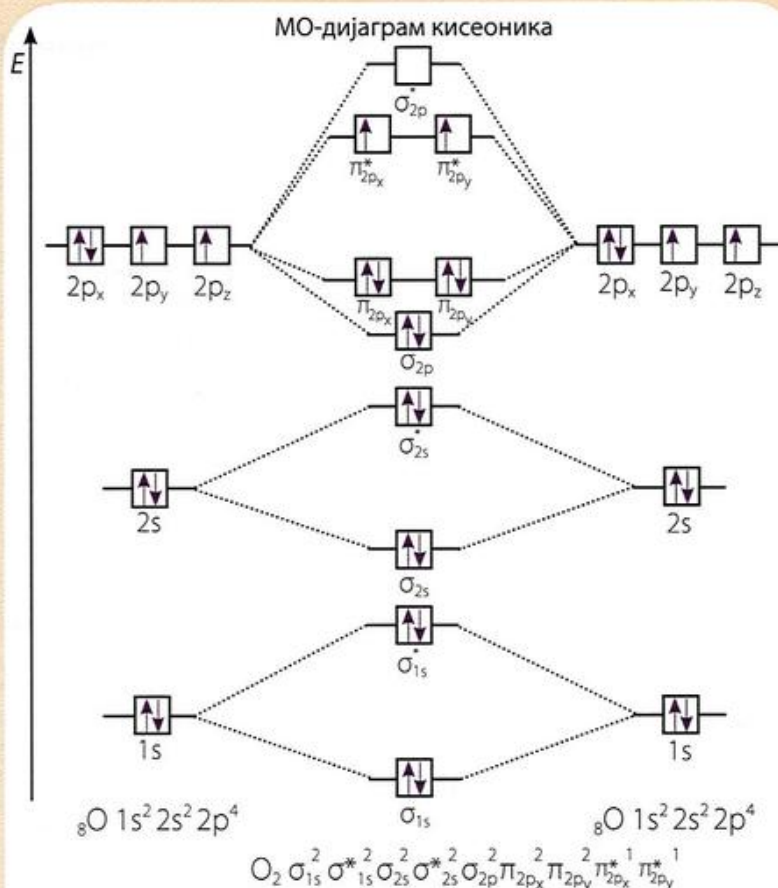


Осим приказаних орбитала могу се преклапати и d-орбитале, као и орбитале настале комбинацијом атомских орбитала.

Према теорији молекулских орбитала, молекули, слично атомима, имају орбитале, електронску конфигурацију, а стање електрона описује се квантним бројевима. Основна разлика између атомских и молекулских орбитала јесте у томе што је код атомских орбитала електронска густина смештена око једног језгра, а у случају молекулских орбитала око језгара атома који граде везу.

Молекулске орбитале настају комбинацијом („преклапањем“) атомских орбитала. Од две атомске орбитале морају настати две молекулске орбитале, и то тако да једна стабилизује молекул (везивна орбитала), а да га друга, уколико је попуњена електронима, дестабилизује (антивезивна орбитала). Чеоним преклапањем атомских орбитала настају σ -молекулске орбитале, док бочним преклапањем настају π -молекулске орбитале. Одговарајуће антивезивне орбитале имају ознаке σ^* , π^* -орбитале итд.

Поједностављено се може закључити да се при грађењу молекула електрони из атомских орбитала прераспоређују у молекулске орбитале. На тај начин може се добити МО-дијаграм. Види примере за молекуле водоника и кисеоника.



На основу МО-дијаграма могу се добити различите информације о молекулу:

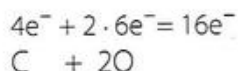
- ред везе (половина разлике укупног броја електрона из везивних и антивезивних орбитала);
- магнетна својства молекула: дијамагнетичност (сви електрони су спарени и честице немају магнетна својства, магнетно поље одбија такве честице) и парамагнетичност (постоје неспарени електрони и честица има магнетна својства);
- енергија молекула: с дијаграма се поређењем највише попуњене молекулске и највише попуњене атомске орбитале добија информација о стабилности молекула у односу на атоме.

¹ На начин чије објашњење превазилази оквире овог курса опште хемије.

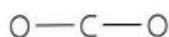
Структурне (Луисове) формуле

У већини случајева, за разматрање структуре и објашњење својстава супстанци довољно је нацртати структурну формулу одређеног молекула. **Структурне (Луисове) формуле** приказују распоред атома у молекулу и за једноставније молекулске врсте (молекуле и молекулске јоне) могу се нацртати применом неколико једноставних правила. Циљ је постизање октета (дублета) атома.

Пример 1. Структурна формула молекула угљеник(IV)-оксида (CO_2)

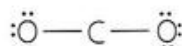


Сабери све валентне електроне у молекулу.

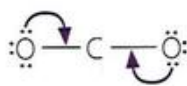
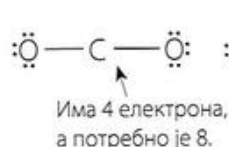


Постави централни атом у средину и остале атоме повежи за њега једноструким везама.

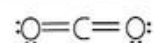
За ово су утрошена 4 електрона, тако да их остаје 12.



Распреди преосталих 12 електрона на атоме око централног атома тако да код њих буде задовољен октет (дублет). Уколико преостане електрона, постави их на централни атом.



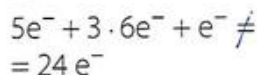
Провери да ли је централни атом постигао октет. Уколико није, електронски парови с околних атома претварају се у двоструке везе с централним атомом док код њега не буде постигнут октет.



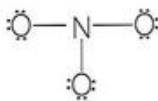
Провери да ли су сви атоми постигли октет (односно у случају водоника дублет).

Покушај да овладаш вештином представљања структурних формула молекула и молекулских јона на приказани начин. То ти може олакшати учење свих наредних лекција.

Пример 2. Структурна формула молекулског јона NO_3^-

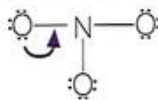


Укупном броју валентних електрона додај 1 електрон, јер је честица једанпут негативно наелектрисана (код позитивних јона број електрона се одузима).

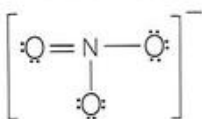


Постави централни атом у средину и остале атоме повежи за њега једноструким везама.

За ово је утрошено 6 електрона, тако да их остаје 18, који се распоређују на атоме кисеоника.

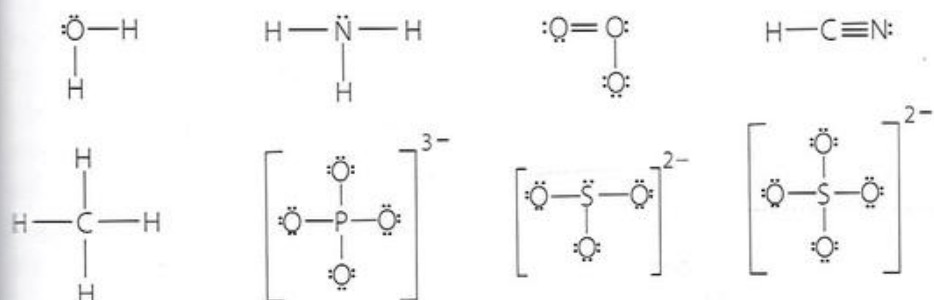


Пошто азот није постигао октет и недостају му два електрона, једном од атома кисеоника уклони два електрона и стави двоструку везу са азотом.



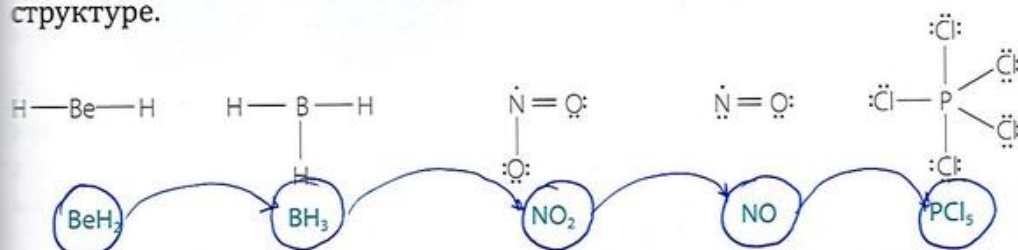
Провери да ли све честице имају задовољен октет. Честицу, због наелектрисања, стави у заграду и означи наелектрисање.

На сличан начин могу се добити структурне формуле различитих честица: молекула и молекулских јона.



Структурне формуле различитих молекулских врста

У одређеном броју молекула централни атоми не постижу октет, али су структуре које им одговарају једине могуће и енергетски повољне за њихово постојање. У већем броју молекула централни атом елемента има више од осам валентних електрона (осим у случају елемента 1. и 2. периода) и тада су могуће и другачије структуре.



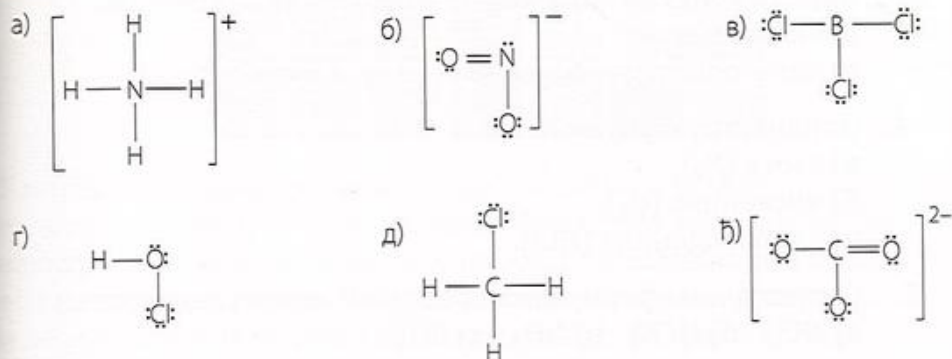
Структурне формуле молекулских врста – одступање од октетног правила

ПРИМЕР 4.6. Цртање структурних формула молекула

Нацртај структурне формуле молекула и молекулских јона:

- а) NH_4^+ , б) NO_2^- , в) BCl_3 , г) HClO , д) CH_3Cl , ђ) CO_3^{2-} .

РЕШЕЊЕ



Јачина и дужина
ковалентне везе

Сваку ковалентну везу карактерише њена дужина и јачина. Дужина ковалентне везе је растојање између два језгра атома који граде везу. Мерило јачине везе представља њена енергија. Енергија везе је енергија коју треба уложити за њено раскидање, а једнака количина енергије ослобађа се при њеном стварању.

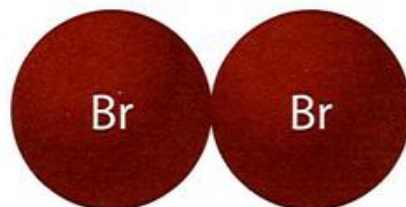
При поређењу јачине и дужине везе може се применити квалитативни приступ. На пример, може се закључити да је веза у молекулу брома дужа од везе у молекулу хлора јер су атоми брома већег полупречника од атома хлора (слика 4.11а). У другом примеру, јачина везе може се проценити на основу врсте везе. Трострука веза јача је од једноструке, јер поред сигма-везе има и пи-везе (слика 4.11б). Ипак, како је пи-веза слабија од сигма-везе, трострука веза не може имати јачину три једноструке везе.

Слика 4.11.
Модел молекула:
а) хлора и брома,
б) етана и етина

а)

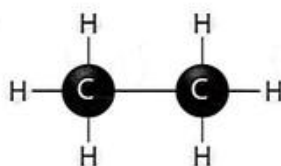


Молекул хлора



Молекул брома

б)



Молекул етана



Молекул етина

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Опиши на који начин настаје ковалентна веза.
- Шта је трострука ковалентна веза?
- Одреди који тип ковалентне везе (σ - или π -) настаје преклапањем:
 - две s -орбитале,
 - једне s - и једне p -орбитале.
- Опиши структуру молекула:
 - азота (N_2),
 - кисеоника (O_2),
 - хлороводоника (HCl).
- Структурним формулама представи молекулске врсте:
 - NCl_3 ,
 - $HClO$,
 - NO_2^- ,
 - SO_4^{2-} .

4.3. Поларност везе и поларност молекула

Слично израчунавању електронске густине у атому, може се на основу квантно-механичког модела израчунати и електронска густина у молекулу. На слици 4.12 представљена је електронска густина у молекулу водоника. У молекулу водоника електронска густина равномерно је распоређена између језгара атома водоника због тога што језгра тих атома имају исту привлачну моћ у односу на електроне. Између атома водоника у молекулу постоји неполарна ковалентна веза.

Веза у којој је електронска густина равномерно распоређена између језгара атома јесте неполарна ковалентна веза.

Када атоми различитих неметала граде везу, један од њих јаче привлачи заједничке електроне. Моћ привлачења заједничких електрона из ковалентне везе представља електронегативност тог атома.

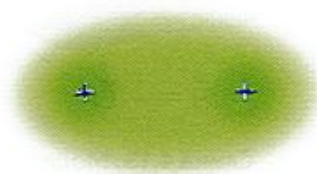
Електронегативност је способност атома да привуче заједнички електронски пар.

Електронегативност, χ (хи), јесте релативна величина и због тога нема јединицу. Постоје различите скале електронегативности, а најпознатија је Полингова скала, по којој електронегативност може имати вредности од 0,7 до 4 (табела 4.1).

Табела 4.1. Вредности електронегативности неких елемената по Полингу²

H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

У молекулу хлороводоника (HCl) атом хлора има већу електронегативност од атома водоника и због тога јаче привлачи електроне из везе. Тај атом је у молекулу негативнији, а атом водоника позитивнији. Како те честице и даље чине молекул и деле електроне, њихова наелектрисаност разликује се од



Слика 4.12. Електронска густина у молекулу водоника

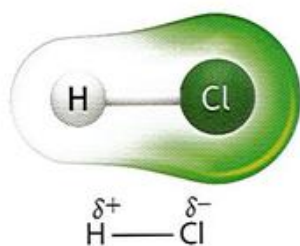
Електронегативност

Структура је оно за чим
трагамо када покушавамо да
разумемо својства.

Лајнус Полинг

полингова
скала

² У табели су приказане вредности заокружене на једну децималу. Осим вредности електронегативности које је израчунао Л. Полинг (1932), постоје и друге таблице/скале електронегативности (као што је, на пример, Миликенова скала електронегативности).



Слика 4.13. Модел и формула молекула хлороводоника

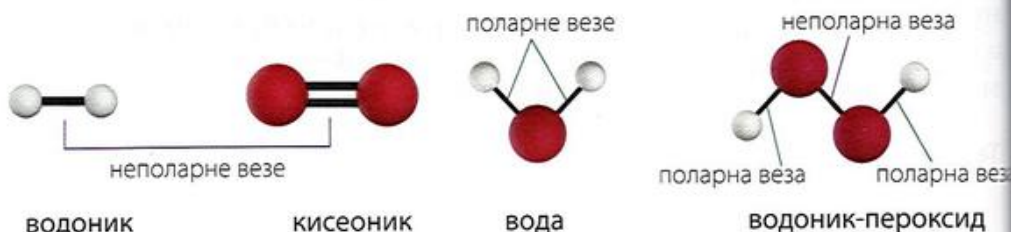
Неполарне ковалентне везе

H_2 , N_2 , O_2 , Br_2 , S_8 , P_4 ,
у графиту и сл.
(молекули елемената)

Поларне ковалентне везе

HCl , H_2O , SO_2 , SO_3 ,
 HNO_3 , HF и др.
(молекули једињења)

Слика 4.14. Модели молекула водоника, кисеоника, воде и водоник-пероксида



ПРИМЕР 4.7. Одређивање поларности молекула на основу формуле

Разврстај наведене ковалентне везе на поларне и неполарне.

Везе: $C-H$, $N=O$, $Cl-Cl$, $C=O$, $C-C$, $N-Cl$, $H-Br$ и $P-P$.

РЕШЕЊЕ

Поларне ковалентне везе: $C-H$, $N=O$, $C=O$, $N-Cl$ и $H-Br$.

Неполарне ковалентне везе: $Cl-Cl$, $C-C$ и $P-P$.

Диполни моменат

диполни моменат

Сваку поларну везу карактерише физичка величина – **диполни моменат**. Означава се грчким словом μ (ми) и има јединицу Cm (кулон-метар). $\frac{K}{m}$

$$\mu = q \cdot l$$

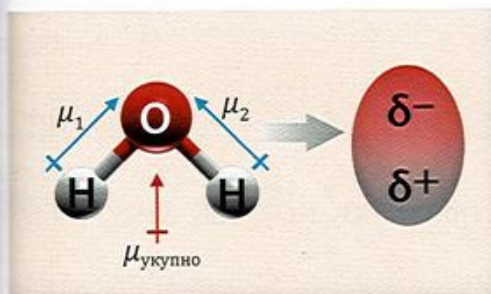
Ознака q представља количину наелектрисања, а l дужину дипола.

Диполни моменат је векторска величина и има свој интензитет, правац и смер. Што је већа разлика у електронегативности, то је већи интензитет вектора диполног момента, веза је поларнија, а наелектрисања на атомима већа (табела 4.2). Правац вектора диполног момента је правац хемијске везе, а за смер се узима да је од позитивног ка негативном атому из везе.

Табела 4.2. Вредности диполних момената двоатомних молекула

	H ₂	HI	HBr	HCl	HF
Разлика електронегативности ($\Delta\chi$)	0	0,4	0,7	0,9	1,9
Диполни моменат (Cm)	0	$1,27 \cdot 10^{-30}$	$2,6 \cdot 10^{-30}$	$3,62 \cdot 10^{-30}$	$6,41 \cdot 10^{-30}$

Молекули с једном везом су неполарни ако им је веза неполарна, а уколико је веза поларна, и молекул је поларан. Молекули с више ковалентних веза у целини могу бити поларни или неполарни. Ако молекул (као целина) има диполни моменат, тај молекул је поларан (слика 4.15), а уколико је диполни моменат једнак нули, молекул је неполаран. Према томе, поларност молекула мора бити одређена његовом геометријом, јер од тога зависи и да ли ће укупан збир свих вектора диполних момената бити једнак или различит од нуле.



У молекулу воде обе везе имају диполни моменат (μ_1 и μ_2). Укупан диполни моменат ($\mu_{\text{укупно}}$) резултат је сабирања диполних момената појединачних веза и по интензитету је различит од нуле. Према томе, молекул воде има поларне везе и поларан је молекул.

ПОЛАРНОСТ ВОДЕ

Како се може доказати да су молекули воде поларни?

Напунити бирету водом. Стаклени штапић наелектрисати трљањем о комад свиле и принети млазу воде из славине бирете. Шта примећујеш? Објасни резултат огледа.

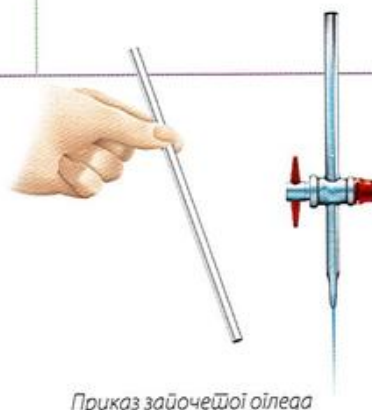
ОБЈАШЊЕЊЕ:

Млаз воде скреће када му се принесе наелектрисани штапић због тога што молекули воде имају у себи два пола – позитиван и негативан, тј. поларни су.

Поларност молекула

Геометрија молекула
представља
просторни распоред
атома у молекулу.

Слика 4.15. Диполни моменат молекула воде



Приказ зајочешої оілега

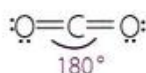
У зависности од броја атома и веза, структуре молекула могу бити различите. Једноставан начин да се одреди геометрија молекула јесте на основу „домена“. Једна веза (једнострука, двострука или трострука) представља један домен. Један домен чини и слободан електронски пар, као и неспарен електрон. Када се преброје домени на централном атому, на основу приказа у табели 4.3 можеш нацртати структурну формулу молекула водећи рачуна о његовој геометрији. На основу тако приказане формуле, а помоћу вектора диполних момената, може се одредити поларност молекула.

Табела 4.3. Геометрије различитих молекулских врста

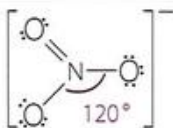
На пример, CH_4 , NH_4^+ и сл.	На пример, NH_3 и сл.	На пример, H_2O и сл.
Централни атом има четири домена (тетраедарска, пирамидална и савијена структура)		
На пример, NO_3^- , CO_3^{2-} и сл.	На пример, NO_2^- и сл.	На пример, CO_2 , HCN и сл.
Централни атом има три домена (тригонално планарна и савијена структура)		Централни атом има два домена (линеарна структура)

Потруди се да научиш да приказујеш структуре молекула водећи рачуна о њиховој геометрији, при чему је у овом тренутку број структура које треба да прикажеш ограничен на максимално четири домена око централног атома. Уколико те хемија више интересује, можеш проширити своје знање проучавајући садржаје уџбеника виших курсева хемије.

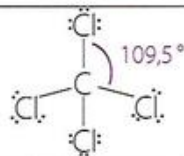
Пример 1. Геометрија молекула (јона): CO_2 , NO_3^- , CCl_4 , NH_3



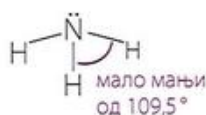
На основу структурне формуле молекула CO_2 уочава се да атом угљеника има две двоструке везе (два домена). Према томе, угао између веза мора бити 180° .



На основу структурне формуле (стр. 104) види се да атом азота има једну двоструку и две једноструке везе (три домена), па угао мора бити 120° .



Структурна формула молекула CCl_4 је таква да атом угљеника има четири једноструке везе (четири домена). То значи да угао између веза мора одговарати тетраедарском углу од $109,5^\circ$.

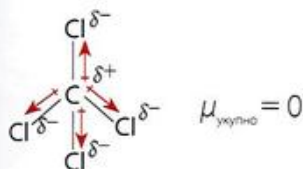


Атом азота у молекулу амонијака има четири домена (три везе и један слободан електронски пар). Угао је мало мањи од тетраедарског због присуства слободног електронског пара (стр. 132), а структура пирамидална.

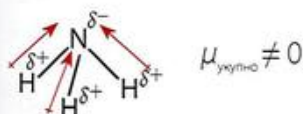
Пример 2. Поларност молекула: CO_2 , CCl_4 , NH_3 , HCN



Када се учртају и саберу вектори диполних момената, добија се да је укупни диполни моменат у молекулу угљеник(IV)-оксида једнак нули, тј. да је молекул неполаран.



Као и молекул CO_2 и молекул CCl_4 има симетричну структуру, па је збир вектора диполних момената једнак нули, наелектрисања се поништавају и молекул је неполаран.



Молекул амонијака је поларан молекул. Вектори диполних момената у овом молекулу се не поништавају и молекул има диполни моменат. Електронска густина померена је ка атому азота.



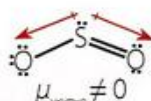
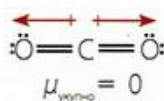
Вектор диполног момента везе атома угљеника и азота дужи је од вектора диполног момента $\text{C}-\text{H}$ везе, јер је веза поларнија. Молекул је поларан с електронском густином помереном ка језгру атома азота.

ПРИМЕР 4.8. Одређивање поларности молекула на основу формуле

Помоћу структурних формула и вектора диполних момената прикажи разлику у поларности молекула CO_2 и SO_2 .

РЕШЕЊЕ

На основу геометрије молекула и вектора диполних момената може се уочити да је CO_2 неполаран, а SO_2 поларан молекул.



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је електронегативност?
- Који од молекула чије су формуле NH_3 , H_2O , N_2 , S_8 , HCN , CO_2 имају поларне везе?
- Нацртај структурне формуле молекула водећи рачуна о геометрији молекула: а) NH_3 , б) HCN , в) H_2S , г) BH_3 , д) CH_4 .
- Опиши шта значи када је молекул поларан.
- Одреди који су од молекула чије су молекулске формуле NH_3 , CO_2 , CF_4 , H_2O , CH_3Cl поларни молекули.

Животи... то су везе
између молекула.

Л. Полинг

Ван дер Валсове силе

4.4. Међумолекулске интеракције

Између молекула супстанци увек постоје одређене интеракције (дејства). Јачина и врста међумолекулских интеракција одређују физичка својства ковалентних супстанци.

Интеракције између поларних молекула последица су електростатичког привлачења између супротно наелектрисаних крајева дипола и то су **дипол-дипол интеракције** (слика 4.16а). Те интеракције су слабије од јонске везе у јонским кристалима или ковалентне везе у молекулима. На пример, потребно је само 16 кЈ енергије по једном молу молекула хлороводоника (HCl) да би се молекули при испаравању раздвојили и супстанца прешла из течног агрегатног стања у гасовито, док је за раскидање ковалентне везе између атома водоника и хлора потребно 431 кЈ енергије по молу молекула.

Између неполарних молекула делују много слабије привлачне силе него између поларних молекула. Те слабе силе последица су сложених интеракција између молекула, односно њихових електронских омотача (слика 4.16б). Овакве силе постоје и између атома племенитих гасова.

Интеракције између неполарних молекула последица су Лондонових дисперзионих сила, које брзо настају, али брзо и нестају. У једном тренутку један од молекула постаје дипол (тренутни дипол), затим индукује дипол у другом молекулу, с којим се затим привлачи тим силама.

Слика 4.16.

Међумолекулске интеракције између:
а) поларних молекула – дипол-дипол интеракције,
б) неполарних молекула



Често се све интеракције између молекула означавају као **Ван дер Валсове силе**.

РАЗМИСЛИ: масе молекула водоник-сулфида (H_2S) и атома аргона (Ar) приближно су једнаке. Која супстанца има вишу температуру кључања и због чега?

ОБЈАШЊЕЊЕ: молекули водоник-сулфида су поларни и између њих постоје дипол-дипол интеракције које су јаче од слабих интеракција између атома племенитог гаса аргона. Због тога водоник-сулфид кључа на вишој температури од аргона.

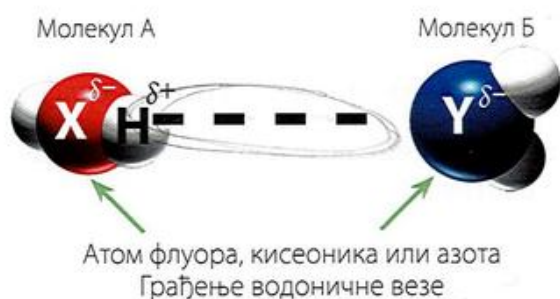
Уколико добро научиш врсте међумолекулских интеракција, лако ћеш надале описивати и објашњавати својства великог броја супстанци. То ће ти користити у наредним курсевима хемије, али и биологије, географије и физике.

Водонична веза

Најјача међумолекулска интеракција јесте **водонична веза**. Водонична веза настаје повезивањем атома водоника једног молекула с атомом велике електронегативности другог молекула, као што су флуор, кисеоник или азот. Може се сматрати јединственим примером дипол-дипол интеракције између поларних молекула. Да би настала водонична веза између два молекула, морају бити испуњени следећи услови:

- један од молекула мора имати атом водоника везан за атом флуора, кисеоника или азота,
- други молекул мора садржати један од ових електронегативних атома.

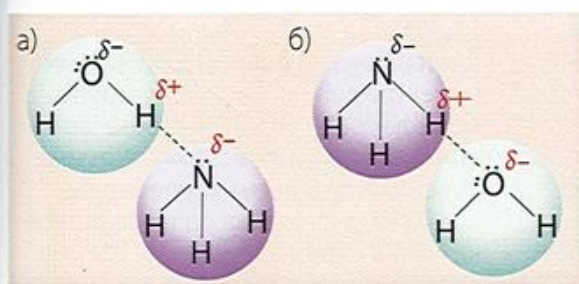
Водонична веза последица је израженог наелектрисања атома водоника везаног за атом велике електронегативности у једном молекулу, као и слободног електронског пара на атому велике електронегативности другог молекула (слика 4.17). То је уједно и једина међумолекулска интеракција која се представља као веза, а за њено представљање користи се испрекидана линија.



Најјача водонична веза настаје између молекула флуороводоника, тако да се та супстанца често записује формулом H_2F_2 да би се истакло да се у њој молекули асосују (спајају).

Водонична веза много је јача од дипол-дипол интеракција, али је око десет пута слабија од ковалентне везе.

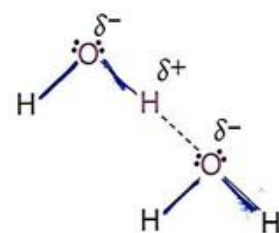
Водонична веза може бити **интермолекулска** – између два иста или различита молекула или **интрамолекулска** – унутар једног молекула.



Интермолекулске водоничне везе између молекула амонијака и молекула воде преко атома водоника из:
а) молекула воде,
б) молекула амонијака.

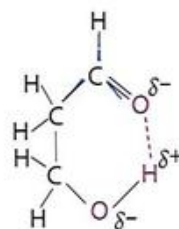
кисеоник
флуор
азот

водонична веза
- да би настала
између два
молекула



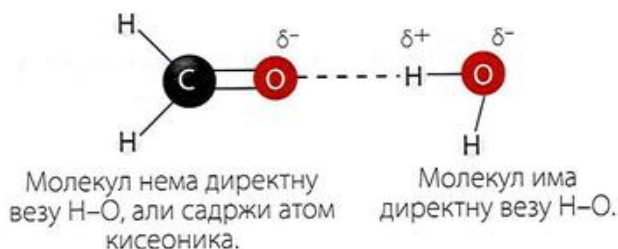
Водонична веза између молекула воде

Слика 4.17. Водонична веза између молекула А и Б



Интрамолекулска водонична веза

Слика 4.18. Водонична веза између органског молекула H_2CO и молекула воде



Постојање водоничне везе утиче на температуре топљења и кључања, као и на растворљивост супстанци. Уколико две ковалентне супстанце имају сличне молекулске масе, вишу температуру кључања има супстанца која гради водоничне везе. На пример, иако су молекули водоник-сулфида веће масе од молекула воде, на собној температури то је гасовита супстанца између чијих молекула постоје међумолекулске интеракције слабије него водоничне везе између молекула воде. Због тога је вода супстанца течног агрегатног стања на собној температури и кључа на знатно вишој температури него водоник-сулфид.

Уколико могу градити водоничне везе с молекулима воде, молекули супстанце боље ће се растварати у води од супстанце која нема ту могућност.

ПРИМЕР 4.9. Поређење физичких својстава супстанци

На који се начин могу објаснити различите вредности температура кључања супстанци датих у табели 4.4?

Табела 4.4. Температуре кључања супстанци различитих поларности

Формула супстанце	Релативна молекулска маса	Диполни моменат (Cm)	Температура кључања ($^{\circ}\text{C}$)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	44	$0,33 \cdot 10^{-30}$	-42
CH_3OCH_3	46	$4,34 \cdot 10^{-30}$	-25
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	46	$5,64 \cdot 10^{-30}$	+79

РЕШЕЊЕ

Супстанце имају приближно једнаке молекулске масе. Температуре кључања зависе од јачине међумолекулских интеракција. Супстанца формуле $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ има практично неполарне молекуле и због тога најслабије Ван дер Валсове

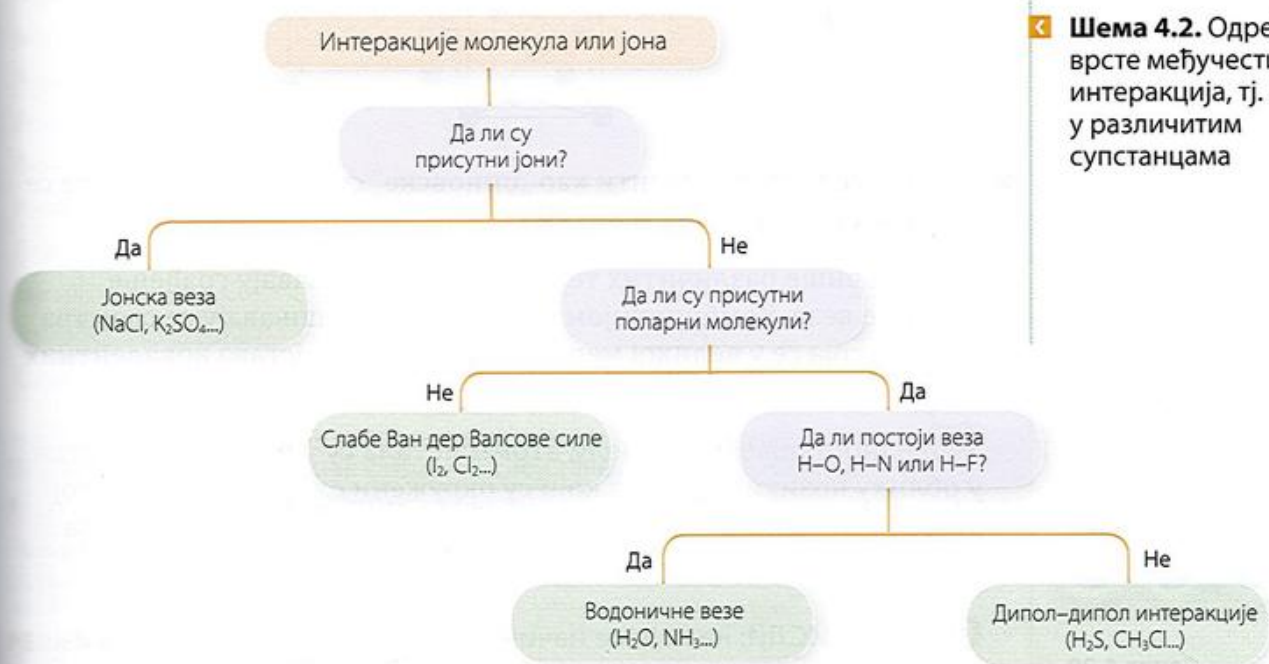
интеракције. Супстанца CH_3OCH_3 има молекуле веће поларности, али не може да гради водоничне везе јер су атоми водоника повезани с атомима угљеника, па је њена температура кључања много нижа од температуре кључања етанола.

Водоничне везе имају пресудну улогу у деловању различитих молекула у живим организмима. Тако функција ДНК молекула (дезоксирибонуклеинска киселина) у великој мери зависи од усмерених и на тачно одређен начин остварених водоничних веза између ланаца који тај молекул изграђују. Водоничним везама одређена је и структура леда, као и многих других супстанци.

На основу шеме 4.2 на једноставан начин може се одредити врста међучестичних интеракција, тј. интеракција између честица у супстанцама с ковалентном и јонском везом.

Одређивање врсте међучестичних интеракција

Шема 4.2. Одређивање врсте међучестичних интеракција, тј. веза у различитим супстанцама



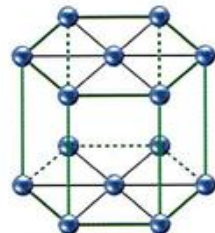
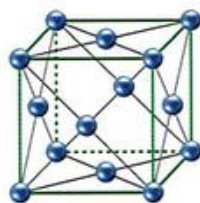
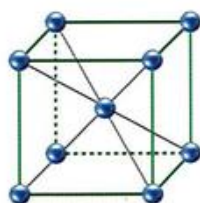
РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је водонична веза?
- На који начин водонична веза утиче на температуру кључања супстанци?
Објасни на примеру воде и водоник-сулфида.
- Који се од молекула могу међусобно повезати водоничним везама? Објасни свој избор.
Молекули: а) NH_3 , б) HI , в) CH_3OH , г) N_2O .
- По којим се физичким својствима разликују две поларне супстанце уколико једна може градити водоничне везе, а друга не може?
- Прикажи грађење водоничне везе између молекула воде.

Која су њо наша највећа хемијска открића, а да су већа од открића вајре и метала?

Венијамин Дизраели

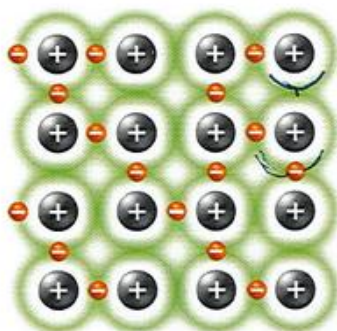
Слика 4.19. Јединичне кристалне ћелије појединих метала



- Метали се могу замислити као „џиновске“ структуре атома које се држе заједно **металним везама**.

Постоји више различитих теорија које објашњавају грађење металне везе. Комбинацијом тих теорија објашњавају се својства метала, која се у великој мери разликују од својстава ковалентних и јонских супстанци.

У поједностављеном моделу, атоми метала су у металној решетки у облику позитивних јона који су окружени електронима. По тој теорији метална веза је интеракција између електрона и језгра атома метала (слика 4.20).



Слика 4.20. Поједностављени модел металне везе. Електрони (наранџасте куглице) налазе се у „електронском мору“ око позитивних јона (сиве).

Својства метала ►

- ⚙️ **РАЗМИСЛИ:** на који се начин може објаснити електрична и топлотна проводљивост метала?

ОБЈАШЊЕЊЕ: валентни електрони атома метала су у кристалним решеткама покретљиви и припадају свим атомима метала. Због тога метали добро проводе струју. Загревањем метала електрони добијају кинетичку енергију и самим тим постају бржи, чиме се објашњава њихова топлотна проводљивост.

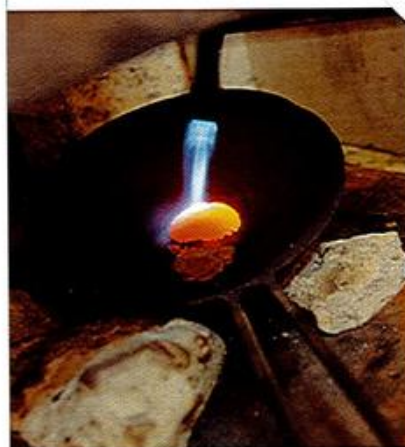
Метали се могу савијати, топити, ковати, истезати и друго. Истежањем, савијањем, топљењем и ковањем метала долази до деформације кристалне решетки, али метална веза и даље остаје због јаких привлачних сила између електрона и језгара. Због тога метали проводе електричну струју и топлоту и када су течном агрегатног стања.

Температуре топљења и кључања метала су високе, јер је метална веза јака (слика 4.21). Метали који имају релативно ниске температуре топљења у поређењу са осталим металима, имају

мали број валентних електрона. Уколико је већи број валентних електрона и уколико сви учествују у њеном грађењу, метална веза је јача, а тиме су и температуре топљења и кључања више, а метали тврђи (табела 4.5).

Табела 4.5. Температуре топљења и кључања различитих метала

Метал	Симбол метала	Група у Периодном систему елемената	Температура топљења (°C)	Температура кључања (°C)
Натријум	Na	1	98	883
Калијум	K	1	63	759
Магнезијум	Mg	2	650	1090
Алуминијум	Al	13	660	2519
Волфрам	W	6	3422	5555
Гвожђе	Fe	8	1538	2861
Никл	Ni	10	1455	2913
Платина	Pt	10	1768	3825
Бакар	Cu	11	1084	2562
Злато	Au	11	1064	2856
Цинк	Zn	12	420	907



Слика 4.21. Топљење узорка злата. Злато се топи на високој температури и притом слабе металне везе.

ПРИМЕР 4.10. Разликовање физичких својстава два метала на основу јачине металне везе

На основу броја валентних електрона атома натријума и алуминијума објасни разлике у њиховим физичким својствима наведеним у табели 4.5.

РЕШЕЊЕ

Натријум има један валентни електрон, а алуминијум три. Веза између атома натријума у металној решетки много је слабија од металне везе у алуминијуму.

Због тога алуминијум има више температуре кључања и топљења од натријума.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Наведи основна физичка својства метала.
2. Опиши структуру металне кристалне решетке.
3. На који се начин може објаснити електрична проводљивост метала?
4. Од чега зависи температура топљења и кључања метала?
5. Који метал, калијум или гвожђе, има вишу температуру топљења? Објасни.

4.6. Основна својства чистих супстанци чврстог агрегатног стања

Слика 4.22. Аморфна супстанца



какао

Шема 4.3. Врсте кристалних решетка

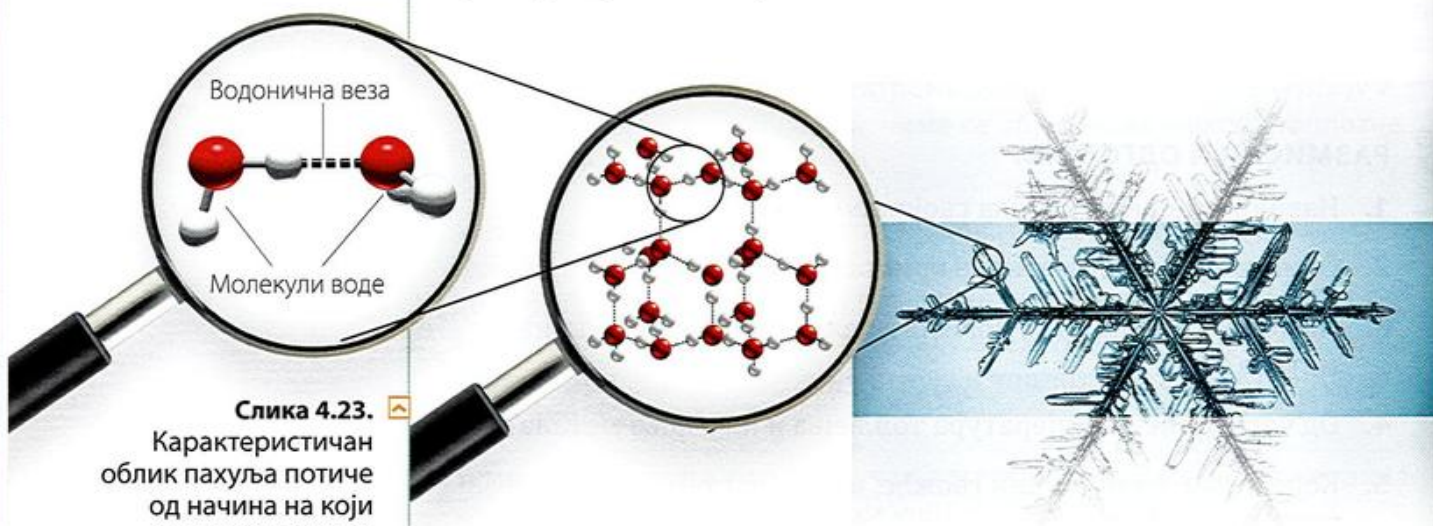


Молекулске кристалне решетке

Супстанце могу бити у три основна агрегатна стања у зависности од енергије честица и енергије међумолекулских интеракција. То су гасовито, течнo и чврсто агрегатно стање.³

Супстанце чврстог агрегатног стања могу имати **кристалну структуру** или бити неуређене структуре – **аморфне супстанце** (слика 4.22). Аморфне супстанце обично су прашкасте супстанце, као што су, на пример, скроб, аморфни сумпор и др. Супстанце с кристалном структуром могу имати јонске кристалне решетке (стр. 92), металне кристалне решетке (стр. 114), као и атомске и молекулске кристалне решетке (шема 4.3).

Молекули воде у леду, на пример, чине **молекулску кристалну решетку** у којој су честице повезане водоничним везама, а унутар њих су поларне ковалентне везе. Молекули воде у леду су на правилан начин распоређени у простору и граде тетраедарски распоред (слика 4.23).

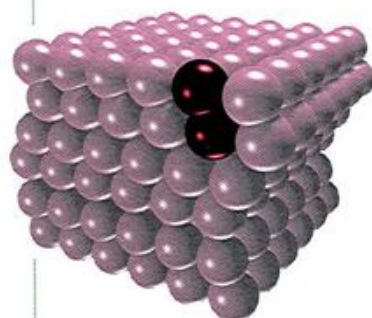


Слика 4.23. Карактеристичан облик пахуља потиче од начина на који су молекули воде повезани водоничним везама.

³ Осим три основна агрегатна стања постоји и четврто – плазма. Плазма је јонизован гас, који се због јединствених својстава сматра посебним агрегатним стањем.

У кристалу јода на правилан начин понављају се молекули јода између којих постоје слабе међумолекулске интеракције и због тога је удаљеност између молекула јода релативно велика у односу на сличан распоред јона у јонским супстанцама (слика 4.24). Јод је супстанца која може да прелази директно из чврстог у гасовито агрегатно стање и обрнуто – **сублимовање**, при чему се раскидају Ван дер Валсове интеракције између молекула, а ковалентне остају нетакнуте.

Везе између молекула слабије су од јонских веза између јона и због тога постоје и друге разлике у својствима јонских и ковалентних супстанци чврстог агрегатног стања, као што су разлике у температурама топљења, температурама кључања, тврдоћи и другим.



Слика 4.24. Кристална структура јода

СУБЛИМОВАЊЕ ЈОДА



Због чега јод лако сублимује? Посебне мере опреза: пара јода је отровна, а оглед се мора изводити у дигестору!

У суву чашу ставити неколико кристала јода. Чашу покрити порцеланском шољом напуњеном хладном водом или ледом. Поставити чашу с порцеланском шољом на треножац са азбестном мрежицом. Загревати чашу преко азбестне мрежице. Шта запажаш? Објасни своја запажања.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

При загревању јода долази до одвајања његових молекула из кристала и притом се мења растојање између молекула, али се не мења растојање између атома у молекулу. Међумолекулске силе су слабе и није потребна висока температура за сублимовање. Настаје пара јода љубичасте боје која при додиру с хладном површином кристалише на порцеланској шољи.



Приказ зайочејої оіледа

ПРИМЕР 4.11. Разликовање кристалних решетака на основу састава супстанци



Одреди врсту кристалне решетке према типу хемијске везе, а на основу назива или молекулске формуле супстанце:

- | | | |
|---|-------------------------------------|--|
| а) лед (H_2O), | б) калијум-хлорид (KCl), | в) сребро, |
| г) глюкоза ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), | д) сумпор (S_8), | ђ) натријум-сулфат (Na_2SO_4). |

РЕШЕЊЕ

- | | |
|----------------|------------------------------|
| а) Молекулска, | б) јонска, |
| в) метална, | г) молекулска, |
| д) молекулска, | ђ) јонска кристална решетка. |

Атомске кристалне
решетке

Свака структура је таква
да може да буде што је више
могуће „гушће паковање“, а у
складу с величином атома
или јонима које је израђују.

Морис Л. Хигинс

Слика 4.25. а) Дијамант
и б) графит (узорци и
кристалне решетке)

У случају да кристална решетка садржи атоме истог неметала повезане у правилне „диноске“ облике, у питању су **атомске кристалне решетке**. Примери су дијамант и графит.

Дијамант садржи огроман број неполарних ковалентних веза између атома угљеника и тетраедарску структуру (слика 4.25а). Због великог броја σ -веза, најтврђа је позната супстанца у природи.

У структури графита може се уочити да атоми угљеника у једној равни чине један „диноски“ молекул, а атоми из друге равни чине други сличан молекул. Између тих планарних молекула постоје слабе Ван дер Валсове силе (слика 4.25б). Последица тих слабих сила и слојевите структуре графита јесте клизање једне „плоче“ преко друге, па је графит крта супстанца. Управо због те структурне карактеристике, графит оставља траг на папиру.



Везе између основних честица супстанци чврстог агрегатног стања јаче су него везе између честица гасова или течности, при чему се супстанце чврстог агрегатног стања међусобно разликују по јачини тих веза. Честице супстанци чврстог агрегатног стања нису покретљиве, а запремина сваке супстанце чврстог агрегатног стања независна је од посуде у којој се та супстанца налази.

Јачина веза између честица чврстих супстанци утиче на тврдоћу, савитљивост, температуру топљења и друга својства тих супстанци (табела 4.6).

- **Температура топљења** је температура на којој супстанца прелази из чврстог у течно агрегатно стање и зависи од јачине међучестичних интеракција. На пример, дијамант има атомску кристалну решетку састављену од великог броја атома угљеника повезаних великим бројем ковалентних веза и због тога је то најтврђа позната природна супстанца, високе температуре топљења.

При физичким променама супстанце мењају агрегатна стања (слика 4.26). Честице које чине одређену супстанцу удаљавају се једна од друге или приближавају. Уколико се удаљавају, на пример, при испаравању или топљењу долази до раскидања веза (интеракција) између честица, и то код:

- Ⓢ јонских супстанци – раскидају се јонске везе,
- Ⓢ ковалентних супстанци – слабе међумолекулске интеракције.
- Ⓢ металних супстанци – раскидају се или слабе металне везе.

При кондензацији и очвршћавању долази до стварања веза и интеракција између честица.

Табела 4.6. Поређење општих својстава различитих кристалних супстанци

Тип кристалне решетке	Температура топљења	Тврдоћа	Електрична проводљивост
Молекулска	ниска	меке	–
Атомска	висока	веома тврде	Не проводе електричну струју, осим графита.
Метална	углавном висока	углавном тврде	Проводе електричну струју.
Јонска	висока	тврде	Немају, осим када су у течном агрегатном стању.

ПРИМЕР 4.12. Разликовање физичких својстава супстанци на основу врсте кристалне решетке

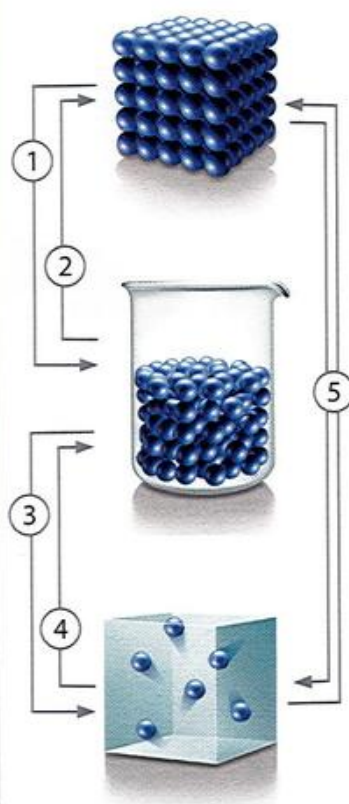
Наведи основне сличности и разлике у физичким својствима натријум-хлорида, дијаманта и сахарозе (обичан бели шећер) са становишта њихове грађе и врсте интеракција између честица које их изграђују.

РЕШЕЊЕ

Све три супстанце су кристалне. Натријум-хлорид и дијамант топе се на високим температурама (дијамант на вишој), док се сахароза топи на релативно ниској температури (притом се и угљенише). Истопљен натријум-хлорид проводи електричну енергију због постојања покретљивих јона, сахароза и дијамант не проводе електричну струју. Сахароза (поларни молекули и водоничне везе) и натријум-хлорид (јони) растварају се у води, а дијамант не. Дијамант је најтврђа позната природна супстанца (стр. 118).

Слика 4.26. Промене агрегатних стања супстанце

1. Топљење
2. Очвршћавање
3. Испаравање
4. Кондензовање
5. Сублимовање



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Наведи врсте и основне карактеристике кристалних решетака које граде ковалентне супстанце?
2. Које су основне разлике између јонских и молекулских кристалних решетака?
3. Опиши структуру леда.
4. Које су основне разлике у структури дијаманта и графита?
5. На основу назива и формула одреди коју врсту кристалне решетке имају наведене супстанце:
 - а) графит, C,
 - б) сахароза, $C_{12}H_{22}O_{11}$,
 - в) лед, H_2O ,
 - г) калијум-хлорид, KCl.

4.7. Основна својства чистих супстанци течног агрегатног стања

Све супстанце могу бити течног агрегатног стања, зависно од температуре и притиска.

Слика 4.27. Супстанце течног агрегатног стања на собној температури

На собној температури течног агрегатног стања су различите ковалентне супстанце, као што су вода, етанол (алкохол), уље, бром и друге, од метала жива и ретко која јонска супстанца (слика 4.27). Од хемијских елемената само су бром и жива на собној температури течног агрегатног стања.



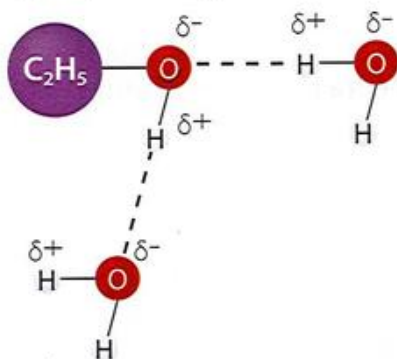
У течностима су честице на мањем растојању него код гасова, интеракције су јаче, али честице у течностима имају довољно енергије да могу слободно да се крећу (за разлику од супстанци чврстог агрегатног стања). Интеракције између честица у течностима могу бити различитих типова зависно од врсте честице и у случају молекула њихове поларности, па се због тога течности по својствима међусобно разликују.

Течности имају сталну запремину на датој температури, али могу мењати свој облик. Карактеристика течности да може мењати облик користи се при ливењу метала (слика 4.28) и других супстанци, попут воскова. Када се метал истопи, може се излити у било који калуп, течан метал ће испунити калуп, а очвршћавањем се добија метални предмет жељеног облика.

Слика 4.28. Ливење и предмети добијени очвршћавањем течног метала



Мешљивост две течности, такође, има важну улогу у објашњавању различитих процеса. Од односа јачине међумолекулских интеракција између молекула у чистим течним супстанцама и јачине међумолекулских интеракција које би настале мешањем с неком другом течном супстанцом, зависи и да ли ће се две течности међусобно мешати или не. Тако, на пример, молекули етанола (алкохола) имају сличну поларност као молекули воде и могућност да с молекулима воде граде водоничне везе (слика 4.29). Због тога се етанол меша с водом у свим односима.

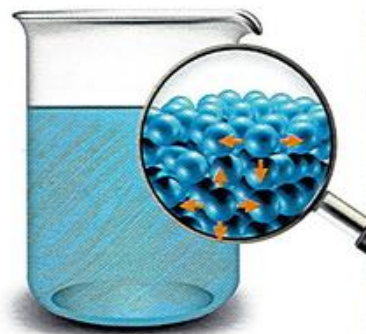


4 Слика 4.29. Водоничне везе између молекула етанола и молекула воде

Својство које се у већини случајева лако опажа, а по којем се течне супстанце разликују, јесте њихова испарљивост. На пример, на слици 4.27 уочава се да бром релативно лако испарава, а зна се да то не важи за воду. Разлог су слабе међумолекулске интеракције између молекула брома (неполарни молекули), за разлику од јаких водоничних веза између молекула воде.

Молекули који заузимају површински део течности интерагују с молекулима из унутрашњости течности, али у делу према ваздуху те интеракције не постоје (слика 4.30). Ти молекули „лако“ напуштају течност и на тај начин чине пару изнад течности. Притисак који честице паре врше на зидове суда јесте **напон паре**. Тренутак када се изједначе напон паре течности и спољашњи притисак јесте **температура кључања**. Свака супстанца има своју стандардну температуру кључања која се дефинише при атмосферском притиску. Вода, на пример, кључа на 100 °C, док водоник-сулфид кључа на -60 °C.

* напон паре
* температура кључања



4 Слика 4.30. Приказ интеракција молекула при површини течне супстанце

 **РАЗМИСЛИ:** молекули воде имају релативно малу масу, па ипак вода кључа на температури за око 200 °C вишој од очекиване. Како се то може објаснити?

ОБЈАШЊЕЊЕ: молекули воде међусобно су повезани релативно јаким водоничним везама (стр. 111). Због тога вода, за разлику од супстанци сличних маса молекула који нису повезани водоничним везама, кључа на релативно високој температури.

Да би добро разумео/-ла дијаграм стања воде, важно је да уз текст пратиш ознаке на дијаграму.

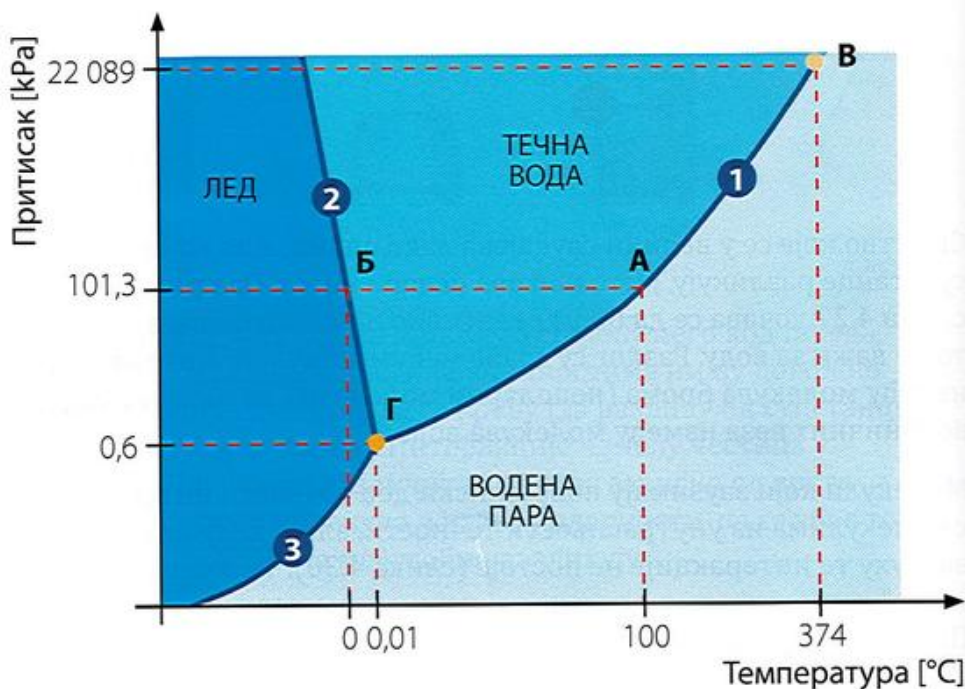
Слика 4.31. Фазни дијаграм воде (дијаграм стања воде)

Промена агрегатног стања супстанце, при одређеним условима, може се постићи променом температуре или притиска.

Фазни прелази и фазни дијаграми воде

Уколико се дијаграмом прикажу промене агрегатног стања неке супстанце, на пример воде, у зависности од притиска и температуре, добија се фазни дијаграм те супстанце (дијаграм стања супстанце) (слика 4.31). Фазни дијаграми могу да се приказују за једну чисту супстанцу или за смешу више супстанци.

Фазе, у случају фазног дијаграма воде, представљају воду у одређеном агрегатном стању (течна вода, водена пара и лед). Фаза је, према томе, хомогена супстанца униформна по свом физичком и хемијском саставу и својствима у свим својим деловима. Једна фаза је од осталих фаза одвојена границом (линија на дијаграму) где долази до фазног прелаза: нагле промене агрегатног стања.



Крива 1 (слика 4.31) јесте крива испаравања (кондензовања) и приказује услове (притисак и температуру) при којима су течна вода и водена пара у равнотежи. На пример, таква равнотежа постоји при притиску од 101,3 kPa и температури од 100 °C – температура кључања воде при атмосферском притиску (тачка А на дијаграму).

Крива која раздваја чврсту и течну фазу (2) јесте крива топљења (очвршћавања) и приказује услове при којима су течна и чврсто агрегатно стање у равнотежи. На пример, на температури од 0 °C и атмосферском притиску (тачка Б на дијаграму) у равнотежи су лед и течна вода (температура топљења леда при атмосферском притиску).

Крива (3), којом су раздвојени чврсто и гасовито стање, јесте крива сублимовања. Притисак и температура који одговарају свакој тачки те криве представљају услове при којима су лед и водена пара у равнотежи.

Тачка на дијаграму која одговара температури изнад које се променом притиска водена пара не може превести у течну воду, представља критичну тачку (тачка В на дијаграму). Тачка где се спајају криве испаравања, топљења и сублимовања јесте тројна тачка (тачка Г), тј. тачка којој одговарају притисак и температура на којима су све три фазе у равнотежи. За воду то је температура од $0,01\text{ }^{\circ}\text{C}$ и притисак од 600 Pa ($0,6\text{ kPa}$).

Када би се приказао сличан фазни дијаграм за неку другу супстанцу, могло би се уочити да крива топљења (2) воде има нагиб „налево“, док већина других супстанци има нагиб „надесно“. Разлог је једна од аномалија воде, тј. чињеница да је вода супстанца која има мању густину када је у течном агрегатном стању него када је у чврстом (лед је мање густине од воде). Осим те аномалије, вода показује и велики број других својстава која је разликују од других супстанци (стр. 129) истог агрегатног стања или сличне структуре.

ПРИМЕР 4.13. Разумевање и употреба дијаграма стања воде

Наш највиши врх јесте Ђеравица ($2\,656\text{ m}$) на планини Проклетије. Атмосферски притисак на том врху је око 73 kPa . На основу дијаграма стања воде одреди да ли ће вода кључати на температури нижој или вишој од $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

РЕШЕЊЕ

С дијаграма се може очитати да је на датом притиску температура кључања воде нешто нижа од $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Експрес лонац

Експрес лонац је посуда за кување хране која је направљена тако да се у њој ствара велики притисак. При већем притиску температура кључања воде је виша, па је време кувања краће.



Уколико желиш, можеш на адреси:
<https://www.omnicalculator.com/chemistry/boiling-point-altitude> помоћу калкулатора, уносом надморске висине, одредити притисак и температуру кључања воде.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Наведи основна физичка својства дестиловане воде.
2. Објасни због чега је флуороводоник (HF) на температури од $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ течног агрегатног стања, а остали халогеноводоници (веће молекулске масе) гасовитог агрегатног стања.
3. Како се дефинише температура кључања?
4. Објасни да ли вода на $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ испарава или кључа при притиску од $101,3\text{ kPa}$.
5. Шта је тројна тачка на фазном дијаграму супстанце?

4.8. Основна својства чистих супстанци гасовитог агрегатног стања

На собној температури и при атмосферском притиску гасовитог агрегатног стања јесу водоник, азот, кисеоник, флуор, хлор и племенити гасови, а од једињења углавном она релативно мале молекулске масе, као што су метан, амонијак, водоник-сулфид и др.

Честице у гасовитим супстанцама веома су удаљене једне од других, хаотично се крећу, а мењају правац при судару с другом честицом или зидовима посуде у којој се налазе (слика 4.32).

За сваки гас карактеристични су притисак, температура и запремина. Притисак гаса јесте притисак који честице гаса врше на зидове посуде у којој се налазе. У смеси гасова сваки гас се понаша као да остали гасови нису присутни, па је због тога укупан гасни притисак једнак збиру парцијалних (појединачних) притисака свих присутних гасова.

$$p_{\text{укупно}} = \sum p_{\text{гасова у смеси}}$$

Запремина гасова је променљива, тј. гас заузима запремину суда у којем се налази. Температура гаса зависи од кинетичке енергије честица тог гаса и што је већа брзина честица, већа је и кинетичка енергија, а самим тим и температура.

Релације које постоје између ових величина познате су као **гасни закони**. По тим законима важи да уколико је:

- ▶ температура константна, притисак гаса и његова запремина обрнуто су пропорционални (слика 4.33);



- ▶ притисак константан, температура гаса и његова запремина директно су пропорционални;
- ▶ запремина константна, температура гаса и његов притисак директно су зависни.

Слика 4.32. Приказ гасовите супстанце изграђене од атома

Гасни закони

Слика 4.33. Смањењем запремине гаса, при константној температури, повећава се његов притисак.

Све описане релације изводе се из **једначине стања идеалног гаса**. При разматрању те једначине и њеној употреби узима се да честице гаса имају занемарљиво малу запремину, да је судар између њих еластичан и да не постоје међумолекулске интеракције међу њима. Ова једначина, ипак, на пригодан начин омогућава израчунавања притиска, температуре или запремине гаса при већини услова.

$$pV = nRT$$

Ознака R представља гасну константу која износи $8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, p је ознака за притисак, V за запремину, n за количину супстанце и T за температуру.

ПРИМЕР 4.14. Израчунавање запремине супстанце на основу њене масе

Колика је запремина: а) $9,0 \text{ g}$ водоника ($4,5 \text{ mol}$), б) $9,0 \text{ g}$ воде ($0,5 \text{ mol}$), при температури од 20°C и притиску од $101,3 \text{ kPa}$?

Густина воде, на 20°C и атмосферском притиску, јесте $0,998 \text{ g/cm}^3$.

РЕШЕЊЕ

За водоник као гас користи се једначина стања идеалног гаса:

$$pV = nRT$$

$$p = 101\,300 \text{ Pa}, n = 4,5 \text{ mol}$$

$$T = (20 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K}$$

$$V = nRT/p = 0,1082 \text{ m}^3 = 108,3 \text{ dm}^3$$

За воду се при датим условима запремина израчунава из густине.

$$V = m/\rho = 9,0 \text{ g}/0,998 \text{ g/cm}^3 = 9,0 \text{ cm}^3$$

Извођењу једначине стања идеалног гаса претходили су радови два велика научника Жозефа Геј-Лисака и Амадеа Авогадра. Геј-Лисак је проучавао односе гасовитих елемената у хемијским реакцијама (стр. 182), а Авогадро односе који постоје у гасовима (стр. 172). Авогадро је проучавајући гасове открио молекуле, као и да су те честице састављене од два или више атома.

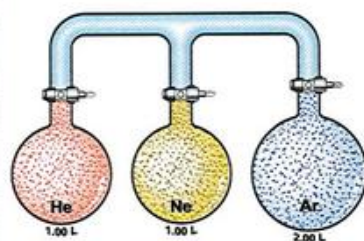
Друго важно проучавање гасова довело је до тога да Авогадро постави хипотезу на основу које два гаса која садрже једнак број молекула при истој температури и притиску заузимају једнаке запремине. На основу те хипотезе постављен је Авогадров закон (слика 4.34).

Према Авогадровом закону запремина гаса при одређеним условима директно је пропорционална количини молекула тог гаса.

Уколико се на основу једначине стања идеалног гаса израчуна запремина за количину од једног мола гаса, добија се запремина коју заузима један мол гаса при одређеном притиску и температури. Из тако добијене запремине изводи се величина важна за хемијска израчунавања (стр. 172) – моларна запремина (V_m).

Једначине стања идеалног гаса

Авогадров закон



Слика 4.34. Илустрација Авогадровог закона. Уколико су једнаке запремине гасова, при једнаким условима, мора бити једнак и број честица у гасу.

На пример, при нормалним условима, моларна запремина је $22,4 \text{ mol/dm}^3$. То значи да један мол молекула (или атома) гаса при температури од 0°C и притиску од $101,3 \text{ kPa}$ заузима запремину од $22,4 \text{ dm}^3$. То важи за све гасове, без обзира на величину њихових честица (Авогадров закон).

ПРИМЕР 4.15. Израчунавање моларне запремине на основу једначине стања идеалног гаса

Колике су моларне запремине гаса при: а) температури од 0°C и атмосферском притиску и б) температури од 20°C и притиску од 100 kPa ?

