

Снежана Д. Зарић



ХЕМИЈА 7

Уџбеник за седми разред основне школе



ХЕМИЈА 7

Уџбеник за седми разред основне школе

ФОНДАЦИЈА
АЛЕК
КАВЧИЋ



Редакција Фондације Александар Кавчић

Аутор проф. др Снежана Д. Зарић, Хемијски факултет Универзитета у Београду

Рецензенти проф. др Душан Вељковић, Хемијски факултет Универзитета у Београду

Снежана Николић, ОШ „Франце Прешерн”, Београд

Весна Нововић, Пета београдска гимназија, Београд

Главни уредник Крста Поповски

Предметни уредник др Стјака Рајић

Уредник Софија Вујчић

Илустрације Shutterstock

Лектура Редакција Фондације Александар Кавчић

Коректура Софија Вујчић

Ликовни уредник Слађана Николић

Прелом Горан Витановић



Издавач

АрхиКњига д. о. о.

Љубостињска 2, Београд

За издавача Оливер Кавчић

Штампа Birograf Comp d. o. o. Земун

Тираж 10.000

ISBN 978-86-6130-032-5

CIP - Каталогизација у публикацији
Народна библиотека Србије, Београд

37.016:54(075.2)

ЗАРИЋ, Снежана, 1962-

Хемија 7 : уџбеник за седми разред основне школе / Снежана Д. Зарић. - Београд : АрхиКњига, 2023 (Земун : Birograf Comp). - 163 стр. : илустр. ; 28 см

Тираж 10.000. - Појмовник: стр. 158-161. -
Библиографија: стр. 161. - Регистар.

ISBN 978-86-6130-032-5

COBISS.SR-ID 128984073

Министарство просвете, науке и технолошког развоја Републике Србије одобрило је овај уџбеник за употребу у школама решењем број: 650-02-00158/2023-07 од 20. 09. 2023. године.

Спонзор уџбеника



Copyright © Фондација Александар Кавчић, Београд, 2023.

УВОДНА РЕЧ



Драги ученици,

Пред вами је уџбеник из хемије, који ће вас увести у хемијска знања. На почетку, упознаћете се са хемијом као науком и њеним везама са другим наукама. Сазнаћете како изгледа хемијска лабораторија и шта се у њој налази. Учићете о атомима и хемијским елементима, о молекулима, хемијским везама, реакцијама, различитим смешама, киселинама, базама и солима. Увидећете да нова знања из хемије можете применити у свакодневном животу. У нади да ће вам уџбеник помоћи у усвајању и разумевању садржаја хемије, желимо вам успех у учењу и раду.



ВОДИЧ

Кључно – кључни појмови који чине окосницу лекције

Да се подсетимо – усмеравање ученика на садржаје обраћене у седмом разреду, који су важни за разумевање градива у лекцији

Кључно – кључни појмови који чине окосницу лекције

Да се подсетимо – усмеравање ученика на садржаје обраћене у седмом разреду, који су важни за разумевање градива у лекцији

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ ЕЛЕМЕНТА

Периодни систем елемената и закон периодичности

У једном постоји да се подсећају елементи у класи и спадају у тоје класе, па се могу рећи да су елементи у истој класи подељени у групе, а у неким општијим и предвиђеним позицијама. Утемељен је на периодичним математичким прописима и правилима.

У периодном систему елементи су поређани према расподјелу квалитета, али и броју електрона у омотачу.

Наследи (Сн. 3.5.1) су приказана модел атма елемената друге периоде периодног система елемената.

Број атомских броја, спадају у прву и другу групу, али и у трећу и четврту групу.

У периодном систему елементи су поређани према расподјелу квалитета, али и броју електрона у омотачу.

У темељу (Сн. 3.5.1) су приказана модел атма елемената друге периоде периодног система елемената.

Атомски број је један броју првога у језу и броју електрона у омотачу.

То значи да први елемент у периодном систему има један протон и један електрон. Други елемент има два протона и један електрон, а сваки следећи има један протон и један електрон у односу на претходни.

Наследи (Сн. 3.5.1) су приказана модел атма елемената друге периоде периодног система елемената.

Пријемник једва се среће у елемената периодног система. Елеменатима који спадају у споменуту групу, имају идентичну конфигурацију електрона, али и сличну хемијску вредност.

Поред тога, и елеменати који спадају у друге групе, имају идентичну конфигурацију електрона, али и сличну хемијску вредност.

У периодном систему постоји 18 група и седам периода.

Да ли сте знали?

Периодни систем елемената је 19. веку открио **Димитриј Ненецијевић**, руски научник. Он је радио елемената по расподјелу маса атма и приметио да постоји периодично појављивање сличности, па је тако саставио први периодни систем елемената. Периодни систем је уједно представља најбољу једнину за хемијске процесе. На основу овога систематизирао је градиво, изложио је хемијске правила, ако и неке ствари које су до тада нису испражните погодила су књига предређена.

Да ли сте знали – додатне информације и занимљивости, које повезују градиво лекције са свакодневним животом

Пример решавања питања или задатка у уџбенику који помаже разумевање градива

Резиме – сажетак градива на крају лекције, који помаже ученицима да сагледају објашњења кључних појмова

Питања и одговори – питања и задаци за проверу познавања градива на крају лекције

Демонстрациони оглед – омогућава ученицима да виде одређену хемијску реакцију или хемијско и физичко својство супстанци

Лабораторијске вежбе – указивање на лабораторијске вежбе, чија је сврха развијање знања о физичким и хемијским својствима и променама, као и развијање вештина руковања лабораторијским прибором и посуђем

Физичке промене супстанци

- Употребљавање креде
- Испаравање и кондензирање воде
- Хемијске промене супстанци
- Реакција између натријум-хидрогенкарбоната и сирћетне киселине

Лабораторијске вежбе

КИСЕОНИК

Да се подсетимо

Сахар је високолинергични хранљиви материјал који садржи високу концентрацију калорија. У складу са прописима за обогаћене високолинергичне хране, сахар се обично додаје у обогаћене високолинергичне хране у количини од 10% до 15% од укупног тешка сировине.

У елементарном ставу кисоник је гас без боје, мириса и укуса. Такође, у елементарном ставу састоје се од двадесет и пет атома. Кисоник се налази у 16. групи и 2. периду Periodnog система. Потој кисоник је у периодном систему улогује на податакима кисоник има шест електронова по слоју (други по енергетском нивоу [Сл. 821]). Постоје АДСИС-ови и кисоник-ионски атоми. Кисоник-стабилни замјеници су постоећи електрони конфигурације племенитог гаса шест електрона по слоју (кисоник-ионски АДСИС-ови и кисоник-ионски АДСИС-ови).

Важно јесте да се уважи да атом кисоника у молекулу кисоника је дистрибуциони атом који се узима у употребу кисоника.

Кључно

- високолинергичне хране
- електронске модификације кисоника
- нанокристални кисоник у прерији
- дифузије и рамзира кисоника
- примена кисоника

Сл. 821. Модел атома кисоника

Графичко представљање атома кисоника у употребу кисоника

Налажење кисоника у природи

Кисоник је високо алгебарски елемент. У облику јединичног кисоника је вакуум у атмосферској кори, као и у живим организмима. Елементарни кисоник у природи најчешће је у процесу фотосинтезе у биљкама. Кисоник је вакуум у живим организмима, јер је узимају једнаке мадре сировине 21% високолинергичног кисоника, а које садрже 10% кисоника. Кисоник се слободно распева у ваздуху, ако је концентрација кисоника у води мала, она смогује да ће је узимати.

Да ли сте знали?

Кисоник има две алтернативне воде у неким атомима: молекуларни O_2 (обично) и O_3 (жар). У неким саставима, молекуларни O_2 садржи један атом кисоника, а други је узимају један атом кисоника. Иако се у високим температурама (до 20-30 кипима) може стварити O_3 , таја атмосфера углавном не постоји, и тако штете жива бића од његовог драконичног утицаја, а то је због Земље, где је кисоник-диоксид у води.

Алергопсихомодификација

Са различитим објектима истог елемената. У алергопсихомодификацијама постоји различити број атома у молекулу кисоника и различите положаје кисоника у простору.

Непознате речи
– објашњења
непознатих појмова

Тестови – задаци за проверу знања из сваког поглавља

Тестови

ХЕМИЈА КАO ЕКСПЕРИМЕНТАЛНА НАУКА И ХЕМИЈА У СВЕТУ ОКО НАС

1. Заједнички питања и хемији праћају:

- химички иони;
- гради, сировина и премин супстанци;
- физичка хемија;
- електромагнетно зрачење.

2. Познавају ли кисоник воду са тимајим:

- астрономи;
- медици;
- популаризери;
- биологи;

3. Допуштају ли:

- је поступак који се најчешће под контролисаним условима користи као база за снагом и општим применама и највећија;

4. Шта ради хемикалија?

5. Наведи докази о власништву:

6. Наведи подлогу око супстанци:

7. Допуштају ли:

8. Поред најчешћих супстанци напиши даље срце супстанце или симбол:

- вода;
- меркојада;
- хлор;
- амонијум;
- амонијум воде;
- супутник;

9. Поред најчешћих супстанци напиши даље срце супстанце или симбол јединица:

- атом;
- атомар;

10. Заједнички питања (задаци из хемије са једним одговором):

- сложне супстанци;
- састоје се од додатних високолинергичних симбола;
- имају високолинергични симболи.

ИНДЕКС ФОРМУЛА

H	N
H_2 – молекул воде;	$Al(OH)_3$ – алюминијум-оксид;
H_2O – молекул воде;	$Al(OH)_4$ – алюминијум-оксфат
HNO – молекул једног кисоника;	P
HNO_2 – азот (једног) кисоника;	P_2O_5 – фосфор(п) оксид;
HNO_3 – азот (трију) кисоника;	PO_3 – фосфор(п) оксид;
H_2O_2 – молекул воде;	S
H_2O_3 – молекул (двојног) кисоника;	SO_2 – силицијум-двојни оксид;
H_2O_4 – молекул (трију) кисоника;	SO_3 – силицијум-трију оксид;
H_2O_5 – молекул (петију) кисоника;	C
H_2O_6 – молекул (седмију) кисоника;	C_6H_6 – венцијански венцик;
H_2O_7 – молекул (седмију) кисоника;	C_6H_5Cl – венцијански венцик са хлором;
H_2O_8 – молекул (седмију) кисоника;	K
H_2O_9 – молекул (седмију) кисоника;	KNO_3 – калијум-нитрат;
H_2O_{10} – молекул (седмију) кисоника;	KOH – калијум-хидроксид;
H_2O_{11} – молекул (седмију) кисоника;	KI – калијум-јодид;
H_2O_{12} – молекул (седмију) кисоника;	Ca
H_2O_{13} – молекул (седмију) кисоника;	$CaCO_3$ – калцијум-карбонат;
H_2O_{14} – молекул (седмију) кисоника;	CaO – калцијум-оксид;
H_2O_{15} – молекул (седмију) кисоника;	$Ca(OH)_2$ – калцијум-хидроксид;
H_2O_{16} – молекул (седмију) кисоника;	Fe
H_2O_{17} – молекул (седмију) кисоника;	$Fe(No)_3$ – жар-жар-оксид;
H_2O_{18} – молекул (седмију) кисоника;	Fe_2O_3 – жар-жар-оксид;
H_2O_{19} – молекул (седмију) кисоника;	Fe_3O_4 – жар-жар-оксид;
H_2O_{20} – молекул (седмију) кисоника;	Cl
H_2O_{21} – молекул (седмију) кисоника;	$CaCl_2$ – калцијум-хлорид;
H_2O_{22} – молекул (седмију) кисоника;	Zn
H_2O_{23} – молекул (седмију) кисоника;	$ZnCl_2$ – цинк-хлорид;
H_2O_{24} – молекул (седмију) кисоника;	Br
H_2O_{25} – молекул (седмију) кисоника;	Br_2 – молекул брома;
H_2O_{26} – молекул (седмију) кисоника;	Ag
H_2O_{27} – молекул (седмију) кисоника;	$AgNO_3$ – аргентум-нитрат;
H_2O_{28} – молекул (седмију) кисоника;	$AgCl$ – аргентум-хлорид;
H_2O_{29} – молекул (седмију) кисоника;	Ba
H_2O_{30} – молекул (седмију) кисоника;	$Ba(OH)_2$ – берилјум-хидроксид;
H_2O_{31} – молекул (седмију) кисоника;	Hg
H_2O_{32} – молекул (седмију) кисоника;	HgO – жар-жар-оксид;

Појмовник –
списак кључних појмова који су важни за истраживање и разумевање садржаја уџбеника

Индекс формула
– списак молекулских формул и њихових назива

САДРЖАЈ

Хемија као експериментална наука и хемија у свету око нас

Хемија као наука	10
Супстанце и врсте супстанци	13

Хемијска лабораторија

Хемијска лабораторија и експеримент	18
Физичка и хемијска својства супстанци	22
Мерење масе, запремине и температуре супстанци	25
Физичке и хемијске промене супстанци	28
Лабораторијске вежбе	32

Атоми и хемијски елементи

Атоми хемијских елемената. Хемијски симболи	38
Грађа атома	41
Атомски и масени број. Изотопи	43
Распоред електрона по нивоима у атомима елемената	46
Периодни систем елемената	48
Својства и примена племенитих гасова	52
Вежба	55

Молекули елемената и једињења. Јони и јонска једињења

Ковалентна веза: Молекули елемената и Молекули једињења	58
Атомска и молекулска кристална решетка	62
Јонска веза и јонска кристална решетка	64
Валенца. Хемијске формуле и називи	68
Лабораторијске вежбе	75

Хомогене и хетерогене смеше

Смеше: хомогене и хетерогене	78
Раствори, растварање и растворљивост	80
Вода и ваздух. Смеше у природи	84
Масени процентни састав смеша	88
Раздвајање састојака смеша	91
Лабораторијске вежбе	94

Хемијске реакције и хемијске једначине

Хемијске реакције. Закон о одржању масе	98
Хемијске једначине	103

Израчунавања у хемији

Релативна атомска и релативна молекулска маса	108
Количина супстанце и мол. Моларна маса	113
Закон сталних односа маса. Масени процентни састав једињења	118
Израчунавања на основу једначина хемијских реакција	121
Лабораторијске вежбе	125

Водоник и кисеоник и њихова једињења. Соли

Водоник	128
Кисеоник	131
Киселине и хидроксиди (базе)	135
Мера киселости раствора: pH скала	140
Неутрализација и соли	143
Лабораторијске вежбе	147
Тестови	148
Решења тестова	156
Појмовник	158
Литература	161
Индекс формула	162
Периодни систем хемијских елемената	163

Роберт Бојл
(1627-1691)



Роберт Бојл је био ирски физичар и хемичар. Детаљно је описивао свој рад и објављивао га, и залагао се за утврђивање чињеница контролисаним извођењем експеримената. Поручивао је да је за напредак потребна спремност да се грешке прихватају. Његова дела утицала су на многе његове савременике, укључујући и чувеног научника Исаака Џутна.

Бојл је изводио експерименте са ваздухом, вакуумом, дисањем и сагоревањем. Бавио се и киселинама и базама, као и одређивањем распореда атома у кристалном чврстом материјалу. Први је уочио **разлику између елемената и једињења**. Формулисао је закон који објашњава однос притиска и запремине код гасова. Основао је Краљевско друштво, научну институцију која још увек постоји у Лондону.

Чак и када не пронађемо оно што тражимо, нађемо нешто вредно тражења као и оно што смо пропустили.

ХЕМИЈА КАО ЕКСПЕРИМЕНТАЛНА НАУКА И ХЕМИЈА У СВЕТУ ОКО НАС

- Предмет проучавања хемије
- Примена хемије у различитим делатностима и свакодневном животу
- Супстанце и врсте супстанци





Кључно

- хемија као наука
- однос хемије и других наука
- хемија у свакодневном животу



• Сл. 1.1.1. Сагоревање дрвета



• Сл. 1.1.2. Алкохолно врење



• Сл. 1.1.3. Добијање метала из руда



• Сл. 1.1.4. Хемија и фармацеутска индустрија

ХЕМИЈА КАО НАУКА

Хемија је **природна наука** заједно са физиком и биологијом. Као и друге природне науке, хемија се бави истраживањем, објашњавањем, описивањем и разумевањем природе која нас окружује и природних појава које се у њој одвијају.

Људи су од давнина примењивали различите поступке који су се заснивали на хемијским променама. Сагоревање дрвета у ватри вероватно је најстарији хемијски процес који су користили. Приликом сагоревања, супстанце у дрвету реагују са кисеоником из ваздуха, и тако настају гасови и пепео (Сл. 1.1.1.). У току ове хемијске реакције ослобађа се топлота. Поред тога, у давној прошлости коришћено је алкохолно врење за добијање алкохола из воћа или житарица (Сл. 1.1.2.). Коришћено је и сирћетно врење за добијање сирћета. Добијање метала из руда, још један је пример хемијског процеса који се користи већ неколико хиљада година (Сл. 1.1.3.).

Хемија је наука која проучава **супстанце**. У шестом разреду на часовима Физике учили сте да се материја појављује у два вида: као физичко поље и као супстанца. Сва физичка тела око нас састоје се од супстанци. На пример, куhiњска со и шећер су супстанце. Обе ове супстанце су чврсте и беле боје, али имају различит укус, со је слана, а шећер је сладак. Вода је супстанца у течном агрегатном стању.

Хемија се бави проучавањем грађе, својстава и промене супстанци. Поред тога што је природна наука, хемија је истовремено и **експериментална наука**, јер резултати који се добијају у експериментима омогућавају сазнања о својствима супстанци и о њиховим променама. **Експеримент** или оглед је поступак који се изводи под контролисаним условима, како би се посматрањем и описивањем проучила нека појава. На основу експеримената добијају се подаци. Анализом велике количине података сакупљених у експериментима долази се до закључака и правилности. То омогућава разумевање појава и њихово контролисање. Контролисање хемијских процеса од великог је значаја у разним областима, нарочито у хемијској индустрији.

Веза хемије и других наука

Хемија је повезана са другим природним наукама, и примењује се у различитим гранама индустрије.

Биологија проучава живе организме, а у живим организмима се одвија велики број хемијских промена, које изучава хемија. И **физика** и хемија су веома повезане. У хемији се користи велики број физичких метода.

Основни поступци у **хемијској индустрији** засновани су на хемијским променама. У **фармацеутској индустрији** користе се знања из области хемије, јер се лекови производе хемијским реакцијама.

Деловање лекова у организму човека у вези је са хемијским реакцијама у организму. На тај начин су повезане **медицина** и хемија. Поред тога, хемија има примену и код различитих анализа у медицини. На пример, резултати анализе крви ослањају се и на хемијске поступке.

Производња довољне количине хране је од кључног значаја за људско друштво, а хемија је веома значајна у **производњи хране**. Вештачка ђубрива и средства за заштиту биља производе се хемијским поступцима, а њихова примена је неопходна у савременој **пољопривреди**, јер омогућава производњу великих количина хране.

Хемија има примену и у **грађевинарству**, јер се приликом производње неких грађевинских материјала користе хемијски процеси. На пример, креч се добија у хемијском процесу, а малтер очвршћава захваљујући хемијским процесима. Хемија је значајна и у **астрономији**. О супстанцима које се налазе у небеским телима, као што је Сунце, закључујемо на основу познавања својства тих супстанци.



• Сл. 1.1.5. Хемија и савремена пољопривреда



• Сл. 1.1.6. Хемија и добијање грађевинског материјала



• Сл. 1.1.7. Хемија у прехранбеној индустрији

Дали сте знали?

Познато је да се моторна горива (бензин и дизел уље) добијају **прерадом сирове нафте**. Међутим, и већина пластичних предмета произведена је прерадом сирове нафте. Из сирове нафте се могу добити и синтетичке тканине, па и фармацеутски производи. Све је ово омогућено низом хемијских поступака које је развила савремена наука.



• Сл. 1.1.8. Моторно гориво



• Сл. 1.1.9. Пластични предмети



• Сл. 1.1.10. Синтетичка тканина



• Сл. 1.1.11. Фармацеутски производи



Примена хемије у различитим делатностима и свакодневном животу

Хемија, односно знања која постоје у оквиру хемије, имају велику примену у свакодневном животу. Многи предмети које користимо произведени су у хемијским процесима. Као на пример, предмети од метала и пластике. Хемијски процеси се користе и у фармацеутској и прехранбеној индустрији.



Сл. 1.1.12. Средства за хигијену



Сл. 1.1.13. Боје за фарбање



Сл. 1.1.14. Козметички лакови

Хемијска индустрија производи производе које користимо свакодневно, као што су средства за хигијену, конзерванси, боје, лакови.

Знање хемије нам је потребно у свакодневном животу како бисмо разумели хемијске називе који се налазе на прехранбеним и козметичким производима. Развијеност хемијске индустрије је значајан показатељ нивоа развијености друштва. Међутим, хемијски процеси доводе и до загађења животне средине. Због тога се они унапређују, како би загађење било сведено на најмању меру.

Хемија има значајну улогу и у заштити животне средине. Са једне стране, хемијске анализе се користе како би се проверавала загађеност животне средине. Са друге стране, постоји низ хемијских поступака који се користе за пречишавање загађеног ваздуха, земљишта и воде.

Резиме

- Хемија је природна и експериментална наука.
- Хемија је наука која се бави проучавањем грађе, својстава и промена супстанци.
- Хемија је повезана са другим природним наукама.
- Хемија се примењује у разним гранама индустрије.
- Хемија се примењује у свакодневном животу.
- Хемија има значајну улогу у заштити животне средине.

Питања и задаци

1. Шта проучава хемија као наука?
2. Због чега хемија спада у природне и експерименталне науке?
3. Шта је експеримент?
4. Наведи најмање три науке са којима је хемија повезана и објасни њихову повезаност.
5. Где се све у свакодневном животу сусрећеш са хемијом?

СУПСТАНЦЕ И ВРСТЕ СУПСТАНЦИ

Предмети око нас и живи организми изграђени су од супстанци. Земљиште и ваздух су изграђени од супстанци. **Супстанце** граде физичка тела, имају масу и заузимају запремину. Супстанце имају својства на основу којих се међусобно разликују. Поред физичких тела која нас окружују, ми можемо да опазимо светлост, топлоту, гравитацију. Све ове појаве чине **физичко поље**. Супстанца и физичко поље су два облика материје. **Материја** је све што нас окружује и налази се у сталном кретању: она може да пређе из једног облика у други, али се не може уништити и не може се створити ни из чега.



Супстанце могу бити чисте супстанце и смеше. **Чисте супстанце** имају сталан састав и својства. **Смеше** су мешавина двеју или више чистих супстанци. У смешама супстанце задржавају своја својства. Ваздух је смеша различитих гасова, морска вода је смеша, а и земљиште је смеша. Супстанце се у природи најчешће налазе као смеше.



Сл. 1.2.1. Морска вода



Сл. 1.2.2. Земљиште

Чисте супстанце могу бити једноставне и сложене. Једноставне супстанце су **хемијски елементи**, а сложене супстанце су **хемијска једињења**.

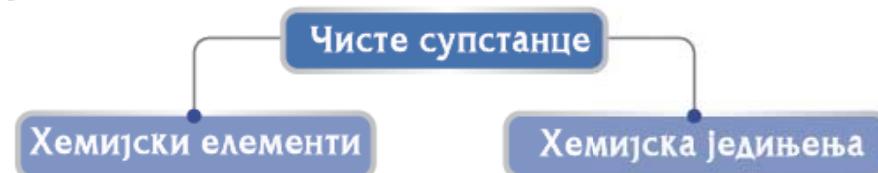


Схема 3. Чисте супстанце

- Кључно**
- супстанце
 - чисте супстанце
 - смеше
 - хемијски елементи
 - хемијска једињења

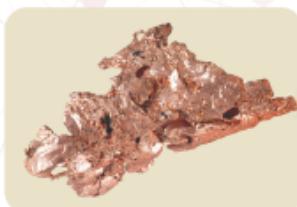




Сл. 1.2.3. Сумпор
(чврста супстанца)



Сл. 1.2.4. Гвожђе
(чврста супстанца)



Сл. 1.2.5. Бакар
(чврста супстанца)



Сл. 1.2.8. Злато
(чврста супстанца)



Сл. 1.2.11. Кухињска со



Сл. 1.2.12. Шећер



Сл. 1.2.6. Хлор
(газовита супстанца)



Сл. 1.2.7. Бром
(течна супстанца)



Сл. 1.2.9. Сребро
(чврста супстанца)



Сл. 1.2.10. Алуминијум
(чврста супстанца)

Хемијска једињења су сложене чисте супстанце које се састоје од двају или више хемијских елемената. Хемијски елементи у хемијским једињењима губе своја својства и добијају нова. Одређеним хемијским поступцима хемијска једињења се могу разложити на једноставне супстанце – хемијске елементе.

Примери хемијских једињења су: кухињска со, шећер, угљен-диоксид, вода, сода бикарбона, плави камен, алкохол и друга (Сл. 1.2.11., Сл. 1.2.12., Сл. 1.2.13., Сл. 1.2.14.). Кухињска со се може разложити на хемијске елементе натријум и хлор, а угљен-диоксид на угљеник и кисеоник.



Сл. 1.2.13.
Дестилована вода



Сл. 1.2.14.
Плави камен

Демонстрациони оглед

Демонстрирање узорака елемената, једињења и смеша



Прибор: шест сахатних стакала, стаклени штапић

Супстанце: опиљци гвожђа, сумпор, кухињска со, шећер, плави камен

Ток рада:

- 1 На прва два сахатна стакла поставити хемијске елементе: на прво опиљке гвожђа, а на друго сумпор.
- 2 На следећа три сахатна стакла поставити хемијска једињења: на треће кухињску со, на четврто шећер, а на пето плави камен.
- 3 На шесто сахатно стакло ставити смешу: опиљке гвожђа и шећер, па их промешати стакленим штапићем. Посматрати изглед и боју супстанци на сваком сахатном стаклу.

Опажање: Све супстанце су чврсте, а разликују се по боји.

Резиме

- Супстанце граде физичка тела, имају масу, заузимају запремину и имају карактеристична својства.
- Супстанце и физичко поље су два облика материје.
- Супстанце могу бити чисте супстанце или смеше.
- Чисте супстанце су хемијски елементи и хемијска једињења.
- Хемијски елементи су једноставне чисте супстанце које се не могу разложити на једноставније супстанце.
- Хемијска једињења су сложене чисте супстанце које се састоје од двају или више хемијских елемената.
- Смеше су мешавина двеју или више супстанци.

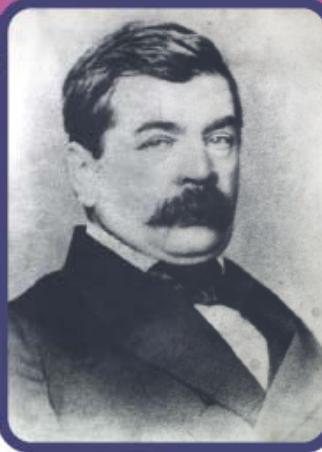
Питања и задаци



1. Шта су супстанце и где се налазе?
2. Наведи два облика материје.
3. Објасни разлику између супстанци и смеша. Које видове чистих супстанци разликујемо?
4. Објасни разлику између чистих супстанци и физичког поља.
5. Наведи три примера једноставних и три примера сложених супстанци.



Михаило Рашковић
(1827-1872)



Хемија као наука заснована је тек крајем 18. века. До тада је хемијско знање стицано на медицинским и фармацеутским школама, те рударским академијама. Најчешће се хемија изучавала уз физику, па и на Лицеју (претечи Београдског универзитета), основаном у Србији 1838. године. Тек након неколико деценија установљене су катедре за хемију и, у оквиру њих, лабораторије.

Михаило Рашковић био је први професор хемије на **Лицеју у Београду**. Заслужан је за **оснивање хемијске лабораторије и увођење практичних вежби** у време када су сличне лабораторије тек осниване и у Европи. Захваљујући његовој великој преданости у пословима опремања прве хемијске лабораторије, створени су услови за модерну наставу хемије. Као једина хемијска лабораторија у Србији овај простор служио је за извођење наставе, али и за израду бројних анализа потребних држави: испитивање руда, лажног новца и свега онога што је захтевало хемијску анализу.



ХЕМИЈСКА ЛАБОРАТОРИЈА

- Хемијска лабораторија и експеримент
- Физичка и хемијска својства супстанци
- Мерење масе, запремине и температуре супстанци
- Физичке и хемијске промене супстанци



Кључно

- лабораторијско посуђе
- лабораторијски прибор
- безбедан рад у хемијској лабораторији

ХЕМИЈСКА ЛАБОРАТОРИЈА И ЕКСПЕРИМЕНТ



Хемија је експериментала наука, а експерименти се изводе у хемијским лабораторијама.

Лабораторија ја просторија специјално опремљена за експериментални рад. За експериментални рад су потребни хемијско посуђе и хемијски прибор.

- Хемијска лабораторија

Хемијско посуђе

• **Епрувета** је стаклена, цилиндричног је облика (облика ваљка) и у њој се мешају супстанце приликом извођења огледа. Епрувета може да се загрева на пламену шпиритусне лампе.



• **Лабораторијска чаша** служи за мешање супстанци и за грубо мерење запремине супстанци.



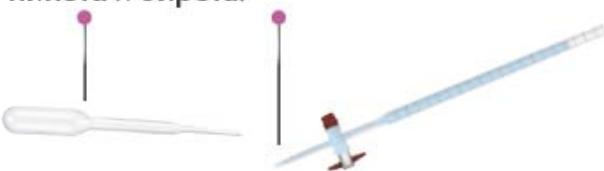
• **Ерленмајер** има сличну намену као лабораторијска чаша, али ерленмајер има уско грло, што омогућава мешање течности у њему без прскања.



• **Мензура** служи за мерење запремине супстанци, које је прецизније од мерења уз помоћ чаше и ерленмајера.



За прецизније мерење запремине користе се **пипета** и **бирета**:



• **Стаклени левак** се користи за филтрацију (цеђење).



• **Порцеланска шоља** се користи за загревање супстанци.



• **Сахатно стакло** се користи да се на њега ставе супстанце ради мерења масе, или за извођење неких реакција.



• **Авам са тучком** је најчешће направљен од порцелана и користи се за уситњавање чврстих супстанци.



• **Реагенс боце** су посуде у којима се чувају супстанце. Обавезно имају запушаче.

Осим наведеног лабораторијског посуђа у лабораторијма се може користити и друго посуђе. Поред посуђа, за рад у лабораторији и извођење експримената неопходан је лабораторијски (хемијски) прибор.

Хемијски прибор



- **Шпиритусна лампа** се користи за загревање супстанци у току огледа. То је посуда напуњена алкохолом (шпиритусом).



- У **шприц боци** се чува дестилована вода и из ње се користи. Обично је то пластична посуда.

Машицама се држи лабораторијско посуђе (осим епрувете) када је врело.



- На **сталку за епрувете** се држе епрувете.

Стаклени штапић се начешће користи за мешање течности, али се може користити и за то да се низ њега прецизно сипа течност или да се њиме мешају чврсте супстанце.



Дрвеном штипальком се држи епрувета приликом загревања.

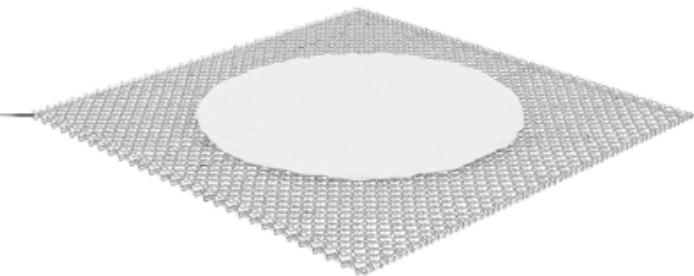


Кашичица служи за пребацивање супстанци из једне посуде у другу.



- **Метални троножац** се користи као ослонац за посуду која се загрева.

На **керамичку мрежицу** се ставља стаклена посуда која се загрева, како би се омогућило равномерно загревање. Тако се спречава пуцање стаклене посуде, до ког долази услед неравномерног загревања.



Безбедан рад у хемијској лабораторији

Да би се омогућио безбедан рад у хемијској лабораторији потребно је поштовати **низ правила**.

- Храна и пиће се не смеју уносити у хемијску лабораторију и конзумирати у њој.



- Приликом рада у лабораторији потребно је носити заштитне наочаре, заштитни мантил и рукавице. Дугачка коса мора бити везана.



Сл. 2.1.1. Защитне наочаре, заштитни мантил и рукавице

- Мућкање садржаја епрувете и загревање епрувете изводи се тако да се отвор епрувете не окреће ни према особама около, ни према особи која изводи оглед. На отвор епрувете се не сме стављати прст.



- Хемикалије се никада не смеју пробати. Не смеју се ни миристати директно изнад посуде. Њихов мирис се испитује тако што се пара изнад посуде руком усмерава ка носу.



- Пре почетка рада треба проучити упутство за експеримет и треба припремити све што је потребно за рад. Што се тиче хемикалија које се користе, треба обратити пажњу на ознаке мера опреза (Сл. 2.1.2.) које се налазе на етикетама.



Токсично



Запаљиво



Опасност
по здравље



Корозивно



Опасно по
животну
средину



Оксидујуће



Експлозивно

Сл. 2.1.2. Ознаке мера опреза

- Извођење експеримента се пажљиво надгледа, како би се спречили нежељени процеси.

- На крају рада у лабораторији, простор треба очистити, посуђе опрати и све сложити.



- У лабораторији је обавезно да постоји прибор и материјал за пружање прве помоћи, као и бројеви телефона хитних служби.



- У случају да кожа дође у додир са неком киселином, кожу треба одмах опрати великом количином хладне воде и испрати засићеним раствором натријум-бикарбоната.
- У случају да кожа дође у додир са неком базом, кожу треба опрати великом количином хладне воде и испрати разблаженим раствором сирћетне киселине.



Резиме

- Лабораторија је просторија специјално опремљена за експериментални рад.
- За експериментални рад су потребни хемијско посуђе и хемијски прибор.
- Безбедан рад у хемијској лабораторији обезбеђује се поштовањем низа правила.

Питања и задаци



- Које хемијско посуђе се користи за мерење запремине супстанци?
- Наведи и описи посуђе које се користи за извођење хемијских рекација.
- Шта се од хемијског прибора користи за загревање у извођењу хемијских експеримената?
- Наведи три лабораторијска прибора и објасни њихове намене.
- Зашто је важно поштовати правила рада у хемијској лабораторији?



Кључно

- физичка својства супстанци
- хемијска својства супстанци
- разликовање физичких и хемијских својства супстанци

ФИЗИЧКА И ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА СУПСТАНЦИ

Свака супстанца има нека карактеристична својства, а на основу својства се супстанце међусобно разликују. Својства супстанци могу бити хемијска и физичка.