РЕШЕЊЕ

На основу једначине стања идеалног гаса добија се:

$$\text{а) } V_1 = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{101\,300 \text{ Pa}}$$

$$V_1 = 0,0224 \text{ m}^3 = 22,4 \text{ dm}^3$$

$$V_{m1} = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

б)

$$V_2 = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{100\,000 \text{ Pa}}$$

$$V_2 = 0,0244 \text{ m}^3 = 24,4 \text{ dm}^3$$

$$V_{m2} = 24,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

ПРИМЕР 4.16. Одређивање промене притиска при константној температури

Уколико се при константној температури притисак гаса промени са 200 kPa на 100 kPa , колико ће се пута и на који начин променити запремина тог гаса?

РЕШЕЊЕ

Пошто су T , n и R константне величине при датим условима, на основу једначине стања идеалног гаса, важи да је производ pV константан, тј.

$$p_1 V_1 = p_2 V_2.$$

Према томе, $V_2/V_1 = 2$, тј. запремина ће се повећати два пута.



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Опиши карактеристике по којима се гасови разликују од течности и чврстих супстанци.
- Шта ће се десити с температуром уколико се при константном притиску повећа запремина гаса?
- Коју запремину заузима 2 mol азота при температури од 20°C и притиску од 1 атмосфере ?
- Који су хемијски елементи на собној температури гасови?
- Колики је притисак гаса ако се при константној температури запремина гаса повећа са 10 dm^3 на 20 dm^3 , а почетни притисак је 100 kPa ?

ПРИМЕНИ ЗНАЊЕ И ПРИКАЖИ

Свакодневно опажаш и сигурно у некој од реченица које изговориш у току дана употребиш назив бар једне супстанце.

Систематизуј знања сачењена у овој области иако ишћо ћеш урадити два задатка.

1) Потруди се да експериментално испиташ разлике између:

- а) кухињске соли, шећера и леда у температурама топљења,
- б) кухињске соли и масти у растворљивости у води и уљу,
- в) графита и гвожђа у тврдоћи,
- г) воде и етанола (алкохола) у температурама кључања.

(Уколико није изводљиво да задатак реализујеш експериментално, уради га као теоријски задатак користећи садржаје на интернет странама и у литератури).

Методe које ћеш применити морају бити практичне, лако изводљиве и безбедне.



Испитивање	Запажање	Објашњење
Топљивост кухињске соли, шећера и леда		
Растворљивост кухињске соли и масти у води и уљу		
Тврдоћа графита и гвожђа		
Температура кључања воде и температура кључања етанола		

2) Направи табелу у којој ћеш у једној колони (или реду) навести три јонске супстанце с којима се сусрећеш у свакодневном животу, у другој три ковалентне, а у трећој три металне. За сваку супстанцу наведи агрегатно стање на собној температури, врсту кристалне решетке уколико је супстанца чврстог агрегатног стања и кристалне структуре, боју, мирис, испарљивост и друга карактеристична својства те супстанце. Потруди се да табела има наслов, да буде прегледна и да садржи све тражене податке.

Табела

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Јонска веза. Катјони и анјони. Молекул. Ковалентна веза. Заједнички и слободни електронски парови. Једноструке, двоструке и троструке ковалентне везе, σ - и π -везе. Поларна и неполарна ковалентна веза. Диполни моменат. Геометрија молекула. Поларност молекула. Ван дер Валсове интеракције. Дипол-дипол интеракције. Водонична веза. Метална веза. Кристалне решетке. Јединична ћелија. Енергија кристалне решетке. Агрегатна стања супстанци. Аморфне супстанце. Фазни дијаграм воде. Тројна тачка. Критична тачка. Једначина стања идеалног гаса. Авогадров закон. Моларна запремина.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Хемијске везе су привлачне силе које делују између честица.
- Јонска веза јесте електростатичко привлачење између катјона и анјона.
- Енергија јонске кристалне решетке јесте енергија која се ослободи када се награди један мол кристала из појединачних јона у гасовитом стању.
- Ковалентна веза настаје стварањем заједничких електронских парова између атома истих или различитих елемената, тј. преклапањем атомских орбитала. Преклапањем орбитала настају σ - и π -веза.
- Електронегативност је способност атома да привуче заједнички електронски пар.
- Неполарна ковалентна веза настаје између два атома истих електронегативности, а поларна између атома различитих електронегативности.
- Диполни моменат је физичка величина која карактерише поларну везу. Поларан молекул има укупни диполни моменат различит од нуле и представља дипол, а неполарни молекули немају диполни моменат.
- Атоми метала повезују се релативно јаком везом – металном везом.
- Ван дер Валсове интеракције јесу силе између молекула. Дипол-дипол интеракције јесу међумолекулске силе између поларних молекула.
- Водонична веза је међумолекулска веза која настаје повезивањем делимично позитивног атома водоника ковалентно везаног за електронегативни атом (флуор, кисеоник или азот) с атомом велике електронегативности другог молекула (флуор, кисеоник или азот).
- Супстанце чврстог агрегатног стања могу бити аморфне или кристалне.
- Кристалне решетке могу бити: металне, атомске, молекулске и јонске. Најмања јединица кристалне решетке која се на правилан начин понавља у три димензије јесте јединична ћелија.
- Једначина стања идеалног гаса повезује притисак, температуру и запремину супстанце у гасовитом агрегатном стању.
- Фазни дијаграм (дијаграм стања) јесте приказ с којег се могу уочити фазни прелази супстанце у зависности од притиска и температуре.
- Нормални услови јесу атмосферски притисак и температура од 0°C и запремина гаса која одговара тим условима представља моларну запремину гаса при нормалним условима.
- Авогадров закон: запремина гаса при одређеним условима директно је пропорционална количини молекула тог гаса.

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- разликујеш јонску од ковалентне везе на основу молекулске формуле супстанци;
- приказујеш настајање јонске и ковалентне везе између различитих атома;
- приказујеш електронске и структурне формуле једноставних молекулских врста;
- разликујеш поларну од неполарне ковалентне везе;
- одредиш да ли је молекул поларан или не на основу укупног диполног момента молекула;
- наводиш основне карактеристике супстанци у свим агрегатним стањима;
- користиш међумолекулске интеракције за објашњење агрегатних стања супстанци и других својстава супстанци;
- описујеш структуру и својства аморфних и кристалних супстанци;
- предвиђаш својства супстанци на основу врсте кристалне решетке;
- препознајеш, на основу формула, који молекули граде водоничне везе и описујеш својства супстанци с водоничним везама;
- примењујеш једначину стања идеалног гаса;
- тумачиш фазни дијаграм на примеру воде;
- предвиђаш растворљивост (мешљивост) супстанци с ковалентном везом;
- поредиш својства различитих супстанци на основу структуре и интеракција између основних честица које изграђују те супстанце.

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

... о чудесним молекулама воде

У свакодневном животу у различитим ситуацијама много шта си научио/-ла о води. Још у првом разреду основне школе имао/-ла си лекције о води, а потом и у следећим разредима из бројних школских предмета. Учећи о хемијским везама сазнајеш много више о тој супстанци. Ипак, остало је још много да се о води научи. Слободно се може рећи да је то најчудеснија супстанца која постоји на нашој планети.

Преведи и прочитај текст са интернет стране:

www.owlcation.com/stem/The-Amazing-and-Remarkable-Properties-of-Water,

а затим у разговору на часовима хемије покушај да објасниш својства која воду издвајају од осталих супстанци.



... о теоријама како настаје ковалентна веза

Покушај да сазнаш више о октетној теорији, теорији валентне везе и теорији молекулских орбитала. Затим на часу хемије разговарај о тим теоријама, о томе по чему се разликују, по чему су сличне, због чега се користе све три.

Једна од активности може бити и приказ настајања молекула азота или кисеоника применом све три теорије.

Покушај да објасниш и на који се начин теоријом молекулских орбитала може објаснити да молекули, као што су, на пример, молекул бора, хелијума и аргона, не постоје.



... садржајима из додатне литературе

► Хемијске везе:

<http://polj.uns.ac.rs/predmeti/HEMIJA>

<http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/chemical/bond.html>

http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=55

► Агрегатна стања супстанци:

<http://www.chem.purdue.edu/gchelp/atoms/states.html>

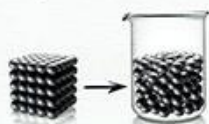
► Аномалије воде:

http://www1.lsbu.ac.uk/water/water_anomalies.html





1. Наведене формуле супстанци разврстај према типу хемијске везе (јонска, ковалентна и метална).
Формуле: NaCl, H₂, NH₃, H₂SO₄, N₂, O₃, KBr, Mg, CaO, Ag, O₂, Li₂O, CO₂, CO, N₂O₃, H₂S.
2. Објасни помоћу Луисових симбола на који начин настаје веза између: **а)** два атома водоника, **б)** атома водоника и атома хлора, **в)** атома натријума и атома хлора.
3. Одреди које се врсте веза (метална или водонична) раскидају (или слабе) приликом приказаних физичких промена супстанци.



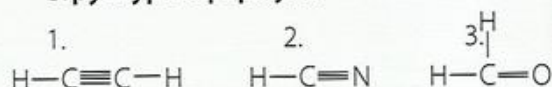
Топљење натријума



Испаравање воде

4. Наведи називе елементарних супстанци које се налазе у: **а)** гасовитом, **б)** течном агрегатном стању на собној температури. Можеш користити Периодни систем елемената.
5. Опиши својим речима због чега је важна водонична веза.
6. Опиши основна својства воде у чврстом, течном и гасовитом стању.
7. На основу приказаних структурних формула: **а)** одреди која формула не може бити тачна ни за један молекул који постоји у природи, **б)** за тачне формуле одреди врсту везе (σ , π).

Структурне формуле:



8. Одреди тип хемијске везе (јонска, поларна ковалентна, метална или неполярна ковалентна) у чистим супстанцама на основу описа.
а) Супстанца **А** има две врсте честица, а између њих постоји јако електростатичко привлачење.
б) Супстанца **Б** садржи молекуле изграђене од исте врсте атома.
в) Супстанца **В** садржи исту врсту атома између којих постоје јаке везе. Електрони у супстанци **В** веома су покретљиви, а честице супстанце **В** не могу се представити структурним формулама.
9. Које основне честице садрже наведене супстанце? Формирај парове тако да супстанци из леве колоне одговара једно слово из десне колоне.

А	Б
1. C ₂ H ₅ OH (етанол)	а) Јони
2. MgF ₂	б) Молекули
3. Калцијум	в) Атоми
10. Одреди тип хемијске везе између атома елемената на основу описа.
а) Метал **Е**₁ налази се у 1. групи, а елемент **Е**₂ у 16. групи Периодног система елемената.
б) Атом елемента **Е**₃ има електронску конфигурацију 1s¹, а атом елемента **Е**₄ 1s² 2s² 2p³.
11. Разврстај симболе атома тако да у једној групи буду атоми електронегативности мање од вредности за водоник, а у другој атоми са већом електронегативношћу.
Елементи: Na, Ca, F, Cl, Br, Al, N, O, Li, Cs.
12. Супстанце **А** и **Б** имају поларне молекуле приближно једнаких маса. Молекули **А** повезани су водоничним везама, а молекули **Б** дипол-дипол интеракцијама. Која од тих супстанци кључа на вишој температури и због чега?
13. Наведи најмање два својства супстанци са:
а) јонском везом,
б) ковалентном везом N-H,
в) неполярном ковалентном везом.



14. За сваку наведену супстанцу одреди које јој поље у табели припада. (Не мора свако поље бити попуњено.)

Супстанце: бром, вода, амонијак, глюкоза, магнезијум, жива, натријум-оксид, озон, сумпор.

Табела 4.7. Агрегатна стања супстанци (25 °C)

Агрегатно стање	Тип хемијске везе			
	Метална	Јонска	Неполарна ковалентна веза	Поларна ковалентна веза
Гасовито				
Течно				
Чврсто				

15. а) Нацртај структурне формуле молекулских врста водећи рачуна о геометрији молекула: SO_4^{2-} , NO_2^- , BH_3 , HNO_3 , NO_2 , C_2H_4 .

б) За молекуле под а) одреди да ли су поларни.

16. Израчунај број: а) протона, б) електрона, в) валентних електрона на основу формула и података из Периодног система елемената.

Формуле: CO_3^{2-} , HNO_3 , ClO_3^- , NH_2^- .

17. Прикажи настајање везе:

а) применом принципа теорије валентне везе за молекул азота,

б) Луисовим симболима између атома алуминијума и атома флуора,

в) Луисовим симболима између атома угљеника и два атома кисеоника.

18. Два органска једињења имају исту молекулску формулу $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Једно од тих једињења има знатно вишу температуру кључања од другог. Имајући то у виду, нацртај формуле молекула тих једињења и објасни разлику у температурама кључања.

19. Представи грађење водоничне везе између молекула који могу имати ту везу:

а) молекули H_2O ,

б) молекули NH_3 ,

в) молекули H_2S ,

г) молекул H_2O с молекулом HF ,

д) молекул H_2O с молекулом H_2S ,

ђ) молекул NH_3 с молекулом CH_4 ,

е) молекул H_2O с молекулом N_2 .

20. Скицирај дијаграм стања воде и објасни његов значај. На којој температури и којем притиску постоји равнотежа између сва три агрегатна стања воде?

21. Одреди која од супстанци чије су формуле K_2O , H_2O , N_2 , Li_2O , C_6H_6 , има највишу температуру топљења. Објасни.

22. Елемент **X** налази се у 14, елемент **Y** у 15, а елемент **Z** у 16. групи Периодног система елемената. Елементи **X**, **Y** и **Z** су неметали. Нацртај структурну формулу молекула који садржи све те атоме и један атом водоника. Одреди број слободних електронских парова у молекулу и утврди поларност тог молекула (да ли је молекул поларан или не).

23. Поређај дате супстанце по порасту њихових температура топљења. Образложи одговор.

Формуле супстанци: KF , C_2H_6 , H_2O , MgO .

24. Поређај дате честице према порасту енергије јонизације: N_2 , N , O и O_2 .

25. Два молекула имају формулу AB_3 , односно BF_3 , и све једноструке везе. Молекул AB_3 има диполни моменат различит од нуле, а други молекул има диполни моменат једнак нули. Који је од тих молекула поларан, а који неполаран? Нацртај структурне формуле тих молекула тако да одговарају подацима.

26. Поређај дате формуле тако да редослед представља пораст дужине $\text{C}-\text{O}$ везе у тим честицама: CO , CO_2 , CO_3^{2-} .

27. Када се помеша 20 mL дестиловане воде и 20 mL етанола (алкохол), запремина смеше није 40 mL, већ нешто мања. Како се то објашњава?





ДОДАТНО О КОВАЛЕНТНОЈ ВЕЗИ



Координативно-ковалентна веза

Да би се објаснила структура различитих неорганичких и органских супстанци, уведен је појам координативно-ковалентне везе. Једном када настане, ова се веза ни по чему не разликује од ковалентне везе. Разлика постоји у начину њеног формирања.

Када један атом има слободан електронски пар, а други празну орбиталу, може се формирати та веза, тј. атом са слободним електронским паром „даје“ своје електроне да буду заједнички електронски пар. Атом који „даје“ свој слободан електронски пар јесте донор електрона, а други атом из везе јесте акцептор електрона. Донори електрона често су атоми азота, кисеоника и сличних неметала. Акцептори електрона могу бити позитиван јон водоника, јони и атоми прелазних метала и др.



Слика 4.35. Грађење координативно-ковалентне везе у различитим молекулским врстама



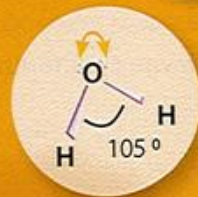
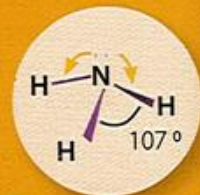
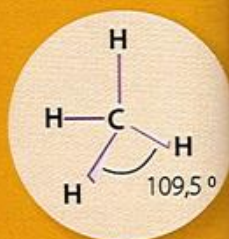
Модел одбијања електронских парова

На основу броја слободних електронских парова на централном атому у молекулу може се одредити његова геометрија.

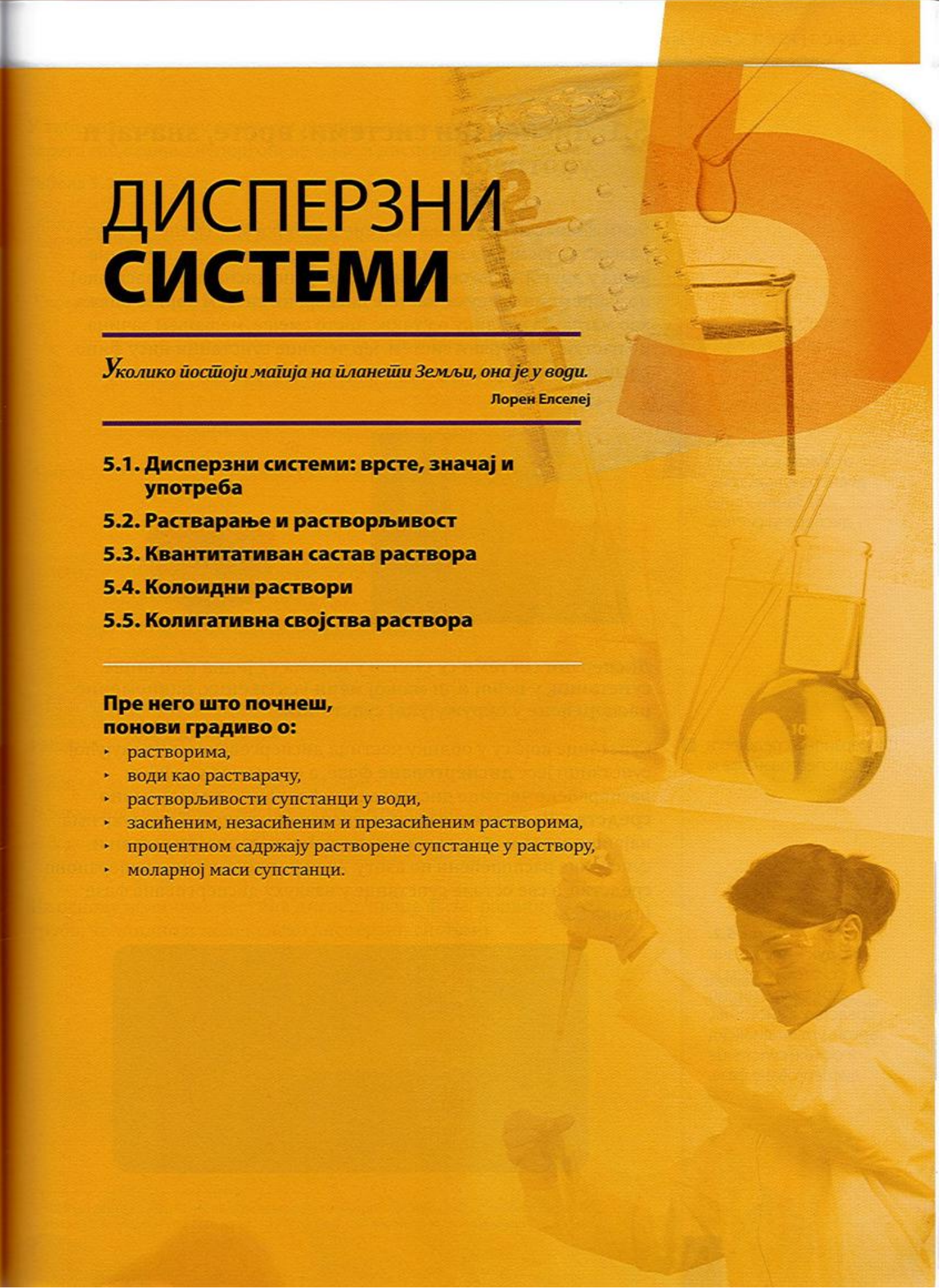
Уколико централни атом нема слободне електронске парове, одбијање везаних електрона је једнако и структуре су симетричне. На пример, у молекулу метана одбијање везаних електрона је једнако и угао између веза износи $109,5^\circ$.

У молекулима у којима централни атом има један слободан електронски пар, тај пар одбија везане електроне више него што се везани електрони међусобно одбијају, па је угао мањи од очекиваног. На пример, у молекулу амонијака угао између веза мањи је од тетраедарског.

Уколико постоје два слободна електронска пара, њихово међусобно одбијање је највеће. На пример, у молекулу воде атом кисеоника има два слободна електронска пара, па је угао између веза знатно мањи од тетраедарског.



ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

The background of the page is a collage of chemistry-related images. At the top right, there's a large orange circle with a glass rod passing through it. Below that, a round-bottom flask is visible. In the bottom right corner, a female scientist in a white lab coat and safety glasses is working with a pipette. The overall color scheme is warm, with various shades of orange and yellow.

Уколико постоји маија на планети Земљи, она је у води.

Лорен Елселеј

5.1. Дисперзни системи: врсте, значај и употреба

5.2. Растварање и растворљивост

5.3. Квантитативан састав раствора

5.4. Колоидни раствори

5.5. Колигативна својства раствора

**Пре него што почнеш,
понови градиво о:**

- растворима,
- води као растварачу,
- растворљивости супстанци у води,
- zasiћеним, незасићеним и презасићеним растворима,
- процентном садржају растворене супстанце у раствору,
- моларној маси супстанци.

5.1. Дисперзни системи: врсте, значај и употреба

Осим класификације на хомогене и хетерогене, смеше се могу разврстати и према начину на који су супстанце распоређене једна у другој. Када се честице воде фино диспергују (распрше) по запремини ваздуха, настаје дисперзни систем који се опажа као магла. За разлику од такве врсте смеше, мешањем зачина не настаје дисперзни систем, јер честице супстанци нису фино распоређене у другој супстанци (слика 5.1).

Слика 5.1. >

а) Магла као врста дисперзног система.

б) Зачин – није дисперзни систем.



б)



Дисперзни системи су смеше у којима су једна или више супстанци, у већој или мањој мери уситњених, равномерно распоређене у окружујућој супстанци.

Дисперзионо средство и диспергована фаза >

Супстанце које су у облику честица дисперговане у окружујућој супстанци јесу **дисперговане фазе**, а супстанца у којој су распоређене честице дисперговане фазе јесте **дисперзионо средство**. На пример, ваздух је дисперзни систем. У ваздуху има највише азота и због тога се може рећи да су остали гасови и супстанце распоређени по азоту. Азот је, према томе, дисперзионо средство, а све остале супстанце у ваздуху дисперговане фазе (слика 5.2).

Слика 5.2. >

Ваздух – дисперзни систем у којем је азот дисперзионо средство, а кисеоник, аргон, угљен-диоксид и остале супстанце дисперговане фазе.



У табели 5.1 дати су примери дисперзних система у односу на агрегатно стање дисперговане фазе и дисперзионог средства.

Табела 5.1. Примери дисперзних система

Агрегатно стање дисперговане фазе	Агрегатно стање дисперзионог средства	Примери дисперзних система
Гасовито	гасовито	ваздух, праскави гас...
	течно	пене за гашење пожара, пена од беланаца, кисеоник у водама...
	чврсто	шећерна пена, сунђер...
Течно	гасовито	магла, облаци,...
	течно	раствор алкохола у води, емулзије...
	чврсто	вода у бутеру, жива у сребру...
Чврсто	гасовито	аеросоли, чађави дим, смог...
	течно	слана и слатка вода, суспензије...
	чврсто	бронза, челик, стакло, опал, рубин...

Повежи примере наведене у табели 5.1 са оним што знаш из свакодневног живота. Да ли су ти познати примери дати у табели?

ПРИМЕР 5.1. Разликовање дисперзионог средства и диспергованих фаза

На основу описа дисперзног система, одреди шта је диспергована фаза, а шта дисперзионо средство.

- Хомогена смеша настала додавањем натријум-хлорида у воду.
- Бронза је смеша калаја и бакра с већим садржајем бакра.
- Праскави гас – смеша водоника и кисеоника с већим садржајем водоника.

РЕШЕЊЕ

- Вода је дисперзионо средство, а натријум-хлорид диспергована фаза.
- Бакар је дисперзионо средство, а калај диспергована фаза.
- Водоник је дисперзионо средство, а кисеоник диспергована фаза.

На основу величине честица дисперговане фазе¹ разликују се грубо, колоидно и молекулско дисперзни системи.



Шема 5.1.
Врсте дисперзних система

¹ Најчешће се наводи да су честице дисперговане фазе у грубо дисперзним системима веће од 100 nm, у колоидно дисперзним од 1 nm до 100 nm, а у молекулско дисперзним системима мање од 1 nm.

Грубо дисперзни системи >



Слика 5.3. Одвајање честица фаза суспензије

Суспензије и емулзије >

Колоидно дисперзни системи >

Грубо дисперзни системи садрже најкрупније честице дисперговане фазе. Често се честице у тим системима могу уочити и голим оком. Примери грубо дисперзних система јесу скроб у хладној води, мутна речна вода, масноћа у млеку и многи други.

РАЗМИСЛИ: шта ће се десити с фазама у мутној речној води уколико се чаша напуњена том водом остави да стоји?

ОБЈАШЊЕЊЕ: када се мутна речна вода остави да стоји, ствара се талог дисперговане фазе која је услед гравитације „пала“ на дно.

Грубо дисперзни системи су нестабилни и фазе се релативно лако одвајају. Честице тих система не пролазе кроз обичну филтер-хартију, а услед гравитације честице дисперговане фазе се седиментирају (таложе) (слика 5.3). Због тога се методе као што су филтрирање, декантовање и центрифугирање користе за раздвајање састојака тих система.

Грубо дисперзни системи могу бити у облику **суспензија** и **емулзија**. Уопштено, суспензије представљају врсту дисперзних система у којима је диспергована фаза чврстог агрегатног стања, дисперзионо средство течност, а док се емулзије састоје од двеју или више течности које се међусобно не мешају. На пример, суспензија је мутна речна вода, а емулзија масноће у млеку.

За разлику од грубо дисперзних система, **колоидно дисперзни системи** могу бити стабилни, и то због интеракције између површине честица дисперговане фазе и дисперзионог средства. Ти системи разликују се по структури, хемијској природи и способности да граде честице сложенијих облика. Уколико је дисперзионо средство у течном агрегатном стању, то су **колоидни раствори**.

Колоидно дисперзни системи веома су заступљени у природи, а велики број намирница, лекова и других производа из свакодневног живота налази се у облику колоидних раствора. Врсте колоидно дисперзних система према агрегатном стању дисперговане фазе и дисперзионог средства јесу: колоидне пене, емулзије, гелови, солови, аеросоли и др. (слика 5.4).

Слика 5.4. >

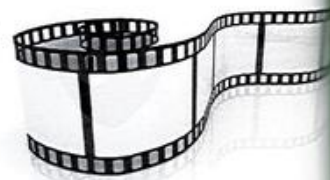
- а) Козметичка крема у облику емулзије
- б) Колоидна пена од беланаца
- в) Фотоактивни слој сребро-јодида као састојак фотографског слоја



а)



б)



в)

Најважнија врста дисперзних система јесу **молекулско дисперзни системи (прави раствори)**. У тим су растворима честице дисперговане фазе најситније. Уобичајено је да се за дисперзионо средство у правим растворима користи термин **растварач**, а дисперговане фазе су **растворене супстанце** (растворци).

Растварач је супстанца која је истог агрегатног стања као и раствор, а уколико је више супстанци истог агрегатног стања као и раствор, растварач је супстанца које има највише.

Најзаступљенији растварач јесте вода (слика 5.5). Додавање растворене супстанце у растварач је сложен процес при којем настаје раствор и представља растварање (стр. 138).

ПРИМЕР 5.2. Одређивање супстанце која је растварач у раствору

Одреди која је супстанца растварач када се помешају:

- а) 10 g соли и 100 g воде;
- б) 140 g етанола (алкохола) и 100 g воде;
- в) 200 g алкохола и 300 g воде.

РЕШЕЊЕ

Растварач је:

- а) вода, јер је истог агрегатног стања као и раствор;
- б) етанол, јер га има више;
- в) вода, јер је има више.



Прави раствор



Слика 5.5. Инфузиони раствор јесте прави раствор глукозе и различитих других супстанци у води.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Опиши шта значи дисперговати честице воде у ваздуху. Која природна појава настаје тим процесом?
2. Шта је диспергована фаза, а шта дисперзионо средство?
3. Наведи по један пример из свакодневног живота за грубо, колоидно и молекулско дисперзне системе.
4. Шта је дисперзионо средство у:
а) морској води, б) ваздуху?
5. Којој врсти дисперзних система према величини честица дисперговане фазе припадају инфузиони и физиолошки раствор (стр. 144)?

5.2. Растварање и растворљивост

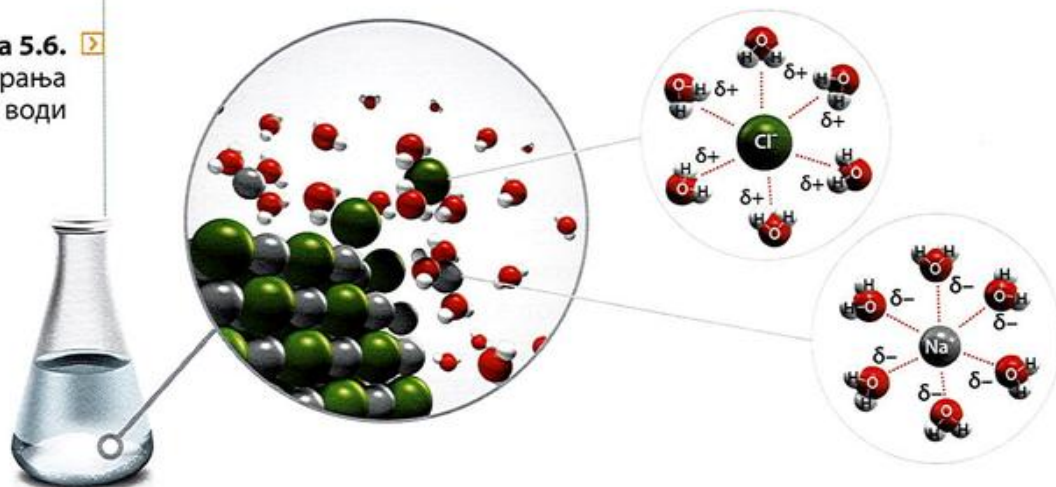
Растварање

Сви процеси који се дешавају при настајању раствора представљају **растварање**. Приликом растварања чврстих супстанци у води истовремено се дешавају три процеса². Када се, на пример, раствара натријум-хлорид у води:

- раскидају се јонске везе у кристалној решетки натријум-хлорида,
- раскидају се водоничне везе између молекула воде,
- стварају се везе између јона и молекула воде (слика 5.6).

Остваривање интеракција између честица воде и честица растворене супстанце је **хидратација**³, при чему се за честице каже да су хидратисане. Како је свака честица растворене супстанце окружена молекулима растварача, у растворима су честице растворених супстанци раздвојене.

Слика 5.6. Приказ растварања натријум-хлорида у води



При растварању натријум-хлорида у води, сваки негативан јон хлора окружују молекули воде тако да је атом водоника окренут ка том јону, а сваки јон натријума окружују молекули воде тако да је атом кисеоника окренут ка том јону (јон-дипол везе).

Топлотни ефекти при растварању

Сваки процес растварања супстанце прати размена енергије с околином. Од односа енергије кристалне решетке (раскидају се хемијске везе) и енергије која се ослободи при хидратацији (настају хемијске везе) зависи да ли ће се при растварању одређене чврсте супстанце у води, енергија ослобађати у околину или везивати из ње. О топлотним ефектима растварања научи у огледу, а више о томе и у лекцији 7.1 (стр. 194).

² Процеси растварања супстанци у води, као најважнијем растварачу, најбоље су проучени.

³ Остваривање интеракција између честица растворених супстанци и растварача назива се солватација.



Шта се дешава с температуром околине при растварању супстанци?

Одмерити по 2 g калијум-хлорида и калцијум-хлорида. У две чаше (100 cm^3) одмерити по 10 cm^3 дестиловане воде и означити чаше са 1 и 2. Поставити термометре у обе чаше и записати температуре. Затим у чашу 1 додати калијум-хлорид, промешати и очитати температуру с термометра. Исто урадити и с калцијум-хлоридом у чаша означеној са 2.

Запиши запажања и покушај да објасниш резултате огледа.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

При растварању калијум-хлорида у води (чаша 1) температура се снижава. То значи да је при растварању те супстанце у води потребно више енергије за разарање кристалне решетке него што се ослобађа хидратацијом јона. У случају растварања безводног калцијум-хлорида у води (чаша 2), температура расте, што значи да се више енергије ослобађа хидратацијом јона него што се везује у току разарања кристалне решетке те супстанце.



Приказ зајичеШој оілега

Процес супротан растварању јесте кристализација и дешава се када честице растворене супстанце из раствора поново прелазе у чврсту фазу (слике 5.7 и 5.8). Када се у току растварања успостави равнотежа тако да је брзина растварања једнака брзини кристализације, раствор у којем постоји таква равнотежа је **засићен раствор**.



1. Растварање
2. Кристализација

Засићен раствор садржи максимално могућу масу растворене супстанце у датој маси растварача на одређеној температури⁴.

Незасићен раствор садржи мање растворене супстанце од засићеног раствора на одређеној температури, а осим незасићених и засићених раствора, постоје и **презасићени раствори**. Својства презасићених раствора могу се испитати огледом с презасићеним раствором натријум-ацетата.

◀ Врсте правих раствора

◀ **Слика 5.7**
Успостављање динамичке равнотеже у засићеном раствору током растварања



▶ **Слика 5.8.** Острва соли. Кристаллизацијом у Мртвом мору настају острва соли.

⁴ Засићен раствор супстанци чврстог агрегатног стања може се добити додавањем растворене супстанце у растварач док се не појави талог, при чему је раствор изнад талогa засићен.

ПРЕЗАСИЋЕНИ РАСТВОРИ



Која су својства презасићеног раствора натријум-ацетата?
У чашу са око 30 cm^3 воде додати 50 g натријум-ацетата мешајући. Загревати чашу са смешом док се сва со не раствори, а затим оставити да се раствор постепено хлади. Када се раствор охлади, протрести чашу или у њу убацити парче кристала натријум-ацетата. Запиши и објасни запажање.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

Презасићен раствор супстанце може се добити растварањем супстанце у води на вишој температури, а затим лаганим хлађењем раствора. Раствор на нижој температури садржи више супстанце него што одговара њеној растворљивости. Раствор је нестабилан и због тога се протресањем чаше или додавањем комадића кристала вишак натријум-ацетата лако искристалише.



Приказ зајичевој оіледа

Растворљивост супстанци

Квантитативни састав засићеног раствора мерило је растворљивости неке супстанце.

Растворљивост супстанце представља број грама те супстанце који може да се раствори у 100 g растварача (воде) на одређеној температури.

Растворљивост се уобичајено представља латиничним словом R^5 и дефинише се у односу на температуру на којој се растварање дешава. Уколико садржи толико растворене супстанце колико одговара њеној растворљивости на одређеној температури, раствор је засићен.

ПРИМЕР 5.3. Израчунавање на основу растворљивости

Колико износи растворљивост соли А, односно Б, уколико је познато да се на 20°C :
а) у 25 g воде може растворити 2 g соли А;
б) у 190 g засићеног раствора налази 15 g соли Б?

РЕШЕЊЕ

а) На основу пропорције:
 $2 \text{ g соли А} : 25 \text{ g воде} =$
 $= x \text{ g соли А} : 100 \text{ g воде};$
добива се да је $x = 8 \text{ g}$ соли А, тј. да је $R = 8 \text{ g соли А} / 100 \text{ g воде}$ на датој температури.

б) Маса воде у раствору је
 $190 \text{ g} - 15 \text{ g} = 175 \text{ g}$. Према томе, пропорција је:
 $15 \text{ g соли Б} : 175 \text{ g воде} =$
 $= x \text{ g соли Б} : 100 \text{ g воде};$
 $x = 8,57 \text{ g соли Б}$, тј. $R = 8,57 \text{ g соли Б} / 100 \text{ g воде}$ на датој температури.

⁵ Често се растворљивост означава и са S (енг. *solubility* – растворљивост). Растворљивост се може изразити и на друге начине који се уче на вишим курсевима хемије.

Растворљивост супстанци у одређеном растварачу зависи од следећих фактора:

- природе растворене супстанце (поларна или неполарна);
- природе растварача (поларан или неполаран);
- температуре.

У случају гасовитих супстанци, растворљивост зависи и од притиска.

При растварању важи принцип да се слично у сличном раствара. То значи да се поларне супстанце растварају у поларним растварачима, а неполарне у неполарним. У води се, према томе, растварају поларне ковалентне супстанце и супстанце које садрже наелектрисане честице (већина јонских супстанци). Растварачи се, према поларности, класификују на поларне (вода, етанол, течни амонијак и сл.) и неполарне (тетрахлорметан, хексан, бензен и сл.).

Квалитативни аспекти
растворљивости

РАСТВОРЉИВОСТ СУПСТАНЦИ

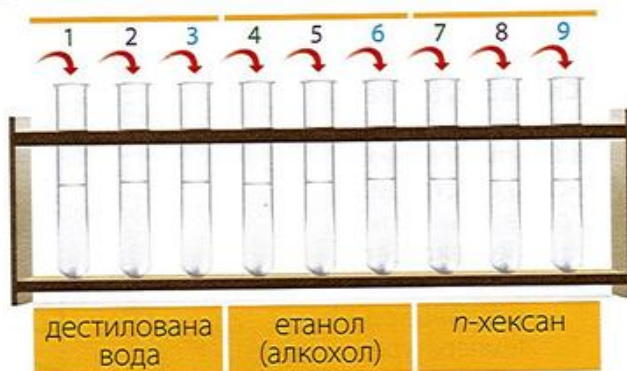


Које се супстанце растварају у води, а које у неполарним растварачима?

Девет епрувета нумерисати и груписати по три.

У прве три сипати по око 2 cm^3 дестиловане воде, у следеће три по око 2 cm^3 алкохола (етанола) и у последње три по око 2 cm^3 неполарног растварача (на пример, *n*-хексана).

Затим, у епрувете 1, 4 и 7 додати на врх кашичице натријум-хлорида. У епрувете 2, 5 и 8 по кап-две метанола и у епрувете 3, 6 и 9 по кап-две јестивог уља. Снажно промућкати епрувете. Запиши и објасни запажања.



Приказ зајичеШої оілега

ОБЈАШЊЕЊЕ:

Вода је поларан растварач, етанол је мање поларан од воде, а трећи растварач је неполаран. Јонске супстанце добро се растварају у води, слабо у алкохолима и практично су нерастворне у неполарним растварачима. Алкохоли с мањим бројем атома угљеника имају у структури доминантну поларну O-H везу и добро се растварају у води и једни у другима.

Неполарне супстанце, као што је уље, практично се не растварају у води, слабо се растварају у алкохолима, а добро у неполарним растварачима.



РАЗМИСЛИ: које ће везе настати између молекула глукозе и молекула воде при растварању тог шећера у води уколико глукоза у својим молекулима има пет $-O-H$ група?

ОБЈАШЊЕЊЕ: молекули глукозе и молекули воде у процесу хидратације граде велики број водоничних веза, због чега се глукоза раствара у води.



ПРИМЕР 5.4. Утицај типа хемијске везе на растворљивост у води

На основу формуле и типа хемијске везе одреди које ће се супстанце добро растворати у води. Супстанце: натријум-хлорид, амонијак, кисеоник, графит, флуороводоник, јод и гвожђе.

РЕШЕЊЕ

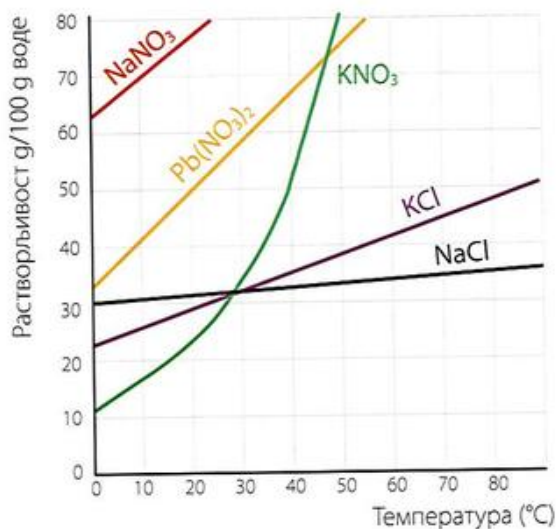
У води се добро растварају поларне ковалентне супстанце и већина јонских супстанци.

Од понуђених добро се растварају: натријум-хлорид (јонска супстанца), амонијак и флуороводоник (поларни молекули)⁶.

Утицај температуре на
растворљивост

Слика 5.9. Криве
растворљивости
различитих јонских
(чврстих) супстанци.
Крива растворљивости
је зависност
растворљивости
супстанце од
температуре.

Температура утиче на растворљивост чврстих супстанци тако што се растворљивост већине супстанци чврстог агрегатног стања повећава с порастом температуре (слика 5.9, табела 5 у Прилогу уџбеника).



Супстанце течног агрегатног стања могу се у потпуности или делимично мешати с водом, при чему растворљивост расте с порастом температуре. Већи број течних супстанци практично се не меша с водом, већ настају два слоја.

Поједине гасовите супстанце могу реаговати с водом, што повећава њихову растворљивост. На пример, амонијак се раствара у води и због тога што његови молекули с молекулима

⁶ Амонијак и флуороводоник повећавају растворљивост у води реакцијом с њом, као и грађењем водоничних веза.

воде граде водоничне везе, а и због тога што амонијак реагује с водом. Угљеник(IV)-оксид има неполарне молекуле и његова растворљивост у води је мала, али ипак већа од очекиване вредности на основу поларности, јер та супстанца реагује с водом. За гасове важи да с порастом температуре у свим случајевима опада њихова растворљивост у води, а с порастом притиска гаса изнад растварача растворљивост се повећава.

ПРИМЕР 5.5. Одређивање масе искристалисане супстанце хлађењем засићеног раствора

Растворљивост калијум-нитрата у грамима /100 g воде на 75 °C износи 155 g, а на 25 °C износи 38 g. Колико ће грама те соли искристалисати из 700 g засићеног раствора на 75 °C уколико се он охлади на 25 °C?

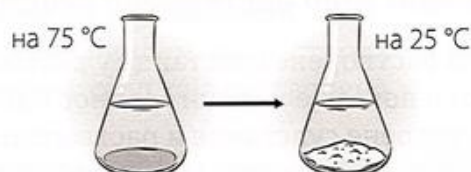
РЕШЕЊЕ

Кључно запажање за решавање овог задатка јесте да се хлађењем раствора маса воде у раствору **не мења**.

На 75 °C: растворљивост на овој температури износи 155, што значи да се растварањем 155 g соли у 100 g воде добија 255 g засићеног раствора. На основу тога може се поставити пропорција:

$$155 \text{ g соли} : 255 \text{ g раствора} = x \text{ g соли} : 700 \text{ g раствора}$$

$x = 425 \text{ g}$ соли има у 700 g засићеног раствора. То значи да воде у оба раствора има $700 \text{ g} - 425 \text{ g} = 275 \text{ g}$.



На 25 °C: растворљивост на овој температури износи 38 g соли у 100 g воде, па је пропорција:

$$38 \text{ g соли} : 100 \text{ g воде} = x \text{ g соли} : 275 \text{ g воде}$$

$x = 104 \text{ g}$ соли има, на нижој температури, у засићеном раствору изнад талога.

Искристалисана со:
 $425 \text{ g} - 104 \text{ g} = 321 \text{ g}$.

Слика 5.10. Хлађење засићеног раствора калијум-нитрата

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Опиши процес растварања јонске супстанце у води.
- Шта је засићен раствор?
- Које се од супстанци слабо растварају у води и због чега?
 Супстанце: азот, метан (CH_4), магнезијум-хлорид, метанол (CH_3OH), цијановодоник (HCN).
- Колика је растворљивост калцијум-бромиде у води на 0 °C ако се у 100 g засићеног раствора налази 56 g те соли?
- Колико ће се грама $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ искристалисати хлађењем 200 g засићеног раствора те соли са 80 °C на 20 °C? Растворљивост те соли у 100 g воде на 80 °C је 73, а на 20 °C је 36,4.

Ми још не знамо
ниједан ђромил од
једној проценџа
од оноја шџо нам
ђприрода ођкрива.

А. Ајнштајн

Масени удео 



Слика 5.11. 

Физиолошки
раствор садржи
0,9% натријум-хлорида
у дестилованој води.

5.3. Квантитативни састав раствора

Састав сваког раствора може се изразити квалитативно и квантитативно.

Квалитативни састав раствора одређује врсту растворене супстанце и растварача. На пример, физиолошки раствор садржи натријум-хлорид растворен у води. Квантитативан састав раствора може да се изрази масом, запремином или количином састојака конкретного раствора, а користе се и удели и концентрације растворене супстанце у раствору. Важан је при описивању и поређењу раствора, као и при припремању раствора који морају бити тачно одређеног састава.

Масени удео растворене супстанце у раствору

Удео растворене супстанце у раствору представља неименован број и показује колики је однос маса, количина односно запремина растворене супстанце и растварача. Може се изразити и процентима, промилима или ppm (енг. *parts per million* – милионити део).

Масени удео растворене супстанце у раствору представља однос масе растворене супстанце и масе целог раствора. Означава се грчким словом ω (омега).

$$\omega = \frac{m_{rs}}{m_r}$$

Ознака за масу растворене супстанце је m_{rs} , а m_r је маса раствора.

Уколико се масени удео изрази у процентима, добија се процентни садржај растворене супстанце у раствору и показује колико се грама растворене супстанце налази у 100 g раствора.

Масени удео може имати вредности од 0 до 1, тј. од 0 до 100%.

ПРИМЕР 5.6. Одређивање вредности процентног садржаја

Колико износи масени удео, односно процентни садржај глукозе у воденом раствору који се добија растварањем 10 g глукозе у 400 g воде?

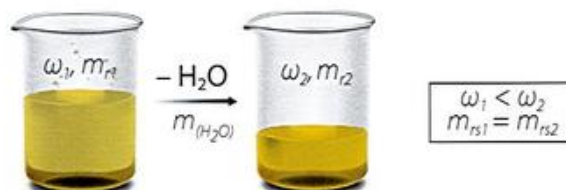
РЕШЕЊЕ

I начин
 $\omega = \frac{m_{rs}}{m_r}$, при чему је
 $m_r = m_{rs} + m_{(H_2O)} = 10,0 \text{ g} + 400,0 \text{ g}$
 $m_r = 410,0 \text{ g}$
 $\omega = \frac{10,0 \text{ g}}{410,0 \text{ g}} = 0,0244$,
односно $0,0244 \cdot 100\% = 2,44\%$.

II начин
 $m_r = 10,0 \text{ g} + 400,0 \text{ g} = 410,0 \text{ g}$
 $10,0 \text{ g} : 410,0 \text{ g} = x : 100 \text{ g}$
 $x = 2,44 \text{ g}$ растворене супстанце
у 100 g раствора, односно 2,44%,
а масени удео је $\omega = 0,0244$.

Додавањем воде у раствор познатог састава удео растворене супстанце се смањује. Нови и почетни раствор имају једнаку масу растворене супстанце, а различиту масу воде и раствора.

Концентрирање водених раствора дешава се, на пример, при испаравању воде. У том случају, слично као при разблаживању, маса растворене супстанце остаје једнака, али се при концентрирању процентни садржај растворене супстанце повећава (јер се смањује маса растварача) (слика 5.12).

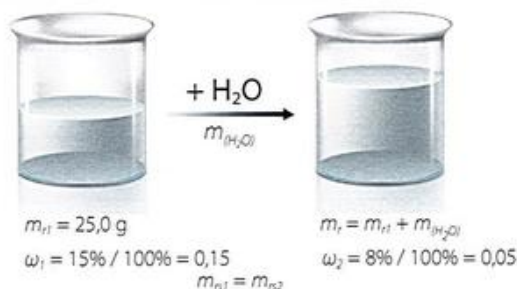


На примеру задатка можеш научити на који се начин разблаживање користи у пракси при припремању раствора потребног масеног удела (процентног садржаја растворене супстанце).

ПРИМЕР 5.7. Одређивање масе воде потребне за разблаживање раствора познатог састава

Колико је грама воде потребно додати у 25,0 g 15% воденог раствора калијум-хлорида да би се добио 8% раствор?

РЕШЕЊЕ



I начин

Маса растворене супстанце једнака је у оба раствора:

$$m_{r1} = m_{r2}$$

$$\omega_1 \cdot m_{r1} = \omega_2 \cdot m_{r2}$$

$$0,15 \cdot 25,0 = 0,08 \cdot m_{r2}$$

$$m_{r2} = 46,9 \text{ g}$$

Маса воде потребна за разблаживање полазног раствора је:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{r2} - m_{r1}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 46,9 \text{ g} - 25,0 \text{ g} = 21,9 \text{ g}$$

II начин

Маса растворене супстанце у почетном раствору:

$$15 \text{ g} : 100,0 \text{ g} = x : 25,0 \text{ g}$$

$$x = 3,75 \text{ g} \text{ растворене супстанце}$$

За припремани раствор важи следеће:

$$8,0 \text{ g} : 100,0 \text{ g} = 3,75 \text{ g} : x$$

$$x = 46,9 \text{ g} \text{ раствора.}$$

Маса воде потребна за разблаживање полазног раствора је:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{r2} - m_{r1}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 46,9 \text{ g} - 25,0 \text{ g} = 21,9 \text{ g}$$

◀ Разблаживање и концентрирање раствора

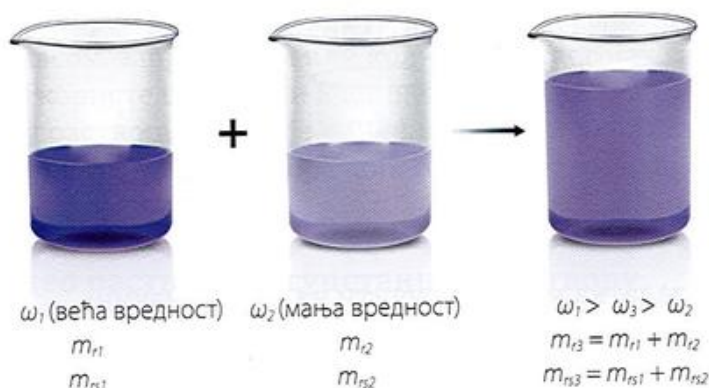
◀ **Слика 5.12.** Концентрирање раствора. Повећава се концентрација раствора, а маса растворене супстанце остаје иста.



◀ **Слика 5.13.** Разблаживање раствора. Смањује се концентрација раствора, а маса растворене супстанце остаје иста.

Мешање раствора
познатог састава

Слика 5.14. Мешање
два водена раствора
различитих процентних
садржаја растворене
супстанце



Растварање
кристалохидрата у води

Мешањем два раствора познатих састава настаје трећи раствор. Маса растворене супстанце у трећем раствору једнака је збиру маса растворених супстанци у помешаним растворима, а исто важи и за укупну масу раствора који настаје мешањем. Процентни садржај растворене супстанце у новонасталом раствору има вредност између вредности процентних садржаја те супстанце у два помешана раствора (слика 5.14).

Често се у пракси раствори припремају растварањем кристалохидрата у води. Кристалохидрати су соли које у свом саставу имају и молекуле воде. Вода је у кристалохидратима у облику молекула. Приликом растварања таквих соли у води, маса воде се повећава јер се из структуре кристалохидрата ослобађа вода. Пример кристалохидрата јесте плави камен, тј. бакар(II)-сулфат пентахидрат ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Квантитативни састав раствора који се добија растварањем тих соли у води изражава се у односу на масу безводне супстанце.

Повежи нова знања
с оним што си
учио/-ла у основној
школи на часовима
хемије (процентни
садржај супстанце
у раствору) и
математике
(процентни рачун).

ПРИМЕР 5.8. Одређивање масе кристалохидрата потребне за припремање раствора познатог састава

Колико је грама бакар(II)-сулфата пентахидрата ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) потребно за
припремање 200 g 1,0% воденог раствора бакар(II)-сулфата (CuSO_4)?

РЕШЕЊЕ

На основу дате концентрације и масе
раствора одреди се маса безводне
соли, а затим из количине те соли и
маса кристалохидрата.

$\omega_1 = 1,0\% / 100\% = 0,01$, масени удео
полазног раствора, $m_r = 200,0$ g маса
раствора.

$$m_{rs} = \omega \cdot m_r = 0,01 \cdot 200,0 \text{ g} = 2 \text{ g CuSO}_4$$

Количина кристалохидрата и
безводне соли је једнака.

$$\begin{aligned} n(\text{CuSO}_4) &= n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \\ \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} &= \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} \\ \frac{2 \text{ g}}{159,5 \text{ g/mol}} &= \frac{x}{249,5 \text{ g/mol}} \\ x &= 3,13 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Масена и количинска концентрација раствора

Састав раствора често се изражава помоћу масене и количинске концентрације.

Масена концентрација јесте однос масе растворене супстанце (m_{rs}) и запремине раствора (V) и најчешће се изражава у g/dm^3 . Ознака за масену концентрацију јесте γ (гама).

$$\gamma = \frac{m_{rs}}{V} \left[\frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \right]$$

Масена концентрација представља број грама растворене супстанце у 1 dm^3 раствора. На пример, уколико је масена концентрација раствора 10 g/dm^3 , то значи да у 1 dm^3 има 10 g растворене супстанце.

У изразу за масену концентрацију не појављује се маса раствора, али се запремина и маса раствора могу довести у везу уколико је позната густина раствора. Густина раствора једнака је односу масе раствора и његове запремине.

$$\rho = \frac{m_r}{V} \left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \text{ или } \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \right]$$

ПРИМЕР 5.9. Прерачунавање масеног удела у масену концентрацију

Колико износи масена концентрација раствора концентроване сумпорне киселине чија је густина $1,84 \text{ g/cm}^3$, а процентни садржај растворене супстанце 96% ?

РЕШЕЊЕ

Одабере се вредност масе раствора од 100 g . На основу процентног садржаја растворене супстанце произлази да у 100 g раствора има 96 g растворене супстанце, то јест чисте сумпорне киселине.

Да би се израчунала масена концентрација, потребно је израчунати и запремину раствора из израза за густину раствора и добијени резултат из cm^3 прерачунати у dm^3 .

$$V = m_r / \rho = 100 \text{ g} / 1,84 \text{ g/cm}^3 \\ V = 54,35 \text{ cm}^3$$

Масена концентрација може се израчунати на основу пропорције или формуле.

$$96 \text{ g} : 54,35 \text{ cm}^3 = x : 1000 \text{ cm}^3$$

$$x = 1766 \text{ g}$$

$$\gamma = 1766 \text{ g/dm}^3$$

Изражавање састава раствора масеном концентрацијом посебно је погодно у експерименталним и индустријским процедурама. Та концентрација користи се и при изражавању састава раствора заступљених у природи (природним водама) или у припреми сировина за различите индустријске процесе.

Масена концентрација

Слика 5.15.
Садржај супстанци у флашираној води изражен масеним концентрацијама



Састојци су у mg/l

CO_2 мин.	3000,00
Na^+	203,70
Ca^{2+}	68,00
Mg^{2+}	51,50
HCO_3^-	994,30
Cl^-	18,00
SO_4^{2-}	38,10
F^-	1,33

Количинска
концентрација

У лабораторијским процедурама најчешће се користи количинска (моларна) концентрација.

Количинска (моларна) концентрација представља однос количине растворене супстанце (n) и запремине раствора (V). Изражава се у mol/dm^3 , а означава латиничним словом c (це).

$$c = \frac{n}{V} \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$$

Количинска концентрација представља количину растворене супстанце у једном кубном дециметру раствора. Често се користи и термин моларитет, а количинска концентрација записује се као, на пример, 2M, што се чита „двомоларан“ раствор, а представља $c = 2 \text{ mol/dm}^3$.



ПРИМЕР 5.10. Израчунавање на основу количинске концентрације

Колико износи маса натријум-хидроксида (NaOH) у 100 cm^3 воденог раствора количинске концентрације 1 mol/dm^3 ?

РЕШЕЊЕ

I начин

$$V = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3, c = 1 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$c = n/V$$

$$n = c \cdot V = 1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3$$

$$n = 0,1 \text{ mol натријум-хидроксида}$$

$$m = n \cdot M = 0,1 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 4 \text{ g}$$

натријум-хидроксида

II начин

$$1 \text{ mol} : 1000 \text{ cm}^3 = x : 100 \text{ cm}^3$$

$$x = 0,1 \text{ mol натријум-хидроксида}$$

$$0,1 \text{ mol} : x = 1 \text{ mol} : 40 \text{ g}$$

$$x = 4 \text{ g натријум-хидроксида}$$

Подсети се...

Моларна маса је однос масе супстанце и њене количине. Јединица за моларну масу је g/mol и може се израчунати и на основу хемијске формуле супстанце.

$$M = \frac{m}{n} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$$

За припремање раствора тачно одређене концентрације (масене или количинске) користе се аналитичка вага и посебна стаклена посуда (одмерна посуда, нормални суд). Одмерна посуда (слика 5.16) јесте стаклена посуда крушкоастог облика с једним подељком, цртом која означава запремину до које треба допунити посуду (стр. 18).

Слика 5.16.

Одмерне посуде и лабораторијска чаша



ПРИМЕР 5.11. Израчунавање на основу количинске концентрације

Колико је cm^3 раствора концентроване сумпорне киселине (H_2SO_4) у којем је масени удео 0,96 и чија је густина $1,84 \text{ g/cm}^3$ потребно за припремање 250 cm^3 раствора H_2SO_4 концентрације 1 mol/dm^3 ?

РЕШЕЊЕ

I начин

$$V_2 = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

$$c_2 = n/V_2$$

$$n = c_2 \cdot V_2 = 1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3$$

$$n = 0,25 \text{ mol}$$

$$n = m/M$$

$$m = 0,25 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 24,8 \text{ g}$$

растворене супстанце у оба раствора.

У почетном раствору:

$$\omega = 0,96 \text{ и } \rho = 1,84 \text{ g/cm}^3.$$

На основу масе растворене супстанце може се израчунати маса раствора.

$$\omega = m_r/m_s$$

$$m_r = m_s/\omega = 24,8 \text{ g} / 0,96 = 25,52 \text{ g}$$

$$\rho = m_r/V$$

$$V = m_r/\rho = 25,52 \text{ g} / 1,84 \text{ g/cm}^3$$

$$V = 13,87 \text{ cm}^3$$

II начин

Израчуна се количина супстанце у раствору који се припрема на основу концентрације и запремине.

$$1 \text{ mol} : 1000 \text{ cm}^3 = x : 250 \text{ cm}^3$$

$$x = 0,25 \text{ mol} \text{ растворене супстанце}$$

Помоћу моларне масе одреди се маса сумпорне киселине у оба раствора.

$$1 \text{ mol} : 98 \text{ g} = 0,25 \text{ mol} : x$$

$$x = 24,8 \text{ g}$$

С обзиром на то да је масени удео 0,96, тј. 96%, важи:

$$96 \text{ g} : 100 \text{ g} = 24,8 \text{ g} : x$$

$$x = 25,5 \text{ g} \text{ раствора}$$

$$\rho = m_r/V$$

$$V = m_r/\rho = 25,5 \text{ g} / 1,84 \text{ g/cm}^3$$

$$V = 13,87 \text{ cm}^3$$

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Напиши израз за масени удео, масену односно количинску концентрацију и наведи називе ознака из израза.
2. Колико грама натријум-хлорида има у 200 g 2% воденог раствора те соли?
3. Колико грама натријум-хлорида има у 200 cm^3 воденог раствора те соли уколико је количинска концентрација $0,02 \text{ mol/dm}^3$?
4. Колико је грама натријум-сулфата декахидрата ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) потребно за припремање 150 g 1% раствора безводног натријум-сулфата?
5. Колико је cm^3 36%-ог раствора хлороводоничне киселине густине $1,18 \text{ g/cm}^3$ потребно за припремање 100 cm^3 раствора киселине концентрације 1 mol/dm^3 ?

5.4. Колоидни раствори

Колоидни раствори су колоидно дисперзни системи (слика 5.17) у којима је дисперзионо средство течног агрегатног стања, а честице дисперговане фазе по димензијама између грубо и молекулско дисперзних система.

Колоидни раствори су стабилни системи у којима постоје значајне интеракције између површине честица дисперговане фазе и дисперзионог средства. Ти раствори разликују се по структури, хемијској природи и способности да граде честице сложенијих облика.

Колоидни раствори веома су заступљени у природи, а велики број намирница, лекова и других производа из свакодневног живота налази се у облику колоидних раствора. Поједине телесне течности су колоидни раствори и у њима се дешавају процеси пресудни за одржавање животних функција.

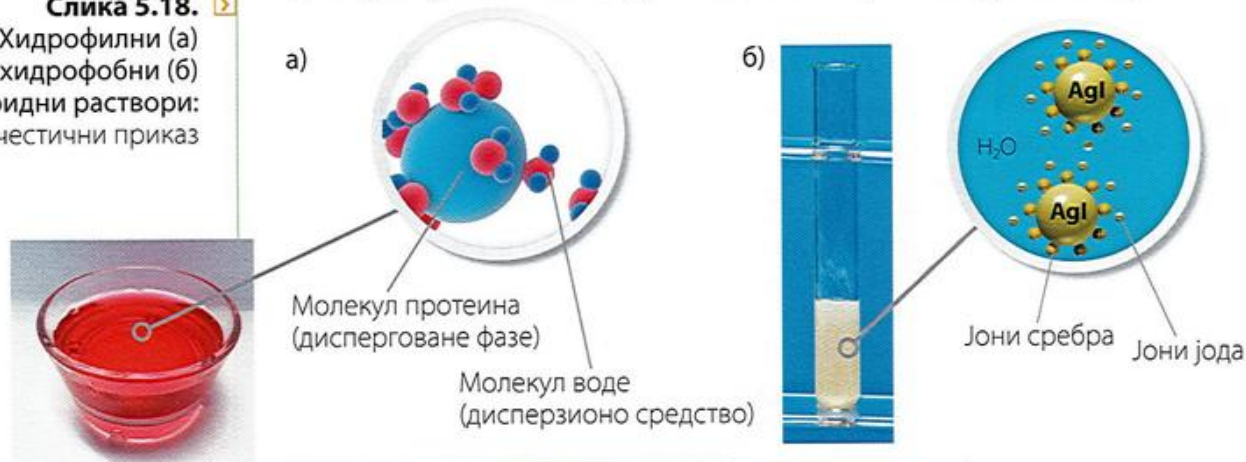
Према врсти интеракције честица дисперговане фазе с водом, разликују се хидрофилни и хидрофобни колоидни раствори (солови).⁷

У **хидрофилним солонима** (слика 5.18а) постоје јаке интеракције између воде и честица дисперговане фазе, а најчешће су то поларни молекули велике масе, као што су молекули скроба, протеина и сл. **Хидрофобни солони** (слика 5.18б) настају тако што се јони спајају у веће честице око којих се ствара један или више слојева истоимено наелектрисаних јона (различити сулфиди, халогениди прелазних метала и др.). Слој јона око електронеутралне групе јона везује се адсорпцијом (везивањем на површини). Тако сложене честице представљају честице дисперговане фазе. Због тога што те честице на површини имају исту врсту јона, међусобно се одбијају и не могу се спајати у веће честице, а тиме ни коагулисати (таложити).

Слика 5.17. Колоидно дисперзни системи



Слика 5.18. Хидрофилни (а) и хидрофобни (б) колоидни раствори: честични приказ



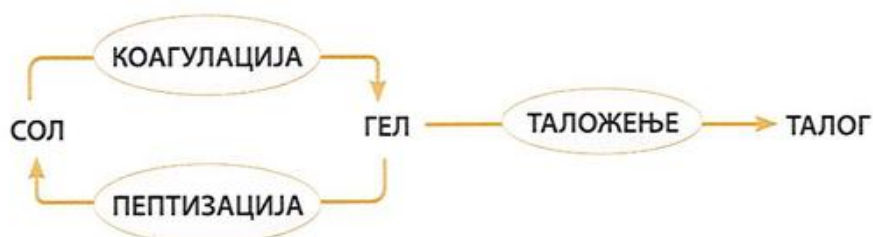
⁷ За неко друго дисперзионо средство користе се изрази лиофилни и лиофобни.

Згушњавањем сол прелази у гел. Прелазак сола у гел је **коагулација** и може се постићи загревањем сола или додатком електролита (попут неке добро растворне соли). Гел је супстанца мрежасте структуре у којој је уклопљено много молекула воде. Гелови су, на пример, желатинозни гелови који се користе у исхрани (слика 5.19), агар-агар гелови који се користе као подлога за развој микроорганизама у микробиолошким лабораторијама и слични (настали од хидрофилних солова).



Добијање сола од гела постиже се додавањем воде – **пептизацијом** (шема 5.2).

Дешава се да мешањем два хидрофобна колоида с омотачима супротних наелектрисања долази до спајања колоидних честица у веће агрегате, чиме се изазива таложење. Слично, додавањем у хидрофобни колоид супстанце која садржи јоне наелектрисања супротног од омотача колоидне честице, доћи ће до разелектрисавања омотача, спајања честица у веће структуре и таложења.



Колоидни раствори разликују се по својствима од осталих дисперзних система. За њих су карактеристичне јаке интеракције на површини честица, најчешће адсорпционе, и њихове честице не могу пролазити кроз поре мембрана.

Једна од посебних карактеристика колоидних раствора јесте **Тиндалов ефекат** (слика 5.20). То је појава да се светлост расејава на колоидним честицама, при чему настаје дифузна светлост. Уколико се то посматра кроз микроскоп, виде се светле тачке на свакој колоидној честици.

Својства колоидних раствора

Реч...

... коагулација *пошиче* од латинске речи која значи удруживање.
... пептизација *пошиче* од грчке речи која значи разирајући.

Слика 5.19.

а) Желе, б) пихтије. Желатинозни гелови који се добијају кувањем животињских ткива у којима има колагена. Колаген је протеин који чини око 30% укупне масе протеина у организму.