Физичка својства супстанци су :

- | | | |
|-----------------------------------|------------------------|------------------------|
| • боја, | • мирис, | • укус, |
| • густина, | • тврдоћа, | • растворљивост, |
| • магнетна својства, | • температура топљења, | • температура кључања, |
| • проводљивост топлоте, | • агрегатно стање, | • прозирност, |
| • проводљивост електричне струје. | | |

Нека физичка својства могу се одредити нашим чулима. На пример, тако се одређују боја, мирис, укус и агрегатно стање. Друга физичка својства се могу одредити уз коришћење мерних инструмената. На пример, тако се одређују запремина, густина, електрична проводљивост, или температура кључања.

Агрегатно стање је једно од физичких својстава супстанци. Супстанце могу бити у гасовитом, течном или чврстом агрегатном стању.

Супстанце у чврстом агрегатном стању:

- имају честице које су веома близу једна другој и скоро да не мењају положај;
- имају облик који не зависи од посуде у којој се налазе;
- имају сталну запремину.

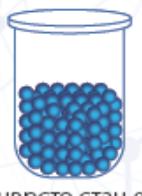
Супстанце у течном агрегатном стању:

- имају честице које су близу једна другој, али имају већу слободу кретања него када су у чврстом стању;
- имају облик који зависи од посуде у којој се налазе;
- имају сталну запремину.

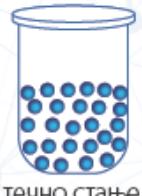
Супстанце у гасовитом агрегатном стању:

- имају честице које су веома удаљене једна од друге и слободно се крећу;
- имају облик који зависи од посуде у којој се налазе;
- имају запремину која зависи од посуде у којој се налазе.

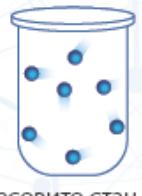
Сл. 2.2.1. Агрегатна стања честице



чврсто стање



течно стање



газовито стање

Нека од **хемијских својстава** супстанци су запаљивост и склоност ка рђању (Сл. 2.2.2. и Сл. 2.2.3.). Хемијска својства супстанци се опажају када се једна супстанца претвара у другу супстанцу. Хемијска својства се најчешће опажају када једна супстанца дође у контакт са другом супстанцом.



Сл. 2.2.2. Рђање метала



Сл. 2.2.3. Сагоревање папира

Демонстрациони оглед

Запаљивост супстанци

Прибор: две порцеланске шоље, упаљач

Супстанце: комад хартије, песак

Поступак: У једну порцеланаску шољу ставити комад хартије. У другу порцеланаску шољу ставити песак. Упаљачем запалити хартију. Покушати исти поступак са песком.



Опажање: Хартија се запали и сагори, остане црн пепео. Песак не може да се запали.

Приликом сагоревања супстанце, на пример хартије, на повишеној температури и у контакту са кисеоником из ваздуха дешава се хемијска реакција. Као производ **добија се нова супстанца**, што се може приметити по изгледу.

Лабораторијска вежба
Основне лабораторијске технике рада



Резиме



- Физичка својства супстанци су: боја, мирис, укус, проводљивост топлоте и проводљивост електричне струје, магнетна својства и друго.
- Нека физичка својства се могу одредити нашим чулима, док се нека друга физичка својства могу одредити користећи мерне инструменте.
- Хемијска својства супстанци се опажају када се једна супстанца претвара у другу супстанцу.

Питања и задаци



1. Наведи по три физичка својства воде, сумпора и гвожђа.
2. Шта су хемијска својства супстанци?
3. Какав облик имају супстанце у течном агрегатном стању?
4. Коју запремину заузимају супстанце у гасовитом агрегатном стању?
5. Разврстај наведена својства супстанци на физичка и хемијска: температура топљења, запаљивост, боја, агрегатно стање, склоност ка рђању.

МЕРЕЊЕ МАСЕ, ЗАПРЕМИНЕ И ТЕМПЕРАТУРЕ СУПСТАНЦИ

**Кључно**

- мерење
- мерне јединице
- мерни инструменти

Да се подсетимо

Експеримент или оглед је поступак који се изводи под контролисаним условима како би се посматрањем и описивањем проучавала нека појава.

Хемија је експериментална наука. Да би се омогућило извођење експеримената под контролисаним условима, као и да би се у експеримента описала нека појава, често је потребно извршити мерења физичких величина које се контролишу у току експеримента.

Мерење је одређивање вредности физичке величине помоћу одговарајућих мерних инструмената (на пример, маса се мери вагом, температура се мери термометром и друго).

Физичка својства која се уобичајено мере у хемијским лабораторијама су маса, запремина и температура супстанци. Ознаке и јединице које се користе за ове величине дате су у Табели 2.1.

Поред основних јединица SI система, често је погодно користити и јединице које су мање или веће од основних јединица. На пример, у хемији се често ради са масама супстанци које су знатно мање од 1 kg (килограм), па се зато као јединица користи g (грам). Пошто префикс k (кило) означава 1 000, онда 1 kg има 1 000 g. Односно, маса 1 g је 1 000 пута мања од масе 1 kg. У 1 dm³ се налази 1 000 cm³, односно запремина 1 cm³ је 1 000 пута мања од запремине 1 dm³.

**Лабораторијска вежба**

Физичка својства супстанци; Мерење масе, запремине и температуре супстанце

SI систем је међународно прихваћени систем јединица за различите физичке величине, укључујући масу, запремину и температуру.

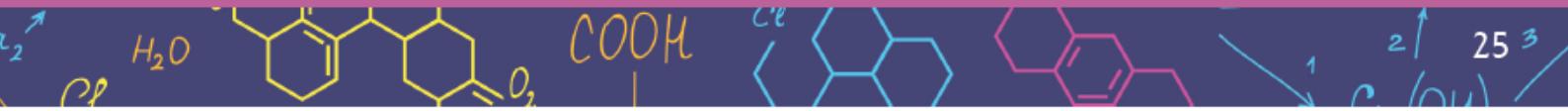
Физичка величина	Ознака физичке величине	Основна јединица SI система	Назив јединице	Јединице које се често користе у хемији (назив)
Маса	<i>m</i>	kg	килограм	g (грамм)
Запремина	<i>V</i>	m ³	кубни метар	dm ³ (кубни дециметар) cm ³ (кубни центиметар)
Температура	<i>T</i>	K	kelvin	°C (степен целзијуса)

• Табела 2.1. Ознаке и јединице које се користе за масу, запремину и температуру

Да се подсетимо

$$\begin{aligned}1 \text{ kg} &= 1000 \text{ g}, \\1 \text{ m}^3 &= 1000 \text{ dm}^3, \\1 \text{ dm}^3 &= 1000 \text{ cm}^3, \\1 \text{ m}^3 &= 1000\ 000 \text{ cm}^3\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}1 \text{ g} &= 0,001 \text{ kg}^3 \\1 \text{ dm}^3 &= 0,001 \text{ m}^3 \\1 \text{ cm}^3 &= 0,001 \text{ dm}^3\end{aligned}$$





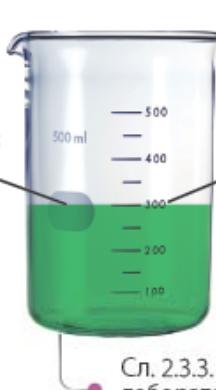
Маса супстанце се мери вагом. Ваге могу бити техничке и аналитичке. Техничке ваге (Сл. 2.3.2.) мере масу са мањом прецизношћу, док се аналитичке ваге (Сл. 2.3.1.) користе за мерење супстанци са великом прецизношћу.



Сл. 2.3.1.
Аналитичка вага

Сл. 2.3.2.
Техничка вага

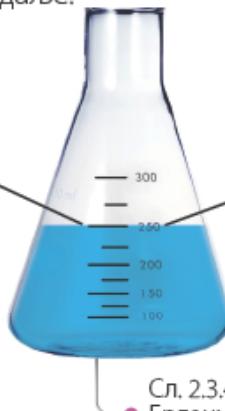
Запремина супстанце се може мерити на различите начине, у зависности од тога колико прецизно је потребно измерити запремину. Грубо мерење запремине се може одрадити градуисаном **лабораторијском чашом** (Сл. 2.3.3.) или **градуисаним ерленмајером** (Сл. 2.3.4.). На градуисаном хемијском посуђу обележени су нивои запремине, на пример, 50 ml, 100 ml, 150 ml и тако даље.



ниво
запремине:
300 ml

обележени
нивои
запремине

Сл. 2.3.3. Градуисана
лабораторијска чаша



ниво
запремине:
250 ml

Сл. 2.3.4.
Ерленмајер

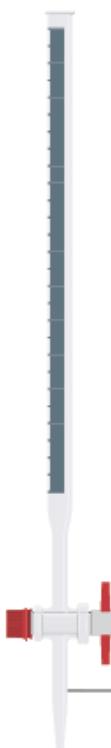
Нешто прецизније мерење се може урадити **мензуром** (Сл. 2.3.4.), а најпрецизније **пипетом** (Сл. 2.3.6.) и **биретом** (Сл. 2.3.7.).



Сл. 2.3.5.
Градуисана
мензура

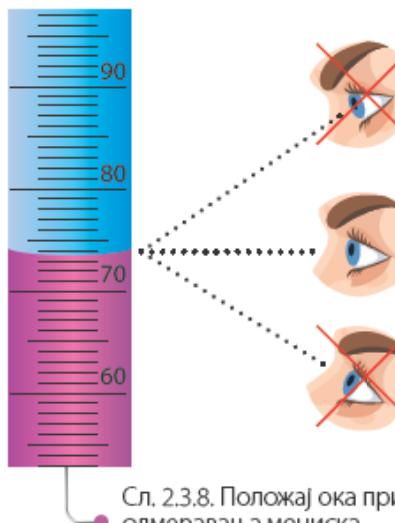


Сл. 2.3.6.
Градуисана
пипета



Сл. 2.3.7.
Градуисана
бирета

При прецизном мерењу запремине важно је да се ниво течности у мерној посуди тачноочита. Ниво течности се назива **мениск**. Приликом очитавања запремине око мора да буде у нивоу мениска (Сл. 2.3.8.). Запремина се мери и очитава у односу на доњу тачку мениска.



Сл. 2.3.8. Положај ока приликом одмеравања мениска

Мениск је ниво течности у мерној посуди.

Температура се мери термометрима, који могу бити **живини, алкохолни и електронски**. Термометри се разликују по опсегу температуре које мере.



Сл. 2.3.9. Термометар

Резиме

- У хемијским лабораторијама се уобичајено мере маса, запремина и температура супстанци.
- SI јединица за масу је килограм (kg), за запремину кубни метар (m^3), а за температуру Келвин (K).
- Јединица која се у хемији уобичајено користи за масу је грам (g), за запремину су кубни дециметар (dm^3) и кубни центиметар (cm^3), а за температуру степен Целзијуса ($^{\circ}C$).
- У хемијској лабораторији се маса мери вагом, запремина лабораторијском чашом, ерленмајером, пипетом и биретом, а температура термометром.

Питања и задаци

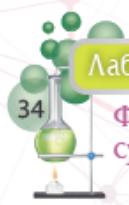
- Наведи називе јединице јединице за масу, запремину и температуру које се обично користе у хемији.
- Колико се грама налази у а) 2 kg, б) 3,5 kg, в) 0,5 kg, г) 0,7 kg?
- Колико се cm^3 налази у а) 3 dm^3 , б) 2,5 dm^3 , в) 0,5 dm^3 , г) 0,3 dm^3 ?
- Претворити у килограме: а) 500 cm^3 у dm^3 , б) 250 cm^3 у dm^3 в) 1500 g у kg, г) 200 g.
- По чему се разликују термометри?





Кључно

- физичке промене супстанци
- хемијске промене супстанци
- разликовање физичких и хемијских промена супстанци



Лабораторијска вежба

34

Физичке промене супстанци

ФИЗИЧКЕ И ХЕМИЈСКЕ ПРОМЕНЕ СУПСТАНЦИ

Физичке промене су промене услед којих се мењају само физичка својства супстанци. Физичке промене супстанци су: промена агрегатног стања (топљење, очвршћавање, испаравање, кондензација, растворавање, кристализација), промена облика (уситњавање и савијање) и зрачење светлосне енергије усијаних тела (пример је усијана нит у сијалици).

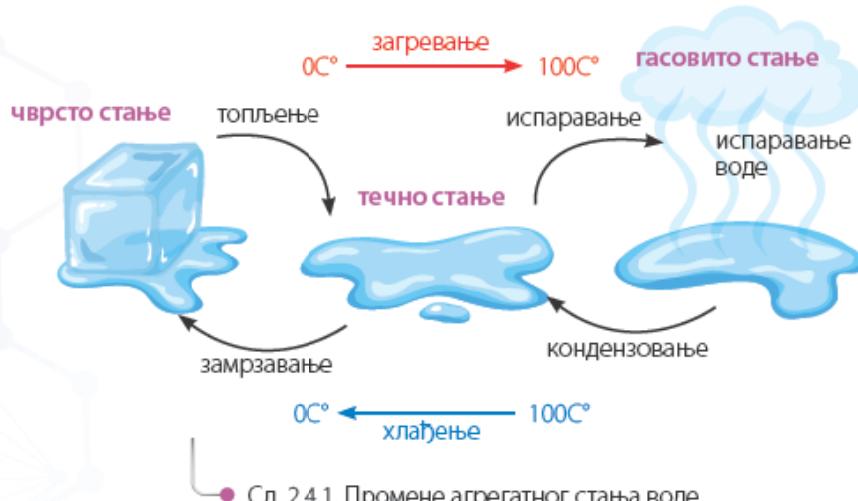
ФИЗИЧКЕ ПРОМЕНЕ СУПСТАНЦИ

Промена агрегатног стања

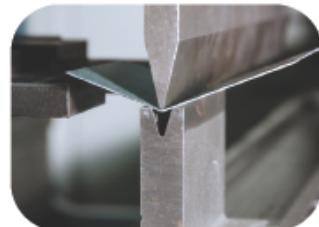
Промена облика

Зрачење светлосне енергије усијаних тела

Физичке промене су најчешће **повратне промене** супстанци. То значи да се супстанце могу вратити у првобитно стање. При физичким променама грађа супстанци остаје непромењена. На сликама испод (Сл. 2.4.1. и Сл. 2.4.3.) дати су примери физичких промена.



Сл. 2.4.2. Уситњавање камена



Сл. 2.4.3. Савијање метала

Демонстрациони оглед

Прелазак воде у различита агрегатна стања

Прибор: чаша, троножац, шпиритусна лампа, керамичка мрежица

Супстанце: лед, вода

Поступак: Ставити воду у замрзивач да се замрзне.

Замрзнуте коцке леда ставити у лабораторијску чашу и загревати на шпиритусној лампи. Загревати воду до кључања.

Опажање: Течна вода се у замрзивачу претвара у чврсту воду, лед. У току загревања лед се враћа у тачно агрегатно стање, а даљим загревањем се појављује водена пара, односно вода у гасовитом агрегатном стању.



Замрзавање воде, топљење леда и испарање воде, представљају физичке промене. У овом огледу показује се да је замрзавање воде **повратни поцес**, јер се од замрзнуте воде може поново добити течна вода.

Хемијским променама се добијају нове супстанце. При хемијским променама мења се структура супстанце, односно физичка и хемијска својства супстанце. Хемијске промене другачије се називају **хемијске реакције**.

Хемијске промене су **неповратне промене** супстанци. То значи да се супстанца након хемијске промене не може вратити у првобитно стање.

Демонстрациони оглед

Реакција цинка са хлороводоничном киселином

Прибор: епрувета, сталак за епрувете

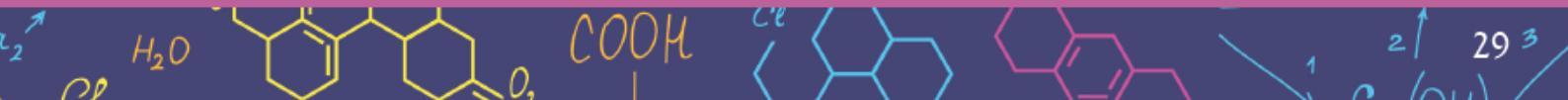
Супстанце: цинк, разблажена хлороводонична киселина

Поступак: У епрувету ставити једну до две грануле цинка и сипати разблажену хлороводоничну киселину.



Опажање: У току реакције се издавају мехурићи.

У току хемијске реакције цинка са хлороводоничном киселином издавају се мехурићи гасовитог водоника. Ово је неповратна хемијска промена у којој се од чврсте супстанце (цинк) и течне супстанце (хлороводонична киселина) **добија нова супстанца** која је гасовита (водоник). Поред тога, у овој реакцији настаје и цинк-хлорид, који је растворен у води.



Демонстрациони оглед

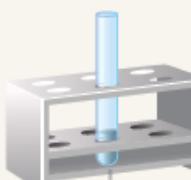
Реакција олово(II)-нитрата и калијум-јодида



Прибор: епрувета, сталак за епрувete

Супстанце: раствор олово(II)-нитрата и раствор калијум-јодида

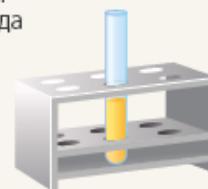
Поступак: У епрувetu сипати $1\text{-}2\text{ cm}^3$ раствора олово(II)-нитрата и додати $1\text{-}2\text{ cm}^3$ раствора калијум-јодида.



• 2 cm^3 раствора олово(II)-нитрата



• 2 cm^3 раствора калијум-јодида



Опажање: У току реакције се издваја жути талог.

У току хемијске рекације олово(II)-нитрата и калијум-јодида издава се жути талог олово(II)-јодида. Ово је хемијска промена у којој се од два безбојна раствора **добија нова супстанца** која је жуте боје и није растворна у води.

Демонстрациони оглед



Разлагање амонијум-дихромата

Прибор: порцеланска шоља, дрвени штапић, шпиритусна лампа, кашичица

Супстанца: амонијум-дихромат

Пажња! Амонијум дихромат је отровна супстанца и не сме доћи у додир са кожом. Оглед се изводи уз обавезно коришћење рукавица.

Поступак: На дно порцеланске шоље сипати једну кашичицу амонијум-дихромата.

Дрвени штапић загрејати до усијања у пламену шпиритусне лампе. Угрејани дрвени штапић уронити у амонијум-дихромат. Када реакција отпочне извучи дрвени штапић.

Пажња! Приликом загревања може доћи до опекотина.



Опажање: У току реакције се наранџаста супстанца претвара у тамнозелену супстанцу.

У току хемијске рекације амонијум-дихромат се распао и настала је тамнозелена супстанца која садржи хром. Ово је **неповратна хемијска промена** у којој се опажа претварање једне наранџасте супстанце у тамнозелену супстанцу.

Демонстрациони оглед

Сагоревање дрвца шибице



Прибор: кутија шибица, порцеланска шоља

Супстанца: дрвце шибице

Поступак: Запалити дрвце шибице и оставити га да потпуно сагори у порцеланској шољи.



Опажање: У току реакције се развија светлост, а дрвце шибице се претвори у црну супстанцу.

У току хемијске реакције дрвце шибице се у реакцији са кисеоником из ваздуха претворило у црну супстанцу. Поред тога, у току реакције се развила светлост. Ово је хемијска промена претварања једне светло-смеђе супстанце у црну супстанцу, и пример реакције у којој се развија светлост.

Хемијске промене се могу приметити:

- на основу издвајања гасова у току реакције,
- на основу грађења талога,
- на основу промене боје супстанци.

Међутим, хемијске промене се могу дешавати и тако да се промене нису видљиве, али се могу доказати уз помоћ инструмената.

Резиме



- Физичке промене су промене услед којих се мењају само физичка својства супстанци.
- Физичке промене супстанци су промена агрегатног стања, промена облика и зрачење светлосне енергије усијаних тела.
- Физичке промене су најчешће повратне. При физичким променама грађа супстанце остаје непромењена.
- Хемијским променама се добијају нове супстанце. При хемијским променама мења се структура супстанце.
- Хемијска промена се другачије називају хемијске реакције.
- Хемијске промене се могу приметити на основу издвајања гасова у току реакције, на основу грађења талога, или на основу промене боје супстанци.
- Хемијске промене се могу дешавати и тако да промене нису видљиве, али се могу доказати уз помоћ инструмената.

Лабораторијска вежба

34-35

Хемијске промене супстанци



Питања и задаци



1. Одредити шта су физичке, а шта хемијске промене супстанци:
сагоревање дрвета, замрзавање воде, исправање алкохола, труљење лишћа.
2. Да ли се грађа супстанце мења када се хартија спали? Образложи свој одговор.
3. Уколико се помешају две беле супстанце и настане супстанца црвене боје, о којој промени супстанце је реч?
4. Када се помешају сода бикарбона и сирће настају мехурићи. О којој врсти промене супстанце је реч?
5. Шта су хемијске реакције?



z / 3

31 / 3

Лабораторијска вежба



Основне лабораторијске технике рада



① Мешање чврстих супстанци

② Мешање чврстих и течних супстанци

③ Уситњавање чврстих супстанци

④ Загревање супстанци



Лабораторијска вежба



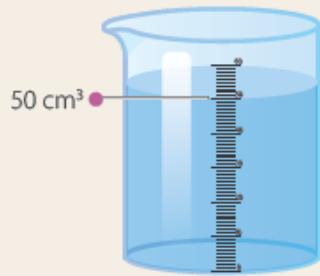
Физичка својства супстанци, мерење масе, запремине и температуре супстанце



1 Мерење масе супстанце



2 Мерење запремине супстанце чашом

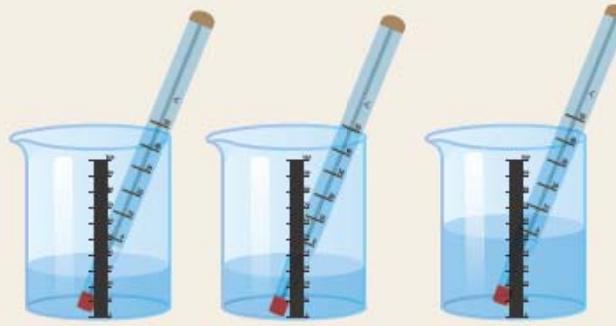


3 Мерење запремине супстанце мензуром



4 Мерење запремине супстанце пипетом

5 Мерење температуре супстанце



Лабораторијска вежба

Физичке промене супстанци

① Уситњавање креде



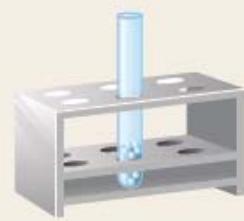
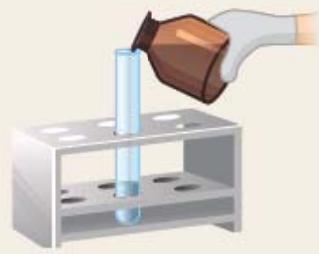
② Испаравање и кондензација воде

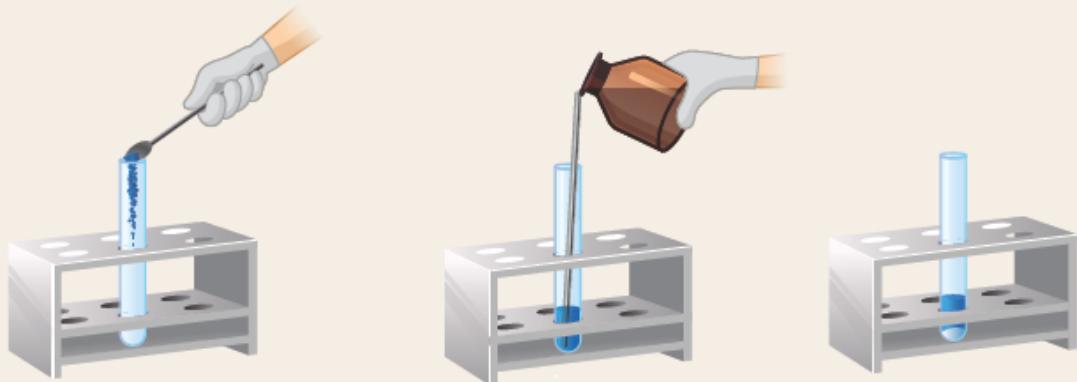


Лабораторијска вежба

Хемијске промене супстанци

① Реакција између натријум-хидрогенкарбоната
и сирћетне киселине



② Реакција између бакар(II)-сулфата и натријум-хидроксида**③ Реакција сагоревања шибице**

Нилс Бор
(1885-1962)



Нилс Бор је дански научник који је допринео разумевању структуре атома и квантнетеорије. Бор је развио модел атома коме је предложио да се електрони налазе на одређеним енергетским нивоима, као и да могу да прелазе из једног енергетског нивоа у други. Дуго година проучавао је нуклеарну физику, а нарочито елемент уран. Након почетка Другог светског рата избегао је у САД, где је радио на истраживањима која су омогућила да се изради нуклеарна бомба, за чију се ограниченој употреби залагао. За своја истраживања добио је Нобелову награду за физику 1922. године. У Борову част елемент редног броја 107 добио је назив боријум (Bh). Овај велики научник био је отац шесторо деце, а у младости је играо и фудбал.

Ако те квантна механика није опчинила, онда је још ниси разумео.

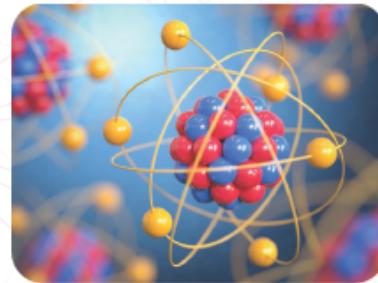
АТОМИ И ХЕМИЈСКИ ЕЛЕМЕНТИ

- Атоми хемијских елемената. Хемијски симболи.
- Грађа атома: атомско језгро и електроснки омотач.
- Атомски и масени број. Изотопи.
- Распоред електрона по нивоима у атомима елемената.
- Периодни систем елемената.
- Племенити гасови. Својства и примена.



Кључно

- атом
- симбол хемијског елемента



Сл. 3.1.1. Модел атома



Да ли сте знали?

Грчки филозоф **Демокрит**, који је живео пре нове ере, претпоставио је да су супстанце састављене од ситних, недељививих честица, које је назвао атомима. Међутим, његова идеја о атомима је прилично различита од онога што ми данас знамо о њима.



Експериментатор – особа која врши експеримент или оглед



Да ли сте знали?

Џон Далтон је поставио савремену атомску теорију почетком деветнаестог века. Интересантно је да Далтон није сматран добрым експериментатором. Међутим, био је веома способан да анализира експерименталне резултате других истраживача, и тако је дошао до идеје да се супстанца састоји од атома.



Величина атома

длака под микроскопом



500 000 атома угљеника

Атоми су честице веома малих димензија. У једном граму кисеоника налази се $3,764074 \times 10^{22}$ атома кисеоника (37 640 740 000 000 000 000 атома кисеоника). Да би се схватило колико је атом мали, можемо навести следећи пример – дебљину власи косе можемо упоредити са 500 000 атома угљеника који су поређани један поред другог.

Сл. 3.1.2. Сликовити приказ односа дебљине власи косе и величине атома угљеника

Демонстрациони оглед

Растварање калијум-перманганата у води



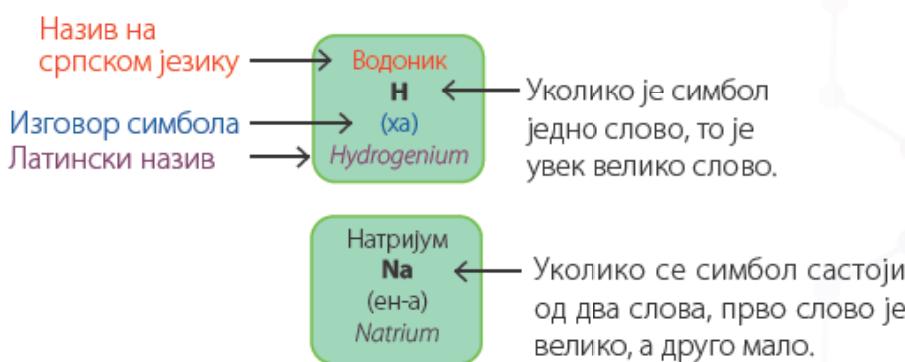
Прибор: чаша, кашичица, мензура

Супстанце: вода, калијум-перманганат

Поступак: У чашу сипати 30 cm^3 воде. Кашичицом додати врло мало калијум-перманганата. Посматрати како се честице калијум-перманганата шире у води и до какве промене у боји раствора ће доћи. Промешати раствор. Додати још 30 cm^3 воде, па промешати.

Опажање: Приликом додавања калијум-перманганата у воду, примећује се како се честице калијум-перманганата шире по води. После мешања боја раствора се изједначи. Додавањем нове количине воде примећује се да раствор постаје блеђи, што указује на това су се честице калијум-перманганата распоредиле у већој за-премини.

Сваки хемијски елемент је представљен симболом. **Симболима елемената** се скраћено означавају хемијски елементи. Симбол може бити једно или два латинична слова.



Симболи хемијских елемената су међународно прихваћени, тако да се у целом свету користе исти симболи. Симболи елемента су најчешће изведени на основу њихових назива у латинском језику, или има изузетака.

Често, симболи елемената одговарају називима елемената у српском језику. На пример, симбол хелијума је He, натријума је Na, магнезијума је Mg, а алуминијума је Al.

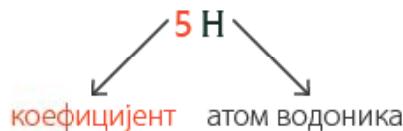
Хелијум He (ха-е) <i>Helium</i>	Натријум Na (ен-а) <i>Natrium</i>	Магнезијум Mg (ем-ге) <i>Magnesium</i>
Алуминијум Al (а-ел) <i>Aluminium</i>	Калијум K (ка) <i>Kalium</i>	Сумпор S (ес) <i>Sulphur</i>
Бром Br (бе-ер) <i>Bromum</i>		



Међутим, пошто симболи елемената нису изведени на основу назива елемената у српском језику, постоји низ елемента чији симболи нису у вези са називима у српском језику. Примери су: водоник (H), угљеник (C), азот (N), кисеоник (O).

Водоник H (ха) Hydrogenium	Угљеник C (це) Carbonium	Калцијум Ca (це-а) Calcium	Фосфор P (пе) Phosphorus	Хлор Cl (це-ел) Chlorium
Кисеоник O (о) Oxygenium	Азот N (ен) Nitrogenium	Гвожђе Fe (еф-е) Ferrum	Бакар Cu (це-у) Cuprum	Сребро Ag (а-ге) Argentum

Симбол елемента има квалитативно и квантитативно значење. Квалитативно значење симбала јесте то што симбол означава одговарајући елемент, а квантитативно значење симбол има јер означава и један атом одређеног елемента. Тако, симбол H означава хемијски елемент водоник, али и један атом водоника. Већи број атома означава се бројем испред симбала, а тај број се назива **кофицијент**. На пример, пет атома водоника се означава 5H , а седам атома магнезијума 7Mg .



Резиме



- Атом је најситнији део хемијског елемента који има својства тог елемента. Атоми су честице врло малих димензија.
- Сваки хемијски елемент је представљен симболом.
- Симбол елемента означава одговарајући елемент, али означава и један атом тог елемента.



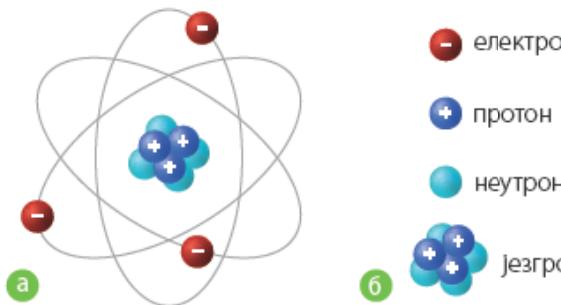
Питања и задаци

1. Како се назива најмањи део неког хемијског елемента?
2. Напиши хемијске симbole водоника, кисеоника, сумпора и алуминијума.
3. Користећи кофицијенте запиши у свеску: пет атома алуминијума, три атома сумпора и четири атома калијума.
4. Поред симбала следећих хемијских елемената запиши њихове називе: H, Na, Cl, Ca, Mg.
5. Објасни шта значе: 3C , 7H , 10Na .

ГРАЂА АТОМА

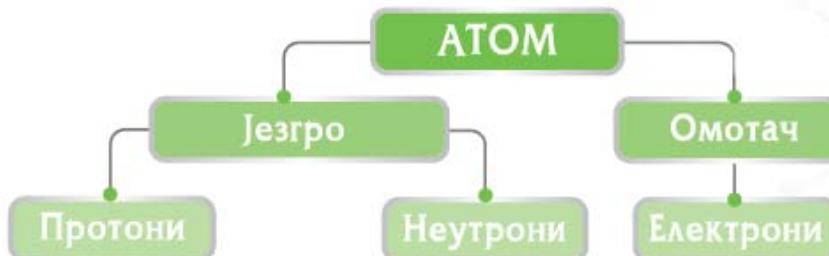
Субатомске честице

Атоми су најмање честице сваког елемента, али атоми нису недељиви. Научници су успели да открију грађу атома. Тако су открили честице које су ситније од атома и граде атоме. Ове честице се називају субатомске честице. **Субатомске честице** које граде атоме су **протони, неутрони и електрони**.



Сл. 3.2.1. Атом: а) структура атома, б) модели честица електрона, протона и неутрона и модел Језгра

Иако је атом сваког елемента различит, сви атоми имају сличну грађу. Атом се састоји од језгра и омотача. **Језгро** се налази у средишту атома и окружено је **омотачем**. У језгру се налазе протони и неутрони, а у омотачу електрони.



Заједнички назив за протоне и неутроне је **нуклеони**, јер се налазе у језгру. Назив нуклеони је изведен из латинске речи за језгро – *nukleus*. На пример, атом хелијума се састоји од два протона и два неутрона у језгру, док се у његовом омотачу налазе два електрона (Сл. 3.2.2.).

Протони су позитивно наелектрисане честице, неутрони су неутралне честице, а електрони су негативно наелектрисане честице. Ознака за протон је p^+ , ознака за неутрон је n^0 , док је ознака за електрон e^- . Пошто се у језгру налазе протони и неутрони, а протони су позитивно наелектрисани, закључујемо да је језгро позитивно наелектрисано. Негативно наелектрисани електрони се налазе и крећу у омотачу.

Број протона у језгру једнак је броју електрона у омотачу, па је тако атом **електронеутралан**.

Масе протона и неутрона су скоро једнаке и знатно су веће од масе електрона. Масе протона и неутрона су око 2 000 пута веће од масе електрона, што указује на то да се скоро читава маса атома налази у језгру.



Простор који заузима језгротомаје много мањи од простора који заузима електронски омотач. Како би се овај однос величина сликовитоприказао, наводи се следећи пример: уколико би атом имао величину фудбалског игралишта, језгроби имало величинуврхаигле на средини игралишта.

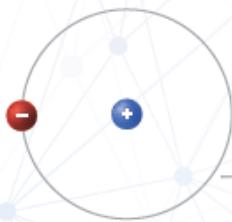
Назив честице	Ознака	Релативно наелектрисање	Маса у грамима	Релативна маса
протон	p^+	+1	1.67×10^{-24}	1
неутрон	n^0	0	1.67×10^{-24}	1
електрон	e^-	-1	9.11×10^{-28}	1/1840

• Табела 3.1 Својства субатомских честица које граде атоме елемената

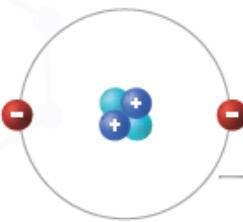
Атоми различитих хемијских елемената

Атоми хемијских елемената се међусобно разликују. Сваки хемијски елемент има атом који је различит од атома било ког другог елемента. Иако се сви атоми састоје од протона, неутрона и електрона, атоми хемијских елемената се разликују по броју протона, неутрона и електрона који их граде.

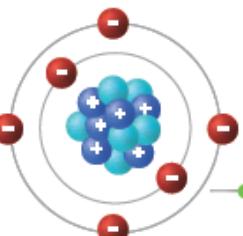
На сликама су приказани модели атома неколико елемената. Атом водоника садржи један протон у језгру и један електрон у омотачу. (Сл. 3.2.3.) Атом хелијума садржи два протона и два неутрона у језгру и два електрона у омотачу (Сл. 3.2.4.). Атом угљеника садржи шест протона, шест неутрона и шест електрона (Сл. 3.2.5.).



Сл. 3.2.3.
Модел атома
водоника



Сл. 3.2.4.
Модел атома
хелијума



Сл. 3.2.5.
Модел атома
угљеника

Резиме



- Атом се састоји од језгра и омотача. У језгру се налазе протони и неутрони, а у омотачу електрони.
- Заједнички назив за протоне и неутроне је нуклеони.
- Протони су позитивно наелектрисане честице, неутрони су неутралне честице, а електрони су негативно наелектрисане честице.
- Атом је електронеутралан, јер је број протона у језгру једнак броју електрона у омотачу.
- Атоми елемената се разликују по броју протона, неутрона и електрона који их граде.

Питања и задаци

- Шта чини језгротома, а шта омотач?
- Како се називају негативно наелектрисане субатомске честице, а како неутралне?
- Које две субатомске честице имају сличну масу?
- Због чега је атомуцелини електронеутралан?
- По чому се разликују грађе атома различитих елемената?

АТОМСКИ И МАСЕНИ БРОЈ. ИЗОТОПИ

Атоми водоника се сastoјe од јedнog protona и јednog elektrona. Meђutim, постоje атоми водоника којi садрже proton и neutron u jezgru. Постојe атоми угљenika којi садrже шest protona и шest neutrona u jezgru, али и атоми угљenika којi садrже шest protona и sedam neutrona.

Vrsti атома, односно атом неког елемента, дефинисана је бројem protona u jezgru, $N(p^+)$. Сви атоми једног хемијског елемената имају исти број protона. **Атомски број** је број који је једнак броју protона u jezgru. Обележава се великим латиничним словом **Z**. Пошто је број protona ($N(p^+)$) једнак броју elektrona ($N(e^-)$), атомски број је једнак и броју elektrona ($N(e^-)$).

$$\text{Атомски број } (Z) = \text{број протона } (N(p^+)) = \text{број електрона } (N(e^-))$$

Атоми истог хемијског елемента имају исти број protона. Пошто број protона одређује атомски број, атоми истог хемијског елемента имају исти атомски број.

Масени број је једнак збиру броја protона ($N(p^+)$) и броја neutrona ($N(n^0)$) u jezgru. Масени број се обележава великим словом **A**. Elektronи имају занемарљиво мали допринос маси, јер је маса elektrona 2 000 пута мања од масе protона и neutrona.

$$\text{Масени број } (A) = \text{број протона } (N(p^+)) + \text{број неутрона } (N(n^0))$$

Уз симбол неког елемента можемо да напишемо масени и атомски број.



На пример, атомски број натријума је 11, а масени број је 23, што записујемо на следећи начин.



To значи да натријум има 11 protона и 11 elektrona, јер је број protона и број elektrona једнак атомском броју.



Атомски број

Назив за атомски број проистиче из тога што број protона одређује врсту атома, па и одређени хемијски елемент.

Масени број

Назив масени одговара чињеници да већи део масе атома чине масе protона и масе neutrona.

Уколико су нам познати атомски и масени број, можемо израчунати број субатомских честица које се налазе у атому. На основу атомског броја зnamо колико има протона и електрона у атому. Масени број је збир броја протона и неутрона, па је онда број неутрона једнак разлици масеног броја и броја протона, односно разлици масеног и атомског броја.

Број неутрона = масени број (A) - број протона ($N(p^+)$) = масени број (A) - атомски број (Z)

На пример, број неутрона атома натријума израчунавамо као разлику масеног и атомског броја: $23 - 11 = 12$.

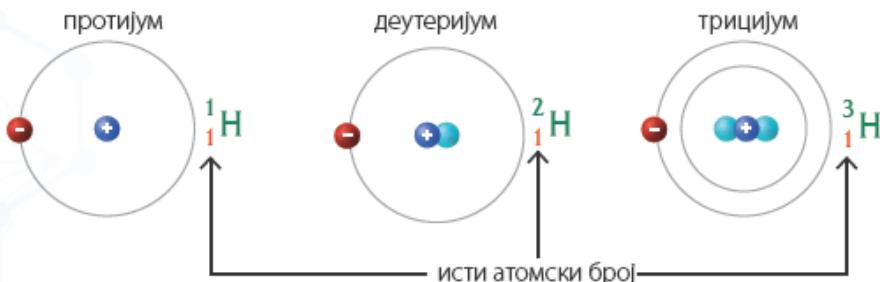
У табели 3.2. приказани су бројеви честица у атомима неколико хемијских елемената.

Елемент	Атомски број (Z)	Масени број (A)	Број протона	Број електрона	Број неутрона
${}_{2}^{4}\text{He}$	2	4	2	2	2
${}_{6}^{12}\text{C}$	6	12	6	6	6
${}_{8}^{16}\text{O}$	8	16	8	8	8
${}_{9}^{19}\text{F}$	9	19	9	9	10
${}_{11}^{23}\text{Na}$	11	23	11	11	12

Табела 3.2. Бројеви честица у атомима неких хемијских елемената

Изотопи су атоми истог елемента који у својим језгрима имају исти број протона ($N(p^+)$), али различит број неутрона ($N(n^0)$). Пошто је број протона једнак атомском броју (Z), а масени број (A) је збир броја протона и неутрона, изотопи су атоми истог елемента који имају исти атомски, а различит масени број.

Водоник има три изотопа: протијум, деутеријум и трицијум. **Протијум** има само један протон у језгру и обележава се као ${}^1\text{H}$. **Деутеријум** има један протон и један неутрон обележава се као ${}^2\text{H}$. **Трицијум** има један протон и два неутрона обележава се као ${}^3\text{H}$. У природи је најраспрострањенији протијум.



Већина елемената има више изотопа, али нису сви изотопи подједнако заступљени. На пример, угљеник има два стабилна изотопа: ${}^{12}\text{C}$ и ${}^{13}\text{C}$. Изотоп ${}^{12}\text{C}$ има шест протона и шест неутрона, а изотоп ${}^{13}\text{C}$ има шест протона и седам неутрона. Изотоп ${}^{12}\text{C}$ је заступљенији од изотопа ${}^{13}\text{C}$ (99% атома угљеника су атоми изотопа ${}^{12}\text{C}$, а само 1% атома угљеника су атоми изотопа ${}^{13}\text{C}$).

Изотопи имају примену у научним истраживањима. У археологији се изотопи користе за одређивање старости предмета и фосила. У медицини се користе за постављање дијагноза и за лечење. Изотоп јода ($I-131$) користи се у лечењу штитне жлезде, док се изотоп кобалта ($Co-60$) користи у лечењу тумора.



Сл. 3.3.2. Изотопи се користе за одређивање старости фосила

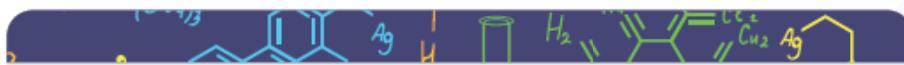


Сл. 3.3.3. Изотопи се користе у лечењу штитне жлезде

Резиме

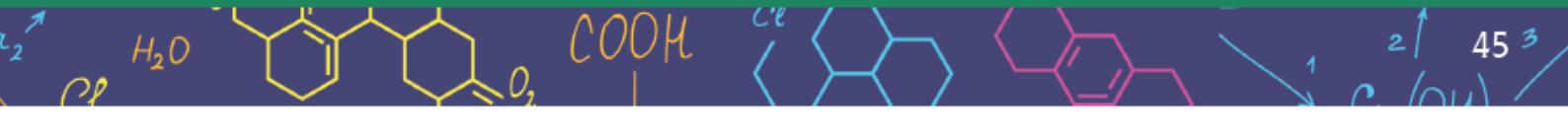


- Атомски број (Z) је број који је једнак броју протона ($N(p^+)$) у језгру.
- Масени број (A) је број који је једнак збирку броја протона ($N(p^+)$) и неутрона ($N(n^0)$) у језгру.
- Изотопи су атоми истог елемента који у својим језгрима имају исти број протона ($N(p^+)$), али различит број неутрона ($N(n^0)$).
- Водоник има три изотопа: протијум има један протон у језгру, деутеријум има један протон и један неутрон, трицијум има један протон и два неутрона.



Питања и задаци

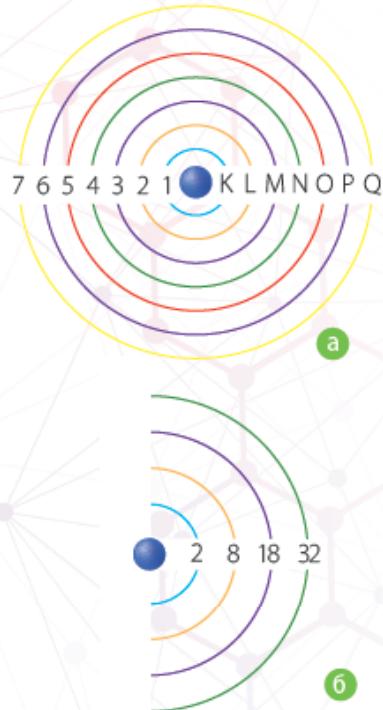
1. Одреди атомски и масени број угљениковог изотопа $C-13$ ($^{13}_6C$).
2. Колико има протона, неутрона и електрона у атому литијума 7_3Li ? А у атому $^{24}_{12}Mg$?
3. Изотоп атoma калијума (K) има атомски број 19 и 22 неутрона. Одреди масени број тог изотопа.
4. Доврши реченицу.
Атоми истог хемијског елемента имају исти број _____.
5. По чему се разликују изотопи једног елемента?





Кључно

- енергетски ниво
- валентни ниво
- валентни електрони



Сл. 3.4.1. Енергетски нивои:
а) обележавање;
б) број електрона по нивоима.

РАСПОРЕД ЕЛЕКТРОНА ПО НИВОИМА У АТОМИМА ЕЛЕМЕНТА

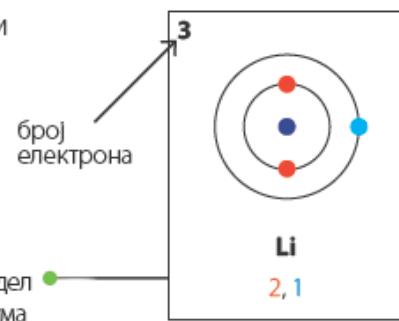
Електрони се налазе у електронском омотачу и крећу се великим брзином око језгра. Простор у коме се налазе електрони – електронски омотач, велики је у односу на величину језгра, као што је на почетку овог поглавља поменуто. Електрони у омотачу распоређени су у **енергетске нивое**. Електрони који имају сличну енергију налазе се у истом енергетском нивоу.

Нивои су обележени бројевима од 1 до 7. Први ниво је најближи језгру, а седми ниво је најудаљенији од језгра. Електрони у првом нивоу имају најнижу енергију. Енергија се повећава са повећањем нивоа, тако да електрони у седмом нивоу имају највишу енергију. Нивои су обележени бројевима **1, 2, 3, 4, 5, 6** и **7** или словима **K, L, M, N, O, P** и **Q**. (Сл. 3.4.1.a)

У првом енергетском нивоу (1.) могу се налазити највише два електрона. У другом енергетском нивоу (2.), који је даље и од језгра и већи од првог нивоа, може се налазити највише 8 електрона. У осталим нивоима, који су све већи, може се налазити и више од 8 електрона. Тако се у трећем нивоу може наћи највише 18 електрона, а у четвртом 32 (Сл. 3.4.1.b).

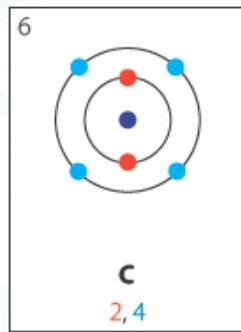
Атом литијума (Сл. 3.4.2.) има три електрона:

- два електрона у 1. нивоу,
- један електрон у 2. нивоу.



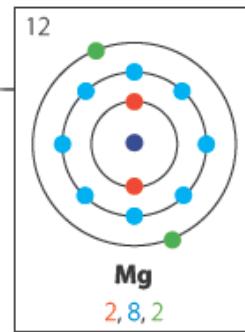
Атом угљеника (Сл. 3.4.3.) има шест електрона:

- два електрона у 1. нивоу,
- четири електрона у 2. нивоу.

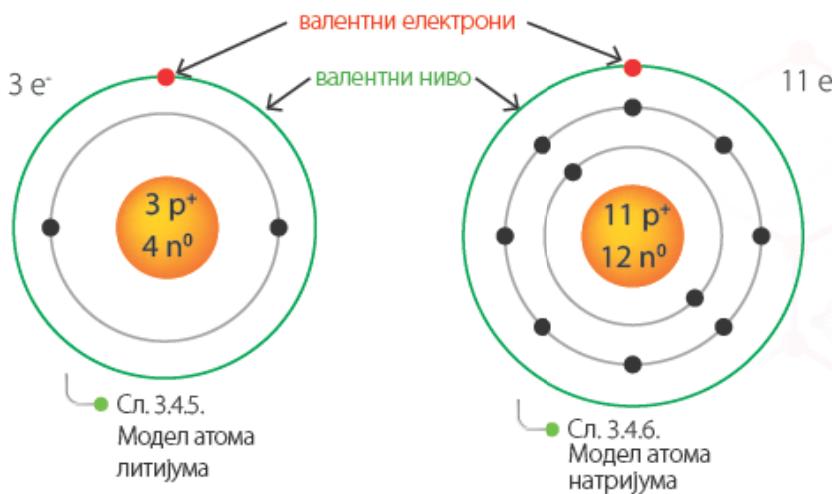


Атом магнезијума (Сл. 3.4.4.) има дванаест електрона:

- два електрона у 1. нивоу,
- осам електрона у 2. нивоу,
- два електрона у 3. нивоу.



Елементи имају различита својства која зависе од броја електрона у последњем енергетском нивоу. Број електрона у последњем енергетском нивоу одређује својства елемената. Последњи енергетски ниво назива се **валентни ниво**, а електрони у њему **валентни електрони**. На пример, литијум и натријум имају слична хемијска својства, јер се у њиховим атомима у последњем (валентном) енергетском нивоу налази по један електрон (Сл. 3.4.5. и Сл. 3.4.6.).



Резиме

- Електрони су у омотачу атома распоређени у енергетске нивое.
- Нивои су обележени бројевима од 1 до 7, при чему је 1. ниво најближи језгру, а 7. ниво најудаљенији од језгра.
- Електрони у 1. нивоу имају најнижу енергију, а електрони у 7. нивоу највишу енергију.
- У 1. енергетском нивоу може се налазити један или два електрона. У 2. енергетском нивоу може се налазити највише 8 електрона.
- Број електрона у последњем енергетском нивоу одређује својства елемената.

Питања и задаци

1. Колико у омотачу атома има енергетских нивоа у којима се налазе електрони?
2. Који енергетски ниво има најнижу, а који највишу енергију?
3. Колико се највише електрона може наћи у 1. енергетском нивоу, а колико у 2. нивоу?
4. У атому кисеоника има осам електрона. Како су ти електрони распоређени по енергетским нивоима?
5. Како се називају електрони који се налазе у последњем енергетском нивоу? Како они утичу на особине елемената?

Кључно

- Периодни систем елемената (ПСЕ)
- закон периодичности
- периода
- група

Да се подсетимо



Атомски број једнак је броју протона у језгру и броју електрона у омотачу.

Елементи су поређани према растућој вредности атомског броја.

3 Li 2, 1	4 Be 2, 2	5 B 2, 3	6 C 2, 4	7 N 2, 5	8 O 2, 6	9 F 2, 7	10 Ne 2, 8
---------------------	---------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	----------------------

Сл. 3.5.1. Модели атома елемената друге периде

8.	26	Fe
	55,8	Гвожђе
44		
Ru	101,1	Рутенијум
76		
Os	190,2	Осијум
108		
Hs	277	Хасијум

Сл. 3.5.2.
Елементи осме групе

Примећено је да се својства елемената периодично понављају. Елементи који имају слична својства се у Периодном систему налазе једни испод других, и чине **групе**. Групе су колоне, вертикални низови.

Поред група у Периодном систему постоје и периде. То су хоризонтални редови. У **периодама** се својства елемената постепено мењају.

У Периодном систему постоји 18 група и седам перидова.

Да ли сте знали?



Периодни систем елемената је у 19. веку открио **Дмитриј Менделејев**, руски научник. Он је ређао елементе по растућој маси атома и приметио да постоји периодично понављање особина, па је тако саставио први периодни систем елемената. Периодни систем елемената представља најбољи класификациони систем у природним наукама. На основу овог система Менделејев је предвидео откривање нових елемената, као и њихова својства. Каснија научна истраживања потврдила су његова предвиђања.



Положај хемијских елемената у периодном систему

Број валентног нивоа (последњег нивоа) у атому елемента једнак је броју периода у којој се елемент налази. На пример, валентни електрони налазе се у другом нивоу код атoma свих елемената који се налазе у другој периоди.

Број валентног нивоа —> ПЕРИОДА

Елементи у истој групи имају исти број валентних електрона. На пример, сви атоми 1. групе имају један електрон у последњем (валентном) нивоу (Сл. 3.5.3.а), док сви елементи 14. групе имају четири електрона у валентном нивоу (Сл. 3.5.3.б).

Број валентних електрона —> ГРУПА

У табели 3.3. приказана је повезаност између групе Периодног система и броја валентних електрона. За 1. и 2. групу, број валентних електрона једнак је броју групе. За групе од 13. до 18. број валентних електрона једнак је броју групе умањеном за 10.

Број групе елемента у периодном систему	1.	2.	13.	14.	15.	16.	17.	18.
Број валентних електрона у атому елемента	један	два	три	четири	пет	шест	седам	осам

Табела 3.3. Веза групе у периодном систему и броја валентних електрона

Распоред електрона у омотачу атoma зависи од положаја атoma у Периодном систему: на основу положаја елемента може се закључити о распореду електрона у омотачу. Важи и обрнуто: на основу распореда електрона у омотачу може се закључити о положају елемента у Периодном систему.

На пример, атом угљеника (Сл. 3.5.4.) има 6 електрона:

- два се налазе у 1. нивоу,
- четири су у 2. нивоу.

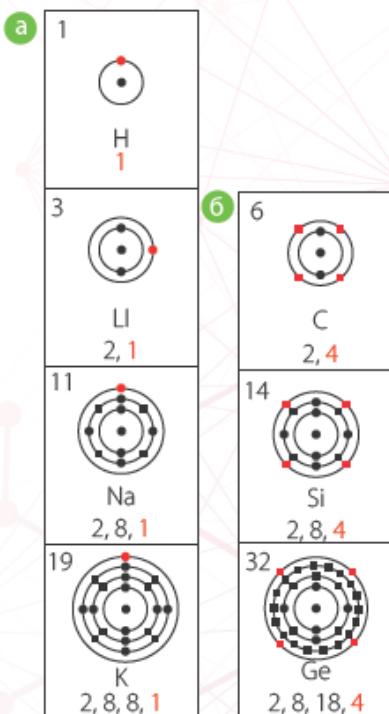
Пошто је последњи (валентни) ниво атoma угљеника 2. ниво, угљеник се налази у 2. периоди.

Четири електрона у валентном нивоу указују на то да се угљеник налази у 14. групи.

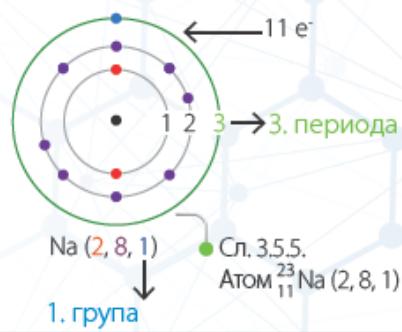
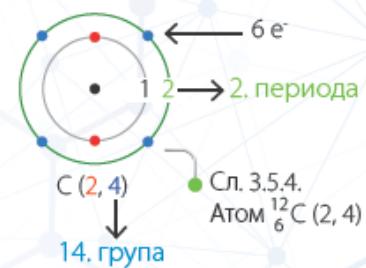
Натријум (Сл. 3.5.5.) има 11 електрона:

- два се налазе у 1. нивоу,
- осам у 2. нивоу,
- један у 3. нивоу.

Валентни ниво је 3. ниво, па се натријум налази у 3. периоди. Један електрон у валентном нивоу указује на то да се натријум налази у 1. групи.



Сл. 3.5.3. Енергетски нивои атoma елемената:
а) 1. групе, б) 14. групе



ПЕРИОДНИ СИСТЕМЕ ЕЛЕМЕНТА

атомски број
символ елемента
назив елемента
релативна атомска маса

ГРУПА

ПЕРИОДА

1.	1	H	Водоник	1,008
1.	3	Li	Литијум	6,9
2.	4	Be	Берилјум	9,0
3.	11	Na	Натријум	23
4.	12	Mg	Магнезијум	24,5
5.	19	K	Калијум	39,0
6.	20	Ca	Саксандријум	40,0
7.	21	Sc	Титансијум	47,9
8.	22	Ti	Ванадијум	50,9
9.	23	V	Хром	52
10.	24	Cr	Марганец	54,9
11.	25	Mn	Ферохљо	55,8
12.	26	Fe	Кобалт	58,9
13.	27	Co	Никел	58,7
14.	28	Ni	Бакар	63,5
15.	29	Cu	Цинк	65,4
16.	30	Zn	Галемијум	69,7
17.	31	Ga	Германијум	72,6
18.	32	Al	Фосфор	27,0
19.	33	Si	Силицијум	28,0
20.	34	P	Фосфор	30,9
21.	35	S	Супор	32,0
22.	36	Cl	Хлор	35,5
23.	37	Ar	Аргон	39,9
24.	38	Kr	Криптон	63,3
25.	39	Rb	Рубидијум	85,5
26.	40	Sr	Стронцијум	87,6
27.	41	Y	Итријум	88,9
28.	42	Zr	Цирконијум	91,2
29.	43	Nb	Ниобијум	92,9
30.	44	Mo	Молибден	95,5
31.	45	Tc	Банхијум	98
32.	46	Ru	Рутенијум	101,1
33.	47	Rh	Родијум	102,9
34.	48	Pd	Платинум	106,4
35.	49	Ag	Сребро	107,9
36.	50	Cd	Кадмијум	112,4
37.	51	In	Индијум	114,8
38.	52	Sn	Калеј	118,6
39.	53	Te	Антимон	121,8
40.	54	I	Телур	127,6
41.	55	Te	Јод	126,9
42.	56	Se	Селен	79
43.	57	Br	Бром	79,9
44.	58	Rn	Криптон	63,3
45.	59	Cs	Цезијум	132,9
46.	60	Ba	Барийум	137,3
47.	61	Hf	Хафнијум	178,5
48.	62	Ta	Тантал	180,9
49.	63	W	Волфрам	183,8
50.	64	Re	Ремијум	186,2
51.	65	Os	Осимијум	190,2
52.	66	Ir	Иридијум	192,2
53.	67	Pt	Платина	195,1
54.	68	Au	Злато	197
55.	69	Hg	Живе	200,6
56.	70	Tl	Титанијум	47,9
57.	71	Pb	Бакар	207,2
58.	72	Bi	Бисмут	209,0
59.	73	Po	Полонијум	
60.	74	At	Астат	
61.	75	Fr	Францијум	
62.	76	Rf	Радијум	
63.	77	Dubnium	Дубнјум	
64.	78	Sg	Сигардјум	
65.	79	Bh	Боријум	
66.	80	Hs	Хасијум	
67.	81	Mt	Метахеријум	
68.	82	Ds	Деметијум	
69.	83	Ts	Тесијум	
70.	84	Mc	Москојум	
71.	85	Lv	Ливеријум	
72.	86	Yb	Иттербијум	
73.	87	Tm	Тунисијум	
74.	88	Lu	Лутсијум	
75.	89	La	Лантан	138,9
76.	90	Ce	Церијум	132,9
77.	91	Pr	Пресеријум	140,9
78.	92	Nd	Нодијум	144,2
79.	93	Pm	Прометијум	145
80.	94	Sm	Самаријум	150,3
81.	95	Eu	Европијум	152,0
82.	96	Gd	Годијум	157,2
83.	97	Tb	Тербјум	158,9
84.	98	Dy	Диспројијум	162,5
85.	99	Ho	Холмијум	164,9
86.	100	Er	Ербијум	167,2
87.	101	Tm	Тулијум	168,9
88.	102	Lu	Лутсијум	173,0
89.	103	Ac	Актинијум	232,0
90.	104	Th	Торијум	231,0
91.	105	Pa	Праксијум	238,0
92.	106	U	Уранијум	238,0
93.	107	Np	Натријум	
94.	108	Pu	Пулсијум	
95.	109	Am	Аматеријум	
96.	110	Cm	Камеријум	
97.	111	Bk	Бакеријум	
98.	112	Rg	Радијијум	
99.	113	Nh	Нихајијум	
100.	114	Fl	Флоријум	
101.	115	Mc	Москојум	
102.	116	Lv	Ливеријум	
103.	117	Ts	Тесијум	

метали неметали металоиди племенити гасови

Схема 4. Елементи периодног система

Сви елементи у Периодном систему, на основу својих својстава, подељени су у четири врсте: метали, неметали, металоиди и племенити гасови. Метали се налазе лево у Периодном систему, неметали десно, металоиди између њих, а племенити гасови у 18. групи.

ЕЛЕМЕНТИ ПЕРИОДНОГ СИСТЕМА

Метали

- чврсте су супстанце (осим живе) карактеристичног металног сјаја;
- проводници су топлоте и електричног струје.

Неметали

- различити неметали се у природи налазе у различитим агрегатним стањима;
- нису добри проводници топлоте и електричног струје (осим графита који је врста угљеника).

Металоиди

- имају особине које су између особина метала и неметала.

Племенити гасови

- суви су у гасовитом стању;
- гасови су без мириса, боје и слабе су хемијске реактивности;
- имају хемијска својства различита од свих осталих елемената.

Поред разлика у физичким својствима, метали и неметали се разликују и по хемијским својствима, о чему ћеш учити у наредним поглављима.



Резиме

- У Периодном систему елементи су поређани по растућој вредности атомског броја.
- У Периодном систему елемената постоји 18 група и седам периода. Групе су вертикални низови, а периоде су хоризонтални редови.
- Елементи који имају слична својства налазе се у истим групама. Елементи у истој прериоди имају својства које се постепено мењају.
- Број валентног нивоа (последњег нивоа) у елементу једнак је броју периода у којој се елемент налази.
- Број валентних електрона у вези је са бројем групе у којој се елемент у Периодном систему налази.
- На основу положаја елемента у Периодном систему може се закључити о распореду електрона у омотачу његовог атома.



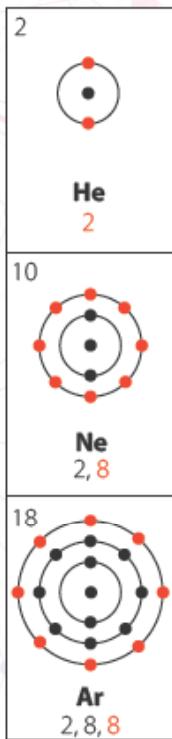
Питања и задаци

- На основу које вредности су хемијски елементи поређани у Периодном систему елемената?
- Шта представљају вертикални низови, а шта хоризонтални редови у Периодном систему?
- Како се понашају елементи који припадају истој групи?
- У којој групи и у којој периоди се налази сумпор, чији је атомски број 16?
- Флуор се налази у другој периоди и седамнаестој групи. Који ниво је последњи (валентни). Колико атом флуора има валентних електрона?



Кључно

- положај у Периодном систему
- својства
- распоред електрона на валентном нивоу
- примена



Сл. 3.6.1. Модели атома хелијума, неона и аргона



Сл. 3.6.2. Сијалица пуњена аргоном

СВОЈСТВА И ПРИМЕНА ПЛЕМЕНИТИХ ГАСОВА

Племенити гасови су хемијски елементи који се налазе у **18. групи** Периодног система. Ови елементи имају специфична својства и зато чине издвојену врсту елемената, а Менделејев их је сместио у групу Периодног система елемената чије је место између метала (17. група) и неметала (1. група).

Својства племенитих гасова

Племенити гасови су гасови **без боје и мириза**. У гасовитом стању се налазе као издвојени атоми. У природи се налазе само у елементарном облику, јер су веома **слабо реактивни**. Слаба реактивност значи да су атоми племенитих гасова веома стабилни и да немају тежњу да реагују са другим атомима. Због веома слабе реактивности називају се „племенити“. По овом својству атоми племенитих гасова разликују се од атома других елемената, који имају велику тежњу да реагују са другим атомима.

Распоред електрона на валентном нивоу

Веома слаба реактивност племенитих гасова у вези је са распоредом њихових електрона у последњем, валентном нивоу. **Хелијум** има два електрона у валентном нивоу, док остали имају по осам електрона у валентним нивоима. То значи да су у атомима свих племенитих гасова валентни нивои потпуно попуњени електронима, због чега су они слабо реактивни.

Племенити гасови су једини елементи у Периодном систему који имају потпуно попуњен валентни ниво (Сл. 3.6.1.), а у исто време су слабо реактивни. Реактивност атома других елемената произистиче из тога што њихов валентни ниво није потпуно попуњен. Они реагују са другим атомима, тежећи да на тај начин попуне валентни ниво.

Примена племенитих гасова

Племенити гасови су у ваздуху заступљени у малим количинама. Они чине око 1% ваздуха. Примена племенитих гасова у вези је са њиховом слабом реактивношћу и њиховим гасовитим стањем. Користе се у процесима где би присуство кисеоника (који је такође гас), или неких других рекативних супстанци било непожељно.

Аргон је племенити гас који се највише користи, јер се најлакше добија. Користи се за пуњење сијалица, јер не реагује са деловима сијалице на високој температури, која се у сијалицама развија. У поступцима заваривања, у којима би присуство кисеоника могло изазвати пожар, користи се аргон, и тако се ствара атмосфера која је инертна (без присуства кисеоника и која штити од пожара).

Хелијум је лакши од ваздуха, па се користи за пуњење балона и летелица, за хлађење магнета у медицинским скенерима, за добијање ваздуха који користе рониоци за дисање.

Хелијум је толико лак да га Земљина гравитација не може задржати. Када атоми хелијума доспеју у атмосферу, они се издижу одлазећи даље у космос. Присутан је и у саставу планета познатих као гасовити џинови.



Сл. 3.6.3. Балони пуњени хелијумом



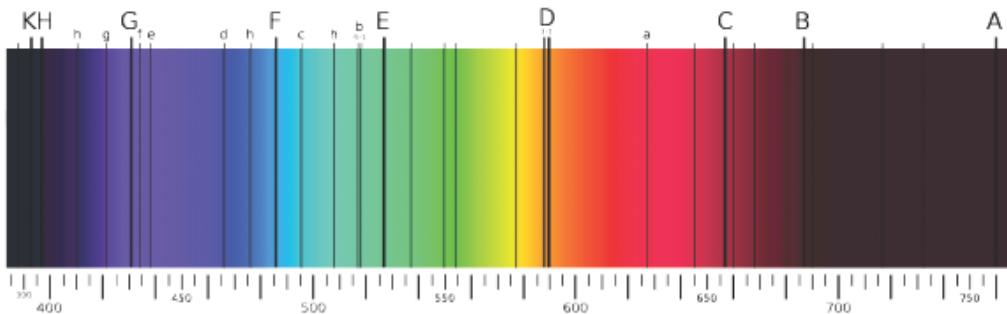
Да ли сте знали?

Хелијум је други најзаступљенији елемент у свемиру, после водоника. Хелијум чини чак 24% (скоро четвртину) масе свих елемената у свемиру. Упркос томе, хелијум је откријен тек крајем 19. века. Први који га је запазио био је Жил Жансен, француски астроном, када је 1868. у Индији посматрао помрачење Сунца кроз призму. Заправо, он је запазио нову тамну линију у спектру Сунца. (Тамне линије у спектру Сунца последица су присуства хемијских елемената, па је на основу њих могуће и утврдити присуство различитих елемената.)

Исте године, енглески астроном Норман Локјер запазио је ову линију у соларном спектру и закључио да је она повезана са непознатим елементом на Сунцу.

Научници су у прво време сматрали да хелијум постоји само на Сунцу, и назвали овај елемент по Хелиосу, богу Сунца из грчке митологије.

На Земљи је хелијум четрнаест година касније пронашао италијански физичар и метеоролог Луији Палмијери приликом проучавања лаве из напуљског вулкана Везув. Касније је хелијум пронађен и у другим минералима и нафтним бушотинама. Откривена су и различита својства хелијума.



Сл. 3.6.4. Сунчев спектар са тамним линијама (тадасна дужина у nm), на основу којих је могуће утврдити присуство елемената на Сунцу

Племенити гасови се користе за израду светлећих реклама. Неон светли наранџастом, док аргон светли светлоплавом бојом. Ксенон се такође користи за прављење ласера и сијалица које су јаче од обичних и употребљавају се у индустрији аутомобила.



Сл. 3.6.5. Светлећа реклама





Да ли сте знали?