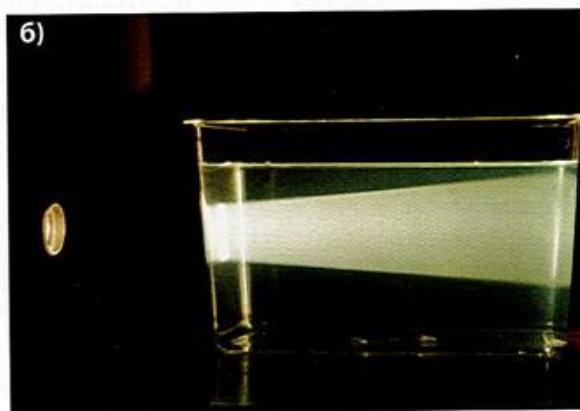
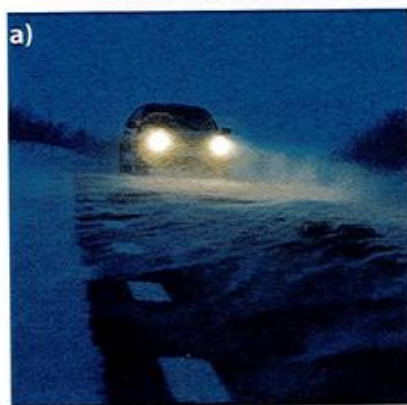
Шема 5.2.

Трансформације колоидних система

Оно што називамо човеком јесте механизам састављен од... некрстисаних суштина... све колоидне суштине у овом механизму концентрисане су у небројено мноштво малих ћелија...

Томас А. Едисон

Слика 5.20. Оптички ефекти колоидних честица.
а) Фарови у магли
б) Тиндалов ефект



Колоидни раствори имају велику примену у свакодневном животу, у производњи лекова, крема, боја, лакова, гелова, али и у хемијској индустрији за пречишћавање и различите друге процесе. Постоји и област хемије која се бави проучавањем колоидно дисперзних система – колоидна хемија.

ПРИМЕР 5.12. Разликовање колоидних раствора од других система

Додавањем једне од наведених супстанци у воду може настати колоидни раствор. Која је то супстанца?

а) Глукоза, б) натријум-хлорид, в) калцијум-хлорид, г) скроб.

РЕШЕЊЕ

Све наведене супстанце, осим скроба, када се додају у воду, формирају праве растворе. Скроб растварањем у води може наградити колоидни раствор.



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Шта су колоидни раствори?
2. Наведи по један пример за хидрофилни и хидрофобни колоидни раствор.
3. Опиши Тиндалов ефект.
4. Шта је потребно додати у гел да би се направио сол? Како се назива тај процес?
5. Опиши процес коагулације.

5.4. Колигативна својства раствора

Колигативна својства раствора јесу она својства која не зависе од врсте растворене супстанце, већ само од броја растворених честица и важе за разблажене растворе. Тих својстава има више, а у овој лекцији биће описано повишење температуре кључања и снижење температуре мржњења раствора у односу на температуру мржњења растварача, као и осмотски притисак раствора. Да би се одредио ефекат промене температуре кључања и температуре мржњења раствора, потребно је знати још један начин квантитативног изражавања састава раствора, а то је молална концентрација (молалитет).

Молална концентрација представља однос количине растворене супстанце и масе растварача. Изражава се у mol/kg и показује колико је молава растворене супстанце растворено у 1 kg растварача.

$$b = \frac{n}{m_{\text{растварача}}} \left[\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right]$$

На пример, растварањем 18 g глюкозе у 200 g воде добија се раствор чија се молална концентрација израчунава на следећи начин:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{18 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}}$$

$$n = 0,1 \text{ mol}$$

$$m_{(\text{H}_2\text{O})} = 200 \text{ g} = 0,2 \text{ kg}$$

$$b = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,2 \text{ kg}} = 0,5 \text{ mol/kg}$$



18 g глюкозе ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
у 200 g воде

Повишење температуре кључања раствора

Када се у води или другом растварачу раствори супстанца чврстог агрегатног стања, температура кључања биће већа од температуре кључања растварача. Разлог су новонастале везе између честица растворене супстанце и воде, којих није било у самом растварачу, па се мења и напон паре растварача изнад раствора (молекули растварача „теже се одвајају из раствора” него из чистог растварача).

Ефекат повишења температуре може се израчунати према приказаном изразу.

$$\Delta T_e = a \cdot b \cdot K_e$$

Ознака ΔT_e односи се на промену температуре кључања, K_e је ебулиоскопска константа, b молалитет, а коефицијент a представља број честица које настају од једне честице растворене супстанце при растварању у одређеном растварачу.

Реч ...

... колигативне појмиче од латинске речи која значи здружене, спојене. У природним наукама користи се у смислу заједничких својстава разблажених раствора.

Поновни градиво о ...

... температури кључања и температури мржњења супстанци течног агрегатног стања (стр. 121, стр. 118).

Ебулиоскопска константа (K_e) одређена је врстом растварача и карактеристична је за сваки растварач.

Коефицијент a најлакше се може разумети уколико се разматра на примеру. Натријум-хлорид који се при растварању у води разлаже (дисосује) на јоне натријума и јоне хлора даје од једне формулске јединке два јона, па је $a = 2$, а глукоза у раствору постоји у облику молекула и $a = 1$. За случај да се нека јонска супстанца при растварању у води не разлаже у потпуности на јоне, користи се коефицијент који је, слично описаним примерима, одређен бројем честица и изучава се у оквиру виших курсева хемије.



ПРИМЕР 5.13. Израчунавање температуре кључања раствора

На којој температури кључају раствори А (раствор глукозе) и Б (раствор натријум-хлорида) који се добијају растварањем 0,1 mol супстанце у 200 g дестиловане воде. Ебулиоскопска константа за воду је 0,53 kgK/mol.

РЕШЕЊЕ

Раствор А
 $n_s = 0,1 \text{ mol}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ g} = 0,2 \text{ kg}$
 $K_e = 0,53 \text{ kgK/mol}$
 $b = 0,1 \text{ mol}/0,2 \text{ kg} = 0,5 \text{ mol/kg}$
 $a = 1$
 $\Delta T_e = abK_e = 0,265 \text{ K}, \Delta t_e = 0,265 \text{ }^\circ\text{C}$
 $t_{(\text{расшворе})} = t(\text{H}_2\text{O}) + \Delta t_e$
 $t_{(\text{расшворе})} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,265 \text{ }^\circ\text{C}$
 $t_{(\text{расшворе})} = 100,265 \text{ }^\circ\text{C}$

Раствор Б
 $n_s = 0,1 \text{ mol}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ g} = 0,2 \text{ kg}$
 $K_e = 0,53 \text{ kgK/mol}$
 $b = 0,1 \text{ mol}/0,2 \text{ kg} = 0,5 \text{ mol/kg}$
 $a = 2$
 $\Delta T_e = abK_e = 0,53 \text{ K}, \Delta t_e = 0,53 \text{ }^\circ\text{C}$
 $t_{(\text{расшворе})} = t(\text{H}_2\text{O}) + \Delta t_e$
 $t_{(\text{расшворе})} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,53 \text{ }^\circ\text{C}$
 $t_{(\text{расшворе})} = 100,53 \text{ }^\circ\text{C}$

Уочи да је...

... бројчана вредност промене температуре изражена у келвинима једнака промени температуре израженој степенима Целзијусове скале.

На основу израза за израчунавање повишења температуре кључања раствора може се уочити да повишење температуре кључања зависи од природе растварача, броја честица које растворена супстанца даје при растварању и концентрације растворене супстанце.



ПРИМЕР 5.14. Утицај броја честица на температуру кључања раствора

Припремљени су раствори наведених супстанци у дестилованој води, тако да су молалне концентрације раствора једнаке. Који од наведених раствора има највишу температуру кључања? Раствор:

- а) глукозе, б) натријум-хлорида (Na^+, Cl^-), в) калцијум-хлорида ($\text{Ca}^{2+}, 2\text{Cl}^-$),
 г) скроба, д) алуминијум-сулфата ($2\text{Al}^{3+}, 3\text{SO}_4^{2-}$).

РЕШЕЊЕ

Једина разлика међу наведеним супстанцама према повишењу температуре кључања јесте у коефицијенту a . Алуминијум-сулфат има највећи коефицијент $a = 5$ и због тога раствор те супстанце има највишу температуру кључања.

Снижење температуре мржњења раствора

Када се у растварачу раствори супстанца, добијени раствор има температуру мржњења нижу од температуре мржњења растварача. Израз за израчунавање промене температуре мржњења раствора у односу на температуру мржњења растварача сличан је претходном, с тим што је K_f у изразу криоскопска константа растварача.

$$\Delta T_f = a \cdot b \cdot K_f$$

Ознака ΔT_f је промена температуре мржњења, K_f криоскопска константа, b молалитет, а коефицијент a представља број честица које настају од једне честице растворене супстанце при растварању у одређеном растварачу.



Слика 5.21.
Посипање улица сољу

Наведена својства раствора користе се у свакодневном животу и у науци. На пример, у току зиме улице се посипају солима као што су натријум-хлорид и калцијум-хлорид (слика 5.21) да се не би стварала ледавица. У хладњаке аутомобила додаје се антифриз, који је супстанца растворна у води и снижава температуру мржњења воде. У истраживањима се појава промене температуре кључања, односно мржњења растварача, користи за одређивање моларне масе непознате супстанце уколико је она растворна у води. Те методе познате су као криоскопске и ебулиоскопске методе одређивања моларне масе.



РАЗМИСЛИ: због чега се зими када се спољашња температура знатно спусти испод 0°C улице посипају калцијум-хлоридом, а не натријум-хлоридом?

ОБЈАШЊЕЊЕ: једнаке количине калцијум- и натријум-хлорида не дају једнак број честица растварањем у води. Калцијум-хлорид даје више честица растварањем у води ($a = 3$) него натријум-хлорид ($a = 2$). Због тога је утицај те супстанце на мржњење воде већи него утицај натријум-хлорида.

**ПРИМЕР 5.15.** Израчунавање температуре кључања раствора

На којој температури кључа раствор супстанце А у води уколико тај исти раствор мрзне на $-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$? $K_e(\text{вода}) = 0,53\text{ kgK/mol}$, а $K_d(\text{вода}) 1,86\text{ kgK/mol}$. Температура мржњења воде је $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, а температура кључања $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

РЕШЕЊЕ

На основу температуре мржњења може се одредити снижење температуре мржњења и производ ab (из израза за снижење температуре мржњења раствора).

$$\Delta T_f = 0\text{ }^{\circ}\text{C} - (-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}) = 0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta T_f = abK_f$$

$$ab = 0,5\text{ K}/1,86\text{ kgK/mol}$$

$$ab = 0,27\text{ mol/kg}$$

Из израза за повишење температуре кључања раствора, заменом вредности може се израчунати ΔT_e .

$$\Delta T_e = abK_e = 0,27\text{ kg/mol} \cdot 0,53\text{ kgK/mol}$$

$$\Delta T_e = 0,14\text{ K}$$

$$\Delta t_e = 0,14\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$t_{(\text{раствора})} = t(\text{H}_2\text{O}) + \Delta t_e$$

$$t_{(\text{раствора})} = 100\text{ }^{\circ}\text{C} + 0,14\text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$t_{(\text{раствора})} = 100,14\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Осмотски притисак

Уколико би се раствори различитих концентрација спојили без мешања, након одређеног времена концентрација би у целокупном раствору била једнака. Разлог томе је дифузија. Честице из раствора спонтано се крећу (дифундују) док се концентрације не изједначе.

Осмоза је процес у којем честице растварача прелазе из простора с мањом у простор с већом концентрацијом растворене супстанце због тога што је између раствора различитих концентрација постављена полупропустљива мембрана (таква да пропушта само честице растварача). Разлика у притисцима које честице растварача врше на полупропустљиву мембрану јесте **осмотски притисак** (слика 5.22). Осмотски притисак, као и друга колигативна својства, зависи од броја честица растворене супстанце у раствору/-има. Што је већа разлика у броју честица у оба раствора раздвојена полупропустљивом мембраном, то је и осмотски притисак већи.

Реч...

... осмоза *пошлице* од *јрчке речи* и има *наставак* из *француског* језика, а значи *јурати*, *пришискасти*.

Слика 5.22. Осмотски притисак



Осмотски притисак може се израчунати према изразу који подсећа на једначину идеалног гасног стања јер се разблажени раствори по понашању приближавају идеалним гасовима (стр. 124).

$\Pi = a \cdot c \cdot R \cdot T$ [kPa], где је Π ознака за осмотски притисак у kPa, c концентрација растворене супстанце, а R гасна константа (8,314 J/Kmol).⁸

Осмоза је једна од основних појава које се изучавају у оквиру биолошких наука, јер је веома важна за пролаз воде кроз ћелијске мембране, као и за исхрану биљака и друге процесе. У хемијским истраживањима осмоза је пронашла место у различитим облицима и употребама. На пример, користи се за пречишћавање супстанци (на пример, воде), за десалинизацију слане воде, одређивање моларне масе супстанце и друго.

ПРИМЕР 5.16. Утицај броја честица на осмотски притисак



Међу наведеним растворима једнаких количинских концентрација одабери она два која су изотонична (показују једнак осмотски притисак). Водени раствори: натријум-хлорида, глукозе, калцијум-бромид, алуминијум-нитрата и етанола.

РЕШЕЊЕ

Пошто су једнаке количинске концентрације, осмотски притисак зависи само од коефицијента a . Она два раствора за која је једнак тај коефицијент јесу изотонична, а то су водени раствори глукозе и етанола.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Наброј најважнија колигативна својства разблажених раствора.
2. На којој температури мрзне раствор калцијум-хлорида (CaCl_2 , $a = 3$) који у једном килограму воде садржи 0,2 mol те супстанце? ($K_{f, \text{воде}} = 1,86 \text{ kgK/mol}$)
3. Колико грама натријум-хлорида има у 200 g дестиловане воде уколико тај раствор кључа на $100,02^\circ\text{C}$? ($M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$, $K_{e, \text{воде}} = 0,53 \text{ kgK/mol}$)
4. Наведи значај снижења температуре мржњења у свакодневном животу и науци.
5. Који од водених раствора наведених супстанци показује највећи осмотски притисак?
а) Глукоза, б) натријум-хлорид, в) калцијум-јодид, г) етанол.

⁸ Користе се различите ознаке за осмотски притисак. Није неопходно да примењујеш приказану формулу и израчунаваш осмотски притисак, формула је дата илустративно да би могле да се уоче зависности.

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Дисперзни систем. Диспергована фаза и дисперзионо средство. Грубо, колоидно и молекулско дисперзни системи. Суспензија и емулзија. Растварач. Растворена супстанца. Хидратација. Растворљивост. Врсте раствора. Кристализација. Квантитативни састав раствора. Масени удео, количинска концентрација, молална концентрација, масена концентрација. Тиндалов ефекат. Гел. Коагулација. Пептизација. Хидрофилни и хидрофобни колоидни раствори. Колигативна својства раствора.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Дисперзни системи су смеше у којима је једна или више супстанци (диспергована фаза) у већој или мањој мери уситњених, равномерно распоређена у окружујућој супстанци (дисперзионо средство).
- Грубо дисперзни системи садрже најкрупније честице дисперговане фазе.
- Суспензија је дисперзни систем у којем је диспергована фаза чврстог агрегатног стања, а дисперзионо средство течност, а док се емулзија састоје од двеју или више течности које се међусобно не мешају.
- Колоидно дисперзни системи садрже честице величине између грубо дисперзних и правих раствора. Сол је колоидни раствор у којем је вода дисперзионо средство.
- Тиндалов ефекат је појава расејавања светлости на колоидним честицама уз појаву дифузне светлости.
- Молекулско дисперзни системи садрже најситније честице дисперговане фазе. Прави раствори јесу молекулско дисперзни системи у којима је дисперзионо средство течност агрегатног стања.
- Растварач је супстанца која је истог агрегатног стања као и раствор, а уколико је више супстанци истог агрегатног стања као и раствор, растворач је супстанца које има највише.
- Хидратација је процес настајања веза између честица растворене супстанце и молекула воде.
- Засићен раствор је раствор који садржи онолико растворене супстанце колико одговара њеној растворљивости на одређеној температури. Незасићен раствор садржи мање супстанце од засићеног раствора на датој температури, а презасићени раствори садрже више и нестабилни су.
- Растворљивост супстанце је број грама те супстанце који се може растворити у 100 g растворача на одређеној температури.
- Масени удео растворене супстанце у раствору је однос масе растворене супстанце и масе целог раствора. Уколико се масени удео изрази у процентима, то је процентни садржај растворене супстанце у раствору.
- Масена концентрација јесте однос масе растворене супстанце и запремине раствора.
- Количинска (моларна) концентрација јесте однос количине растворене супстанце и запремине раствора.
- Молална концентрација (молалитет) јесте однос количине растворене супстанце и масе растворача.
- Коагулација и пептизација су супротни процеси. Коагулација је прелазак сола у гел, на пример додавањем електролита или загревањем.
- Колигативна својства раствора јесу она својства која не зависе од врсте растворене супстанце већ само од броја растворених честица и важе за разблажене растворе.

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- наводиш шта су дисперзни системи, диспергована фаза и дисперзионо средство и разликујеш дисперзне системе од смеша које нису дисперзни системи;
- наводиш шта су грубо, колоидно и молекулско дисперзни системи и разликујеш их на основу физичких својстава;
- наводиш употребу дисперзних система у свакодневном животу и науци;
- описеш процесе растварања, коагулације и кристализације;
- објасниш шта је растворљивост и разматраш који фактори утичу на растворљивост супстанци;
- припремиш растворе за потребе у лабораторији и свакодневном животу;
- прерачунаш једну врсту концентрације у другу;
- израчунаш масу, количину и запремину растворене супстанце потребне за припремање раствора познатог састава;
- израчунаш масу и запремину раствора познате концентрације за припремање раствора мање, односно веће концентрације;
- израчунаш концентрацију раствора насталог мешањем два или више раствора;
- разматраш ефекте растварања супстанци у одређеним растворачима (повишење температуре кључања, снижење температуре мржњења, осмотски притисак);
- израчунаш температуре мржњења и кључања раствора на основу квантитативног састава.

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

... о осмози и дифузији

И осмоза и дифузија су процеси помоћу којих се могу лакше разумети и објаснити различите појаве у свакодневном животу. Понови/проучи у претходно коришћеним изворима знања (на пример, лекција 6.4), на интернету и у разговору шта су осмоза и дифузија. Покушај и да одговориш на следећа питања:

- Који се процес дешава када особа нанесе парфем, а мирис парфема осети неко удаљен од ње више метара?
- На који начин вода пролази кроз ћелијске мембране?
- Који је од два процеса (осмоза/дифузија) спонтан, а који захтева присуство полупропустљиве мембране?
- Који се од два процеса може искористити за пречишћавање различитих смеша?



... о хладним и топлим облогама

Сазнај где се и у коју сврху могу купити топле, односно хладне облоге.

Питај старије и искусније особе јесу ли некада користиле те облоге и уколико јесу, покушај да сазнаш шта се у тим облогама налази.

Када сазнаш шта су супстанце које се користе у облогама, покушај на основу знања стечених у овој и претходној области да објасниш по којем принципу функционишу хладне, а по којем топле облоге. Можете о томе дискутовати на часу хемије, а знања можеш разменити и ван учионице.



... садржајима из додатне литературе

- Колоидни раствори:

<http://www.journals.elsevier.com/journal-of-colloid-and-interface-science/>
<http://www.scribd.com/doc/4792160/Koloidno-disperzni-sistemi>

- Растворљивост супстанци у води:

<http://chem.wisc.edu/deptfiles/genchem/sstutorial/text112/tx112.html>

- Одређивање састава раствора – квантитативна анализа:

<http://www.docbrown.info/page06/Mtestsnotes/ExtraVolCalcs1.htm>

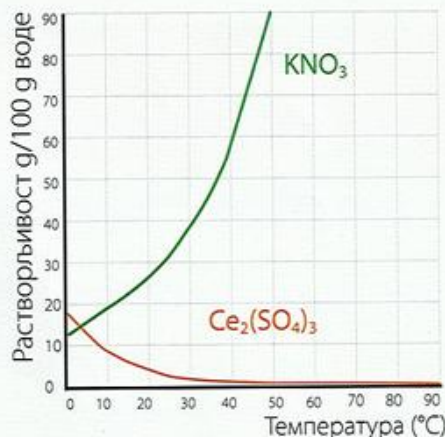




1. Које речи недостају у тексту?
Дисперзни систем је ? која настаје када се једна или више супстанци равномерно ? у окружујућој супстанци. Дисперзни системи садрже дисперговане ? и дисперзионо средство.
2. Наведи најмање два својства желатинозног гела, изворске воде и инфузионог раствора. Објасни да ли су то дисперзни системи.
3. Колико износи растворљивост соли **A** у води на $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ уколико је познато да се на тој температури у 25 g воде може растворити 1 g те соли?
4. Израчунај масу натријум-хидроксида (NaOH) у 200 cm^3 воденог раствора количинске концентрације $0,5\text{ mol/dm}^3$.
5. Израчунај масу глюкозе и масу воде потребне за припремање 20 g 1% раствора?
6. Колико износи количинска концентрација раствора који садржи $5,6\text{ g}$ калијум-хидроксида (KOH) у 400 cm^3 раствора?
7. Капи за нос могу садржати со растворену у води тако да процентни састав одговара физиолошком раствору. Колико је грама натријум-хлорида потребно за припремање 100 g физиолошког раствора у којем је процентни садржај натријум-хлорида $0,9\%$?
8. Када се дода 100 g воде у 100 g раствора у којем је процентни садржај соли 6% , настаће један од наведених раствора. Који је то раствор? Објасни свој одговор.
а) 12% ; б) 10% ; в) 3% раствор.



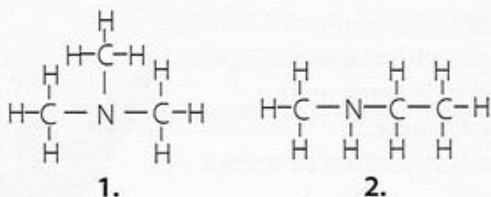
9. Објасни због чега се:
а) амонијак (NH_3) добро раствара у води,
б) кисеоник слабо раствара у води.
10. На основу крива растворљивости одреди на који се начин с повећањем температуре мења растворљивост соли KNO_3 , односно $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$.



Слика 5.23. Криве растворљивости

11. На којој температури кључају раствор А ($1,8\text{ g}$ глюкозе у 100 g воде) и раствор Б ($0,558\text{ g}$ NaCl у 100 g воде)?
($K_e = 0,52\text{ kgK/mol}$)
12. Одреди који је од наведених раствора незасићен раствор супстанце **MA** на $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ у води уколико је познато да је растворљивост те супстанце на датој температури $25\text{ g}/100\text{ g}$ воде.
Раствор А: 2% раствор.
Раствор Б: раствор који садржи $12,5\text{ g}$ супстанце **MA** у 50 g воде.
Раствор В: раствор који садржи 25 g супстанце **MA** у 125 g раствора.
13. Колико грама растворене супстанце има у 200 cm^3 15% воденог раствора натријум-хлорида густине $1,1\text{ g/cm}^3$?
14. Израчунај запремину воденог раствора хлороводоничне киселине концентрације 2 mol/dm^3 потребну за припремање $50,0\text{ cm}^3$ раствора те киселине концентрације $0,5\text{ mol/dm}^3$.
15. Колико је cm^3 воденог раствора натријум-сулфата који у једном dm^3 садржи $14,2\text{ g}$ соли потребно за припремање 100 cm^3 воденог раствора исте соли у којем је количинска концентрација $0,050\text{ mol/dm}^3$?

16. Одреди врсту дисперзног система на основу описа.
- а)** Супстанца је хомогена. Садржи молекуле велике масе равномерно распоређене у води, а концентровањем даје гел.
- б)** Супстанца је хетерогеног састава. Након стајања долази до седиментације.
- в)** Супстанца је дисперзни систем изграђен од две течности које се не мешају.
17. Колико грама олово(II)-нитрата искристалише када се 200 g zasiћеног раствора те соли са 80 °C охлади на 10 °C. Растворљивост на 80 °C износи 111 g/100 g воде, а на 10 °C износи 46,2 g/100 g воде.
18. Једињења **А** и **Б** су органска и садрже у молекулима три атома угљеника, један атом азота и девет атома водоника. Једна од супстанци (**А**) добро се раствара у води, а друга (**Б**) знатно слабије. Којој супстанци одговара формула 1, а којој формула 2?



24. На основу података у табели опиши структурне карактеристике супстанци.

Супстанца	Растворљивост		
	у води	у етанолу	у неполярном растварачу
А	да	слабо	не
Б	да	да	не
В	не	слабо	да

25. Растворљивост NaCl на 100 °C износи 39,1 g/100 g воде. Колики је процентни садржај те соли у zasiћеном раствору на 20 °C уколико је познато да се хлађењем 100 g zasiћеног раствора натријум-хлорида са 100 °C на 20 °C искристалише 8,7% масе раствореног NaCl.

19. Израчунај вредност количинске концентрације концентроване сумпорне киселине уколико је масени удео те киселине у концентрованом раствору 0,96, а густина раствора 1,84 g/cm³.
20. Колика је запремина 96% раствора концентроване H₂SO₄ чија је густина 1,84 g/cm³ потребна за припремање 400 cm³ 40% раствора сумпорне киселине чија је густина 1,325 g/cm³?
21. Водени раствор натријум-нитрата има запремину 1 dm³ и концентрацију 1 mol/dm³. Када се 100 cm³ тог раствора разблажи водом до 500 cm³, настаје нови раствор. Колико је пута количинска концентрација новог раствора мања од почетне?
22. Колико износи масена концентрација воденог раствора баријум-нитрата који се добија разблаживањем 100 cm³ раствора те супстанце концентрације 1 mol/dm³ до запремине од 1 dm³?
23. На којој температури кључа раствор супстанце А у води уколико је температура мржњења тог раствора -1,2 °C? (Криоскопска константа воде је 1,86 kgK/mol, а ебулиоскопска 0,52 kgK/mol)?

26. Током одмеравања по 20,00 cm³ раствора HCl количинске концентрације:
- а)** 1 mol/dm³, **б)** 0,01 mol/dm³, у оба случаја десило се да је једна кап завршила ван ерленмајера. Упореди грешке при одмеравању наведене запремине. Грешку мерења израчунај као проценат масе HCl која је просута у односу на одмеравану масу киселине. Једна кап има запремину 0,05 cm³.
27. Сваки cm³ раствора H₂SO₄ садржи двоструко већу масу киселине него сваки cm³ раствора HCl. Који раствор има већу количинску концентрацију и колико пута?
28. Колико грама бакар(II)-сулфата пентахидрата треба растворити у 200 g воде да се добије 5% раствор бакар(II)-сулфата?



ДОДАТНО О КВАНТИТАТИВНОМ САСТАВУ СМЕША



Молски и запремински удео супстанци у смешама

Осим масеног удела, у пракси се могу користити и молски и запремински удео.

$$\chi_{rs} = \frac{n_{rs}}{\sum n} \quad \text{Молски удео}$$

Молски удео растворене супстанце представља однос количине те супстанце и укупног броја молова свих супстанци присутних у раствору.

$$\varphi_{rs} = \frac{V_{rs}}{V_r} \quad \text{Запремински удео}$$

Запремински удео растворене супстанце представља однос запремине те супстанце и укупне запремине раствора. Све те величине могу се користити и у случају смеша које нису прави раствори и које могу садржати више од две супстанце.

На пример, запремински удео кисеоника у ваздуху добија се према формули:

$$\varphi_{rs} = \frac{V_{O_2}}{\sum V} \quad \text{Ознака } V_{O_2} \text{ представља запремину гасовитог кисеоника при одређеним условима, } \sum V \text{ суму свих запремина састојака ваздуха при истим условима.}$$



Квантитативни састав флашираних вода

Одаберите 10 различитих флашираних вода, газираних и негазираних. На основу састава који је истакнут на етикети сваке воде упоредите садржај јона и осталих супстанци у тим водама. Да би подаци били прегледнији, направите табелу с упоредним приказом. Које се величине најчешће користе за квантитативно изражавање састава вода? Која супстанца, осим воде, има највећу концентрацију у флашираним водама и на који начин то зависи од врсте воде? Да ли се негазиране односно газирание воде међусобно разликују по саставу? Која је основна разлика у саставу газираних и негазираних вода? На једном од наредних часова дискутујте о прикупљеним подацима.

Уради
пројектни
задачак...



Слика 5.24.
Флаширана вода

КОНЦЕПТ МОЛА И СТЕХИОМЕТРИЈА

Природа је као огромна књига у којој је записана наука. Она је сјално отворена пред нашим очима, али је човек не може разумети уколико прелиходно не научи језик и слова којим је написана. А написана је језиком математике...

Г. Галилеј

6.1. Значење хемијских симбола и формула

6.2. Количина супстанце, моларна маса и моларна запремина

6.3. Одређивање емпиријске и молекулске формуле једињења

6.4. Стехиометријска израчунавања

Пре него што почнеш, понови градиво о:

- валенци;
- количини супстанце;
- релативној атомској и релативној молекулској маси;
- моларној маси;
- односу маса елемената у једињењу.

$$n(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{OH})}{P_{15}(\text{CH}_3\text{OH})}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) =$$

6.1. Значење хемијских симбола и формула

Хемијски симбол 

Означавање атома кратким симболима, тј. ознакама, почело је почетком средњег века. Научник Ј. Ј. Берцелијус увео је једноставне **хемијске симболе** атома елемената (стр. 55) у облику у којем се и данас користе. Хемијски симбол атома представља један атом елемента. Уколико је потребно означити више атома датог елемента, користи се **коефицијент**. Коефицијент се пише испред симбола и означава број атома у узорку (слика 6.1).

Слично као што се хемијски симболи користе за представљање атома хемијског елемента, **хемијске формуле** користе се за представљање молекула елемената и једињења. Јонске супстанце имају кристалне решетке у којима је велики број јона међусобно повезан. Због тога се не може написати формула једне честице тих супстанци, већ се записује најмања јединица, тј. група јона која се понавља у структури – формулска јединка.

Слика 6.1. Модели атома и молекула 



2Ag

Два атома сребра



6He

Шест атома хелијума



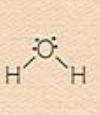
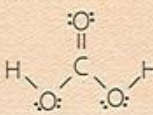
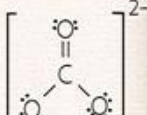
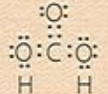
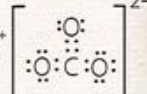
5NH₃

Пет молекула амонијака

Молекулске формуле 

Формуле које приказују број и врсту атома у молекулу, односно формулској јединки, јесу молекулске формуле. Бројеви у молекулској формули приказују колико има атома у молекулу или јона у једној формулској јединки јонских супстанци и то су **индекси**. Индекс и коефицијент 1 се не пишу. За приказивање молекула и јонских супстанци користе се и друге врсте формула.

На приказаним примерима понови шта су молекулске, структурне и електронске формуле молекула и јонских парова.

H ₂	HF	H ₂ O	H ₂ CO ₃	NaCl	K ₂ CO ₃
Молекулске формуле					
H—H	H—F:			нема	
Структурне (Луисове) формуле					
H:H	H:F			Na ⁺ :Cl: ⁻	
Електронске формуле					

У хемијским израчунавањима најчешће се користе молекулске формуле, које се могу написати уколико су познате валенце, односно оксидациони бројеви атома који чине дате честице.

Валенца атома је његова способност да се веже с одређеним бројем других атома. Уколико један атом елемента може да веже три атома водоника, тај атом је тровалентан. На пример, у молекулу воде атом кисеоника веже два атома водоника и због тога је кисеоник у том молекулу двовалентан. Валенца се записује римским бројевима (I, II, III...) и користи се у називима једињења.

Оксидациони број јесте број који се додељује атому или јону присутном у одређеној супстанци. По бројчаној вредности оксидациони број често је једнак валенци. Означава се арапским бројем уз знак „+” или „-”. На пример, оксидациони број атома кисеоника који износи -2 записује се као $\overset{-2}{\text{O}}$.

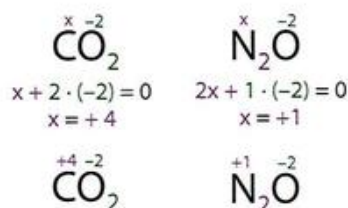
Да би се разликовало наелектрисање јона и оксидациони број, те вредности различито се записују. Тако се јон кисеоника записује са O^{2-} и тада ознака 2- представља стварно наелектрисање јона кисеоника. И валенца и оксидациони број одређени су електронском структуром омотача атома елемента.

У табели 6.1 дате су важније валенце и оксидациони бројеви неколико различитих елемената.

Табела 6.1. Валенце и оксидациони бројеви појединих елемената

Симбол хемијског елемента	Валенца	Оксидациони број	Симбол хемијског елемента	Валенца	Оксидациони број
H	I	+1, -1	S	II, IV, VI	-2, +4, +6
O	II	-2, -1	N	III	од -3 до +5
Li, Na, K	I	+1	P	III, V	-3, +3, +5
Mg, Ca	II	+2	F	I	-1
Al	III	+3	Cl, Br, I	I, III, V, VII	-1, +1, +3, +5, +7

Збир свих оксидационих бројева у једном молекулу или формулској јединки мора бити једнак нули. На примерима формула молекула CO_2 и N_2O може се видети на који се начин одређују оксидациони бројеви елемената у бинарним једињењима, при чему се за атом кисеоника у оксидима зна да увек има оксидациони број -2.



Одређивање оксидационих бројева атома угљеника и азота на основу молекулских формула

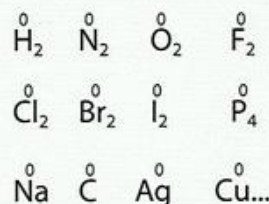
Валенца и оксидациони број

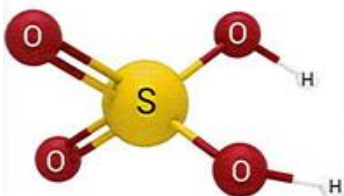
У бинарним једињењима атом:

- **веће електронегативности** има **негативан** оксидациони број,
- **мање електронегативности** има **позитиван** оксидациони број.

Оксидациони број атома

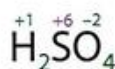
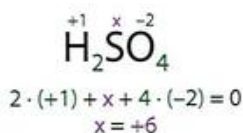
у молекулима елементарних супстанци и слободних атома увек износи 0 (нула).





Слика 6.2. Модел молекула сумпорне киселине

У молекулима са више од два различита атома на сличан начин се може израчунати оксидациони број централног атома уколико се знају оксидациони бројеви осталих атома.



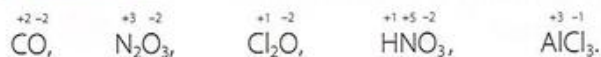
Одређивање оксидационог броја атома сумпора на основу молекулске формуле сумпорне киселине

Примети да киселински остатак ове киселине има вредност -2 (наспрот два атома водоника који су заједно $+2$) и бројчано је једнака наелектрисању сулфатног јона SO_4^{2-} .

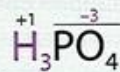
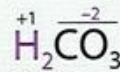
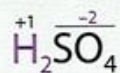
ПРИМЕР 5.1. Одређивање оксидационог броја на основу формуле

Одреди оксидационе бројеве атома на основу молекулских формула. Формуле: CO , N_2O_3 , Cl_2O , HNO_3 , AlCl_3 .

РЕШЕЊЕ

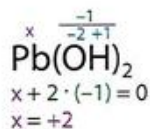


Киселински остатак

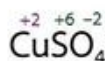
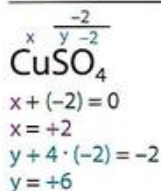


У једињењима као што су соли и хидроксиди прелазних и других метала користе се различити приступи да би се одредио оксидациони број свих честица елемената које их изграђују. Један од начина приказан је на примерима једињења формула: $\text{Pb}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$.

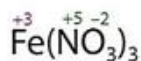
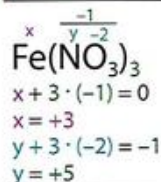
Одређивање оксидационих бројева на основу формула соли и хидроксида



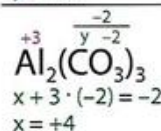
На основу оксидационих бројева кисеоника (-2) и водоника ($+1$), зна се да је хидроксидна група увек -1 . Оксидациони број олова рачуна се у односу на број хидроксидних група.



Зна се да је киселински остатак H_2SO_4 киселине -2 (наспрот два атома водоника који су $+2$). Оксидациони број бакра рачуна се у односу на сулфатну групу. Унутар киселинског остатка, оксидациони број сумпора добија се тако да укупан збир буде -2 , колико вреди сулфатна група.



Зна се да је киселински остатак HNO_3 киселине -1 (наспрот атому водоника који је $+1$). Оксидациони број гвожђа рачуна се у односу на три таква киселинска остатка (види формулу). Унутар киселинског остатка, оксидациони број азота добија се тако да укупан збир буде -1 .



Познато је да је оксидациони број алуминијума у једињењима $+3$, а на основу оксидационих бројева кисеоника (-2) и целе карбонатне групе (-2) рачуна се оксидациони број угљеника.

ПРИМЕР 5.2. Одређивање оксидационог броја на основу формуле

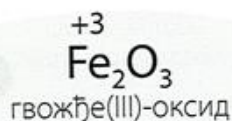
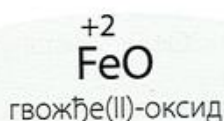
Одреди оксидационе бројеве бакара, гвожђа, сумпора и азота на основу молекулских формула. Формуле: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, FeBr_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

РЕШЕЊЕ

Бакар: +2, гвожђе: +3, сумпор: +6, азот: +5.

За именовање једињења (номенклатуру) често се користе стари, традиционални називи који су дати према особи која је то једињење открила ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, Глауберова со), према извору (NaNO_3 , чилска шалитра) или према карактеристичном својству једињења ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, плави камен). Рационалне, званичне називе предложила је Међународна унија за чисту и примењену хемију (IUPAC). Ти називи зависе од састава и структуре једињења.

У именима се прво наводи назив елемента позитивног оксидационог броја. На пример, CaO је молекулска формула калцијум-оксида, при чему се валенца калцијума не наводи због тога што калцијум у једињењима увек има вредност валенце једнаку два (табела 6.1). Уколико елемент има променљиву валенцу, најпре се мора одредити оксидациони број атома тог елемента. На примеру оксида гвожђа, формула FeO и Fe_2O_3 , може се видети на који се начин именују ти оксиди када се одреди оксидациони број гвожђа у њима.



ПРИМЕР 5.3. Одређивање назива једињења на основу молекулске формуле

Напиши називе једињења чије су формуле:

- а) KCl , BaBr_2 , Na_2O ; б) FeCl_3 , FeCl_2 , CuO .

РЕШЕЊЕ

- а) За елементе сталне валенце не наводи се њена вредност. Називи једињења приказаних формула су:
- калијум-хлорид,
 - баријум-бромид,
 - натријум-оксид;

- б) за елементе променљиве валенце прво се одређује њена вредност, односно вредност оксидационог броја:
- $\text{Fe}^{+3}\text{Cl}_3$, $\text{Fe}^{+2}\text{Cl}_2$, Cu^{+2}O .
- Називи су: гвожђе(III)-хлорид, гвожђе(II)-хлорид, бакар(II)-оксид.

Називи неорганских једињења

У основној школи стекао/-ла си основна знања о номенклатури хемијских елемената и једињења. На страни 43 овог уџбеника можеш на примерима увежбати именовање хемијских елемената и једињења. Ову лекцију искористи да даље увежбаваш састављање формула једињења, именовање елемената и једињења, као и честица које их изграђују, и да одређујеш оксидационе бројеве елемената у једињењима.



Слика 6.3. Азот(I)-оксид (азот-субоксид) може се користити у медицини као анестетик.

Тај гас је познат и као „гас смејавац” јер изазива смех.

За поједина бинарна једињења осим рационалне номенклатуре користе се и традиционални називи тако што се број атома негативног оксидационог броја у молекулу наводи префиксима добијеним из грчког језика: ди-, три-, тетра-, пента- или суб-. Већи број тих једињења има и своје уобичајене називе који су и даље у употреби, а већина је прихваћена према IUPAC-овој номенклатури (табела 6.2).

Табела 6.2. Формуле и називи различитих бинарних једињења неметала

Формула	Рационални (традиционални) назив	Формула	Рационални назив
N_2O	азот(I)-оксид (азот-субоксид ¹) (слика 6.3)	H_2O	вода
CO	угљеник(II)-оксид (угљен-моноксид)	H_2S	водоник-сулфид (сумпорводоник)
SO_2	сумпор(IV)-оксид (сумпор-диоксид)	HCl	хлороводоник
SO_3	сумпор(VI)-оксид (сумпор-триоксид)	HBr	бромоводоник
N_2O_3	азот(III)-оксид (азот-триоксид)	NH_3	амонијак
N_2O_5	азот(V)-оксид (азот-пентоксид)	PH_3	фосфин
N_2O_4	азот(IV)-оксид (азот-тетроксид)	CH_4	метан

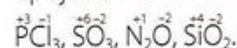
ПРИМЕР 5.4. Одређивање назива једињења на основу молекулске формуле

Напиши називе једињења чије су формуле:

- а) PCl_3 , SO_3 , N_2O , SiO_2 ; б) CH_4 , H_2S , HF .

РЕШЕЊЕ

а) За елементе променљиве валенце прво се одређује њена вредност, односно вредност оксидационих бројева:



Називи: фосфор(III)-хлорид (фосфор-трихлорид), сумпор(VI)-оксид

(сумпор-триоксид), азот(I)-оксид (азот-субоксид), силицијум(IV)-оксид (силицијум-диоксид).

б) За хидриде неметала користе се њихови јединствени називи:

CH_4 – метан, H_2S – водоник-сулфид (сумпорводоник), HF – флуороводоник.

¹ Овај оксид може се именовати и као диазот-моноксид. У овом називу истакнут је и број атома азота и број атома кисеоника у молекулу. Слично се могу називати и остала бинарна једињења.

Осим за наведена бинарна једињења, постоје и правила за називе различитих јона (табела 6.3).

Табела 6.3. Називи и ознаке/формуле катјона и анјона

Ознака/ формула	Рационални назив	Ознака/ формула	Рационални назив	Ознака/ формула	Рационални назив
Na^+	јон натријума	O^{2-}	оксидни јон	CO_3^{2-}	карбонатни јон
Ca^{2+}	јон калцијума	S^{2-}	сулфидни јон	SO_4^{2-}	сулфатни јон
Fe^{2+}	гвожђе(II)-јон (феро-јон)	Cl^-	хлоридни јон	SO_3^{2-}	сулфитни јон
Fe^{3+}	гвожђе(III)-јон (фери-јон)	Br^-	бромидни јон	NO_3^-	нитратни јон
NH_4^+	амонијум-јон	I^-	јодидни јон	NO_2^-	нитритни јон
Cu^{2+}	бакар(II)-јон (купри-јон)	N^{3-}	нитридни јон	PO_4^{3-}	фосфатни јон

Назив једињења је његово име и презиме. На сличан начин као што нас одређује име и презиме, тако и назив једињења одређује њо једињење.

ПРИМЕР 5.5. Формуле и називи јонских супстанци

Напиши формуле и називе свих јонских супстанци изграђених од једне врсте катјона и једне врсте анјона киселинског остатка, користећи приказане катјоне и анјоне. Fe^{2+} , NH_4^+ (амонијум-јон, слика 6.4), SO_4^{2-} , NO_3^- , Cl^- .

РЕШЕЊЕ

Збир наелектрисања у формулској јединки јонске супстанце мора бити једнак нули.

FeSO_4 – гвожђе(II)-сулфат,

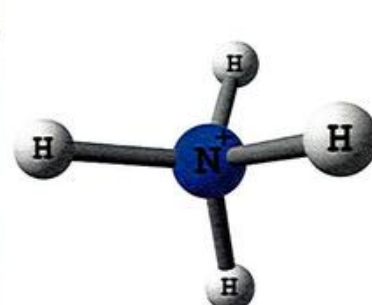
$\text{Fe(NO}_3)_2$ – гвожђе(II)-нитрат,

FeCl_2 – гвожђе(II)-хлорид,

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – амонијум-сулфат,

NH_4NO_3 – амонијум-нитрат,

NH_4Cl – амонијум-хлорид.



Слика 6.4. Модел амонијум-јона (NH_4^+)

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је валенца, а шта оксидациони број?
- Одреди оксидациони број свих атома на основу формула:
а) CO , б) PH_3 , в) N_2O_3 , г) HNO_3 , д) Na_2CO_3 , ђ) Al_2O_3 , е) CaSO_4 .
- Наведи називе једињења према рационалној номенклатури ако су формуле једињења: N_2O_5 , CrBr_3 , PCl_3 , Al_2O_3 и MgS .
- Наведи називе јона чије су ознаке: K^+ , CO_3^{2-} , Ba^{2+} , Cr^{3+} , SO_4^{2-} и I^- .
- Наведи уобичајене, традиционалне називе оксида неметала:
а) N_2O , б) CO_2 , в) N_2O_5 .

Релативна
молекулска маса

Релативна
молекулска маса

$$M_r = \frac{m_m}{1/12 m(^{12}\text{C})}$$

$$M_r = \frac{m_m}{u}$$

6.2. Количина супстанце, моларна маса и моларна запремина

Величине важне за хемијска израчунавања јесу релативна атомска маса (стр. 56) и релативна молекулска маса. Релативна молекулска маса може се дефинисати на сличан начин као и релативна атомска маса.

Релативна молекулска маса јесте број који показује колико је пута просечна маса молекула (m_m) већа од једне дванаестине масе атома угљеника (^{12}C).

Релативна молекулска маса може се добити сабирањем релативних атомских маса свих атома који чине молекул или формулску јединку једињења.

$$M_r = \sum A_r(\text{елемената})$$

Грчко слово Σ (сигма) означава суму.

На пример, релативна молекулска маса NH_3 добија се на следећи начин:

$$M_r(\text{NH}_3) = A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{H}) = 14 + 3 = 17.$$

Релативна молекулска маса алуминијум-сулфата, чија је формула $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, јесте:

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot (A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O})) = 342.$$



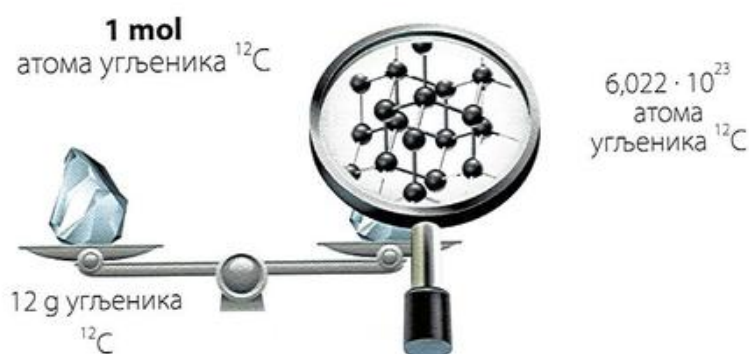
РАЗМИСЛИ: колико атома натријума има у 23 g те супстанце, уколико је маса једног атома натријума једнака 23u, где u има вредност $1,6605 \cdot 10^{-24}$ g?

ОБЈАШЊЕЊЕ: маса једног атома натријума износи $m = 38,1915 \cdot 10^{-24}$ g = $3,8115 \cdot 10^{-23}$ g. У 23 g натријума, према томе, има $23 : (3,8115 \cdot 10^{-23}) = 6,022 \cdot 10^{23}$ атома.

Релативне атомске масе и релативне молекулске масе немају јединице, али уколико се изразе у грамима, у тој маси супстанце биће једнак број честица. На пример, 1 g атома водоника ($A_r(\text{H}) = 1$) и 16 g атома кисеоника ($A_r(\text{O}) = 16$) садрже једнак број атома. Тај број атома износи $6,022 \cdot 10^{23}$ атома. Слично томе, у 18 g воде ($M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$) налази се једнак број молекула воде, тј. $6,022 \cdot 10^{23}$ молекула.

Број $6,022 \cdot 10^{23}$ је Авогадров број и представља број честица у једном молу супстанце.

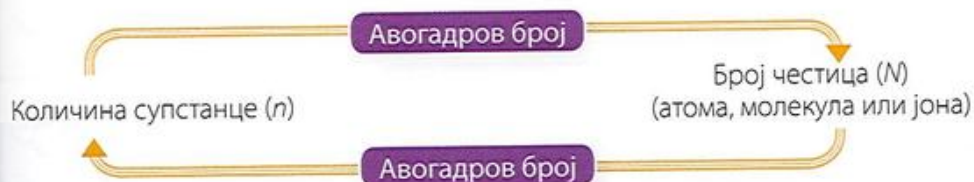
Количина супстанце (n) од 1 mol садржи онолико честица колико има атома у тачно 12 g изотопа угљеника ^{12}C , а то је $6,022 \cdot 10^{23}$ честица.



Количина супстанце представља однос броја молекула односно атома и Авогадрове константе (броја) ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$). Та константа представља број основних честица у једном молу тих честица (слика 6.5) и често се заокругљује на вредност $6 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$.

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Ознака N представља број молекула супстанце, односно број атома или јона.



ПРИМЕР 5.6. Израчунавање броја молекула на основу количине супстанце

Колико молекула воде има у узорку који садржи 2,5 mol молекула воде?

РЕШЕЊЕ

I начин

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$N = n \cdot N_A$$

$$n = 2,5 \text{ mol} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol} = 15 \cdot 10^{23}$$

$$n = 1,5 \cdot 10^{24} \text{ молекула воде}$$

II начин

Може се поставити пропорција:

$$6 \cdot 10^{23} \text{ молекула} : 1 \text{ mol} = x : 2,5 \text{ mol},$$

$$x = 15 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{24} \text{ молекула воде.}$$

Количина супстанце

Слика 6.5. Авогадров број атома угљеника у 12 g његовог изотопа ^{12}C

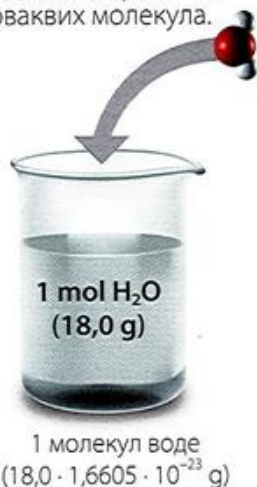
Ознака за количину супстанце јесте n , а јединица mol.

n [mol]

Количина супстанце једна је од седам основних физичких величина, а mol основна јединица.

Моларна маса

У чаши има $6,022 \cdot 10^{23}$ оваких молекула.



Слика 6.6. Концепт мола.

Један мол молекула воде садржи Авогадров број молекула и има масу која одговара моларној маси воде.

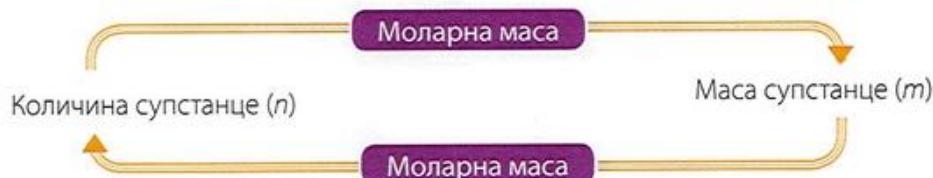
Везу између масе и количине супстанце представља **моларна маса**. Ознака за моларну масу је M , а јединица g/mol (слика 6.7). По бројчаној вредности моларна маса супстанци једнака је релативној атомској, односно релативној молекулској маси.

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = A, \text{g/mol}$$

$$M = M_r, \text{g/mol}$$

Ознака m је ознака за масу супстанце, а n за количину супстанце.



ПРИМЕР 5.7. Израчунавање масе на основу количине супстанце

Колико износи маса узорка амонијака који садржи 3,28 mol молекула те супстанце? ($M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$)

РЕШЕЊЕ

I начин

$$m = n \cdot M = 3,28 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol}$$

$$m = 55,76 \text{ g}$$

II начин

На основу моларне масе може се поставити пропорција:

$$17 \text{ g} : 1 \text{ mol} = x : 3,28 \text{ mol}$$

$$x = 55,76 \text{ g}$$

ПРИМЕР 5.8. Израчунавање броја молекула на основу масе супстанце

Колико молекула има у 1,8 g дестиловане воде? ($M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$)

РЕШЕЊЕ

I начин

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,8 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

$$N = n \cdot N_A = 0,1 \text{ mol} \cdot 6 \cdot 10^{23} 1/\text{mol}$$

$$N = 0,6 \cdot 10^{23} = 6,0 \cdot 10^{22} \text{ молекула воде}$$

II начин

Може се поставити пропорција:

$$x : 1,8 \text{ g} = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекула} : 18 \text{ g}$$

$$x = 6,0 \cdot 10^{22} \text{ молекула воде}$$

Слика 6.7. Узорци супстанци количине од 1 mol. У свим чашама има једнак број основних честица ($6,022 \cdot 10^{23}$), а масе одговарају њиховим моларним масама.



сахароза



пласи камен



калијум-перманганат



бакар



гвожђе

При нормалним условима (температура $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и притисак $101,3\text{ kPa}$, атмосферски притисак), запремина коју заузима 1 mol молекула гаса ($6,022 \cdot 10^{23}$ молекула) има вредност $22,4\text{ dm}^3$ (слика 6.8). Та вредност запремине може да се израчуна из једначине идеалног гасног стања (стр. 125) уколико се замене вредности за притисак, температуру и количину супстанце од један мол.

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

$$101\,300\text{ Pa} \cdot V = 1\text{ mol} \cdot 8,314\text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1} \cdot 273\text{ K}$$

$$V = 0,0224\text{ m}^3 = 22,4\text{ dm}^3$$

Из ових односа изводи се моларна запремина (V_m), која при нормалним условима има вредност $22,4\text{ dm}^3/\text{mol}$, а повезује количину супстанце и запремину гаса.

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Моларна запремина представља однос запремине и количине молекула гаса при одређеним условима.

При стандардним условима (температура $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ и притисак $101,3\text{ kPa}$) моларна запремина је $24,5\text{ dm}^3/\text{mol}$.



ПРИМЕР 5.9. Израчунавање запремине гаса на основу његове масе

Коју запремину, при нормалним условима, заузима 4 g угљеник(IV)-оксида?

РЕШЕЊЕ

За сва хемијска израчунавања важно је на основу назива супстанце тачно написати њену формулу. Уколико формула није тачна, ни рачун неће бити тачан. Формула угљеник(IV)-оксида је CO_2 .

I начин

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{m}{M}$$

$$V = \frac{m \cdot V_m}{M} = \frac{4\text{ g} \cdot 22,4\text{ dm}^3/\text{mol}}{44\text{ g/mol}} = 2,0\text{ dm}^3$$

II начин

$$M(\text{CO}_2) = 44\text{ g/mol}$$

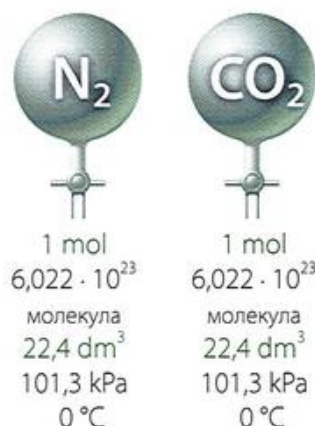
Важи да 1 mol CO_2 има масу 44 g , а при нормалним условима заузима запремину $22,4\text{ dm}^3$.

$$44\text{ g CO}_2 : 22,4\text{ dm}^3 = 4\text{ g CO}_2 : x$$

$$x = 2,0\text{ dm}^3$$

Моларна запремина

Слика 6.8. Узорци два различита гаса једнаке количине супстанце, при истим условима



Моларна запремина

$$V_m = 22,4\text{ dm}^3/\text{mol}$$

при нормалним условима

**ПРИМЕР 5.10.** Израчунавање масе на основу броја молекула

Колика је маса једног молекула водоника? $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$.

РЕШЕЊЕ

Важно је пажљиво прочитати задатак и уз то имати почетну идеју какав се број очекује за резултат. Потребно је израчунати масу једног молекула водоника, што значи да је $N = 1$, а маса једног молекула мора бити изузетно мала вредност.

I начин

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1}{6 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}}$$

$$n = 1,7 \cdot 10^{-23} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot M = 1,7 \cdot 10^{-23} \text{ mol} \cdot 2 \text{ g/mol}$$

$$m = 3,4 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

II начин

Може се поставити пропорција:

$$6 \cdot 10^{23} \text{ молекула} : 2 \text{ g} = 1 \text{ молекул} : x$$

$$x = 3,4 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

**ПРИМЕР 5.11.** Израчунавање масе на основу броја молекула

Колико атома кисеоника има у оној количини молекулског кисеоника који заузима исту запремину, при нормалним условима, као и 2 mol амонијака?

РЕШЕЊЕ

Уколико два гаса заузимају једнаке запремине при истим условима, онда они садрже и једнаке количине молекула, па је $n(\text{O}_2) = n(\text{NH}_3) = 2 \text{ mol}$.

I начин

$$N(\text{O}_2) = n \cdot N_A = 2 \text{ mol} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$$

$$N(\text{O}_2) = 12 \cdot 10^{23}$$

$$N(\text{атома O}) = 2 \cdot 12 \cdot 10^{23}$$

$$N(\text{атома O}) = 24 \cdot 10^{23} = 2,4 \cdot 10^{24}$$

II начин

Може се поставити пропорција:

$$12 \cdot 10^{23} \text{ атома} : 1 \text{ mol O}_2 = x : 2 \text{ mol O}_2$$

$$x = 2,4 \cdot 10^{24}$$

**РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ**

- Шта је:
 - количина супстанце,
 - Авогадров број,
 - моларна маса?
- Колико износе релативне атомске, односно молекулске масе:
 - сребра, б) угљеник(II)-оксида, в) калцијум-хлорида.
- Израчунај количину молекула метана уколико је маса 3,2 g.
- Који од узорака има више молекула:
 - 2,24 dm³ O₂ при нормалним условима или б) 2,8 g CO?
- Колико атома водоника има у 2 mol молекула амонијака?

6.3. Одређивање емпиријске и молекулске формуле једињења

Молекулске и емпиријске формуле слично се записују, а често имају и исти запис. Молекулске формуле приказују тачан број атома, што не важи увек и за емпиријске формуле. На пример, молекулска формула етана је C_2H_6 , док емпиријска формула приказује најмањи могући однос атома у молекулу, па је за етан она CH_3 . Ипак, емпиријске формуле важне су због тога што се могу одредити различитим мерењима и израчунавањима.

Емпиријска формула приказује релативан број атома елемента у молекулу. То је најједноставнија формула молекула.

Емпиријске формуле	CH_4	CH_3	CH	CO_2	HO
Молекулске формуле	CH_4	C_2H_6	C_6H_6	CO_2	H_2O_2

Примери емпиријских и молекулских формула бинарних једињења

Један од начина да се одреди емпиријска формула јесте елементална анализа једињења. То је метод којим се одређује процентни састав једињења или однос маса елемената у том једињењу, а на основу тих података добија се емпиријска формула.

На основу емпиријске формуле једињења може се одредити молекулска формула. За одређивање молекулске формуле једињења потребна су додатна експериментална одређивања, тј. потребно је мерењима одредити вредност моларне масе једињења и упоредити је с вредношћу која произлази из емпиријске формуле.

ПРИМЕР 5.12. Одређивање молекулске формуле на основу моларне масе и емпиријске формуле

На основу експерименталних одређивања једињења добијена је емпиријска формула CH_3O . Даљим истраживањима добијено је да моларна маса непознатог једињења износи 62 g/mol .

Која је молекулска формула непознатог једињења?

РЕШЕЊЕ

Ако се израчуна вредност на основу емпиријске формуле, добија се $(12 + 3 + 16) \text{ g/mol} = 31 \text{ g/mol}$, а моларна маса има двоструко већу вредност.

Молекулска формула, према томе, има двоструко веће индексе од индекса у емпиријској формули.

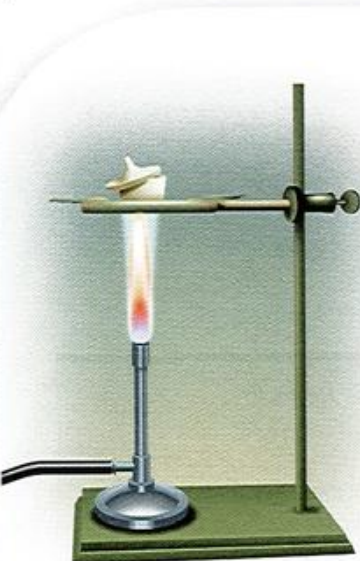
Молекулска формула је $C_2H_6O_2$.

Реч ...

... емпиријска означава да је таква формула добијена експерименталним путем.

Елементална анализа





Слика 6.9. Пример елементалне анализе оксида магнезијума. У лончићу за жарење сагорева се позната маса магнезијума. Из разлике маса добијеног оксида и магнезијума добија се маса кисеоника.

Закон сталних
односа маса

Пример елементалне анализе оксида магнезијума је најједноставнији пример одређивања односа маса елемената и емпиријске формуле једињења. Одређивање се своди на сагоревање магнезијума до оксида у лончићу за жарење (слика 6.9), после чега се мере масе лончића за жарење: празног, с магнезијумом и након реакције (табела 6.4).

Табела 6.4. Подаци добијени једном елементалном анализом оксида магнезијума

Експериментално добијена маса:	Маса ($g \pm 0,001$)
празног лончића за жарење	20,022
лончића за жарење са узорком магнезијума	22,422
лончића за жарење након сагоревања магнезијума	24,023
магнезијума	$22,422 - 20,022 = 2,400$
оксида магнезијума	$24,023 - 20,022 = 4,001$
кисеоника	$4,001 - 2,400 = 1,601$

Даља обрада података добијених експериментом приказана је у табели 6.5.

Табела 6.5. Обрада података добијених експериментом

	Магнезијум	Кисеоник
Експериментално одређене масе магнезијума и кисеоника свде се на мале целе бројеве. Дели мањом вредношћу и проширује док се не добију мали цели бројеви.	2,400 g	1,601 g
Однос масе магнезијума и масе кисеоника на основу експериментално добијених података	3 : 2	
Израчуна се број молова атома, $n = m/M$. ($A_r(\text{Mg}) = 24$, $A_r(\text{O}) = 16$)	0,125 mol	0,125 mol
Однос броја молова атома	1 : 1	
Емпиријска формула	MgO	

Научник Жозеф Пруст (1779) дошао је до тога да се елементи увек једине у сталном односу маса градећи одређено једињење. Та законитост позната је као Прустов закон или закон сталних односа маса.

Однос маса елемената у једињењу је сталан за одређено једињење и представља однос у којем се два елемента једине градећи једињење.

Емпиријска формула једињења може се добити на основу процентног састава једињења. На пример, уколико је одређено да оксид гвожђа садржи 70,0% гвожђа и 30,0% кисеоника, то значи да у 100 g оксида има 70 g гвожђа, односно 30 g кисеоника. На основу маса се, као у случају магнезијум-оксида, израчунава количина атома, а свођењем добијених вредности на мале целе бројеве добија се емпиријска формула оксида гвожђа – Fe_2O_3 .

Пример одређивања емпиријске формуле на основу процентног састава једињења:

Fe	O
70 g	30 g
56 g/mol	16 g/mol

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}, M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}.$$

1,25 mol	1,875 mol
1,25	1,25

Обе количине деле се мањом од њих, у овом случају 1,25.

1	1,5
2	3

Добијени молски однос прошири се са 2 да би се добили најмањи цели бројеви.



Емпиријска формула

ПРИМЕР 5.13. Одређивање молекулске формуле на основу односа маса



На основу експериментално добијених вредности односа маса и моларне масе једињења одреди емпиријску и молекулску формулу оксида сумпора. Однос маса сумпора и кисеоника је 1 : 1.

Моларна маса једињења 64 g/mol. ($A_r(\text{S}) = 32$, $A_r(\text{O}) = 16$)

РЕШЕЊЕ

S	O
1 g	1 g
1 g/32 g/mol	1 g/16 g/mol
$n = 0,03125 \text{ mol}$	0,0625 mol
Обе вредности деле се са 0,03125.	
1	2

Емпиријска формула: SO_2 ($32 + 32 = 64$)

Поређењем с вредношћу моларне масе уочава се да је SO_2 уједно и молекулска формула тог оксида.

ПРИМЕР 5.14. Одређивање емпиријске и молекулске формуле



Одреди емпиријску и молекулску формулу угљоводоника који садржи 80% угљеника и 20% водоника уколико је мерењем при нормалним условима утврђено да 1,50 g тог једињења заузима запремину од 1,12 dm³.

РЕШЕЊЕ

C	H
80%	20%
80 g	20 g
12	1
6,667	20
6,667	6,667
1	2,999... = 3

Емпиријска формула је CH_3 .

На основу масе и запремине супстанце одређује се моларна маса једињења.

$$1,50 \text{ g} : 1,12 \text{ dm}^3 = x : 22,4 \text{ dm}^3$$

$$x = 30 \text{ g}, M = 30 \text{ g/mol}$$

Вредност која се добија на основу формуле CH_3 јесте $12 + 3 = 15$, а моларна маса има бројчану вредност двоструко већу, што значи да је молекулска формула $2 \cdot \text{CH}_3$, тј. C_2H_6 .

Однос маса
водоника и
кисеоника у води



2 g : 16 g

1 : 8

Закон вишеструких
односа маса

Пример Далтоновог
закона вишеструких
односа маса

H_2O	H_2O_2
1 : 1 · 8	1 : 2 · 8
1 : 8	1 : 16

Уколико је позната формула једињења, на основу ње могу да се израчунају односи маса и процентни састав једињења. На пример, однос маса водоника и кисеоника у води може се израчунати на основу формуле и износи 1 : 8.

Процентни састав одређује се на сличан начин као у случају експериментално добијених маса, с тим што се користе релативне атомске масе и релативна молекулска маса.

Процентни састав елемената у води може се израчунати на основу формуле.

$$\omega = \frac{2 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = 0,1111, \text{ што је } 11,11\% \text{ водоника и } (100 - 11,11)\% = 88,89\% \text{ кисеоника.}$$

Важно откриће током историје хемије било је да два елемента могу градити више различитих једињења. Далтон је открио да иако тај однос није исти, постоји веза између вредности за једно и друго једињење. Ту везу дефинисао је као вишеструки однос маса, тј. Далтонов закон вишеструких односа маса.

Два елемента једине се у вишеструким односима маса градећи различита једињења.