Сви племенити гасови имају ниске температуре топљења и температуре кључања, испод 0°C. Од свих познатих супстанци, хемијум има најнижу температуру топљења и кључања.

Назив	Симбол	Атомски број	Атомска маса	Температура кључања	Температура топљења
Хелијум	He	2	4	-272.2 °C	-268.93 °C
Неон	Ne	10	20.18	-248.59 °C	-246.08 °C
Аргон	Ar	18	39.95	-189.35 °C	-185.85 °C
Криптон	Kr	36	83.8	-157.36 °C	-153.22 °C
Ксенон	Xe	54	131.29	-111.7 °C	-108.12 °C
Радон	Rn	86	222	-71.15 °C	-61.85 °C

• Табела 3.4. Својства племенитих гасова

Резиме



- Племенити гасови су елементи који се налазе у 18. групи Периодног система.
- У природи се налазе само у елементарном облику, јер су веома слабо реактивни.
- У атомима свих племенитих гасова, валентни ниво је потпуно попуњен електронима.
- Племенити гасови се користије за пуњење сијалица, за израду светлећих реклама, за пуњење балона и у поступцима заваривања.



Питања и задаци

- У којој групи Периодног система се налазе племенити гасови?
- Зашто се племенити гасови називају „племенити“?
- Колико валентних електрона имају атоми племенитих гасова?
- Која је разлика између племенитих гасова и осталих елемената Периодног система?
- Где се племенити гасови примењују?

Вежба



Одређивање валентног нивоа и броја валентних електрона

Прибор: папир, зрневље

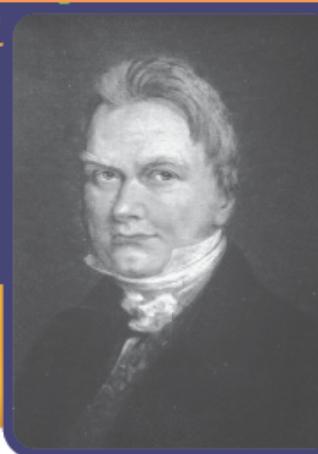
Поступак: Нацртати модел атома са обележеним језгром у центру и три кружнице око центра. Три кружнице представљају три енергетска нивоа у атому. Зрневље може да се користи као модел за електроне. За сваки од примера у задатку распоредити електроне на одговарајући начин на моделу атома.

Задатак:

- 1 Одреди у којој групи и у којој периоди се налази елемент, ако се у његовом 1. енергетском нивоу налазе два електрона, у 2. нивоу осам електрона и у 3. нивоу четири електрона. Где се у Периодном систему елемената налази овај елемент? Који елемент је у питању?
- 2 Одреди у којој групи и у којој периоди се налази елемент ако се у његовом 1. енергетском нивоу налазе два електрона, а у 2. нивоу осам електрона. Где се у Периодном систему елемената налази овај елемент? Који елемент је у питању?
- 3 Одреди у којој групи и у којој периоди се налази елемент ако се у његовом 1. енергетском нивоу налазе два електрона, у 2. нивоу пет електрона. Где се у Периодном систему елемената налази овај елемент? Који елемент је у питању?
- 4 Одреди у којој групи и у којој периоди се налази елемент ако се у његовом 1. енергетском нивоу налазе два електрона, у 2. нивоу три електрона. Где се у Периодном систему елемената налази овај елемент? Који елемент је у питању?
- 5 Хлор (Cl) се у периодном систему налази у 3. периоди и 17. групи. Распореди електроне по енергетским нивоима па одреди који ниво је валентни ниво и колико има валентних електрона.
- 6 Калцијум (Ca) се у периодном систему налази у 4. периоди и 2. групи. Распореди електроне по енергетским нивоима, па одреди који ниво је валентни ниво и колико има валентних електрона.
- 7 Фосфор (P) се у периодном систему налази у 2. периоди и 15. групи. Распореди електроне по енергетским нивоима, па одреди који ниво је валентни ниво и колико има валентних електрона.
- 8 Кисеоник (O) се у периодном систему налази у 2. периоди и 16. групи. Распореди електроне по енергетским нивоима, па одреди који ниво је валентни ниво и колико има валентних електрона.



Јакоб Берцелијус
(1779-1848)



Јакоб Берцелијус је био шведски хемичар. Завршио је медицински факултет и постао лекар, али је био веома заинтересован за биологију и хемију. Он је за своја испитивања развио **систем хемијске нотације** у којем су елементима биле дате једноставне ознаке (као што је H за водоник или C за угљеник), а пропорције биле означене бројевима. Овај систем користи се и у савременој хемији, једина разлика је у томе што се уместо горњих индекса (H^2O) које је користио Берцелијус, данас користе доњи (H_2O).

Берцелијус је изводио експерименте у којима је **одређивао тачне атомске тежине**. Открио је неколико хемијских елемената. Био је заинтересован за минералогију, а минерал берцелијанит је назван по њему.

Пошто је минералогија део хемије, јасно је да је састав минерала последица хемијских правила.

МОЛЕКУЛИ ЕЛЕМЕНТА И ЈЕДИЊЕЊА. ЈОНИ И ЈОНСКА ЈЕДИЊЕЊА

- Ковалентна веза:
молекули елемената
и молекули
једињења
- Атомска и
молекулска
кристална решетка
- Јонска веза и јонска
кристална решетка
- Валенца. Хемијске
формуле и називи.



Кључно

- ковалентна веза
- заједнички електронски пар
- електронски дублет
- електронски октет
- молекули



Електронски дублет – постизање енергетске стабилности са два електрона у последњем енергетском нивоу.

Електронски октет – постизање енергетске стабилности са осам електрона у последњем енергетском нивоу.

КОВАЛЕНТНА ВЕЗА: МОЛЕКУЛИ ЕЛЕМЕНТА И МОЛЕКУЛИ ЈЕДИЊЕЊА

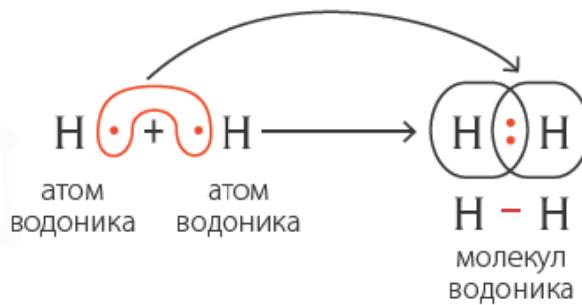
Да се подсетимо



У поглављу о племенитим гасовима напоменуто је да су само атоми племенитих гасова стабилни и да због тога у природи постоје као слободни атоми. Сви остали атоми нису стабилни и у природи постоје повезани са другим атомима.

Атоми племенитих гасова су стабилни јер у електронском омотачу имају потпуно попуњене енергетске нивое, са два (дублет) или осам (октет) електрона у последњем (валентном) нивоу. Два електрона има атом хелијума (He), а остали атоми племенитих гасова имају по осам електрона у валентном нивоу.

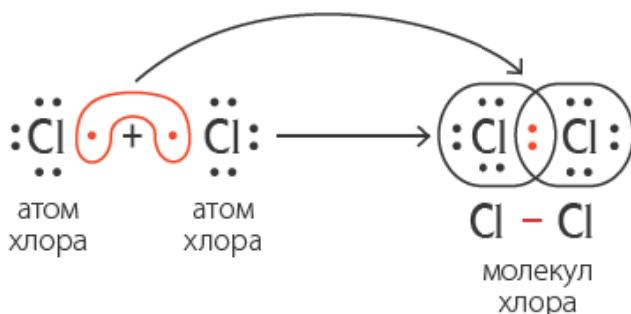
Атом водоника има један електрон у валентном нивоу. Да би био стабилан и имао број електрона у валентном нивоу као хелијум, потребан му је један електрон. Због тога се атоми водоника удружују: два атома водоника граде **заједнички електронски пар**, па делећи овај електронски пар оба атома имају по два електрона. Заједнички електронски пар може се приказати цртицом, која показује да су два атома повезана.



Овако удружене два атома водоника чине **молекул водоника** (H_2), а веза која настаје назива се **ковалентна веза**. С обзиром на то да се између два атома водоника налази један електронски пар, ова веза је **једнострука ковалентна веза**.

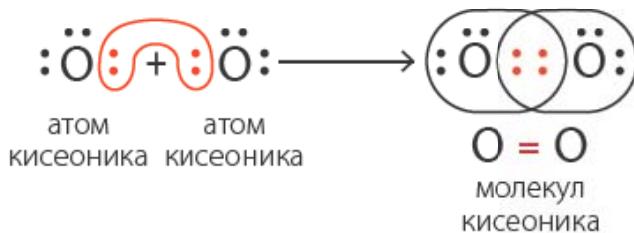
Тип хемијске везе у коме атоми деле заједничке електронске парове назива се **ковалента веза**. Ковалентне везе се граде **између атома неметала**.

Атом хлора (Cl) има седам електрона у валентном нивоу. Недостаје му један електрон да би био стабилан и имао осам електрона као неон. Слично као атоми водоника, два атома хлора се удржују: граде заједнички електронски пар, па тако сваки атом хлора има по осам електрона у валентном нивоу. Тако настаје **молекул хлора** (Cl_2) у коме су два атома хлора спојена једноструком ковалентном везом.



Атом кисеоника има шест електрона у валентном нивоу. За стабилност са осам електрона, колико има неон, недостају му два електрона. Атоми кисеоника могу да постигну стабилност тако што ће се удржити и створити **два заједничка електронска пара**.

Дељењем ових парова, оба атома кисеоника имају по осам електрона. Ова два електронска пара између атома кисеоника се могу представити са две цртице. Постојање два електронска пара између атома кисеоника значи да је **веза између атома кисеоника двострука**.



Атом азота има пет електрона у валентном нивоу. Атому азота недостају три електрона до осам електрона у валентном нивоу, како би постигао стабилност. Зато два атома азота граде између себе **три електронска пара**, па, на тај начин, сваки атом азота има осам електрона. На овај начин гради се **трострука веза између атома азота**.

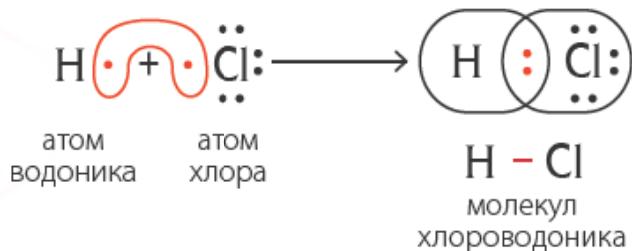


Тип хемијске везе у коме атоми деле заједничке електронске парове назива се **ковалентна веза**. Ковалентне везе граде се **између атома неметала**.

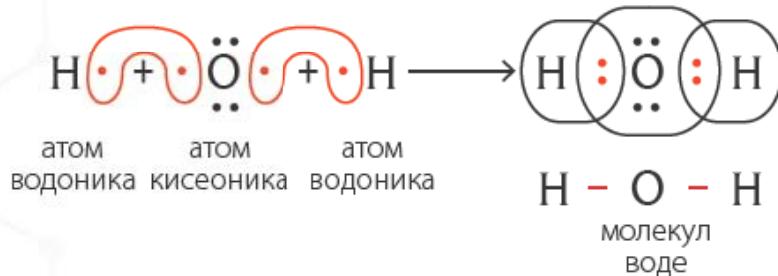
Молекул је најмања стабилна градивна јединица материје која садржи сва њена физичка и хемијска својства. Молекул се може састојати од атома истих елемената – молекул елемената, или од атома различитих елемената – молекул једињења.

Поред **молекула елемената** који се састоје од исте врсте атома (H_2 , Cl_2 и друго). Молекуле могу градити и атоми који нису исте врсте. Тако настају **молекули јединења** (пример је HCl).

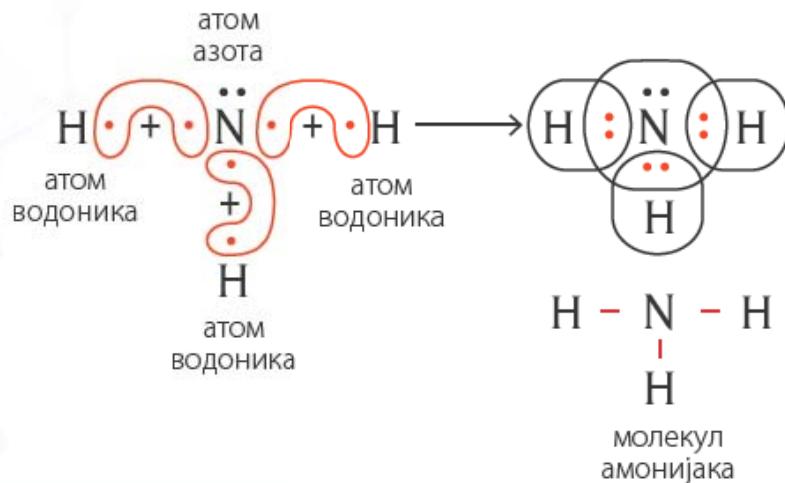
Атоми водоника (H) и хлора (Cl) могу градити заједнички електронски пар. У том случају атом водоника има два електрона, а атом хлора осам електрона у валентном енергетском нивоу. Настали молекул је **молекул хлороводоника** (HCl) и у њему постоји једнострука ковалентна веза између атома водоника и атома хлора.



Водоник (H) и кисеоник (O) граде **молекул воде**. Атому водоника недостаје један електрон како би попунио валентни ниво са два електрона. Атому кисеоника недостају два електрона у валентном нивоу, како би тај валентни ниво попунио са осам електрона. Зато се везе граде између једног атoma кисеоника и два атoma водоника. У молекулу воде (H_2O) атomi водоника имају по два електрона, а атому кисеоника осам електрона у валентном нивоу.

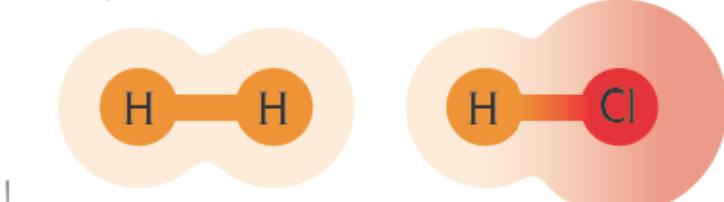


Водоник (H) и азот (N) граде **молекул амонијака**. Атому водоника недостаје један електрон у валентном нивоу, а атому азота недостају три електрона у валентном нивоу. Зато се везе граде између једног атoma азота и три атoma водоника. У молекулу амонијака (NH_3) атomi водоника имају по два електрона, док атому азота има осам електрона у валентном нивоу.



Када ковалентну везу граде два иста атома, заједнички електронски пар равномерно је распоређен између та два атома. Оваква веза назива се **неполарна ковалентна веза**.

Ако везу граде два различита атома, један од атома има јачу тежњу да привуче заједнички електронски пар. Наиме, тај атом има више негативног наелектрисања. Овакве везе називају се **поларне ковалентне везе**.



Сл. 4.1.1. Неполарна ковалентна веза у молекулу водоника и поларна ковалентна веза у молекулу хлороводоника



Схема 5. Ковалентна веза

Резиме



- Само су атоми племенитих гасова стабилни и због тога у природи постоје као слободни атоми. Сви остали атоми нису стабилни и у природи постоје повезани са другим атомима.
- Атоми племенитих гасова у електронском омотачу имају потпуно попуњене валентне нивое са два (дублет) или осам (октет) електрона.
- Атоми неметала граде између себе ковалентне везе како би постигли дублет или октет у валентном нивоу.
- Ковалентна веза је тип хемијске везе у ком атоми деле заједничке електронске парове.
- Два електрона чине једну ковалентну везу. Ковалентне везе могу бити једноструке, двоструке и троструке.
- Ковалентна веза може бити поларна или неполарна. Неполарна веза постоји у молекулима елемената, а поларна у молекулима једињења.

Питања и задаци

- Због чега се атоми племенитих гасова у природи налазе као слободни атоми?
- Како два атома флуора (F) граде везу у молекулу флуора? Прикажи схематски и објасни.
- Прикажи схему грађења везе у молекулу H₂S.
- Одреди тип ковалентне везе (поларна или неполарна) у следећим молекулима: Br₂, NH₃, HI, N₂, H₂O.
- Разврстай дате симbole и формуле на атоме елемената, молекуле елемената и молекуле једињења: Cl₂, Ne, H₂S, O₂, CO₂, Na.

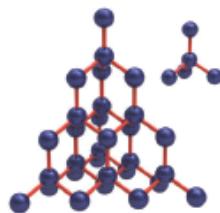


Кључно

- атомска и молекулска кристална решетка
- стабилност кристалне решетке

АТОМСКА И МОЛЕКУЛСКА КРИСТАЛНА РЕШЕТКА

Атомска кристална решетка



Сл. 4.2.1. Модел кристалне решетке дијаманта



Сл. 4.2.2. Дијамант

Приликом грађења ковалентне везе најчешће се граде молекули. Међутим, ковалентне везе постоје и у атомским кристалним решеткама. Атомске кристалне решетке се сastoјe од атoma коjи су правилно распоређени и међусобно повезани ковалентним везама. Пример је структура дијаманта.

Дијамант се сastoји од атoma угљеника коjи су међусобно повезани ковалентним везама (Сл. 4.2.1.). Сваки атом угљеника гради четири ковалентне везе са суседним атомима угљеника. Атоми су у дијаманту правилно распоређени и граде **атомску кристалну решетку**.

Ковалентне везе су јаке, па је због тога дијамант веома тврд, те се користи за прављење бургија, за резање стакла и метала. Услед јаких веза и температура топљења је висока.

Дијамант се топи на 3 500 °C.



Сл. 4.2.3. Бургије

Да ли сте знали?

Да ли сте знали? Дијамант се користи у изради накита. Као накит користе се и циркони, вештачки направљени кристали цирконијум-оксида, коjи су знатно јеftинији од дијаманата. Разлику између дијаманта и циркона није могуће приметити голим оком. Само стручњаци за накит и кристале, уз помоћ лупа, могу да примете разлику.



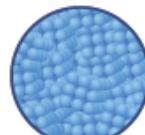
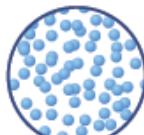
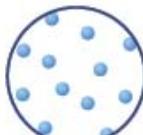
Сл. 4.2.4. Прстен са дијамантом



Сл. 4.2.5. Прстен са цирконом

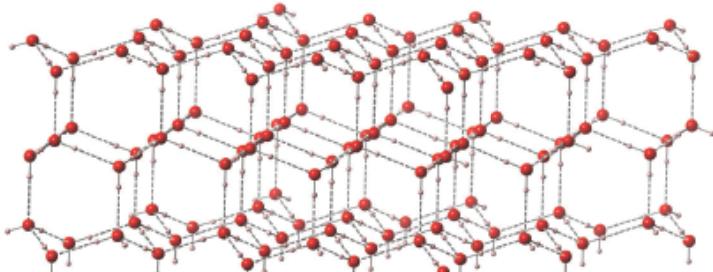
Молекулска кристална решетка

Елементи и јединења у чијим молекулама постоје ковалентне везе могу да буду у гасовитом, течном и чврстом агрегатном стању. У гасовитом стању молекули могу да се крећу и нису уређени. У течном стању молекули такође могу да се крећу и само су делимично уређени.

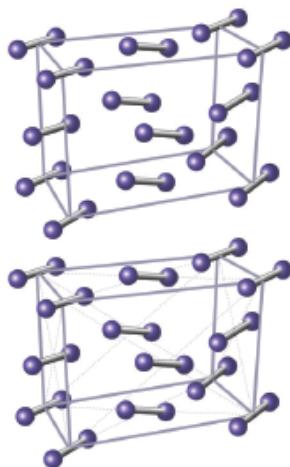


Сл. 4.2.7. Молекули у гасовитом, течном и чврстом агрегатном стању

У чврстом агрегатном стању молекули могу градити кристале. У кристалима су молекули правилно распоређени и граде **молекулску кристалну решетку**. Пример молекулског кристала је лед, који се састоји од правилно распоређених молекула воде (Сл. 4.2.8.). Јод је елемент у чврстом стању. Кристална решетка јода изграђена је од молекула јода. (Сл. 4.2.9.)



Сл. 4.2.8. Кристална решетка леда



Сл. 4.2.9. Кристална решетка Јода

У молекулским кристалним решеткама молекули су повезани међумолекулским силама које су слабије од ковалентних веза. Због тога молекулски кристали немају велику тврдоћу и топе се на ниским температурама. На пример, лед се топи на 0 °C.

Резиме



- Уколико се велики број атома повеже ковалентним везама, не настају молекули, већ чврсто агрегатно стање.
- Дијамант се састоји од атома угљеника који су међусобно повезани ковалентним везама.
- Атоми угљеника у дијаманту граде атомску кристалну решетку.
- Због јаких ковалентних веза, супстанце које су изграђене од атомских кристалних решетака су веома тврде и имају високе температуре топљења.
- Молекули могу да граде молекулску кристалну решетку.
- Због слабих интеракција између молекула, молекулске кристалне решетке нису тврде и имају ниске температуре топљења.

Питања и задаци

1. Које врсте веза постоје у атомским кристалним решеткама?
2. Које решетке, атомске или молекулске, имају више температуре топљења?
3. Које решетке су тврђе: атомске или молекулске?
4. Које су основне честице кристалне решетке јода, дијаманта и леда?
5. Једињење А има температуру топљења 0 °C, а једињење Б има температуру топљења 3457 °C. Какву кристалну решетку имају једињења А и Б? Које супстанце су у питању?





Кључно

- јонска веза
- јони
- катјони
- анјони
- јонска кристална решетка

ЈОНСКА ВЕЗА И ЈОНСКА КРИСТАЛНА РЕШЕТКА

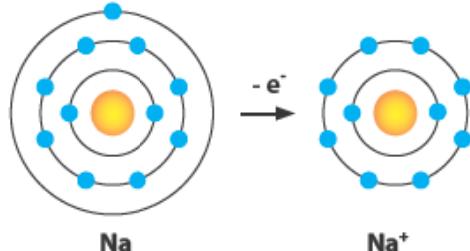
Јонска веза

Да се подсетимо

Пошто су атоми нестабилни, они имају тежњу да постигну дублет или октет електрона на последњем (валентном) енергетском нивоу.

Кухињска со је, као што ти је познато из свакодневног живота, чврста кристална супстанца. По хемијском саставу то је једињење **натријум-хлорид** (NaCl). Из имена једињења закључујемо да се ово једињење састоји од натријума (Na) и хлора (Cl). У овом једињењу постоји **јонска веза**.

Атом натријума (Na) има 11 протона у језгру и 11 електрона у омотачу, а у последњем нивоу има један електрон. То можемо закључити на основу положаја натријума у Периодном систему, јер се натријум налази у првој групи.



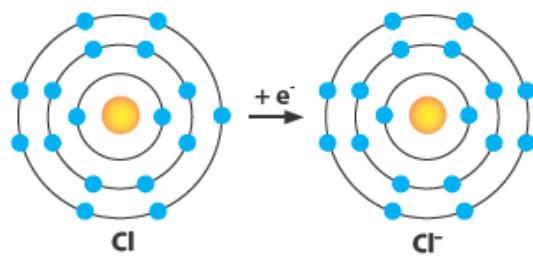
Сл. 4.3.1. Модел атома натријума (Na) и јона натријума (Na^+)

Натријум може да отпушти један електрон, и тако да постигне да у последњем нивоу има осам електрона (Сл. 4.3.1.). Међутим, овако настала честица није неутрална, јер има 11 протона у језгру и 10 електрона у омотачу. Због већег броја протона, ова честица је позитиван јон. Позитивно наелектрисан јон назива се **катјон**.

Атом хлора (Cl) има 17 протона и 17 електрона. Хлор се налази у 17. групи и у свом последњем нивоу има седам електрона. Хлор може да прими један електрон, па да тако постигне стабилну електронску конфигурацију од осам електрона у последњем нивоу, односно октет. Када атом хлора прими један електрон настаје честица која је негативно наелектрисана, јер има 17 протона и 18 електрона (Сл. 4.3.2.). То значи да настаје негативно наелектрисан јон хлора. Негативно наелектрисан јон назива се **анјон**.

Катјон је позитивно наелектрисан јон.

Анјон је негативно наелектрисан јон.



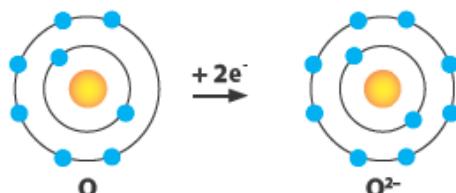
Сл. 4.3.2. Модел атома хлора (Cl) и јона хлора (Cl⁻)

Позитивно наелектрисан јон (катјон) натријума и негативно наелектрисан јон (анјон) хлора се привлаче и јонском везом граде натријум-хлорид.



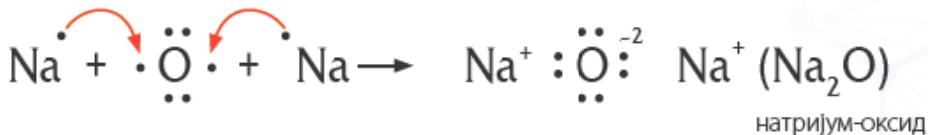
Јони су наелектрисане честице. Катјони су позитивно наелектрисани јони, а анјони су негативно наелектрисани јони.

Натријум гради јонску везу и са кисеоником у натријум-оксиду. Као у случају натријум-хлорида, натријумов атом гради позитивно наелектрисан јон. Атом кисеоника се налази у 16. групи Периодног система и има шест електрона у последњем енергетском нивоу. Када атом кисеоника прими два електрона, он постиже електронску конфигурацију од осам електрона (октет) у последњем енергетском нивоу (Сл. 4.3.3.). Такође, атом кисеоника постаје два пута негативно наелектрисан јон (анјон), јер у језгру има осам протона, а у омотачу 10 електрона.

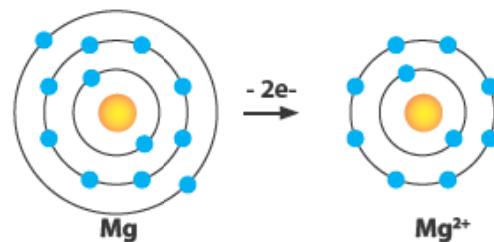


Сл. 4.3.3. Модел атома кисеоника (O) и јона кисеоника (O²⁻)

С обзиром на то да сваки атом натријума даје по један електрон, потребна су два атома натријума како би атому кисеоника дали два електрона, која су атому кисеоника потребна. Тако настаје натријум-оксид.

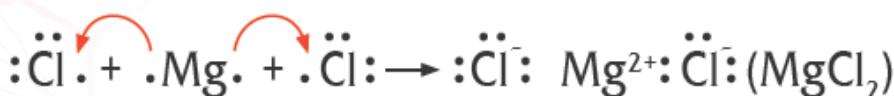


И у магнезијум-хлориду (MgCl_2) постоји јонска веза између магнезијума (Mg) и хлора (Cl). Магнезијум се налази у 2. групи Периодног система и има два електрона у последњем енергетском нивоу. Отпуштајући два електрона атом магнезијума постаје два пута позитивно наелектрисан јон и има електронску конфигурацију са октетом у последњем нивоу (Сл. 4.3.4.).



Сл. 4.3.4. Модел атома магнезијума (Mg) и јона магнезијума (Mg²⁺)

Атом хлора прима један електрон и постаје анјон са стабилном електронском конфигурацијом. С обзиром на то да атом магнезијума отпушта два електрона, потребна су два атома хлора која примају по један електрон.



магнезијум-хлорид

У овим примерима јонска једињења садрже катјоне метала и анјоне неметала. Међутим, постоје јонска једињења у којима катјони нису јони метала, и/или анјони нису јони неметала.

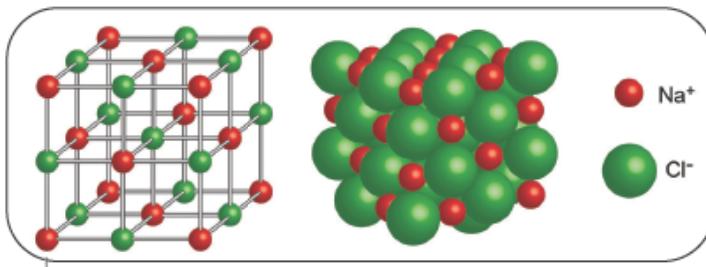
Јонска веза се гради привлачењем супротно наелектрисаних јона, позитивно наелектрисаних јона (катјона) и негативно наелектрисаних јона (анјона).

Јонска кристална решетка

Јонска једињења у којима постоје јонске везе су чврсте кристалне супстанце. Ова једињења граде **јонску кристалну решетку**. Најпознатији пример је кухињска со, натријум-хлорид (NaCl) (Сл. 4.3.5.).

Приликом грађења јонске везе настају позитивно и негативно наелектрисани јони. Ови јони су правилно уређени у простору грађећи јонску кристалну решетку.

У јонској кристалној решетки негативно наелектрисани јони су окружени позитивно наелектрисаним јонима, а позитивно наелектрисани јони су окружени негативно наелектрисаним јонима. Привлачење између јона је jako, па зато чврсте супстанце са јонским кристалним решеткама имају високе температуре топљења. Јонска једињења добро се растворавају у води.



Сл. 4.3.5. Модел кристалне решетке натријум-хлорида

Демонстрациони оглед

Својства супстанци са ковалентном везом и супстанци са јонском везом

Прибор: порцеланска шоља, кашичица, три епрувете, сталак за епрувете, шпиритусна лампа, сталак за порцеланску шољу

Супстанце: вода, шећер, кухињска со (натријум-хлорид, NaCl), сумпор, јод

Поступак: На један крај порцеланске шоље ставити трећину кашичице кухињске соли, а на други крај порцеланске шоље трећину кашичице шећера. Загревати шољу шпиритусном лампом.

У три епрувете сипати по неколико cm^3 воде. У једну епрувету додати на врх кашичице кухињске соли, у другу епрувету додати на врх кашичице шећера, а у трећу епрувету додати на врх кашичице сумпора. Промућкати епрувете.

Опажање: Приликом загревања шећер се истопи, а кухињска со се не истопи. У молекулима шећера постоје ковалентне везе, а кристална решетка је молекулска. Кухињска со је јонска супстанца и кристална решетка је јонска. Шећер се топи на нижој температури, јер се молекулске кристалне решетке топе на нижој температури од јонских кристалних решетки.

Кухињска со и шећер се растварају у води, а сумпор се не раствара. Кухињска со је јонска супстанца и због тога се раствара. Шећер је ковалентно једињење које у себи садржи поларне ковалентне везе, па се због тога раствара у води. Сумпор се не раствара, јер у молекулу садржи неполарне ковалентне везе.

Резиме

- Јони су наелектрисане честице. Катјони су позитивно наелектрисани јони, а анјони су негативно наелектрисани јони.
- Јонска веза настаје привлачењем између позитивно наелектрисаних јона (катјона) и негативно наелектрисаних јона (анјона).
- Катјони настају отпуштањем електрона у атомима метала.
- Анјони настају примањем електрона у атомима неметала.
- Катјони и анјони јонских једињења граде јонску кристалну решетку.
- Због јаког привлачења између јона, јонске кристалне решетке имају високе температуре топљења.
- Јонска једињења, односно јонске кристалне решетке, добро се растварају у води.

Лабораторијска вежба

75

Упоређивање
својства супстанци
са јонском и
супстанци са
ковалентном везом

Питања и задаци

1. Како ће атом магнезијума постићи октет најближег племенитог гаса? Како ће бити наелектрисан јон магнезијума?
2. Како ће атом флуора постићи октет најближег племенитог гаса? Како ће бити наелектрисан јон флуора?
3. Схематски представи грађење јонске везе између атома магнезијума и атома флуора.
4. Између којих елемената се гради јонска веза? У ком агрегатном стању су јонска једињења?
5. Које решетке, јонске или молекулске, имају више температуре топљења?





Кључно

- валенца
- стална и променљива валенца
- хемијске формуле једињења
- називи једињења

ВАЛЕНЦА. ХЕМИЈСКЕ ФОРМУЛЕ И НАЗИВИ

Валенца

Да се подсетимо



Атоми граде хемијске везе јер имају тежњу да постигну стабилну електронску конфигурацију племенитих гасова са два или осам електрона у последњем енергетском нивоу.

У молекулу хлороводоника (HCl) атом водоника гради једну везу са атомом хлора. У молекулу воде (H_2O), у молекулу амонијака (NH_3) и у молекулу метана (CH_4) је слично: атом водоника гради по једну везу (са атомом кисеоника, односно азота, односно угљеника). И у молекулима других једињења атом водоника увек гради једну везу и зато је **валенца водоника један**.



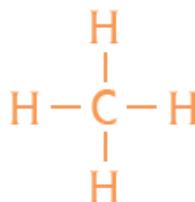
хлороводоник (HCl)



вода (H_2O)



амонијак (NH_3)



метан (CH_4)

Валентност је способност атoma неког елемента да гради везе са атоМима других елемената.

Валенца је број електрона одређеног атoma који учествује у грађењу хемијске везе.

Валенца елемената који граде једињења са водоником одређује се на основу броја атoma водоника који се везују за један атом одговарајућег елемента. Тако, атом кисеоника у молекулу воде (H_2O) везује за себе два атoma водоника, па је и валенца кисеоника два. Атом азота у молекулу амонијака везује три атoma водоника, па је његова валенца три, док атом угљеника везује четири атoma водоника, па му је валенца четири. Атом хлора везује један атом водоника, па му је валенца један. Валенце се обележавају римским бројевима: I, II, III, IV, V, VI, VII.

У јонским једињењима валенца метала једнака је броју отпуштених електрона приликом грађења катиона, односно, одговара наелектрисању катиона. У случају атома неметала који граде анјоне, валенца је једнака броју примљених електрона, односно, једнака је наелектрисању анјона.

Тако, у једињењу натријума и хлора, натријум-хлориду (NaCl), натријум има валенцу (I) и хлор такође има валенцу један (I). У једињењу натријума и кисеоника, натријум-оксиду (Na_2O), натријум има валенцу један (I), а кисеоник има валенцу два (II). У једињењу магнезијума и хлора, магнезијум-хлориду (MgCl_2), магнезијум има валенцу два (II), а хлор валенцу један (I).



Посматрајући различита једињења хлора, закључујемо да је **валенца хлора један**.

Елементи прве и друге групе граде јонска једињења. Елементи прве групе отпуштају један електрон, па им је валенца један (I), док елементи друге групе отпуштају два електрона и валенца им је два (II).

У ковалентним једињењима валенца одговара броју електрона који учествују у грађењу везе. Тако, водоник даје један електрон за грађење заједничког електронског парка. Дакле, водоник има валенцу један (I). Кисеоник има два електрона које даје за грађење заједничких електронских парова у молекулу воде. Дакле, **кисеоник има валенцу два (II)**.