На пример, водоник и кисеоник граде два једињења, воду (H_2O) и водоник-пероксид (H_2O_2). Однос маса водоника и кисеоника у води износи 1 : 8, а у водоник-пероксиду 1 : 16. То значи да се водоник једини с кисеоником у вишеструким односима маса, у води са 8 g кисеоника, а у водоник-пероксиду са $2 \cdot 8 \text{ g} = 16 \text{ g}$ кисеоника. Разлог тога, као и Прустовог закона, јесте честична природа супстанци, сталне масе честица које изграђују те супстанце, као и стални односи атома у молекулима или формулским јединкама чистих супстанци.



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Због чега је важна емпиријска формула?
- Одреди емпиријску формулу органског једињења које садржи 75% угљеника и 25% водоника (масени проценти).
- Колико износи однос маса елемената у једињењима чије су формуле: а) H_2O_2 , б) C_4H_6 , в) Na_2SO_4 , г) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
- Однос атома у оксиду једног елемента износи 1 : 2, а однос маса 3 : 8. Одреди релативну атомску масу тог елемента.
- Која је емпиријска формула једињења које садржи 32,39% Na, 22,53% S и 45,07% O (масени проценти)?

6.4. Стехиометријска израчунавања

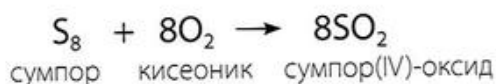
Хемијске реакције дешавају се у људском организму сваког тренутка током целог живота и основа су свих промена у природи. Дисање, фотосинтеза, припремање хране, добијање папира, сапуна (слика 6.10), лекова, све су то процеси који у основи имају огроман број хемијских реакција.

Хемијске реакције јесу хемијске промене при којима од једне или више супстанци настају нове супстанце.

Супстанце које ступају у реакцију јесу **реактанти**, а новонастале супстанце **производи реакције** (продукти). На пример, сумпор у реакцији с кисеоником даје сумпор(IV)-оксид (слика 6.11). Сумпор и кисеоник су реактанти, а оксид сумпора је производ хемијске реакције.



Запис хемијске реакције је **једначина хемијске реакције**, тј. хемијска једначина. С леве стране стрелице у хемијској једначини пишу се формуле, односно симболи реактаната, а с десне симболи производа хемијске реакције.



Хемијске једначине тумаче се тако што се наводе називи реактаната и производа хемијске реакције. Знак „+“ с леве стране једначине чита се „реагује“, а стрелица „при чему настаје“. На пример, један молекул сумпора реагује са осам молекула кисеоника, при чему настаје осам молекула сумпор(IV)-оксида.



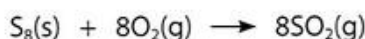
Слика 6.10. Добијање сапуна је хемијска реакција. За добијање сапуна могу се као реактанти узети уље и натријум-хидроксид.

Слика 6.11. Приказ реакције сумпора с кисеоником, при чему настаје сумпор(IV)-оксид

Ознаке ...

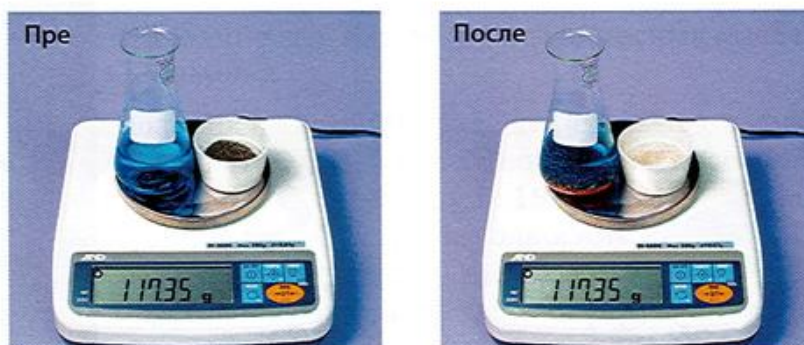
... s, l, g и aq пошичу од латинских назива: solidus (s), liquidus (l), gas (g), aqua (aq).

Често се у једначинама хемијских реакција ознакама s, l и g означавају агрегатна стања учесника реакције. Ознака „s” представља супстанцу чврстог, „l” течног, а „g” гасовитог агрегатног стања. За хидратисане супстанце користи се ознака „aq”. Означавање агрегатних стања важно је за анализу хемијског процеса.



При писању хемијске једначине мора се применити **закон о одржању масе**. То значи да укупна маса свих честица реактаната мора бити једнака укупној маси свих честица производа (слика 6.12) и због тога свака једначина хемијске реакције мора бити изједначена. Изједначити хемијску једначину значи додати коефицијенте испред формула и симбола с леве и десне стране у једначини тако да број атома сваке врсте буде једнак с обе стране једначине. Закон о одржању масе установили су крајем 18. века, назависно један од другог, руски научник Михаил В. Ломоносов и француски научник Антоан Лавоазје, а увођење мерења у хемијска истраживања сматра се почетком развоја модерне хемије (стр. 10).

Слика 6.12. Реакција бакар(II)-сулфата и гвожђа. Укупна маса реактаната једнака је укупној маси добијених производа реакције.



При писању хемијске једначине важно је да све формуле учесника реакције буду исправно написане и у току изједначавања хемијске једначине не смеју се мењати. На пример, реакцијом метана и кисеоника настају угљеник(IV)-оксид и вода, а хемијска једначина записује се на следећи начин:

1. Формуле метана (CH_4) и кисеоника (O_2) пишу се с леве стране хемијске једначине, а формуле угљеник(IV)-оксида (CO_2) и воде (H_2O) с десне.



2. Како је број атома угљеника исти с обе стране једначине, упоређује се број атома водоника. С леве стране има 4 атома водоника, а с десне 2. Због тога се додаје коефицијент 2 испред формуле воде.



3. Упоредивањем броја атома кисеоника с леве и десне стране једначине уочава се да треба додати коефицијент 2 испред формуле елементарног кисеоника.



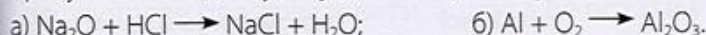
4. На крају се исправност хемијске једначине провери упоређивањем броја атома сваке врсте.

За синтезу одређених једињења, припрему сировина при индустријским процесима који укључују хемијске реакције и за проучавање односа у хемијским реакцијама важан је квантитативан однос количине учесника реакције. У реалним условима маса честица, као што су атоми и молекули, не може се мерити, а како је број честица сразмеран количини супстанце, коефицијенти у хемијској једначини квантитативно могу да се тумаче као количина супстанце.



ПРИМЕР 5.15. Изједначавање и квантитативно тумачење хемијских једначина

Одреди коефицијенте у непотпуним хемијским једначинама и квантитативно протумачи тако добијене једначине реакција:



РЕШЕЊЕ

а) $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
Тумачење: 1 mol натријум-оксида реагује са 2 mol хлороводоничне киселине, при чему настаје 2 mol натријум-хлорида и 1 mol воде.

б) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
Тумачење: 4 mol атома алуминијума реагује са 3 mol молекула кисеоника, при чему настаје 2 mol алуминијум-оксида.

Стехиометријска израчунавања

Основу свих хемијских израчунавања чине израчунавања на основу односа количина учесника при хемијским променама. То су стехиометријска израчунавања.

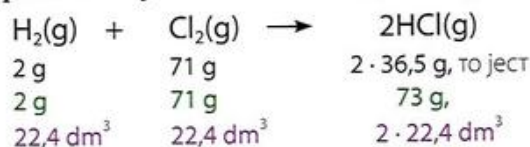
Стехиометрија је област хемије која проучава односе количина реактаната и производа хемијске реакције.

Количина супстанце сразмерна је маси дате супстанце, а у случају гасова количина гаса сразмерна је запремини коју гас заузима при датој температури и притиску. Због тога се квантитативни односи у хемијским једначинама могу тумачити и помоћу масе, односно у случају гасовитих супстанци њихове запремине при одређеним условима, али и течности уколико је позната густина дате супстанце.

Закон сталних односа запремина

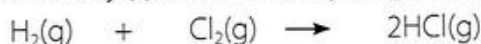
Однос запремина гасовитих елементарних супстанци у хемијској реакцији синтезе био је основа научнику Ж. Геј-Лисаку да постави закон сталних односа запремина, по којем су односи запремина гасовитих супстанци које реагују или настају једнаки односима малих целих бројева при одређеном притиску и температури. На основу тог закона Авогадро је поставио хипотезу о постајању молекула (стр. 125).

На пример, при реакцији водоника и хлора, у којој настаје хлороводоник, однос маса, односно запремина супстанци, при нормалним условима може да се прикаже на следећи начин:

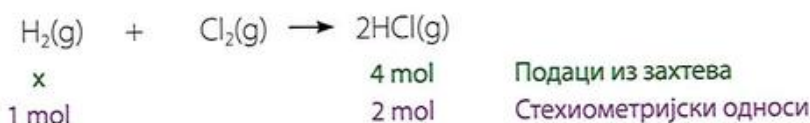


На основу исправно написане једначине хемијске реакције и стехиометријских односа реактаната и производа реакције могуће је израчунати количину, масу, број честица или запремину учесника реакције. На пример, могуће је израчунати количину молекула водоника који у реакцији с молекулима хлора дају 4 mol молекула хлороводоника.

1. Напише се једначина хемијске реакције.



2. Формира се пропорција на основу захтева тако што се подаци потписују испод формула супстанци које су наведене, а стехиометријски однос дат хемијском једначином пише се испод тих вредности.



3. На основу стехиометријских односа, састави се пропорција.

$$x : 4 \text{ mol} = 1 \text{ mol} : 2 \text{ mol}$$

За реакцију настајања 4 mol молекула хлороводоника потребно је $x = 2 \text{ mol}$ молекула водоника.

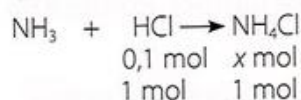
ПРИМЕР 5.16. Стехиометријско израчунавање

Колико грама соли (NH_4Cl) настаје реакцијом $2,24 \text{ dm}^3$ хлороводоника (мерено при нормалним условима (н. у.)) с довољном количином амонијака?

РЕШЕЊЕ

I начин

$$n(\text{HCl}) = V/V_m = 0,1 \text{ mol молекула HCl}$$



$$x : 0,1 \text{ mol} = 1 \text{ mol} : 1 \text{ mol}, \quad x = 0,1 \text{ mol}$$

На основу количине NH_4Cl израчуна се маса ($M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ g/mol}$):

$$m = n \cdot M = 0,1 \text{ mol} \cdot 53,5 \text{ g/mol}$$

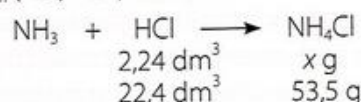
$$m = 5,35 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

II начин

Директно се поставља пропорција.

$$M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ g/mol}$$

$$V_m(\text{HCl}) = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$



$$x : 2,24 \text{ dm}^3 = 53,5 \text{ g} : 22,4 \text{ dm}^3$$

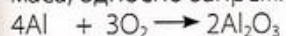
$$x = 5,35 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

ПРИМЕР 5.17. Стехиометријско израчунавање

Колико је грама алуминијума, односно dm^3 кисеоника (при нормалним условима), потребно да би реакцијом сагоревања алуминијума настало $0,4 \text{ mol}$ оксида? ($M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$)

РЕШЕЊЕ

I начин: из стехиометријских односа одреде се количине алуминијума и кисеоника, а на основу њих тражена маса, односно запремина:



$$x \text{ mol} \quad y \text{ mol} \quad 0,4 \text{ mol}$$

$$4 \text{ mol} \quad 3 \text{ mol} \quad 2 \text{ mol}$$

$$x = 0,8 \text{ mol алуминијума,}$$

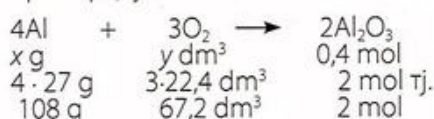
$$y = 0,6 \text{ mol кисеоника.}$$

$$m(\text{Al}) = n \cdot M = 0,8 \text{ mol} \cdot 27 \text{ g/mol} = 21,6 \text{ g}$$

$$V(\text{O}_2) = n \cdot V_m = 0,6 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

$$V(\text{O}_2) = 13,44 \text{ dm}^3$$

II начин: директно се постављају пропорције.



$$x : 0,4 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 = 108 \text{ g Al} : 2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

$$x = 21,6 \text{ g алуминијума}$$

$$y : 0,4 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 = 67,2 \text{ dm}^3 \text{ O}_2 : 2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

$$y = 13,44 \text{ dm}^3 \text{ кисеоника}$$

Лимитирајући реактант

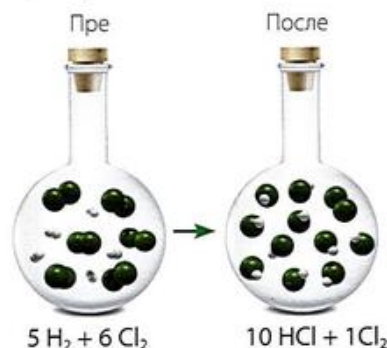
Уколико се помешају одређене количине реактаната, али тако да не одговарају стехиометријским односима, једна од супстанци у потпуности ће изреаговати, а друга ће остати у вишку.

Супстанца која је у потпуности изреаговала одређује количину насталог производа и представља ограничавајући или **лимитирајући реактант**, а друга супстанца је у вишку. На пример, уколико се у замишљеној реакционој смеси налази 5 молекула водоника и 6 молекула хлора, лимитирајући реактант је водоник, а хлор остаје у вишку. На слици 6.13 приказана је та замишљена ситуација и на њој се може уочити да 5 молекула водоника троши 5 молекула хлора, при чему настаје 10 молекула хлороводоника, а један молекул хлора остаје у вишку (табела 6.6).

Табела 6.6. Приказ тока реакције 5 молекула водоника са 6 молекула хлора

	Број молекула водоника	Број молекула хлора	Број молекула хлороводоника
	H_2	$+$ Cl_2	$\rightarrow$ 2HCl
Почетак реакције	5	6	0
Промене у току реакције	-5	-5	+10
На крају реакције	0	1	10

Слика 6.13. Ток реакције 5 молекула водоника (беле куглице) са 6 молекула хлора (зелене куглице)

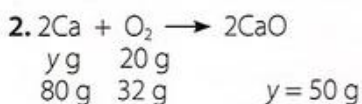
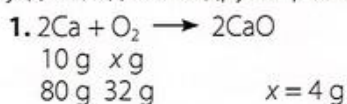



ПРИМЕР 5.18. Стехиометријска израчунавања с лимитирајућим реактантом

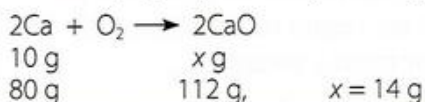
Израчунај масу калцијум-оксида која настаје реакцијом 10 g калцијума и 20 g кисеоника?

РЕШЕЊЕ

I начин: израчунају се потребне масе једног, односно другог реактанта.



Уочава се да је за 10 g калцијума (1. пропорција) потребно 4 g кисеоника, а на располагању је 20 g кисеоника. Калцијум ће, према томе, у потпуности изреаговати са 4 g кисеоника. Кисеоник је у вишку. Друга пропорција то и потврђује. Лиимитирајући реактант је калцијум:



II начин: одреде се полазне количине супстанци.

$$n(\text{Ca}) = 0,25 \text{ mol}, n(\text{O}_2) = 0,625 \text{ mol}$$

Калцијум и кисеоник реагују у молском односу 2 : 1 (једначина реакције), што значи да је за 0,25 mol калцијума потребна двоструко мања количина кисеоника, тј. 0,125 mol. Количина насталог производа једнака је количини утрошеног калцијума јер је стехиометријски однос те две супстанце 2 : 2, тј. 1 : 1.

Према томе, у реакцији настаје 0,25 mol CaO, што износи:

$$m = n \cdot M = 0,25 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g/mol} = 14 \text{ g}$$

Као и скоро сваки други задатак и овај се може решити на више различитих начина.

Принос реакције

Када се стехиометријским израчунавањем одреди маса производа на основу масе реактанта, та маса јесте максимална могућа маса производа реакције која се може добити датом хемијском реакцијом и представља теоријски принос реакције од 100%. Међутим, у реалним условима маса производа зависи од услова реакције, начина на који се изводи реакција и различитих спољашњих фактора. Због тога је у већини реакција, посебно оним које се користе при индустријским процесима добијања различитих супстанци, важан податак о експерименталном приносу реакције, тј. стварном приносу реакције. **Принос реакције** изражава се у процентима и представља однос експериментално добијене масе производа и теоријски израчунате масе производа на основу стехиометријских односа.

$$\text{Принос реакције: } \frac{m_{\text{exp}}}{m_t} \cdot 100\%$$

Ознака m_{exp} односи се на експериментално добијену масу производа реакције, а m_t на теоријски израчунату масу производа реакције.



ПРИМЕР 5.19. Принос реакције

На основу стехиометријских односа може се лако одредити да се од 1,7 kg амонијака низом реакција може добити 6,3 kg азотне киселине (растворене у води). Научник који је испитивао најбољи начин да се од амонијака добије азотна киселина успео је да од 1,7 kg амонијака добије 5,8 kg азотне киселине. Колики је принос процеса који је научник применио?

РЕШЕЊЕ

$$6,3 \text{ kg} : 100\% = 5,8 \text{ kg} : x$$

$$x = 92\%, \text{ тј. принос је } 92\%$$

Може се доћи до одговора и помоћу израза: $\text{принос} = m_{\text{exp}}/m_t \cdot 100\%$

$$\text{Принос} = 5,8 \text{ kg} / 6,3 \text{ kg} \cdot 100\%$$

$$\text{принос} = 92\%$$



ПРИМЕР 5.20. Стехиометријска израчунавања на основу приноса реакције

Колико се грама калцијум-оксида може добити уколико у реакцији учествује 10 g калцијума, а принос реакције при датим условима износи 95%?
($M(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$, $M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}$)

РЕШЕЊЕ

Задатак се може урадити на више начина. Један од њих је следећи:

На основу масе калцијума израчуна се маса калцијум-оксида која представља теоријски принос реакције од 100%.



$$\begin{array}{ccc} 10 \text{ g} & x \text{ g} & \\ 80 \text{ g} & 112 \text{ g}, & x = 14 \text{ g} \end{array}$$

Принос се може израчунати помоћу пропорције:

$$14 \text{ g CaO} : 100\% = x : 95\%, x = 13,3 \text{ g CaO}$$

Тражена маса производа може се добити и помоћу израза:

$$\text{принос реакције} = m_{\text{exp}}/m_t \cdot 100\%$$

$$95\% = m_{\text{exp}}/14 \text{ g} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{exp}} = 13,3 \text{ g CaO}$$

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Шта је: а) хемијска реакција, б) стехиометрија?
2. Напиши једначину реакције алуминијума с хлороводоничном киселином, при чему настају алуминијум-хлорид и водоник.
3. Колико mol молекула водоника настаје реакцијом 0,2 mol атома цинка с довољном количином хлороводоничне киселине? У реакцији настају цинк-хлорид и водоник.
4. Која је супстанца у вишку и колико износи маса тог вишка при реакцији 3 g водоника са 4 g кисеоника?
5. Колико грама соли настаје реакцијом хлороводоничне киселине са 20 g калцијум-оксида?

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Хемијски симбол. Молекулска, емпиријска, структурна и електронска формула. Индекс. Коефицијент. Релативна атомска и молекулска маса. Количина супстанце. Авогадров број. Моларна маса. Моларна запремина. Елементална анализа. Процентни састав једињења. Прустов закон сталних односа маса. Далтонов закон вишеструких односа маса. Геј-Лисаков закон сталних односа запремина. Хемијске реакције. Стехиометрија. Лимитирајући реагент. Принос реакције.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Хемијски симбол атома елемента представља један атом тог елемента.
- Коефицијент је број који се пише испред симбола односно формуле и представља број атома, молекула или формулских јединки.
- Индекс је број који означава број атома одређеног елемента у молекулској формули.
- Молекулске формуле приказују број и врсту атома у молекулу, односно формулској јединки, структурне приказују структуру молекула, а електронске распоред електрона у честицама.
- Релативна молекулска маса јесте број који показује колико је пута просечна маса молекула већа од једне дванаестине масе атома угљеника (^{12}C).
- Количина супстанце од 1 mol садржи онолико честица колико има атома у 12 g изотопа ^{12}C , а то је $6,022 \cdot 10^{23}$ честица.
- Авогадрова константа једнака је односу броја молекула односно атома и количине супстанце и показује колико има честица у једном молу супстанце.
- Моларна маса представља однос масе супстанце и њене количине и показује колико износи маса једног мола супстанце.
- Према Авогадровом закону, запремина гаса при одређеним условима директно је пропорционална количини молекула тог гаса.
- Моларна запремина представља однос запремине и количине молекула гаса при одређеним условима.
- Емпиријска формула приказује релативан број атома елемента у молекулу. То је најједноставнија формула молекула.
- Прустов закон сталних односа маса: однос маса елемената у једињењу је константан за одређено једињење и представља однос у којем се два елемента једине градећи једињење.
- Далтонов закон вишеструких односа маса: два елемента једине се у вишеструким односима маса градећи различита једињења.
- Хемијске реакције јесу хемијске промене при којима од једне или више супстанци настају нове супстанце.
- Стехиометрија је област хемије која проучава односе количина реактанта и производа хемијске реакције.

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- наводиш шта су валенца и оксидациони број;
- одредиш валенцу и оксидациони број атома на основу формуле;
- израчунаваш и поредиш односе температуре, запремине, притиска и количине гасовите супстанце на основу једначине идеалног гасног стања;
- израчунаш количину супстанце на основу масе, запремине или броја честица;
- израчунаш запремину гасовите супстанце при нормалним условима на основу масе, броја честица или количине супстанце;
- израчунаш број честица на основу масе, запремине гаса или количине супстанце;
- анализираш односе количине супстанце, броја честица и масе супстанце;
- образлажеш значај квантитативних односа у хемијским системима;
- одредиш емпиријску формулу на основу односа маса елемената и процентног састава;
- одредиш процентни састав једињења и однос маса елемената у једињењу на основу формуле и експериментално одређених вредности.

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

... о Авогадровом броју

Амадео Авогадро био је велики научник. Иза себе је оставио велики број радова и открића.

Сви ученици који уче општу хемију, а то је већина ученика света, знају за Авогадра због Авогадрове константе, тј. броја.

Шта мислиш, да ли је Авогадро знао за број $6,022 \cdot 10^{23}$? Разговарај о томе због чега је тај број баш такав, а не неки мањи.

Осим цифара које се уобичајено приказују, колико још и којих цифара има у потпуном запису тог броја?



... о Дану мола

Јеси ли знао/-ла да постоји незваничан празник посвећен једном молу супстанце, познат као Дан мола.

Сазнај којег се датума слави тај празник и покушај да с другарицама и друговима из одељења на неки пригодан начин обележиш тај дан, тј. да се придружите великом броју ученика света који ће као и ви за тај дан припремати активности посвећене хемији.

Иако се користи у скоро свим природним наукама, та мерна јединица некако се ипак највише везује за хемију.



... садржајима из додатне литературе

• Хемијски симболи:

<https://sites.google.com/site/epruveticaki/nastava-hemije/7-razred/7-3-struktura-supstance/7-3-1-2-hemijski-simboli>

• Количина супстанце, моларна маса и моларна запремина:

<http://www.science.uwaterloo.ca/~cchieh/cact/c120/formula.html>

<http://www.chemicalformula.org/chemistry-help/mole-chemistry>

• Емпиријска формула:

<http://pages.towson.edu/ladon/empiric.html>

<http://www.chm.davidson.edu/vce/stoichiometry/ch.html>

• Стехиометријска израчунавања:

Н. Л. Глинка, Задаци и вежбе из опште и неорганске хемије, Грифон, Београд, 2000.





Можеш користити податке из Периодног система елемената.



- Изједначи непотпуне једначине реакција:
а) $\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$,
б) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
в) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
г) $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons \text{NH}_3$.
- Наведи називе једињења чије су формуле:
а) CO , б) CH_4 , в) HCl , г) MgO .
- Израчунај вредност релативних молекулских маса:
а) Na_2O , б) NH_3 , в) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, г) BaCO_3 .
- Одреди оксидациони број атома на основу молекулске формуле:
а) NO_2 , б) CH_4 , в) H_2S , г) AlCl_3 .
- Одреди количину молекула амонијака у узорку масе 3,4 g.
- Дате ознаке разврстај на хемијске симболе и молекулске формуле:
 HCN , O_2 , H , H_2CO_3 , Na , CO_2 .
- Израчунај масу алуминијума уколико је количина те супстанце 2,45 mol.
- Одреди однос маса азота и кисеоника у оксиду чија је молекулска формула NO .
- Колико је грама кисеоника потребно да би у реакцији с калцијумом настало 4 mol калцијум-оксида (CaO)?
- Израчунај масу алуминијума која је потребна за реакцију са 7,3 g хлороводоничне киселине. У реакцији настају AlCl_3 и водоник.



- Формирај парове тако да формулама у левој колони одговара тачан назив из десне колоне.

А	Б
1. Na_2S	а) Бакар(II)-хлорид
2. Al_2O_3	б) Натријум-сулфид
3. CuCl_2	в) Азот(IV)-оксид
4. NO_2	г) Амонијак
5. NH_3	д) Алуминијум-оксид
- У једињењима чије су формуле SO_3 и $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ одреди:
а) однос атома,
б) однос маса,
в) процентни састав.
- Колико молекула азота има у узорку азота масе 5,60 g?
- Израчунај запремину коју заузима 2 mol атома хелијума при нормалним условима.
- Који узорак има више атома:
а) 2 mol молекула кисеоника или 3,2 g кисеоника;
б) 1 mol атома сребра или 230 g натријума?
- Два узорка имају једнаку масу која износи 20 g. Од чега зависи који ће узорак имати више молекула? Одговор образложи на примеру водоника и воде.
- Израчунај количину молекула водоника у балону који је испуњен водоником масе 10 g.
- Један молекул водоник-пероксида садржи два атома водоника и два атома кисеоника. Израчунај количину водоник-пероксида у узорку те супстанце масе 7,2 g.
- Одреди проценат сумпора у натријум-сулфиду.
- Колико је грама кисеоника односно водоника потребно да би њиховом међусобном реакцијом настало $6 \cdot 10^{20}$ молекула воде?
- Колико грама соли настаје реакцијом 10 g натријум-хидроксида са сумпорном киселином?





22. Одреди оксидациони број атома на основу описа, односно формула.
- а) Атом Е електронегативности 0,9 гради једињење молекулске формуле EH_2 .
- б) У формулској јединки соли коју гради јон метала X са сулфатним јоном (SO_4^{2-}) има два позитивна јона тог метала и три сулфатна јона.
- в) Формула једињења је CaCO_3 .
- г) Формула једињења је H_2O_2 .
23. Израчунај масу једног молекула јода.
24. Колико молекула озона има у узорку који има исту масу као узорак кисеоника који заузима запремину $1,12 \text{ dm}^3$ (при нормалним условима)?
25. Елементалном анализом утврђено је да једињење угљеника и кисеоника садржи 27,27% угљеника. Одреди емпиријску и молекулску формулу тог једињења уколико се зна да 448 cm^3 те супстанце има масу 880 mg.
26. Израчунај:
- а) масу $1,2 \cdot 10^{20}$ молекула водоник-сулфида и резултат изрази у милиграмима,
- б) број јона у узорку соли MgCl_2 масе 1,9 g.
27. Напиши формулу оксида азота који у $0,5 \text{ mol}$ молекула има $6 \cdot 10^{23}$ атома азота и $1,2 \cdot 10^{24}$ атома кисеоника. Који је назив тог оксида?
28. Који узорак садржи више атома водоника:
- а) $1,12 \text{ dm}^3$ гасовитог водоника (при нормалним условима) или 360 mg воде;
- б) узорак супстанце **A** која садржи смешу водоника и амонијака масе 4 g у односу маса ових супстанци 1 : 2 или узорак водоника масе 2 g?
29. Одреди емпиријску формулу:
- а) адреналина уколико је процентни састав тог једињења 59,0% угљеника, 7,1% водоника, 26,2% кисеоника и 7,6% азота;
- б) органског једињења у којем је однос маса угљеника, кисеоника и водоника 12 : 8 : 3.
30. Израчунај масу производа реакције 2,4 g магнезијума са $2,24 \text{ dm}^3$ кисеоника (при н. у.). Одреди која је супстанца у вишку и колико износи маса тог вишка.
31. Колико је cm^3 раствора натријум-хидроксида концентрације $0,1 \text{ mol/dm}^3$ потребно да би у реакцији с амонијум-хлоридом (NH_4Cl) настало $1,12 \text{ dm}^3$ амонијака (мерено при нормалним условима)?
32. Сагоревањем одређене количине једног угљоводоника добија се 3,04 g CO_2 и 0,62 g H_2O . Одреди емпиријску формулу тог једињења.
33. Однос густине гасовитог једињења непознатог састава и густине водоника износи 14, мерено при истим условима. Колики је однос броја молекула тог гаса и честица гасовитих супстанци у ваздуху уколико су запремина тог гаса и запремина ваздуха једнаке и износе 1 dm^3 ? ($M(\text{ваздуха}) = 29 \text{ g/mol}$)
34. Со која садржи калијум, хлор и кисеоник има формулу KClO_x . Одреди x у формули уколико је познато да та со садржи 28,98% хлора.
35. Кристалохидрати су соли које садрже молекуле воде. Одреди формулу кристалохидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ уколико је познато да се загревањем 6,44 g тог хидрата маса смањи за 55,90%.
36. Која гасовита супстанца садржи више молекула: супстанца **A** чији је притисак 100 kPa на температури од 12°C , а налази се у суду запремине два литра, или супстанца **B** која при нормалним условима има запремину $2,24 \text{ dm}^3$?
37. Реакцијом супстанце HX ($M = 78 \text{ g/mol}$) с бромом настају производи HBr и XBr . Бромовањем 78 g супстанце HX настаје исто толико бромованог производа XBr . Одреди принос реакције.





ДОДАТНО О КАЛКУЛАТОРУ И ПРОЦЕНТНОМ САСТАВУ ЈЕДИЊЕЊА



Калкулатор

Као што важи за сваку техничку нараву, тако треба да се научи и на који се начин може користити калкулатор. Калкулатор може олакшати велики број израчунавања у хемији.

У хемијским израчунавањима често се појављују или веома велики или веома мали бројеви. Већина калкулатора има посебан начин означавања степена са основом 10 и то је на калкулатору означено као EXP. На пример, уколико је потребно унети број $2 \cdot 10^{-3}$, редослед притискања тастера је следећи: **2** **EXP** **+/-** **3**

На калкулатору ће се појавити: 2^{-03}
(број 10 се не појављује).

Слика 6.14.
Радна површина
калкулатора



Одреди процентни састав једињења

Осмислите експериментални метод за одређивање процентног састава и емпиријске формуле магнезијум-оксида. Можете се послужити подацима из лекције 6.3 и интернет садржајима. Уколико је могуће, експериментално одредите процентни састав оксида магнезијума, опишите поступак и прикажите рачуном начин на који се одређује емпиријска формула тог оксида. Осмислите презентацију којом ћете на часу представити резултате свог рада.

Уради
пројектни
задачак...



Слика 6.15.
Трака магнезијума

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Моја позиција је сасвим дефинитивна. Гравитација, крепање, шољоша, свешлост, електричне и хемијске акције јесу један те исти облик у разним начинима испољавања.

Јулијус Р. фон Мајер

7.1. Топлотне промене при хемијским реакцијама

7.2. Реакциона топлота. Хесов закон

7.3. Појам брзине хемијске реакције

7.4. Фактори који утичу на брзину хемијске реакције

7.5. Хемијска равнотежа

7.6. Фактори који утичу на хемијску равнотежу

Пре него што почнеш, понови градиво о:

- хемијским реакцијама,
- основним типовима хемијских реакција,
- хемијским једначинама,
- реактивности елемената,
- стехиометрији.

... О ЕНЕРГИЈИ

Пре него што
наставиш даље,
прочитај текст...

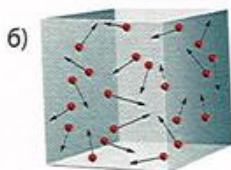
У свакодневном животу енергија се везује за процесе као што су сагоревање горива, загревање домаћинства, енергетска вредност хранљивих намирница и слично. Најопштија дефиниција енергије јесте да је то способност вршења рада или преношења топлоте.

Основна јединица енергије јесте џул ($1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$), а користе се и децималне јединице као што су килоџул, мегаџул и сличне.¹

Постоје различите врсте енергија: кинетичка, потенцијална, унутрашња, топлотна, електрична и др. Област природних наука која проучава односе између топлотне и других облика енергије јесте термодинамика.

Кинетичка енергија

Кинетичку енергију поседује тело (честица) када се налази у покрету (слика 7.1). Кинетичка енергија зависи од масе и брзине тела према изразу: $E_k = mv^2/2$. На пример, кинетичка енергија електрона зависи од његове масе и брзине којом се креће у простору око језгра.

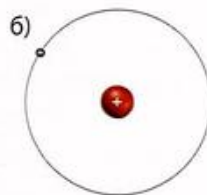


Слика 7.1.
а) Аутомобил у покрету и
б) честице гаса поседују одређену кинетичку енергију.

Потенцијална енергија

Потенцијална енергија (E_p) јесте енергија коју тело (честица) поседује својим постојањем у одређеном пољу сила (слика 7.2).

У хемијском смислу то је енергија коју честице поседују у пољу сила као што, на пример, на електрон у атому водоника делује поље сила језгра и због тога он има одређену потенцијалну енергију.



Слика 7.2.
а) Девојчица на љуљашци и
б) електрон у атому поседују одређену потенцијалну енергију.

¹ Традиционална јединица за енергију је калорија. Та јединица често се користи у свакодневном животу, а њена употреба није дозвољена SI системом. Однос калорије и џула јесте $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$.

Унутрашња енергија

Унутрашња енергија (U) јесте енергија коју имају супстанце и хемијски системи.

Систем представља део простора који се испитује, а све ван тог испитиваног дела простора представља његову околину. За описивање стања једног система користе се функције стања. Функције стања јесу унутрашња енергија, притисак, запремина и температура система.

У супстанцама, на пример у течной води, свака честица, молекули воде, атоми водоника и кисеоника, електрони, протони, неутрони и друге, имају своју потенцијалну и кинетичку енергију.

Збир вредности кинетичке и потенцијалне енергије свих честица у супстанци или хемијском систему јесте унутрашња енергија система.

Основна карактеристика енергије јесте да може да се размењује. Енергије између система и околине може се размењивати кроз рад или преношењем топлоте. При процесу размене енергије укупна енергија система и околине има сталну вредност – закон о одржању енергије. При прелазу система из једног стања у друго, крајње вредности функција стања система тачно су одређене, без обзира на који је начин систем прешао из почетног у крајње стање.

Врсте система

Према могућности размене енергије између система и околине, разликују се системи који су отворени, затворени и изоловани. Отворен систем размењује и енергију и супстанце (масу) са околином. То је, на пример, живи организам или отворена посуда у којој се дешава хемијска реакција уз издвајање гаса (слика 7.3). Затворен систем размењује само енергију, док супстанце остају у систему. Пример затвореног система може бити хемијска реакција при којој све супстанце остају у посуди. Изолован систем не размењује ни супстанце ни енергију са околином и то у ограниченом периоду може бити термос с топлим чајем.



Слика 7.3. Отворена стаклена посуда у којој се дешава реакција уз издвајање гаса

➤ Топлотна енергија

Топлотна енергија или топлота јесте енергија која се размени између система и околине због разлике у температурама. Топлота се увек преноси из простора више температуре у простор ниже, док се не успостави равнотежа (слика 7.4). То није функција стања система и не може се рећи да систем поседује топлоту, због тога што је то облик енергије који се преноси. Уобичајена ознака за топлотну енергију је Q (ку).



Слика 7.4. Размена топлоте. Топлота која се ослободи горењем свеће загрева руке.

7.1. Топлотне промене при хемијским реакцијама

Термохемија је област термодинамике (стр. 192) која проучава енергетске промене у току хемијских реакција, а које се испољавају разменом топлоте између система и околине.²

Хемијска реакција представља **систем**. На пример, у реакцији цинка и хлороводоничне киселине систем чине све супстанце које су представљене хемијском једначином, а вода у којој се реакција дешава, као и епрувета и све ван ње чине околину тог система.



Ендотермне и
егзотермне реакције

Уколико у току физичке промене или хемијске реакције систем веже одређену количину топлоте из околине, такви процеси јесу ендотермни процеси, тј. **ендотермне реакције**. Систем при тим процесима везује део топлоте у облику сопствене унутрашње енергије.

При ендотермним реакцијама везује се топлота из околине.

Други случај је када се топлота из система преноси на околину. То су егзотермни процеси, тј. **егзотермне реакције**. При егзотермним процесима део ослобођене топлоте манифестује се смањењем унутрашње енергије система, на рачун повећања енергетског садржаја његове околине.

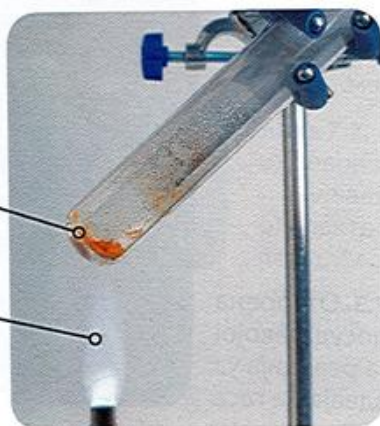
При егзотермним реакцијама топлота се ослобађа у околину.

Према томе, реакције према топлотном ефекту могу бити егзотермне и ендотермне. На пример, за реакцију разлагања жива(II)-оксида, потребно је довести топлоту из околине и то је ендотермна реакција, а реакција сагоревања пример је реакције при којој се топлота ослобађа у околину и то је егзотермна реакција (слика 7.5).

Слика 7.5. Реакција
разлагања
жива(II)-оксида

Разлагање жива(II)-оксида
је ендотермна реакција.

Сагоревање гаса у пламенику је
егзотермна реакција.



² Уколико у току реакције долази до промена које, осим топлотне, укључују и друге облике енергије, ти облици се природним путем могу трансформисати у топлотну енергију и због тога их је могуће разматрати у оквиру термохемије.



Ендотермна и егзотермна реакција

- 1) У један ерленмајер сипати баријум-хидроксид чврстог агрегатног стања, а у други амонијум-нитрат. Дрвену плочу навлажити водом и на наквашено место ставити један од ерленмајера, а затим у њега сипати супстанцу из другог ерленмајера. Смешу добро промешати стакленим штапићем. Шта примећујеш да се дешава при покушају да се ерленмајер подигне с плоче? Како објашњаваш резултат огледа?
- 2) У чашу од 250 cm^3 ставити око 100 g калцијум-оксида. Припремити око 25 cm^3 дестиловане воде, измерити температуру воде. Пажљиво додати дестиловану воду у чашу с калцијум-оксидом и мерити температуру. Опиши и објасни запажање.



Приказ зайочейої оіледа

ОБЈАШЊЕЊЕ:

- 1) Реакција баријум-хидроксида и амонијум-нитрата је ендотермна, а очвршћавање воде је егзотерман процес. Вода се заледила и ерленмајер се залепио за дрвену плочу, при чему се ослобођена топлота троши за ендотермну реакцију баријум-хидроксида и амонијум-нитрата у ерленмајеру.
- 2) Температура нагло расте при додавању воде у чашу с калцијум-оксидом. Разлог је то што је реакција калцијум-оксида и воде, при чему настаје калцијум-хидроксид, егзотермна реакција.

ПРИМЕР 7.1. Одређивање топлотног ефекта процеса



Одреди да ли је хемијска реакција, односно физичка промена, ендотермна или егзотермна.

- a) $4\text{Li(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O(s)}$ сагоревање литијума,
- б) $2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ разлагање воде,³
- в) $\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)}$ испаравање воде,
- г) $\text{I}_2\text{(s)} \rightarrow \text{I}_2\text{(g)}$ сублимовање јода.

РЕШЕЊЕ

- | | |
|---|---|
| а) Сагоревање је егзотермна реакција. | в) За испаравање воде потребно је довести енергију – ендотерман процес. |
| б) За разлагање једињења, односно воде, потребно је довести енергију – ендотермна реакција. | г) Сублимација јода – ендотерман процес. |

³ За разлагање воде користи се енергија која није топлотна, већ електрична, али је потребна количина енергије једнака количини топлоте која би била неопходна за тај процес.

Топлота реакције

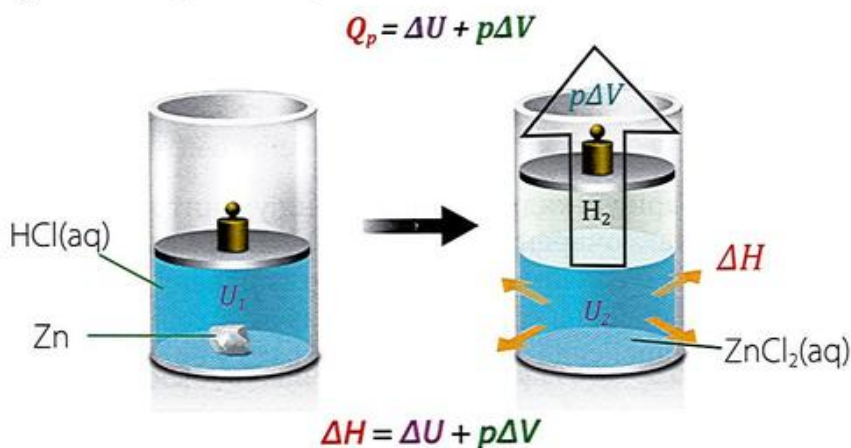
Слика 7.6. Приказ промене енталпије у односу на процес размене топлоте при реакцији цинка с хлороводоничном киселином

У овој лекцији појављује се велики број различитих нових термина и израза. Труди се да их повежеш, разумеш и да за сваки у сопственом искуству пронађеш пример који ти може помоћи да боље разумеш лекцију.

Енталпија

Већина хемијских реакција дешава се при константном притиску, на пример у отвореној епрувети при атмосферском притиску. Због тога се енергетске промене углавном дефинишу при том услову.

Количина везане или ослобођене топлоте при хемијској реакцији (размењена топлота) уколико је притисак константан јесте **топлота реакције** (Q_p). Везана, односно ослобођена топлота (енергија), утиче на унутрашњу енергију система и његову способност да врши рад. На пример, део ослобођене енергије реакцијом цинка и хлороводоничне киселине може да се искористи за вршење рада, као што је, на пример, подизање терета, ширење гаса и др., а други део повећава унутрашњу енергију система (слика 7.6).



До промене унутрашње енергије система у току хемијске реакције долази због реорганизације честица реактаната у нове честице. На пример, реакцијом цинка и хлороводоничне киселине од атома цинка настају јони цинка, стварају се ковалентне везе између атома водоника, при чему процес прате и промене међумолекулских интеракција, агрегатних стања, као и уређености система.

На сличан начин унутрашња енергија мења се и при загревању супстанци и физичким променама супстанци: у првом случају због тога што се мења кинетичка енергија честица, а у другом случају зато што се мења јачина међумолекулских интеракција.

Вредност топлоте не може описати стање једног система, јер је то облик енергије који се преноси са система на околину и обрнуто (стр. 193). Због тога се за изражавање топлотних ефеката процеса користи физичка величина **енталпија**.

Енталпија представља топлотни садржај супстанци, односно система, при константном притиску. Ознака за енталпију је латинично слово H . При свакој хемијској реакцији долази до промене енталпије система (ΔH – чита се „делта-ха“).

Промена енталпије (ΔH) реакције једнака је топлоти реакције при константном притиску (Q_p).

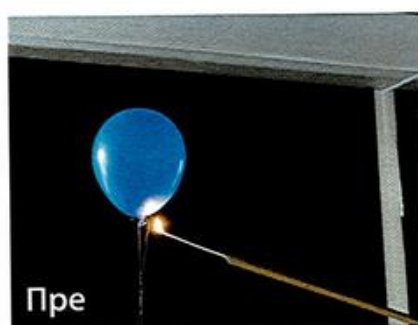
Пре и после хемијске реакције укупна енталпија система нема исту вредност, а с обзиром на то да је енталпија функција стања система, пут и начин на који се до крајњег стања (краја реакције) дошло не утиче на укупну количину везане или ослобођене топлоте (стр. 193). Због тога се промена енталпије реакције може изразити као разлика збира свих енталпија производа хемијске реакције и збира енталпија реактаната.

$$\Delta H = \sum H_{\text{производа}} - \sum H_{\text{реактаната}}$$

За егзотермне реакције важи да промена енталпије има негативну вредност ($\Delta H < 0$), а за ендотермне реакције позитивну вредност ($\Delta H > 0$).

Енергија активације

Већина хемијских реакција не почиње уколико се реактантима не доведе одређена количина енергије на почетку реакције. На пример, водоник и кисеоник помешани на собној температури не реагују без обзира на то што је њихова реакција веома егзотермна. Да би дошло до реакције водоника и кисеоника, потребно је довести одређену количину енергије, на пример у облику топлотне енергије, а након тога се реакција дешава уз ослобађање топлоте (слика 7.7).

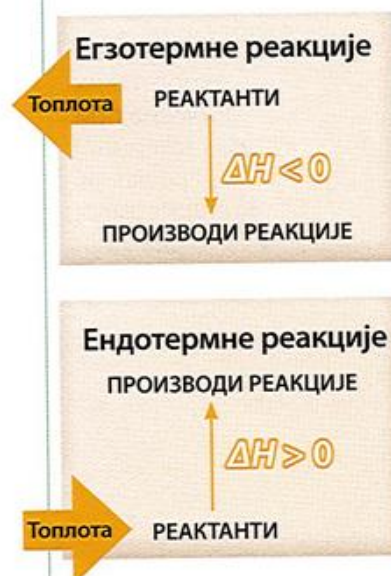


Почетна количина енергије која „активира“ реактанте тако да могу да реагују, јесте енергија активације и њена ознака је E_a .

Енергија активације је минимална количина енергије коју треба довести реактантима да би реакција почела.

У случају егзотермних реакција на почетку је потребно довести енергију активације, а затим реакција сама себи обезбеђује енергију за даље одвијање. У случају ендотермних реакција везује се топлота током целе реакције и уколико се прекине довод енергије, реакција престаје да се дешава.

Промена енталпије

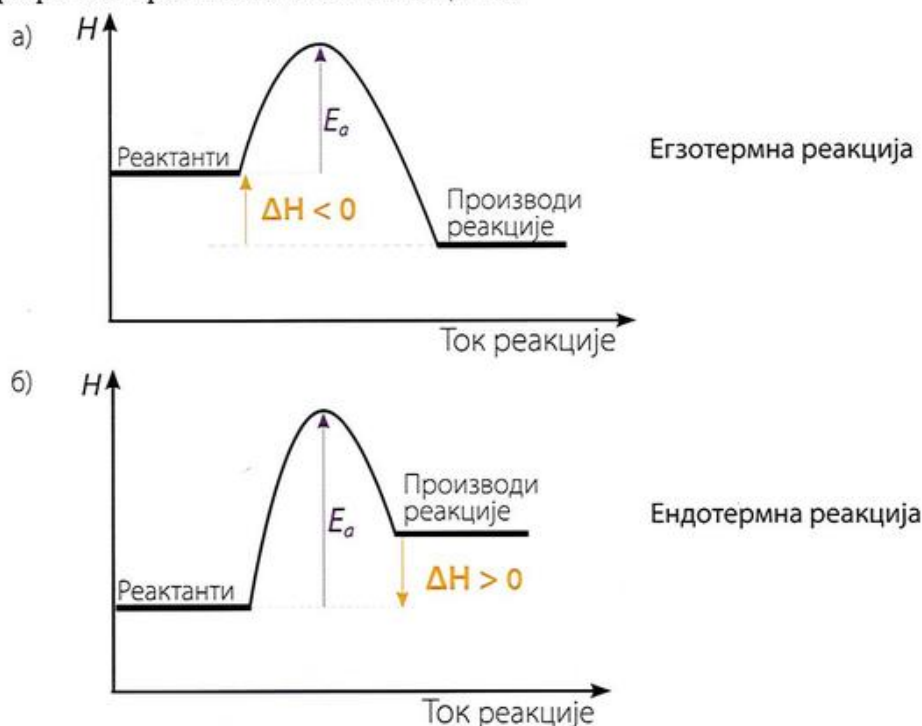


Слика 7.7. Паљење балона напуњеног водоником приношењем упаљеног штапића

Дијаграм енергетских промена

Слика 7.8. Дијаграм енергетских промена при
 а) егзотермној реакцији,
 б) ендотермној реакцији

Ток енергетских промена од почетка до краја реакције може се графички приказати као на слици 7.8.



ПРИМЕР 7.2. Дијаграм енергетских промена при хемијској реакцији

Нацртај дијаграм енергетских промена при реакцији сагоревања водоника и на дијаграму означи промену енталпије и енергију активације.

РЕШЕЊЕ

Дијаграм је идентичан дијаграму на слици 7.8а, јер је реакција егзотермна.

Реактанти су H_2 и O_2 , а производ реакције H_2O .



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је промена енталпије?
- По чему се разликују ендотермне и егзотермне реакције?
- На основу топлотног ефекта сваког описаног процеса одреди знак промене енталпије:
 - топљење леда,
 - сагоревање гасова из бутан-боце,
 - жарење калцијум-карбоната,
 - реакција сумпора и кисеоника.
- Нацртај дијаграм енергетских промена при реакцији разлагања жива(II)-оксида.
- Шта је енергија активације?

7.2. Реакциона топлота. Хесов закон

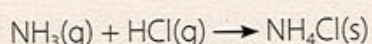
Промена топлотног садржаја у току реакције или физичке промене супстанци, при константном притиску, представља промену енталпије датог процеса. Уколико се вредност промене енталпије односи на реакцију, означава се са $\Delta_r H$ и представља **реакциону топлоту** или енталпију реакције.

Због тога што зависи и од других величина које описују дату реакцију, промена енталпије мора се дефинисати при тачно одређеним условима. Најчешће се користе **стандардни услови**, тј. температура од 25 °C и притисак од 100 000 Pa (1 bar). При тим условима реакциона топлота означава се са $\Delta_r H^\circ$ и представља стандардну енталпију реакције. Уколико услови нису стандардни, у индексу се наводи вредност температуре. Јединица која се користи за изражавање стандардне енталпије реакције јесте kJ/mol.

$\Delta_r H^\circ$ [kJ/mol]

Промена енталпије реакције
(реакциона топлота, енталпија реакције)

Када се вредност реакционе топлоте уврсти у хемијску једначину, тако добијена једначина јесте **термохемијска једначина**. Та једначина, осим стехиометријских односа учесника реакције, приказује и топлотни ефекат дате хемијске реакције. Основна термохемијска израчунавања изводе се тумачењем термохемијских једначина реакција. На пример, термохемијска реакција гасовитог амонијака и хлороводоника приказује се на следећи начин:



$$\Delta_r H^\circ = -176,15 \text{ kJ/mol}$$

При реакцији 1 mol гасовитог амонијака са 1 mol хлороводоника, при чему настаје 1 mol амонијум-хлорида чврстог агрегатног стања, ослободи се (знак „-“) 176,15 kJ топлоте.

ПРИМЕР 7.3. Тумачење термохемијских једначина

Стандардна енталпија реакције сагоревања метана, при чему настају гасовити производи – угљен(IV)-оксид и водена пара, износи $\Delta_r H^\circ = -802,3 \text{ kJ/mol}$. Протумачи овај податак.

РЕШЕЊЕ

Сагоревањем једног мола метана ослобађа се 802,3 kJ топлоте.

Реакциона топлота

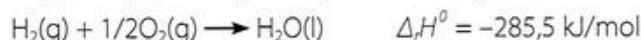
Термохемијска
једначина



При писању термохемијских једначина мора се водити рачуна о више детаља.

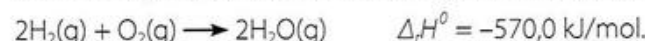
У једначини је потребно навести агрегатна стања свих учесника реакције, због тога што промена агрегатног стања супстанци утиче на вредност реакционе топлоте;

Реакциона топлота изражава се у kJ/mol и уобичајено је да при изједначавању термохемијске реакције коефицијент испред формуле производа износи 1. На пример, термохемијска једначина сагоревања водоника, при чему настаје течна вода јесте:



Због тога се у термохемијским једначинама често користе коефицијенти који нису цели бројеви.

Уколико су у једначини реакције целобројни коефицијенти, реакциона топлота нема исту вредност. На пример, у случају сагоревања водоника термохемијска једначина с целобројним коефицијентима била би:



Количина топлоте од 570 kJ представља количину ослобођене топлоте при настајању 2 mol молекула воде.

Уколико одређени елемент који учествује у хемијској реакцији има више различитих елементарних облика (алотропских модификација), важно је навести који је од њих заступљен у датој хемијској реакцији. Угљеник може бити, на пример, у облику дијаманта или графита и због тога се и тај податак наводи уз његово агрегатно стање.



Реакциона топлота реакције сагоревања може да се одреди у уређајима **калориметрима** (слика 7.9). Калориметар је уређај који се састоји од реакционе коморе окружене водом у изолованој посуди. Мерење промене температуре воде која се налази око посуде с реакционом смешом омогућава израчунавање количине топлоте ослобођене реакцијом сагоревања одређене масе једињења. Реакциона топлота реакције сагоревања једног мола једињења представља топлоту сагоревања тог једињења. Реакционе топлоте других типова реакција могу да се одређују у калориметрима других врста.

На пример, у калориметру се може одредити да је топлота сагоревања сахарозе ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, бели обичан шећер) $-5\,648 \text{ kJ/mol}$. То значи да се при разградњи 1 mol молекула сахарозе до угљеник(IV)-оксида и воде, ослободи $5\,648 \text{ kJ}$ енергије.

Може се добити и податак о количини енергије која се ослободи по граму једињења. На пример, дељењем $5\,648$ са 342 ($M(\text{сахарозе}) = 342 \text{ g/mol}$) добија се $16,5$, што значи да се при разлагању 1 g сахарозе на описани начин ослободи $16,5 \text{ kJ}$ енергије.

Калориметар 



Слика 7.9. Калориметар 

ПРИМЕР 7.4. Термохемијска израчунавања



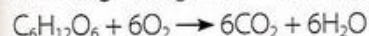
Колико се топлоте ослободи сагоревањем 1,8 g глюкозе? Термохемијска једначина је: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta_r H^\circ = -2850 \text{ kJ/mol}$

РЕШЕЊЕ

I начин:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$$

$$n = 1,8 \text{ g} / 180 \text{ g/mol} = 0,01 \text{ mol}$$



$$\Delta_r H^\circ = -2850 \text{ kJ/mol}$$

На основу термохемијске једначине може се поставити пропорција:

$$1 \text{ mol} : 2850 \text{ kJ} = 0,01 \text{ mol} : x$$

$$x = 28,5 \text{ kJ топлоте}$$

II начин

Други начин решавања сличан је првом, с тим што се директно поставља пропорција:

$$180 \text{ g} : 2850 \text{ kJ} = 1,8 \text{ g} : x$$

$$x = 28,5 \text{ kJ топлоте}$$

ПРИМЕР 7.5. Термохемијска израчунавања



Одреди вредност стандардне енталпије реакције сагоревања метана ако се зна да се сагоревањем $1,12 \text{ dm}^3$ (мерено при нормалним условима) ослобађа $44,1 \text{ kJ}$ топлоте.



РЕШЕЊЕ

I начин:

$$n(\text{CH}_4) = 1,12 \text{ dm}^3 / 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 0,05 \text{ mol}$$



$$\Delta_r H^\circ = ? \text{ kJ/mol}$$

На основу непотпуне термохемијске једначине може се поставити пропорција:

$$1 \text{ mol} : x = 0,05 \text{ mol} : 44,1 \text{ kJ}$$

$$x = 882,0 \text{ kJ топлоте}$$

Додаје се знак „-“ јер је реакција егзотермна: $\Delta_r H^\circ = -882,0 \text{ kJ/mol}$

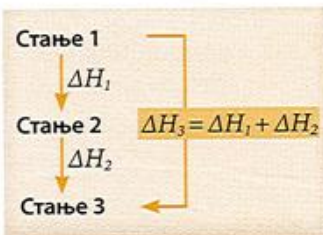
(Директна пропорција била би: $22,4 \text{ dm}^3 : x = 1,12 \text{ dm}^3 : 44,1 \text{ kJ}$, а решење једнако добијеном на описани начин.)

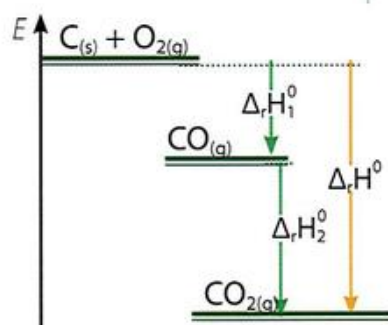
Хесов закон

Вредност реакционе топлоте једне реакције може да се одреди на основу вредности реакционих топлота других реакција уколико између њих постоји веза и уколико се све реакције дешавају при истим условима.

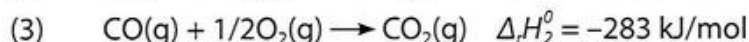
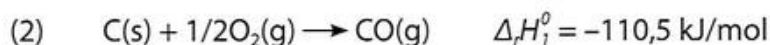
Како вредност енталпије система описује стање тог система, и то тако да не зависи од тока којим је систем постигао дато стање, важи закон познат као **Хесов закон**.

Приликом прелаза система из једног у друго стање, количина везане или ослобођене топлоте (реакциона топлота) не зависи од тока којим се дата реакција десила.





Реакциона топлота једнака је без обзира на то да ли се реакција дешава у једном или више корака. На пример, реакциона топлота сагоревања угљеника до угљеник(IV)-оксида (1) може да се одреди уколико су познате реакционе топлоте реакција (2) и (3).



На примеру реакције сагоревања угљеника до угљеник(IV)-оксида може да се уочи да тражена вредност реакционе топлоте представља збир реакционих топлота остале две реакције.

Применом Хесовог закона може се одредити енергетска вредност састојака намирница (слика 7.10). Без обзира на то да ли се, на пример, сахароза (шећер) сагорева или разграђује у организму, при чему у оба случаја настају угљеник(IV)-оксид и вода, ослобађа се једнака количина енергије. Сагоревањем већине супстанци из намирница може да се добије њихова енергетска вредност. То је уобичајено написано на декларацији сваког јестивог производа. Јединица која се још увек користи за изражавање енергетске вредности хране јесте kcal/g угљених хидрата, масти и сличних супстанци из хране, али се често може пронаћи и податак изражен у kJ/g хранљивог састојка.

Слика 7.10.

Декларација јестиве намирнице. Податак о енталпији разлагања састојака део је сваке декларације јестивих намирница.



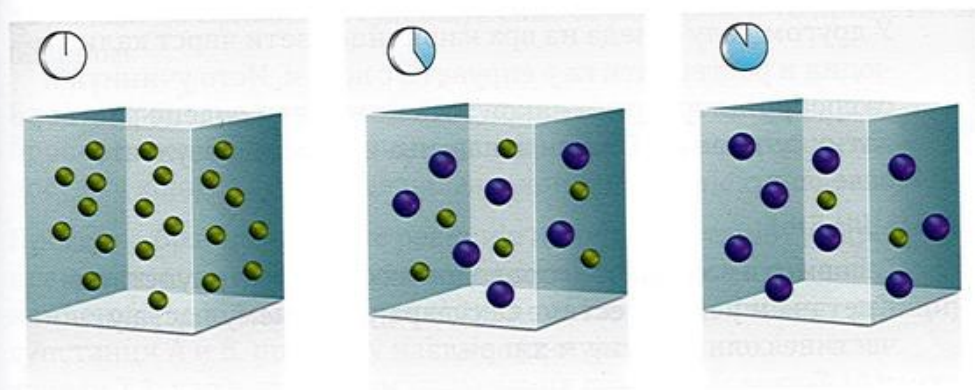
РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је стандардна енталпија реакције? Који се све називи користе за ту величину?
- Која је од реакција наведених вредности стандардне енталпије егзотермна реакција?
 - Реакција 1: $\Delta_r H^\circ = 393,5 \text{ kJ/mol}$.
 - Реакција 2: $\Delta_r H^\circ = -660,5 \text{ kJ/mol}$.
 - Реакција 3: $\Delta_r H^\circ = 179,0 \text{ kJ/mol}$.
- Колико је топлоте потребно довести за разлагање 0,1 mol калцијум-карбоната? Термохемијска једначина:
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta_r H^\circ = 179 \text{ kJ/mol}$
- Колико се топлоте ослободи реакцијом сагоревања 0,5 mol етанола ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$) уколико стандардна топлота сагоревања етанола износи $-1370,7 \text{ kJ/mol}$, а производи реакције су угљеник(IV)-оксид и вода?
- Колико износи стандардна енталпија реакције сагоревања водоника до течне воде уколико је познато да се сагоревањем 1 g водоника ослободи 142,5 kJ топлоте?

7.3. Појам брзине хемијске реакције

Сваки процес дешава се у одређеном временском интервалу одређеном брзином. Хемијске реакције карактерише брзина којом се реактанти претварају у производе реакције. У току хемијске реакције број честица реактаната се смањује, а честица производа повећава. **Брзина хемијске реакције** представља управо меру тог процеса нестајања, односно настајања супстанци током хемијске реакције.

На пример, за замишљену реакцију $2X(g) \rightarrow Y(g)$ илустративни приказ тока реакције у односу на време био би као што је приказано на слици 7.11.



Слика 7.11. Приказ промене броја честица супстанци X и Y током времена. Честице супстанце X представљене су зеленом, а супстанце Y љубичастом бојом.

Област хемије која се бави проучавањем брзина хемијских реакција јесте **хемијска кинетика**.

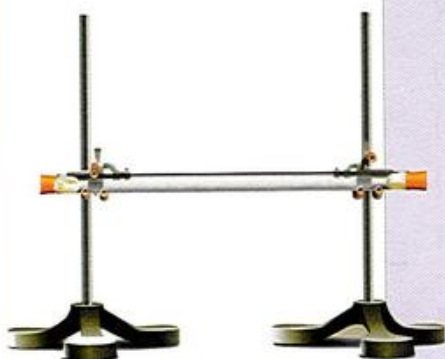
Реакције се међусобно веома разликују по брзини којом се дешавају. На пример, реакција стварања талога када се помешају водени раствори олово(II)-нитрата и калијум-јодида је тренутна, док је реакција рђања гвожђа на собној температури веома спора (слика 7.12).



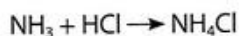
Слика 7.12. Реакција а) стварања талога олово(II)-јодида и б) рђања гвожђа

Да би наградиле производ реакције, честице реактаната морају се кретати, сударати и тим сударима трансформисати у производе реакције.

КРЕТАЊЕ ЧЕСТИЦА КАО УСЛОВ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ



Приказ зайочеШої оіледа



Једначина реакције (оглед 1)



Једначина реакције (оглед 2)

Сваки појам у овом делу лекције у вези је с дијаграмом (графичким приказом). Покушај да читајући текст све промене пратиш и на дијаграмима.

Упореди и објасни резултате огледа.

Посебне мере опреза: паре амонијака и хлороводоника су отровне и оглед 1 потребно је радити у дигестору!

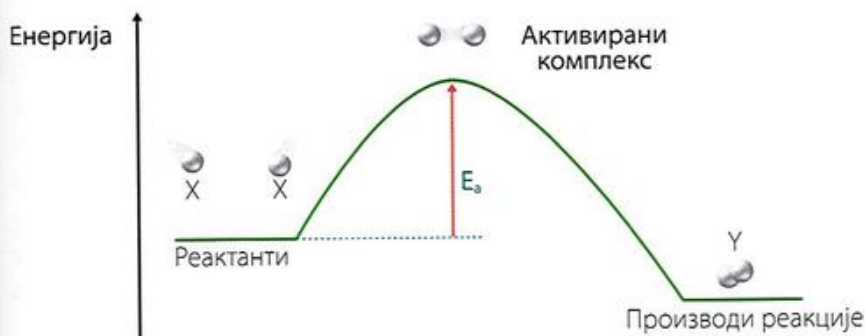
1. Припремити дугачку стаклену цев, концентроване растворе амонијака и хлороводоничне киселине. Комадић вате натопити раствором амонијака, а други раствором концентроване хлороводоничне киселине. С једног краја цеви ставити вату с амонијаком, а с другог вату с хлороводоничном киселином. Објасни резултат огледа.
2. На сахатно стакло сипати један поред другог калијум-јодид и сребро-нитрат чврстог агрегатног стања. Пресути, затим, обе супстанце у аван с тучком и добро их промешати. У другом делу огледа на врх кашичице узети чврст калијум-јодид и растворити га у епрувети с водом. Исто учинити и са сребро-нитратом, а након тога помешати водене растворе датих супстанци. Опиши запажања и објасни резултате огледа.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

1. Гасовити амонијак и хлороводоник су безбојне супстанце. Кретањем у цеви честице се сударају, при чему настају честице соли, амонијум-хлорида.
2. До реакције између калијум-јодида и сребро-нитрата не долази када те супстанце нису у додиру. Уколико се нађу у додиру, долази до реакције која је, када су супстанце у чврстом агрегатном стању, много спорија него када се помешају водени раствори. У воденом раствору јони тих супстанци веома су покретљиви и њиховим сударом долази до реакције, при којој настаје супстанца жуте боје која је слабо растворна у води.

Кретањем се честице сударају, али не даје сваки судар између честица реактанта производ реакције. Судар при којем настају нове честице јесте **ефикасан (успешан) судар**.

Да би дошло до ефикасног судара честица реактанта, енергија честица мора бити једнака или већа од енергије активације (стр. 197). На пример, при реакцији гасовите супстанце X према једначини: $2\text{X}(\text{g}) \rightarrow \text{Y}(\text{g})$, честице X морају имати довољну кинетичку енергију да би кретањем дошле у додир. При додиру морају превазићи одбијање између електронских омотача и наградити **активирани комплекс** (слика 7.13), чијом разградњом настају производи реакције. Само честице које поседују довољну енергију могу наградити тај комплекс.



У случају сложенијих молекула важна је и оријентација молекула у простору, то јест честице морају бити на правилан начин усмерене једна према другој при судару. Према томе, уколико довољан број честица реактанта има енергију и оријентацију у простору такву да долази до ефикасних судара, десиће се реакција, и то приметном брзином.