Треба приметити да посматрајући различита једињења кисеоника долазимо до истог закључка да је валенца кисеоника два.

На сличан начин одређене су валенце свих елемената. Неки елементи имају **сталну валенцу**, док неки елементи имају **променљиву валенцу**, што значи да могу имати неколико валенци (у једном једињењу имају једну валенцу, у другом једињењу другу, итд.).

Валенце неких елемената приказане су у табелама.

Водоник и елементи 1. групе увек имају валенцу један, а кисеоник и елементи 2. групе увек имају валенцу два.

Назив	Симбол	Валенца	Група периодног система
водоник	H	I	1.
литијум	Li	I	1.
натријум	Na	I	1.
калијум	K	I	1.
флуор	F	I	17.
магнезијум	Mg	II	2.
калцијум	Ca	II	2.
баријум	Ba	II	2.
кисеоник	O	II	16.
цинк	Zn	II	12.
алуминијум	Al	III	13.

Табела 4.1. Елементи са сталном валенцом



Назив	Симбол	Валенца	Група периодног система
угљеник	C	II, IV	14.
азот	N	I, II, III, IV, V	15.
фосфор	P	III, V	15.
сумпор	S	II, IV, VI	16.
гвожђе	Fe	II, III	8.
бакар	Cu	I, II	11.
олово	Pb	II, IV	14.
хлор	Cl	I, III, V, VII	17.
бром	Br	I, III, V, VII	17.
јод	I	I, III, V, VII	17.

Табела 4.2. Елементи са променљивом валенцом

Хемијске формуле и називи

Молекулске формуле



Да се подсетимо

Атоми хемијских елемената се обележавају хемијским симболима. Симбол представља и један атом елемента.

Молекули елемената представљају се хемијским формулама. Тако је хемијском формулом H_2 означен молекул водоника који се састоји из два атома водоника.



(индекс показује да се у молекулу водоника налазе два атома водоника)

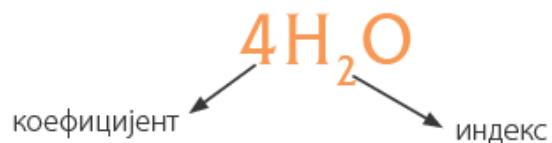
Молекулске формуле ковалентних једињења

Молекули ковалентних једињења, такође, представљају се хемијским формулама. Индекси у хемијским формулама означавају број атома елемента који се налази у једињењу. Тако, формула воде H_2O означава да се молекул састоји из два атома водоника и једног атома кисеоника.

Уколико се у молекулу налази један атом, број један не пише се као индекс.



Број испред формуле назива се **кофицијент** и означава број молекула. Тако $4\text{H}_2\text{O}$ означава четири молекула воде.



Структурне формуле

Молекули ковалентних једињења могу се приказати структурним формулама у којима се види како су атоми повезани. Цртицама се приказују везе између атома.



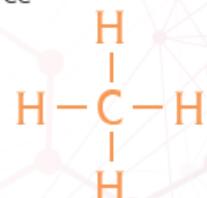
кисеоник



вода



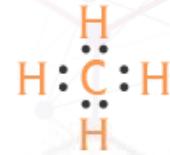
амонијак



метан

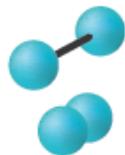
Електронске формуле

У електронским формулама приказују се сви валентни електрони у молекулу. Између атома приказују се везивни електронски парови.

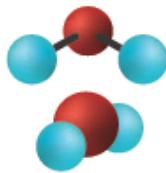


Молекулски модели

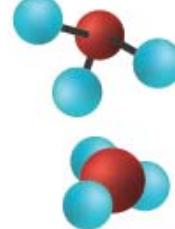
Молекули елемената и једињења могу се приказати и тродимензионалним молекулским моделима. Модели се могу правити коришћењем куглица за атоме и штапића за везе између атома. Могу се приказивати и коришћењем програма на рачунару.



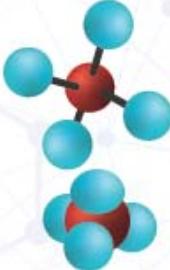
Модел водоника, H_2 ; плаве куглице представљају атоме водоника (H)



Модел воде, H_2O ; плаве куглице представљају атоме водоника (H), а црвена куглица представља атом кисеоника (O)



Модел амонијака, NH_3 ; плаве куглице представљају атоме водоника (H), а црвена куглица представља атом азота (N)



Модел метана, CH_4 ; плаве куглице представљају атоме водоника (H), а црвена куглица представља атом угљеника (C)

Сл. 4.4.1. Молекулски модели: водоник, вода, амонијак, метан

Формуле и називи јонских једињења

Формуле јонских једињења приказују састав јонске кристалне решетке. Ове формуле показују однос између јона који граде јонска једињења. Однос у натријум-хлориду (NaCl) је такав да на један јон натријума долази један јон хлора, а у магнезијум-хлориду (MgCl_2) такав да на један јон магнезијума долазе два јона хлора.



У формулама и називима јонских једињења увек се на првом месту наводи катјон метала, а на другом анјон неметала. У називима су имена неметала изменењена, и најчешће се називу неметала додаје наставак -ид, док се једињења са кисеоником називају оксиди. Између имена метала и неметала ставља се цртица. Уколико неки од елемента може имати различите валенце, његова валенца, у појединачном случају, наводи се у загради.



Састављање хемијске формуле једињења на основу валенци елемената

На основу познавања валенци елемената може се саставити хемијска формула једињења. Тако се у води два атома водоника везују за један атом кисеоника, јер је водоник једновалентан, а кисеоник двовалентан, па је формула воде H_2O .

У једињењу је производ броја атома и валенце једног елемента увек једнак производу броја атома и валенце другог елемента. На основу тога се може саставити формула једињења.

Састављања формула на основу познатих валенци елемената на примеру оксида сумпора:

Поступак:

1. Написати симbole елемената S и O;
2. Написати валенце изнад симбола IV и II;
3. Наћи најмањи заједнички садржалац валенци елемената, а за 4 и 2, то је 4;
4. Поделити најмањи заједнички садржалац са валенцима елемената, тако се добије број атома у формули, $4 : 4 = 1$ и $4 : 2 = 2$;
5. Написати формулу $\overset{\text{IV}}{\text{S}} \overset{\text{II}}{\text{O}}_2$.

Добијена формула је одговара правилу по ком је производ броја атома и валенце једног елемента једнак производу броја атома и валенце другог елемента,

$$1 \cdot 4 = 4 \quad 2 \cdot 2 = 4$$

1. Елемент	C	O	P	O	N	O
2. Валенца	IV	II	III	II	V	II
3. Најмањи заједнички садржалац валенци елемената	за IV и II то је 4		за III и II то је 6		за V и II то је 10	
4. Број атома елемента	$4 : 4 = 1$	$4 : 2 = 2$	$6 : 3 = 2$	$6 : 2 = 3$	$10 : 5 = 2$	$10 : 2 = 5$
5. Формула једињења	CO_2		P_2O_3		N_2O_5	
Производ броја атома и њихове валенце	$1 \cdot 4 = 4$	$2 \cdot 2 = 4$	$2 \cdot 3 = 6$	$3 \cdot 2 = 6$	$2 \cdot 5 = 10$	$5 \cdot 2 = 10$

Табела 4.3. Примери састављања формула на основу познатих валенци елемената



Одређивање валенци елемената на основу познавања формуле

Неки елементи имају променљиве валенце, односно у различитим једињењима имају различите валенце. Због тога је потребно одредити валенцу ових елемента у одређеном једињењу. Такође, уколико нам је позната формула једињења, можемо одредити валенцу елемента.

Одређивање валенце елемента на основу познате формуле једињења на примеру P_2O_5

Поступак:

- Валенца кисеоника је позната, јер је увек II. Валенцу фосфора обележити као непознату X.

$$X \text{ II}$$



- Применити правило по ком је производ броја атома и валенце једног елемента једнак производу броја атома и валенце другог елемента.

$$2 \cdot X = 5 \cdot 2$$

- Израчунати непознату валенцу X.

$$X = 5 \cdot 2 : 2 = 5.$$

Валенца фосфора (P) је V.

Азот је пример елемента који има различите валенце и зато гради већи број оксида са кисеоником. У табели су дати примери израчунавања валенце азота у различитим оксидима.

формуле	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
1. Валенце атома	X II N_2O	X II NO	X II N_2O_3	X II NO_2	X II N_2O_5
2. Производ броја атома и валенце	$2 \cdot X = 1 \cdot 2$	$1 \cdot X = 1 \cdot 2$	$2 \cdot X = 3 \cdot 2$	$1 \cdot X = 2 \cdot 2$	$2 \cdot X = 5 \cdot 2$
3. Израчунавање непознате валенце X	$X = 1 \cdot 2 : 2 = 1$ Валенца азота (N) је I.	$X = 1 \cdot 2 : 1 = 2$ Валенца азота (N) је II.	$X = 3 \cdot 2 : 2 = 3$ Валенца азота (N) је III.	$X = 2 \cdot 2 : 1 = 4$ Валенца азота (N) је IV.	$X = 5 \cdot 2 : 2$ Валенца азота (N) је V.
Називи оксида	азот(I)-оксид	азот(II)-оксид	азот(III)-оксид	азот(IV)-оксид	азот(V)-оксид

Табела 4.4. Примери одређивања валенци азота (N) на основу познатих формула једињења

У називима једињења која чине елементи променљиве валенце, валенца је на- ведена у загради поред имена елемента. Пример су називи оксида азота дати у табели изнад.

Резиме



- Валентност је способност атома неког елемента да гради везе са атомима других елемената.
- Неки елементи имају сталну валенцу, а неки имају променљиву валенцу.
- Водоник и елементи 1. групе увек имају валенцу један, а кисеоник и елементи 2. групе увек имају валенцу два.
- Молекули се могу приказивати молекулским формулама, структурним формулама и електронским формулама.
- У једињењу је производ броја атома и валенце једног елемента једнак производу броја атома и валенце другог елемента. На основу тога, може се саставити формула једињења.
- У формулама и називима јонских једињења на првом месту налази се увек катјон метала, а на другом анјон неметала.
- У називима једињења која чине елементи који имају променљиву валенцу, валенца се наводи у загради поред имена елемента.

Питања и задаци

1. Наведи валенце натријума (Na), водоника (H), магнезијума (Mg) и кисеоника (O).
2. Напиши молекулску, структурну и електронску формулу амонијака (NH_3).
3. Напиши формуле угљеник(II)-оксида, натријум-флуорида, калцијум-хлорида и магнезијум-оксида.
4. Одреди валенце азота у следећим молекулским формулама: NO_2 , NO , N_2O .
5. Састави формуле једињења која граде:
 - а) алуминијум и кисеоник;
 - б) шестовалентни сумпор и кисеоник;
 - в) двовалентно гвожђе и једновалентни хлор;
 - г) магнезијум и кисеоник.

Лабораторијска вежба



Упоређивање својства супстанци са јонском и супстанци са ковалентном везом



1 Агрегатно стање супстанци са јонском и ковалентном везом

Поступак: Посматрање узорака супстанци са јонском везом: натријум-хлорид, магнезијум-хлорид, калцијум-оксид.

Посматрање узорака супстанци са ковалентном везом: вода, етанол, ваздух, шећер.

У лабораторији ћете моћи да посматрате својства супстанци са јонском и супстанци са ковалентном везом и дођете до опажања о њиховим агрегатним стањима.

2 Доказивање поларности једињења са ковалентном везом.

Поступак: У бирету се сипа вода. Балон се надува и наелектрише трљањем о одећу. Из бирете се пусти танак млаз воде и приближи се наелектрисани балон.

У овој вежби биће показано како се у једноставном експерименту може доказати поларност једињења са поларном ковалентном везом.

3 Растварање јонских и ковалентних супстанци у води

Поступак: У пет епрувета сипати по неколико cm^3 воде. У прву епрувету додати на врх кашичице кухињске соли, у другу епрувету додати на врх кашичице магнезијум-хлорида, у трећу епрувету додати на врх кашичице шећера, у четврту епрувету додати мало етанола, а у пету епрувету додати на врх кашичице сумпора. Промућкати епрувете.

У лабораторији ћете моћи да посматрате растворљивост супстанци са јонском и супстанци са ковалентном везом. Дођи ћете до опажања о њиховој растворљивости у води.

4 Температуре топљења јонских и ковалентних супстанци

Поступак: На један крај порцеланске шоље ставити трећину кашичице кухињске соли, а на други трећину кашичице шећера. Загревати шољу шпиритусном лампом.

У лабораторијску чашу ставити мало јода и загревати шпиритусном лампом. Оглед изводити у дигестору (део лабораторије опремљен системом за вентилацију који се користи током рада са токсичним гасовима) или поред отвореног прозора.

У лабораторији ћете загревањем супстанци са јонском и супстанци са ковалентном везом моћи да дођете до сазнања да ли се ове супстанце топе на ниским или на високим температурама.



Џон Далтон
(1766-1844)



Џон Далтон је био енглески хемичар који је дефинисао закон данас познат као закон вишеструких масених односа. Овај закон подразумева да када два елемента граде два или више хемијских једињења, масе једног елемента које се једине са истом масом другог елемента међусобно се односе као цели бројеви. Захваљујући овом запажању Далтон је успео да постави прве принципе атомске теорије, најзначајније теорије у савременој хемији. Он је открио и закон којим је исказао да је притисак који смеша гасова има једнак збир парцијалних притисака гасова који чине смешу (Далтонов закон).

Патио је од визуелне болести која онемогућава препознавање одређених боја у видљивом спектру. Овај недостатак је по њему назван далтонизам.

Целокупна наука је несагледива; и немогуће је да појединац овлада свим знањима.

ХОМОГЕНЕ И ХЕТЕРОГЕНЕ СМЕШЕ

- Смеше, хомогене и хетерогене
- Раствори – хомогене смеше. Раствање и растворљивост. Вода и ваздух – хомогене смеше у природи.
- Масени процентни састав смеша.
- Раздвајање састојака смеша.



Кључно

- смеше,
- хомогене смеше
- хетерогене смеше



Сл. 5.1.1. Вода за пиће



Сл. 5.1.2. Речна вода



Сл. 5.1.3. Морска вода

Да се подсетимо

Смеше се сastoјe од дveju ili više чистих супстанци.

Како што знаш, морска вода је слана, тј. има слан укус. Дакле, она није чиста супстанца састављена само од молекула воде. Јасно да је у њој растворено једињење које називамо куhiњска со (натријум-хлорид). Супстанце које нас окружују, супстанце које се налазе у природи и од којих су састављени предмети око нас, углавном су смеше различитих чистих супстанци. На пример, вода је чиста хемијска супстанца ако се састоји само од молекула H_2O . Међутим, вода која нас окружује је смеша, јер се, поред молекула H_2O , у води за пиће, у водама у рекама и језерима налазе растворене различите соли и друге супстанце. Ваздух је смеша различитих гасова, земљиште је такође смеша песка, ситног камења и другог.



Сл. 5.1.4. Ваздух



Сл. 5.1.5. Земљиште

У смешама супстанце задржавају своја својства. На пример, у морској води и вода и натријум-хлорид (куhiњска со) задржавају своја својства.

Смеше могу бити хомогене и хетерогене.

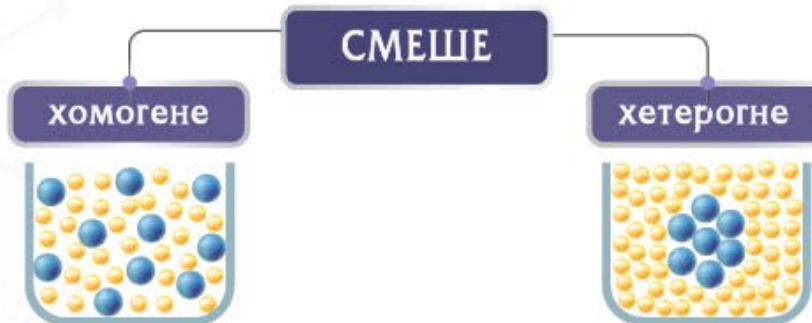


Схема 6. Смеше: хомогене и хетерогене

Хомогене смеше имају исти састав у свим деловима. То значи да се састојци смеше не могу разликовати голим оком или под микроскопом.

Примери хомогених смеша су: вода за пиће, ваздух, бистри сокови, сапун, течни детерцент, парфеми, сирће, зашећерена вода... Хомогене смеше могу бити и у чврстом стању. Пример су легуре које се састоје од неколико метала. Златни накит прави се од легура злата са другим металима, најчешће сребром и бакром.

Легуре су чврсте и хомогене смеше које садрже два или више метала, или садрже метал и један или више елемената који нису увек метали.



Сл. 5.1.6. Примери хомогених смеша

**Дали сте знали?**

Златни накит је легура (хомогена чврста смеша) злата и других метала, јер је чисто злато прилично мекано и постаје тврђе када се помеша са другим металима. Удео злата у златном накиту обележава се необичном јединицом која се зове карат. Чисто злато има 24 карата. То значи да је садржај злата у накиту од 24 карата 99,9%. Врло често се накит прави од злата од 14 карата. То значи да се у овом злату налази 58,5% злата, а остало чине други метали, који могу бити и бакар и сребро. У зависности од процента бакра или сребра злато може имати различите боје. Злато беле боје добија се када се злато помеша са паладијумом или никлом.

Хетерогене смеше немају исти састав у свим деловима. То значи да се састојци смеше могу разликовати голим оком или под микроскопом.

Примери хетерогених смеша су: дим, већина густих сокова, млеко, житарице у млеку, супа од поврћа и др. Речна, језерска, морска и вода у барама често су хетерогене смеше у којима има земљишта и песка, а има и делова биљака.



Сл. 5.1.7. Примери хетерогених смеша

Резиме

- Смеше се састоје од двеју или више чистих супстанци.
- У смешама супстанце задржавају своја својства.
- Хомогене смеше имају исти састав у свим деловима.
- Хетерогене смеше немају исти састав у свим деловима.

Питања и задаци

УК

- Шта су смеше?
- Објасни основну разлику између хомогених и хетерогених смеша.
- Наведи најмање два примера хомогених и два примера хетерогених смеша које су ти познате из свакодневног живота и објасни их.
- Следеће смеше разврстай на хомогене и хетерогене: морска вода, чоколадно млеко, челик, ваздух, млеко, дим, легуре, парфеми, златни накит, лимунада.
- Шта се дешава са својствима састојака који се налазе у саставу смеша?



Кључно

- раствор
- растворач
- растворена супстанца
- растворавање
- растворљивост

РАСТВОРИ, РАСТВАРАЊЕ И РАСТВОРЉИВОСТ

Примери уобичајених раствора су куhiњска со растворена у води и шећер растворен у води.

Раствори су хомогене смеше које се састоје од двеју или више супстанци (растварача и растворене супстанце).

Највећи број раствора са којима се срећемо су **водени раствори**, у којима је вода растворач. Међутим и друге супстанце могу бити растворачи, као на пример ацетон.

$$\text{раствор} = \text{растварач} + \text{растворена супстанца}$$

Водени раствори могу бити раствори у којима је растворена супстанца чврста супстанца. Примери су раствори куhiњске соли и шећера у води. Међутим, и две течне супстанце могу градити раствор. Примери су алкохолна пића која представљају смешу воде и алкохола.

Раствори су најчешће течни, али могу бити и у чврстом стању. Примери раствора у чврстом стању су легуре, које су смеше два или више метала.

Раствори могу бити у чврстом и течном стању.

Сви раствори се састоје од **растварача** и **растворене супстанце**, па је потребно дефинисати шта је растворач, а шта растворена супстанца. Уколико су супстанце које се мешају различитог агрегатног стања, онда је растворач она супстанца која је у истом агрегатном стању као и раствор. На пример, приликом растворавања куhiњске соли у води, добија се течни раствор. У овом раствору је вода растворач, јер је течна.

Уколико су супстанце које се мешају истог агрегатног стања, растворач је супстанца које има више. На пример, у вину се налази мало алкохола, што значи да је вода у вину растворач.

Растварање је процес који се дешава када се помешају растворач и растворена супстанца.

У току процеса растворавања честице растворене супстанце се равномерно распоређују међу честицама растворача.

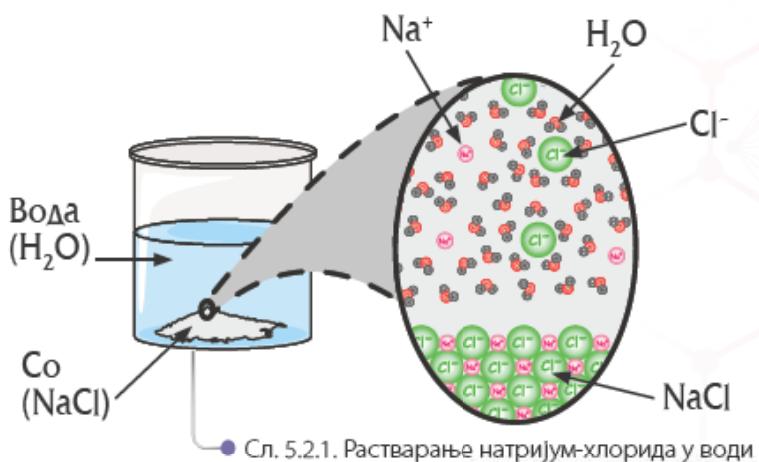
Лабораторијска вежба



Испитивање
растворљивости
супстанци

Већина јонских једињења се растворава у води. Ово се дешава зато што је вода поларна супстанца, па потоји привлачење молекула воде и јона у јонским једињењима. Услед овог привлачења, вода и јонска једињења могу добро да се помешају, што доприноси растворавању јонских једињења у води. Јонска једињења се не растворавају у неполарним растворачима као што је уље, јер у њима нема овог привлачења.

Кристална решетка натријум-хлорида се разлаже под дејством поларних молекула воде (Сл. 5.2.1.). Молекули воде окружују јоне натријума и хлоридне јоне и тако утичу на разградњу кристалне решетке. Молекули воде који се налазе између јона спречавају привлачење јона.



Растварање је физичка промена, јер не настају нове супстанце, већ и растворач и растворена супстанца задржавају своја својства.

Не могу се све супстанце растворити у води. На пример, калцијум-карбонат и восак се не растворавају у води. Са друге стране, натријум-хлорид се не растворава у уљу.

Демонстрациони оглед

Испитивање растворљивости супстанци

Прибор: четири епрувете, сталак зе епрувете

Супстанце: натријум-хлорид, креда, вода, уље

Поступак: У две епрувете сипати по мало кухињске соли (натријум-хлорида). У прву епрувету додати воду, а у другу уље. Промућкати епрувете.

У трећу и четврту епрувету сипати по мало измрвљене креде. У прву епрувету додати воду, а у другу уље. Промућкати епрувете.

Опажање: У првој епрувети натријум-хлорид се растворио, а у другој није. У трећој и четвртој епрувети креда се није растворила.

Демонстрациони оглед

Растворљивост у поларним и неполарним растворачима



Прибор: чаша од 100 cm³, кашичица

Супстанце: хлороформ, дестилована вода, етил-ацетат, бакар(II)-сулфат пентахидрат, јод

Поступак: У чашу сипати 15 cm³ хлороформа, 15 cm³ дестиловане воде и 15 cm³ етил-ацетата. На кашичицу ставити мало бакар(II)-сулфат пентахидрата. Кашичицу провући кроз сва три слоја течности, па промешати. На кашичицу ставити мало јода. Кашичицу провући кроз сва три слоја течности, па промешати.

Опажање: Три течности се међусобно не мешају, тако да настају три слоја: хлороформ на дну, вода у средини и етил-ацетат на врху. Кад се у течност унесе бакар(II)-сулфат пентахидрат, јонска супстанца, он се раствори само у води, јер је вода поларна супстанца, и обоји је у плаво. Кад се у течност унесе јод, ковалентна супстанца, он се раствори у неполарним растворачима: етил-ацетату и хлороформу. Притом, раствор етил-ацетат обоји у жуту боју, а раствор хлороформа у црвенкасту.

Супстанца која у свом молекулу има поларне везе је поларна супстанца. Супстанца која у свом молекулу има неполарне или слабо поларне везе је неполарна супстанца.

Демонстрациони оглед

Растварање кухињске соли у води



Прибор: мензура, чаша, кашичица, стаклени штапић

Супстанце: вода, натријум-хлорид

Поступак: У чашу сипати 30 cm³ воде. Додавати по једну кашичицу кухињске соли (натријум-хлорида). После додавања сваке кашичице натријум-хлорида мешати, док се не раствори. У једном тренутку натријум-хлорид се више не раствара, већ остаје на дну чаше као талог.

Опажање: Водени раствор натријум-хлорида може се правити са различитим масама натријум-хлорида раствореног у води. Међутим, тренутак када се натријум-хлорид више не раствара је тренутак у ком је раствор постао засићен.

У води се могу растворити различите количине кухињске соли, али се не може растворити бесконачно много кухињске соли.

Растворљивост неке супстанце је максимална количина те супстанце која се може растворити у 100 g растворача на одређеној температури. Растворљивост се најчешће одређује за воду као растворач.

У зависности од количине растворене супстанце могу постојати **незасићени, засићени и презасићени раствори**.

РАСТВОРИ

незасићени

засићени

презасићени

Незасићени растворори садрже количину растворене супстанце која је мања од растворљивости.

Засићени раствори садрже количину растворене супстанце која је једнака растворљивости.

Презасићени раствори садрже количину растворене супстанце која је већа од растворљивости.

Презасићени раствори могу се направити јер је растворљивост супстанци обично већа на вишој температури. Ако се на повишеној температури направи засићени раствор, хлађењем овог раствора добија се презасићени раствор, јер садржи више супстанце него што је предвиђено према растворљивости на датој температури. Овакав раствор је нестабилан, па се из њега, после неког времена, искристалише део растворене супстанце који падне као талог на дно, док изнад остаје засићени раствор.

Демонстрационни оглед



Добијање презасићеног раствора



Прибор: мензура, две чаше, термометар, шпиритусна лампа

Супстанце: вода, натријум-ацетат

Поступак: У чашу сипати 20 cm^3 воде. Загрејати воду до $50\text{ }^\circ\text{C}$. Додавати по мало на- тријум-ацетата и после сваког додавања мешати да се раствори. У једном тренутку натријум-ацетат се више не раствара, и остаје на дну чаше као талог. Добијени раствор изнад талога пресути у другу чашу и пажљиво охладити. После хлађења додати крис-талчић натријум-ацетата.

Опажање: На температури од 50 °C направљен је засићен раствор натријум-ацетата. Хлађењем овог раствора добија се презасићени раствор. Такав раствор је нестабилан, па додати кристалчић натријум-ацетата изазива кристализацију.

Резиме



- Раствори су хомогене смеше које се састоје од двеју или више супстанци.
 - Раствор се састоји од растварача и растворене супстанце.
 - Растварач је истог агрегатног стања као и раствор.
 - Растварање је процес који се дешава када се помешају растворач и растворена супстанца.
 - Растворљивост неке супстанце је максимална количина те супстанце која се може растворити у 100 g растворача на одређеној температури.
 - Незасићени раствори садрже количину растворене супстанце која је мања од растворљивости. Засићени раствори садрже количину растворене супстанце која је једнака растворљивости. Презасићени раствори садрже количину растворене супстанце која је већа од растворљивости.

Питања и задаци

1. Шта је раствор и од чега се раствор састоји?
 2. Како одређујеш шта је растварац, а шта растворена супстанца у растворима у којима су обе супстанце истог агрегатног стања?
 3. Шта је растварање, а шта растворљивост?
 4. Објасни разлику између засићеног, незасићеног и презасићеног раствора?
 5. Због чега је растварање физичка, а не хемијска промена?



Кључно

- Састав воде и ваздуха у природи
- хемијски чиста вода
- значај воде и ваздуха

ВОДА И ВАЗДУХ. СМЕШЕ У ПРИРОДИ

Да се подсетимо



Вода и ваздух су само неке од смеше које постоје у природи, али су ове смеше од великог значаја за живот на Земљи. Вода и угљен-диоксид из ваздуха неопходни су за раст биљака, док су вода и кисеоник из ваздуха неопходни за опстанак животиња.



Сл. 5.3.1. Водене површине на Земљи

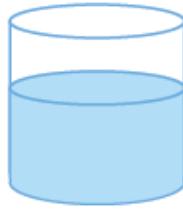
И вода и ваздух су најчешће хомогене смеше, међутим, они могу бити и хетерогене смеше.

Вода је поларна ковалентна супстанца и добро растворава друге поларне ковалентне и јонске супстанце. Зато вода у природи представља смешу хемијски чисте воде и других супстанци.

Велика количина воде се налази на Земљи. Две трећине површине Земље прекривено је океанима. Поред тога, вода чини велики део живих бића. Вода се на Земљи може наћи у три агрегатна стања, гасовитом, течном и чврстом, и по томе је специфична супстанца на Земљи. У пределима са хладном климом вода је у чврстом агрегатном стању, у пределима са умереном и топлом климом вода је течна. Део воде налази се у атмосфери као водена парा.



лед



течна вода



вода у гасовитом стању

Сл. 5.3.2. Вода у чврстом, течном и гасовитом агрегатном стању

Вода на Земљи може бити атмосферска, површинска и подземна.

Атмосферска вода је вода која пада из атмосфере као киша или снег. Атмосферске воде су чистије од површинских и подземних вода, јер у себи садрже само супстанце које растворе из ваздуха.



Сл. 5.3.3. Атмосферске воде (киша, снег)

Површинске воде су океани, мора, реке, језера и потоци. Оне су у додиру са земљиштем из кога растварају различите соли, па се те растворене соли онда налазе у површинским водама. Вода у океанима и морима је слана, што јасно указује на то да је у њој растворена кухињска со, натријум-хлорид (NaCl). Међутим, поред ове супстанце, вода у океанима и морима има у себи растворене и многе друге супстанце. Површинске воде су често хомогене смеше (раствори), али могу бити и хетерогене смеше – када су замућене песком, муљем и остацима живих организама.



Сл. 5.3.4. Површинске воде (мора, реке)

Подземне воде се налазе испод површине Земље. У њих спадају изворске воде и бунарске воде. Неке од подземних вода могу да буду и минералне воде. **Минералне воде** имају у себи већу количину растворених супстанци, па зато имају и специфичне укусе. Неке минералне воде у себи имају растворен угљен-диоксид, и због тога имају киселкасти укус.



Сл. 5.3.5. Подземне воде



Схема 7. Воде на земљи

Хемијски чиста вода је супстанца која се састоји само од молекула H_2O . Хемијски чиста вода кључа на 100°C , а мрзне (претвара се у лед) на 0°C .





Дали сте знали?

Карактеристично је да лед има мању густину од течне воде, због чега он плива по води и површина воде се заледи, док испод остаје вода у течном стању. То омогућава живим организмима да свој живот наставе у води и током зиме.

Хемијски чисту воду је тешко добити из воде која се налази у природи. Из воде у природи може се направити **дестилована вода**, која има врло мало растворених супстанци и не разликује се значајно од хемијски чисте воде.

Дестилована вода се користи у индустрији, у хемијским лабораторијама, али и у домаћинству. На пример, користи се као вода за пегле, акумулаторе и хладњаке аутомобила. Додатним пречишћавањем дестиловане воде добија се **редестилована вода**, која практично не садржи растворене супстанце.



Сл. 5.3.6. Различите примене дестиловане воде

Вода за пиће мора бити безбојна, бистра и пријатног укуса. Укус воде за пиће потиче од растворених соли. Поред тога, она мора бити хемијски и бактериолошки исправна, што значи да не сме садржати хемијски штетне супстанце и бактерије опасне по људско здравље. Вода за пиће најчешће се добија пречишћавањем воде из река, језера или подземних вода.



Отпадне воде настају у индустрији и у насељеним местима. Отпадне воде могу доћи у контакт са површинским и подземним водама. Оне у себи често садрже материје штетне за биљке, животиње и људе, зато је потребно да се пречисте пре него што се помешају са водама у природи.

Сл. 5.3.7. Отпадне воде



Дали сте знали?

Вода се у природи налази у морима и океанима, рекама, језерима, као подземна вода и као водена пара у атмосфери, али и као поларни лед и лед на високим планинама. Највећи део вода налази се у океанима и морима, око 97%. У облику леда (1,7%) налази се више воде него што има површинских вода (реке и језера) (мање од 1%). Такође, воде у подземним водама (1,6%) има више него површинске воде (мање од 1%). Воде најмање има у атмосфери, чак четрнаест пута мање него што има површинских вода.

Ваздух је смеша различитих гасова без боје и мириса. Главни састојци ваздуха су азот (78%) и кисеоник (21%), а чине га и мале количине угљен-диоксида, водене паре и племенитих гасова (поглавље *Атоми и хемијски елементи*).

Слично као вода, и ваздух може бити загађен активностима људи, првенствено индустријом и саобраћајем. У загађеном ваздуху могу се наћи различити оксиди и ситне чврсте честице.

С обзиром на то да су вода и ваздух важни за живот на земљи, за живот и здравље људи, неопходно је спречити загађивање воде и ваздуха. Загађивање се у великој мери може спречити пречишћавањем отпадних вода и индустријских гасова.

Загађење се може спречити и смањењем других људских активности у којима се троши енергија. То се постиже, на пример, смањењем енергије која се користи у транспорту, тако што се бирају за коришћење производи који су произведени у близини потрошача и за које није потребан транспорт из удаљених региона. Смањење енергије која се троши у грејању постиже се добром изолацијом кућа и станова.

Резиме



- Вода и ваздух у природи су смеше.
- Вода је добар растворач, и вода у природи представља смешу хемијски чисте воде и других супстанци.
- Вода се на Земљи може наћи у три агрегатна стања: гасовитом, течном и чврстом.
- Вода на Земљи може бити атмосферска, површинска и подземна.
- Хемијски чиста вода је супстанца која се састоји само од молекула H_2O .
- Вода за пиће мора бити безбојна, бистра, пријатног укуса, хемијски и бактериолошки исправна.
- Ваздух је смеша различитих гасова без боје и мириса. Главни састојци ваздуха су азот (78%) и кисеоник (21%).
- Вода и ваздух важни су за живот на земљи, за живот и здравље људи, због чега је неопходно спречити загађивање воде и ваздуха.

Питања и задаци

УК

1. Шта је хемијски чиста вода?
2. Следеће воде разврстај на површинске, атмосферске и подземне: минерална вода, вода океана, река, снег, град, бунарска вода.
3. Наведи чиме се мора одликовати вода за пиће.
4. Који су главни састојци ваздуха?
5. Наведи начине на које се може спречити загађење ваздуха и воде.



Кључно

- квалитативни и квантитативни састав раствора
- масени процентни састав смеша

МАСЕНИ ПРОЦЕНТНИ САСТАВ СМЕША

За дефинисање неког раствора потребно је да знамо које супстанце се налазе у раствору.

Квалитативан састав раствора говори о томе које супстанце се налазе у раствору. На пример, алкохолни раствори које купујемо у апотеци у себи садрже алкохол и воду.

Поред тога, потребно је да знамо које количине супстанци се налазе у одређеном раствору.

Квантитативан састав раствора указује на количину супстанци у раствору. Састав раствора може се изразити у процентима. Тако, раствор шећера у води може бити 5%-ни. То значи да се у 100 g раствора налази 5 g шећера.

Маса раствора је збир масе растворача и масе растворене супстанце.

$$m_{\text{раствора}} = m_{\text{растварача}} + m_{\text{растворене супстанце}}$$

Масени удео раствора (обележава се са ω) може се израчунати по формулама:

$$\omega = \frac{m_{\text{растворене супстанце}}}{m_{\text{раствора}}}$$

Масени удео помножен са 100 даје **процентни састав раствора**.

Формула за израчунавање процентног састава раствора:

$$\frac{m_{\text{растворене супстанце}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100$$

Процентни састав раствора може имати вредности од 0% до 100%.

Уколико неки раствор има процентни састав 20%, то значи да у 100 g раствора има 20 g растворене супстанце.

Примери рачунања процентног састава.

Пример 1

Израчунај процентни састав раствора који садржи растворена 4 g соли у 50 g раствора.

Поступак:

[Решење се заснива на дефиницији да процентни састав показује колико има растворене супстанце у 100 g раствора.]

$$X \text{ g соли} : 100 \text{ g раствора} = 4 \text{ g соли} : 50 \text{ g раствора}$$

$$X \text{ g соли} \cdot 50 \text{ g раствора} = 4 \text{ g соли} \cdot 100 \text{ g раствора}$$

$$X \text{ g соли} = \frac{4 \text{ g соли} \cdot 100 \text{ g раствора}}{50 \text{ g раствора}}$$

$$X \text{ g соли} = 8 \text{ g}$$

Решење: У 100 g раствора је растворено 8 g соли, што значи да је раствор 8%-ни.

До истог решења се може доћи и применом формуле:

$$\frac{m \text{ растворене супстанце}}{m \text{ раствараца}} \cdot 100$$

$$4 \text{ g} = \frac{4 \text{ g}}{50 \text{ g}} \cdot 100 = 8\%$$

Пример 2

Колико грама шећера се налази растворено у 200 g раствора, ако је процентни састав раствора 10%?

Поступак:

$$10 \text{ g шећера} : 100 \text{ g раствора} = X \text{ g шећера} : 200 \text{ g раствора}$$

$$X \text{ g шећера} \cdot 100 \text{ g раствора} = 10 \text{ g шећера} \cdot 200 \text{ g раствора}$$

$$X \text{ g шећера} = \frac{10 \text{ g шећера} \times 200 \text{ g раствора}}{100 \text{ g раствора}}$$

$$X \text{ g шећера} = 20 \text{ g}$$

Решење: У 200 g раствора налази се 20 g шећера.

Пример 3

Колико је грама шећера потребно за припремање 70 g раствора чији је процентни састав 5%?

Поступак:

$$5 \text{ g шећера} : 100 \text{ g раствора} = X \text{ g шећера} : 70 \text{ g раствора}$$

$$X \text{ g шећера} \cdot 100 \text{ g раствора} = 5 \text{ g шећера} \cdot 70 \text{ g раствора}$$

$$X \text{ g шећера} = \frac{5 \text{ g шећера} \times 70 \text{ g раствора}}{100 \text{ g раствора}}$$

$$X \text{ g шећера} = 3,5 \text{ g}$$

Решење: За припремање 70 g 5%-ног раствора потребно је 3,5 g шећера.





Пример 4

Колико је грама шећера и колико грама воде потребно за припремање 250 g раствора чији је процентни састав 10%?

Поступак: $10 \text{ g шећера} : 100 \text{ g раствора} = X \text{ g шећера} : 250 \text{ g раствора}$

$$X \text{ g шећера} \cdot 100 \text{ g раствора} = 10 \text{ g шећера} \cdot 250 \text{ g раствора}$$

$$X \text{ g шећера} = \frac{10 \text{ g шећера} \cdot 250 \text{ g раствора}}{100 \text{ g раствора}}$$

$$X \text{ g шећера} = 25 \text{ g}$$

Решење: За припремање 250 g 10%-ног раствора потребно је 25 g шећера.

Поступак:

$$m(\text{ раствора}) = m(\text{ растворача}) + m(\text{ растворене супстанце})$$

$$m(\text{ растворача}) = m(\text{ раствора}) - m(\text{ растворене супстанце})$$

$$m(\text{ воде}) = 250 \text{ g} - 25 \text{ g} = 225 \text{ g}$$

Решење: За припремање 250 g 10%-ног раствора потребно је 225 g воде.

Демонстрациони оглед



Припремање 250 g 10%-ног раствора шећера.

Прибор: чаша, кашичица, стаклени штапић, вага

Супстанце: вода, шећер

Поступак: Измерити 225 cm³ воде, јер је густина воде 1 g/cm³, па је 225 cm³ воде једнако 225 g воде. У чашу сипати воду и додати 25 g шећера. Промешати, да се шећер раствори у води.

Опажање: Добијени раствор је бистра течност.

Резиме



• **Квалитативан састав раствора** указује на супстанце које се налазе у раствору.

• **Квантитативан састав раствора** указује на количину супстанци у раствору.

• Масени процентни састав раствора израчунава се по формули:

$$\frac{m \text{ растворене супстанце}}{m \text{ раствора}} \cdot 100$$

Питања и задаци

1. Који подаци одређују квалитативни састав раствора, а који квантитативни састав раствора?
2. На који начин се израчунава масени процентни састав смеше?
3. Израчунај процентни састав раствора који има растворено 3 g соли у 70 g раствора.
4. Израчунај колико је грама соли растворено у 65 g 5%-ног раствора.
5. Колики је масени удео шећера у раствору који је добијен растворашањем 40 g шећера у 160 g воде?

РАЗДВАЈАЊЕ САСТОЈАКА СМЕША

У неким ситуацијама потребно је правити смеше, па се тако праве раствори одређене концентрације. Међутим, често постоји потреба да се састојци смеше раздвоје.

У зависности од састава смеше примењују се различити начини за одвајање састојака смеше. Тако се хетерогене смеше раздвајају **декантовањем, филтрирањем и одвајањем помоћу магнета**.

Хомогене смеше се раздвајају **упаравањем и дестилацијом**. Поред наведених, постоје и други, компликованији начини за раздвајање смеша.

Начин раздвајања	Врста смеше	Агрегатно стање састојака смеше
декантовање	хетерогена	течно и чврсто или текно и текно
филтрирање	хетерогена	текно и чврсто
одвајање помоћу магнета	хетерогена	чврсто
упаравање	хомогена	текно и чврсто
дестилација	хомогена	текно

• Табела 5.1. Начини раздавајања састојака смеша

Декантовање је поступак којим се талог одваја од раствараца тако што се растварац одлива. Приликом декантовања, мала количина раствараца остаје помешана са чврстом супстанцом.

Лабораторијска вежба

Раздвајање састојака смеша: декантовање, цеђење и одвајање помоћу магнета

Декантовање

Прибор: две чаше, кашичица, стаклени штапић

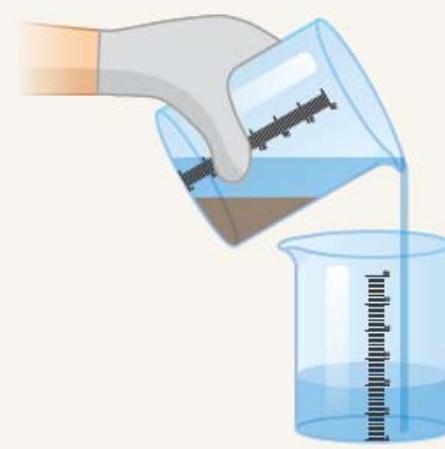
Супстанце: вода, песак

Поступак: У чаши сипати воду до једне трећине запремине чаше. Додати неколико кашичица песка, па промешати. Оставити да се песак сталожи. Пажљиво одлити текност изнад песка у другу чашу.

Опажање: Одливена текност у себи не садржи песак. Песак је остао на дну чаше. На тај начин песак је одвојен од воде.

Оглед показује како се изводи декантовање, као и да се декантовањем успешно раздвајају састојци смеше уколико имамо хетерогену смешу.

Демонстрациони оглед



- Кључно**
- декантовање
 - цеђење (филтрирање)
 - одвајање помоћу магнета
 - упаравање
 - дестилација

Цеђење или филтрирање је поступак раздвајања хетерогених смеша. У цеђењу се користи филтер-хартија кроз коју може да прође вода, али не може да прође песак, као и многи други састојци хетерогених смеша. Течност која пролази кроз филтер-хартију назива се филтрат, а чврста супстанца која остане на филтер-хартији назива се талог. Приликом филтрирања чврста и течна супстанца се боље раздвајају, него приликом декантовања.

Демонстрациони оглед

Филтрирање

Прибор: две чаше, кашичица, стаклени штапић, левак, филтер-хартија

Супстанце: вода, песак

Поступак: Ставити филтер-хартију у левак. У чашу сипати воду до једне трећине запремине. Додати неколико кашичица песка, па промешати. Сипати раствор дуж стакленог штапића кроз филтер-хартију на левку, како је приказано на слици.

Опажање: На филтер-хартији остаје песак, док се вода налази у чаши која је била испод левка. Филтер-хартија је помогла да се вода и песак развоје



Раздвајање магнетом

Уколико се у некој хетерогеној смеши налазе опиљци гвожђа, они се могу раздвојити од других супстанци у смеши помоћу магнета, јер магнет привлачи опиљке гвожђа, а не привлачи друге супстанце.

Демонстрациони оглед

Одвајање помоћу магнета

Прибор: лист хартије, магнет

Супстанце: опиљци гвожђа, песак

Поступак: На листу хартије помешати опиљке гвожђа и песак. Померати магнет испод листа хартије, и тако одвојити опиљке гвожђа од песка.

Опажање: Магнет привлачи опиљке гвожђа и одваја их од песка.



Упаравање Упаравањем се могу раздвојити састојци хомогене смеше у којима је чврста супстанца растворена у води. У току поступка упаравања вода испарава из раствора, а у посуди остаје чврста супстанца која је била растворена. Загревањем се упаравање воде из раствора може убрзати.

Демонстрациони оглед

Упаравање

Прибор: чаша, кашичица, стаклени штапић, шпиритусна лампа

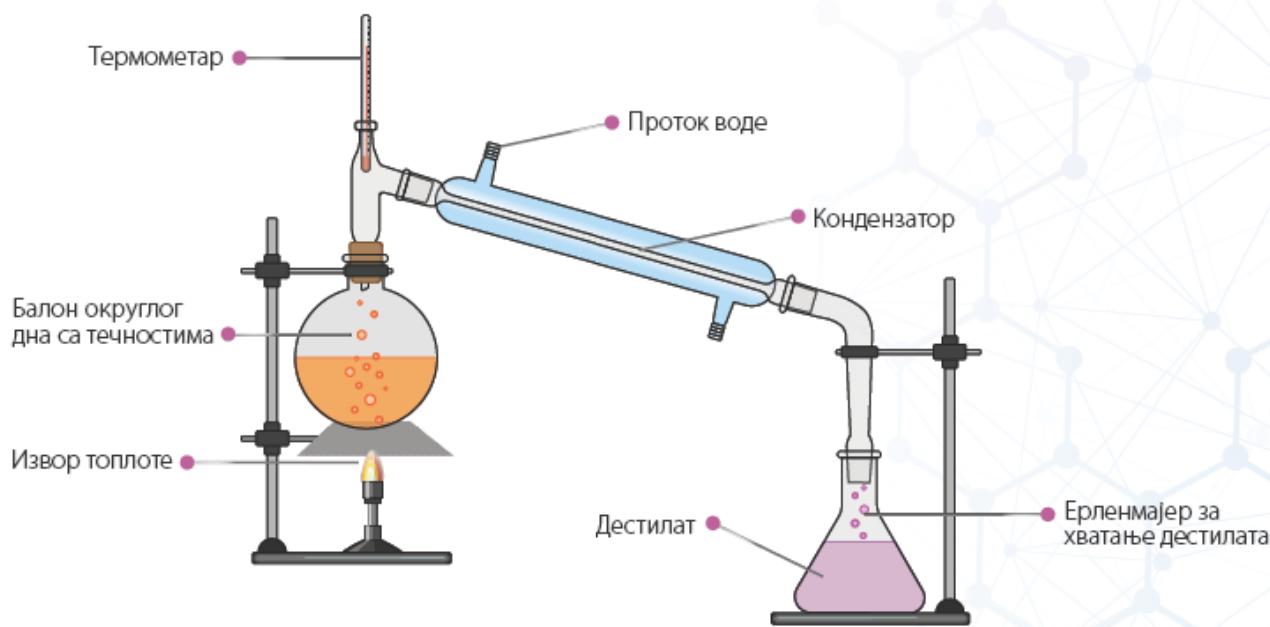
Супстанце: вода, кухињска со (натријум-хлорид)

Поступак: У чашу сипати неколико милилитара воде. Додати пола кашичице соли, па мешати да се со раствори. Раствор сипати у шољу за упаравање. Раствор загревати на шпиритусној лампи, док сва вода не испари.

Опажање: После испаравања воде на дну шоље остаје со.



Дестилацијом се раздвајају хомогене смеше у којима су и растворач и растворена супстанца течности. Дестилација се изводи у апаратури за дестилацију. Хомогена смеша која се састоји од двеју или више течности загрева се у балону. Течност која има нижу температуру кључана испарава из смеше и улази у хладњак (кондензатор) у коме се хлади и прелази поново у течно стање. Течност из хладњака улази у суд који се налази на крају кондензатора. Ова течност назива се дестилат.



Сл. 5.5.1. Поступак дестилације



Резиме



- Декантовање је поступак којим се талог одваја од растварача тако што се растварац одлива.
- Цеђење је поступак у коме се користи филтер-хартија на којој се задржавају чврсти састојци хетерогене смеше.
- Магнетом се из хетерогене смеше могу одвојити предмети од гвожђа.
- Упаривањем се могу раздвојити састојци хомогене смеше у којима је чврста супстанца растворена у води.
- Дестилацијом се раздвајају хомогене смеше које се састоје од двеју или више течности.

Питања и задачи

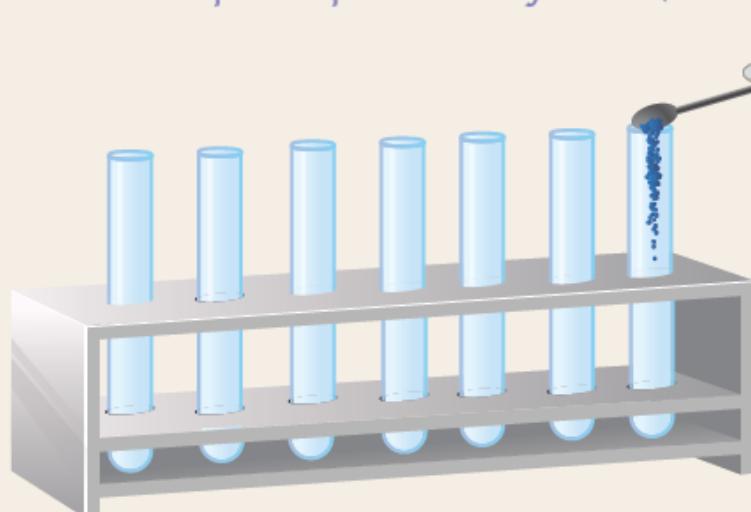
Од

1. Наведи поступке којима се могу одвојити састојци смеше.
2. Шта је декантовање?
3. У једној часи се налази раствор кухињске соли у води, а у другој раствор песка у води. Који од ових раствори се може раздвојити цеђењем?
4. Која супстанца се из смеше може одвојити помоћу магнета?
5. Шта се добија након упаривања раствора, а шта након дестилације?

Лабораторијска вежба



Испитивање растворљивости супстанци

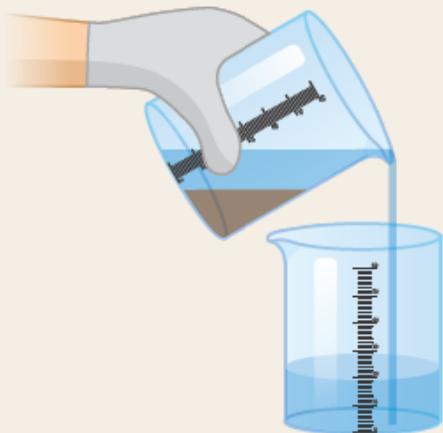


У лабораторији испитаћете растворљивост плавог камена, натријум-хлорида, магнезијум-хлорида, измрвљене креде, алкохола, шећера и уља.

Лабораторијска вежба

 Раздвајање састојака смеша: декантовање, цеђење и одвајање помоћу магнета

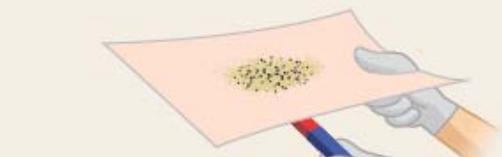
Декантовање



Филтрација (цеђење)



Одвајање помоћу магнета



опиљци гвожђа и
песак



опиљци гвожђа и со



опиљци гвожђа и
сумпор



опиљци гвожђа и
шећер

Жозеф Пруст
(1754-1826)



Закон по коме се елементи међусобно једине у тачно одређеним и сталним масеним односима када дају исто једињење формулисао је крајем 18. века француски хемичар Жозеф Пруст, па се овај закон назива још и **Прустов закон**. У апотеци свога оца Пруст је стекао прва знања из фармације и хемије. Касније се образовао у области хемије и определио за научни рад. Пруст је изучавао различита једињења и потврдио да постоји законитост при сједињавању елемената у једињења. Такође, био је заинтересован за проучавање шећера који су присутни у слатком поврћу и воћу. Анализирајући хранљиве материје, Пруст је открио и аминокиселину леуцин. У његову част минерал прустит је добио име.

Морамо препознати невидљиву руку која контролише равнотежу у формирању једињења.

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ И ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

- Хемијске реакције
- Закон о одржању масе.
- Хемијске једначине.



Кључно

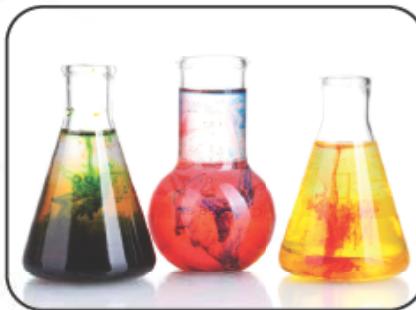
- хемијске реакције
- реактани
- производи
- реакције
- реакције анализе
- и синтезе
- закон о одржању
- масе

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ. ЗАКОН О ОДРЖАЊУ МАСЕ

Да се подсетимо



Често у шетњи можеш приметити дим како излази из димњака, или осетити у ваздуху непријатан мирис. Посреди су заправо хемијске реакције. У Поглављу Хемијска лабораторија указано је на то да су хемијске реакције хемијске промене. У току хемијских реакција се једна супстанца (или више супстанци) претвара у другу супстанцу (или више других супстанци).



Сл. 6.1.1. Хемијске реакције

С обзиром на то да свака хемијска супстанца има специфична својства, некада се разлике у својствима супстанци могу опазити и чулима. Тако се промене у хемијским реакцијама и настајање нових супстанци некада опажају као промена боје или стварање талога. Међутим, постоје реакције у којима се промене не могу лако опазити, већ се региструју мерним инструментима.



Сл. 6.1.2. Примери хемијских реакција
(сагоревање папира и алкохолно врење)

Супстанце пре почетка реакције (полазне супстанце) називају се **реактани**, а супстанце које се добијају у реакцији називају се **производи реакције**.

Реакције са једном полазном супстанцом из које се добија више од једне супстанце називају се **реакције анализе**.

Демонстрациони оглед

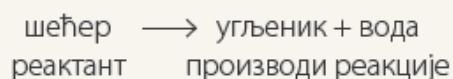
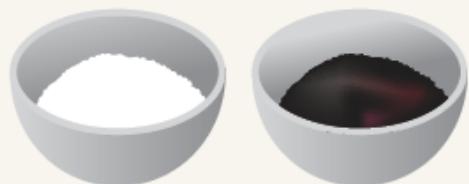
Сагоревање шећера

Прибор: порцеланска шоља, метални троножац, кашичица, шпиритусна лампа, керамичка мрежица

Супстанца: шећер

Поступак: Порцеланску шољу ставити на метални троножац. У порцеланску шољу сипати кашичицу шећера. Загревати док супстанца не поцрни.

Опажања: У току хемијске реакције шећер је у реакцији са кисеоником из ваздуха претворен у супстанцу црне боје. То је хемијска промена претварања једне супстанце беле боје у супстанцу црне боје.



Реакције у којима се од две супстанце добијају нове супстанце називају се **реакције синтезе**.

Демонстрациони оглед

Добијање гвожђе(II)-сулфида

Прибор: порцеланска шоља, метални троножац, кашичица, шпиритусна лампа, керамичка мрежица

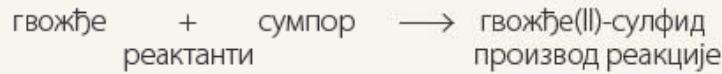
Супстанце: гвожђе у праху, сумпор у праху

Поступак: Измерити 2,1 г гвожђа у праху и 1,2 г сумпора у праху и помешати их у порцеланској шољи. Порцеланску шољу ставити на метални троножац. Загревати шпиритусном лампом 10 минута.

Опажања: У току реакције смеша гвожђа и сумпора претворила се у једињење гвожђе(II)-сулфид.

Пажња! Оглед се изводи у капели, јер оксидацијом сумпора може настати сумпор-диоксид.

Гвожђе-сулфид пажљиво одложити у одговарајући суд, како не би дошао у контакт са киселинама, јер би тако настао отровни водоник-сулфид.



Поред реакција анализе и синтезе постоје и реакције које нису ни реакције анализе ни реакције синтезе.

Хемијске реакције се одвијају и у живим организмима. Фотосинтеза је пример хемијске рекације у којој се добија органско једињење (глукоза) из угљен-диоксида и воде. Хемијске реакције се дешавају и приликом претварања хране у енергију живих бића.

Закон о одржању масе

У току хемијске реакције укупна маса супстанци остаје непромењена. То значи да је укупна маса ректаната једнака укупној маси производа реакције.

$$\text{укупна маса реактаната} = \text{укупна маса производа реакције}$$

Демонстрациони огледи показују да се маса супстанце не мења у току хемијске реакције.

Демонстрациони оглед

Реакција натријум-хлорида и сребро-нитрата

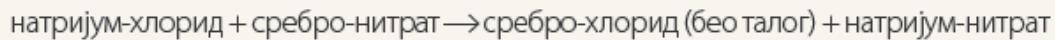


Прибор: две чаше, вага

Супстанце: раствор натријум-хлорида и раствор сребро-нитрата

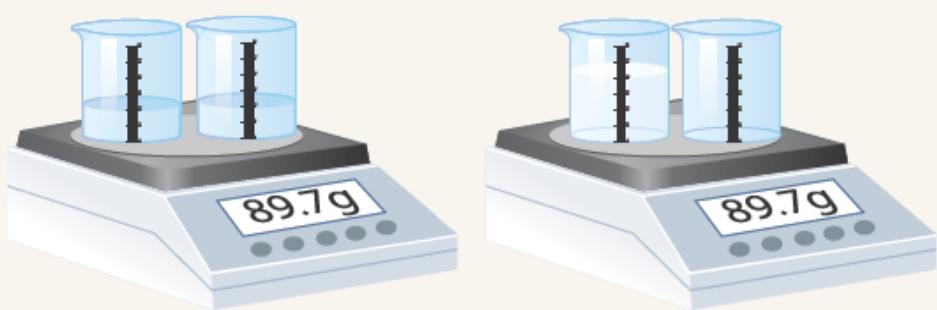
Поступак: У једну чашу сипати 10–20 cm³ раствора натријум-хлорида, а у другу 10–20 cm³ раствора сребро-нитрата. Обе чаше ставити на вагу и измерити масу. У чашу са раствором натријум-хлорида додати раствор сребро-нитрата. Вратити обе чаше на вагу и поново измерити масу.

Опажања: У току реакције се ствара нова супстанца која се опажа као бели талог (бело замућење). Односно, у току реакције настаје талог сребро-хлорида, који је бела нерастворна супстанца. Маса измерена пре и после реакције је иста.

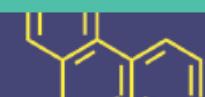


реактанти

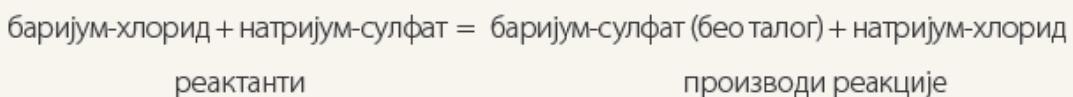
производи реакције



100



Al Na₂

Демонстрациони оглед**Реакција баријум-хлорида и натријум-сулфата****Прибор:** две чаше, вага**Супстанце:** раствор баријум-хлорида и раствор натријум-сулфата**Поступак:** У једну чашу сипати 10–20 cm³ раствора баријум-хлорида, а у другу 10–20 cm³ раствора натријум-сулфата. Обе чаше ставити на вагу и измерити масу. У чашу са раствором баријум-хлорида додати раствор натријум-сулфата. Вратити обе чаше на вагу и поново измерити масу.**Опажања:** У току реакције ствара се нова супстанца, баријум-сулфат, која се опажа као бели талог (бело замућење). Маса измерена пре реакције једнака је маси измереној након реакције.

Огледи у којима реагују два безбојна раствора и који као производ реакције дају беле талоге сребро-хлорида и баријум-сулфата, показују да се у току реакције не мења укупна маса супстанци. Пошто је маса иста пре и после реакција, то значи да је укупна маса рејктаната једнака укупној маси производа реакције.

Демонстрациони оглед**Сагоревање свеће****Прибор:** сахатно стакло, чаша, вага, упаљач**Супстанца:** свећа**Поступак:** Ставити свећу на сахатно стакло, па сахатно стакло са свећом ставити на вагу и измерити масу. Запалити свећу, после неког времена угасити свећу и поново измерити масу. Свећу поклопити стакленом чашом и измерити на ваги заједно: сахатно стакло, свећу и чашу. Затим: склонити стаклену чашу, запалити свећу и поклопити је стаклом чашом. После неког времена поново измерити масу сахатног стакла, свеће и чаше којом свећа остаје поклопљена на ваги.**Опажања:** Услед сагоревања свеће измерена маса се смањила. Када је свећа горела и била поклопљена чашом, маса се нија променила.

У току сагоревања свеће, супстанца која се налази у свећи реагује са кисеоником из ваздуха. У тој реакцији настају гасовите супстанце које се шире по просторији. Приликом мерења масе, увиђа се да се маса свеће смањила услед настанка поменутих гасовитих супстанци. Када је свећа поклопљена, гасовити производи реакције остају у систему који се мери и због тога не долази до промене масе.

Сви ови демонстрациони огледи показују да је маса супстанце иста пре и после хемијске реакције.

Многе хемијске реакције се одвијају уз ослобађање топлоте или уз везивање топлоте. Тако, у току сагоревања свеће ослобађа се топлота.

Резиме



- Полазне супстанце у хемијској реакцији називају се реактанти, а супстанце које се добијају у хемијској реакцији називају се производи реакције.
- У реакцијама анализе из једне полазне супстанце добија се две или више супстанци.
- У реакцијама синтезе од две супстанце добија се једна нова супстанца.
- У току хемијске реакције укупна маса супстанци остаје непромењена, укупна маса реактаната једнака је укупној маси производа реакције.
- Многе хемијске реакције одвијају се уз ослобађање топлоте или уз везивање топлоте.

Питања и задаци



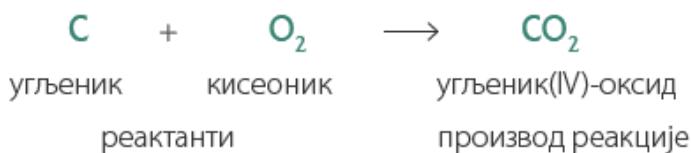
1. Како се називају полазне супстанце у хемијској реакцији, а како супстанце које се добијају?
2. Електролизом воде добијају се водоник и кисеоник. Како се назива овај тип реакције?
3. Амонијак се добија реакцијом водоника и азота. Како се назива овај тип реакције?
4. У реакцији водоника и хлора добија се хлороводоник. Које од наведених супстанци су реактанти, а која супстанца је производ реакције?
5. Како гласи закон о одржању масе?

ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

Хемијске реакције могу се приказати **хемијским једначинама** у којима се користе хемијске формуле супстанци.

У хемијским једначинама са леве стране пишу се рејктанти, а са десне стране производи реакције.

Сагоревање угљеника на ваздуху представља хемијску реакцију између угљеника и кисеоника. Ова реакција може се приказати следећом хемијском једначином:



У једначинама хемијских реакција **метали** се у елементарном облику представљају као атоми, а **неметали** као двоатомски молекули (осима угљеника, фосфора и сумпора). Формуле хемијских једињења састављају се у складу са валенцом, о којој је било речи у поглављу о валенцама хемијских елемената.

Сагоревање сумпора на ваздуху је хемијска реакција између сумпора и кисеоника. Представља се следећом хемијском једначином:

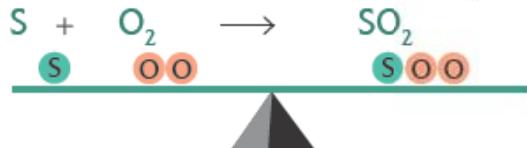


Сумпор(IV)-оксид у реакцији са кисеоником гради сумпор(VI)-оксид. Хемијска једначина која представља ову реакцију је:



Код све три приказане једначине хемијске реакције број атома сваког од елемената једнак је са обе стране једначине. Тако, у једначини реакције сумпора са кисеоником постоји један атом сумпора (S) са обе стране једначине, и два атома кисеоника (O) са обе стране једначине. У једначини реакције сумпор(IV)-оксид са кисеоником, постоје по два атома сумпора (S) са обе стране једначине и по шест атома кисеоника (O) са обе стране једначине.

Исти број атома са обе стране једначине у складу је са законитошћу према којој је маса супстанце иста и пре и после реакције.



Кључно

- хемијске једначине
- изједначавање хемијских једначина

Да се подсетимо

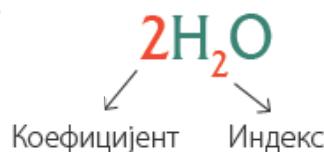
Хемијски елементи приказују се хемијским симболима, а хемијска једињења хемијским формулама.



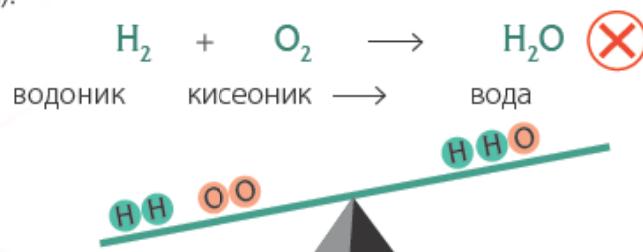
Да се подсетимо

У Поглављу Молекули елемената и једињења. Јони и јонска једињења је указано на то да бројеви иза симбала елемената представљају индексе, а бројеви испред симбала или формула представљају коефицијенте. Тако формула SO_2 показује један атом сумпора и два атомуа кисеоника, а 2SO_2 означава два молекула сумпор(IV)-оксида.

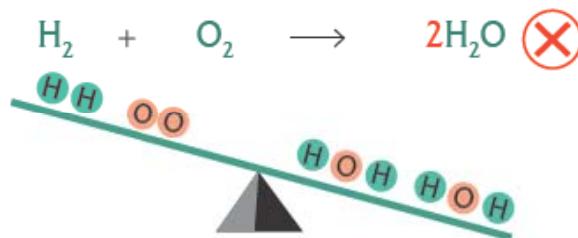
Приликом писања хемијских једначина мора се водити рачуна о томе да број атомуа сваког елемента буде исти са обе стране једначине. То се постиже подешавањем коефицијената, док се индекси у формулама не могу мењати.



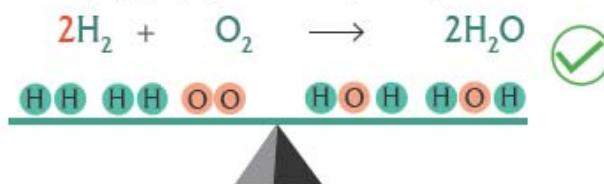
Поступак изједначавања једначине може се приказати на примеру настајања воде (производ реакције) из водоника и кисеоника (реактанти).



Овако написана једначина није изједначена, јер је број атомуа кисеоника са леве стране два, а са десне стране један. Број атомуа кисеоника изједначава се стављањем коефицијента 2 испред формулу воде.



Сада је број атомуа кисеоника са обе стране једначине два, али је број атомуа водоника са леве стране два, а са десне четири. Како би број атомуа водоника био исти са обе стране, потребно је дописати коефицијент 2 испред формуле молекула водоника.

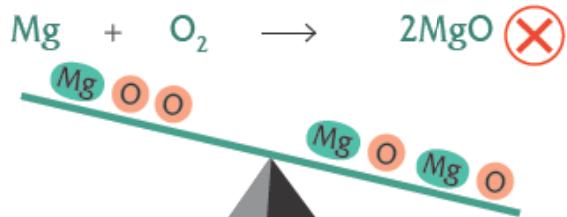


Број атомуа у једначини се проверава. Са обе стране једначине налазе се четири атомуа водоника и два атомуа кисеоника.

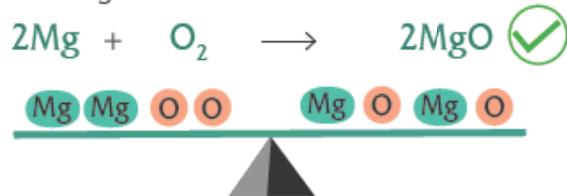
На сличан начин се може изједначити једначина која приказује реакцију сагоревања магнезијума, односно реакцију магнезијума са кисеоником.



У овом случају број атома кисеоника са обе стране једначине није једнак. Зато испред формулe MgO треба додати коефицијент 2.



Сада број атома магнезијума није исти, па треба додати коефицијент 2 испред ознаке Mg.



У овако изједначену једначину са обе стране се налазе по два атома магнезијума и кисеоника.