Број честица супстанци које ће сударом наградити производ пропорционалан је количини супстанце и зависи од запремине посуде у којој се супстанце налазе (концентрације супстанци).

Просечна брзина хемијске реакције између супстанци у одређеном временском интервалу може се мерити праћењем промене концентрације било којег учесника реакције. На примеру реакције супстанци А и Б, при чему настаје супстанца В, и података из табеле 7.1, као и праћењем промена на графику (слика 7.14), могу се уочити важни односи између промене концентрације учесника реакције, времена и брзине реакције.

Једначина реакције: $2A(g) + B(g) \rightarrow B(g)$.

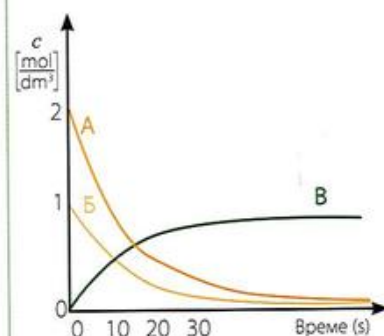
На основу података датих у табели 7.1 и на слици 7.14 уочава се да:

- ▶ концентрација реактанта с временом опада, а производа реакције расте;
- ▶ концентрација супстанце А смањује се двоструко више за исти временски интервал од промене концентрација супстанци Б и В (због стехиометријских односа);
- ▶ концентрација супстанце В повећава се током времена сразмерно смањењу концентрације супстанце Б.

Табела 7.1. Промена концентрација учесника реакције с временом

Време	$t_1 = 0 \text{ s}$	$t_2 = 10 \text{ s}$	$t_3 = 20 \text{ s}$	$t_4 = 30 \text{ s}$
$c(A) [\text{mol/dm}^3]$	2	1	0,5	0,25
$c(B) [\text{mol/dm}^3]$	1	0,5	0,25	0,125
$c(B) [\text{mol/dm}^3]$	0	0,5	0,75	0,875

Слика 7.13. Дијаграм настајања активираног комплекса између честица супстанце X



Слика 7.14. Промена концентрације учесника реакције с временом

Уколико се одабере један временски интервал, на пример од 0 до 10 s, за њега се могу израчунати промене концентрација учесника реакције (1, 2 и 3).

$$(1) \frac{-\Delta c(A)}{\Delta t} = \frac{-(c(A)_2 - c(A)_1)}{t_2 - t_1} = \frac{-(1 - 2) \text{ mol/dm}^3}{10 \text{ s}} = 0,1 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$$

$$(2) \frac{-\Delta c(B)}{\Delta t} = \frac{-(c(B)_2 - c(B)_1)}{t_2 - t_1} = \frac{-(0,5 - 1) \text{ mol/dm}^3}{10 \text{ s}} = 0,05 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$$

$$(3) \frac{\Delta c(B)}{\Delta t} = \frac{c(B)_2 - c(B)_1}{t_2 - t_1} = \frac{(0,5 - 0) \text{ mol/dm}^3}{10 \text{ s}} = 0,05 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$$

За изражавање промене концентрације реактаната с временом мора се узети у обзир да се њихове концентрације с временом смањују. Због тога се у изразе (1) и (2) додаје знак „-“.

Просечна брзина напредовања хемијске реакције може се изразити променом концентрације било којег учесника реакције, при чему се морају узети у обзир коефицијенти из хемијске једначине и чињеница да се концентрација реактаната с временом смањује. Просечна брзина реакције у односу на промене концентрација супстанци А, Б и В може се представити на следећи начин:

$$v = \frac{-\Delta c(A)}{2\Delta t} = \frac{-\Delta c(B)}{\Delta t} = \frac{\Delta c(V)}{\Delta t}.$$

Уколико се одреде просечне брзине напредовања реакције за све временске интервале, може се уочити да брзина хемијске реакције с временом опада (слика 7.15). Опадање брзине реакције последица је мањег броја ефикасних судара између честица А и Б, јер се концентрације тих супстанци с временом смањују.

Слика 7.15. Промена брзине реакције с временом



Промена просечне брзине напредовања реакције с временом
 $2A + B \rightarrow V$

ПРИМЕР 7.6. Изражавање брзине реакције променом концентрације

Напиши израз за брзину хемијске реакције $2\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ као промену концентрације NO_2 , односно N_2O_4 у јединици времена.

РЕШЕЊЕ

$$v = \frac{-\Delta c(\text{NO}_2)}{2\Delta t}$$

$$v = \frac{\Delta c(\text{N}_2\text{O}_4)}{\Delta t}$$

Испитивање кинетике једне хемијске реакције захтева примену различитих метода да би се одредила промена концентрације учесника реакције током времена. То су најчешће различите методе засноване на мерењима масе талога, одређивању интензитета боје, одређивању запремине гасовитих учесника реакције и др. На основу тих мерења одређује се просечна брзина хемијске реакције, а затим се може пратити ток реакције и објаснити начин на који се дата реакција дешава.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

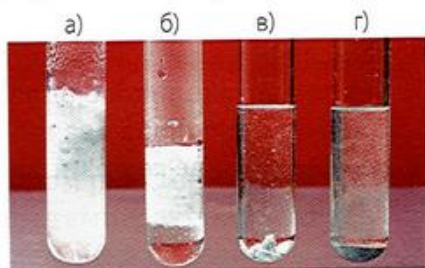
1. Који су услови потребни да би се десила хемијска реакција?
2. Због чега честице у воденим растворима брже реагују него честице супстанци чврстог агрегатног стања?
3. Напиши израз за брзину реакције $S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$ као промену концентрације кисеоника у јединици времена.
4. Нацртај график промене концентрације свих учесника реакције $2A(g) \rightarrow B(g)$ у зависности од времена.
5. На који се начин одређује просечна брзина хемијске реакције?

7.4. Фактори који утичу на брзину хемијске реакције

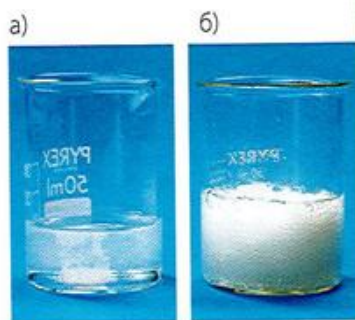
Брзина хемијске реакције зависи од различитих фактора. То су, на пример, природа реактаната, температура, концентрација реактаната, притисак гасовитих супстанци, запремина посуде у којој се гасовите супстанце налазе, уситњеност чврстих супстанци, интензитет мешања и др.

Утицај природе реактаната

Када су сви остали услови реакције исти, а замени се један од реактаната, брзину реакције одређује природа тог реактанта. На слици 7.16 уочава се да брзину реакције, на пример, метала с киселинама одређује њихова реактивност и да се брзина реакције смањује у низу: калцијум, магнезијум, цинк и гвожђе.



Слика 7.16. Реакција воденог раствора хлороводоничне киселине (1 mol/dm^3) с једнаким масама:
а) калцијума,
б) магнезијума,
в) цинка и
г) гвожђа



Слика 7.17. Реакција воденог раствора хлороводоничне киселине (1 mol/dm^3) с а) комадићем калцијум-карбоната, б) прахом калцијум-карбоната једнаких маса

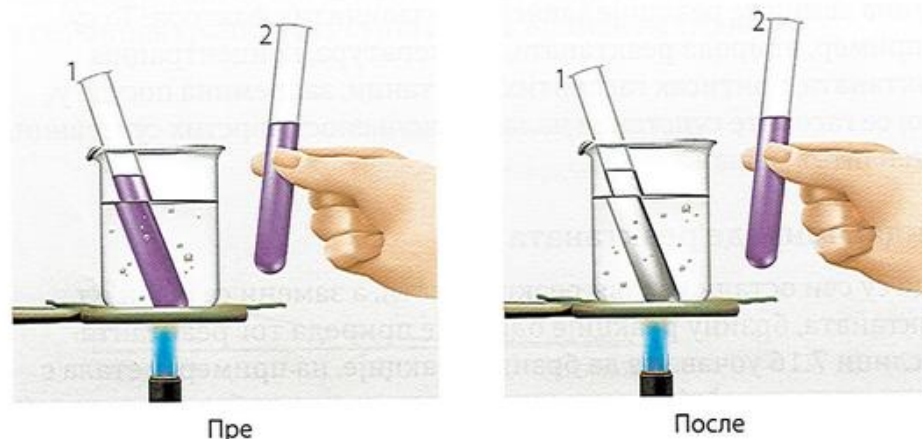
Утицај слободне површине

Да би супстанце реаговале, морају бити у додиру. Што је већа површина којом се супстанце додирују, то је и могућност реаговања већа, а тиме и брзина хемијске реакције. На пример, калцијум-карбонат у облику праха реагује брже с хлороводоничном киселином него једнака маса те супстанце у облику комадића (слика 7.17).

Највећи могући степен уситњености чврсте супстанце имају када се растворе. Због тога су реакције у растворима брже од хетерогених реакција у којима учествују супстанце различитих агрегатних стања. На пример, реакције између јона насталих растварањем чврстих супстанци у води скоро су тренутне. Разлог је максимална уситњеност супстанци на јоне, али често и привлачне силе између супротно наелектрисаних јона. За те реакције важи да је њихова енергија активације приближно једнака нули.

Утицај температуре

Уколико се температура реакционог суда повиси, долази до повећања брзине реакције. При повишеној температури повећава се кинетичка енергија честица, а тиме и број судара. Што већи број молекула реактаната има довољну количину енергије (једнаку или већу од енергије активације), то је већи и број успешних судара у јединици времена, а тиме и брзина реакције (слика 7.18).



Пре

После

Слика 7.18. Реакција љубичастог раствора калијум-перманганата (KMnO_4) и оксалне киселине ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) једнаких количинских концентрација на повишеној (1) и собној (2) температури. У епрувети која се загрева долази до приметне реакције јер с повишењем температуре расте брзина реакције.

Експериментално је одређено да се за велики број реакција брзина хемијске реакције повећа два-три пута уколико се температура повиси за око 10°C . На пример, уколико је одређено да се при једној реакцији брзина реакције повећа два пута при повишењу температуре за 10°C , то значи да ће се брзина повећати осам пута ако се температура повиси за 30°C .

ПРИМЕР 7.7. Утицај промене температуре на брзину хемијске реакције

Експериментално је одређено да се брзина једне хемијске реакције повећа два пута уколико се температура повиси за 9 °C. Колико ће се пута повећати брзина хемијске реакције ако се температура повиси са 20 °C на 47 °C?

РЕШЕЊЕ

На сваких девет степени Целзијусове скале брзина реакције двоструко је већа од претходне вредности. Према томе, брзина те хемијске реакције порасте $2 \cdot 2 \cdot 2 = 8$ пута при повећању температуре за 27 °C.

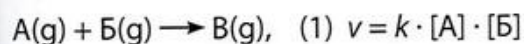
$$20\text{ }^{\circ}\text{C} \xrightarrow[2v]{+9\text{ }^{\circ}\text{C}} 29\text{ }^{\circ}\text{C} \xrightarrow[4v]{+9\text{ }^{\circ}\text{C}} 38\text{ }^{\circ}\text{C} \xrightarrow[8v]{+9\text{ }^{\circ}\text{C}} 47\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Утицај концентрације реактаната

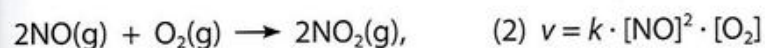
Повећањем концентрације једног или више реактаната долази до пораста брзине. На пример, у реакцији цинка с киселином веће количинске концентрације интензивније се издваја водоник и реакција је бржа него у реакцији с разблаженијим раствором киселине (слика 7.19).

Утицај концентрације реактаната на брзину хемијске реакције може да се објасни применом **закона о дејству маса**.

Тај закон дефинисали су Като М. Гулдберг и Петер Ваге, па је познат и као Гулдберг–Вагеов закон. Према том закону, постоји директна пропорционалност између количинске концентрације реактаната и брзине. На пример, за једноставну реакцију у којој сударом молекула А и Б настаје производ В, израз за брзину хемијске реакције према закону о дејству маса дат је релацијом (1).

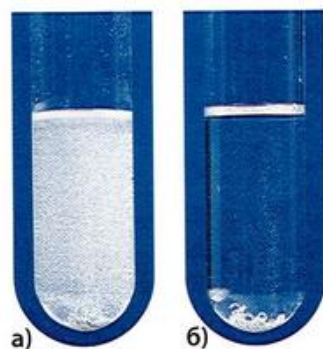


За реакцију азот(II)-оксида с кисеоником, при чему настаје азот(IV)-оксид, израз за брзину према закону о дејству маса дат је релацијом (2).



Фактор пропорционалности брзине реакције и концентрације реактаната представља **константу брзине хемијске реакције** (k).

Константа брзине хемијске реакције је величина карактеристична за одређену хемијску реакцију при одређеној температури. Вредност константе брзине хемијске реакције одређена је температуром, природом реактаната, али и степеном уситњености супстанци. С порастом температуре повећава се њена вредност, а самим тим и брзина хемијске реакције.



Слика 7.19. Реакција цинка с воденим раствором киселине а) веће концентрације, б) мање концентрације

На основу израза може се одредити на који начин количинске концентрације реактанта утичу на брзину хемијске реакције. Уколико се, на пример, количинска концентрација супстанце Б повећа четири пута, а концентрација супстанце А смањи два пута, брзина хемијске реакције супстанци А и Б се удвостручи.

$$v_1 = k \cdot \frac{[A]}{2} \cdot 4 \cdot [B] = 2 \cdot k \cdot [A] \cdot [B]$$

Брзина реакције означена са v_1 представља брзину реакције након промене количинских концентрација супстанци А и Б. Поређењем израза за брзине, добија се: $v_1 = 2v$.

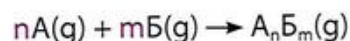
Уколико је једначина хемијске реакције:

$2B(g) + M(s) \rightarrow \Gamma(s)$, израз за брзину према закону о дејству маса дат је изразом (3).

$$(3) \quad v = k \cdot [B]^2$$

Концентрације супстанци чврстог или течног агрегатног стања незнатно се мењају и због тога се у израз за брзину хемијске реакције према закону о дејству маса уврштавају само количинске концентрације гасовитих и растворених супстанци.

Уопштено се може написати да за хемијску реакцију чија је једначина:



израз за брзину према закону о дејству маса има облик:

$$v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$$

ПРИМЕР 7.8. Разматрање утицаја концентрације учесника реакције на брзину хемијске реакције



Објасни утицај наведених фактора на брзину хемијске реакције чија је једначина: $2NO(g) + H_2(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$, уколико се:

- концентрација азот(II)-оксида повећа два пута,
- концентрација азот(I)-оксида смањи два пута.

РЕШЕЊЕ

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$$

- Након промене концентрације NO, израз за брзину реакције јесте:

$$v_1 = k \cdot (2 \cdot [NO])^2 \cdot [H_2] = 4 \cdot k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$$

- $v_1 = 4 \cdot v$. Брзина хемијске реакције повећава се четири пута.

- Азот(I)-оксид је производ ове реакције и промена његове концентрације не утиче на брзину реакције.

Уколико у хемијској реакцији учествују гасовите супстанце, може се применом закона о дејству маса одредити на који начин промена притиска у реакционом суду или запремине суда утиче на брзину реакције.

На пример, уколико се притисак у суду повећа два пута при реакцији: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g})$, долази до једнаког повећања концентрација свих учесника реакције, јер је притисак директно пропорционалан концентрацији гасовитих супстанци. Из израза за брзину реакције може се уочити да ће се брзина хемијске реакције водоника и јода повећати четири пута.

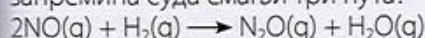
$$v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$v_1 = k \cdot 2 \cdot [\text{H}_2] \cdot 2 \cdot [\text{I}_2] = 4 \cdot k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = 4v$$

Ознака v_1 представља брзину реакције након повећања притиска у суду, а v пре наведене промене.

ПРИМЕР 7.9. Разматрање утицаја промене запремине суда на брзину хемијске реакције

На који ће се начин променити брзина приказане реакције уколико се запремина суда смањи три пута?



РЕШЕЊЕ

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

Уколико се запремина суда смањи три пута, све концентрације гасовитих супстанци повећаће се три пута. Израз за брзину након промене јесте:

$$v_1 = k \cdot (3 \cdot [\text{NO}])^2 \cdot 3 \cdot [\text{H}_2]$$

$$v_1 = k \cdot 9 \cdot [\text{NO}]^2 \cdot 3 \cdot [\text{H}_2]$$

$$v_1 = 27 \cdot k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$$

$$v_1 = 27 \cdot v$$

Брзина реакције повећаће се 27 пута.

Утицај катализатора

Велики број хемијских реакција може се убрзати додавањем мале количине одређене супстанце која се не појављује у укупној једначини реакције. Такве супстанце јесу **катализатори**. Тај назив увео је Ј. Ј. Берцелијус, а потиче од немачке речи која значи разорити, хемијски разложити.

Реакција у којој учествује катализатор јесте реакција **катализе**. Када се, на пример, у водени раствор водоник-пероксида (H_2O_2) дода уситњен кромпир, реакција разлагања водоник-пероксида на воду и кисеоник знатно се убрзава (слика 7.20). То значи да се у кромпиру налази катализатор за ту реакцију.



Промену која је приказана на слици 7.20 можеш покушати да изведеш и у кућним условима. Прати оно што радите на часовима лабораторијских вежби и претражи литературу за додатне информације.



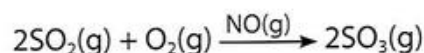
Слика 7.20. Разлагање водоник-пероксида под утицајем катализатора из кромпира

Хемија без катализе
истио је шито и мач
без гршке, светлости
без сјаја или звоно без
звука.

Паул А. Миташ

Слика 7.21. Дијаграм енергетских промена при реакцијама с катализатором и без катализатора

Реакције катализе могу бити хомогене, када је катализатор истог агрегатног стања као и реагенти, или хетерогене, када је катализатор најчешће супстанца чврстог агрегатног стања, а реакциона смеша течност или гасовитог агрегатног стања. Пример за хомогену катализу јесте реакција оксидације сумпор(IV)-оксида коју убрзава азот(II)-оксид.



Реакције хетерогене катализе најчешће се дешавају на површини катализатора који је чврстог агрегатног стања. У органским реакцијама то су најчешће различити метали.

Честице катализатора учествују у хемијској реакцији коју убрзавају, али је њихова маса пре и после реакције иста. Те честице утичу на структуру активираниог комплекса, при чему је у њиховом присуству потребна мања енергија за његово настајање. То значи да катализатори убрзавају хемијске реакције тако што смањују енергију активације дате реакције (слика 7.21).



Катализатори су супстанце које додате у малој количини знатно убрзавају хемијске процесе, а из реакције излазе хемијски непромењене.

Друге важне карактеристике катализатора јесу:

- ▶ катализатори могу да убрзају само реакције које се и саме од себе дешавају, али не могу учинити могућом реакцију која се иначе не дешава;
- ▶ одређен катализатор може убрзавати једну хемијску реакцију, а не мора катализовати другу;
- ▶ различите реакције могу бити катализоване истом врстом катализатора;
- ▶ количина катализатора која бесконачно дуго може убрзавати једну хемијску реакцију веома је мала.

Важну групу катализатора чине супстанце које у живим организмима убрзавају хемијске реакције. Те супстанце јесу **ензими (ферменти)**. На пример, реакцију разградње водоник-пероксида (H_2O_2) у организму катализује ензим каталаза. Тај ензим изолован из организма, може у различитим условима катализовати разградњу водоник-пероксида (слика 7.20).

Дејство супротно деловању катализатора показују одређене супстанце према појединим реакцијама. Такве супстанце јесу **инхибитори**. Те супстанце успоравају хемијске процесе тако што повећавају њихову енергију активације.



ПРИМЕР 7.10. Разматрање утицаја катализатора на брзину хемијске реакције

Који је од наведених описа катализатора тачан?

- а) Катализатори су супстанце које додате у великим количинама знатно убрзавају хемијске реакције.
- б) Један катализатор не може убрзавати више различитих хемијских реакција.
- в) Катализатори смањују енергију активације реакције коју убрзавају.
- г) Катализатори су реактанти у хемијским реакцијама.

РЕШЕЊЕ

Тачно тврђење је под в).

Осим наведених утицаја, зависно од карактеристика реакција, постоје и други различити фактори који могу убрзати или успорити реакцију. Тако, на пример, реакција супстанци течног агрегатног стања може да се убрза мешањем, а одређен број реакција убрзава се дејством зрачења.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Наведи најмање пет фактора који утичу на брзину хемијске реакције.
2. Објасни на који начин на брзину хемијске реакције утиче промена: а) температуре, б) концентрације реактаната.
3. Напиши израз за брзину приказаних хемијских реакција применом закона о дејству маса.
а) $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, б) $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$.
4. Шта је константа брзине хемијске реакције?
5. На који ће се начин променити брзина хемијске реакције уколико се смањи:
а) запремина суда три пута, б) концентрација NO_2 два пута?
Једначина реакције: $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$.

7.5. Хемијска равнотежа

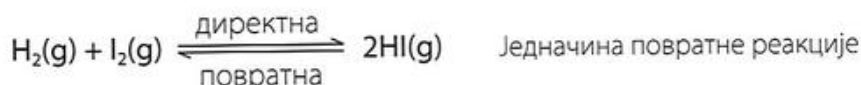
При решавању стехиометријских задатака и сличним разматрањима подразумевано је да се реакција дешава док се не потроше реагенти и да се у том тренутку реакција завршава. Такве реакције јесу **неповратне (иреверзибилне) реакције**.

При неповратним реакцијама настају производи који се при датим условима не могу претворити у реагенти. Хемијски процеси сагоревања угљеника, састојака нафте, разлагање састојака хране и слични јесу примери неповратних реакција.



У великом броју реакција производи реакције, при истим условима и у истом тренутку, могу међусобно реаговати тако да се реакција дешава у оба смера истовремено. Такве реакције јесу **повратне (реверзибилне) реакције**.

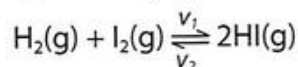
При повратним реакцијама, на пример реакцијом јода и водоника настају производи реакције, у овом случају молекули јодоводоника, који се у истом тренутку разлажу на молекуле реактаната. Због тога се у једначинама повратних реакција користе две стрелице супротних смерова.



Реакција удесно, односно реакција јода и водоника, **директна** је, а реакција улево, тј. разлагање јодоводоника, **повратна** је реакција.

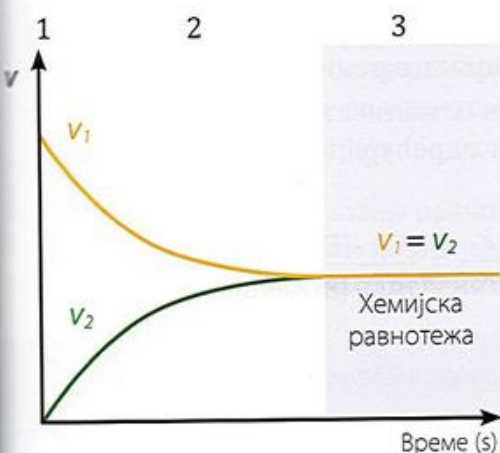
Хемијска равнотежа

При разматрању повратне хемијске реакције, на пример реакције јода и водоника, као почетно стање реакције може се узети тренутак када су у реакционом суду присутни само молекули реактаната, на пример у случају реакције настајања јодоводоника то су водоник и јод.



У једном тренутку успоставља се **хемијска равнотежа** када се брзина директне реакције (v_1) изједначи с брзином повратне реакције (v_2) (слика с описом 7.22).

Хемијска равнотежа је динамичка равнотежа јер се обе реакције дешавају и после успостављања равнотеже, једнаким брзинама.

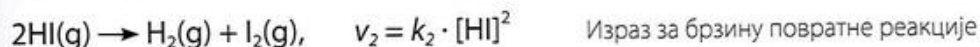
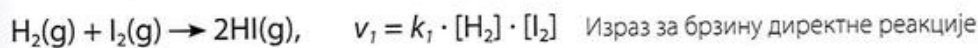


1. Почетак реакције: концентрације реактаната су највеће, а самим тим и брзина директне реакције (v_1). Молекули јодоводоника не постоје у реакционој смеши и због тога је брзина повратне реакције (v_2) једнака нули.
2. У току успостављања равнотеже: брзина директне реакције опада јер се смањују концентрације реактаната, а брзина повратне реакције расте с порастом концентрације јодоводоника.
3. Равнотежа: изједначавају се брзина директне и повратне реакције.

Хемијска равнотежа настаје када се при одређеној константној температури изједначе брзине директне и повратне реакције.

У стању равнотеже концентрације јода, водоника и јодоводоника су константне, тј. не мењају се уколико се на систем не делује спољашњим фактором (али не морају бити једнаке). Те концентрације супстанци су **равнотежне концентрације**.

Применом закона о дејству маса, на примеру реакције јода и водоника, може се одредити у каквој су вези равнотежне концентрације супстанци у тренутку успостављања равнотеже.



Када се изједначе изрази за брзине и добијени однос измени тако да се са исте стране налазе константе брзина хемијских реакција, односно концентрације учесника реакције, добија се израз за **константу равнотеже**.

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = k_2 \cdot [\text{HI}]^2$$

$$\frac{k_1 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{k_2 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{k_2 \cdot [\text{HI}]^2}{k_2 \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Обе стране једначине деле се истим изразом.

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

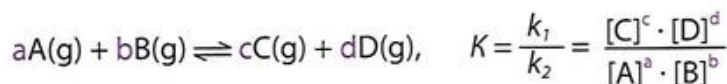
Тако добијени израз представља константну вредност на одређеној температури и одређује равнотежно стање реакције јода и водоника.

$$K = \frac{k_1}{k_2}, \text{ односно } K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

Слика 7.22. Приказ успостављања хемијске равнотеже уз одговарајуће описе промена

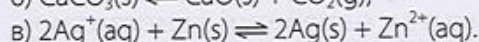
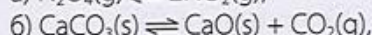
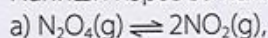
Константа равнотеже (K) повратне реакције представља однос константи брзина директне и повратне реакције.

Израз за константу равнотеже може се написати за било коју повратну реакцију, а њену вредност одређују равнотежне концентрације учесника реакције.



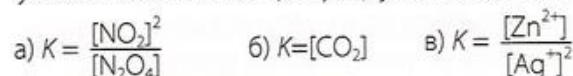
ПРИМЕР 7.11. Писање израза за константу равнотеже реакције

Напиши израз за константу равнотеже:



РЕШЕЊЕ

При писању израза за константу равнотеже реакције мора се водити рачуна о агрегатним стањима супстанци, односно о томе да се не може за сваку супстанцу изразити концентрација. У датим примерима све супстанце чврстог агрегатног стања немају концентрације и у изразу за константу равнотеже уместо њихових концентрација може се писати 1.



Константа равнотеже једне повратне реакције има сталну вредност на одређеној температури, а равнотежних стања на истој температури може бити бесконачно много. На пример, константа равнотеже реакције разлагања азот(IV)-оксида (N_2O_4) на $100^\circ C$ има вредност $0,21^4$, без обзира на то у којем су односу помешане супстанце и на који је начин постигнуто равнотежно стање (табела 7.3).

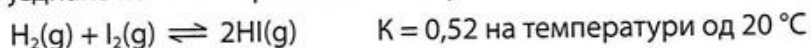


Табела 7.2. Резултати три различита експеримента

Експеримент	Почетне концентрације учесника реакције	Равнотежне концентрације учесника реакције	Константа равнотеже
I	$[N_2O_4]_0 = 1 \text{ mol/dm}^3$	$[N_2O_4]_r = 0,796 \text{ mol/dm}^3$	0,21
	$[NO_2]_0 = 0 \text{ mol/dm}^3$	$[NO_2]_r = 0,408 \text{ mol/dm}^3$	
II	$[N_2O_4]_0 = 0 \text{ mol/dm}^3$	$[N_2O_4]_r = 0,362 \text{ mol/dm}^3$	0,21
	$[NO_2]_0 = 1 \text{ mol/dm}^3$	$[NO_2]_r = 0,276 \text{ mol/dm}^3$	
III	$[N_2O_4]_0 = 1 \text{ mol/dm}^3$	$[N_2O_4]_r = 1,244 \text{ mol/dm}^3$	0,21
	$[NO_2]_0 = 1 \text{ mol/dm}^3$	$[NO_2]_r = 0,512 \text{ mol/dm}^3$	

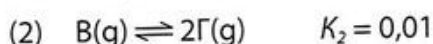
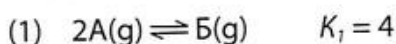
⁴ За јединицу константе равнотеже узима се да је једнака 1; објашњење за ово превазилази оквире хемије у првом разреду гимназије.

РАЗМИСЛИ: објасни на примеру реакције водоника и јода да ли се у тренутку успостављања хемијске равнотеже у смеши налазе једнаке количине реактанта и производа реакције.

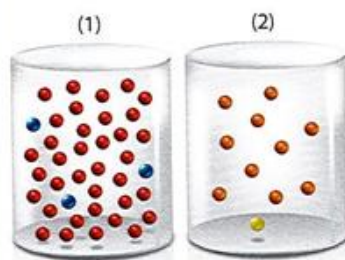


ОБЈАШЊЕЊЕ: у стању равнотеже ретко се може десити да су концентрације реактанта једнаке концентрацијама производа реакције, односно одређене су вредношћу константе равнотеже на датој температури.

На основу вредности константе равнотеже може се одредити положај равнотеже. Под положајем равнотеже подразумева се однос концентрација производа и реактанта у датој реакцији. На пример, за реакције (1) и (2) константе равнотеже на одређеној истој температури имају вредности 4, односно 0,01 (слика 7.23).



На основу константи равнотеже реакција може се закључити да се у стању равнотеже у реакционој смеши при реакцији (1) налази већа количина производа реакције ($K > 1$), док је равнотежа реакције (2) померена улево, тј. у реакционој смеши налази се већа количина супстанце В него Г ($K < 1$).



Слика 7.23. Приказ равнотежног стања реакције (1) и (2).

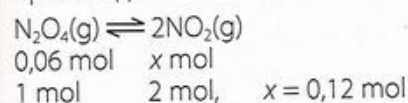
А – плаве,
Б – црвене,
В – наранџасте,
Г – жуте куглице.

ПРИМЕР 7.12. Израчунавање равнотежних концентрација супстанци при повратним реакцијама

Колико износе равнотежне концентрације N_2O_4 и NO_2 уколико је почетна концентрација N_2O_4 једнака $0,1 \text{ mol/dm}^3$ у суду запремине 1 dm^3 , а познато је да се до успостављања равнотеже, при датим условима, 60% количине N_2O_4 разложи на производ? Колико износи константа равнотеже реакције? $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$

РЕШЕЊЕ

Количина молекула N_2O_4 на почетку реакције износи $0,1 \text{ mol}$ ($n = c \cdot V = 0,1 \text{ mol}$).
 $0,1 \text{ mol} : 100\% = x : 60\%$,
 $x = 0,06 \text{ mol}$ молекула N_2O_4 претвара се у производ.



Према томе, равнотежне концентрације су:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,1 \text{ mol/dm}^3 - 0,06 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,04 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{NO}_2] = 0,12 \text{ mol/dm}^3, \text{ а константа равнотеже:}$$

$$K = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4]$$

$$K = 0,36$$

Почетне количине

0,1 mol N_2O_4
0 mol NO_2

Дато условима задатка

Промене у току реакције

- 0,06 mol N_2O_4
+ 0,12 mol NO_2

Одређене стехиометријским односима

Равнотежне количине

0,04 mol N_2O_4
0,12 mol NO_2



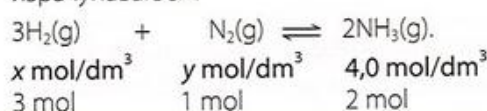
ПРИМЕР 7.13. Израчунавање почетних концентрација супстанци при повратним реакцијама

Колико износе почетне концентрације супстанци при реакцији:
 $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ уколико су равнотежне концентрације, при одређеним условима, H_2 , N_2 и NH_3 , редом $5,0 \text{ mol/dm}^3$, $8,0 \text{ mol/dm}^3$ и $4,0 \text{ mol/dm}^3$?

РЕШЕЊЕ

Супстанце	Почетне концентрације (mol/dm^3)	Промене концентрација у току реакције (mol/dm^3)	Равнотежне концентрације (mol/dm^3)
Водоник	$5,0 + x$	$-x$	5,0
Азот	$8,0 + y$	$-y$	8,0
Амонијак	0	$+4,0$	4,0

Све промене у току хемијске реакције могу се добити стехиометријским израчунавањем:



$$x = 6,0 \text{ mol/dm}^3, \quad y = 2,0 \text{ mol/dm}^3$$

Почетне концентрације:

$$[\text{H}_2]_0 = (5,0 + 6,0) \text{ mol/dm}^3 = 11,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{N}_2]_0 = (8,0 + 2,0) \text{ mol/dm}^3 = 10,0 \text{ mol/dm}^3$$



Слика 7.23. Затворена боца газиране воде.

На нижој температури (у фрижидеру) равнотежа је померена у смеру растварања, а на вишој температури у супротном смеру, због тога што се гасови боље растварају на нижим температурама.



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Опиши шта су повратне реакције, а шта хемијска равнотежа.
- Напиши израз за константу равнотеже реакције:
 а) $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$, б) $2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{g})$.
- Израчунај почетне концентрације супстанци уколико су равнотежне концентрације H_2 , F_2 и HF редом $0,47 \text{ mol/dm}^3$, $0,47 \text{ mol/dm}^3$ и $5,06 \text{ mol/dm}^3$. $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HF}(\text{g})$.
- Израчунај вредност константе равнотеже. Једначина реакције: $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Равнотежне концентрације: $[\text{NO}] = 8,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, $[\text{H}_2] = 4,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$, $[\text{N}_2] = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$, $[\text{H}_2\text{O}] = 2,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$.
- Који фактори одређују вредност константе равнотеже?

7.6. Фактори који утичу на хемијску равнотежу

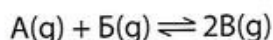
Уколико се на систем у равнотежи делује одређеним спољашњим фактором, долази до нарушавања равнотеже. На пример, ако се убрза директна реакција, каже се да се равнотежа помера удесно. То значи да ће се деловањем тог фактора повећавати равнотежна концентрација производа реакције, а смањивати равнотежне концентрације реактаната. Након одређеног времена, равнотежа се поново успоставља.

Равнотежа једног система може се нарушити променом температуре, концентрације учесника реакције или притиска у суду. На који ће начин равнотежни систем реаговати на промену може се одредити помоћу **Ле Шатељеовог принципа**.

Ле Шатељеов принцип: ако се на систем у равнотежи делује одређеним спољашњим фактором, систем делује супротно том фактору да би умањио његов утицај и успоставио равнотежу.

Утицај концентрације на равнотежу

Концентрације учесника реакције могу се повећати или смањити. Свака промена концентрације деловаће на брзине хемијских реакција, а тиме и на равнотежно стање. На пример, уколико се након успостављања равнотеже при константној температури у реакциону смешу која садржи супстанце А, Б и В (табела 7.3) уведе одређена количина супстанце А (на пример, 0,1 mol), тј. повећа њена концентрација, равнотежа ће се нарушити.



Повећањем концентрације супстанце А, повећава се брзина директне реакције, тј. равнотежа се помера удесно. Када се нове равнотежне концентрације уврсте у израз за константу равнотеже, добија се иста вредност (табела 7.3).

Табела 7.3. Промена концентрације учесника реакције после додавања 0,1 mol супстанце А у 1 dm³ реакционе смеше

Стање равнотеже I		Додатак супстанце А	Стање равнотеже II	
[A] 0,1 mol/dm ³	K = 2	+ 0,1 mol A →	[A] 0,176 mol/dm ³	K = 2
[B] 0,2 mol/dm ³			[B] 0,176 mol/dm ³	
[B] 0,2 mol/dm ³			[B] 0,248 mol/dm ³	

Уколико се смањује концентрација учесника реакције, равнотежа се помера тако да постаје бржа реакција настајања тог учесника реакције. На пример, ако се смањи концентрација супстанце В, уклањањем из реакционе смеше, брзина повратне реакције се смањује и равнотежа се помера у смеру настајања супстанце В, тј. удесно.

ПРИМЕР 7.14. Утицај промене концентрације учесника реакције на положај равнотеже



У којем ће се смеру померити равнотежа реакције синтезе амонијака уколико се:
а) у равнотежну смешу дода амонијак, б) из равнотежне смеше уклони азот?
Једначина реакције: $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$

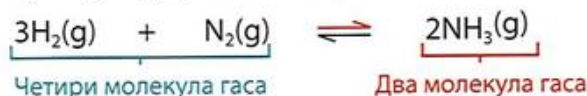
РЕШЕЊЕ

- а) Повећањем концентрације одређеног учесника реакције, равнотежа се помера у смеру његовог разлагања. У овом случају равнотежа се помера улево.
- б) Када се смањи концентрација азота, равнотежа се помера у смеру његовог настајања, тј. у овом случају улево, што доводи до смањења равнотежне концентрације амонијака.

Утицај притиска на равнотежу

У случају гасовитих учесника равнотежне реакције, притисак знатно утиче на положај равнотеже. Притисак у посуди у којој се дешава реакција може се променити смањењем или повећањем запремине суда. При смањењу запремине, повећавају се парцијални притисци гасова, а тиме и њихове концентрације, чиме се мењају брзине директне и повратне реакције, као и положај равнотеже. Супротно томе делује повећање запремине, тј. смањење притиска у реакционом суду.

Уколико се, на пример, повећа притисак у равнотежном суду у којем се дешава реакција водоника и азота, равнотежа се помера у смеру мањег броја молекула гаса, што је у овом случају смер настајања амонијака (NH_3) (слика 7.27).



Слика 7.27. Приказ утицаја смањења запремине односно повећања притиска на равнотежу синтезе амонијака

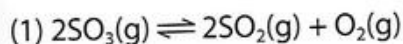


РАЗМИСЛИ: објасни промену боје реакционе смеше која садржи безбојни N_2O_4 и смеђи NO_2 након смањења запремине реакционог суда (слика 7.28).

ОБЈАШЊЕЊЕ: у стању равнотеже реакциона смеша садржи одређену количину обе супстанце. Након смањења запремине, тј. повећања притиска, повећава се концентрација обе супстанце, при чему се то уочава као појачавање интензитета боје. Равнотежа се затим помера у смеру мањег броја гасовитих молекула, а тиме се мења и боја, јер жутосмеђи азот(IV)-оксид прелази у безбојни N_2O_4 .

Уколико се притисак у реакционом суду повећа, равнотежа се помера у смеру мањег броја молекула гаса, и обрнуто.

Утицај притиска може се разматрати у односу на промену брзина повратне и директне реакције. На пример, уколико се притисак у суду у којем је успостављена равнотежа (1) смањи два пута, промениће се брзине и директне и повратне реакције.

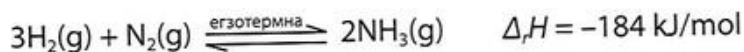


Применом закона о дејству маса може се израчунати да се брзина директне реакције смањује четири пута, а повратне осам пута. То значи да се равнотежа помера у смеру директне реакције, јер је то реакција која је у том тренутку бржа, што је у складу с померањем равнотеже у смеру већег броја молекула гаса.

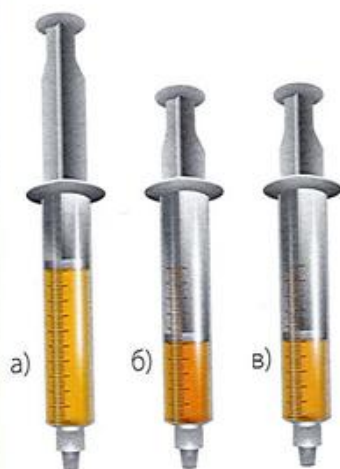
Утицај температуре на равнотежу

За разлику од утицаја концентрације и притиска учесника реакције, утицај температуре огледа се и у промени вредности константе равнотеже. На основу Ле Шателеовог принципа може се одредити смер померања равнотеже услед промене температуре, али не и нова вредност константе равнотеже.

Да би се разматрао утицај температуре на равнотежу, мора се знати топлотни ефекат посматране реакције, тј. да ли је реакција егзотермна или ендотермна. На пример, реакција синтезе амонијака има негативну вредност реакционе топлоте. Знак промене енталпије реакције односи се на директну реакцију, што значи да је та реакција егзотермна, а повратна је, према томе, ендотермна (слика 7.29).



Уколико се повиси температура у систему, равнотежа ће се нарушити. Након тога, равнотежа се поновно успоставља тако што се фаворизује реакција која везује топлоту, тј. ендотермна реакција, а у овом случају повратна. Повишењем температуре



Слика 7.28. Утицај смањења запремине односно повећања притиска на равнотежни систем $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$.
а) Равнотежно стање
б) Тренутак након смањења запремине
в) Померање равнотеже услед смањења запремине

Слика 7.29. Дијаграм енергетских промена повратне реакције



Повишење температуре помера равнотежу у смеру ендотермне реакције.

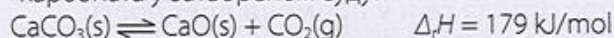
У супротном, уколико се снизи температура, фаворизује се егзотермна реакција и систем се помера у смеру те реакције. У случају синтезе амонијака то је смер директне реакције.

Снижење температуре помера равнотежу у смеру егзотермне реакције.

ПРИМЕР 7.15. Утицај различитих фактора на положај равнотеже



Објасни утицај наведених фактора на положај равнотеже разлагања калцијум-карбоната у затвореном суду:



- Додатак 10 g CaO у равнотежну смешу.
- Повећање парцијалног притиска CO_2 .
- Снижење температуре.

Која ће од наведених промена утицати на вредност константе равнотеже те реакције и на који начин?

РЕШЕЊЕ

- Калцијум-оксид је при датим условима чврстог агрегатног стања, те се због тога не мења концентрација, а тиме ни положај равнотеже.
- Када се повећа парцијални притисак угљеник(IV)-оксида, равнотежа се помера улево.

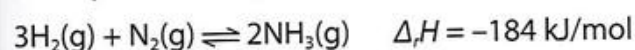
- Уколико се снизи температура, равнотежа се помера у смеру егзотермне реакције, што је у овом случају улево.

Промена температуре утиче на промену вредности константе равнотеже. У случају ендотермне реакције, каква је ова, вредност константе равнотеже повећава се с повишењем температуре.

Примена Ле Шателјеовог принципа

Научници Фриц Хабер и Карл Бош анализирали су примену Ле Шателјеовог принципа ради повећања приноса амонијака током синтезе. Амонијак се у великој мери користи за добијање различитих вештачких ђубрива, па је због тога поступак добијања амонијака значајан за развој индустрије и пољопривреде (слика 7.30).

На основу једначине реакције уочава се да повећање притиска, као и снижавање температуре, доводи до померања равнотеже у смеру настајања амонијака.



Уколико се, према томе, синтеза амонијака одиграва при таквим условима, може се постићи максимално искоришћавање полазних сировина – водоника и азота. Међутим, при сниженим температурама брзине директне, као и повратне реакције, јесу мале, па то утиче на трајање производње. Због тога су ти научници експериментално одредили да је оптимална температура при којој се постиже „компромис“ услова Ле Шателјеовог принципа и оптималне брзине реакције температура од 500 °C. Хабер–Бошов поступак представља индустријско добијање амонијака при повишеном притиску и температури, при чему је принос амонијака максималан.

Постоји и велики број различитих равнотежних реакција које се дешавају у живим организмима, при чему се равнотеже померају на тачно одеђен начин тако да организам увек исто економично функционише. На пример, везивање кисеоника за молекул хемоглобина у плућима дешава се при одређеном парцијалном притиску тог гаса. Свака промена притиска доводи до померања те равнотеже и одступања у нормалном функционисању организма.



Слика 7.30. Складиште амонијака. Амонијак има велику примену у производњи различитих супстанци и као средство за чишћење.

Сазнај у којој се фабрици у нашој земљи производи амонијак и како се Ле Шателјеов принцип користи у пракси.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Наведи факторе који утичу на положај равнотеже.
2. Објасни на који начин на положај равнотеже утиче промена:
а) температуре, б) притиска.
3. На који ће начин на положај равнотеже утицати:
а) снижење температуре, б) смањење притиска?
 $\text{A}(\text{g}) + 2\text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{g}) + \text{Г}(\text{g}) \quad \Delta_r H < 0$
4. На који је начин потребно променити притисак у суду, односно температуру, да би се повећала равнотежна концентрација амонијака при његовој синтези ($\Delta_r H < 0$)?
5. Објасни утицај катализатора на успостављање равнотеже при повратним реакцијама.

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Енергетске промене при хемијским реакцијама. Топлота реакције. Егзотермне и ендотермне реакције. Енергија активације. Реакциона топлота. Хесов закон. Ефикасан судар. Брзина хемијске реакције. Закон о дејству маса. Константа брзине хемијске реакције. Катализатори. Ензими. Повратне (реверзибилне) и неповратне (иреверзибилне) реакције. Хемијска равнотежа. Константа равнотеже. Ле Шателјеов принцип.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Хемијске реакције јесу хемијске промене при којима од једне или више супстанци настају нове супстанце.
- Ендотермне реакције јесу реакције при којима се узима топлота из околине, а при егзотермним реакцијама топлота се ослобађа у околину.
- Топлота реакције јесте количина топлота која се веже или ослободи при хемијској реакцији.
- Промена енталпије реакције једнака је топлоти реакције при константном притиску.
- Енергија активације је минимална количина енергије коју треба довести реактантима да би реакција почела.
- Према Хесовом закону, при прелазу система из једног у друго стање, количина везане или ослобођене топлоте не зависи од тока којим се дата реакција десила, тј. једнака је без обзира на то да ли се реакција дешава у једном или више корака.
- Ефикасан (успешан) судар је судар при којем од честица реактаната настају нове честице (производи реакције).
- Према закону о дејству маса (Гулдберг-Вагеовом закону), брзина је директно пропорционална концентрацији реактаната.
- Константа брзине хемијске реакције представља фактор пропорционалности између брзине хемијске реакције и концентрације реактаната.
- Катализатори су супстанце које додате у малој количини знатно убрзавају хемијске процесе, а из реакције излазе хемијски непромењени.
- Повратне (реверзибилне) реакције јесу реакције при којима настали производи реакције, при истим условима и у истом тренутку, могу међусобно реаговати, тако да се реакција дешава у оба смера истовремено.
- Хемијска равнотежа настаје када се при одређеној константној температури изједначе брзине директне и повратне реакције.
- Константа равнотеже хемијске реакције, према закону о дејству маса, представља однос константи брзина директне и повратне реакције.
- Према Ле Шателјеовом принципу важи да уколико се на систем у равнотежи делује одређеним спољашњим фактором, систем делује супротно том фактору да би умањио његов утицај и успоставио нову равнотежу.

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- разликујеш егзотермне и ендотермне реакције;
- наводиш шта је реакциона топлота, а шта стандардна енталпија настајања супстанце;
- тумачиш термохемијске једначине и процењујеш топлотне промене у физичким и хемијским процесима на основу експерименталних података;
- изведеш једноставнија термохемијска израчунавања;
- описујеш шта је ефикасан (успешан) судар;
- наводиш шта је енергија активације;
- пишеш изразе за брзину хемијске реакције;
- одредиш утицај различитих фактора на брзину хемијске реакције применом закона о дејству масе;
- описујеш утицај различитих фактора на брзину хемијске реакције;
- процењујеш утицај промене брзине хемијске реакције на хемијске процесе у индустрији и свакодневном животу;
- описујеш принцип деловања катализатора;
- наводиш шта су ензими;
- описујеш ток успостављања хемијске равнотеже;
- израчунаш почетне и равнотежне концентрације учесника повратних реакција;
- наводиш факторе који утичу на равнотежу и описујеш њихов утицај на положај равнотеже;
- одређујеш на који начин различити фактори утичу на положај равнотеже;
- дискутујеш о значају хемијске равнотеже у хемијским и технолошким системима;
- експериментално испиташ понашање хемијских равнотежних система.

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

... о енергетској вредности хранљивих супстанци

Свако паковање намирница представља својеврсни извештај хемијске лабораторије о енергетским променама у току хемијских реакција.

Одаберите два паковања јестивих производа и на часу хемије проучите декларацију на паковању. Примените знање и на разумевање састава датог производа, али и на податке о енталпији, односно енергетској вредности хранљивих супстанци у датом производу.

У разговору размените знања о нутриционизму и особама које се тиме баве. Колико је њихов посао везан за област термохемије? Да ли познајете неког нутриционисту? Ако га познајете, покушајте да од њега сазнате више о том занимању, али и да уочите колико су хемијска знања важна и за друге професије и хобије.



... о равнотежним процесима у живим организмима

У живим организмима велики број реакција јесу повратне реакције. Различите равнотежне реакције које се дешавају у живим организмима при различитим условима се на тачно одређен начин померају под утицајем спољашњих фактора, тако да организам увек на исти начин економично функционише.

Проучи један од таквих примера: везивање кисеоника за молекул хемоглобина у плућима. Сазнај на који начин парцијални притисак кисеоника утиче на везивање кисеоника за молекул хемоглобина. Сазнај и на који начин смањење или повећање парцијалног притиска, на пример при рођењу или на великим надморским висинама, утиче на равнотежу везивања кисеоника за хемоглобин, а самим тим и на нормално функционисање организма.



... садржајима из додатне литературе

• Одређивање топлоте сагоревања:

<http://www.chm.davidson.edu/vce/calorimetry/heatofcombustionofmethane.html>

• Теорија судара:

<http://www.chemguide.co.uk/physical/basicrates/introduction.html#top>

• Хемијска равнотежа:

<http://www.chem1.com/acad/webtext/chemeq/>

• Ле Шателјеов принцип:

<http://chemistry.tutorvista.com/physical-chemistry/equilibrium-constants-detail-study.html#conditions-that-affect-the-equilibrium>





- На основу описа одреди који је процес ендотерман, а који екзотерман.
 - Испаравање воде је процес који везује топлоту из околине.
 - Сагоревање супстанци из дрвета ослобађа топлоту у околину.
- Одреди на који начин наведене промене утичу на брзину хемијске реакције.

Промене:

 - смањење концентрације реактанта,
 - мешање течних реактанта,
 - додатак катализатора.
- Опиши деловање катализатора на хемијске реакције. Шта су ензими?
- Опиши разлике између повратних и неповратних хемијских реакција.
- На основу описа, односно термохемијске једначине, одреди да ли је реакција ендотермна или екзотермна.
 - У реакцији цинка и хлороводоничне киселине ослобађа се топлота у околину.
 - $C(s) + 1/2O_2(g) \rightarrow CO(g) \quad \Delta_r H < 0.$
 - $H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + 1/2O_2(g) \quad \Delta_r H > 0.$
 - Разлагање калцијум-карбоната при повишеној температури.
- Сагоревањем 180 g шећера глукозе ослободи се 2850 kJ топлоте. Колико ће се енергије ослободити у организму када се разложе састојци хране који садрже 100 g тог шећера?
- Како се назива принцип на основу којег се разматра утицај различитих фактора на хемијску равнотежу?



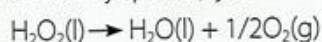
- Нацртај дијаграм енергетских промена при екзотермној реакцији сагоревања водоника, при чему настаје вода, и на дијаграму означи промену енталпије реакције, као и енергију активације.
- Протумачи термохемијске једначине.
 - $C(s) + 1/2O_2(g) \rightarrow CO(g) \quad \Delta_r H = -110 \text{ kJ/mol}$
 - $H_2(g) + 1/2O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \quad \Delta_r H = -286 \text{ kJ/mol}$
- Напиши изразе за брзине директне и повратне реакције применом закона о дејству маса на основу једначине реакције:
 - $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g),$
 - $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g).$
- Опиши шта је ефикасан судар и који су услови потребни да би се десио.
- У којем ће се смеру померити равнотежа реакције уколико се:
 - повећа концентрација сумпор(IV)-оксида,
 - смањи притисак у реакционом суду? $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$
- Напиши израз за константу равнотеже на основу једначине реакције:
 - $2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g),$
 - $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g),$
 - $Fe(s) + 2Ag^+(aq) \rightleftharpoons 2Ag(s) + Fe^{2+}(aq).$
- Колико износи константа равнотеже реакције $2A(g) + B(s) \rightleftharpoons B(s) + \Gamma(g)$ уколико се у тренутку равнотеже у суду запремине 2 dm³ налази 1 mol супстанце А, односно 0,5 mol супстанце Г?
- Загревањем алуминијума на ваздуху настаје алуминијум-оксид. Термохемијска једначина реакције јесте: $Al + 3/2O_2 \rightarrow Al_2O_3, \quad \Delta_r H = -1670 \text{ kJ/mol}.$ Колико се топлоте ослободи када сагори 4 mol атома алуминијума?
- Наведи најмање четири карактеристике катализатора.
- Одабери погодан пример и опиши примену Ле Шателјеовог принципа у хемијској индустрији.

18. Колика је стандардна енталпија реакције синтезе амонијака из елемената уколико је познато да се при настајању 3,4 g амонијака ослободи 18,4 kJ топлоте?

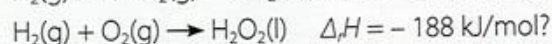
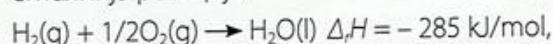
19. Колико се топлоте ослободи сагоревањем 80 g бензена (C_6H_6) до угљеник(IV)-оксида и воде ако је познато да при датим условима сагори 72% те супстанце, а да је топлота сагоревања 3 169 kJ/mol?

20. Колико износи почетна концентрација N_2O_4 ако се при одређеној температури у суду запремине 0,5 dm³ у стању равнотеже налази 0,181 mol N_2O_4 и 0,138 mol NO_2 ?

21. Колико износи стандардна промена енталпија реакције:

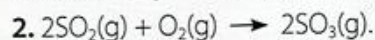
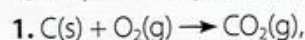


уколико су познате стандардне промене енталпија реакција:



22. На који ће се начин променити брзина реакције уколико се:

- а)** концентрација $O_2(g)$ повећа три пута,
б) запремина суда повећа два пута?



23. На који је начин потребно променити притисак односно температуру при реакцији $A(g) + B(g) \rightleftharpoons \Gamma(g)$ $\Delta H > 0$ да би се повећала равнотежна концентрација супстанце B?

24. Колико износе равнотежне концентрације водоника, јода и јодоводоника уколико су почетне концентрације јода и водоника једнаке и износе 0,01 mol/dm³, а константа равнотеже реакције има вредност 1?

25. На одређеној температури 12 mol молекула SO_3 додато је у суд запремине 3 dm³, при чему се десила реакција према једначини $2SO_3(g) \rightleftharpoons 2SO_2(g) + O_2(g)$. Након успостављања равнотеже у посуди су 3 mol молекула SO_2 . Израчунај равнотежне концентрације супстанци.

26. Експериментално је испитивана реакција $A(g) + B(g) \rightleftharpoons B(g)$ и добијени су резултати:

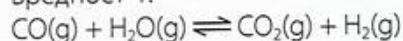
Почетне концентрације (mol/dm ³)	Експеримент			
	1	2	3	4
A	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$2 \cdot 10^{-1}$	$4 \cdot 10^{-1}$
B	$1 \cdot 10^{-1}$	$2 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$	$1 \cdot 10^{-1}$
Почетна брзина реакције (mol dm ⁻³ s ⁻¹)	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$2,5 \cdot 10^{-4}$	$5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$

Одреди:

а) ред реакције, **б)** израз за брзину реакције, **в)** константу брзине реакције.

27. Топлоте реакција потпуног сагоревања водоника, графита и метана износе редом: -285,8, -393,5, и -890,4 kJ/mol. Колико износи стандардна енталпија настајања метана?

28. У посуди запремине 2 dm³ налази се по $6 \cdot 10^{20}$ молекула водоника, угљеник(IV)-оксида, воде и угљеник(II)-оксида у гасовитом агрегатном стању. Колико износе равнотежне концентрације тих супстанци уколико константа равнотеже повратне реакције на одређеној температури има вредност 4?



29. Водени гас садржи еквимоларну смешу водоника и угљеник(II)-оксида и користи се као гориво. Колико се топлоте ослободи уколико се водени гас запремине 1 dm³ мерено при притиску од 100 kPa и на температури од 10 °C сагори? (Топлоте сагоревања водоника и угљеник(II)-оксида су -285,5 kJ/mol, односно -283 kJ/mol.)



ДОДАТНО О ХЕМИЈСКИМ РЕАКЦИЈАМА

Доказ да је дошло до хемијске реакције може бити појава талога, промена боје, појава светлости, појава гаса или промена температуре (стр. 36).

Уради
пројектни
задатак...



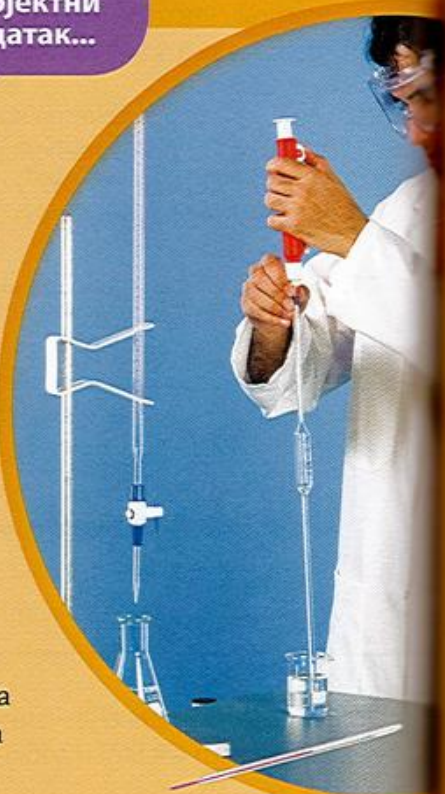
Термометријска титрација

Формирајте групу која ће сараднички и уз подељене улоге и задатке радити на овом пројектном задатку. Окушајте се у претраживању литературе (користите кључне речи из наслова и наведене описе), самосталном усвајању нових садржаја и осмишљавању експерименталне процедуре.

Потребно је да осмислите начин на који се може одредити непозната концентрација раствора натријум-хидроксида. Поступак треба да се заснива на ономе што сте научили у овој области (лекција 7.1 и 7.2) и претходним областима. У поступку се морају користити бирета, термометар и раствор хлороводоничне киселине познате концентрације, као и други прибор и посуђе.

Титрација је поступак који ћете истим супстанцама (исте реакције), али у нешто друкчијем облику, радити на часовима лабораторијских вежби у току обраде следеће наставне области, а сада се о том поступку самостално информишите ради решавања постављеног задатка. Уколико постоји могућност, урадите и практични део задатка – тестирајте свој предложени поступак.

Уколико вам је потребно додатно усмеравање, прочитајте крајке најоме и тражите информације с наведене интернет адресе.



Слика 7.31. Припремне операције за титрацију

Напомене:

- Титрација: у водени раствор супстанце у ерленмајеру познате запремине, а непознате концентрације (титранд), додаје се из бирете, у капима, други водени раствор супстанце познате концентрације (титрант), која реагује с првом у тачно одређеном стехиометријском односу. На основу утрошене запремине титранта и стехиометријских односа, одређује се непозната концентрација титранда.
- За поступак је потребан погодан начин одређивања краја реакције. То могу бити супстанце које мењају боју и тиме указују на крај реакције (индикатори, стр. 236), али могу се користити и промена температуре и други начини одређивања краја титрације.
- Поступак одређивања непознате концентрације натријум-хидроксида помоћу раствора хлороводоничне киселине познате концентрације траженом методом описан је и на интернет адреси www.rsc.org/learn-chemistry (Потребно је претражити садржаје и превести их на српски језик.)

КИСЕЛИНЕ, БАЗЕ И СОЛИ

Свако једињење, без обзира на број састојака, може се поделити на два дела, један који је позитивно и један који је негативно наелектрисан.

Ј. Ј. Берцелијус

8.1. Раствори електролита.

Електролитичка дисоцијација

8.2. Јаки и слаби електролити

8.3. Концентрација јона у воденим растворима електролита

8.4. Јонске реакције

8.5. Протолитичка теорија киселина и база

8.6. Протолитичка равнотежа у води

8.7. pH вредност водених раствора

Пре него што почнеш, понови градиво о:

- електролитичкој дисоцијацији,
- Аренијусовој теорији киселина и база,
- електролитима,
- киселинама, базама и солима,
- неутрализацији,
- pH вредности.

Потруди се да пре него што наставиш даље поновиш све што си учио/-ла у основној школи о електролитичкој дисоцијацији.

Електролити

могу бити киселине, базе и соли.

Слика 8.1.

Електропроводљивост различитих супстанци:
а) киселине, б) базе, в) соли, г) хемијски чисте воде (неелектролит).
Сијалица светли када кроз коло протиче струја.

8.1. Раствори електролита. Електролитичка дисоцијација

Основна карактеристика електролита јесте то што њихови растопи или раствори проводе електричну струју. Уколико се у посуду с растопом или раствором електролита убаце металне плочице (електроде¹) спојене металним проводницима са извором струје и сијалицом као индикатором, сијалица светли (слика 8.1). Електропроводне честице у растопу или раствору електролита јесу јони.

Електролити су супстанце чији растопи или раствори садрже покретљиве јоне и проводе електричну струју.

Супстанце чији растопи или раствори не могу да проводе електричну струју јесу **неелектролити**. Електролити могу бити киселине, базе и соли, а неелектролити су, на пример, хемијски чиста вода, алкохоли, угљени хидрати, масти, уља и сл. (слика 8.1).



Када се јонска супстанца истопи на високој температури, настаје растоп који садржи покретљиве јоне који могу да проводе електричну струју. Међутим, јонске супстанце чврстог агрегатног стања нису проводници, јер су јони повезани јаким јонским везама и нису слободни.

Уколико се киселина, база или со раствори у поларном растварачу (најчешће води), дешава се процес електролитичке дисоцијације. Тај процес објаснио је научник Сванте Аренијус, па је познат и као Аренијусова теорија електролитичке дисоцијације.

Електролитичка дисоцијација је процес разлагања јонских и одређеног броја поларних ковалентних супстанци на јоне под утицајем поларних молекула растварача.

Електролитичка дисоцијација

¹ Електроде служе као контакт између проводника и извора струје с једне и електролита с друге стране.

Хидроксиди и соли изразитих метала имају јонске кристалне решетке. У процесу електролитичке дисоцијације, под утицајем молекула воде, јонска кристална решетка се разлаже, јони се одвајају и хидратишу (слика 8.2). То се може представити једначинама дисоцијације:

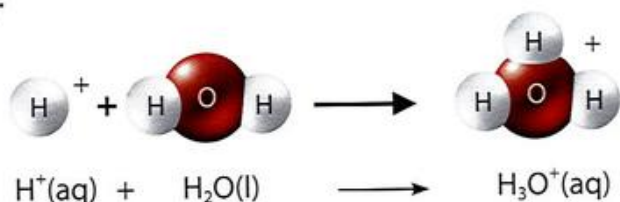


Поларне ковалентне супстанце под утицајем молекула воде дисосују тако што долази до раскидања најполарније везе (најчешће је то -O-H веза) у молекулу.

Веза се раскида тако да се раздвајају атоми водоника и кисеоника, при чему два електрона из везе остају на атому кисеоника. Тиме атом кисеоника постаје негативно, а атом водоника позитивно наелектрисан. При том процесу настају позитивни јони водоника (протони) и негативни јони киселинског остатка.



Позитиван јон водоника веже се за молекуле воде градећи различите сложене честице, од којих је најважнија **хидронијум-јон** (H_3O^+) (слика 8.3).



Позитиван јон водоника и хидронијум-јон често се, због једноставности, појмовно изједначавају, тако да се могу користити ознаке оба јона. Збирно се за процес који се дешава растварањем киселине у води може приказати једначина:

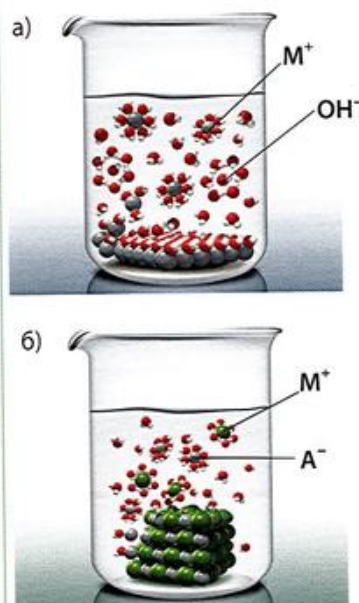


На темељу теорије електролитичке дисоцијације, Аренијус је поставио **теорију киселина и база**. Пре Аренијусове теорије постојале су различите теорије које су киселине класификовале као посебну групу једињења веома сличних својстава, а након ње установљене су и друге теорије. Ипак, Аренијусова теорија се одржала јер на најједноставнији начин дефинише појам киселина и база и погодна је за примену.

Опште формуле

MA (ем-а) – со
MOH (ем-о-ха) – хидроксид
HA (ха-а) – киселина

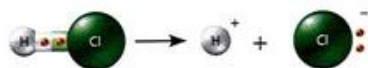
Слика 8.2.
Приказ електролитичке дисоцијације:
а) хидроксида и
б) соли изразитог метала



Слика 8.3.
Приказ настајања хидронијум-јона (H_3O^+)

Аренијусова теорија киселина и база

Киселине према
Аренијусовој теорији



Слика 8.4.

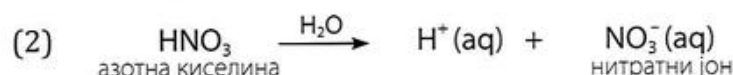
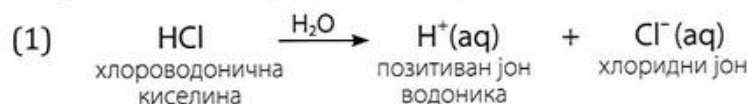
Приказ дисоцијације
молекула HCl

Реч...

...кисеоник *йодиче*
од речи *киселина*, јер
је научник А. Лавоазје
киселине издвојио као
йосебну класу једињења
киселој укуса, а који је,
йрема његовом мишљењу,
йодичао од ајџома
кисеоника. Касније је
ојшкривено да молекули
киселина не морају
увег садржаџи ајџома
кисеоника.

Киселине су, према Аренијусовој теорији, електролити који дисоцијацијом у води као позитивне јоне дају искључиво позитивне јоне водоника, протоне (H^+).