Резиме



- Хемијске реакције се приказују хемијским једначинама.
- У хемијским једначинама користе се хемијски симболи и хемијске формуле супстанци.
- У хемијским једначинама са леве стране пишу се реактанти, а са десне стране производи реакције.
- У хемијским једначинама број атома сваког елемента мора бити исти са обе стране једначине.
- Једнак број атома одређеног елемента са обе стране једначине постиже се подешавањем коефицијената, док се индекси у формулама не могу мењати.

Питања и задаци



- Шта представљају хемијске једначине?
- Са које стране хемијске једначине се пишу реактанти, а са које стране хемијске једначине се пишу производи реакције?
- Шта се у једначини може мењати како би број атома одређеног елемента са обе стране једначине био исти?
- Изједначи следеће једначине хемијских реакција:
 - $\text{HgO} \longrightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$
 - $\text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$
 - $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - $\text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$
 - $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Mg(OH)}_2$
- Напиши једначине хемијских реакција и изједначи их:
 - алуминијум + хлор \longrightarrow алуминијум-хлорид
 - метан \longrightarrow угљеник + водоник
 - натријум + хлор \longrightarrow натријум-хлорид



Амедео Авогадро
(1776-1856)



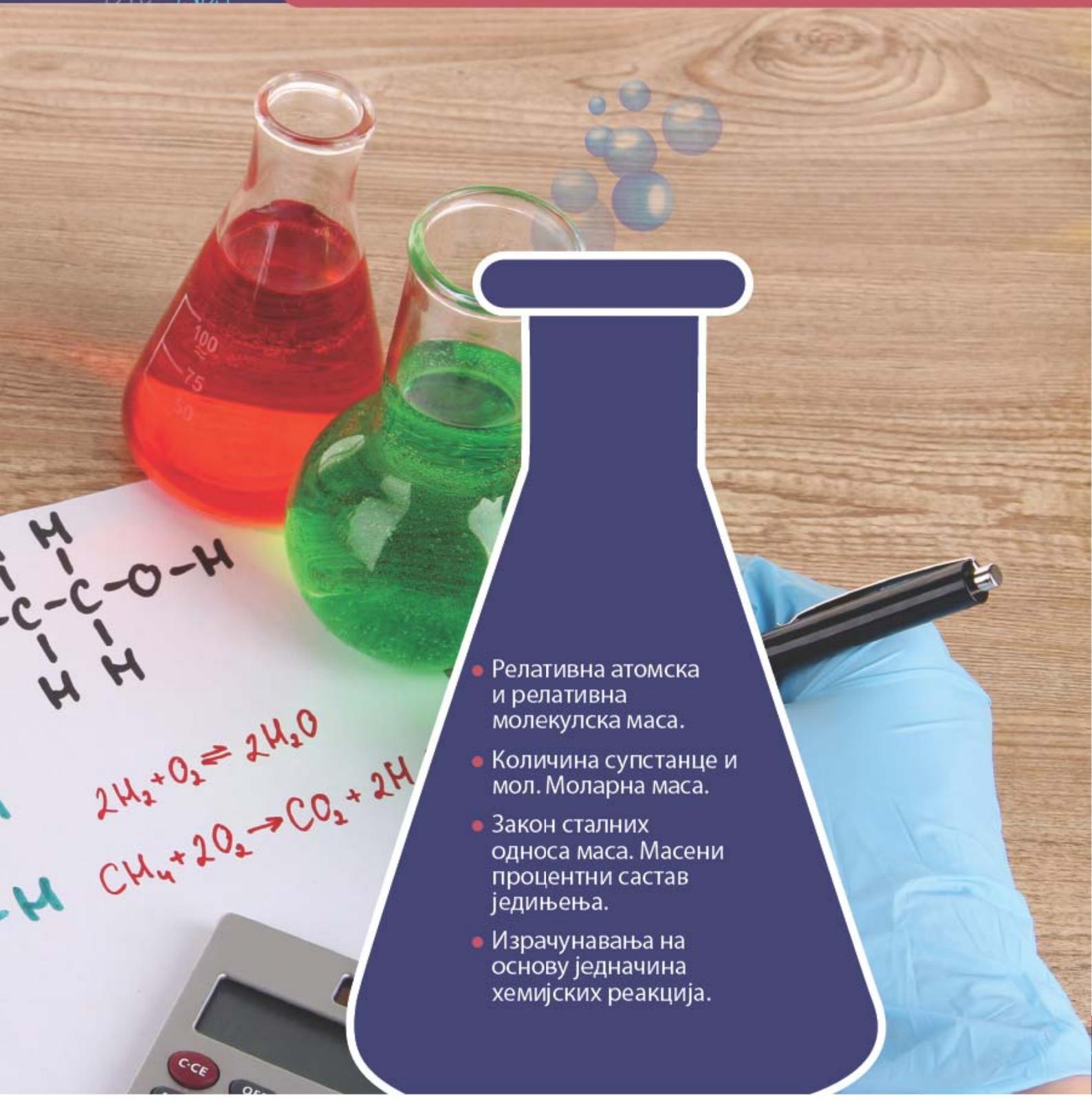
Амедео Авогадро је био италијански физичар који је у великој мери допринео изучавању хемије. Занимљиво је да је Авогадро своју каријеру започео као адвокат. Недуго затим посветио се математици и физици, након чега је постао и професор. Помогао је разрешавању конфузије која је у то време постојала у вези са разликовањем атома и молекула.

Његов значај огледа се у постављању **Авогардове хипотезе** према којој сви гасови при једнакој запремини, притиску и температури садрже исти број молекула. Његова хипотеза се данас сматра законом, а у његову част је константа која означава број молекула у једном молу супстанце названа **Авогадров број** ($6,02214076 \times 10^{23}$).

Моја истраживања у природним наукама посебно укључују онај део физике који се бави атомима: особинама молекула, силама укљученим у њихово кретање, топлотним капацитетима различитих супстанци, ширењем гасова при загревању и густином и притиском гасова.

ИЗРАЧУНАВАЊА У ХЕМИЈИ

- Релативна атомска и релативна молекулска маса.
- Количина супстанце и мол. Моларна маса.
- Закон сталних односа маса. Масени процентни састав једињења.
- Израчунавања на основу једначина хемијских реакција.



Маса атома водоника је приближно једнака атомској јединици масе, односно дванаестог дела масе атома угљеника $^{12}_6\text{C}$ и она износи приближно 1. То онда указује на то да релативна атомска маса приближно показује колико неки атом има већу масу од атома водоника. Ово има смисла јер је водоник елемент са најмањим атомом. Дакле **атом водоника има најмању масу**, па се њему може приписати вредност 1. Релативна атомска маса чија је ознака Ar количник је масе атома изражене у грамима и атомске јединице масе.

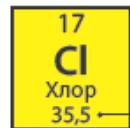
$$Ar = \frac{m(\text{елемента}) \text{ g}}{ug} = \frac{m(\text{елемента}) \text{ g}}{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}}$$

Релативна атомска маса је неименовани број, јер се добија као количник две величине у којима се користе исте јединице (g).



Првобитно је основа за одређивање релативне атомске масе била водоник. Разлог томе био је тај што је атом водоника најмањи и има најмању масу. Зато му је приписана маса 1. Касније је за основу за одређивање релативне атомске масе изабран кисеоник, односно, 1/16 масе атома $^{12}_6\text{O}$. Данас се као основа за одређивање релативне атомске масе користи угљеник. Без обзира на основу, релативна атомска маса је број који приближно показује колико пута је маса атома елемената већа од масе атома водника.

Релативне атомске масе свих елемената су одређене и налазе се у периодном систему елемената као подаци.



релативна атомска маса

Релативна атомска маса елемента записује се тако што се за њу користи ознака Ar, а симбол елемента се ставља у заграду. На пример, релативна атомска маса хлора приказује се као $Ar(\text{Cl}) = 35,5$.

Релативне масе протона и неутрона приближно су 1, односно, приближно су једнаке атомској јединици масе и.

$$u \approx m(p^+) \approx m(n^0)$$

Да се подсетимо

 **Масени број** је збир броја протона и неутрона. (Поглавље Атоми и хемијски елементи)

Масе протона и неутрона су приближно 1, па је онда масени број приближен релативној атомској маси атома.



Да се подсетимо

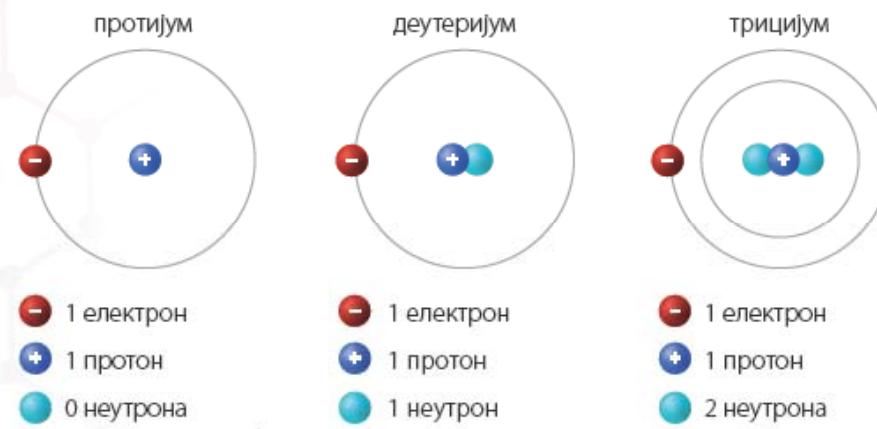


Изотопи су атоми истог елемента који у својим језгрима имају исти број протона, али различит број неутрона. (Поглавље Атоми и хемијски елементи)

Како изотопи имају исти број протона, али различит број неутрона, масени бројеви изотопа истог елемента се разликују.

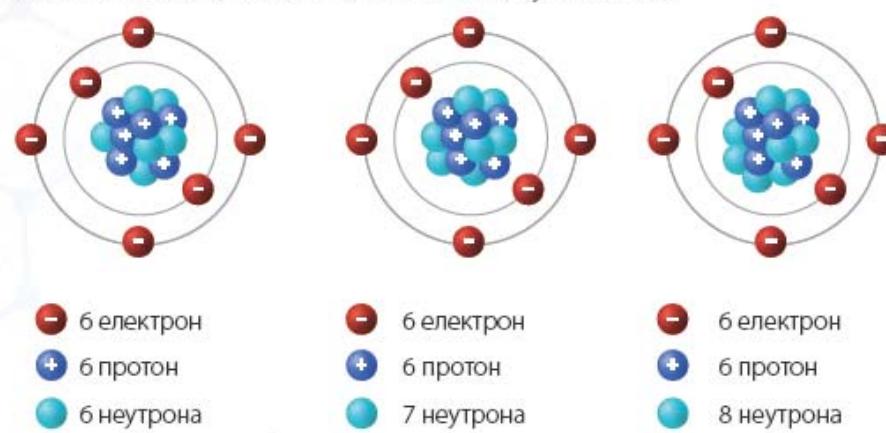
На пример: атом хлора има два стабилна изотопа: један има масени број 35 ($^{35}_{17}\text{Cl}$, 17 протона и 18 неутрона), док је масени број другог 37 ($^{37}_{17}\text{Cl}$, 17 протона и 20 неутрона). Релативна атомска маса зависи од заступљености изотопа одређеног елемента у природи. Релативна атомска маса представља просечну масу атома елемента, узмајући у обзир масе и заступљености свих изотопа елемента.

Тако, релативна атомска маса водоника износи приближно 1, јер се водоник састоји од 99,98% атома изотопа ^1H , док се остали изотопи налазе у малим процентима у природи.



$$\text{Масени број} = 1 + 0 = 1 \quad = 1 + 1 = 2 \quad = 1 + 2 = 3$$

Слично, релативна атомска маса угљеника је 12,01, јер се угљеник састоји од 98,9% атома изотопа $^{12}_6\text{C}$ (Табела 7.1. Релативне атомске масе елемената, њихови изотопи и заступљеност).



$$\text{Масени број} = 6 + 6 = 12 \quad = 6 + 7 = 13 \quad = 6 + 8 = 14$$

110

Al_3

COOK

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5$

$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{C}_6\text{H}_5$

H_2SO_4

Al^{3+}

Na_2^{+}

Међутим, релативна атомска маса хлора је 35,45, јер се хлор састоји од 76% атома изотопа $^{35}_{17}\text{Cl}$ и 24% атома изотопа $^{37}_{17}\text{Cl}$.

Елемент	Релативна атомска маса	Изотопи	Заступљеност изотопа
водоник	1,008	^1_1H ^2_1H ^3_1H	99,98% 0,02% занемарљиво мало
литијум	6,9	^6_3Li ^7_3Li	7,6% 92,4%
угљеник	12,01	$^{12}_6\text{C}$ $^{13}_6\text{C}$	98,9% 1,1%
неон	20,2	$^{20}_{10}\text{Ne}$ $^{21}_{10}\text{Ne}$ $^{22}_{10}\text{Ne}$	90,5% 0,3% 9,2%
хлор	35,45	$^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$	76% 24%

Табела 7.1. Релативне атомске масе елемената, њихови изотопи и заступљеност

Релативна молекулска маса

Молекули се сastoјe од атома, па је релативна молекулска маса једнака збиру релативних атомских маса атома који се налазе у молекулу.

Релативна молекулска маса (Mr) је број који показује колико је пута маса молекула већа од атомске јединице масе и, односно од $1/12$ масе атома угљеника C-12 ($^{12}_6\text{C}$).

Релативна молекулска маса се рачуна уз употребу података о реалтивним атомским масама који се налазе у Периодном систему елемената и података о броју атома у молекулу.

Релативна молекулска маса молекула воде је:

$$Mr(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot Ar(\text{H}) + Ar(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Релативна молекулска маса молекула амонијака је:

$$Mr(\text{NH}_3) = Ar(\text{N}) + 3 \cdot Ar(\text{H}) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

Релативна молекулска маса молекула водоника је:

$$Mr(\text{H}_2) = 2 \cdot Ar(\text{H}) = 2 \cdot 1 = 2$$



Резиме



Питања и задаци

m_a : n : N :

1. Како је изведена атомска јединица масе?
 2. Шта је релативна атомска маса, а шта релативна молекулска маса?
 3. Објасни како изотопи утичу на релативну атомску масу?
 4. Израчунај релативне молекулске масе следећих молекула елемената: O_2 , N_2 , Cl_2 .
 5. Израчунај релативне молекулске масе следећих молекула једињења: $C_2H_{2'}$, $H_2SO_{4'}$, $HNO_{3'}$, CH_4 .

КОЛИЧИНА СУПСТАНЦЕ И МОЛ. МОЛАРНА МАСА



Ключно

- количина супстанце
 - јединица за количину супстанце
 - моларна маса



Да се подсетимо

У Поглављу *Атоми и хемијски елементи* указано је на то да су атоми изузетно честице изузетно малих димензија и масе. Наведен је пример који то илуструје: дебљина власи косе одговара реду сачињеном од 500 000 атома угљеника.

С обзиром на то да није могуће изводити мерења или хемијске реакције са појединачним атомима или молекулима, због њихове мале величине уведен је појам **количина супстанце** (ознака n). Овај појам омогућава да се ради са великим, али тачно одређеним бројем атома или молекула. **Јединица за количину супстанце** је мол, чија је ознака **mol**.

Један мол (1 mol) супстанце у себи садржи 602000000000000000000000 (6,02 · 10^{23}) честица. Те честице могу бити атоми, молекули или јони.

Број честица (атома, молекула, јона) у једном молу ($6,02 \cdot 10^{23}$) назива се **Авогадров број** (ознака N_A). Овај број је велики.



Дали сте знали?

На пример, $6,02 \cdot 10^{23}$ крофни прекрило би целу Земљу, и такав слој би дебео око осам километара. А запремину која одговара запремини Земљине кугле могло би да заузме $6,02 \cdot 10^{23}$ кошаркашких лопти.

На сличан начин, у свакодневном животу срећемо се са паковањима која у себи садрже тачно одређени број комада. Тако се шибице купују у виду кутија шибица, а ципеле као пар. Зна се да кутија шибица садржи 50 шибица и да пар ципела чине две ципеле.

Број $60200000000000000000000000$ (6,02 · 10^{23}) изабран је јер се у 12 g угљеника C-12, налази $6,02 \cdot 10^{23}$ атома угљеника. Из наведеног следи да је 12 g угљеника један мол (1 mol) угљеника, па је моларна маса 12 g/mol.

Релативна атомска маса угљеника C-12 је 12.

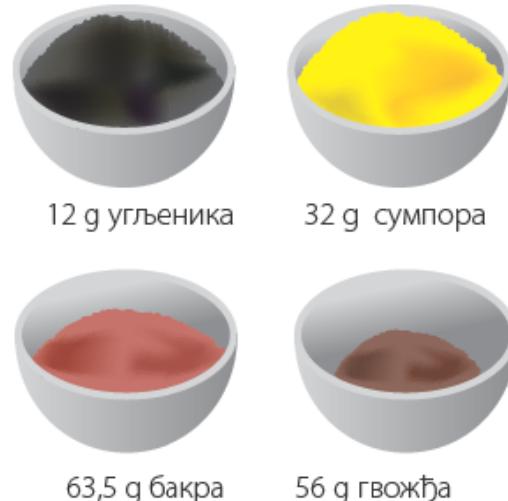
Моларна маса је маса једног мола неке супстанце. Моларна маса је бројчано једнака релативној атомској (или молекулској) маси, а јединица за њу је **g/mol**.

$$M = Ar \cdot \frac{g}{\text{mol}}$$

$$M = M_r \cdot \frac{g}{m_0}$$



Слично важи и за друге супстанце (Табела 7.2. Веза између релативне атомске (молекулске) масе, моларне масе, количине супстанце и броја честица за неколико супстанци). Тако, релативна атомска маса водоника је 1, па се у 1 g атома водоника налази $6,02 \cdot 10^{23}$ атома водоника. То је 1 mol атома водоника, па је и 1 g/mol моларна маса атома водоника. У 20 g неона налази се $6,02 \cdot 10^{23}$ атома неона. То је 1 mol атома неона, а 20 g/mol неона је молска маса атома неона.



Сл. 7.2.1. Маса једног мола супстанци

Изнад (Сл. 7.2.1.) је приказан је 1 mol четири различита елемента. Сваки од узорака садржи по $6,02 \cdot 10^{23}$ атома одговарајућег елемента.

Супстанца	Релативна атомска (Ar) или молекулска (Mr) маса	Моларна маса (M)	Количина супстанце (n)	Број честица, атома или молекула
угљеник (C)	12	12 g/mol	1 mol	$6,02 \cdot 10^{23}$
водоник (H)	1	1 g/mol	1 mol	$6,02 \cdot 10^{23}$
неон (Ne)	20	20 g/mol	1 mol	$6,02 \cdot 10^{23}$
вода (H_2O)	18	18 g/mol	1 mol	$6,02 \cdot 10^{23}$
амонијак (NH_3)	17	17 g/mol	1 mol	$6,02 \cdot 10^{23}$
угљеник(IV)-оксид (CO_2)	44	44 g/mol	1 mol	$6,02 \cdot 10^{23}$

Табела 7.2. Веза између релативне атомске (молекулске) масе, моларне масе, количине супстанце и броја честица за неколико супстанци

Количина супстанце, односно број молова (n) може се израчунати на основу броја честица (N) и Авогадровог броја, N_A ($6,02 \cdot 10^{23}$).

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Примену ове формуле запазићеш у примерима који следе (Пример 1 и Пример 2).

**Пример 1**

Израчунај број молова воде (n), ако се у узорку налази $1,5 \cdot 10^{23}$ молекула воде.

Поступак:

I начин: Примена формуле

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекула}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекула/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

II начин: Примена пропорције

[Поставити пропорцију за дати задатак. Први део пропорције заснива се на томе да 1 mol у себи садржи $6,02 \cdot 10^{23}$ честица (у овом случају молекула). Помножити спољашње чланове пропорције и то изједначити са помноженим унутрашњим члановима пропорције. Израчунати непознату.]

$$1 \text{ mol} : 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекула} = X \text{ mol} : 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекула}$$

$$1 \text{ mol} \cdot 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекула} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекула} \cdot X \text{ mol}$$

$$X \text{ mol} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекула}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекула}} = 0,25 \text{ mol}$$

Решење: $1,5 \cdot 10^{23}$ молекула воде је 0,25 mol воде.

**Пример 2**

Израчунај број молекула амонијака (N) који се налазе у 3 мола амонијака (NH_3).

Поступак:

I начин: Примена формуле

$$n = \frac{N}{N_A} \longrightarrow N = n \cdot N_A = 3 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекула/mol} = 18,06 \cdot 10^{23} \text{ молекула}$$

II начин: Примена пропорције

$$1 \text{ mol} : 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекула} = 3 \text{ mol} : X \text{ молекула}$$

$$1 \text{ mol} \cdot X \text{ молекула} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекула} \cdot 3 \text{ mol}$$

$$X \text{ молекула} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекула} \cdot 3 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 18,06 \cdot 10^{23} \text{ молекула}$$

Решење: У 3 мола амонијака налази се $18,06 \cdot 10^{23}$ молекула.

На основу масе супстанце може се одредити количина супстанце, односно број молова.

$$n = \frac{m \text{ (маса супстанце, у грамима)}}{M \text{ (моларна маса супстанце)}}$$

Примену ове формуле запазићеш у примерима који следе (Пример 3 и Пример 4).





Пример 3

Израчунај број молова неона (Ne) који се налази у 30 г неона.

Поступак:

[У Периодном систему пронађи атомску масу неона.]

$$Ar(Ne) = 20$$

$$M(Ne) = 20 \text{ g/mol}$$

[Овде је моларна маса неона бројчано једнака релативној атомској маси, јер је неон, као племенити гас, у атомском стању.]

I начин: Примена формуле

$$n = \frac{m}{M} = \frac{30 \text{ g}}{20 \text{ g/mol}} = 1,5 \text{ mol}$$

II начин: Примена пропорције

$$1 \text{ mol Ne : } 20 \text{ g Ne} = X \text{ mol Ne : } 30 \text{ g Ne}$$

[Поставити пропорцију за задатак. Први део пропорције заснован је на податку да 1 mol Ne има масу 20 g. Помножити спољашње чланове пропорције и изједначити их са помноженим унутрашњим члановима пропорције. Израчунати непознату.]

$$1 \text{ mol Ne} \cdot 30 \text{ g Ne} = 20 \text{ g Ne} \cdot X \text{ mol Ne}$$

$$X \text{ mol Ne} = \frac{1 \text{ mol Ne} \cdot 30 \text{ g Ne}}{20 \text{ g Ne}}$$

$$X \text{ mol Ne} = 1,5 \text{ mol Ne}$$

Решење: У 30 g неона налази се 1,5 mol неона.



Пример 4

Задатак: Колика је маса 10 молова амонијака?

Поступак:

[Израчунати молекулску масу амонијака.]

$$Mr(NH_3) = Ar(N) + 3 \cdot Ar(H) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

$$M(NH_3) = 17 \text{ g/mol}$$

I начин: Примена формуле

$$n = \frac{m}{M} \longrightarrow m = n \cdot M$$

$$m = 10 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol} = 170 \text{ g}$$

II начин: Примена пропорције

$$1 \text{ mol NH}_3 : 17 \text{ g} = 10 \text{ mol NH}_3 : X \text{ g}$$

$$1 \text{ mol NH}_3 \cdot X \text{ g} = 17 \text{ g} \cdot 10 \text{ mol NH}_3$$

$$X \text{ g} = \frac{17 \text{ g} \cdot 10 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 170 \text{ g}$$

Решење: Маса десет молова амонијака износи 170 g.

Резиме



- Ознака за количину супстанце је ***n***. Јединица за количину супстанце је **mol**.
- Један мол (1 mol) супстанце у себи садржи $6020000000000000000000000000000000$ ($6,02 \cdot 10^{23}$) честица. Честице могу бити атоми, молекули или јони.
- Моларна маса је бројчано једнака релативној атомској (или молекулској) маси, а јединица је g/mol.
- Број молова може се израчунати употребом формуле:

$$n = \frac{m \text{ (маса супстанце)}}{M \text{ (моларна маса)}}$$

Питања и задаци



1. Наведи јединицу за количину супстанце.
2. Израчунај моларну масу:
 - сумпорне киселине (H_2SO_4);
 - натријум-хлорида (NaCl);
 - калијум-јодида (Kl).
3. Колико молова се налази у:
 - 25 g водоник-сулфида (H_2S);
 - 7 g азота (N_2);
 - 30 g калцијум-оксида (CaO)?
4. Колико грама се налази у:
 - 4 mola кисеоника (O_2);
 - 8 mola алуминијум-оксида (Al_2O_3);
 - 5 mola метана (CH_4)?
5. Израчунај број молова угљеник(IV)-оксида (CO_2) у узорку који садржи $2,02 \cdot 10^{23}$ молекула.



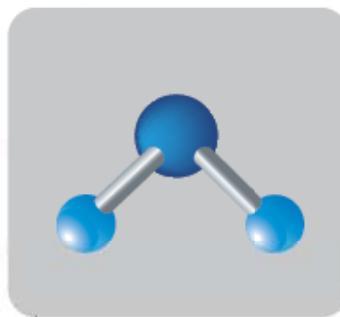


Кључно

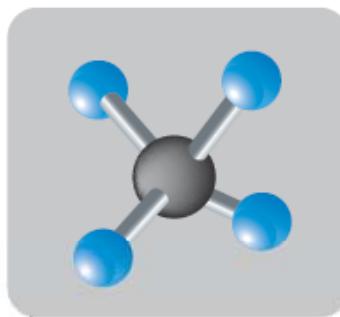
- однос маса елемената у једињењу
- масени процентни састав једињења

Закон сталних односа маса. Масени процентни састав једињења

У једињењима постоји сталан однос маса елемената који граде једињења. Молекулска формула једињења указује на број атома у молекулу, али и на однос маса елемената. Наиме, с обзиром на то да су нам атомске масе познате, када знамо број атома у молекулу, можемо одредити и однос маса елемената. На пример, молекулска формула воде H_2O указује на то да се молекул воде састоји од два атома водоника и једног атома кисеоника.



Сл. 7.3.1. Модел молекула воде



Сл. 7.3.2. Модел молекула метана

У молекулу воде (H_2O) масе водоника и кисеоника су:

H_2	O
$2 \cdot \text{Ar}(\text{H}) = 2$	$\text{Ar}(\text{O}) = 16$
2	16
2 : 2	16 : 2
1	8

Однос маса водоника и кисеоника у молекулу воде је 2 : 16, односно, ако се оба броја поделе са 2, добија се однос 1 : 8.

У молекулу метана CH_4 однос маса угљеника и водоника је:

C	H_4
$\text{Ar}(\text{C}) = 12$	$4 \cdot \text{Ar}(\text{H}) = 4$
12	4
12 : 4	4 : 4
3	1

Однос маса угљеника и водоника у молекулу метана је 12 : 4, односно, ако се оба броја поделе са 4, добија се однос 3 : 1.

**Да ли сте знали?**

Закон сталних масених односа експериментално је открио Пруст у 18. веку.

Закон сталних односа маса гласи: У истом једињењу елементи се међусобно једине увек у истом и тачно одређеном односу маса. Састав једињења је сталан, без обзира на начин на који је једињење добијено.

Масени процентни састав једињења може се израчунати на основу молекулске формуле једињења. Масени процентни састав једињења даје податке о масеним процентима елемената који улазе у састав једињења.

Масени процентни састав једињења рачуна се према формулама:

$$\omega = \frac{\text{маса елемената у молекулу}}{\text{релативна молекулска маса}} \cdot 100\%$$

Процентни састав једињења може се израчунати на два начина: коришћењем формуле или коришћењем пропорција.

**Пример 1**

Израчунај масени процентни састав воде.

Поступак:**I начин: Примена формуле**

$$\omega(\text{H}) = 2 \cdot \frac{\text{Ar}(\text{H})}{\text{Mr}(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{\text{Ar}(\text{O})}{\text{Mr}(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\%$$

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$$\omega(\text{H}) = \frac{2}{18} \cdot 100\% = 11,1\%$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{16}{18} \cdot 100\% = 88,9\%$$

II начин: Примена пропорције

$$2 \text{ г водоника} : 18 \text{ г воде} = X \text{ г водоника} : 100 \text{ г воде}$$

$$2 \text{ г водоника} \cdot 100 \text{ г воде} = 18 \text{ г воде} \cdot X \text{ г водоника}$$

$$X \text{ г водоника} = \frac{2 \text{ г водоника} \cdot 100 \text{ г воде}}{18 \text{ г воде}} = 11,1\% \text{ водоника}$$

$$16 \text{ г кисеоника} : 18 \text{ г воде} = X \text{ г кисеоника} : 100 \text{ г воде}$$

$$16 \text{ г кисеоника} \cdot 100 \text{ г воде} = 18 \text{ г воде} \cdot X \text{ г кисеоника}$$

$$X \text{ г кисеоника} = \frac{16 \text{ г кисеоника} \cdot 100 \text{ г воде}}{18 \text{ г воде}} = 88,9\% \text{ кисеоника}$$

Решење: Вода у свом саставу има 11,1% водоника и 88,9% кисеоника. Збир процената свих елемената који чине један молекул је 100%. У саставу воде 11,1% водоника и 88,9% кисеоника чине 100%.





Пример 2

Израчунај масени процентни састав метана.

Поступак:

I начин: Примена формуле

$$\omega(C) = \frac{Ar(C)}{Mr(CH_4)} \cdot 100\%$$

$$\omega(H) = \frac{4 \cdot Ar(H)}{Mr(CH_4)} \cdot 100\%$$

$$Mr(CH_4) = Ar(C) + 4 \cdot Ar(H) = 12 + 4 \cdot 1 = 16$$

$$\omega(C) = \frac{12}{16} \cdot 100\% = 75\%$$

$$\omega(H) = \frac{4}{16} \cdot 100\% = 25\%$$

II начин: Примена пропорције

$$12 \text{ г угљеника : } 16 \text{ г метана} = X \text{ г угљеника : } 100 \text{ г метана}$$

[Први део пропорције чини оно што је у једињењу (молекулу), а други део представља овај однос који подразумева да је маса метана 100 g.]

$$12 \text{ г угљеника} \cdot 100 \text{ г метана} = 16 \text{ г метана} \cdot X \text{ г угљеника}$$

$$X \text{ г угљеника} = \frac{16 \text{ г угљеника} \cdot 100 \text{ г метана}}{18 \text{ г метана}} = 75\% \text{ угљеника}$$

$$4 \text{ г водоника : } 16 \text{ г метана} = X \text{ г водоника : } 100 \text{ г метана}$$

$$4 \text{ г водоника} \cdot 100 \text{ г метана} = 16 \text{ г метана} \cdot X \text{ г водоника}$$

$$X \text{ г водоника} = \frac{4 \text{ г водоника} \cdot 100 \text{ г метана}}{18 \text{ г метана}} = 25\% \text{ водоника}$$

Решење: Метан у свом саставу има 75% угљеника и 25% водоника. Збир процената угљеника и водоника је 100%.

Резиме



- У истом једињењу елементи се међусобно једине увек у истом и тачно одређеном односу маса.
- Масени процентни састав једињења даје податке о масеним процентима елемената који улазе у састав једињења.
- Однос маса елемената у једињењу и масени процентни састав једињења могу се израчунати на основу молекулске формуле једињења и података о маси сваког од елемената.
- Масени процентни састав једињења израчунаје се путем следеће формуле:

$$\omega = \frac{\text{маса елемената у молекулу}}{\text{релативна молекулска маса}} \cdot 100\%$$

Питања и задаци

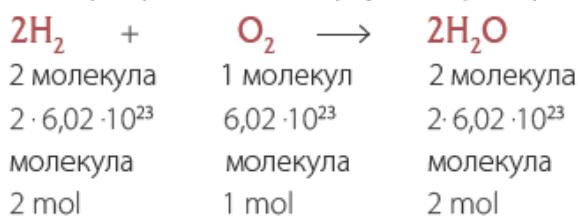
- Како гласи закон сталних односа маса?
- На основу чега се израчунају однос маса елемената у једињењу и масени процентни састав једињења?
- Одреди однос маса елемената у амонијаку (NH_3), угљеник(II)-оксиду (CO) и угљеник(IV)-оксиду (CO_2).
- Одреди масени процентни састав амонијака (NH_3), угљеник(II)-оксида (CO) и угљеник(IV)-оксида (CO_2).
- Које једињење садржи већи проценат сумпора: сумпор(IV)-оксид или сумпор(VI)-оксид?

Израчунавања на основу једначина хемијских реакција

Израчунавање на основу хемијских једначина је од великог значаја у експерименталном раду, јер омогућава да се одреде масе супстанци које су потребне за добијање жељене масе производа реакције. Ова израчунавања неопходна су у хемијској индустрији у планирању процеса производње.

У израчунавању на основу хемијских једначина искључиво се користе изједначене једначине. Приликом израчунавања на основу хемијских једначина, једначине обавезно морају бити изједначене.

Једначине хемијских реакција (Поглавље 6 *Хемијске реакције и хемијске једначине*) показују број молекула реактаната и број молекула производа реакције.



Једначина добијања воде из водоника и кисеоника показује да два молекула водоника (2H_2) реагују са једним молекулом кисеоника (O_2) и дају као производ реакције два молекула воде ($2\text{H}_2\text{O}$).

Међутим, хемијска једначина показује и број молова, јер мол (mol) сваке супстанце садржи $6,02 \times 10^{23}$ молекула. То значи да два мола молекула (2 mol) водоника (H_2) реагују са једним молом молекула (1 mol) кисеоника (O_2) и дају два мола молекула (2 mol) воде (H_2O).

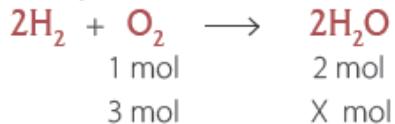
Ово нам омогућава да израчунамо број молова воде који се добија из количине кисеоника (O_2) која је различита од количине 1 mol.



Пример 1

Израчунај број молова воде који се добија из 3 мола кисеоника.

Поступак:



Примена пропорције

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol O}_2 : 2 \text{ mol H}_2\text{O} &= 3 \text{ mol O}_2 : X \text{ mol H}_2\text{O} \\ 1 \text{ mol O}_2 \cdot X \text{ mol H}_2\text{O} &= 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot 3 \text{ mol O}_2 \\ X \text{ mol H}_2\text{O} &= \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot 3 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 6 \text{ mol H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Решење: Из 3 мола кисеоника добија се 6 молова воде.



Кључно

- израчунавање количине супстанце (броя молова) на основу једначина хемијских реакција
- израчунавање масе броја молова на основу једначина хемијских реакција

Пример 2

Израчуј број молова воде који се добија из 5 молова водоника.