Монопротичне киселине дају један протон и то су, на пример, хлороводонична (1) (слика 8.4) и азотна киселина (2).



Полипротичне киселине могу да дају два или више позитивна јона водоника и у води дисосују постепено. На пример, сумпорна киселина је дипротична киселина и дисосује у два корака (3, 4), а електролитичка дисоцијација те киселине може се приказати и укупном једначином (5).



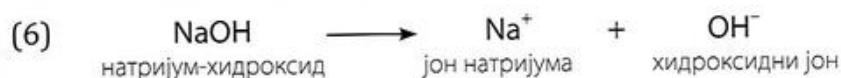
При дисоцијацији кисеоничних киселина јони киселинских остатака остају у облику молекулског јона. Јони киселинских остатака су, на пример, нитратни (NO_3^-), фосфатни (PO_4^{3-}) и други, а наелектрисање јона киселинског остатка може се одредити према броју атома водоника у молекулу киселине.

Табела 8.1. Формуле и називи важних киселина и одговарајућих јона киселинских остатака

Формула киселине	Назив киселине	Формуле и називи јона киселинских остатака		
HCl	хлороводонична киселина	Cl^-	хлоридни јон	
HNO_3	азотна киселина	NO_3^-	нитратни јон	
HNO_2	азотаста киселина	NO_2^-	нитритни јон	
H_2SO_4	сумпорна киселина	HSO_4^-	хидрогенсулфатни јон	SO_4^{2-} сулфатни јон
H_3PO_4	фосфорна киселина	$H_2PO_4^-$	дихидрогенфосфатни јон	HPO_4^{2-} хидрогенфосфатни јон PO_4^{3-} фосфатни јон
CH_3COOH	сирћетна или етанска киселина	CH_3COO^-	ацетатни или етаноатни јон	
H_2CO_3	угљена киселина	HCO_3^-	хидрогенкарбонатни јон	CO_3^{2-} карбонатни јон

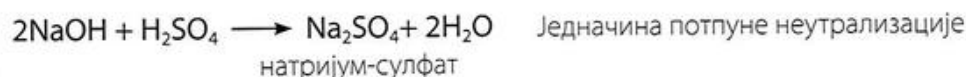
Базе су, према Аренијусовој теорији, електролити који дисоцијацијом у води као негативне јоне дају искључиво хидроксидне јоне (OH^-).

На пример, натријум-хидроксид и баријум-хидроксид су базе које у води дисосују и дају хидроксидне јоне (6, 7).

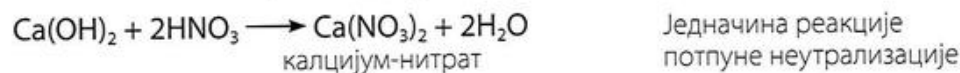
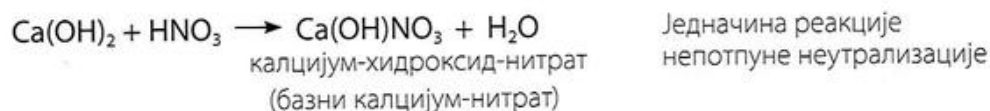


Водени раствори база и киселина мењају боју појединих супстанци (киселинско-базних индикатора) на карактеристичан начин, а међусобном реакцијом дају соли (реакција неутрализације).

Реакција неутрализације може бити потпуна и непотпуна. На пример, у реакцији натријум-хидроксида и сумпорне киселине може настати натријум-сулфат (Na_2SO_4), односно у реакцији непотпуне неутрализације натријум-хидрогенсулфат (NaHSO_4). По традиционалном систему називања соли, NaHSO_4 може се именовати као натријум-бисулфат или кисели натријум-сулфат.



На сличан начин, у реакцији калцијум-хидроксида и азотне киселине могу настати две врсте соли: калцијум-нитрат и калцијум-хидроксид-нитрат, односно по традиционалном систему именовања соли базни калцијум-нитрат.



Соли могу бити:

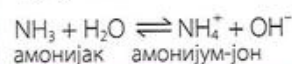
- нормалне – настају потпуном неутрализацијом,
- киселе – настају непотпуном неутрализацијом тако што један или више атома водоника остају у саставу киселинског остатка и могу се у наредном ступњу неутрализације заменити,
- базне – настају непотпуном неутрализацијом тако што један или више хидроксидних јона из базе остаје у саставу соли.

Базе према Аренијусовој теорији



Амонијак је база

Амонијак је база која у води не дисосује, али у реакцији с водом, слично Аренијусовим базама, даје хидроксидне јоне. Због тога се и амонијак сврстава у групу база.



Реакција неутрализације

Примери различитих врста соли

NaCl – нормална со,

NaHSO_4 – кисела со,

Ba(OH)NO_3 – базна со.

Дисоцијација
нормалних соли у
води

При дисоцијацији нормалних соли у води долази до раздвајања јона из кристалне решетке соли и њихове хидратације.



Једначина дисоцијације соли

Амонијум и сличне соли органских база не садрже јон метала, али дисосују на сличан начин као и соли метала.



Једначина дисоцијације амонијум-соли

Након дисоцијације могу се десити и други процеси, о чему ћеш учити у вишим разредима.

Киселинско-базни индикатори јесу супстанце које могу да се користе за квалитативно разликовање водених раствора Аренијусових киселина и база. Те супстанце мењају боју у зависности од киселости раствора. Често коришћени киселинско-базни индикатори јесу лакмус (слика 8.5), фенолфталеин (боји се љубичасто у растворима база, а безбојан је у растворима киселина) и метил-оранж (жуте боје је у раствору базе, а црвене у раствору киселине).

Слика 8.5. Боје лакмус хартија у воденом раствору киселине, односно базе

а)



Плава лакмус хартија у воденом раствору киселине

б)



Црвена лакмус хартија у воденом раствору базе



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Шта су електролити, а шта неелектролити?
2. Који је научник дефинисао електролитичку дисоцијацију?
3. Напиши једначине дисоцијације киселина чије су формуле:
а) H_2CO_3 , б) HNO_3 , в) HClO_3 , г) HNO_2 , д) HBr .
4. Напиши укупне једначине дисоцијације:
а) калијум-хидроксида, б) цезијум-хидроксида,
в) баријум-хидроксида, г) калцијум-нитрата.
5. Напиши једначину реакције амонијака с водом и наведи називе јона који притом настају.

УВЕЖБАЈ

Електролитичка дисоцијација је важан процес, а вештина писања једначина електролитичке дисоцијације једна од основних вештина и знања у општој хемији.

Појми прегледно у табели.

Табела А. Формуле, називи киселина, база и соли и јона који настају дисоцијацијом у води.
Једначине дисоцијације електролита

Формула електролита	Назив електролита	Једначина електролитичке дисоцијације (поступне)	Називи свих јона који се појављују у једначинама поступних дисоцијација
HCl	хлороводонична киселина	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	Cl^- -хлоридни јон +
NaNO_3	натријум нитрат	$\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$	јон натријума + нитратни јон
$\text{Ca(NO}_3)_2$	натријум нитрат	$\text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$	јон калцијума + нитратни јон
H_2SO_4	сумпорна киселина	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	позитиван јон + сулфатни јон
H_3PO_4	фосфорна киселина	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	позитиван јон + фосфатни јон
CH_3COOH	оцетна киселина	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	CH_3COO^- позитиван јон
H_2CO_3	угљена киселина	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	водонична и карбонатна
NaOH	натријум-хидроксид	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	натријум јон + хидроксидни јон
Ba(OH)_2	баријум-хидроксид	$\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	јон баријума, хидроксидни јон
Cu(OH)_2	бакар(II)-хидроксид	$\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^-$	јон бакара, хидроксидни јон
HCl	хлороводонична кис.	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	позитиван јон водоника и хлоридни јон
HCO_3^-	угљена кис.	$\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	хидрогенкарбонатни, карбонатни јон и позитиван јон водоника
$\text{Ca(HCO}_3)_2$	калцијум-дихидрогенокарбонат	$\text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$	јон калцијума и хидрогенкарбонатни јон
NH_4NO_3	амонијум-нитрат	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$	амонијум, нитратни јон
FeCl_2	гвожђе(II)-хлорид	$\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	јон гвожђа, хлоридни јон
CuSO_4	бакар(II)-сулфат	$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	бакарни јон, сулфатни јон
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	амонијум карбонат	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$	амонијум, карбонатни јон
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	гвожђе(III)-сулфат	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$	јон гвожђа, сулфатни јон

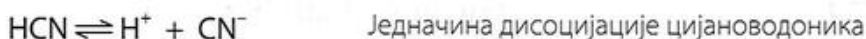
8.2. Јаки и слаби електролити

Раствори електролита проводе електричну струју, али могу имати различиту електричну проводљивост, јер се електролити разликују по јачини. Разлог је то што у већој или мањој мери дисосују у води.² Електролит који скоро у потпуности дисосује у води сматра се јаким електролитом, а електролити који слабо дисосују јесу слаби електролити (слика 8.6).

Слика 8.6. Мерење електричне проводљивости слабог (чаша лево) и јаког електролита (чаша десно)



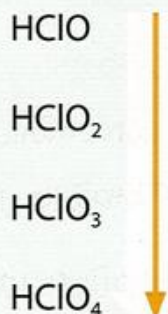
На основу једначине дисоцијације може се уочити да ли електролит потпуно или непотпуно дисосује. На пример, натријум-хлорид у води потпуно дисосује, док у воденом раствору цијановодоника постоји динамичка равнотежа између јона и недисосованих молекула.



Све соли су јаки електролити који у води скоро у потпуности дисосују. Одређен број соли слабо се раствара у води, али део соли који се раствара потпуно дисосује. На пример, калцијум-карбонат је со која се слабо раствара у води, а у засићеном раствору те соли не постоје недисосоване честице, већ само хидратисани јони.

Киселине и базе могу бити **јаки и слаби електролити**. За сваку киселину односно базу може се теоријски разматрати њена јачина са становишта структуре њених честица. Јачина киселина углавном зависи од присуства електронегативних атома у њиховим молекулима. На пример, уколико се упореде структуре молекула перхлорне (HClO_4), хлорне (HClO_3), хлорасте (HClO_2) и хипохлорасте киселине (HClO), уочава се да молекул перхлорне киселине садржи највише електронегативних атома, због чега се веза —O—H у молекулу те киселине лакше раскида под утицајем молекула воде и та киселина боље дисосује од осталих.

У смеру стрелице расте јачина кисеоничних киселина хлора



² Електрична проводљивост зависи и од природе јона.

За разматрање јачине електролита не примењује се увек исти приступ, јер у одређеним случајевима различити фактори утичу на јачину, као што су величина атома неметала у молекулу киселине, наелектрисање јона метала у кристалној решетки хидроксида и други фактори. Јаким киселинама сматрају се перхлорна киселина (HClO_4), хлорна киселина (HClO_3), сумпорна киселина (H_2SO_4), азотна киселина (HNO_3), већина халогеноводоничних киселина и неколицина других. Јаким базама сматрају се хидроксиди алкалних и земноалкалних метала.

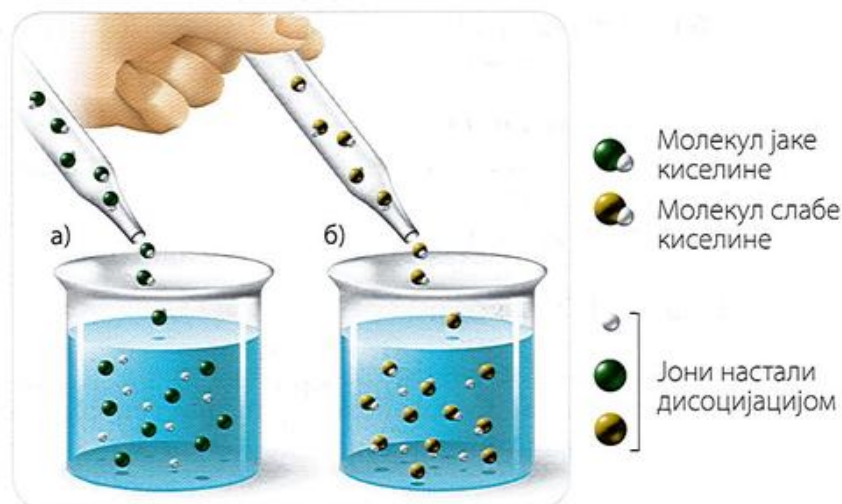
Јачина киселина и база огледа се и у њиховој реактивности према различитим супстанцама. На пример, јака и слаба киселина истих количинских концентрација реагују различитом брзином с комадићима магнезијума једнаке масе. Јача киселина реагује интензивније јер садржи већу концентрацију позитивних јона водоника (слика 8.7).

Физичке величине које могу да се користе као мера релативне јачине електролита јесу степен електролитичке дисоцијације и константа дисоцијације електролита.

Степен дисоцијације представља однос броја дисосованих молекула и укупног броја молекула електролита. Означава се грчким словом α (алфа).

$$\alpha = \frac{N_{\text{dis}}}{N_u}$$

Ознака N_{dis} представља број дисосованих молекула, а N_u укупан број молекула. Степен дисоцијације је неименован број, а може се изразити у процентима. Уколико је за киселину HA степен дисоцијације, на пример, 36%, то значи да од укупног броја молекула те киселине 36% дисосује, а 64% остаје у недисосованом облику (слика 8.8). Што је већи степен дисоцијације, то је електролит боље дисосован.

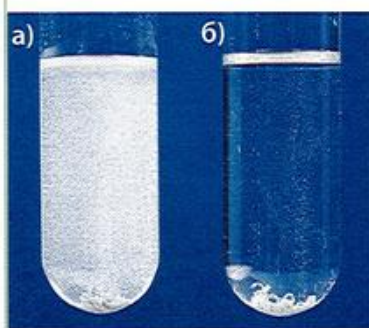


Јаке киселине

HClO_4 , HClO_3 , HI , HBr , HCl ,
 H_2SO_4 , HNO_3

Јаке базе

Хидроксиди алкалних метала (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH) и хидроксиди земноалкалних метала (Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2)³



Слика 8.7. Реакција магнезијума с раствором а) јаке и б) слабе киселине једнаких концентрација

Слика 8.8. Приказ дисоцијације а) слабог електролита и б) јаког електролита

На вредност степена дисоцијације слабих електролита утиче концентрација електролита, природа електролита и растварача, као и температура.

³ Магнезијум-хидроксид добро дисосује у води, али се од осталих база земноалкалних метала слабије раствара у води.

**ПРИМЕР 8.1.** Одређивање броја честица у раствору електролита

Израчунај број дисосованих и недисосованих молекула киселине НА уколико је укупан број молекула те киселине 35 000, а степен дисоцијације, при датим условима, 5%. Колико јона A^- има у том раствору?

РЕШЕЊЕ

На основу израза за степен дисоцијације може се одредити број дисосованих молекула:

$$\alpha = N_{\text{dis}}/N_u$$

$$N_{\text{dis}} = \alpha \cdot N_u = 5\% \cdot 35\,000$$

$$N_{\text{dis}} = 5/100 \cdot 35\,000 = 1\,750 \text{ молекула}$$

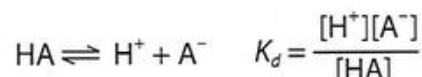
Број недисосованих молекула једнак је: $35\,000 - 1\,750 = 33\,250$.

Уколико је сваки од 1750 молекула НА дисосовао, настало је једнако толико јона H^+ и јона A^- .

То значи да је број јона A^- једнак 1750.

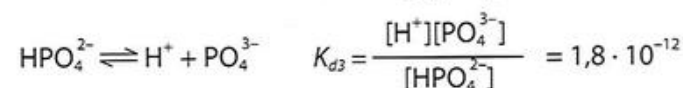
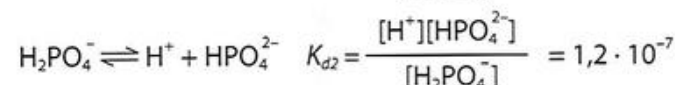
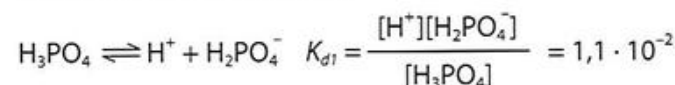
Константа дисоцијације >

Константа дисоцијације (K_d) представља константу равнотеже процеса дисоцијације. На основу закона о дејству маса може се написати израз за константу дисоцијације киселине НА.



У воденом раствору електролита НА концентрација јона је већа уколико је електролит јачи, што значи да је бројилац израза за константу дисоцијације већи, а самим тим и константа дисоцијације. Према томе, што је већа константа дисоцијације електролита, то је електролит јачи. Константа дисоцијације електролита зависи од природе електролита и температуре.

Полипротичне киселине имају за сваки корак посебну константу дисоцијације. Сваким кораком дисоцијације молекула киселине повећава се негативно наелектрисање јона киселинског остатка, чиме се смањује могућност одвајања позитивног јона водоника. Због тога се вредност константи дисоцијације смањује сваким кораком дисоцијације.



На сличан се начин мењају и константе дисоцијације полихидроксидних база с порастом позитивног наелектрисања честице настале дисоцијацијом хидроксидног јона.

Због тога што константе дисоцијације имају вредности много мање од јединице, записују се помоћу степена са основом 10, на пример $1 \cdot 10^{-3}$. Да би се ти бројеви записали у облику пригоднијем за поређење, користе се pK_d вредности. На пример, уколико је $K_d = 1 \cdot 10^{-3}$, постоји зависност:

$$pK_d = -\log K_d = 3 \quad (\text{чита се „пе-ка-де је негативан логаритам вредности константе дисоцијације“}).$$

Уколико није друкчије наглашено, „log“ је у вези са изложоцем броја 10 и то је декадни логаритам. Веза између pK_d и константе дисоцијације може се изразити и као: $K_d = 10^{-pK_d}$.

Ако вредности константи дисоцијација три различите киселине износе редом $1 \cdot 10^{-3}$, $1 \cdot 10^{-7}$ и $1 \cdot 10^{-11}$, њихове pK_d вредности износе 3, 7 и 11. У случају да константа дисоцијације има вредност $A \cdot 10^{-3}$, при чему је А различито од 1, вредност pK_d израчунава се помоћу калкулатора. На пример, када је $K_d = 1,2 \cdot 10^{-3}$, pK_d је 2,9 (стр. 190).

ПРИМЕР 8.2. Поређење јачине киселина на основу вредности константи дисоцијација

На основу вредности константи дисоцијација поређај формуле киселина према јачини, од најслабије ка најјачој.

$$K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5};$$

$$K_d(\text{HClO}) = 3,0 \cdot 10^{-8};$$

$$K_d(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}.$$

РЕШЕЊЕ

Што је већа константа дисоцијације киселине, то је киселина јача. Редослед киселина према јачини: $\text{HClO} < \text{CH}_3\text{COOH} < \text{HNO}_2$.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Шта су: а) јаки електролити, б) слаби електролити?
2. На основу којих физичких величина може да се одреди релативна јачина киселина и база?
3. Колико износи степен дисоцијације базе МОН уколико од 1 000 000 честица МОН у раствору има 360 000 јона OH^- ?
4. Које су од киселина и база јаки електролити?
а) Киселине: H_2SO_4 , HNO_2 , HCOOH , HCN , HNO_3 , HI , HF , HCl .
б) Базе: NaOH , LiOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NH_3 .
5. Напиши израз за константу дисоцијације киселине чија је формула HCN .

Реч...

.... логаритам пошиче
од две грчке речи:
logos – однос,
arithmus – број.

Више...

... О РАСТВОРИМА
СЛАБИХ
ЕЛЕКТРОЛИТА

РАЗМИСЛИ: на који се начин у израз за константу дисоцијације може уврстити вредност степена дисоцијације за слаб електролит НА?

ОБЈАШЊЕЊЕ: уколико се у израз за константу дисоцијације електролита НА:

$$K_d = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

уврсте изрази за концентрацију јона и недисосованих молекула:

$[H^+] = [A^-] = \alpha \cdot c$; $[HA] = c - \alpha \cdot c$, добија се израз:

$$K_d = \frac{\alpha \cdot c \cdot \alpha \cdot c}{c - \alpha \cdot c} = \frac{\alpha \cdot c \cdot \alpha \cdot c}{c(1 - \alpha)}, \text{ тј. } K_d = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha}$$

Добијени израз познат је као **Оствалдов закон разблажења**. Израз се може поједноставити у случају веома слабих електролита код којих је степен дисоцијације изузетно мале вредности.

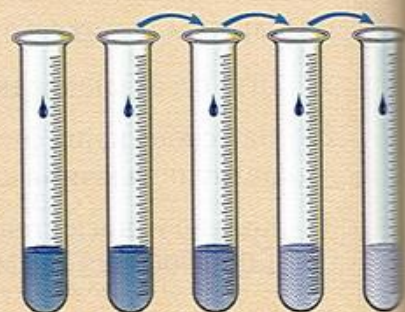
$$K_d = \alpha^2 \cdot c$$

На основу израза може се уочити да су концентрација и степен дисоцијације електролита на одређеној температури обрнуто пропорционални.

Што је мања концентрација слабог електролита, то је његов степен дисоцијације на одређеној температури већи, тј. с разблажењем слабих електролита расте њихов степен дисоцијације.

У разблаженим растворима слабих електролита већи број молекула растварања окружује честице електролита, чиме се поспешује дисоцијација молекула и већи је степен дисоцијације. То не мора да значи да ће такав електролит у већој мери проводити електричну струју и бити јачи, јер иако расте степен дисоцијације, број јона у раствору релативно је мали пошто је мала и концентрација.

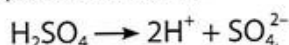
Експерименталним мерењем електричне проводљивости електролита добија се степен његове дисоцијације, а помоћу израза за константу дисоцијације и њена вредност.



Слика 8.9. Разблаживање раствора. Разблажење расте, а с њим расте и степен дисоцијације слабог електролита.

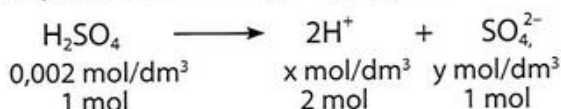
8.3. Концентрација јона у воденим растворима електролита

У воденом раствору јаке киселине позитивни јони водоника углавном потичу од киселине јер се количина тих јона из воде може у већини случајева занемарити. Концентрација јона водоника и јона киселинског остатка може се, према томе, одредити на основу концентрације киселине. На пример, уколико је концентрација сумпорне киселине $0,002 \text{ mol/dm}^3$, на основу једначине дисоцијације може се закључити да је концентрација јона водоника двоструко већа од концентрације киселине, а концентрација сулфатног јона једнака концентрацији дате киселине.



$$[\text{H}^+] = 2 \cdot 0,002 \text{ mol/dm}^3 = 0,004 \text{ mol/dm}^3, [\text{SO}_4^{2-}] = 0,002 \text{ mol/dm}^3$$

Концентрације јона могу да се израчунају према изразу $c_{\text{јона}} = a \cdot \alpha \cdot c$ или једноставним пропорцијама:



$$[\text{H}^+] = x = 0,004 \text{ mol/dm}^3, [\text{SO}_4^{2-}] = y = 0,002 \text{ mol/dm}^3$$

Израчунавање концентрације јона у воденим растворима јаких база слично је као у случају киселина. На пример, у воденом раствору калијум-хидроксида (KOH) концентрације $0,1 \text{ mol/dm}^3$ има $0,1 \text{ mol/dm}^3$ хидроксидних јона и једнако толико јона калијума.

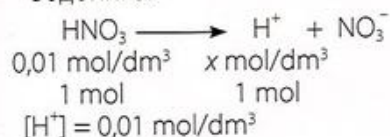
ПРИМЕР 8.7. Израчунавање концентрације јона у раствору јаке киселине односно јаке базе

Израчунај концентрацију:

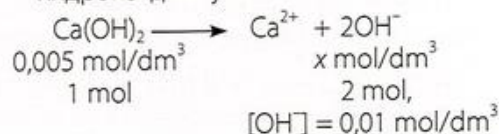
- јона водоника у воденом раствору азотне киселине, количинске концентрације $0,01 \text{ mol/dm}^3$,
- хидроксидних јона у воденом раствору $\text{Ca}(\text{OH})_2$, количинске концентрације $0,005 \text{ mol/dm}^3$.

РЕШЕЊЕ

- а) На основу једначине дисоцијације азотне киселине и пропорције израчуна се концентрација јона водоника.



- б) На основу једначине дисоцијације калцијум-хидроксида и пропорције израчуна се концентрација хидроксидних јона:



Концентрације јона у воденим растворима јаких електролита

Бјерум је јасно указао и доказао да за јаке електролите не постоји приметна равнотежа између недисосованих и дисосованих молекула и да постоји приличан број доказа који показују да такви електролити јесу потпуно дисосовани на јоне све до високих концентрација.

Петер Ј. Дебај и
Ерих А. Хикел





ПРИМЕР 8.8. Израчунавање концентрације јона у растворима соли јаке киселине и јаке базе

Одреди колико износе концентрације:

јона калцијума и хлоридних јона у воденом раствору који садржи 2,22 g калцијум-хлорида у 100,0 cm³ раствора.

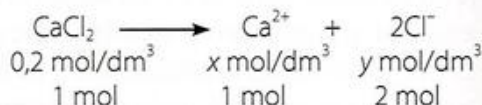
РЕШЕЊЕ

Прво се израчуна концентрација калцијум-хлорида.

$$n = m/M = 2,22 \text{ g} / 111 \text{ g/mol} = 0,02 \text{ mol}$$

$$c = n/V = 0,02 \text{ mol} / 0,1 \text{ dm}^3 = 0,2 \text{ mol/dm}^3$$

Затим се израчунају концентрације јона.



$$[\text{Ca}^{2+}] = x = 0,2 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-] = y = 0,4 \text{ mol/dm}^3$$

Концентрација јона у воденим растворима слабих електролита

Израчунавање концентрације јона

$$c_{\text{јона}} = a \cdot \alpha \cdot c$$

a – коефицијент

α – степен дисоцијације

c – концентрација електролита

У растворима слабих електролита, концентрација јона може се израчунати помоћу степена или константе дисоцијације. Овде ће бити објашњено како се то чини када је дат степен дисоцијације.

С обзиром на то да је збир концентрације јона и недисосованих молекула једнак укупној концентрацији електролита c , може да се добије веза између степена дисоцијације електролита и концентрације јона у раствору тог електролита.

$$c = [\text{HA}] + [\text{A}^-] = [\text{HA}] + [\text{H}^+]$$

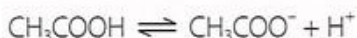
$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{c} = \frac{[\text{A}^-]}{c}$$

На основу израза може се израчунати концентрација јона у раствору електролита уколико су познате концентрација електролита и степен дисоцијације.

ПРИМЕР 8.9. Израчунавање концентрације јона у раствору слабе монопротичне киселине

Колико износе концентрације позитивних јона водоника, ацетатних јона и недисосованих молекула сирћетне киселине у раствору концентрације 0,001 mol/dm³ уколико је степен дисоцијације при датим условима 13%?

РЕШЕЊЕ



$$[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = a \cdot \alpha \cdot c = 0,001 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,13$$

$$[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,00013 \text{ mol/dm}^3 = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Концентрација недисосованих молекула је:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = c - \alpha \cdot c = 0,001 \text{ mol/dm}^3 - 0,00013 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,00087 \text{ mol/dm}^3 = 8,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$



Експерименталним одређивањем може се добити да је степен дисоцијације соли мањи од 1 (тј. 100%). У том случају израчунавање концентрације јона изводи се на идентичан начин као у случају слабих електролита.



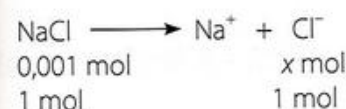
ПРИМЕР 8.10. Израчунавање броја јона у раствору соли

Колико хлоридних јона има у растворима описаним под а) и б)?

- а) Раствор који садржи 58,5 mg натријум-хлорида у 100 cm^3
 б) Раствор гвожђе(III)-хлорида концентрације $0,05 \text{ mol/dm}^3$ и запремине 100 cm^3 .
 (Експериментално одређен степен дисоцијације гвожђе(III)-хлорида при датим условима јесте 87%.)

РЕШЕЊЕ

$$\begin{aligned} \text{а) } n(\text{NaCl}) &= 0,0585 \text{ g} / 58,5 \text{ g/mol} \\ n(\text{NaCl}) &= 0,001 \text{ mol} \end{aligned}$$



$$n(\text{Cl}^-) = x = 0,001 \text{ mol}$$

$$N(\text{Cl}^-) = n \cdot N_A = 6 \cdot 10^{20}$$



$$[\text{Cl}^-] = a \cdot \alpha \cdot c = 3 \cdot 0,87 \cdot 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,13 \text{ mol/dm}^3$$

$$n(\text{Cl}^-) = cV = 0,013 \text{ mol}$$

$$N(\text{Cl}^-) = n \cdot N_A = 7,8 \cdot 10^{21}$$

Задатак може да се уради и помоћу одговарајућих пропорција.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Израчунај концентрацију јона водоника уколико је концентрација хлороводоничне киселине $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$.
- Колико износе концентрације јона калијума и бромидних јона када се помешају раствори под а) и б)?
 а) Раствор HBr, запремине 1 dm^3 и количинске концентрације $0,025 \text{ mol/dm}^3$.
 б) Раствор KOH који у 1 dm^3 садржи 1 mol те супстанце.
- Израчунај масу натријум-хлорида у 200 cm^3 раствора уколико је концентрација хлоридних јона у том раствору $0,5 \text{ mol/dm}^3$.
- Израчунај концентрацију хидроксидних јона у 50 cm^3 раствора базе BOH концентрације $0,1 \text{ mol/dm}^3$ и степена дисоцијације 7,0%.
- У којем је раствору већа концентрација хлоридних јона:
 а) у раствору NaCl количинске концентрације $0,1 \text{ mol/dm}^3$;
 б) у раствору FeCl_3 , $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ и степена дисоцијације 90%?

8.4. Јонске реакције

Јонске реакције су реакције које се дешавају између јона у растворима супстанци у води и другим поларним растварачима, најчешће воденим растворима. Да би дошло до јонске реакције, као производ реакције мора настати гасовита супстанца, слабо растворно једињење или једињење које слабо дисосује у води или другом поларном растварачу.

Уколико ниједан од производа реакције нема ниједно од наведених својстава, у воденом раствору не дешава се реакција. На пример, ако се помешају водени раствори натријум-нитрата ($\text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$) и калијум-хлорида ($\text{K}^+ + \text{Cl}^-$), не долази до реакције, јер не настаје ни талог, ни гасовита супстанца ни слабо дисосовано једињење.

Када се дате супстанце прикажу у облику у којем постоје у воденом раствору, тј. у потпуно дисосованом облику, добија се следећи запис:

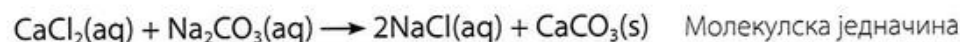


У једначини реакције не могу с леве и десне стране бити исте честице, јер то значи да нису ни учествовале у реакцији и због тога се уклањају из једначине. Када се то учини на датом примеру уочава се да водени раствори ових супстанци међусобно не реагују.

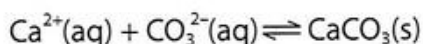
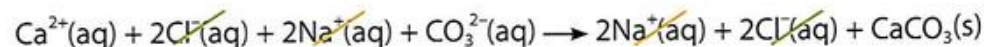
Јонске реакције при којима настаје талог

Једињења слабо растворна у води јесу, на пример, халогениди сребра (AgCl , AgBr , AgI), калцијум-карбонат, баријум-сулфат, гвожђе(II)- и гвожђе(III)-хидроксид, алуминијум-хидроксид и др. (табела 4 у Прилогу уџбеника).

Када међусобном реакцијом два водена раствора награде талог, то је јонска реакција. На пример, уколико се помеша водени раствор калцијум-хлорида и натријум-карбоната, настаје талог калцијум-карбоната (слика 8.10).

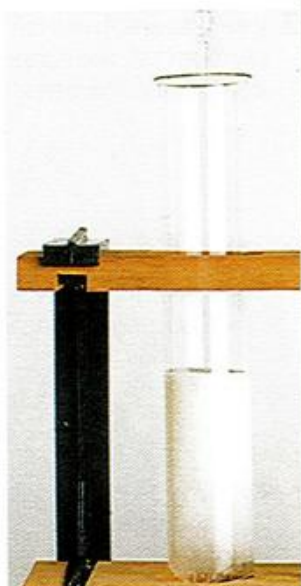


Уколико се супстанце које су дисосоване представе у јонском облику и из једначине уклоне ознаке јона који нису учествовали у реакцији, добија се јонска једначина.



Јонска једначина

Слика 8.10. Реакција таложења калцијум-карбоната



Примери једињења слабо растворних у води

Халогениди сребра (AgI , AgBr , AgCl), калцијум-карбонат, баријум-сулфат, гвожђе(II)-, гвожђе(III)- и алуминијум-хидроксид.

Будући да се све супстанце бар делимично растварају у води, тј. увек постоји динамичка равнотежа између процеса стварања и растварања талоба, јонске реакције увек су повратне, а равнотежа јонске реакције настајања талоба померена је у смеру настајања талоба.

ПРИМЕР 8.3. Писање јонске једначине реакције настајања талоба

Напиши једначину у молекулском и јонском облику реакције између разблажених раствора сребро(II)-нитрата и хлороводоничне киселине.

РЕШЕЊЕ

Једначина у молекулском облику јесте:

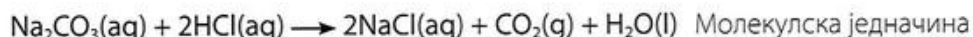


Сребро(II)-хлорид је једињење слабо растворно у води (талог).



Јонске реакције при којима настаје супстанца гасовитог агрегатног стања

Када се сипа хлороводонична киселина на натријум-карбонат, настаје гас угљеник(IV)-оксид (слика 8.11). Једначине реакције у молекулском и јонском облику могу да се представе на следећи начин:



На сличан начин могу настати и друге гасовите супстанце, као што су водоник-сулфид из сулфида и хидрогенсулфида, угљеник(IV)-оксид из хидрогенкарбоната, а дејством јаке базе амонијак из амонијум-соли и др.

Јонске реакције при којима настаје слабо дисосовано једињење

Слабо дисосована једињења могу бити слабе базе, односно слабе киселине, при чему се у ту групу могу сврстати и вода, алкохоли и одређен број органских једињења која се растварају у води.

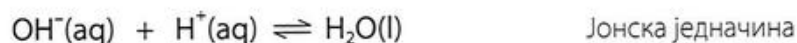
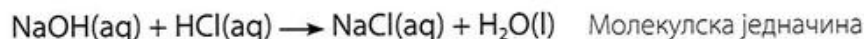
Најважнија јонска реакција, при којој настаје вода, јесте реакција неутрализације. То је реакција између позитивних јона водоника

Животи је вода која
илеше на мелодији
чврстих суспенсија.
Алберт Сент-Ћерђи



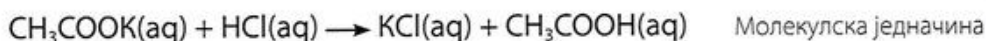
Слика 8.11. Реакција хлороводоничне киселине с натријум-карбонатом, при чему настаје гас CO_2

и хидроксидних јона. Реакција је добила назив по реакцијама јаких база и јаких киселина које потпуном неутрализацијом дају водене растворе соли који су неутрални, тј. нису ни кисели ни базни. Међутим, у реакцији неутрализације може настати и водени раствор који реагује кисело, односно базно. У овом делу биће дати примери реакција неутрализације које као производ дају неутралне водене растворе. На пример, када се помешају водени раствор натријум-хидроксида и хлороводоничне киселине, настаје водени раствор натријум-хлорида.



Јонска једначина за све реакције неутрализације јаке базе јаком киселином има исти запис. Слично важи и за остале јонске реакције, тј. јонске реакције јесу општи записи реакција између сродних супстанци.

Реакције при којима настају слабо дисосована једињења јесу и реакције између водених раствора соли слабих база или киселина с јаким базама, односно киселинама. На пример, у реакцији воденог раствора калијум-ацетата (со сирћетне киселине) с воденим раствором хлороводоничне или сумпорне киселине настаје слабо дисосована сирћетна киселина.



Да би се лакше написала једначина у јонском облику, потребно је знати које су базе и киселине јаке (стр. 237), а које слабе, које су супстанце гасовитог агрегатног стања, и примере слабо растворних једињења (стр. 244 и стр. 288 (табела 4)).

ПРИМЕР 8.4. Писање јонске једначине реакције настајања гасовите супстанце

Напиши једначину у молекулском и јонском облику између водених раствора натријум-сулфида и хлороводоничне киселине.

РЕШЕЊЕ



Молекулска једначина



Део насталог водоник-сулфида остаје растворен у води.

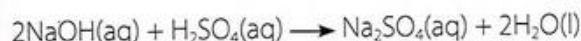




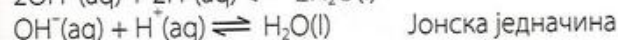
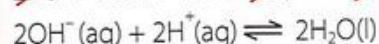
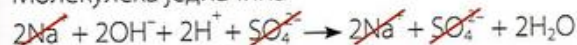
ПРИМЕР 8.5. Писање јонске једначине реакције настајања слабо дисосованог једињења

Напиши једначину у молекулском и јонском облику између водених раствора натријум-хидроксида и сумпорне киселине.

РЕШЕЊЕ



Молекулска једначина

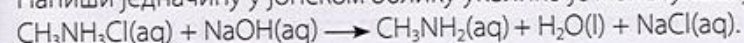


Вода је слабо дисосовано једињење.

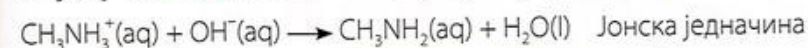


ПРИМЕР 8.6. Писање једначине у јонском облику на основу једначине у молекулском облику

Напиши једначину у јонском облику уколико је молекулска једначина:

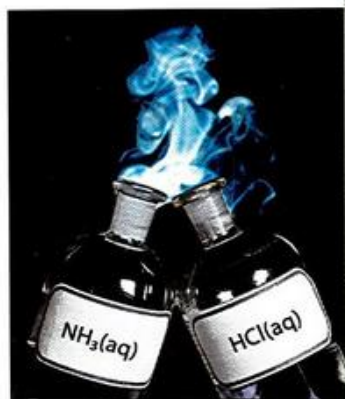


РЕШЕЊЕ



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Објасни да ли јонска реакција може да се деси када се помешају две супстанце гасовитог агрегатног стања.
- У која три различита случаја долази до јонске реакције?
- Напиши јонске једначине реакција између:
 - водених раствора натријум-карбоната и сумпорне киселине,
 - водених раствора баријум-хлорида и натријум-сулфата,
 - водених раствора натријум-хидроксида и сумпорне киселине.
- Колико је грама 10% раствора натријум-хидроксида потребно за неутрализацију 200 g 5% раствора хлороводоничне киселине?
- Наведи називе три супстанце које су слабо растворне у води.



Слика 8.12. Реакција гасовитог амонијака и хлороводоника. Као производ реакције настаје со беле боје – амонијум-хлорид.

8.5. Протолитичка теорија киселина и база

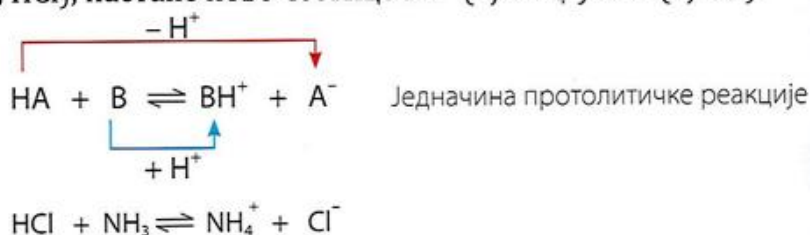
Аренијусова теорија киселина и база дефинише те супстанце у воденим растворима. Међутим, киселост и базност супстанци могу се уочити и када нису у воденом раствору. На пример, гасовити амонијак у реакцији с гасовитим хлороводоником гради со (слика 8.12). Та реакција указује на киселост, односно базност тих супстанци.

Теорија база и киселина која, осим Аренијусових база и киселина, обухвата и супстанце које нису у воденим растворима јесте протолитичка теорија киселина и база. Њу су установили Јоханес Н. Бренстед и Томас М. Лори, па је позната и као Бренстед–Лоријева теорија киселина и база.

Киселина је, према протолитичкој теорији, супстанца која у реакцији с базом предаје позитиван јон водоника (протон, H^+) бази, тј. донор је протона.

База је, према протолитичкој теорији, супстанца која у реакцији с киселином прима позитиван јон водоника (H^+) од киселине, тј. акцептор је протона.

Уколико база В (на пример, NH_3) прими протон од киселине НА (на пример, HCl), настаће нове честице BH^+ (тј. NH_4^+) и A^- (тј. Cl^-).



Када се посматра једначина повратне реакције, може се уочити да се у супротном смеру дешава да честица настала од базе В има својство киселине по протолитичкој теорији, тј. да може предати протон насталој честици A^- која се понаша као база.

Реакција у којој долази до размене позитивног јона водоника, тј. протона, јесте **протолитичка реакција (протолиза)**. У свакој једначини протолитичке реакције појављују се и с леве и с десне стране једна база и једна киселина, а у једном кораку реакције може бити размењен само један протон.



Конјуговани парови

k_1 – киселина, b_1 – база

k_2 – киселина, b_2 – база

У свакој реакцији у којој киселина НА реагује с било којом базом, увек ће настати A^- , а слично важи и за пар В, BH^+ (база В с било којом киселином увек даје BH^+). То значи да свака киселина по протолитичкој теорији, односно база, има свој пар с којим је у чврстој вези (**конјугована**). Због тога је јон A^- конјугована база киселине НА и у једначини протолитичке реакције тај пар означава се истим индексом (1). Јон BH^+ је конјугована киселина базе В и у једначини се испод њихових ознака могу означити истим индексом (2).

У табели 8.2 приказане су формуле појединих конјугованих парова киселина и база.

Табела 8.2. Формуле конјугованих парова неких Бренстедових киселина и база

Формула киселине	Формула конјуговане базе	Формула базе	Формула конјуговане киселине
HCl	Cl^-	$HCOO^-$	HCOOH
HSO_4^-	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	HCO_3^-
NH_4^+	NH_3	CH_3NH_2	$CH_3NH_3^+$
H_2O	OH^-	H_2O	H_3O^+
$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}	HPO_4^{2-}	$H_2PO_4^-$

Конјугован пар

Примети да се формуле конјугованих парова киселина – конјугована база и база – конјугована киселина увек разликују за један протон (H^+).

ПРИМЕР 8.11. Писање формула конјугованих киселина односно база

Које формуле недостају у конјугованим паровима киселина и база?

а) Формуле киселина и њихових конјугованих база

к/б: HCl/Cl^- ; $HPO_4^{2-}/?$; $H_2O/?$; $H_3O^+/?$.

б) Формуле база и њихових конјугованих киселина

б/к: Cl^-/HCl ; $OH^-/?$; $CO_3^{2-}/?$; $HPO_4^{2-}/?$.

РЕШЕЊЕ

а) HCl/Cl^- ; HPO_4^{2-}/PO_4^{3-} ; H_2O/OH^- ; H_3O^+/H_2O .

б) Cl^-/HCl ; OH^-/H_2O ; CO_3^{2-}/HCO_3^- ; $HPO_4^{2-}/H_2PO_4^-$.

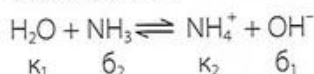
ПРИМЕР 8.12. Писање једначина протолитичких реакција

Напиши једначине протолитичких реакција и означи конјуговане парове.

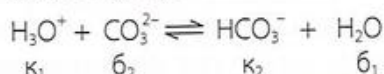
а) $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons ?$ б) $H_3O^+ + CO_3^{2-} \rightleftharpoons ?$

РЕШЕЊЕ

а) Амонијак се понаша као база, а вода као киселина.



б) Карбонатни јон је база, а хидронијум-јон киселина.



Из овој концепцији
ојшће дефиниције база
и киселина произлази,
иакође, да јони могу бити
шрећирани као киселине
и базе.

Јоханес Н. Бренстед

Примери киселина

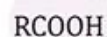
По протолитичкој теорији киселине и базе могу бити различите супстанце, односно честице.

Услов да би једна супстанца била киселина по протолитичкој теорији јесте да њене честице садрже атоме водоника које могу предати честицама база. Киселине могу бити свих агрегатних стања, негативне честице, али и позитивне честице као што је амонијум-јон и слични.



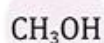
хлороводоник водоник-сулфид

гасовито агрегатно стање



засићене масне
киселине

чврсто агрегатно стање



метанол



сумпорна киселина

течно агрегатно стање



различити негативно и
позитивно наелектрисани јони

Да би једна супстанца била база, мора да има слободан електронски пар којим ће везати позитиван јон водоника. И базе могу бити различитих агрегатних стања и наелектрисања.



амонијак

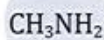
гасовито агрегатно стање



различити негативно
наелектрисани јони



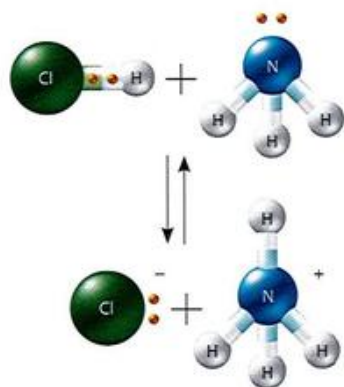
пиридин



метиламин

(органске базе)

течно агрегатно стање



Слика 8.13.

Приказ реакције
између молекула
хлороводоника и
амонијака

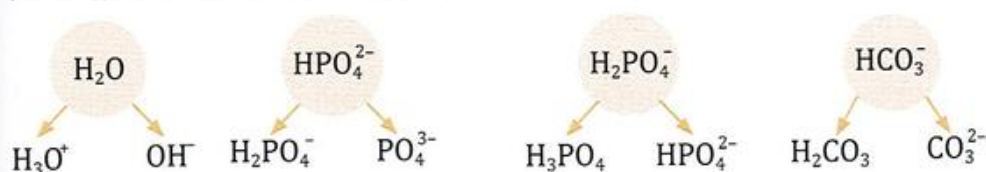
У протолитичким реакцијама настаје ковалентна веза. На пример, молекул хлороводоника предаје позитиван јон водоника молекулу амонијака, при чему се тај јон ковалентном везом везује за атом азота преко слободног електронског пара на том атому.

Ковалентна веза између атома азота и позитивног јона водоника настаје тако што атом азота „даје“ свој слободан електронски пар да буде заједнички електронски пар између та два атома. Тај тип ковалентне везе јесте координативно-ковалентна веза (стр. 132). Једном када на тај начин настане, ковалентна веза ни по чему се не разликује од других ковалентних веза (слика 8.13).

Молекули воде, као и јони HPO_4^{2-} или HCO_3^- и др. могу се понашати и као киселине и као базе. Те супстанце су амфолити.

Амфолит је супстанца која при одређеним условима може да се понаша и као киселина и као база.

Амфолити су честице које имају слободан електронски пар (могу бити базе) и садрже атом водоника који као позитиван јон могу предати честицама база (могу бити киселине). То су, на пример, H_2O , HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} и сличне супстанце. Међутим, амфолитом се може сматрати и амонијак. Ова се супстанца углавном понаша као база, али дејством друге изузетно јаке базе на амонијак, он се може превести и у амидни јон, (NH_2^-) јон. У том случају амидни јон је конјугована база амонијака.

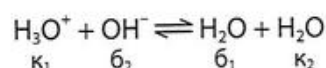


Амфолити и њихови конјуговани парови



РАЗМИСЛИ: објасни да ли је и реакција неутрализације протолитичка реакција.

ОБЈАШЊЕЊЕ: реакција неутрализације у јонском облику представља протолитичку реакцију у којој хидронијум-јон с хидроксидним јоном гради молекуле воде.



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- По чему се разликују Аренијусова и протолитичка теорија киселина и база?
- Шта су киселине, а шта базе према протолитичкој теорији?
- Напиши једначине протолитичких реакција између:
а) HF и H_2O , б) HCO_3^- и OH^- ,
в) HCO_3^- и H_3O^+ , г) NH_3 и H_3O^+ .
- Које од честица чије су формуле HCN , NH_3 , CO_3^{2-} , Br^- , H_2O могу при одређеним условима да се понашају и као киселине и као базе?
- Шта је амфолит?

8.6. Протолитичка равнотежа у води

Равнотежа у води

Аутопротолиза воде >

Молекули воде могу да се понашају и као киселине и као базе (амфолит) и због тога се у води дешава **аутопротолиза** воде.



или једноставније записано: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Према закону о дејству маса може се за дати равнотежни процес написати израз за константу равнотеже. Будући да у просеку два од милијарду молекула воде прелазе у јоне, концентрација воде је стална и та се вредност може укључити у вредност константе равнотеже K . На тај начин добија се важна константа позната као **јонски производ воде**. Ознака јонског производа воде јесте K_w (енг. *water* – вода).

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad \text{Јонски производ воде}$$

$$\text{Једноставније представљено: } K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

На собној температури (25 °C) јонски производ износи $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$



Слика 8.14. >

Вода за пиће.

И у води за пиће на 25 °C важи да је

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6.$$

Јонски производ воде >

Запамти да јонски производ воде на 25 °C износи:

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$



РАЗМИСЛИ: колико износе концентрације хидронијум- и хидроксидних јона у хемијски чистој води?

ОБЈАШЊЕЊЕ: у хемијски чистој води настају једнаке количине хидронијум- и хидроксидних јона. Због тога су њихове концентрације једнаке.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

$$x^2 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

$$x = \sqrt{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

У хемијски чистој води количинске концентрације хидронијум- и хидроксидних јона једнаке су и износе $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$.

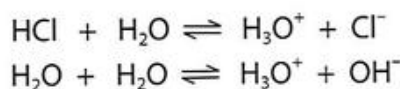
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

У свим воденим растворима постоји међусобна зависност концентрације хидронијум-јона (позитивних јона водоника) и хидроксидних јона. Они раствори у којима су те концентрације једнаке и износе $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ јесу **неутрални водени раствори**.

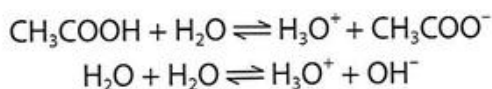
Водени раствори киселина

Када се киселина раствори у води, дешава се протолитичка реакција, при којој молекули киселина предају своје протоне молекулима воде. Што лакше киселина отпушта протон и предаје га молекулу воде, то је киселина јача.

У воденом раствору јаке монопротичне киселине, на пример хлороводоничне киселине, заступљени су: молекули воде, хидронијум-јони, хлоридни јони и хидроксидни јони.



У воденом раствору слабе монопротичне киселине, нпр. сирћетне киселине, осим јона постоје и молекули сирћетне киселине. Између недисосованих молекула и јона постоји протолитичка равнотежа.



Константа равнотеже сирћетне киселине у води, као и осталих слабих киселина, јесте **константа киселости** и означава се са K_a .

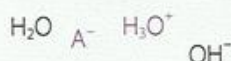
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константа киселости сирћетне киселине

За полипротичне киселине постоје константе киселости сваког корака протолизе. На пример, фосфорна киселина има три константе киселости (стр. 237 и 289 (табела 6)).

Релативне јачине киселина могу да се пореде на основу вредности константи киселости (константе киселости дате су у табели 6 у Прилогу) и имају исте вредности као и константе дисоцијације по Аренијусу. Што је константа киселости већа, то је киселина јача и лакше предаје протон молекулима воде.

Честице у
воденом раствору
јаке киселине HA



Честице у
воденом раствору
слабе киселине HX



Ознака...

... „а“ у индексу K_a
пошиче од латинске речи
acidus, што значи кисео.

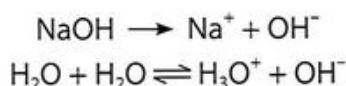
У воденим растворима киселина концентрација хидронијум-јона већа је од концентрације хидроксидних јона, односно већа је од концентрације хидронијум-јона у неутралној средини. Такви водени раствори јесу **кисели водени раствори**.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \text{ и } [\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \text{ на собној температури}$$

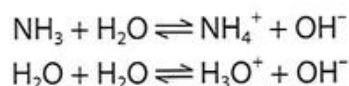
Што је концентрација хидронијум-јона већа од $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$, водени раствор је киселији.

Водени раствори база

Када се јаке базе као што су натријум-хидроксид, калијум-хидроксид и сличне растворе у води, долази до њихове дисоцијације, при чему у воденом раствору постоје хидратисани јони метала и хидроксидни јони, као и јони који потичу од воде. У случају тих база хидроксидни јон представља Бренстедову базу у њиховом воденом раствору.



Слабије базе као што су хидроксиди појединих метала, амонијак и њему слична једињења у воденом раствору постоје у облику различитих јонских и молекулских врста. На пример, у раствору амонијака постоји протолитичка равнотежа између амонијум- и хидроксидног јона и нејонизованих молекула амонијака, али и равнотежа аутопротолизе воде.

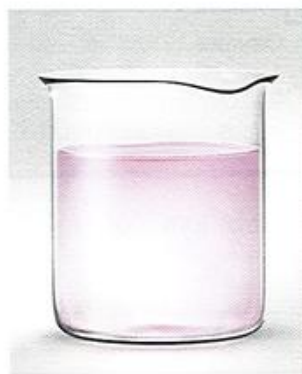


Константа протолитичке равнотеже амонијака у води, као и осталих слабих база, јесте **константа базности** и означава се са K_b , где „b” у индексу означава да се та константа односи на базу.

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad \text{Константа базности амонијака}$$

Што је константа базности већа, то је база јача и лакше прима протон од молекула киселине (табела 7 у Прилогу уџбеника). У воденим растворима база концентрација хидроксидних јона већа је од концентрације хидронијум-јона, тј. већа је од концентрације хидроксидних јона у неутралној средини. Такви раствори су **базни водени раствори** (слика 8.15).

$$[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ и } [\text{OH}^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \text{ на собној температури}$$



Слика 8.15. Боја фенолфталеина у базном раствору



$[H_3O^+]$ 1 10^{-1} 10^{-2} 10^{-3} 10^{-4} 10^{-5} 10^{-6} 10^{-7} 10^{-8} 10^{-9} 10^{-10} 10^{-11} 10^{-12} 10^{-13} 10^{-14} [mol/dm³]

Киселост и базност водених раствора различитих концентрација хидронијум-јона

ПРИМЕР 8.13. Одређивање киселости, односно базности раствора

На основу вредности концентрације хидронијум-јона одреди да ли је водени раствор кисео, базан или неутралан.

а) $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-3}$ mol/dm³, б) $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-12}$ mol/dm³, в) $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm³.

РЕШЕЊЕ

Ако је концентрација хидронијум-јона једнака $1 \cdot 10^{-7}$ mol/dm³, раствор је неутралан, а ако је већа од те вредности, онда је кисео и уколико је мања базан.

- а) Кисео.
б) Базни.
в) Неутралан раствор.

ПРИМЕР 8.14. Одређивање киселости, односно базности раствора

Поређај описане растворе по порасту њихове киселости.

- а) Раствор који у 1 dm³ има $3 \cdot 10^{20}$ јона OH^- .
б) Раствор у којем је: $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-12}$ mol/dm³.
в) Раствор који у 0,5 dm³ садржи 0,001 mol хидронијум-јона.

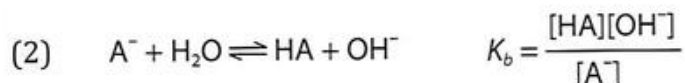
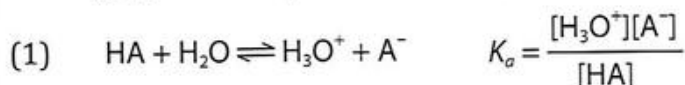
РЕШЕЊЕ

- а) $N(OH^-) = 3 \cdot 10^{20}$
 $n(OH^-) = N/N_A = 5 \cdot 10^{-4}$ mol
 $[OH^-] = n/V = 5 \cdot 10^{-4}$ mol/dm³
 $[H_3O^+] = (1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6) / (5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3) = 2 \cdot 10^{-11}$ mol/dm³
б) $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-12}$ mol/dm³
в) $[H_3O^+] = n/V = 2 \cdot 10^{-3}$ mol/dm³

Најкиселији је раствор под в), затим а), док је најмање кисео раствор под б).

Однос јачина киселине и базе конјугованог пара

За конјуговане киселинско-базне парове може се написати израз који повезује константу киселости и константу базности тог пара. На пример, за киселину HA и њену конјуговану базу A⁻ изрази константе киселости (1), односно базности (2), добијају се на основу једначина протолитичких равнотежа у води.



Уколико се изрази за константу киселости киселине HA и константу базности базе A^- помноже, добија се:

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

Уочава се да је производ константи K_a и K_b конјугованог пара једнак јонском производу воде и да се јачине базе и киселине које чине конјуговани пар обрнуто односе.

На основу јачине киселине може се одредити јачина њене конјуговане базе, јер што је киселина јача, њена конјугована база је слабија и обрнуто (шема 8.1). На пример, HCl је јака киселина и лако отпушта протон, што значи да је Cl^- слаба база и тешко прима протон.

Што је K_a киселине веће, то је K_b њене конјуговане базе мање и обрнуто. На основу вредности константи киселости и константи базности, могу се поредити јачине киселине и базе једног конјугованог пара, али и киселине међусобно по јачини, као и базе.

Шема 8.1. Јачина киселина и њихових конјугованих база

Расте јачина киселине

	Занемарљиве			Слабе								Јаке	
	CH ₄	H ₂	H ₂ O	HPO ₄ ²⁻	NH ₄ ⁺	H ₂ PO ₄ ⁻	CH ₃ COOH	HF	HSO ₄ ⁻	H ₃ O ⁺	HNO ₃	H ₂ SO ₄	HCl
Киселине	CH ₄	H ₂	H ₂ O	HPO ₄ ²⁻	NH ₄ ⁺	H ₂ PO ₄ ⁻	CH ₃ COOH	HF	HSO ₄ ⁻	H ₃ O ⁺	HNO ₃	H ₂ SO ₄	HCl
Базе	CH ₃ ⁻	H ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	NH ₃	HPO ₄ ²⁻	CH ₃ COO ⁻	F ⁻	SO ₄ ²⁻	H ₂ O	NO ₃ ⁻	HSO ₄ ⁻	Cl ⁻
	Јаке			Слабе								Занемарљиве	

Расте јачина базе



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

1. Напиши једначину аутопротолизе воде и означи конјуговане парове.
2. На који се начин на основу односа концентрације позитивних јона водоника и хидроксидних јона у воденом раствору може закључити да ли је средина базна, кисела или неутрална?
3. Напиши израз за константу киселости азотасте киселине.
4. Колика је концентрација позитивних јона водоника у раствору у којем је концентрација хидроксидних јона $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$?
5. Колико је пута концентрација позитивних јона водоника већа у раствору у којем је $[\text{H}^+] = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ него у раствору једнаке концентрације хидроксидних јона?

8.7. pH вредност водених раствора

Различита испитивања супстанци захтевају стално праћење и одређивање концентрације јона у раствору, а посебно концентрације јона водоника и хидроксидних јона. Однос концентрације јона водоника и хидроксидних јона у једном узорку представља његову киселост. Вредности концентрације јона водоника у растворима могу се мењати од изузетно малих, на пример $1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/dm}^3$, до релативно великих, на пример 1 mol/dm^3 , или већих. Таква промена концентрације јона водоника није погодна за графичко представљање и тумачење резултата, јер би скала у наведеном примеру морала имати најмање 10^{13} подељака. Због тога је уведена pH вредност. И у том случају користи се декадни логаритам (стр. 239).

Мера киселости воденог раствора јесте његова pH вредност.

pH вредност је негативни логаритам бројчане вредности концентрације позитивних јона водоника, тј. хидронијум-јона.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+],$$
$$\text{тј. } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+].$$

Веза између концентрације хидронијум-јона и pH вредности воденог раствора може се представити на следећи начин:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/dm}^3$$

Ако је концентрација хидронијум-јона, на пример $1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/dm}^3$, pH вредност датог раствора износи: $\text{pH} = -\log(1 \cdot 10^{-13}) = 13$, а уколико се концентрација ових јона промени на 1 mol/dm^3 , нова pH вредност раствора биће $\text{pH} = -\log 1 = 0$ (због тога што је $10^0 = 1$). Таква промена киселости раствора једноставно се може представити на графикону, јер захтева представљање резултата помоћу 13 подељака.

Што је концентрација хидронијум-јона већа, то је и киселост раствора већа, а pH вредност мања.

У неутралном воденом раствору pH вредност износи 7, у киселим растворима мања је од 7, а у базним већа од 7.

Осим pH вредности, постоји и pOH вредност. Бројчана вредност pOH може се добити на основу израза:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Вредности концентрације јона водоника биће изражена као јон водоника заснован на фактору нормализације (концентрације) датог раствора и тај фактор ће имати облик „свијена са основом 10“. Објаснићу овде да ја користићим назив „експоненцијални јон водоника“ и ознаку pH као бројчану вредност експоненцијалног свијена.

Серен П. Серенсен⁴

pH-скала

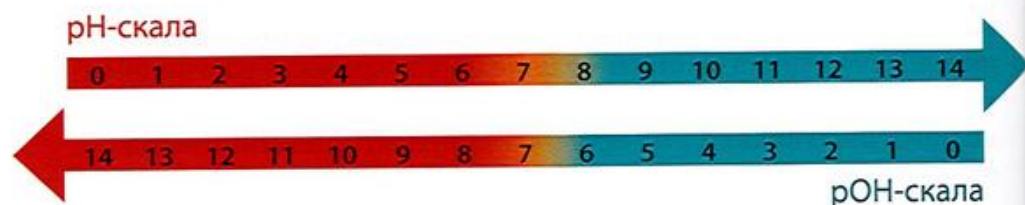


⁴ Серен П. Серенсен је научник који је увео појам pH вредности.

Веза између концентрације хидроксидних јона и рОН вредности може се представити и као: $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol/dm}^3$.

На основу јонског производа воде може се извести зависност рН и рОН вредности:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



ПРИМЕР 8.15. Израчунавање рН вредности водених раствора

Колико износи рН вредност воденог раствора у којем је концентрација:

а) $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, б) $[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, в) $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$?

РЕШЕЊЕ

а) $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

$$[\text{H}^+] = -\log(1 \cdot 10^{-3}) = 3$$

б) $[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$

$$[\text{H}^+] = -\log(2 \cdot 10^{-3})$$

Вредност се може израчунати помоћу калкулатора: $\text{pH} = 2,7$.

в) $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$. На основу јонског производа воде израчуна се концентрација јона водоника,

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6}{1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3} = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log(1 \cdot 10^{-11}) = 11.$$

Мерење рН вредности раствора

Слика 8.16.

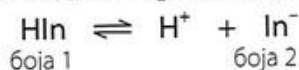
- а) Универзална индикаторска хартија
б) рН метар



рН вредност приближно се одређује универзалном индикаторском хартијом или мери рН метрима (слика 8.16).

Киселинско-базни индикатори јесу супстанце које мењају боју у зависности од рН вредности раствора. Одређен број индикатора, као што је лакмус, може се користити за грубо одређивање да ли је раствор кисео, базан или неутралан (стр. 234). Други индикатори могу имати више различитих боја у зависности од рН вредности раствора. Тако, на пример, екстракт црвеног купуса мења боју на једну до две рН јединице. Те супстанце праве се од различитих биљака или инсеката, а садрже слабе базе, односно киселине, чији

су конјуговани парови различито обојени. Променом pH вредности раствора мења се положај равнотеже индикатора, када један од облика индикатора постаје доминантан, а самим тим и његова боја.



КИСЕЛОСТ ВОДЕНИХ РАСТВОРА



Испитивање киселости водених раствора различитих соли, киселина и база универзалном индикаторском хартијом
Припремити водене растворе: натријум-хидроксида, хлороводоничне киселине, амонијака, сирћетне киселине, натријум-хлорида, натријум-ацетата, калијум-хидрогенсулфата и амонијум-хлорида приближно једнаких количинских концентрација. Универзалном индикаторском хартијом испитати киселост датих водених раствора, односно одредити приближну pH вредност. Објасни резултате огледа.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

У зависности од киселости воденог раствора индикаторска хартија боји се различитим бојама, на основу чега се приближно одређује pH вредност воденог раствора. Редослед пораста pH вредности у датим воденим растворима јесте: хлороводонична киселина (јака киселина), калијум-хидрогенсулфат (кисела со јаке базе и јаке киселине), сирћетна киселина (слаба киселина), амонијум-хлорид (со која у води реагује кисело), натријум-хлорид (нормална со јаке базе и јаке киселине), натријум-ацетат (со која у води реагује базно), амонијак (слаба база), натријум-хидроксид (јака база).



Разлоге због којих раствори соли могу бити и кисели и базни и неутрални учићеш следеће школске године на часовима хемије. Засада је довољно да приметиш на основу резултата огледа да соли могу реаговати у води на различите начине и да то зависи од јачине киселине и базе које ту со граде.

ПРИМЕР 8.16. Израчунавање на основу pH вредности воденог раствора

Колико хидроксидних, односно хидронијум-јона, има у 100,00 cm³ раствора фосфорне киселине pH вредности 3?

РЕШЕЊЕ

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 3 \\ [\text{H}^+] &= 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \\ n &= c \cdot V = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \\ n &= 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}^+ \\ N &= n \cdot N_A = 1 \cdot 10^{-4} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol} \\ N &= 6 \cdot 10^{19} \text{ јона H}^+ \end{aligned}$$

На основу јонског производа воде може се одредити концентрација хидроксидних јона.

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6 / [\text{H}^+] \\ [\text{OH}^-] &= 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 \\ n &= c \cdot V = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \\ n &= 1 \cdot 10^{-12} \text{ mol OH}^- \\ N &= n \cdot N_A = 1 \cdot 10^{-12} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol} \\ N &= 6 \cdot 10^{11} \text{ јона OH}^- \end{aligned}$$

Део задатка може се урадити и помоћу пропорција.

Уколико желиш
да знаш више,
прочитај...

... ТЕКСТ О рН
ВРЕДНОСТИ
РАСТВОРА СЛАБЕ
КИСЕЛИНЕ

У растворима јаких база и киселина, концентрације јона водоника и хидроксидних јона и рН вредност директно се могу одредити помоћу стехиометријских односа. За израчунавање концентрације јона и рН вредности воденог раствора слабих киселина и база морају бити познати степен дисоцијације (стр. 237) или константа киселости/базности дате супстанце.

Применом истих принципа као при решавању задатака из области хемијске равнотеже (стр. 217), може се израчунати концентрација свих јона, као и недисосованих молекула, односно рН вредност раствора слабе монопротичне киселине ако је дата њена концентрација и константа киселости.



Уколико је, на пример, концентрација раствора киселине HA једнака $0,25 \text{ mol/dm}^3$, а $K_a(\text{HA}) = 4 \cdot 10^{-6}$, на основу израза за константу киселости одређује се концентрација јона у раствору.

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = x$$

$$[\text{HA}] = c - x$$

Концентрације позитивног јона водоника и јона A^- могу се сматрати једнаким (занемарује се количина H^+ јона који потичу из воде) и заменити у изразу за константу киселости као x , док је концентрација недисосоване киселине $c - x$.

$$K_a = \frac{x^2}{c - x}$$

$$K_a = \frac{x^2}{c}$$

У растворима слабих киселина x је често занемарљиво мала, у односу на укупну концентрацију киселине c , те се може сматрати да је $[\text{HA}] = c$.

$$x^2 = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

$$x = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = 0,001 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0,001 = 3$$

Када се замене познате вредности константе киселости и концентрације c , израчуна се концентрација јона H^+ и A^- у раствору, а самим тим и рН вредност раствора.

Слика 8.17. Сирће је водени раствор сирћетне киселине (који садржи и друге супстанце)



Израчунај рН вредност 3% воденог раствора сирћетне киселине (сирћета) уколико је густина сирћета приближно једнака густини воде на собној температури, а константа киселости дата у Прилогу уџбеника.

На сличан начин се, помоћу константи базности или степена дисоцијације, израчунава концентрација јона у раствору слабих база.

ПРИМЕР 8.17. Израчунавање pH вредности раствора јаких киселина и база



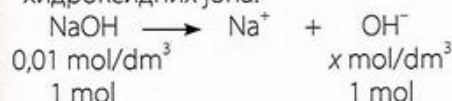
pH вредност раствора јаке киселине и базе

Израчунај pH вредност воденог раствора:

- а) натријум-хидроксида количинске концентрације $0,01 \text{ mol/dm}^3$,
б) сумпорне киселине масене концентрације $0,049 \text{ g/dm}^3$.

РЕШЕЊЕ

- а) На основу једначине дисоцијације може се одредити концентрација хидроксидних јона.



$$x = 0,01 \text{ mol/dm}^3 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

На основу вредности јонског производа воде израчунава се концентрација позитивних јона водоника:

$$[\text{H}^+] = (1 \cdot 10^{-14} / 1 \cdot 10^{-2}) \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

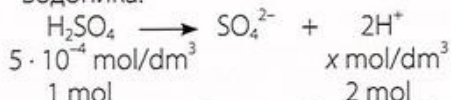
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1 \cdot 10^{-12})$$

$$\text{pH} = 12$$

$$\text{б) } n = 0,049 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$c = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

На основу једначине дисоцијације може се одредити концентрација јона водоника.



$$x = 0,001 \text{ mol/dm}^3 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1 \cdot 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 3$$

Нормалне соли јаких киселина и јаких база у води дисосују и притом се не дешавају други процеси. Због тога је pH вредност њихових раствора увек 7, тј. увек је неутрална средина. На тај начин реагују водени раствори халогенида алкалних метала, као што су натријум-хлорид, натријум-бромид, калијум-јодид и други.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Израчунај pH вредност следећих раствора:
а) раствор који садржи $0,001 \text{ mol/dm}^3$ хидронијум-јона,
б) раствор у којем је концентрација хидроксидних јона $0,01 \text{ mol/dm}^3$.
- Колико износи pH вредност раствора базе Б ($c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$) чији је степен дисоцијације при датим условима 10%?
- Колико износи pH вредност раствора азотасте киселине концентрације $0,25 \text{ mol/dm}^3$, чији је степен дисоцијације при датим условима 4%?
- Израчунај pH вредност раствора који у 500 cm^3 садржи $0,025 \text{ mol}$ сумпорне киселине.
- Израчунај pH вредност раствора у којем је концентрација натријум-хидроксида $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.



Црвени кукус као индикатор

Екстракти црвеног купуса боје се различитим бојама у зависности од pH вредности воденог раствора.

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Електролит. Неелектролит. Електролитичка дисоцијација. Аренијусова и протолитичка теорија киселина и база. Јаки и слаби електролити. Степен дисоцијације. Константа дисоцијације. Киселинско-базни индикатори. Јонске реакције. Протолитичке реакције. Конјуговани пар. Неутрализација. Јонски производ воде. Константе киселости и базности. pH и pOH вредност.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Електролити су супстанце чији растопи или раствори садрже покретљиве јоне и проводе електричну струју. Електролити могу бити киселине, базе и соли.
- Електролитичка дисоцијација је процес разлагања јонских и одређеног броја поларних ковалентних супстанци на јоне под утицајем поларних молекула растварача.
- Киселине су, према Аренијусовој теорији, електролити који дисоцијацијом у води као позитивне јоне дају искључиво јоне водоника (H^+).
- Базе су електролити који дисоцијацијом у води као негативне јоне дају искључиво хидроксидне јоне (OH^-).
- Киселинско-базни индикатори су слабе киселине, односно базе које се користе за одређивање киселости воденог раствора.
- Неутрализација је реакција између базе и киселине, при чему настају со и вода.
- Јак електролит јесте електролит који скоро у потпуности дисоцијује у води.
- Степен дисоцијације (α) представља однос броја дисоцираних молекула и укупног броја молекула електролита.
- Константа дисоцијације (K_a) представља константу равнотеже процеса дисоцијације и мера је јачине електролита.
- Јонске реакције јесу реакције између јона, које се дешавају у воденим растворима и при којима настају талог, гасовита супстанца или слабо дисоцирано једињење.
- Јонске реакције записују се јонским једначинама.
- Киселина је, према протолитичкој теорији, супстанца која у реакцији с базом предаје јон водоника (H^+) – донор протона.
- База је супстанца која у реакцији с киселином прима јон водоника – акцептор протона.
- Протолитичка реакција јесте реакција у којој долази до размене протона (H^+).
- Амфолит је супстанца која може да се понаша и као киселина и као база.
- Јонски производ воде (K_w) је производ концентрације хидронијум- и хидроксидних јона у воденом раствору при одређеној температури.
- Константе киселости (K_a) и базности (K_b) јесу константе равнотеже протолитичке киселине односно базе и представљају меру њихове јачине.
- Мера киселости воденог раствора јесте његова pH вредност и израчунава се као негативни деkadни логаритам концентрације позитивних јона водоника.

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- наводиш шта су киселине, базе и соли;
- разликујеш киселине и базе на основу једначина електролитичких дисоцијација и протолитичких реакција;
- пишеш једначине дисоцијације различитих киселина, база и соли;
- пишеш једначине јонских реакција у молекулском и јонском облику;
- пишеш и тумачиш протолитичке и јонске једначине реакција;
- наводиш шта су конјуговане базе, односно киселине;
- опишеш разлике између јаких и слабих електролита, јаке и слабе киселине, односно базе;
- наводиш шта је јонски производ воде и који је његов значај;
- рачунаш концентрације јона у растворима електролита на основу степена дисоцијације;
- рачунаш pH вредност раствора јаких киселина и база на основу количинске концентрације раствора;
- препознајеш примере киселина, база и соли у свакодневном животу;
- испитујеш киселост водених раствора помоћу различитих киселинско-базних индикатора;
- повезујеш колигативна својства раствора електролита са степеном дисоцијације електролита;
- наводиш примере јаких киселина и јаких база.

о развоју теорија о киселинама и базама

да се уоче неке сличности у понашању одређених супстанци, увек се покушава систематизација тих својстава и класификовање тих супстанци у одређену групу или класу супстанци (једињења, елемената или смеша). Тако је било и с киселинама и базама. Научници су прво приметили да постоје супстанце киселог укуса, а затим су анализама покушавали да открију који им је састав, које су им заједничке особине и слично.

Истражи литературу и сазнај које су све теорије киселина и база постојале пре теорија о којима си учио/-ла у основној школи и сада у овој области. Сазнај, такође, да ли осим описаних савремених теорија киселина и база постоји и новија теорија. Размени знања са осталим ученицима из одељења на неком од часова хемије.



... о рН вредности крви

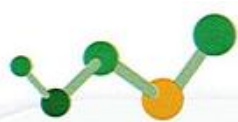
Свака основна анализа крви подразумева одређивање рН вредности. Крв мора имати тачно одређену киселост да би супстанце у тој телесној течности могле да неометано реагују с другим супстанцама, што омогућава нормално функционисање организма. Крв има рН вредност мало већу од 7, а твој задатак је да поновиш (из биологије) или пронађеш податак у којем интервалу рН вредности може бити рН крви, као и који су најпознатији разлози за поремећај рН вредности крви. Сазнај и која је једна од најважнијих супстанци у крви која има улогу да регулише рН вредност, као и које још функције има та супстанца. Уколико сте ти или неко из твоје околине радили анализу крви у скорије време, погледај шта се од података о киселости крви налази на извештају лекара.



... садржајима из додатне литературе

- С. Аренијус:
http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1903/arrhenius-bio.html
- Развој теорије киселина и база:
<http://www.acid-base.com/history.php>
- Киселине и базе:
http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=55
<http://www.chemtutor.com/acid.htm>
- Киселинско-базни индикатори:
<http://www.elmhurst.edu/~chm/vchembook/186indicator.html>
- Мерење рН вредности и израчунавања:
<http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/chemical/ph.html>





1. Наведене формуле разврстај тако да у једној групи буду киселине, у другој базе, а у трећој соли.

Формуле супстанци: HCl , HNO_3 , NH_3 , Na_2SO_4 , KHS , H_2SO_4 , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KBr , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, AgCl , H_3PO_4 , CH_3COONa , FeI_3 .

2. Формирај парове тако што ћеш називима супстанци из леве колоне придружити одговарајући број из десне колоне:

Водени раствор:	pH вредност
а) натријум-хидроксида	1. $\text{pH} = 7$
б) азотне киселине	2. $\text{pH} < 7$
в) сумпорне киселине	3. $\text{pH} > 7$
г) шећера	.

3. Напиши једначине дисоцијација:

а) HCl ,	б) H_2SO_4 ,	в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$,
г) KCl ,	д) MgCl_2 .	

4. Напиши једначину реакције потпуне неутрализације између:

- а) натријум-хидроксида и хлороводоничне киселине,
- б) калијум-хидроксида и азотне киселине,
- в) натријум-хидроксида и фосфорне киселине,
- г) калцијум-хидроксида и хлороводоничне киселине.

5. Која од наведених супстанци из свакодневног живота даје кисео раствор растварањем у дестилованој води?

Супстанце: кухињска со, морска со, сок од краставца, лимунов сок.

6. Разврстај формуле датих соли на групе: киселе, базне и нормалне.

Формуле соли: NaNO_3 , BaHPO_4 , NH_4Cl , AlCl_3 , FeOHSo_4 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, KF , NaHS .



7. На основу молекулских једначина напиши једначине реакција у јонском облику.

- а) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$;
- б) $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$.

8. За сваки раствор одреди да ли је кисео, базан или неутралан. Раствор:

- а) који настаје растварањем $\text{HCl}(\text{g})$ у води,
- б) у којем је $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$,
- в) у којем је $[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$.

9. Поређај растворе наведених описа по порасту киселости:

- а) Раствор чији је $\text{pH} = 3$,
- б) Раствор у којем је $\text{pOH} = 3$.
- в) Раствор у којем је $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$.

10. Израчунај pH вредност раствора:

- а) у којем је концентрација сумпорне киселине $0,0005 \text{ mol/dm}^3$,
- б) који настаје растварањем 4 g NaOH у води тако да се добија 1000 cm^3 раствора.

11. Одреди врсту супстанце (киселина, база или неелектролит) на основу описа.

Супстанца:

- а) А у реакцији с NH_3 даје со,
- б) Б у реакцији с водом даје H_3O^+ јоне,
- в) В растварањем у води даје раствор чија је pH вредност већа од pH вредности воде,
- г) Г у молекулу садржи атоме кисеоника и атоме водоника и не дисосује у води.

12. Напиши једначине протолитичких реакција између:

- а) амонијака и хидронијум-јона,
 - б) хлороводоника и амонијака,
 - в) хидронијум- и хидроксидног јона,
- Означи конјуговане парове.

13. Наведи најмање два својства:

- а) киселина,
- б) база,
- в) соли.

14. Напиши једначине:

- а) дисоцијације: натријум-хидроксида, калцијум-хидроксида, баријум-нитрата, калцијум-хлорида, сумпорне киселине, фосфорне киселине (постепене),
- б) потпуне неутрализације у молекулском и јонском облику између сумпорне киселине и натријум-хидроксида,
- в) јонске реакције између водених раствора амонијум-сулфата и натријум-хидроксида,
- г) јонске реакције између баријум-нитрата и натријум-сулфата,
- д) протолитичке реакције између хидрогенкарбонатног и хидронијум-јона,
- ђ) протолизе цијановодоника у води.

15. Израчунај концентрацију позитивних јона водоника у раствору монопротичне киселине концентрације $0,05 \text{ mol/dm}^3$ и степена дисоцијације 4%.

16. Израчунај концентрацију раствора HCl који се добија мешањем 100 cm^3 раствора те киселине чија је рН вредност 1 и 100 cm^3 раствора исте киселине у којем је концентрација 1 mol/dm^3 .

17. Израчунај рН вредност раствора који се добија када се дода 2 г натријум-хидроксида у 100 cm^3 дестиловане воде. Узети да се запремина течности не мења при растварању чврсте супстанце.

18. Напиши формуле конјугованих парова:

- а) киселина: HBr , HClO , H_2PO_4^- , NH_4^+ , CH_3NH_3^+ ;
- б) база: OH^- , H_2O , NH_2^- , NH_3 , $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$.

19. Израчунај рН вредност раствора:

- а) хлороводоничне киселине ($c = 1 \text{ mol/dm}^3$),
- б) сумпорне киселине ($c = 0,5 \text{ mol/dm}^3$),
- в) бромоводоничне киселине ($c = 0,4 \text{ mol/dm}^3$).

20. Колико износи рН вредност раствора који у два литра садржи једнаке количине натријум- и калијум-хидроксида (по $0,001 \text{ mol}$)?

21. Колико је грама натријум-хидроксида потребно за потпуну неутрализацију 200 cm^3 раствора сумпорне киселине чија је рН вредност 1?

22. За колико се и на који начин промени рН вредност раствора уколико се концентрација јона водоника смањи 1 000 пута?

23. Поређај називе супстанци тако да се добије низ киселина, од најслабије ка најјачој: метан, флуороводоник, амонијак, вода.

24. За колико се разликују рН вредности раствора хлороводоничне киселине концентрације $0,01 \text{ mol/dm}^3$ и раствора који се добија када се у 100 cm^3 раствора те киселине дода $0,1 \text{ mol}$ сирћетне киселине? ($K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$) Узети да се додавањем сирћетне киселине не мења запремина раствора.

25. Израчунај рН вредност раствора:

- а) хлороводоничне киселине концентрације $1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$,
- б) који се добија додавањем 200 cm^3 раствора натријум-хидроксида концентрације $0,1 \text{ mol/dm}^3$ у 100 cm^3 раствора сумпорне киселине количинске концентрације $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

26. Израчунај рН вредност раствора који се добија када испари 5% (масених) од укупне масе присутног HCl , у облику хлороводоника, из 200 cm^3 воденог раствора хлороводоничне киселине концентрације 1 mol/dm^3 (узети да се запремина не мења).

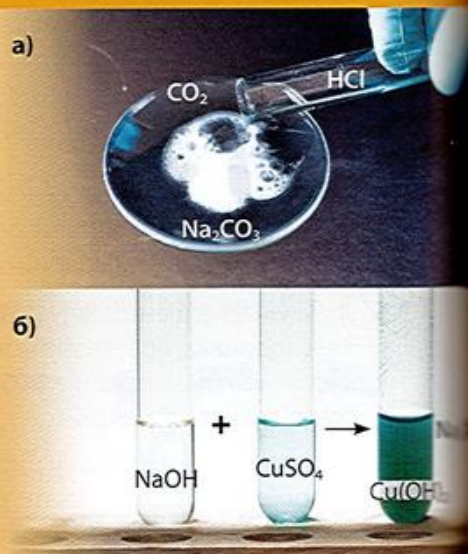
27. У водени раствор једне базе додата је дестилована вода. рН вредност раствора пре додатка воде била је 12, а након разблаживања 11. Колико је воде додато?

28. Колико износи концентрација позитивних јона водоника у воденом раствору који садржи једнаке концентрације амонијака и натријум-хидроксида ($c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$)? ($K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$)



ПОСЕБНО О ХЕМИЈСКОЈ АНАЛИЗИ

- При квалитативном утврђивању састава смеша неорганских и одређеног броја органских соли, користе се јонске реакције као доказне реакције. На пример, уколико у реакцији соли с киселином настану мехурићи гаса без боје и мириса, то је доказ да дата со садржи карбонатне или хидрогенкарбонатне јоне (слика 8.18а). Други примери који се користе као доказне реакције јесу: реакције халогенидних јона с јонима сребра, реакција сулфатног јона и јона баријума у којој настаје бели талог баријум-сулфата, реакција амонијум-соли с воденим раствором јаке базе у којој настаје гас непријатног мириса – амонијак, реакција јона бакра(II) с хидроксидним јонима, при чему настаје тиркизноплави талог (слика 8.18б) и сл.



Слика 8.18. Доказне реакције:
а) карбонатних јона
б) бакар(II)-јона

Реакција гвожђе(III)-хлорида и калијум-тиоцијаната

Радите у пару или групи. У реакцији гвожђе(III)-хлорида и калијум-тиоцијаната настаје једињење интензивне црвене боје. Реакција настајања тог једињења представља равнотежну јонску реакцију. На основу садржаја на интернет страни www.chem.uiuc.edu/chem103/equilibrium/iron.htm припремите упутство.

Према упутству у присуству наставника изведите оглед и испитајте на који начин различити фактори утичу на равнотежу дате реакције, тј. на дисоцијацију добијеног једињења. Своја запажања и резултате представите на једном од часова.

Уради
пројектни
задачак...



Слика 8.19.
Водени раствори једињења
гвожђе(III)-јона и тиоцијанатног јона

ОКСИДО-РЕДУКЦИОНЕ РЕАКЦИЈЕ

Ја... изражавам жељу да ти, у својој генерацији, будеш спреман да ујоредиш себе са свећом, да можда појуш ње сијаш као свећло онима око тебе.

М. Фарадеј (завршне речи на празничном предавању у једној школи)

9.1. Оксидоредукционе реакције

9.2. Оксидациона и редукциона средства

**Пре него што почнеш,
понови градиво о:**

- јонима, катјонима и анјонима,
- оксидационим бројевима,
- електронегативности,
- афинитету према електрону и енергији јонизације,
- реакцији сагоревања,
- реакцији метала с киселинама.





Слика 9.1.

а) Зарђала конзерва,
б) приказ митохондрија.
Редокс-реакције дешавају
се и на површини
метала, али и у ћелијским
органелама.

Судбина глукозе јесте
да буде оксидована
(у орјанизму).

Примо М. Леви

Оксидација
и редукција

9.1. Оксидоредукционе реакције

Оксидоредукционе реакције (редокс-реакције) веома су важне хемијске реакције. На пример, оксидоредукционе реакције су разлагање глукозе, сагоревање угљоводоника, реакције синтезе једињења из елемената, фотосинтетичке реакције, реакције које се дешавају у ћелијама, реакције у батеријама, акумулаторима, реакције на површини метала и многе друге (слика 9.1).

Оксидоредукционе, тј. редокс-реакције, представљају реакције у којима долази до размене електрона између честица реактаната.

Реакција натријума и хлора, при чему настаје натријум-хлорид (1), јесте оксидоредукциона реакција. Уколико се одреде оксидациони бројеви свих атома с леве и с десне стране једначине, може се пратити процес размене електрона.



На основу дате једначине може се формирати шема размене електрона која представља појединачне процесе отпуштања и примања електрона:



На стрелицама се означава број отпуштених, односно примљених електрона. На основу шеме размене електрона (2, 3) уочава се да два атома натријума отпуштају укупно два електрона, које прима један молекул хлора, при чему настају два хлоридна јона.

Атом натријума прелази из оксидационог стања 0 у оксидационо стање +1 (2), при чему се повећава оксидациони број хемијске врсте и то је оксидација.

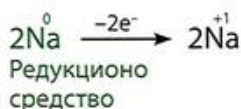
Оксидација је процес отпуштања електрона, при чему се оксидациони број честице повећава.

Атом хлора у молекулу мења оксидациони број из 0 до -1 (3) у натријум-хлориду (смањује се оксидациони број) и то је редукција.

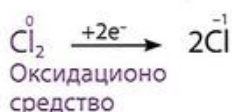
Редукција је процес примања електрона, при чему се оксидациони број честице смањује.

На основу дате једначине реакције (1) јасно је да сваки процес оксидације прати редукција, и обрнуто, а број електрона које отпушта честица која се оксидује мора бити једнак броју електрона које прима честица која се редукује.

Супстанца чији се атоми или јони оксидују јесте **редукционо средство** (донор електрона), јер та супстанца редукује другу супстанцу. Супстанца чији се атоми или јони редукују јесте **оксидационо средство** – акцептор електрона. При реакцији натријума и хлора (1), натријум (Na) је редукционо, а хлор (Cl₂) оксидационо средство.

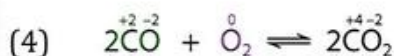


Атоми натријума су се оксидовали.



Атоми хлора су се редуковали.

У случају реакције натријума и хлора дешава се стварни прелаз електрона с атома натријума на атоме хлора у његовом молекулу, при чему настају јони натријума и јони хлора. У већем броју других реакција учествују ковалентне супстанце, код којих не мора доћи до прелаза само електрона, али се и ти процеси могу представити на исти начин шемом размене електрона. На пример, при реакцији угљеник(II)-оксида с кисеоником (4) атом угљеника из молекула угљеник(II)-оксида оксидује се (повећава се оксидациони број) (5), а атоми кисеоника из молекула кисеоника се редукују (смањује се оксидациони број) (6).



Угљеник(II)-оксид (CO) је у овој реакцији (4) **редукционо**, а кисеоник **оксидационо** средство. Уочава се да су се два атома кисеоника из молекула кисеоника редуковала, али да се атоми кисеоника у угљеник(II)-оксиду нису променили и појављују се са истим оксидационим бројем у молекулима производа реакције.

Други начин писања процеса размене електрона јесте једначинама полуреакција. У тим једначинама електрони се представљају заједно с формулама, тј. ознакама честица супстанци, при чему

Оксидационо и редукционо средство

Оксидација и редукција

Научник А. Лавоазје назвао је једињења елемената с кисеоником оксидима (од грчке речи *oxus* – кисео), а реакцију сједињавања елемената с кисеоником оксидацијом. Насупрот томе, реакције при којима се број атома кисеоника у молекулу једињења смањује и све враћа на стање пре сједињавања с кисеоником представљају редукције (од латинске речи *reducere* – вратити натраг).

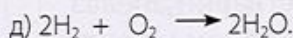
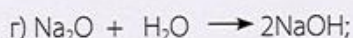
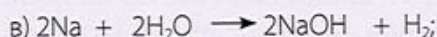
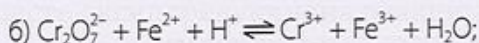
На пример, реакција $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ јесте оксидација гвожђа, а реакција $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{FeO} + 3\text{CO}$ јесте редукција Fe_2O_3 .

није дозвољено писати знак „—“. Полуреакција оксидације атома натријума, односно редукције атома хлора из молекула, може се, према томе, представити следећим једначинама полуреакција:



ПРИМЕР 9.1. Оксидоредукционе реакције

На основу једначина реакција одреди које су од приказаних једначина, једначине оксидоредукционих реакција.



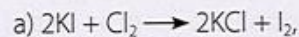
РЕШЕЊЕ

Оксидоредукционе реакције јесу оне реакције у којима долази до промене оксидационих бројева честица које у њима учествују.

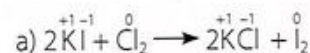
Тачни одговори су: б), в) и д).

ПРИМЕР 9.2. Тумачење оксидоредукционих реакција

На основу једначина реакција одреди који се атом, односно јон, оксидовао, а који редуковао. Одреди шта је оксидационо, а шта редукционо средство.



РЕШЕЊЕ



Може се уочити да се јон I^- оксидовао (повећао му се оксидациони број, отпустио је електроне), а Cl_2 редуковао (смањио му се оксидациони број, примио је електроне). Калијум-јодид (KI) је редукционо средство, а хлор оксидационо средство.



Уочава се да се атому цинка (Zn^0) повећава оксидациони број, тј. да отпушта електроне – оксидовао се (редукционо средство), а јону бакра (Cu^{2+}) смањује се оксидациони број, прима електроне – редуковао се (оксидационо средство).

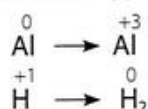
За одређивање коефицијената у једначинама оксидоредукционих реакција користи се шема размене електрона и чињеница да број отпуштених и број примљених електрона мора бити једнак.

На пример, да би се изједначила једначина реакције алуминијума с хлороводоничном киселином (слика 9.2), користи се шема размене електрона.

1. Напише се непотпуна једначина реакције и одреде оксидациони бројеви свих атома.



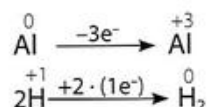
2. Из једначине се издвоје честице које су промениле оксидациони број. У овом случају то су атом алуминијума и атоми водоника.



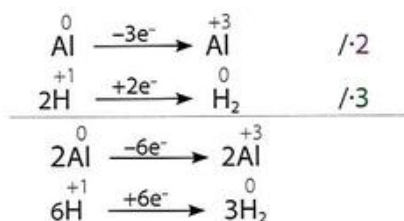
Пошто водоник настаје као молекул, у том се облику мора и представити. Због тога се додаје коефицијент 2 испред ознаке $\overset{+1}{\text{H}}$.



3. Одреди се број отпуштених и примљених електрона:



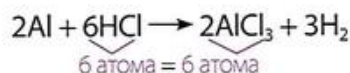
4. Број размењених електрона мора бити једнак и због тога се прва полуреакција мора помножити са 2, а друга са 3, тако да број размењених електрона буде исти (у овом случају $6e^-$).



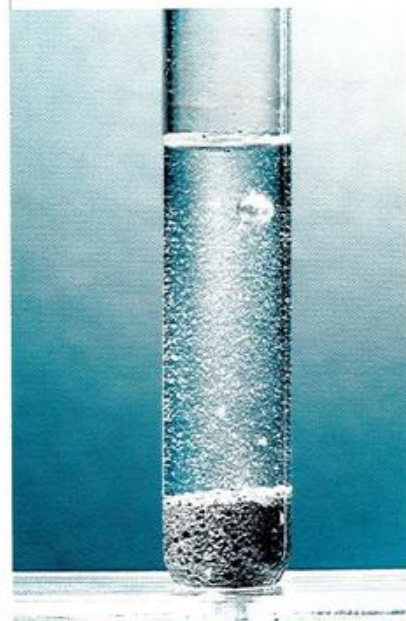
5. Добијени коефицијенти у шеми размене електрона уврсте се у укупну једначину реакције.



6. Провере се коефицијенти у сређеној једначини реакције.



Одређивање коефицијената у једначинама оксидоредукционих реакција



Слика 9.2. Реакција алуминијума с хлороводоничном киселином

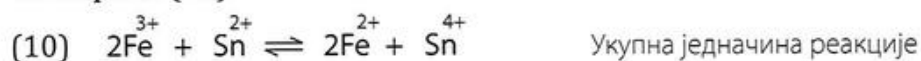
Садржаји ове лекције су ти углавном непознати, а у следећим разредима представљаће важан део градива хемије, али и других сродних предмета. Потруди се да добро увежбаш одређивање коефицијената у једначинама оксидоредукционих реакција.

За одређивање коефицијената у једначинама реакција приказаним у јонском облику користи се исти приступ као и у случају једначина приказаних у молекулском облику.

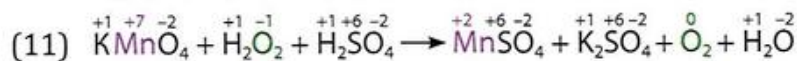
Коефицијенти у једначинама написаним у јонском облику могу се проверити и помоћу својства да збир наелектрисања с леве и с десне стране хемијске једначине мора бити једнак. На примеру реакције јона гвожђа(III) и јона калаја(II), при чему настају јони гвожђа(II) и калаја(IV) (9), може се уочити колико је лако погрешити уколико се не провери број размењених електрона и/или збир наелектрисања обе стране једначине реакције. С обзиром на то да наелектрисање није исто с леве и десне стране, тј. није исти број размењених електрона, морају се одредити коефицијенти помоћу шеме размене електрона.



Када се коефицијенти уврсте у једначину, збир наелектрисања с леве и с десне стране једначине једнак је као и број размењених електрона (10).



У сложенијим једначинама оксидоредукционих реакција важно је пажљиво изједначавати број атома с леве и с десне стране тако да при том поступку постоји систематичност и промишљеност. На пример, реакција калијум-перманганата (KMnO_4) с водоник-пероксидом (H_2O_2) у киселој средини (H_2SO_4) као производе даје манган(II)-сулфат, калијум-сулфат, кисеоник и воду (11).

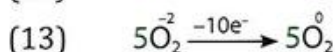
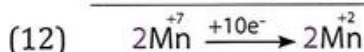
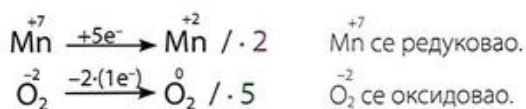


С леве стране једначине појављују се атоми кисеоника који имају оксидациони број -1 , а с десне стране их нема, што значи да су учествовали у размени електрона. На сличан начин може се уочити да се атоми кисеоника оксидационог броја 0 не налазе с леве стране једначине, а има их с десне и управо су ти атоми настали оксидацијом атома кисеоника из водоник-пероксида (записују се са O_2). Атоми кисеоника O појављују се и с леве и с десне стране једначине реакције и нису учествовали у размени електрона, па се не пишу у шеми размене електрона.

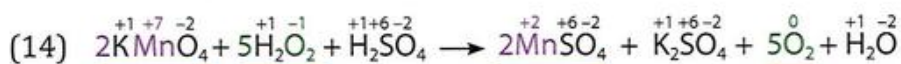


Слика 9.3. Водени раствор калијум-перманганата. Калијум-перманганат је чест реактант у оксидоредукционим реакцијама.

Шема размене електрона, према томе, јесте:



Када се добијени коефицијенти (12, 13) уврсте у једначину реакције, добија се:



У једначини реакције подвучене су формуле супстанци чији су коефицијенти одређени преко шеме размене електрона и надаље се неће мењати. Преостали коефицијенти у једначини одређују се поређењем броја атома елемената који нису учествовали у размени електрона: атома калијума, атома сумпора, као и водоника, а на крају се исправност једначине може проверити поређењем броја атома кисеоника с леве и с десне стране једначине. Потпуна једначина оксидоредукционе реакције према томе, јесте:



У датог реакцији калијум-перманганат (KMnO_4) јесте оксидационо (слика 9.3), а водоник-пероксид (H_2O_2) редукционо средство.

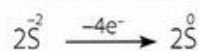
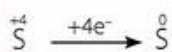


ПРИМЕР 9.3. Одређивање коефицијената у једначини оксидоредукционе реакције

Одреди коефицијенте у једначини оксидоредукционе реакције помоћу шеме размене електрона. Одреди која је супстанца оксидационо, а која редукционо средство.



РЕШЕЊЕ



Оба атома сумпора променила су оксидациони број $\text{S}(-2)$ и $\text{S}(+4)$. Због тога се при уврштавању коефицијената у једначину реакције мора узети у обзир укупна количина елементарног сумпора у полуреакцијама.
($2\overset{0}{\text{S}} + \overset{0}{\text{S}} = 3\overset{0}{\text{S}}$)

Оксидационо средство је SO_2 , а H_2S је редукционо средство.

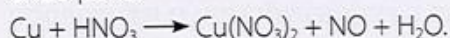


У шеми размене електрона, атомске групе чији су атоми међусобно повезани ковалентном везом пишу се индексима, на пример $\overset{-2}{\text{O}_2}$, али уколико атоми нису повезани, број атома означава се коефицијентом, на пример $2\overset{-1}{\text{O}}$.



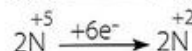
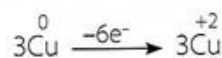
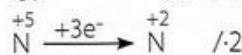
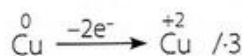
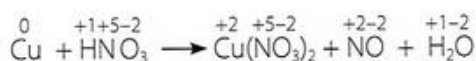
ПРИМЕР 9.4. Одређивање коефицијената у једначини оксидоредукционе реакције

Одреди коефицијенте у непотпуној једначини реакције помоћу шеме размене електрона:



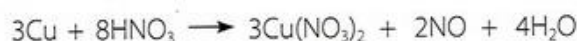
Одреди шта је оксидационо, а шта редукционо средство.

РЕШЕЊЕ



Сви коефицијенти из шеме размене електрона уврштавају се у једначину осим коефицијента испред $\overset{+5}{\text{N}}$, јер се на основу једначине може уочити да се није целокупан број ових атома редуктовао у $\overset{+2}{\text{N}}$, тј. један број атома азота ($\overset{+5}{\text{N}}$) и с десне стране једначине има исти оксидациони број.

Оксидационо средство је азотна киселина, а редукционо бакар.



РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

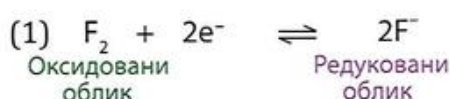
- Шта су оксидоредукционе реакције?
- Која од једначина реакција представља једначину оксидоредукције?
 - $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{CO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3$,
 - $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl}$,
 - $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.
- Одреди коефицијенте помоћу шеме размене електрона у непотпуним једначинама оксидоредукционих реакција:
 - $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3$,
 - $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 За сваку реакцију одреди која је супстанца оксидационо, а која редукционо средство.
- Колико је грама манган(IV)-оксида потребно за реакцију са 200 cm^3 раствора хлороводоничне киселине концентрације $0,1 \text{ mol/dm}^3$? Непотпуна једначина реакције је:

$$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Одреди коефицијенте у датим непотпуним јонским једначинама оксидоредукционих реакција:
 - $\text{Br}^- + \text{BrO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$.

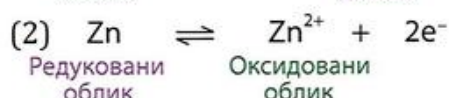
9.2. Оксидациона и редукциона средства

Супстанце могу бити оксидациона или редукциона средства. Одређен број супстанци може се понашати и као оксидационо и као редукционо средство у зависности од услова реакције.

Најједноставнији начин одређивања да ли се супстанца може користити као оксидационо, односно редукционо средство, заснива се на њеним могућим оксидационим стањима. На пример, флуор има два оксидациона стања, 0 и -1, а цинк 0 и +2. То значи да у реакцији оксидоредукције елементарни флуор (F_2) може прећи у оксидационо стање -1 (1), тј. флуор може бити оксидационо средство, док елементарни цинк може из елементарног стања прећи у оксидационо стање +2 (2), и то је онда редукционо средство.



Елементарни флуор је оксидационо средство.



Елементарни цинк је редукционо средство.

Пар који чине оксидован и редукован облик једне врсте јесте оксидоредукциони пар или **редокс-пар**. Због тога елементарни флуор (F_2) и флуоридни јон (F^-) чине један редокс-пар, као и елементарни цинк (Zn) и јон цинка (Zn^{2+}). Редокс-пар се може записати тако што се прво записује ознака оксидованог¹, а затим редукованог облика, тј. $F_2/2F^-$, односно Zn^{2+}/Zn .

Будући да метали у елементарном стању имају оксидациони број једнак 0, а у својим једињењима увек позитиван оксидациони број, метали су редукциона средства (слика 9.4а), а њихови јони с највећим позитивним наелектрисањем јесу оксидациона средства. На пример, гвожђе је редукционо средство, јон гвожђа(III) оксидационо средство, док јон гвожђа(II) зависно од услова реакције може бити и оксидационо и редукционо средство.

Калијум-перманганат ($KMnO_4$) садржи атом мангана високог оксидационог броја (+7). Тај атом може само примати електроне, тј. може му се смањивати оксидациони број, што значи да калијум-перманганат може бити само оксидационо средство (слика 9.4б).

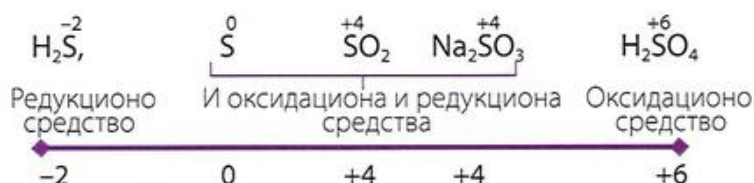
Да би се могао одредити потенцијал супстанце да буде оксидационо или редукционо средство, потребно је знати могућа оксидациона стања атома елемената. Један од начина да се одреде могући оксидациони бројеви атома елемената заснива се на броју



Слика 9.4.
а) Метал
б) Калијум-перманганат
Метали су редукциона средства, а калијум-перманганат је оксидационо средство.

¹ Оксидовани облик једног пара чини оксидационо стање вишег оксидационог броја, а редуковани облик нижег.

валентних електрона. На пример, атом сумпора има 6 валентних електрона и, према томе, може имати оксидационе бројеве од -2 до $+6$.



У табели 9.1 дати су могући оксидациони бројеви одређеног броја атома елемената у елементарном стању и у једињењима.

Табела 9.1. Могући оксидациони бројеви различитих атома елемената

Атом елемента	Опсег могућих оксидационих бројева	Атом елемента	Опсег могућих оксидационих бројева
Водоник	$-1, 0$ и $+1$	алкални метали (1. група)	0 и $+1$
Кисеоник (16. група)	$-2, -1, -1/2$ и 0	земноалкални метали (2. група)	0 и $+2$
Флуор (17. група)	-1 и 0	алуминијум (13. група)	0 и $+3$
Хлор, бром и јод (17. група)	од -1 до $+7$	бакар и сребро (11. група)	$0, +1$ и $+2$
Сумпор (16. група)	од -2 до $+6$	гвожђе, кобалт и никл (8, 9, 10. група)	$0, +2$ и $+3$
Азот и фосфор (15. група)	од -3 до $+5$	хром (6. група)	од 0 до $+6$
Угљеник (14. група)	од -4 до $+4$	манган (7. група)	од 0 до $+7$

ПРИМЕР 9.5. Разликовање оксидационих и редукционих средстава



Који низ садржи формуле супстанци које се могу користити и као оксидациона и као редукциона средства?

а) H_2S , HNO_2 , NH_3 , KMnO_4 ; б) H_2O_2 , Fe , FeO , CuO ; в) SO_2 , H_2O_2 , Br_2 , NaNO_2 .

РЕШЕЊЕ

а) H_2S^{-2} , HNO_2^{+3} , NH_3^{-3} , KMnO_4^{+7} ;

б) $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, Fe^0 , FeO^{+2} , CuO^{+2} ;

в) SO_2^{+4} , $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, Br_2^0 , NaNO_2^{+3} .

Сумпор може имати оксидационе бројеве од -2 до $+6$, кисеоник од -2 до 0 , бром од -1 до $+7$, а азот од -3 до $+5$, гвожђе од 0 до $+3$, бакар од 0 до $+2$.

Према томе, тачан низ је под в).

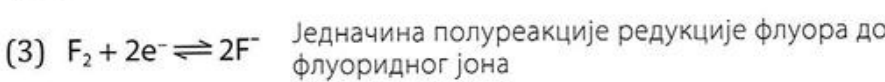
У низу под а) молекули H_2S и NH_3 могу бити само редукциона средства, KMnO_4 оксидационо средство, а HNO_2 и оксидационо и редукционо.

У низу под б) атоми гвожђа могу бити само редукционо средство, а остале супстанце и оксидациона и редукциона средства.

Оксидациона средства

Важнија оксидациона средства јесу супстанце које лако примају електроне, тј. чије честице садрже атоме елемената високих оксидационих бројева, или имају изражену тежњу да приме електрон. Уопштено важи да су неметали (велики коефицијент електронегативности) добра оксидациона средства, јер лако примају електроне. Такви су, на пример, флуор, хлор, бром, јод, кисеоник и озон.

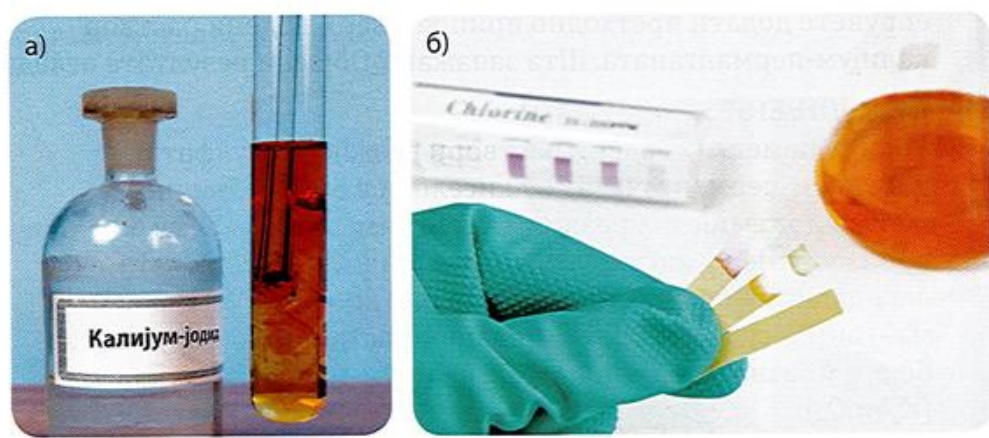
Атом флуора има велики афинитет према електрону и велики коефицијент електронегативности, те због тога лако прима електрон и постаје негативан јон (3). Флуор је најјаче оксидационо средство, али је управо због тога флуоридни јон слабо редукционо средство.



Када се по оксидационој моћи упореде елементи 17. групе Периодног система елемената (стр. 72), добија се низ који одговара промени вредности електронегативности њихових атома.



Оксидациона моћ тих супстанци уочава се у њиховим међусобним реакцијама. На пример, могуће је да флуор истисне хлор, бром или јод из једињења, али није могуће да јод истисне било који халогени елемент из његовог једињења (6). Хлор може да истисне јод (слика 9.5) и бром (4, 5).



Слика 9.5.
а) Реакција хлора с калијум-јодидом.
б) Индикаторска хартија за одређивање хлора у води. Хлор истискује јод из једињења, а та реакција користи се за одређивање садржаја хлора у различитим производима. Истиснути јод боји индикаторску хартију у плаво или љубичасто.

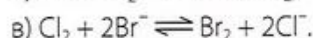
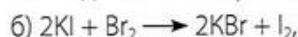
**ПРИМЕР 9.6.** Упоредивање оксидационе моћи халогених елемената

Напиши једначине могућих реакција:

- а) $\text{NaBr} + \text{I}_2$, б) $\text{KI} + \text{Br}_2$, в) $\text{Cl}_2 + \text{Br}^-$, г) $\text{I}_2 + \text{Cl}^-$.

РЕШЕЊЕ

Могуће реакције јесу под б) и в), јер бром може да истисне јод, односно хлор може да истисне бром из једињења.



(При писању јонских једначина оксидоредукционих реакција, мора се водити рачуна о томе да број размењених електрона, тј. збир наелектрисања с леве и с десне стране једначине, буде једнак.)

Добра оксидациона средства јесу и озон (7) и кисеоник (8).



Уопштено важи да што је виши оксидациони број атома у супстанци, то је та супстанца боље оксидационо средство.

На пример, осим наведених, добра оксидациона средства су перманганати (нпр. KMnO_4), дихромати (нпр. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), перхлорати (нпр. NaClO_4), хлорати (нпр. KClO_3), концентрована азотна киселина (HNO_3) и друго.

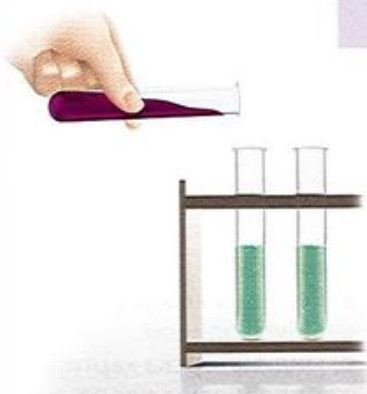
**РЕАКЦИЈА КАЛИЈУМ-ПЕРМАНГНАТА С ГВОЖЂЕ(II)-СУЛФАТОМ**

Да ли се разликује оксидациона моћ калијум-перманганата у киселој и базној средини?

У две епрувете сипати разблажене водене растворе гвожђе(II)-сулфата, а затим у једну неколико капи раствора сумпорне киселине, а у другу калијум-хидроксида. У обе епрувете додати претходно припремљени водени раствор калијум-перманганата. Шта запажаш? Објасни резултате огледа.

ОБЈАШЊЕЊЕ:

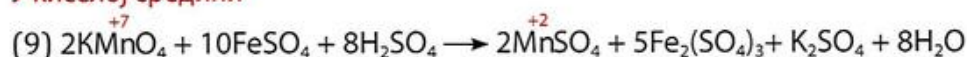
Када се помешају водени раствори гвожђе(II)-сулфата и калијум-перманганата, и у киселој и у базној средини долази до хемијских реакција. Међутим, различите су боје производа, јер у киселој средини калијум-перманганат мења оксидациони број до +2 (9), а у базној до +6 (10), тј. настаје манган(II)-сулфат који је у воденом раствору бледоружичасте боје, а у базној средини настаје калијум-манганат зелене боје (K_2MnO_4).



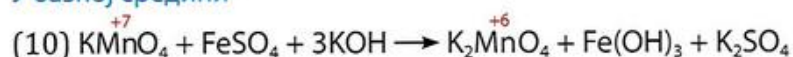
Приказ зајочешої оїлсда

Релативна јачина оксидационих, али и редукционих средстава може зависити од киселости средине у којој се дато средство користи. На пример, калијум-перманганат у различитим срединама има различиту оксидациону моћ (9, 10). То се огледа у промени оксидационог броја атома мангана.

У киселој средини



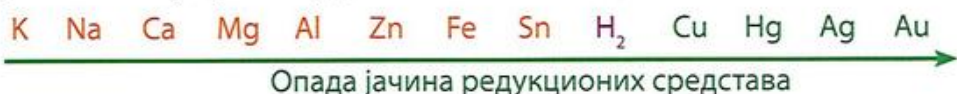
У базној средини



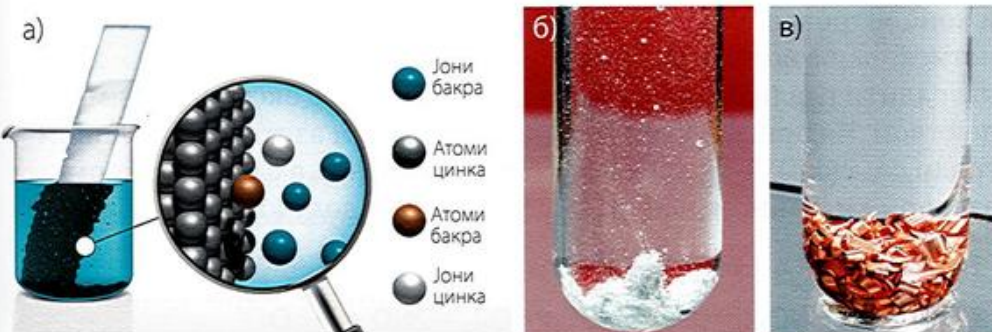
На основу једначина уочава се да иста количина калијум-перманганата у киселој средини оксидује већу количину гвожђе(II)-сулфата него у базној средини. Калијум-перманганат има највећу оксидациону моћ када се реакција дешава у киселој средини. Разлог јесте највећи број електрона које манган(VII) отпушта (5 електрона).

Редукциона средства

Важна редукциона средства јесу метали и водоник. Када се упореде њихове редукционе моћи и метали поређају у низ који представља опадање њихове редукционе моћи, добија се **напонски низ метала** (Волтин низ), при чему део низа чини и водоник као неметал.



Метали се могу сврстати у низ поређењем помоћу реакција истискивања. На пример, цинк може да истисне бакар из његовог једињења (слика 9.6а), као и водоник из хлороводоничне киселине (слика 9.6б). Бакар не може да истисне водоник из киселине (слика 9.6в). На тај начин добија се да је цинк јаче редукционо средство од бакра и од водоника, а водоник јаче редукционо средство од бакра. Због тога се може формирати редослед опадања редукционе моћи: цинк, водоник, бакар. На сличан начин могу се поредити и остали метали.



Слика 9.6. Реакције истискивања.
 а) Цинк с бакар(II)-сулфатом.
 б) Цинк с хлороводоничном киселином.
 в) Бакар не реагује с хлороводоничном киселином.



Приказ зајоченої оїледа

РЕАКЦИЈА ГВОЖЂА С БАКАР(II)-СУЛФАТОМ



Да ли гвожђе може да истисне бакар из једињења?

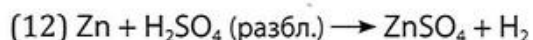
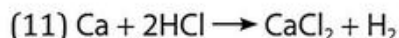
Припремити у чаши водени раствор бакар(II)-сулфата. У чашу убацити гвоздени ексер. Шта примећујеш? Објасни резултат огледа и напиши одговарајућу једначину реакције.

ОБЈАШЊЕЊЕ: након одређеног времена плава боја раствора почиње да бледи, а на гвозденим ексеру појављују се црвенкасте насlage метала. То значи да долази до реакције при којој се од бакар(II)-јона добијају атоми бакра који се таложе на гвозденим ексеру.



За тумачење и предвиђање реактивности метала у односу на разблажене растворе киселина (на пример, хлороводоничне или сумпорне киселине) важан је положај метала у односу на водоник у напонском низу метала.

Метал који може да истисне водоник из киселине има већу редукциону моћ од водоника и налази се лево од њега у напонском низу. Водоник могу, према томе, истиснути сви метали који су с његове леве стране (11, 12, 13). Бакар, жива, сребро, злато и мањи број других метала (14, 15) не реагују с разблаженим раствором киселина, а алкални метали и поједини земноалкални метали толико су јака редукциона средства да истискују водоник и из воде.



Једначине реакција метала с



разблаженим киселинама



Киселине као што су концентрована сумпорна, разблажена и концентрована азотна киселина не реагују с металима уз истискивање водоника. Те киселине у реакцији с металима могу наградити различите оксиде и то су киселине с оксидационим дејством. На пример, бакар с концентрованом азотном киселином гради со, азот(IV)-оксид и воду (16) (слика 9.7), а с разблаженом азотном киселином даје со, азот(II)-оксид и воду (17).



Слика 9.7. Реакција бакра с концентрованом азотном киселином. Настаје отровна пара азот(IV)-оксида.



ПРИМЕР 9.7. Упоредивање редукционе моћи метала

Напиши једначине могућих реакција:

- а) $\text{Zn} + \text{HCl}$, б) $\text{Al} + \text{CuSO}_4$, в) $\text{Na} + \text{Zn}^{2+}$,
 г) $\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$, д) $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3$, ђ) $\text{Sn} + \text{ZnCl}_2$.

РЕШЕЊЕ

На основу редоследа у напонском низу метала може се одредити да су могуће реакције а), б), в) и д), јер се метал налази лево од метала из једињења, односно водоника.

- а) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 б) $2\text{Al} + 3\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cu}$
 в) $2\text{Na} + \text{Zn}^{2+} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{Zn}$
 д) $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$

Осим метала и водоника, добра редукциона средства јесу и елементарни угљеник, водоник-сулфид (H_2S^{-2}), угљеник(II)-оксид (CO^{+2}), амонијак (NH_3^{-3}) и сличне супстанце које садрже атоме нижег оксидационог броја.

У свим претходним разматрањима, релативна јачина оксидационих и редукционих средстава поређена је квалитативно на основу природе супстанце, али се мора нагласити да јачину тих средстава одређује и њихова концентрација. За квантитативно поређење оксидационе, односно редукционе моћи супстанци, користи се електродни потенцијал.

РАЗМИСЛИ И ОДГОВОРИ

- Шта је оксидационо, а шта редукционо средство?
- Одреди на основу једначине полуреакције која честица представља оксидовани, а која редуковани облик редокс-пара.
а) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, б) $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-(\text{aq})$.
- Напиши једначине могућих реакција.
а) $\text{Zn} + \text{HCl}$; б) $\text{Cu} + \text{HCl}$; в) $\text{Cl}_2 + \text{KI}$; г) $\text{Zn} + \text{AlBr}_3$.
- Које супстанце могу бити и оксидациона и редукциона средства?
 H_2SO_4 , HNO_2 , HCOOH , CO_2 , NaCl , Li_2O , Cu_2O , NH_3 , H_2O_2 , HNO_3 , I_2 .
- Који се од наведених метала могу користити за добијање водоника реакцијом с киселинама?
Метали: бакар, гвожђе, калај, цинк, жива, сребро, алуминијум, злато.

ПРЕГЛЕД ОБЛАСТИ

КЉУЧНИ ПОЈМОВИ

Оксидациони број. Оксидација. Редукција. Полуреакција. Оксидоредукциона реакција. Редокс-пар.

Оксидационо и редукционо средство. Оксидациона и редукциона моћ. Напонски низ метала.

ОСНОВНЕ ДЕФИНИЦИЈЕ

- Оксидоредукционе (редокс) реакције јесу реакције у којима долази до размене електрона између реактаната. При тим реакцијама долази до промене оксидационих бројева атома супстанци.
- Оксидација је процес отпуштања електрона, при чему се оксидациони број честице повећава, а редукција процес примања електрона, при чему се оксидациони број честице смањује.
- Пар који чине оксидован и редукован облик једне врсте јесте оксидоредукциони пар или редокс-пар. Оксидовани облик редокс-пара јесте честица вишег оксидационог броја, а редуковани облик јесте честица нижег оксидационог броја.
- Редукционо средство јесте супстанца која редукује другу супстанцу – донор електрона.
- Оксидационо средство јесте супстанца која оксидује другу супстанцу – акцептор електрона.
- Флуор је најјаче оксидационо средство, а у 17. групи од флуора према јоду опада оксидациона моћ елемената.
- Добра оксидациона средства су: халогени елементи, кисеоник, озон, калијум-перманганат, калијум-дихромат и друга.
- Напонски низ је низ у којем су водоник и метали уређени по порасту редукционе моћи.
- Добра редукциона средства су: метали, водоник, угљеник(II)-оксид, амонијак, водоник-сулфид и друга.

САДРЖАЈ ОВЕ ОБЛАСТИ ПОМАЖЕ ТИ ДА...

- наводиш шта су оксидоредукционе реакције;
- наводиш шта су оксидација, редукција, оксидациона и редукциона средства;
- препознајеш примере оксидоредукционих процеса у свакодневном окружењу;
- разликујеш оксидацију и редукцију;
- одређујеш шта је оксидационо, а шта редукционо средство;
- одређујеш коефицијенте у једначинама оксидоредукционих реакција;
- наводиш важнија оксидациона средства и поредиш их по јачини;
- поредиш метале и водоник по редукционој моћи;
- поредиш својства метала у односу на реакције са киселинама (које немају оксидациона својства);
- разумеш на који је начин уређен напонски низ метала;
- наводиш примере оксидационих и редукционих средстава из свакодневног живота.

(ПРО)ШИРИ ЗНАЊЕ...

... о променама на површини метала

О променама које се могу догодити када се метали налазе у одговарајућим условима учио/-ла си у основној школи.

Понов и разговарај о крововима зграда који су направљени од бакра (или легуре бакра), о томе шта им се током времена дешава, због чега се и која супстанца формира на површини тог метала. Сазнај шта се оксидује, а шта редукује при том процесу. Да ли се слично дешава и с другим металима?

Због чега се кровови зграда праве од бакра и његових легура?

Да ли је у твојој околини кров неке зграде направљен од бакра?



... о оксидоредукционим реакцијама у живим бићима

Алкохолно врење, када од глукозе ($C_6H_{12}O_6$) у микроорганизмима настају етанол (алкохол) и угљеник(IV)-оксид, разградња глукозе ћелијским дисањем у вишећелијским организмима до угљеник(IV)-оксида и воде помоћу кисеоника, фотосинтеза и многи други процеси који омогућавају живот јесу оксидоредукциони процеси, тј. реакције.

Можеш ли да се сетиш још неких примера процеса који се дешавају у живим бићима, а да су у основи оксидоредукционе реакције? Претражи литературу, упореди податке са оним што учиш на часовима биологије о основама цитологије и пронађи што више примера таквих процеса.

Размени знање с другима на ту тему.



... садржајима из додатне литературе

• Оксидоредукционе реакције:

<http://polj.uns.ac.rs/predmeti/HEMIJA/OSNOVI%20ELEKTROHEMIJE-2008-9.pdf>

<http://library.kcc.hawaii.edu/external/chemistry/>

• Напонски низ метала:

http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch19/oxred_3





- Одреди оксидациони број атома:
 - сумпора у SO_2 ,
 - мангана у KMnO_4 ,
 - азота у NH_3 ,
 - кисеоника у Ca(OH)_2 .
- Свакој једначини полуреакције у левој колони придружи одговарајући број из десне колоне.
Једначина полуреакције **Врста процеса**
 - $\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$,
 - $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$,
 - $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$,
 - $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$.
 - Оксидација
 - Редукција
- Одреди оксидационе бројеве свих атома у једначинама реакција и објасни која је од датих једначина оксидоредукционе реакције.
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$.
- Који од наведених метала реагује с хлороводоничном киселином?
Сребро, бакар, гвожђе, жива, злато.
- Одреди коефицијенте у једначинама оксидоредукционих реакција.
 - $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$,
 - $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$.
- Када се гвоздени ексер стави у водени раствор сирћетне киселине (сирће), атоми гвожђа губе по два електрона. Одговори на питања.
 - Како се назива тај процес?
 - Које честице настају од атома гвожђа?
 - На који се начин опажа да је дошло до реакције?



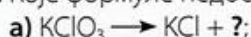
- Изједначи непотпуне једначине реакција и одреди које од њих представљају оксидоредукционе реакције.
 - $\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$,
 - $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.
- Изједначи непотпуну једначину реакције бакра с разблаженом азотном киселином.
 $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 Колико је грама бакра потребно да би у реакцији с киселином настало $1,12 \text{ dm}^3$ гаса (мерено при нормалним условима)?
- Напиши једначину сагоревања метана (CH_4), при чему настају угљеник(IV)-оксид и вода. Опиши реакцију на основу знања и искуства из свакодневног живота и одреди:
 - који се атом оксидовао, а који редуктовао;
 - какав је топлотни ефекат описане реакције;
 - колико је грама метана потребно да се његовим потпуним сагоревањем добије укупно $0,4 \text{ mol}$ производа.
- Наведи по три примера једињења која се могу користити као оксидациона, односно редукциона средства, при чему можеш користити само атоме/јоне водоника, кисеоника, гвожђа, цинка, азота и хлора.
- Које су реакције могуће? Једначине реакција:

1. $\text{Ca} + \text{NaCl}$;	2. $\text{Cl}_2 + \text{KF}$;	3. $\text{Fe} + \text{NaCl}$;
4. $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3$;	5. $\text{Br}_2 + \text{KI}$;	6. $\text{HCl} + \text{Al}$;
7. $\text{Cu} + \text{AgNO}_3$;	8. $\text{K} + \text{H}_2\text{O}$;	9. $\text{Au} + \text{HCl}$.

 Одабери тачан одговор. Могуће реакције су:
 - све;
 - 1, 2, 3, 6, 8, 5;
 - 4, 5, 6, 7, 8;
 - ниједна;
 - 1, 3, 5, 7.
 Доврши једначине реакција које су могуће.
- Опиши по чему се разликују реакција натријума с водом, при чему настају натријум-хидроксид и водоник, и реакција натријум-оксида с водом, при чему настаје натријум-хидроксид.
Напиши једначине тих реакција.

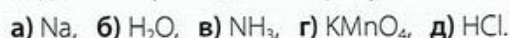


13. Које формуле недостају у једначинама реакција?



Одреди коефицијенте помоћу шеме размене електрона.

14. Водоник-пероксид може бити и оксидационо и редукионо средство. На основу оксидационих бројева одреди коју би супстанцу водоник-пероксид могао редуковати?

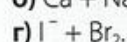
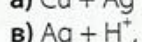
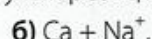
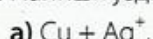


15. Колико је cm^3 раствора хлороводоничне киселине концентрације $0,1 \text{ mol/dm}^3$ потребно да би у реакцији с калијум-перманганатом настала иста количина гаса која у реакцији с калијум-јодидом истискује $2,54 \text{ g}$ јода?

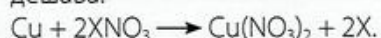
16. На основу информација које се могу добити из напонског низа метала, процени величину константе равнотеже приказаног процеса при нормалним условима.



17. Напиши једначине могућих реакција.



18. Одреди непознату супстанцу на основу описа: супстанца X део је редокс-пара X/XNO_3 . Када је тај редокс-пар у реакцији с редокс-паром $\text{Cu/Cu(NO}_3)_2$, спонтано се дешава:



19. Поређај према растућој оксидационој моћи њихових катјона следеће супстанце: FeCl_2 , CuCl_2 , NaCl , CaCl_2 , AlCl_3 , HCl .

20. У водене растворе наведених соли убачени су гвоздени ексер. На површини једног од ексера након кратког времена уочава се приметна промена (потамнео је). У раствору које се соли дешава описана промена?

Соли: натријум-сулфат, калијум-нитрат, алуминијум-хлорид, калцијум-нитрат, сребро-нитрат, цинк-нитрат.

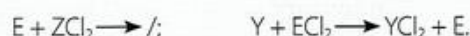
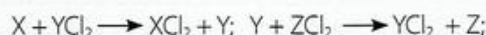
21. Колика је маса хлора у испитиваном узорку уколико реакцијом с калијум-јодидом настали јод при титрацији троши $10,50 \text{ cm}^3$ натријум-тиосулфата концентрације $0,1024 \text{ mol/dm}^3$?

22. Реакцијом калијум-перманганата с воденим раствором гвожђе(II)-сулфата настају четири различита производа, при чему се у два појављују јони гвожђа(III). Напиши једначину реакције и одреди збир коефицијената у тој једначини.

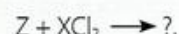
23. Колика је минимална запремина сумпорне киселине чија је рН вредност једнака 1 потребна да би у реакцији калијум-перманганата и гвожђе(II)-сулфата настало укупно $0,03 \text{ mol}$ одговарајућих соли?

24. Одреди релативну атомску масу метала уколико је познато да 14 mg тог метала потпуно реагује са 315 mg 20% раствора азотне киселине и ослобађа 6 mL гаса, мерено при 20°C и атмосферском притиску.

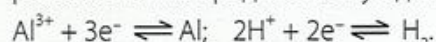
25. а) На основу приказаних исхода огледа у којем су испитивани резултати различитих комбинација реакција с металима X, Y, Z и E и воденим растворима њихових халогенида, упореди редукионе моћи тих метала.



б) На основу процењених релативних редукионих моћи метала одреди јесу ли приказане реакције могуће или не.



26. На основу једначина полуреакција и напонског низа метала напиши једначину оног процеса између одговарајућих честица датих редокс-парова тако да константа равнотеже има вредност већу од 1.





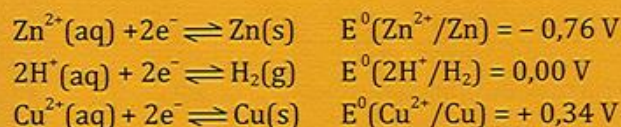
ПОСЕБНО О ЕЛЕКТРОДНОМ ПОТЕНЦИЈАЛУ



Често се за поређење лакоће којом се метали, али и друге супстанце оксидују, односно редукују, користи физичка величина под називом стандардни електродни потенцијал (E^0). Она се у ту сврху користи када су концентрације супстанци једнаке 1 mol/dm^3 , односно парцијални притисак гасовитих супстанци једнак 100 kPa (1 bar), а услови одговарају стандардним условима. Вредности стандардних електродних потенцијала одређују се на посебан начин и постоје табеле с тим вредностима за велики број редокс-парова.

При поређењу оксидационе, односно редукционе моћи, уобичајено се једначине полуреакција записују тако да представљају редукцију оксидованог облика редокс-пара. Што је стандардни електродни потенцијал одређеног редокс-пара већи, већа је склоност оксидованог облика тог пара да се редукује, тј. равнотежа је померена ка редукованом облику редокс-пара.

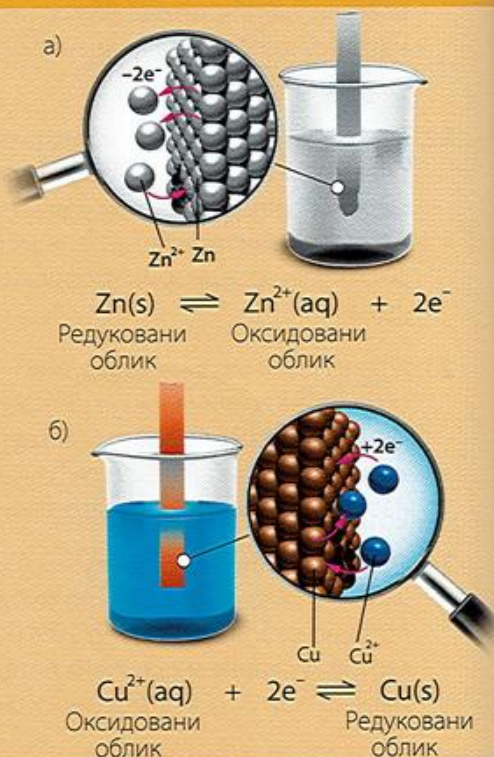
На пример, стандардни електродни потенцијали цинка, водоника и бакра износе:



На основу стандардних електродних потенцијала може се закључити да Cu^{2+} (у односу на H^+ и Zn^{2+}) има највећу тежњу да се редукује, а да атом цинка (у односу на H_2 и Cu) има највећу склоност ка оксидацији.

Када се метална плочица убаци у водени раствор соли тог метала, на површини плочице успоставља се равнотежа преласка јона у раствор и јона из раствора на плочицу.

Уколико метал лако прелази у јонски облик (негативан стандардни електродни потенцијал), као, на пример, цинк, површина плочице биће негативно наелектрисана, а раствор позитивнији у односу на њу (слика 9.8a). Уколико се метал, на пример бакар, који нема изражену тежњу отпуштања електрона (позитиван стандардни електродни потенцијал), урони у раствор своје соли, површина плочице биће позитивно наелектрисана, а раствор негативнији у односу на њу (слика 9.8b).



Слика 9.8. Приказ процеса на површини:
а) цинкане, б) бакарне плочице

Табела 1. Најчешће коришћене физичке величине и њихове јединице

Физичка величина	Ознака физичке величине	Често коришћене јединице
Количина супстанце	n	mol
Маса	m	kg, g, mg
Моларна маса	M	g/mol
Моларна запремина	V_m	dm ³ /mol
Термодинамичка температура	T	K
Време	t	s
Дужина	l	m, cm, mm, nm
Површина	S или P	m ² , cm ² , mm ² , nm ²
Запремина	V	m ³ , dm ³ , cm ³
Густина	ρ	kg/m ³ (g/cm ³)
Притисак	p	Pa
Енергија	E	kJ
Количинска концентрација	c	mol/dm ³
Масена концентрација	γ	g/dm ³
Молална концентрација	b	mol/kg растварача
Енталпија	H	kJ/mol
Брзина хемијске реакције	v	mol dm ⁻³ s ⁻¹
Таласна дужина	λ	m
Фреквенција	ν	Hz
Електрични напон	U	V
Електродни потенцијал	E	V
Електромоторна сила	E_{ms}	V
Јачина струје	I	A
Количина наелектрисања	q	C
Интензитет светлости	I_v	cd

Табела 2. Ознаке и вредности префикса децималних јединица

Назив префикса	Ознака	Вредност префикса
Пета	P	1 000 000 000 000 000 = 10 ¹⁵
Тера	T	1 000 000 000 000 = 10 ¹²
Гига	G	1 000 000 000 = 10 ⁹
Мега	M	1 000 000 = 10 ⁶
Кило	k	1 000 = 10 ³
Хекто	h	100 = 10 ²
Дека	da	10
Деци	d	0,1 = 10 ⁻¹
Центи	c	0,01 = 10 ⁻²
Мили	m	0,001 = 10 ⁻³
Микро	μ	0,000 001 = 10 ⁻⁶
Нано	n	0,000 000 001 = 10 ⁻⁹
Пико	p	0,000 000 000 001 = 10 ⁻¹²
Фемто	f	0,000 000 000 000 001 = 10 ⁻¹⁵
Ато	a	0,000 000 000 000 000 001 = 10 ⁻¹⁸

Табела 3. Вредности важнијих константних величина

Константа	Ознака	Вредност константе
Унифицирана јединица масе	u (amu)	$1,66 \cdot 10^{-24}$ g
Универзална гасна константа	R	8,314 J/K
Авогадрова константа (број)	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$ 1/mol
Густина воде на 4 °C	$\rho_{(H_2O), 4^\circ C}$	1 kg/dm ³ (1 g/cm ³)
Јонски производ воде на 25 °C	K_w	$1 \cdot 10^{-14}$ mol ² /dm ⁶
Планкова константа	h	$6,62 \cdot 10^{-34}$ J · s
Количина наелектрисања електрона, односно протона	q	$1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Фарадејева константа	F	приближно 96 500 C

Табела 4. Растворљивост киселина, база и соли у води на собној температури

АНЈОНИ	КАТЈОНИ																		
	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻	P	P	P	P	P	P	C	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H
F ⁻	P	H	P	P	P	C	H	H	P	C	H	H	C	C	C	P	H	P	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	C	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P	H	H	C	—
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	—	H	—	H	H	H	H	H	H	H	P
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	—	H	—	H	H	H	H	H	—	—	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	C	P	P	P	P	P	P	P	P	C	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	—	H	—	H	H	H	H	H	—	H	H
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	P	—	H	H	H	H	H	—	—	—	H	H	—	—	—	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	C	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P

Растворно

H

Нерастворно

C

Слабо
растворно

—

Не постоји или се
разлаже у води

Табела 5. Растворљивост соли у води (g/100 g воде)

Назив соли	Формула соли	Температура (°C)						
		0	10	20	40	60	80	100
Алуминијум-сулфат	Al ₂ (SO ₄) ₃	31,2	33,5	36,4	45,8	59,2	73,0	89,0
Амонијум-хлорид	NH ₄ Cl	29,4	33,3	37,2	45,8	55,2	65,6	77,3
Бакар(II)-сулфат	CuSO ₄ · 5H ₂ O	23,1	27,5	32,0	44,6	61,8	83,8	114,0
Калијум-хлорат	KClO ₃	3,3	5,2	7,3	13,9	23,8	37,5	56,3
Калијум-хлорид	KCl	28,1	31,2	34,2	40,0	45,8	51,3	56,3
Калцијум-хлорид	CaCl ₂	59,5	64,7	74,5	128,0	137,0	147,0	159,0
Магнезијум-сулфат	MgSO ₄	22,0	28,2	33,7	44,5	54,6	55,8	50,4
Натријум-хлорид	NaCl	35,7	35,8	36,0	36,6	37,3	38,4	39,8
Олово(II)-нитрат	Pb(NO ₃) ₂	37,5	46,2	54,3	72,1	91,6	111,0	133,0
Цезијум-хлорид	CsCl	146,0	175,0	187,0	208,0	230,0	250,0	271,0

Табела 6. Вредности константи киселости важнијих слабих киселина на 25 °C

Назив киселине	Формула	Константа киселости (K_a)	pK_a
Сирћетна киселина	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,7
Водоник-сулфид	H_2S	$5,7 \cdot 10^{-8}$	7,2
	HS^-	$1,2 \cdot 10^{-15}$	14,9
Угљена киселина (равнотежна смеша угљен-диоксида и воде)	$\text{H}_2\text{CO}_3 (\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O})$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,3
	HCO_3^-	$4,7 \cdot 10^{-11}$	10,3
Мравља киселина	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,7
Азотаста киселина	HNO_2	$4,4 \cdot 10^{-4}$	3,4
	/	/	/
Сумпорна киселина	HSO_4^-	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,9
	$\text{H}_2\text{SO}_3 (\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O})$	$1,7 \cdot 10^{-2}$	1,8
Сумпороаста киселина (равнотежна смеша сумпор-диоксида и воде)	HSO_3^-	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,2
	HF	$6,3 \cdot 10^{-4}$	3,2
Флуороводонична киселина	H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-3}$	2,1
	H_2PO_4^-	$6,2 \cdot 10^{-8}$	6,2
	HPO_4^{2-}	$4,4 \cdot 10^{-13}$	12,3
Фосфорна киселина	H_2PNO_3	$1,6 \cdot 10^{-2}$	1,8
	HPNO_3^-	$2,0 \cdot 10^{-7}$	6,7
Хлорна киселина	HClO	$3,5 \cdot 10^{-8}$	7,5
Хлораста киселина	HClO_2	$1,1 \cdot 10^{-2}$	2,0
Цијановодонична киселина	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	9,2

Табела 7. Вредности константи базности важнијих слабих база на 25 °C

Назив базе	Формула	Константа базности (K_b)	pK_b
Амонијак	NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,7
Метиламин	CH_3NH_2	$4,4 \cdot 10^{-4}$	3,4
Етиламин	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$5,6 \cdot 10^{-4}$	3,2
Анилин	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$3,8 \cdot 10^{-10}$	9,4
Пиридин	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1,7 \cdot 10^{-9}$	8,8

РЕШЕЊА ЗАДАТАКА

1. Увод у хемију



1. Уџб. стр. 14. 2. а), е). 3. а) 1 mm^3 , 1 cm^3 , 1 dm^3 , 1 m^3 ; б) $1 \mu\text{g}$, 1 mg , 1 kg , 1 t . 4. а) Уџб. стр. 12, б) Неорганска хемија проучава структуру, својства и промене неорганских једињења и елемената, в) Органска хемија проучава структуру, својства и промене органских једињења, г) Хемија животне средине проучава процесе који се дешавају у земљишту, води и ваздуху, процесе загађивања животне околине, структуру загађивача, као и начине пречишћавања природних ресурса. 5. а) $0,050 \text{ g}$, б) 400 cm^3 , в) $0,3 \text{ L}$. 6. а) $100\,000 \text{ Pa}$, б) $101\,300 \text{ Pa}$. 7. а) 3, б) 5, в) 9. 8. а) $0,124$, б) $65,9$, в) $0,258$. 9. Подаци се могу уредити на више начина, а један од њих је:

Мерена величина	Проба 1	Проба 2	Проба 3	Проба 4
Маса (g)	10,12	10,22	10,62	12,14
Запремина (cm^3)	10,0	10,1	10,5	12,0



10. в) Разлика у масама m_2 и m_1 износи $9\,990 \text{ mg}$. 11. Циљ огледа јесте доказивање да сагоревањем воска настаје вода. Сагоревањем воска настају угљеник(IV)-оксид и вода, при чему се вода кондензује у виду капљица на хладној површини стаклене чаше. 12. -13°C . 13. На пример, неисправност ваге, непажња особе која мери, неискуство особе која мери и др. 14. Немају довољан број значајних цифара: $0,128 \text{ g}$ и $0,13 \text{ g}$. Кориговано: $0,1280 \text{ g}$ и $0,1300 \text{ g}$. 15. $10,24 \text{ cm}^3$. 16. Прикупљање података и експериментисање. 17. а) mol , б) kg , в) m^3 .



18. Хемичар испитује процес разградње органског једињења, реакције које се при том процесу дешавају и сл. 19. а) $10,3 \text{ cm}^3$, б) $10,5 \text{ mg}$, в) $0,105 \text{ g}$, г) $2,1 \text{ cm}^3$. 20. $273,135 \text{ K}$, односно $-0,015^\circ\text{C}$. 21. 1 и (2); 2. 1, 0, (0), 3. 1, 0, 0, (5). У загради је несигурна, а ван заграде сигурна цифра. 22. а) 1020 g/dm^3 , б) $0,00002 \text{ mol/cm}^3 = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/cm}^3$, в) 34 mL , г) $1,24 \cdot 10^{-4} \text{ kg}$. 23. Прецизност је до стотог дела cm^3 . 24. Густина је: $(8,42 \pm 0,01) \text{ g/cm}^3$. 25. а) $(1,02 \pm 0,01) \text{ g}$; б) $(10,00 \pm 0,05) \text{ cm}^3$, в) $(10,29 \pm 0,01)\%$.

Величина	Проба 1	Проба 2	Проба 3	Средња вредност
Ивица коцке (cm)	1,00	1,02	1,02	1,01
Запремина (cm^3)	1,00	1,06	1,06	1,04
Маса (g)	8,73	8,76	8,80	8,76



26. $0,4 \text{ g/cm}^3$. 27. $1,394 \cdot 10^{15} \text{ kg}$. 28. 675 g живе, $46,68 \text{ g}$ циклохексана, 40 g воде. 28. Апсолутна грешка: $0,0001 \text{ g}$; релативна грешка: $0,1\%$. 30. $(6,0 \pm 0,1)\%$.

2. Врсте супстанци



1. Физичка, физичка, својства, физичке, хемијске, хемијским, физичким. 2. Елементарне супстанце: сребро, хлор, водоник; једињења: бакар(II)-оксид, калцијум-хидроксид, амонијак, калцијум-хлорид, дестилована вода; хомогене смеше: ваздух, шећерна вода, морска вода; хетерогене смеше: кречно млеко, песак, чађави дим. 3. а) Водоник је гас, без боје, мириса и укуса, слабо растворљив у води, лакши од ваздуха, б) натријум-хлорид је кристална бела супстанца, добро растворна у води, сланог укуса. 4. Амонијак. 5. Поступак је цеђење. На статив се монтира стаклени левак у који се постави правилно савијен филтер-папир. Испод левка се постави празна чаша, а затим се низ стаклени штапић пажљиво сипа садржај смеше песка и воде. На тај начин на филтер-папиру остаје песак, а у чаши испод левка је вода. 6. Чисте супстанце: бакар, калцијум-оксид, озон, натријум. Остале супстанце су смеше.



7. а) Елементарна супстанца, б) једињење. 8. Физичка својства: чврстог агрегатног стања на собној температури, има високу температуру топљења, проводи електричну струју и топлоту; хемијска својства: реагује са кисеоником, стајањем на ваздуху у присуству угљеник(IV)-оксида и влаге претвара се у супстанцу зелене боје. 9. Прва наведена промена јесте физичка, друга је хемијска. 10. а) Физичка својства: уџб. стр. 34, хемијска својства: уџб. стр. 35, б) физичке и хемијске промене: уџб. стр. 35. 11. а3, в4, г2, д1; вода нема свог пара. 12. Вода има температуру кључања 373 K на атмосферском притиску и не може бити супстанца описана у тексту задатка.



13. А – гасовито, Б – чврсто, В – течно агрегатно стање. 14. а) Цеђење, б) испаравање, а може и дестилација, в) растварање у води, затим цеђење, а након тога испаравање воде. 15. Супстанце А и Б јесу једињења (сталан састав, могу се разложити на једноставније (А), садржи супротна наелектрисане јоне (Б)). Супстанца В је елемент јер се не може разложити на једноставније

супстанце. 16. Супстанца А може бити елемент или једињење, зависно од тога да ли молекули супстанце А садрже атоме истог или различитих елемената. Супстанца А не може бити смеша јер има сталан састав. 17. а) Испаравање, топљење (физичке промене), б) топљење (физичка промена), сагоревање (хемијска промена). 18. а) Смеша, б) једињење, в) елемент.



19. а) Цеђење (одваја се креда), а затим дестилација (раздвајају се вода и кухињска со), б) одвајање магнетом (одвајање гвозђа), затим растварање у води (натријум-хлорид се раствара, а сумпор не), потом цеђење (одваја се сумпор), а испаравањем се изолује натријум-хлорид, в) дестилација. 20. Супстанца А може бити вода, али при одређеним условима и водоник-пероксид. 21. Супстанца А јесте једињење, јер загревањем даје више једноставнијих супстанци. За супстанцу В се не може поуздано на основу описа одредити којој врсти супстанци припада, док је супстанца В једињење ако се десило потпуно сагоревање, али може бити и смеша угљен-моноксида и угљен-диоксида.

3. Структура атома



1. а) $N(p^+) = 11$, $N(e^-) = 11$, $N(n^0) = 12$; б) $N(p^+) = 8$, $N(e^-) = 8$, $N(n^0) = 8$; в) $N(p^+) = 2$, $N(e^-) = 2$, $N(n^0) = 2$. 2. г) 3. а) јод, б) хлор, в) фосфор. 4. а) 1. група, б) 17. група. 5. Метали: Na, K, Al, Fe, Cu, Ca, Ag; неметали: S, Br, I, H; племенити гасови: Ne, He, Ar. 6. а) $Na\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$, б) $N\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$, в) $Ca\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$, г) $Ne\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. 7. а) два, б) седам в) четири.



8. а) $K\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$, 4. периода, 1. група, б) $Al\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$, 3. периода, 13. група, в) $Cl\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, 3. периода, 17. група. 9. а5, б1, в3, г2. 10. Мале вредности енергија јонизације имају: натријум, баријум, цезијум, калцијум, калијум и стронцијум, остали имају велике вредности енергија јонизације.

11. а) Сумпор $3p\ \uparrow\downarrow\ \uparrow\ \uparrow$, б) калцијум $4s\ \uparrow\downarrow$, в) фосфор $3p\ \uparrow\downarrow\ \uparrow\ \uparrow$; Полупопуњена конфигурација: Р.



12. а) Na, б) Mg; в) $\cdot\cdot\cdot\cdot$. 13. а) $N(p^+) = 7$, $N(e^-) = 7$, $N(n^0) = 7$, б) 5, в) 3, г) неметал, д) 2. периода, 15. група, њ) већу.



14. Атом калијума (^{40}K) има један протон и један електрон мање, а један неутрон више од атома калцијума (^{40}Ca). 15. а) 18, б) 6, в) 2, г) 1. 16. а) исти облик, 4s орбитала је већа, ниједна од орбитала није усмерена у простору, б) исти облик, иста величина, различита усмереност у простору, в) различит облик, различита величина, 3s-орбитала нема усмереност у простору, а 4p орбитала се простира дуж z-осе координатног система. 17. а) 5s, б) 4s, в) 2s, г) 5s; $n + l$ за дате орбитале има мању вредност него за другу орбиталу из пара. 18. а) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, б) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^1$. 19. а) Ca^{2+} , б) Ar, в) S. 20. Сви елементи 1. групе атомских бројева: 3, 19, 37 и 55 (францијум је радиоактиван, па није део решења).



21. 4. периода, 7. група. 22. а) Флуор, б) хлор, в) галијум. 23. 118. 24. а) 2s-орбитала, б) 4d- или 4f-орбитала. 25. а) Ca^{2+} , б) Mg^{2+} . 26. Бакар, уџб. стр. 75. 27. б). 28. Ав, Бб, Ва, Гг.

4. Хемијске везе



1. Јонска веза: NaCl, KBr, CaO, Li₂O; ковалентна веза: H₂, NH₃, H₂SO₄, N₂, O₃, O₂, CO₂, CO, N₂O₃, H₂S; метална веза: Mg, Ag. 2. а) уџб. стр. 96, б) $H \cdot + \cdot \ddot{Cl} : \rightarrow H : \ddot{Cl} :$, в) уџб. стр. 93. 3. Топљење натријума: метална, испаравање воде: водонична веза. 4. У гасовитом агрегатном стању на собној температури јесу племенити гасови (хелијум, неон, аргон, криптон, ксенон и радон), водоник, кисеоник, азот, флуор и хлор, а течног агрегатног стања јесу жива и бром. 5. Водонична веза има велики значај у живим организмима, као и при свим процесима који се дешавају у природи, а у којима учествује вода. 6. Водена пара има својства карактеристична за све гасовите супстанце: хаотично кретање честица, зависност притиска од температуре и запремине, а надаље: без боје, мириса и укуса; вода у течном агрегатном стању: честице су ближе него у воденој пари, добро се меша са поларним супстанцама, кључа на температури вишој од очекиване, због јаких водоничних веза; вода у чврстом агрегатном стању (лед): кристална супстанца, мање густине од течне воде, топи се на нула степени Целзијусове скале. 7. а) Формула бр. 1 не може бити тачна због тога што не постоји четворострука веза. б) У формули бр. 2 веза између атома угљеника и водоника је сигма, а између атома азота и атома угљеника постоји једна сигма и две пи везе, у формули бр. 3 везе између атома водоника и атома угљеника јесу сигма везе, а веза између атома кисеоника и атома угљеника јесте једна сигма и једна пи.

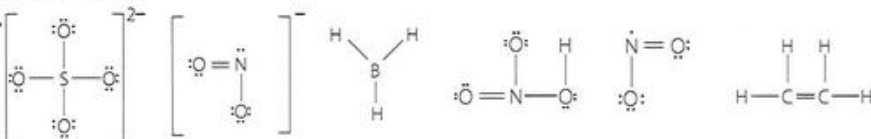


8. а) јонска веза, б) неполярна ковалентна веза, в) метална веза. 9. 1б, 2а, 3в. 10. а) јонска веза, б) поларна ковалентна веза. 11. Мања електронегативност: Na, Ca, Al, Li, Cs, а остали имају већу вредност коефицијента електронегативности од водоника. 12. Супстанца А. 13. а) јонске супстанце су чврстог агрегатног стања на собној температури, имају високе температуре топљења, односно кључања, б) супстанца са ковалентном везом N-H има релативно високу температуру топљења, односно кључања, вероватно се добро раствара у води, в) супстанца има релативно ниску температуру кључања, односно топљења, и не раствара се у води.



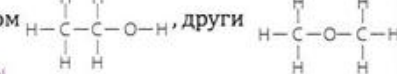
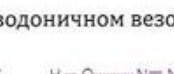
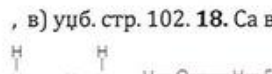
14. Бром – течно агрегатно стање и неполярна ковалентна веза, вода – течно и поларна ковалентна веза, амонијак – гасовито и поларна ковалентна веза, глюкоза – чврсто и поларна ковалентна веза, магнезијум – чврсто и метална веза, жива – течно и метална веза, натријум-оксид – чврсто и јонска веза, озон – гасовито и неполярна ковалентна веза и сумпор – чврсто и неполярна ковалентна веза.

15.



Поларни молекули јесу HNO_3 и NO_2 . 16. CO_3^{2-} : а) $N(p^*) = 30$, б) $N(e^-) = 32$, в) 24; HNO_3 : а) $N(p^*) = 32$, б) $N(e^-) = 32$, в) 24; ClO_3^- : а) $N(p^*) = 41$, б) $N(e^-) = 42$, в) 26; NH_2^- : а) $N(p^*) = 9$, б) $N(e^-) = 10$, в) 8. 17. а) Уџб. стр. 99,

б)



19. а) Уџб. стр. 111, б)

дипол у N_2 . 20. Уџб. стр. 122. Тројна тачка.



21. Највишу температуру топљења има литијум-оксид, јер осим што има јонску везу, честице су мањег полупречника (јони литијума) и боље се „пакују“ у кристалној решетки; 22. $\text{H}-\ddot{\text{Y}}=\text{X}=\ddot{\text{Z}}$: (једно од решења), број слободних електронских парова јесте 3, а молекул јесте поларан. 23. C_2H_6 (неполярна ковалентна веза, слабе Ван дер Валсове интеракције), H_2O (поларна ковалентна веза, водоничне везе), KF (јонска веза, наелектрисања јона једанпут позитивно и једанпут негативно), MgO (јонска веза, наелектрисања јона два пута позитивно и два пута негативно). 24. O, N, O_2 , N_2 . 25. Молекул AB_3 је поларан, а молекул BG_3 није. 26. CO, CO_2 , CO_3^{2-} . 27. То је једна од аномалија воде. Молекули етанола градећи водоничне везе с молекулима воде, смештају се у „шупљине“ у структури течне воде и запремина се смањује.

5. Дисперзни системи



1. Систем (смеша), распореди (распрши), фазе. 2. Желатинозни гел је прозирна смеша, веће густине од воде. Изворска вода јесте прави раствор без боје и карактеристичног укуса. Инфузиони раствор јесте прави раствор без боје, слатког укуса. Наведене смеше јесу дисперзни системи, јер су честице диспергованих фаза фино распоређене по дисперзионом средству (води у сва три случаја). 3. 4 g/100 g воде на датој температури. 4. 4 g. 5. 0,2 g глюкозе и 19,8 g воде. 6. 0,25 mol/dm³. 7. 0,9 g. 8. в).



9. а) Молекули амонијака су поларни и због тога се амонијак добро раствара у води. Такође, молекули амонијака могу да граде водоничне везе с молекулима воде, као и да реагују с молекулима воде, што повећава растворљивост те супстанце у води, б) Молекули кисеоника су неполярни, па се кисеоник слабо раствара у води као поларном растварачу. 10. Растворљивост KNO_3 расте с порастом температуре, а растворљивост $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ се смањује с порастом температуре. 11. Раствор А: 100,052 °C, а Б: 100,099 °C. 12. Раствор А. 13. 33 g. 14. 12,5 cm³. 15. 50 cm³.



16. а) Колоидно-дисперзни систем, б) суспензија, в) емулзија. 17. 61,42 g. 18. А2, Б1. 19. 18,02 mol/dm³. 20. 120 cm³. 21. 5 пута. 22. 26,1 g/dm³. 23. 100,33 °C.



24. А – јонска супстанца, б) поларна ковалентна супстанца, в) неполарна ковалентна супстанца. 25. 35,66 g/100 g воде. 26. а) 0,25%, б) 0,25%. 27. 1,34 пута је већа концентрација хлороводоничне киселине. 28. 16,95 g.

6. Концепт мола и стехиометрија



1. а) $4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$, б) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, в) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, г) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. 2. а) Угљеник(II)-оксид, б) метан, в) хлороводоник, г) магнезијум-оксид.

3. а) $M_r(\text{Na}_2\text{O}) = 62$, б) $M_r(\text{NH}_3) = 17$, в) $M_r(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164$, г) $M_r(\text{BaCO}_3) = 197$.

4. а) N +4, O -2, б) C -4, H +1, в) H +1, S -2, г) Al +3, Cl -1. 5. $n = 0,2$ mol молекула амонијака.

6. Хемијски симболи: H, Na; хемијске формуле: HCN, O₂, H₂CO₃, CO₂. 7. $m = 66,15$ g. 8. 7 : 8. 9. 64 g.

10. 1,8 g.



11. 16, 2д, 3а, 4в, 5г. 12. 1а) 1 : 3, 1б) 2 : 3, 1в) 40% сумпора и 60% кисеоника; 2а) 2 : 6 : 1, 2б) 12 : 3 : 8, 2в) 52,18% угљеника, 13,04% водоника, 34,78% кисеоника. 13. $1,2 \cdot 10^{23}$ молекула.

14. 44,8 dm³. 15. а) 2 mol молекула кисеоника, б) 230 g натријума. 16. Моларна маса водоника је мања од моларне масе воде, због тога је количина молекула водоника у 20 g већа од количине молекула воде у једнакој маси, а самим тим и број молекула. 17. 5 mol молекула водоника.

18. 0,2 mol молекула водоник-пероксида. 19. 41,03%. 20. $2 \cdot 10^{-3}$ g водоника и 0,016 g кисеоника.

21. 17,75 g.



22. а) E +2, H -1, б) X +3, S +6, O -2, в) Ca +2, C +4, O -2, г) H +1, O -1. 23. $4,23 \cdot 10^{-22}$ g. 24. $2 \cdot 10^{22}$.

25. Емпиријска и молекулска формула: CO₂. 26. а) 6,8 mg, б) $3,6 \cdot 10^{22}$ јона. 27. N₂O₄, азот(IV)-оксид.

28. а) 1,12 dm³ гасовитог водоника, б) узорак супстанце А. 29. а) C₉H₁₃NO₃, б) C₂H₆O. 30. Настаје 4 g магнезијум-оксида. У вишку је кисеоник, а маса вишка 1,6 g. 31. 500 cm³.



32. CH. 33. 1 : 1. 34. $x = 3$. 35. 10. 36. Супстанца Б. 37. 49,6%.

7. Хемијске реакције



1. а) Ендотерман процес, б) егзотерман процес. 2. Брзина реакције се а) смањује, б) повећава, в) повећава. 3. Ензими убрзавају хемијске реакције тако што смањују енергију активације реакције. Након реакције те супстанце остају непромењене. Ензими су катализатори у живим бићима.

4. Уџб. стр. 214. 5. а), б) егзотермне реакције, в), г) ендотермне реакције. 6. 1583 kJ.

7. Ле Шателеов принцип.



8. Уџб. стр. 198, пример задатка. 9. а) При сагоревању 1 mol C(s) са 1/2 mol кисеоника, при чему настаје 1 mol CO(g), ослободи се 110 kJ топлоте, б) при сагоревању једног мола водоника са пола мола кисеоника, при чему настаје један мол молекула воде у течном агрегатном стању, ослободи се 286 kJ топлоте.

10. а) $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$, б) $v = k \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$. 11. Уџб. стр. 204. и 205. 12. а) Удесно, б) улево.

13. а) б) в) 14. $K = 1$. 15. Ослободи се 6680 kJ топлоте.

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} \quad K = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} \quad K = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$$

16. Уџб. стр. 212. 17. Уџб. стр. 223.



18. -92 kJ/mol. 19. 2340,18 kJ. 20. 0,5 mol/dm³. 21. -97 kJ/mol. 22. 1. Реакција: а) брзина ће се повећати три пута, б) брзина ће се смањити два пута; 2. Реакција: а) брзина ће се повећати три пута, б) брзина ће се смањити 8 пута. 23. Притисак – смањити, температуру – снизити.

24. Равнотежне концентрације јода, водоника и јодоводоника су једнаке и износе 0,0067 mol/dm³.

25. Равнотежне концентрације сумпор(VI)-оксида, сумпор(IV)-оксида и кисеоника су: 3 mol/dm³,

1 mol/dm³, 0,5 mol/dm³.



26. а) Првог реда, б) $v = k \cdot [A]$, в) $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ l/s}$. 27. $-74,1 \text{ kJ/mol}$. 28. Равнотежне концентрације угљеник(II)-оксида и воде су једнаке и износе $6,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$, а угљеник(IV)-оксида и водоника износе $3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$. 29. $12,08 \text{ kJ}$.

8. Киселине, базе и соли



1. Киселине: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 ; базе: NaOH , Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2 , NH_3 ; соли: Na_2SO_4 , KHS , KBr , AgCl , CH_3COONa , FeI_3 . 2. а3, б2, в2, г1. 3. а) $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$, б) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, в) $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$, г) $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$, д) $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$. 4. а) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; в) $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$; г) $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. 5. Сок од краставца и лимунов сок. 6. Киселе соли: BaHPO_4 , NaHS , нормалне: NaNO_3 , NH_4Cl , AlCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, KF , базе: FeOHSO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.



7. а) $\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{AgCl(s)}$, б) $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(l)}$, в) $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$. 8. а) кисео, б) базан, в) неутралан. 9. б, в, а. 10. а) 3, б) 13. 11. а) Киселина, б) киселина, в) база, г) неелектролит. 12. а) $\text{H}_3\text{O}^+(\text{к1}) + \text{NH}_3(\text{б2}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{к2}) + \text{H}_2\text{O(б1)}$, б) $\text{HCl(к1)} + \text{NH}_3(\text{б2}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{к2}) + \text{Cl}^-(\text{б1})$, в) $\text{H}_3\text{O}^+(\text{к1}) + \text{OH}^-(\text{б2}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(б1)} + \text{H}_2\text{O(к2)}$. 13. а) Имају кисео укус, реагују с појединим металима, боје плаву лакмус хартију у црвено, реагују с базама, б) Имају опор укус, боје црвену лакмус хартију у плаво, реагују с киселинама. в) Соли се углавном добро растварају у води и њихови водени раствори проводе електричну струју, то су кристалне супстанце.



14. а) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$; $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$; $\text{Ba(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$; $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; H_3PO_4 уцб. стр. 238; б) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (молекулски облик), $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$ (јонски облик); в) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{BaSO}_4$; д) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$; њ) $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$; 15. $0,002 \text{ mol/dm}^3$; 16. $0,55 \text{ mol/dm}^3$; 17. 13,7; 18. а) Br^- , ClO^- , HPO_4^{2-} , NH_3 , CH_3NH_2 , б) H_2O , H_3O^+ , NH_3 , NH_4^+ , $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+$. 19. а) 0, б) 0, в) 0,4. 20. 11. 21. 0,8 g. 22. Повећа се за три.



23. Метан, амонијак, вода, флуороводоник. 24. Разликују се за 0,06. 25. а) 6,98, б) 7. 26. 0,02. 27. Додато је девет запремина воде на једну запремину почетног раствора. 28. $9,998 \cdot 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$.

9. Оксидоредукционе реакције



1. а) +4, б) +7, в) -3, г) -2. 2. а2, б2, в1, г2. 3. а) $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-2}{\text{O}} + 2\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}} \rightarrow 2\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}} + \overset{0}{\text{H}_2}\overset{0}{\text{O}}$, б) $\overset{0}{\text{N}}_2 + 3\overset{0}{\text{H}_2} \rightarrow 2\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}}_3$. Реакција под а) није оксидоредукциона реакција, јер не долази до промене оксидационих бројева, односно размене електрона, а реакција под б) јесте оксидоредукциона реакција. 4. Гвожђе. 5. а) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, б) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$, в) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$, г) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. 6. а) Оксидација, б) јони гвожђа, в) промени се боја.



7. а) $2\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ (није оксидоредукциона реакција), б) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ (јесте оксидоредукциона реакција), в) $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ (јесте оксидоредукциона реакција). 8. $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{разбл.}) \rightarrow 3\text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$; 4,76 g. 9. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, а) атом угљеника се оксидовао, а атом кисеоника редуковао, б) егзотермна је реакција, в) 2,13 g. 10. Оксидациона средства: кисеоник, хлор, азотна киселина, а редукована средства: цинк, гвожђе и водоник. 11. в) 4, 5, 6, 7, 8. 12. Прва описана реакција је оксидоредукција, а друга није. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$, $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$.



13. а) $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$, б) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$. 14. г). 15. 320 cm^3 . 16. Константа равнотеже је много мања од 1. 17. а) $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$; г) $2\text{I}^- + \text{Br}_2 \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{Br}^-$. 18. Једно од решења: Ag/AgNO_3 . 19. NaCl , CaCl_2 , AlCl_3 , FeCl_2 , HCl , CuCl_2 . 20. Сребро-нитрат.



21. 0,0382 g. 22. $6\text{KMnO}_4 + 18\text{FeSO}_4 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{MnO}_2 + 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$, збир коефицијената је 58. 23. 600 cm^3 . 24. 56. 25. а) Редукована моћ опада у низу: X, Y, Z, E, б) Ниједна није могућа, јер је X најјаче редуковано средство. 26. $2\text{Al} + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2$.

Авогадров број (константа), 171, 186
 Авогадров закон, 125, 128
 агрегатна стања супстанци, 116, 118
 активирани комплекс, 204
 алхемија, 10, 29
 аморфне супстанце, 116, 298
 аналитичка вага, 17
 аналитичка хемија, 12
 анјон, појам, 91, 298
 апсолутна грешка мерења, 24
 Аренијусова теорија база, 233
 Аренијусова теорија дисоцијације, 230–234
 Аренијусова теорија киселина, 230
 атом, појам, 50, 54, 84
 атомска орбитала, 60
 атомске кристалне решетке, 116, 118, 128
 атомски број, појам, 54
 аутопротолиза воде, 251
 афинитет према електрону, 78, 81, 84
 Базе, појам, 233, 248
 базе соли, 235
 базност раствора (рОН вредност), 254
 бирета, 18, 228
 Бојл–Мариотов закон, 124
 Боров модел атома, 51, 59
 Бренстед–Лоријева теорија, 248
 брзина светлости, 58
 брзина хемијске реакције, 203
 Валентни електрони, 66
 валентни ниво, појам, 66
 валенца, 42, 165, 298
 Ван дер Валсове интеракције, 110, 128
 водонична веза, 111, 116, 121, 128
 Волтин низ, 278
 врсте раствора, 139, 140
 Гасни закони, 124
 Геј–Лисаков закон, 124, 182
 гел, 151, 158
 геометрија молекула, 108, 132
 главни квантни број, 60
 грешке мерења, 24
 грубо дисперзни системи, 135, 136
 група у Периодном систему елемената, појам, 70, 84
 Гулдберг–Вагеов закон, 209, 216, 224

Далтонов закон, 178, 186
 двострука ковалентна веза, 98, 128
 делимична наелектрисања, 106
 дипол, 107, 182
 дипол–дипол интеракције, 110
 диполни моменат, 106
 директно мерење, 22, 28
 диспергована фаза, 134, 158, 298
 дисперзионо средство, 134, 158, 298
 дисперзни систем, 134, 158, 298
 дуална природа, 53, 59
 Егзотермне реакције, 194, 200
 експеримент, појам, 15
 електродни потенцијал, 286
 електролит, 230
 електролитичка дисоцијација, **види** Аренијусова теорија дисоцијације
 електромагнетно зрачење, 58
 електрон, појам, 54, 84
 електронегативност, 105
 електронска конфигурација, 64, 84
 електронска формула, појам, 96, 164
 електронски омотач, појам, 54, 84
 елементарна анализа, 175
 елементарне супстанце, појам, 37
 емпиријска формула, 175
 емулзије, 136, 158, 199
 ендотермне реакције, 194, 200
 енергетски дијаграм реакције, 200
 енергетски ниво, 51, 60
 енергетски подниво, 61
 енергија активације, 197, 205, 212, 222, 224
 енергија јонизације, 75, 80, 82, 84
 енергија кристалне решетке, 94
 ензим, 213
 енталпија, 196, 224
 ефикасан судар, 205
 Заједнички електронски пар, 96, 128
 закон вишеструких односа маса, **види** Далтонов закон
 закон о дејству маса, **види** Гулдберг–Вагеов закон

закон о одржању масе, 139
 закон периодичности, 80
 закон сталних запреминских односа, **види** Геј–Лисаков закон
 закон сталних односа маса, 176, 186
 zasiћен раствор, 139, 158
 затворен систем, 193
 зелена хемија, 32
 значај хемије, 11, 28
 Изобари, појам, 56
 изолован систем, 193
 изотони, појам, 56
 изотопи, појам, 56, 84
 индекс, појам, 164, 186
 индикатор, 228, 236, 258, 262, 298
 индиректно мерење, 22
 инхибитор, 213, 298
 иреверзибилне реакције, 216, 298
 Јаки електролити, 236, 237, 262
 јединична ћелија, 94
 једињења, појам, 38, 44
 једначина стања идеалног гаса, 127
 једначина хемијске реакције, појам, 179
 једнострукта ковалентна веза, 96, 128
 језгро атома, 54, 84
 јон–дипол везе, 138
 јони, појам, 91, 92, 128
 јонска веза, 91, 92, 128
 јонска кристална решетка, 92, 116, 128
 јонске реакције, 244, 262
 јонски производ воде, 252, 262
 Калориметар, 151
 катализа, 163
 катализатор, 163, 175
 катјон, појам, 91, 92, 298
 квалитативна хемијска анализа, 266
 квантни бројеви, 60, 84
 Келвинова скала, 18
 кинетичка енергија, 192
 киселе соли, 233
 киселине, 232, 248, 262
 киселинско–базни индикатор, 185, 201, 211, 220
 киселост раствора (рН вредност), 257, 262
 коагулација, 153, 158
 ковалентна веза, појам, 96, 128
 коефицијент, појам, 164
 количина супстанце, 171, 186

количинска концентрација раствора, 147, 158
 колоидни раствори, 136, 150, 158, 298
 колоидно дисперзни системи, 136, 150, 158
 конјугован пар, 249, 262
 конјугована база, 249
 конјугована киселина, 249
 константа базности, 254, 289
 константа брзине хемијске реакције, 209, 298
 константа дисоцијације, појам, 238
 константа киселости, 253, 260
 константа равнотеже, појам, 216, 224
 континуални спектри, 59
 концентровање раствора, 146
 координативно–ковалентна веза, 132, 250
 кристаллизација, 40, 139
 кристалохидрати, 146
 критична тачка, 123
 кружни дијаграми, 26
 Ле Шателјеов принцип, 219, 224
 лимитирајући реактант, 183
 линијски спектри, 59
 Лондонове силе, 110
 Луисов симбол, 67, 69, 84
 Магнетни квантни број, 62, 84
 масена концентрација раствора, 147, 158
 масени број, појам, 55, 84
 масени удео, 144, 158
 Међународна унија за чисту и примењену хемију (IUPAC), 42, 44, 164
 међународни систем јединица (SI), појам, 16
 мениск, 18, 148
 мерење, појам, 16, 28
 мерна јединица, 16
 метална веза, 114, 128
 метална кристална решетка, 114, 128
 метална својства, 55
 металоид, 80
 модели атома, 50, 60, 84
 мол, **види** количина супстанце
 молална концентрација, 153, 158
 моларна запремина, 127, 173, 186

моларна концентрација, **види** количинска концентрација
моларна маса, 172, 186
молекул, појам, 90, 128
молекулска орбитала, 101
молекулска формула, појам, 96
молекулске кристалне решетке, 116, 128
молекулско дисперзни системи, 137, 158

Напон паре, 121
напонски низ метала, **види** Волтин низ
научни метод, 14, 28
неелектролит, 230
незасићен раствор, 139
неметал, појам, 80
неповратне реакције, **види** ирверзибилне реакције
неполарна ковалентна веза, појам, 105, 128
неспарен електрон, 65
неутрализација, 233
неутралне соли, појам, 233
неутрон, појам 54, 84
номенклатура једињења, 42, 44, 164
нормалне соли, **види** неутралне соли
нормални суд, 148
нормални услови, 87
нуклеон, појам, 54, 84

Одмерна посуда, **види** нормалан суд
одрживи развој, 11
оксидација, 268, 282, 299
оксидациони број, 97, 222
оксидационо средство, 269, 277, 282
оксидовани облик, 275
оксидоредукциона реакција, 268, 282
оксидоредукциони пар, 275
орбитала, 60, 84
орбитални квантни број, 61, 84
основно стање атома, 69, 84
отворен систем, 193

Парцијална наелектрисања, **види** делимична наелектрисања, парцијални притисак, 124
Паулијев принцип искључења, 64, 84
периода у Периодном систему елемената, 70
Периодни систем елемената, грађа, 70

пи (п) веза, 98, 128
Планкова једначина, 59
племенити гасови, 72, 80
побуђено стање атома, 69, 84
повратне реакције, 216, 226, 299
поларна ковалентна веза, појам, 105, 128
поларност молекула, појам, 107, 128
полигони, 26
полупречник атома, 76
полуреакција, 270
потенцијална енергија, 192
прави раствори, појам, 137, 158
презасићен раствор, 139, 158
прелазно стање, **види** активирани комплекс
прецизност мерења, 21
принос реакције, 184, 186
принцип минимума енергије, 64, 84
продукти реакције, 179
производи реакције, **види** продукти
промена енталпије, 197, 226
протолиза, 248, 262
протолитичка реакција, **види** протолиза
протолитичка теорија база, 248, 262
протолитичка теорија киселина, 248, 262
протон, појам, 54, 84
процентни садржај, 144
процентни састав једињења, 106
Прустов закон, **види** закон сталних односа маса

Радерфордов модел атома, 50
разблаживање раствора, 145
растварање, 138, 158
растварач, појам, 137, 158
растворена супстанца, 137, 158
растворљивост, 140, 158
реактанти, 179, 186
реакциона топлота, 199, 226
реверзибилне реакције, **види** повратне реакције, редни број, **види** атомски број, редокс-реакција, **види** оксидоредукциона реакција
редуковани облик, 275
редукција, 268, 282, 299

редукционо средство, 269, 279, 282
резултат мерења, 22, 28
релативна атомска маса, појам, 56, 84, 170
релативна грешка мерења, појам, 24
релативна молекулска маса, појам, 170, 186

Сигма (σ) веза, 96, 128
систем, појам, 193, 194
скала рН вредности, 257
слаб електролит, појам, 236
слободни електронски пар, 97, 128, 132
смеше, појам, 28, 116
сол, 150, 158, 299
солватација, 138, 299
соли, 185–186, 202–204
спектар, 58
спински квантни број, 62, 84
споредни квантни број, **види** орбитални квантни број
средња вредност мерења, 23, 28
стандардна девијација, 24
стандардна промена енталпије реакције, **види** реакциона топлота
стварна маса атома, 57
степен дисоцијације, 237, 262
стехиометрија, 179, 186, 299
структурне формуле, 96, 102, 164
субатомске честице, 54
супстанца, појам, 34, 44
суспензије, 136, 158, 199

Таласна дужина, 58
таласно-механички модел атома, 52, 60
тачност мерења, 21, 28
температура кључања, појам, 121
температура топљења, појам, 118
теорија валентне везе, 100
теорија молекулских орбитала, 101
термохемија, 194, 299
термохемијска једначина, 199, 224
Тиндалов ефекат, 151, 158
титрација, 228
Томсонов модел атома, 50
топлота, 193
топлота реакције, 194, 224
топлота сагоревања, 200

тројна тачка, 123
трострука ковалентна веза, 99, 128

Унифицирана јединица масе, 54, 84
унутрашња енергија, 193, 194

успешан судар, **види** ефикасан судар

Фазни дијаграм, 122, 128
фермент, **види** ензим
физичка величина, 16
физичка својства супстанци, 34, 44
физичке промене супстанци, 35, 44, 119
фреквенција, 58

Хајзенбергов принцип неодређености, 52
хемија, дефиниција, 11, 299
хемијска веза, појам, 90, 128
хемијска једињења, **види** једињења
хемијска равнотежа, 214, 224
хемијска својства супстанци, 35, 44
хемијске промене супстанци, 35, 44
хемијске реакције, појам, 35, 44, 179, 191
хемијски елементи, појам, 37, 44
хемијски симбол, 55, 84, 164

Хесов закон, 202
хетерогена катализа, 212
хетерогене смеше, појам, 39, 44
хидратација, 138, 157, 299
хидриди, 168
хидрофилни колоидни раствори, **види** гел
хидрофобни колоидни раствори, 150
хипотеза, 14, 28
хистограм, 26
хомогена катализа, 212
хомогене смеше, појам, 39, 44
Хундово правило, 66, 84

Целзијусова скала, 18

Чисте супстанце, појам, 37, 44

Шарлов закон, 124
шема размене електрона, 268

Авогадро, А. (Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro) (1776–1856)

Ајнштајн, А. (Albert Einstein) (1870–1955)

Аренијус, С. (Svante August Arrhenius) (1859–1927)

Берцелијус, Ј. Ј. (Jöns Jacob Berzelius) (1779–1848)

Бол, Р. (Robert Boyle) (1885–1962)

Бор, Н. (Niels Henrik David Bohr) (1927–1961)

Бош, К. (Carl Bosch) (1874–1940)

Бранд, Х. (Hennig Brand) (1630–1710)

Бренстед, Ј. (Johannes Nicolaus Brønsted) (1879–1947)

Број, Л. де (Louis Victor de Broglie) (1892–1987)

Варе, П. (Peter Waage) (1833–1900)

Ван дер Валс, Ј. (Johannes Diderik van der Waals) (1837–1923)

Волта, А. (Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Gerolamo Umberto Volta) (1748–1827)

Галилеј, Г. (Galileo Galilei) (1564–1642)

Геј-Лисак, Ж. Л. (Joseph Louis Gay-Lussac) (1778–1850)

Гулдберг, К. (Cato Maximilian Guldberg) (1836–1902)

Далтон, Џ. (John Dalton) (1766–1844)

Дебај, П. Ј. (Peter Joseph William Debye) (1884–1966)

Демокрит (Δημόκριτος) (око 460–370 п. н. е.)

Дизраели, Б. (Benjamin Disraeli) (1804–1881)

Едисон, Т. А. (Thomas Alva Edison) (1847–1931)

Елселеј, Л. (Loren Eiseley) (1907–1977)

Кант, И. (Immanuel Kant) (1724–1804)

Келвин, В. Т. (William Thomson Kelvin) (1824–1907)

Кири, И. Ж. (Irène Joliot-Curie) (1897–1956)

Кулон, Ш. А. (Charles-Augustin de Coulomb) (1736–1806)

Лавоазје, А. (Antoine-Laurent de Lavoisier) (1743–1794)

Леви, П. М. (Primo Michele Levi) (1919–1987)

Леукип (Λεύκιππος) (прва половина 5. века п. н. е.)

Ле Шателје, А. Л. (Henry Louis Le Chatelier) (1850–1936)

Лозанић, Сима (1847–1935)

Ломоносов, М. В. (Михајл Васиљевич Ломоносов) (1711–1765)

Лондон, Ф. В. (Fritz Wolfgang London) (1900–1954)

Лори, Т. М. (Thomas Martin Lowry) (1874–1936)

Луис, Г. Њ. (Gilbert Newton Lewis) (1875–1946)

Мајер, Ј. Р. (Julius Robert von Mayer) (1814–1878)

Мариот, Е. (Edme Mariotte) (1620–1684)

Менделеев, Д. И. (Дмитрий Иванович Менделеев) (1834–1907)

Миташ, П. А. (Paul Alwin Mittasch) (1869–1953)

Оствалд, В. В. (Carl Wilhelm Wolfgang Ostwald) (1853–1932)

Паскал, Б. (Blaise Pascal) (1623–1662)

Паули, В. Е. (Wolfgang Ernst Pauli) (1900–1958)

Планк, М. (Max Planck) (1858–1947)

Полинг, Л. (Linus Carl Pauling) (1901–1994)

Пруст, Ж. (Joseph Louis Proust) (1754–1826)

Радерфорд, Е. (Ernest Rutherford) (1871–1937)

Савић, Павле (1909–1994)

Сент-Ђерђи, А. (Albert Szent-Gyorgyi) (1893–1986)

Серенсен, С. (Søren Peter Lauritz Sørensen) (1868–1939)

Тиндал, Џ. (John Tyndall) (1820–1893)

Томсон, Џ. Џ. (Sir Joseph John Thomson) (1856–1940)

Фарадеј, М. (Michael Faraday) (1791–1867)

Фаренхајт, Д. Г. (Daniel Gabriel Fahrenheit) (1686–1736)

Хабер, Ф. (Fritz Haber) (1868–1934)

Хабл, Е. П. (Edwin Powell Hubble) (1889–1953)

Хајзенберг, В. К. (Werner Karl Heisenberg) (1901–1976)

Хан, О. (Otto Hahn) (1879–1968)

Херц, Х. (Heinrich Rudolf Hertz) (1857–1894)

Хес, Г. (Герман Иванович Хес) (1802–1850)

Хикел, Е. (Erich Armand Arthur Joseph Hückel) (1834–1919)

Хойгенс, Х. (Christiaan Huygens) (1629–1695)

Хунд, Ф. (Friedrich Hermann Hund) (1896–1997)

Целзијус, А. (Anders Celsius) (1701–1744)

Џул, Џ. П. (James Prescott Joule) (1818–1889)

Шарл, Ж. (Jacques Alexandre César Charles) (1746–1823)

Шредингер, Е. (Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger) (1887–1961)

Штарк, Ј. (Johannes Stark) (1874–1957)

Штерн, О. (Otto Stern) (1888–1969)

ПОРЕКЛО СТРАНИХ РЕЧИ

агар-агар – малајске алге од којих се прави желатин.
алкални, алкалије – од арапске речи *al-qalī (qily)* – од пепела.
амонијак, амонијум-соли – од грчке речи *amōniakōn*, коришћене за со и смолу добијену близу храма бога Амона у Либији.
аморфно – од грчке речи *amorphos* – безобличан.
анализа, аналитичка – од грчке речи *analysis* – растављање.
анјон – од грчке речи *anīōn* – онај који иде нагоре.
атом – од грчке речи *átomos* – недељив.
аутопротолиза – од грчке речи *auto* + протолиза – самопротолиза, **види** протолиза.
афинитет – од латинске речи *affinitās* – веза кроз брак.
база – од грчке речи *basis* – основа, у хемији – једињење које с киселином даје со.
бинарно – од латинске речи *binī (binarius)* – од два (који садржи два).
бирета – деминутив француске речи *buire* – ваза за течност, а највероватније немачког порекла.
валенца, валентни – од латинске речи *valēre* – бити јак, вредети.
водоник (Hydrogenium) – од грчких речи *hýdōr + genēs* – стваралац воде.
гас – од грчке речи *cháos* – атмосфера (хаос).
геометрија – од грчких речи *geō + métr* – мерити земљу.
грам – од грчке речи *grámma* – нешто извући, мала маса.
графит – од немачке речи *gráph* – писати.
дестилација – од латинске речи *dēstillāre* – да капље.
деутеријум – од грчке речи *deúter(os)* – други.
дијаграм – од грчких речи *diá + grámma* – представити нешто линијама.
дијамант – од грчке речи *ἀδάμαστος (adamastos)* – неукроћен.
динамичка – од грчке речи *dýnam(is)* – моћ.
дипол – од грчке и латинске речи *dýo + pólus* – два дела.
дисоцијација – од латинске речи *dissociātiō (dis + sociātiō)* – раздвајање.
дисперговати, дисперзно, дисперзионо, дисперговано – од латинске речи *dispergere* – расути, распршити.
егзотермне – од грчких речи *éxō + thermós (hérme)* – споља + врућа (топлота).
ека – санскрит *ека* – један.
електролит, електролитичка – од речи електролиза, **види** електролиза.
електрон, електрично – од грчке речи *élektron* – ћилибар.
емпиријска – од грчке речи *empeirikós* – искуствено.
емулзија – од латинске речи *ēmul(s)* – измусти (млеко).
ендотермне – од грчких речи *éndon + thermós (hérme)* – унутар + врућа (топлота).
енергија – од грчке речи *enérgeia* – активност.
ензим – од грчких речи *endon + zým (ē)* – унутар квасца.
енталпија – од грчке речи *enthálp* – загревати.
ентропија – од немачке речи *entropie* – неуређеност.

желатин – од француске речи *gélatine*, **види** гел.
изобари – од грчких речи *isos + báros* – исте масе.
изотони – од грчких речи *isos + tónos* – истог тона (режима).
изотопи – од грчких речи *isos + tópos* – истог облика (места).
индекс – од латинских речи *in- + -dec* – приказати, представити.
индикатор – од латинске речи *indicāre* – указати, показати.
инертан – од латинске речи *inert (in + art)* – невешт (за уметност).
интер – префикс од латинске речи *inter* – између.
интра – префикс од латинске речи *intra* – у (унутар).
инхибитор – од латинске речи *inhibēre* – зауставити, ограничити.
иревверзибилан – од новолатинске речи *irreversibilis* – неповратан.
јон – од грчке речи *ión* – ићи (покретљив).
калорија – од латинске речи *calor* – топлота.
калориметар – **види** топлота, метар.
катализатор, каталитички – од грчких речи *katá + lyein* – разорити до краја.
катјон – од грчке речи *katiōn* – онај који иде на доле.
катода – од грчке речи *káthodos* – пут на доле.
квалитативно – од латинске речи *quāl (is)* – које сорте.
квант, квантно – од латинске речи *quantus* – одређена количина.
квантитативно – **види** квант.
кинетика, кинетичка – од грчке речи *kīnētikós* – кретање.
киселина – од грчке речи *oxýs* – кисео, киселина.
кисеоник (Oxygenium) – од грчких речи *oxýs + genēs* – стваралац киселина.
коагулација, коагулат – од латинске речи *cum(con) + āg (ere)* – удруживати се.
ковалентна – од латинских речи *cum(con) + valēre* – заједно вредети.
коэффициент – од новолатинских речи *coefficientis* – стална величина.
колоид, колоидно – од грчке речи *kóll* – лепак.
комплекс – од латинске речи *complexus* – гомила, маса која сачињава целину.
конјуговати, конјуговано – од латинске речи *conjugāre* – спрегнути, спојити.
константа – од латинских речи *constāre* – стајати мирно.
континуално – од латинске речи *continuālis* – непрекидно.
конфигурација – од латинске речи *configūrāre* – дефинисати облик.
концентрација – од латинске речи *cum(con) + грчке речи kéntron* – збијати се у центар круга.
корозија – од латинске речи *corrōdere* – глодати на комаде.
корпускула(рно) – од латинске речи *corp (usculum)* – тело (честица).
кристал – од грчке речи *krystaínein* – заледити се.
лабораторија – од латинске речи *labōrāre* – радити.
лимитирајући – од латинске речи *limit* – граница.
логаритам – од грчких речи *lóg (os) + arithmós* – однос бројева.

маса – од грчке речи *māza* – јечмени колач (замесити).

метал – од грчке речи *métallon* – рудник, каменолом, метал.

метар – од грчке речи *métron* – мерење.

метод – од грчких речи *met-* + *hódos* – основни начин.

мол – од латинске речи *mōlē* – маса.

молекул – од латинских речи *mōlē* + *cula* – мале масе.

неметал – негација од метал, **види** метал.

неутрон, неутрално – од латинске речи *neuter* – ниједно.

номенклатура – од латинских речи *nōmen* + *calā* (*re*) – називом звати.

нуклеон, нуклеус – од латинске речи *nucu* (*la*) – мали орах.

озон – од грчке речи *ózein* – мирисати.

оксид – од грчке речи *oxys* – кисео.

оксидација, оксидациони, оксидовани – **види** оксид.

орбитала – од латинске речи *orbita* – точак, курс, круг.

осмоза – од грчке речи *osmos* – гурање.

патина – од латинске речи *patina* – дела, чинија.

пи – 16. слово грчког алфавета Π (π).

пол, поларан – од латинске речи *pālus* – удео (део).

потенцијал – од латинске речи *potēns* (*posse*) – бити способан за нешто, имати снагу.

принцип – од латинске речи *principium* – који је први.

продукт – од латинске речи *productum* – производ.

промил – од латинских речи *per* + *centum* – део од хиљаду.

протолиза, протолитичка – од *протон* + грчка *rechlēin* – разлагање протоном.

протон, протијум – од грчке речи *prōtos* – први

процедура – од новолатинске речи *prōcēdere* – начин рада.

проценат (постотак) – од латинских речи *per* + *centum* – део од сто.

реактант – **види** реакција.

реакција – од латинских речи *re* + *actus* – поново деловати.

реверзибилан – од новолатинске речи *reversibilis* – повратан.

редукција, редуковани – од латинске речи *reducere* – вратити натраг.

релативан – од латинске речи *relativus* – који се односи са.

сигма – 18. слово грчког алфавета Σ (σ).

симбол – од грчке речи *sýmbolon* – знак.

синтеза – од грчке речи *sýnthesis* – састављање.

систем – од грчке речи *sýstēma* – целина састављена од делова.

скала – од латинске речи *scala* – мердевине, лестве.

солватација, солватисано – од латинске речи *solvere* – изгубити.

спектар – од латинске речи *spes* – гледати (изглед).

спински – од енглеске и немачке речи *spin* – обртати.

стандард – од енглеске речи *standard*, вероватно француског порекла – законом утврђена мера.

стехиометрија – од грчке речи *stoicheio* + *metrikós* – компонента + мерење, мерење односа.

структура – од латинске речи *struere* – саставити од делова.

сублимација – од латинске речи *sublimāre* – расти, повећавати се.

супстанца – од латинске речи *substantia* (*sub* + *stare*) – бити основа, есенција.

суспензија – од латинске речи *suspendere* – оставити нерешено, нејасно.

температура – од латинске речи *temperātūra* – ублажавање, каљење.

теорија – од грчке речи *theoría* – преглед, увидети размишљањем.

термодинамика – од грчких речи *thermós* (*hērmē*) + *dýnam* (*is*) – врућа (топлота) моћ.

трицијум – од грчке речи *trít* (*os*) – трећи.

фаза – од грчке речи *phásis* – појављивање.

физичка, физика – од грчке речи *phúsis* (*physis*) – природа.

формула – од латинских речи *fōrma* + *rēgula* (*fōrmula*) – изразити облик (модел).

фотон – од грчке речи *phōs* – светлост.

фреквенција – од латинске речи *frequēns* – гужва (гомилање).

халкогени – од грчких речи *chalkós* + *genēs* – руде (бакра) градити.

халогени, халогениди – од грчких речи *hāls* + *genēs* – соли градити.

хемија – први пут се појављује у списима владара Диоклецијана. Могућа значења јесу: египатска реч *keme* (*kēme*) – „црна земља” или „света вештина”, грчка реч *khymēia* (*khymeia*) – „топити метал” или персијска реч *kimia* – злато.

хетерогено – од грчких речи *héteros* + *genēs* – од различитог створен.

хидро, хидратација, хидратисано – од грчке речи *hýdōr* – вода.

хидроксидни – хидро- + оксид-, **види** хидро, оксид.

хидролиза – од грчких речи *hýdōr* + *lýein* – разорити водом.

хидрофилно – од грчких речи *hýdōr* + *philos* – воleti воду.

хидрофобно – од грчких речи *hýdōr* + *phóbos* – страх од воде.

хипотеза – од грчких речи *hypó* + *thésis* – претпоставити.

хлор, хлориди – од грчке речи *chlōrós* (*chlōros*) – светлозелен.

хомогено – од грчких речи *homós* + *genēs* – од истог створен.

шећер – од персијске речи *seker*, тј. турске *şeker* – слад.

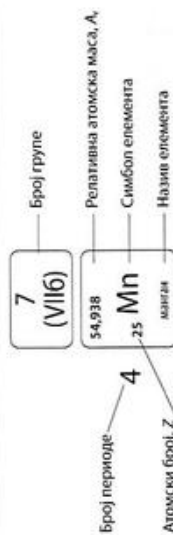
- Theodore L. Brown, H. Eugen LeMay Jr., Bruce E. Bursten, Catherine J. Murphy, Patrick Woodward, *Chemistry the central science*, 11th edition, Pearson Education, Inc., 2009.
- Stjepan Lipanović, Ivan Filipović, *Opća i anorganska kemija*, Školska knjiga, Zagreb, 1995.
- John W. Moore, Conrad L. Stanitski, Peter C. Jurs, *Chemistry the molecular science*, 4th edition, Cengage Learning, Inc, Belmont, USA, 2011.
- Н. Л. Глинка, *Задачи и вежбе из ојшће и неорјанске хемије*, Грифон, Београд, 2000.
- Mark Bishop, *Introduction to chemistry*, (http://preparatorychemistry.com/Bishop_Chemistry_First.htm).
- Aleksandra Habuš, Vera Tomašić, *Opća kemija 1*, 1. izdanje, Profil, Zagreb, 2007.
- Aleksandra Habuš, Dubravka Stričević, Snježana Liber, *Opća kemija 2*, 3. izdanje, Profil, Zagreb, 2007.
- Steven S. Zumdahl, Susan A. Zumdahl, *Chemistry*, 7th edition, Houghton Mifflin Company, Boston, New York, 2009.
- Darrell D. Ebbing, Steven D. Gammon, *General chemistry*, 9th edition, Houghton Mifflin Company, Boston, New York, 2009.
- Morris Hein, Susan Arena, *Foundation of college chemistry*, 13th edition, John Wiley & Sons, Inc., New York, 2011.
- Linda D. Williams, *Chemistry demystified*, McGraw-Hill Company, New York, 2003.
- Jerome L. Rosenberg, Lawrence M. Epstein, Philip H. Rieger, *College chemistry*, McGraw-Hill Company, New York, 2000.
- CNR Rao, *Understanding chemistry*, International edition, World Scientific Publishing Co. Pte. Ltd., Singapore, 2010.
- Catrin Brown, Mike Ford, *Higher Level Chemistry*, Pearson Baccalaurate, e-book, 2nd edition, Pearson, United Kingdom, 2014.
- Ratko Jankov, Dragica Šišović, Filip Biheleović, Slobodanka Antić, *Hemija 1*, 2. izdanje, Zavod za udžbenike i nastavna sredstva, Podgorica, 2007.
- Peter J. Mikulecky, Katherine Brutlag, Michelle Rose Gilman, Brian Peterson, *Chemistry Workbook for dummies*, Wiley Publishing, Inc., Indianapolis, Indiana, 2008.
- Никола Милосављевић, *Основи научноиспјавачкој рада*, Научна књига, Београд, 1989.
- Томислав Јањић, *Теоријски основи аналитичке хемије*, Научна књига, Београд, 1980.
- Катарина Анђелковић, Гордана Вучковић, Снежана Зарић, Исмет Хоџић, Емил Милосављевић, Ненад Јуранић, *Збирка задатака из ојшће хемије са решеним ђимерима*, Егзакта, Београд, 1991.
- Иван Клајн, Милан Шипка, *Велики речник сјраних речи и израза*, Прометеј, Нови Сад, 2007.
- <http://dictionary.reference.com/>

Периодни систем елемената

1 (Ia)	2 (IIa)	3 (IIIB)	4 (IVB)	5 (VB)	6 (VIB)	7 (VIIB)	8 (VIII)	9 (VIII)	10 (VIII)	11 (IB)	12 (IIB)	13 (IIIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	18 (VIIIA)
1,008 1 H водоник	6,94 3 Li литиум	22,99 11 Na натриум	47,867 22 Ti титаниум	50,942 23 V ванадиум	51,996 24 Cr хром	54,938 25 Mn манган	55,845 26 Fe гвозде	58,933 27 Co кобалт	58,693 28 Ni никел	63,546 29 Cu бакар	65,38 30 Zn цинк	69,723 31 Ga галијум	72,630 32 Ge германијум	74,922 33 As арсен	78,971 34 Se селен	79,904 35 Br бром	83,798 36 Kr криптон
9,012 4 Be берилијум	24,305 12 Mg магнезијум	40,078 20 Ca калцијум	91,224 40 Zr цирconiјум	92,906 41 Nb ниобјум	95,95 42 Mo молибден	97 43 Tc технецијум	101,07 44 Ru рутенијум	102,906 45 Rh роденијум	106,42 46 Pd паладијум	107,868 47 Ag сребро	112,414 48 Cd кадмијум	114,818 49 In индијум	118,710 50 Sn олово	121,760 51 Sb антимон	127,60 52 Te телур	126,904 53 I јод	131,293 54 Xe ксенон
39,098 19 K калијум	87,62 38 Sr стронцијум	88,906 39 Y итријум	178,49 72 Hf хафнијум	180,948 73 Ta тантал	183,84 74 W волфрам	186,207 75 Re рејенијум	190,23 76 Os осмијум	192,217 77 Ir иридијум	195,084 78 Pt платина	196,967 79 Au злато	200,592 80 Hg жива	204,38 81 Tl талијум	207,2 82 Pb олово	208,980 83 Bi бизмут	209 84 Po полонијум	210 85 At астат	222 86 Rn радон
132,905 55 Cs цезијум	137,327 56 Ba барјум	Лантаноиди 57-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71
223 87 Fr францијум	226 88 Ra радијум	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103	Актиноиди 89-103
138,905 57 La лантан	140,116 58 Ce церијум	140,908 59 Pr празодијум	144,242 60 Nd неодијум	145 61 Pm примејијум	150,36 62 Sm самаријум	151,964 63 Eu европијум	157,25 64 Gd гадолинијум	158,925 65 Tb тербијум	162,500 66 Dy диспрозијум	164,930 67 Ho холијум	167,259 68 Er ербијум	168,934 69 Tm тулјум	173,045 70 Yb йтербијум	174,967 71 Lu луцијум	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71
227 89 Ac актинијум	232,038 90 Th торијум	231,036 91 Pa проактинијум	238,029 92 U уранијум	237 93 Np непулејум	244 94 Pu пулонијум	243 95 Am америцијум	247 96 Cm куријум	247 97 Bk берклијум	251 98 Cf калифорнијум	252 99 Es езијум	257 100 Fm фермијум	258 101 Md менделџевијум	259 102 No нобелјум	262 103 Lr лоренцијум	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71	Лантаноиди 72-71

метали
 металоиди
 неметали
 племенити гасови

Боја симбола елемента ■ чврсто агрегатно стање ■ течно агрегатно стање ■ гасовито агрегатно стање



Татјана Недељковић

ХЕМИЈА 1

Уџбеник за први разред гимназије

ISBN 978-86-6109-430-9



9 788661 094309

ЛОГОС