Поступак:



2 mol 2 mol

5 mol X mol

Примена пропорције

$$2 \text{ mol H}_2 : 2 \text{ mol H}_2\text{O} = 5 \text{ mol H}_2 : X \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$2 \text{ mol H}_2 \cdot X \text{ mol H}_2\text{O} = 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot 5 \text{ mol H}_2$$

$$X \text{ mol H}_2\text{O} = \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot 5 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol H}_2} = 5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Решење: Из 5 молова водоника добија се 5 молова воде.

Пример 3

Израчуј број молова кисеоника које је потребан за добијање 8 молова воде.

Поступак:



1 mol 2 mol

X mol 8 mol

Примена пропорције

$$1 \text{ mol O}_2 : 2 \text{ mol H}_2\text{O} = X \text{ mol O}_2 : 8 \text{ mol H}_2\text{O}$$

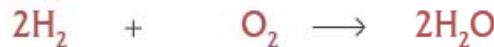
$$1 \text{ mol O}_2 \cdot 8 \text{ mol H}_2\text{O} = 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot X \text{ mol O}_2$$

$$X \text{ mol O}_2 = \frac{1 \text{ mol O}_2 \cdot 8 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = 4 \text{ mol O}_2$$

Решење: За добијање 8 молова воде потребна су 4 мола кисеоника.

Када се израчују мolarне масе молекула водоника (H_2), кисеоника (O_2) и воде (H_2O), могуће је доћи до података о томе које масе реаганата учествују у реакцији, као и о маси производа реакције који се добија.

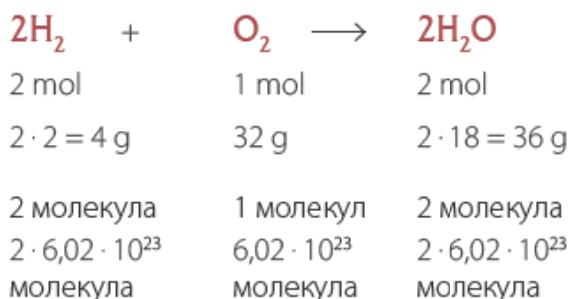
- $M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot Ar(\text{H}) = 2 \cdot 1 = 2$, моларна маса (M) је 2 g/mol
- $M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot Ar(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32$, моларна маса (M) је 32 g/mol
- $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot Ar(\text{H}) + Ar(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$, моларна маса (M) је 18 g/mol



2 mol 1 mol 2 mol

$2 \cdot 2 = 4$ g 32 g $2 \cdot 18 = 36$ g

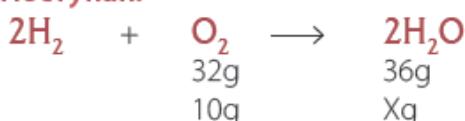
Израчунате моларне масе показују да 4g водоника реагује са 32g кисеоника, и даје 36g производа реакције, односно воде. Ово омогућава да се на основу маса реактаната, израчуна маса производа реакције. Такође, омогућава да се израчунају масе реактаната које су потребне за добијање одређене масе производа реакције.



Пример 4

Колико се грама воде добија у реакцији 10 g кисеоника са водоником?

Поступак:



Примена пропорције

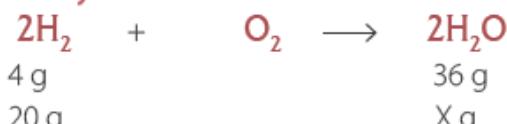
$$\begin{aligned} 32 \text{ g O}_2 : 36 \text{ g H}_2\text{O} &= 10 \text{ g O}_2 : X \text{ g H}_2\text{O} \\ 32 \text{ g O}_2 \cdot X \text{ g H}_2\text{O} &= 36 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 10 \text{ g O}_2 \\ X \text{ g H}_2\text{O} &= \frac{36 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 10 \text{ g O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 11,3 \text{ g H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Решење: Из 10 g кисеоника добија се 11,3 g воде.

Пример 5

Колико се грама воде добија у реакцији 20 g водоника са кисеоником?

Поступак:



Примена пропорције

$$\begin{aligned} 4 \text{ g H}_2 : 36 \text{ g H}_2\text{O} &= 20 \text{ g H}_2 : X \text{ g H}_2\text{O} \\ 4 \text{ g H}_2 \cdot X \text{ g H}_2\text{O} &= 36 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 20 \text{ g H}_2 \\ X \text{ g H}_2\text{O} &= \frac{36 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 20 \text{ g H}_2}{4 \text{ g H}_2} = 180 \text{ g H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Решење: Из 20 g водоника добија се 180 g воде.





Пример 6

Колико је грама водоника, у реакцији са кисеоником, потребно за добијање 40g воде?

Поступак:



Примена пропорције

$$\begin{aligned} 4\text{ g H}_2 : 36\text{ g H}_2\text{O} &= X\text{ g H}_2 : 40\text{ g H}_2\text{O} \\ 4\text{ g H}_2 \cdot 40\text{ g H}_2\text{O} &= 36\text{ g H}_2\text{O} \cdot X\text{ g H}_2 \\ X\text{ g H}_2\text{O} &= \frac{4\text{ g H}_2 \cdot 40\text{ g H}_2\text{O}}{36\text{ g H}_2\text{O}} = 4,4\text{ g H}_2 \end{aligned}$$

Решење: За добијање 40 g воде потребно је 4,4 g водоника.



Пример 7

Колико грама водоника је потребно да би се у реакцији водоника са хлором произвело 100g хлороводоника?

Поступак:

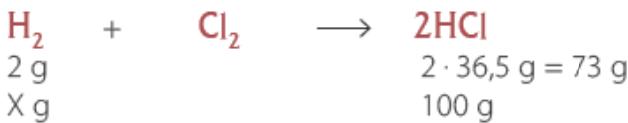


[На основу једначина и моларних маса могу се израчинати масе супстанци које учествују у реакцији.]

$\text{Mr}(\text{H}_2) = 2 \cdot \text{Ar}(\text{H}) = 2 \cdot 1 = 2$; моларна маса (M) је 2 g/mol

$\text{Mr}(\text{HCl}) = \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{Cl}) = 1 + 35,5 = 36,5$; моларна маса (M) је 36,5 g/mol

[Испод једначине пишу се потребне масе.]



Примена пропорције

$$\begin{aligned} 2\text{ g H}_2 : 73\text{ g HCl} &= X\text{ g H}_2 : 100\text{ g HCl} \\ 2\text{ g H}_2 \cdot 100\text{ g HCl} &= 73\text{ g HCl} \cdot X\text{ g H}_2 \\ X\text{ g H}_2 &= \frac{2\text{ g H}_2 \cdot 100\text{ g HCl}}{73\text{ g HCl}} = 2,74\text{ g H}_2 \end{aligned}$$

Решење: За добијање 100 g HCl потребно је 2,74 g H₂.

Резиме

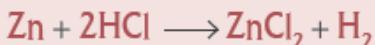


- Израчунавања на основу хемијских једначина раде се искључиво тако што се за њих користе изједначене једначине.
- Једначине хемијских реакција показују број молекула рејктанта и број молекула производа реакције.
- Једначине хемијских реакција показују и број молова рејктанта и производа реакције.

Питања и задаци



1. Израчунати број молова водоника (H_2) који се добија у реакцији 5 молова цинка (Zn) са хлороводоничном киселином (HCl). Једначина реакције је:



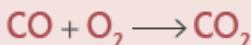
2. Израчунати број молова сумпора (S) који реагују са кисеоником (O_2) како би се добило 20 молова сумпор(IV)-оксида (SO_2). Једначина реакције је:



3. Колико грама угљеник(II)-оксида (CO) се добија у реакцији 32 g угљеника (C) са кисеоником (O_2)? Једначина реакције је:



4. Изједначи једначину хемијске реакције и израчунати колико грама угљеник(II)-оксида (CO) је потребно да реагује са кисеоником (O_2), како би се добило 100 g угљеник(IV)-оксида (CO_2)? Једначина реакције је:



5. Изједначи једначину хемијске реакције и израчунати колико грама кисеоника је потребно у реакцији са 50 g алуминијума? Једначина реакције је:



Лабораторијска вежба



Мерење масе супстанци и израчунавање моларне масе и количине супстанци



- Израчунати масе једног мола (1 mol) следећих елемената: гвожђе, сумпор, цинк, јод. Израчунате масе измерити на ваги.
- Израчунати масе једног мола (1 mol) следећих једињења: вода (H_2O), шећер (сахароза, $C_{12}H_{22}O_{11}$), кухињска со (натријум-хлорид, NaCl), магнезијум-хлорид ($MgCl_2$), калцијум-карбонат ($CaCO_3$), натријум-сулфат (Na_2SO_4). Израчунате масе измерити на ваги.
- На ваги измерити 5g следећих елемената, појединачно: гвожђе, сумпор, цинк, јод. Израчунати број молова који се налази у 5 g сваке од наведених супстанци.
- На ваги измерити 5g следећих једињења, појединачно: вода (H_2O), шећер (сахароза, $C_{12}H_{22}O_{11}$), кухињска со (натријум-хлорид, NaCl), магнезијум-хлорид ($MgCl_2$), калцијум-карбонат ($CaCO_3$) и натријум-сулфат (Na_2SO_4). Израчунати број молова који се налази у 5g сваке од наведених супстанци.



Розалинд Френклин
(1920-1958)



• Розалинд Френклин је била британски физичар и кристалограф. Неколико година радила је у Лондону, где је **направила кључне снимке за отривање структуре ДНК**, молекула који је носилац генетских информација које се са родитеља преносе на децу. Касније су Џејмс Вотсон и Франсис Крик дефинисали структуру ДНК молекула користећи њене снимке, и за то откриће добили су Нобелову награду за физиологију или медицину 1962. године. Истраживања која је започела је након што је преминула наставио један члан њеног тима, за шта је награђен Нобеловом наградом за хемију 1982. године. Била је један од пионира у отривању структуре вируса. Развила је и технике рендгенске кристалографије која је у датом тренутку била најсавременија техника за истраживање кристалних структура.

Наука и свакодневни живот не могу и не треба да буду раздвојени.

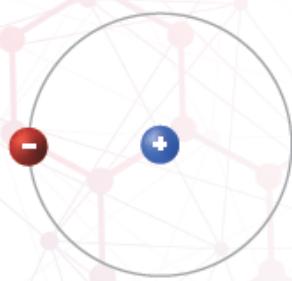
ВОДОНИК И КИСЕОНИК И ЊИХОВА ЈЕДИЊЕЊА. СОЛИ

- Водоник
- Кисеоник.
Оксидација,
сагоревање и
корозија
- Оксиди: хемијске
формуле, називи и
основна својства
- Киселине: хемијске
формуле, називи и
основна својства
- Хидроксиди (базе):
хемијске формуле, називи
и основна својства
- Мера киселости раствора: pH
скала
- Неутрализација – хемијска
реакција киселина и хидроксида
(база).
- Соли: формуле и називи

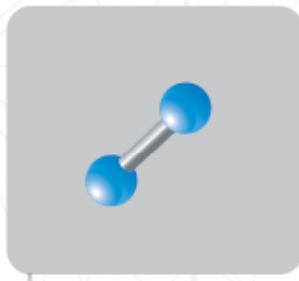


Кључно

- елементарно стање водоника
- налажење водоника у природи
- добијање и реакције водоника
- примена водоника



Сл. 8.1.1. Модел атома водоника



Сл. 8.1.2. Модел молекула водоника

ВОДОНИК

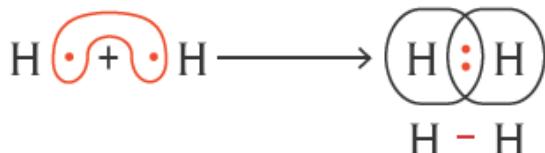
Када се погледа Периодни систем елемената, уочава се, на самом врху у горњем левом углу, симбол Н, односно симбол хемијског елемента водоника. У елементарном стању, на собној температури и атмосферском притиску, водоник је базбојан гас, лакши од ваздуха.

Водоник је најлакши елемент у природи и први је елемент у Периодном систему. Водоник се налази у првој периоди и у првој групи. Има један протон у језгру и један електрон у омотачу (Сл. 8.1.1.). Због једног електрона у енергетском нивоу водоник се налази у првој групи Периодног система. Поменути електрон налази се у првом енергетском нивоу омотача, због чега се водоник налази у првој периоди Периодног система (Поглавље *Атоми и хемијски елеменши*).

Да се подсетимо

Водоник има три изотопа. Протијум има један протон у језгру, деутеријум има један протон и један неутрон у језгру, док трицијум има један протон и два неутрона у језгру. У природи је протијум најраспрострањенији (99,98%).

Водоник се у елементараном стању налази у облику двоатомског молекула, у коме су атоми повезани једноструком неполарном ковалентном везом, дакле атоми деле заједнички електронски пар (Сл. 8.1.2.) (Поглавље *Молекули елеменаша и једињења. Јони и јонска једињења*).



Грађење ковалентне везе у молекулу водоника

Налажење водоника у природи

Водоник је најраспрострањенији елемент у свемиру. Налази се у звездама. Међутим, водоник је и елемент који гради највећи број различитих једињења. Водоник гради једињења и са металима и са неметалима. Налази се у води и у фосилним горивима (угаљ, нафта, земни гас). Поред тога, у саставу је различитих молекула који изграђују живе организме.



Сл. 8.1.3. угаљ



Сл. 8.1.4. нафта



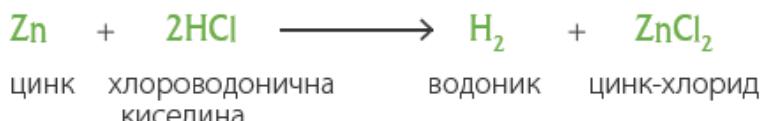
Сл. 8.1.5. вода

Добијање и реакције водоника

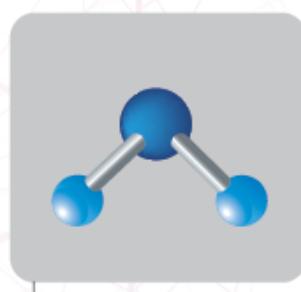
Водоник се може добити разлагањем воде (електролизом воде).



У лабораторији се водоник може добити у реакцији неких метала са киселинама. Тако, водоник се може добити у реакцији цинка (Zn) са хлороводоничном киселином (HCl).



Водоник сагорева на ваздуху, односно водоник реагује са кисеоником из ваздуха и гради воду.



Сл. 8.1.6. Молекул воде



Дали сте знали?

Праскави гас је смеша водоника и кисеоника у запреминском односу 2:1. Наиме, када се ова смеша запали, чује се прасак, јер се у реакцији нагло развија толота.

Примена водоника

Водоник се користи у производњи маргарина. Користи се и као ракетно гориво, јер се његовим сагоревањем на ваздуху ослобађа велика количина топлоте. Велика количина ослобођене топлоте може топити метале, па се зато водоник користи и за аутогено заваривање метала. Поред тога, водоник је, са становишта заштите животне средине, пожељно гориво, с обзиром на то да се у његовом сагоревању производи вода, која не загађује животну средину. Зато се интензивно ради на развијању ефикасних поступака, оних у којима се може произвести водоник, који се користи као гориво.



Сл. 8.1.7. Водоник као ракетно гориво



Сл. 8.1.8. Гасне боце са водоником користе се за заваривање метала

Резиме



- Елементарни водоник је гас без боје и мириса.
- Водоник се налази у првој групи и првој периоди Периодног система.
- У елементарном стању налази се у облику двоатомског молекула, у коме су атоми повезани једноструком ковалентном везом.
- Водоник је најраспрострањенији елемент у свемиру.
- Водоник са кисеоником гради воду (H_2O), а налази се и у великом броју различитих јединиња, па и у живим организмима.
- Водоник се користи као ракетно гориво, јер при сагоревању ослобађа велику количину топлоте.

Питања и задаци

1. У ком агрегатном стању је водоник када је у елементарном стању?
2. Прикажи електронским формулама грађење молекула водоника.
3. Која врста хемијске везе постоји у молекулу водоника?
4. Зашто је водоник идеално гориво?
5. Израчунај масу 5 молова молекула H_2 .
6. Колико грама цинка (Zn) је потребно за реакцију са хлороводничном киселином (HCl), да се произведе 3,5 г водоника (H_2)?

КИСЕОНИК

Да се подсетимо

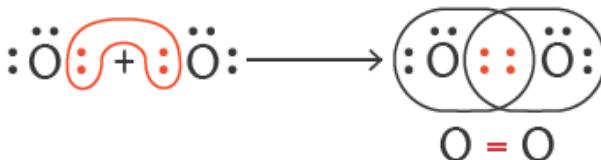


Са часова Биологије је познато да је кисеоник неопходан за живот и да се ослобађа у процесу фотосинтезе.

У елементарном стању кисеоник је гас без боје, мириса и укуса. Такође, у елементарном стању састоји се од двоатомских молекула. Кисеоник се налази у 16. групи и 2. периоди Периодног система.

Положај кисеоника у Периодном систему указује на то да атом кисеоника има шест електрона на последњем (другом) енергетском нивоу (Сл. 8.2.1.) (Поглавље *Атоми и хемијски елементи*). Кисеоник грађењем хемијских веза постиже електронску конфигурацију племенитог гаса неона са осам електрона на последњем нивоу (Поглавље *Атоми и хемијски елементи*).

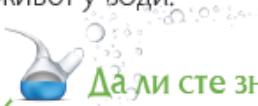
Веза између атома кисеоника у молекулу кисеоника је двострука неполарна ковалентна веза.



Грађење ковалентне везе у молекулу кисеоника

Налажење кисеоника у природи

Кисеонику у елементарном стању чини 21% ваздуха. У облику једињења кисеоник се налази у земљиној кори, као и у живим организмима. Елементарни кисеоник у природи настаје у процесу фотосинтезе у биљкама. Кисеоник је важан за живе организме, јер је укључен у процес дисања. У процесу дисања, троше се кисеоник и органске материје, а ослобађа се енергија која је неопхода живим организмима. Када људи дишу, удахнут ваздух садржи 21% запремински кисеоника, а издахнут садржи 16% кисеоника. Кисеоник се слабо раствара у води. Иако је концентрација кисоника у води мала, она омогућава живот у води.



Дали сте знали?

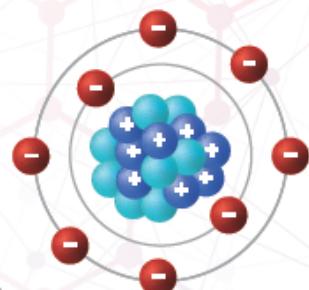
Концентрација кисеоника у води је мања од 1%. Међутим, рибе у својим шкргама имају ефикасан начин за издвајање кисеоника из воде, што им омогућава да преживе у води.

Кисеоник има **две алотропске модификације**, молекуле O_2 (обичан кисеоник) и O_3 (озон) (Сл. 8.2.2.). У озону се молекули кисеоника састоје од три атома. Озон настаје из молекула O_2 приликом електричног пражњења. Налази се у озонском омотачу (између 20 и 30 километара изнад површине Земље), где апсорбује ултраљубичасто зрачење, и тако штити жива бића од овог зрачења. Озон упира и топлотно зрачење, и тако штити Земљу од хлађења.



Кључно

- елементарно стање кисеоника
- алотропске модификације кисеоника
- налажење кисеоника у природи
- добијање и реакције кисеоника
- примена кисеоника



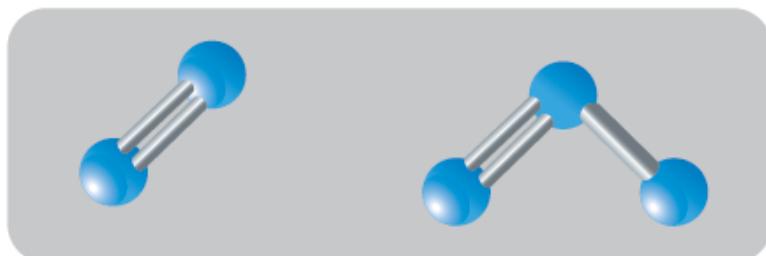
Сл. 8.2.1. Модел атома кисеоника

Алотропске модификације су различити облици истог елемента. У алотропским модификацијама постоји различит број атома у молекулу или постоји различит распоред атома у простору.



Дали сте знали?

Оштећење озонског
омотача омогућава про-
дор ултразвучног
зрачења до површине
Земље, што негативно
утиче на здравље људи.



• Сл. 8.2.2. Модели молекула кисеоника и озона

Фотосинтеза је процес у коме биљке, уз помоћ хлорофилла који се налази у зеленим листовима и уз помоћ светlostи, трошећи воду и угљеник(IV)-оксид (CO_2) (из ваздуха), производе органске супстанце и елементарни кисеоник (O_2).



Сл. 8.2.3. Фотосинтеза у билькама

Добијање и реакције кисеоника

Кисеоник се, заједно са водоником, може добити разлагањем воде (електролизом воде). Поред тога, кисеоник се може добити прерадом ваздуха и разлагањем његових једињења.

У лабораторији се кисеоник може добити разлагањем његових једињења.



Када кисеоник реагује са другим елементима, настају оксиди, а такав процес се назива **оксидација**. **Оксиди** су једињења кисеоника са неким другим елементом. Кисеоник гради оксиде и са металима и са неметалима.

Оксидација може бити бурна (брза) или тиха (спора). Велики број елемената приликом реакције са кисеоником сагорева, и у току такве реакције ослобађају се светлост и топлота.

Пример бурних оксидација је реакција водоника и магнезијума са кисеоником.



Формуле оксида зависе од валенци елемената са којима кисеоник гради оксид. Кисеоник је увек двовалентан.

Када је позната валенца елемента који са кисеоником гради оксид, може се написати формула тог оксида.

Примери оксида метала и неметала дати су у табели. Називи неких оксида у загради имају написану валенцу метала/неметала, док је у неким називима напомена о валенци изостављена. Валенца се у називима означава у загради уколико је у питању елемент који може имати различите валенце у различитим једињењима, као што је случај са азотом, угљеником, гвожђем и сумпором (Поглавље Молекули елемената и једињења. Јони и јонска једињења).

Назив оксида	Валенца метала/ неметала	Формула оксида
натријум-оксид	I	Na_2O
азот(I)-оксид	I	N_2O
магнезијум-оксид	II	MgO
угљеник(II)-оксид	II	CO
гвожђе(II)-оксид	II	FeO
алуминијум-оксид	III	Al_2O_3
азот(III)-оксид	III	N_2O_3
гвожђе(III)-оксид	III	Fe_2O_3
сумпор(IV)-оксид	IV	SO_2
угљеник(IV)-оксид	IV	CO_2
азот(V)-оксид	V	N_2O_5
сумпор(VI)-оксид	VI	SO_3

Табела 8.1. Примери оксида метала и неметала

Примена кисеоника

У индустрији се кисеоник користи за реакције сагоревања. Користи се као ракетно гориво, у аутогеном заваривању (гасном заваривању), и за сечење метала. У медицини се ваздух обогаћен кисеоником користи као помоћ при дисању. Ваздух обогаћен кисеоником користи се у астронаутици и у ронилаштву.



Сл. 8.2.4. Примена кисеоника у медицини



Сл. 8.2.5. Примена кисеоника у роњењу



Сл. 8.2.6. Боче са кисеоником за заваривање метала



Сл. 8.2.7. Аутогено заваривање



Резиме



- Кисеоник је у елементарном стању у облику молекула O_2 .
- Кисеоник је гас без боје и мириза.
- Кисеоник се налази у 16. групи и 2. периоди Периодног система.
- Кисеоник се налази у ваздуху, земљишту и живим организмима.
- Елементарни кисеоник у природи настаје у процесу фотосинтезе.
- Са другим елементима кисеоник гради једињања која се називају оксиди.
- У индустрији се кисеоник користи за реакције сагоревања. У медицини се ваздух са кисеоником користи као помоћ при дисању. Ваздух обогаћен кисеоником користи се и у астронаутици и ронилаштву.

Питања и задаци



1. Где и у каквом облику се кисеоник налази у природи?
2. Прикажи грађење молекула кисеоника у виду електронске и структурне формуле.
3. Израчунај масени удео кисеоника у угљеник(IV)-оксиду.
4. Колико се молова воде добија у реакцији 5 молова кисеоника са водоником?
5. Колико се грама воде добија у реакцији 50 г кисеоника са водоником?

КИСЕЛИНЕ И ХИДРОКСИДИ (БАЗЕ)



Да се подсетимо

У познатој басни Ивана Крилова *Лисица и грожђе*, лисица је, када је схватила да се не може успети до грозда, одустала, правдајући своју лењост нагађањем да је грожђе наизглед лепо, али је кисело и од њега трну зуби. Шта храну или пића чини киселим? Шта су киселине?



Кључно

- састав киселина
- састав хидроксида
- називи киселина и хидроксида
- електролитичка дисоцијација киселина и хидроксида

Киселине граде неметали. Способност неметала да граде киселине је својство које их разликује од других елемената у Периодном систему (Поглавље *Атоми и хемијски елементи*). Киселине у свом саставу имају водоник и неметал, а већина киселина садржи и кисеоник.

Назив киселине	Формула киселине	Киселински остатак	Назив киселинског остатка
сумпорна (сулфатна) киселина	H_2SO_4	SO_4^{2-}	сулфатни анјон
сумпораста (сулфитна) киселина	H_2SO_3	SO_3^{2-}	сулфитни анјон
азотна (нитратна) киселина	HNO_3	NO_3^-	нитратни анјон
азотаста (нитритна) киселина	HNO_2	NO_2^-	нитритни анјон
угљена (карбонатна) киселина	H_2CO_3	CO_3^{2-}	карбонатни анјон
фосфорна (фосфатна) киселина	H_3PO_4	PO_4^{3-}	фосфатни анјон
хлороводонична (хлоридна) киселина	HCl	Cl^-	хлоридни анјон

Табела 8.2. Називи и формуле неких киселина и њихових киселинских остатака

Неметали реагују са кисеоником градећи оксиде. Већина оксида неметала реагује са водом градећи киселине. Оксиди који са водом граде киселине називају се кисели оксиди.

На пример, азот(V)-оксид у реакцији са водом гради азотну киселину.



Валенца неметала је иста у оксиду и у киселини.



Сл. 8.3.1. Лакмус хартија у киселом раствору

Лакмус хартија – хартија натопљена бојом једне врсте медитеранских лишајева, која служи као индикатор, тј. мења боју у зависности од средине у којој се налази

Киселине имају кисео укус. У нашој исхрани срећемо се са лимунском и сирћетном киселином. Међутим, већина киселина су опасне супстанце, па је забрањено пробати њихов укус.

Киселост се доказује уз помоћ лакмус хартије. У киселом раствору плава лакмус хартија мења боју у црвено (Сл. 8.3.1.).

Неке киселине су корозивне, нагризају кожу и предмете.

Демонстрациони оглед

Испитивање киселих својства раствора помоћу индикатора

Прибор: четири епрувете, сталак зе епрувете, лакмус хартија

Супстанце: разблажени раствор хлороводоничне киселине, раствор лимунске киселине, разблажени раствор сумпорне киселине, дестилована вода

Поступак: У прву епрувету сипати $1\text{--}2\text{ cm}^3$ дестиловане воде, у другу $1\text{--}2\text{ cm}^3$ разблаженог раствора хлороводоничне киселине, у трећу $1\text{--}2\text{ cm}^3$ раствора лимунске киселине, и у четврту $1\text{--}2\text{ cm}^3$ разблаженог раствора сумпорне киселине. Из сваке епрувете узети неколико капи и ставити на плаву лакмус хартију.

Опажање: Све супстанце осим воде боје плаву лакмус хартију у црвено.

Када се из киселине одузме водоник, преостаје анјон који се назива **киселински остатак**. Киселински остатци неких киселина дати су у табели (Табела 8.2. Називи и формуле неких киселина и њихових киселинских остатака).

У воденом раствору долази до електролитичке дисоцијације киселина.

Електролитичка дисоцијација је процес разлагања супстанци на јоне под утицајем поларних молекула воде.

Приликом електролитичке дисоцијације молекул киселине разлаже се на водоник, као позитивно наелектрисан јон – катјон (H^+), и киселински остатак који је негативно наелектрисан – анјон.

Киселине у воденом раствору дају као позитивно наелектрисане јоне искључиво јоне водоника (H^+).

Примери електролитичке дисоцијације киселина:



Хидроксиди (базе)

Хидроксиди (базе) садрже у свом молекулу **хидроксидну групу (OH^-)**. Ова група је увек једновалентна. Већина хидроксида поред хидроксидне групе у молекулу садржи и катјон метала.

Метали у рекацији са кисеоником граде оксиде. Реакцијом оксида метала прве и друге групе са водом добијају се хидроксиди. Оксиди метала који са водом дају хидроксиде (базе) називају се базни оксиди.

На пример, у реакцији калцијум-оксида са водом настаје калцијум-хидроксид.



Формуле хидроксида (база) зависе од валенце метала. Метали прве групе су једновалентни и за себе вежу један хидроксидни јон. Тако је формула натријум-хидроксида NaOH . Метали друге групе су двовалентни и за себе вежу две хидроксидне групе. Пример је формула калцијум-хидроксида која је $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Називи хидроксида (база) сastoјe сe од именa метала и речи хидроксид, између којих стоји цртица. На пример: калијум-хидроксид, литијум-хидроксид, баријум-хидроксид.

У базном раствору црвена лакмус хартија боји се у плаво (Сл. 8.3.2.).



Демонстрационни оглед



Испитивање базних својства раствора помоћу индикатора

Прибор: две епрувете, сталак зе епрувете, лакмус хартија

Супстанце: разблатени раствор натријум-хидроксида, дести-
лована вода

Поступак: У прву епрувету сипати 1–2 cm³ дестиловане воде, у другу 1–2 cm³ разблаженог раствора натријум-хидроксида. Из обе епрувете узети неколико капи и ставити их на црвену лакмус хартију.

Опажање: Са водом не долази до промене боје лакмус хартије, док натријум-хидроксид боји црвену лакмус хартију у плаво.

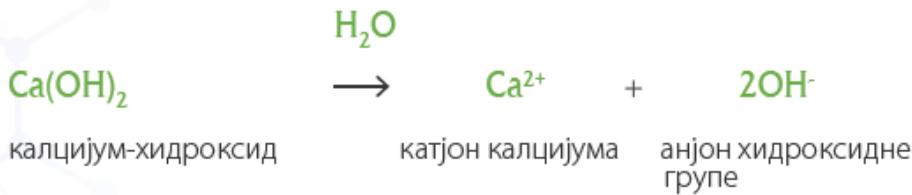
Базе су опасне, корозивне супстанце и потребно је бити опрезан у раду са њима.

Слично као киселине, и базе у воденом раствору подлежу електролитичкој дисоцијацији.

Базе се, услед електролитичке дисоцијације, разлажу на позитивно наелектрисан јон (катјон) метала и хидроксидну групу која је негативно наелектрисана (анјон).

Базе у воденом раствору као негативно наелектрисане јоне дају искључиво хидроксидне јоне (OH^-).

Примери електролитичке дисоцијације база су:



III Резиме



- Киселине у свом саставу имају водоник и неметал, а многе киселине садрже и кисеоник.
- Већина оксида неметала реагује са водом градећи киселине.
- У киселом раствору плава лакмус хартија мења боју у црвено.
- Киселине у воденом раствору као позитивно наелектрисане јоне дају искључиво јоне водоника (H^+).
- Хидроксиди (базе) садрже у свом саставу катјон метала и хидроксидну группу (OH^-).
- Базе боје црвену лакмус хартију у плаво.
- Базе у воденом раствору као негативно наелектрисане јоне дају искључиво хидроксидне јоне (OH^-).

Питања и задаци



1. Који је састав киселина, а који база?
2. Напиши реакцију електролитичке дисоцијације хлороводоничне киселине (HCl) и натријум-хидроксида ($NaOH$).
Које јоне у воденом раствору дају киселине, а које јоне дају базе?
3. Израчунај процентну концентрацију раствора натријум-хидроксида ($NaOH$), ако се у 80 г овог раствора налази 5 г натријум-хидроксида ($NaOH$).
4. Колико се молова азотне киселине (HNO_3) може добити из 4 мола азот(V)-оксида (N_2O_5)?
5. Колико грама калцијум-оксида (CaO) је потребно како би се добило 150 г калцијум-хидроксида ($Ca(OH)_2$)?



Кључно

- кисели раствори
- базни раствори
- неутрални раствори
- pH скала

МЕРА КИСЕЛОСТИ РАСТВОРА: pH СКАЛА

Раствори киселина међусобно се разликују по концентрацији водоничних јона (H^+) у раствору. Што је концентрација H^+ јона већа, раствор је киселији.

Слично, и раствори хидроксида (база) међусобно се разликују по концентрацији хидроксидних јона (OH^-). Мала концентрација хидроксидних јона (OH^-) указује на малу базност, а велика на велику базност.

У киселим растворима концентрација H^+ јона је већа од концентрације OH^- јона, а у базним растворима је концентрација OH^- јона већа од концентрације H^+ јона. Када су концентрације H^+ и OH^- јона исте, реч је о неутралном раствору.

КИСЕЛИ РАСТВОР pH < 7

• Концентрација H^+ јона > Концентрација OH^- јона

НЕУТРАЛНИ РАСТВОР pH = 7

• Концентрација H^+ јона = Концентрација OH^- јона

БАЗНИ РАСТВОР pH > 7

• Концентрација H^+ јона < Концентрација OH^- јона

Схема 8. Кисели, неутрални и базни раствор



Колико је неки раствор кисео или базан изражава се pH (Пе-Ха) скалом. Њен уобичајени опсег је 0–14. Кисели раствори имају pH вредности мање од 7, неутрални раствори имају pH вредност 7, а базни раствори pH вредности веће од 7. Што је раствор киселији, то је вредност pH мања. Што је раствор базнији, то је вредност pH већа.



Сл. 8.4.1. pH скала

pH скала



Неке од супстанци са којима се сусрећемо у свакодневном животу имају pH вредности приказане на слици.

Ова pH вредност се може одредити уз помоћ универзалних индикатора или уређаја који је мере. Универзални индикатори мењају боју, па се pH вредност одређује на основу њихове боје. На кутији универзалне индикаторске хартије налазе се ознаке које показују која боја одговара којој pH вредности.



Дали сте знали?

Многе супстанце са којима се срећемо у свакодневном животу представљају неку врсту кисело-базних индикатора, јер мењају боју у зависности од pH вредности, односно киселости раствора. Као пример најчешће се помиње опажање из свакодневног живота: да чај значајно посветли кад му се дода лимунов сок, јер је лимунов сок кисео. Интересантан је и црвени купус, јер његов раствор може бити различитих боја, у зависности од pH вредности.



Резиме



- Што је концентрација H^+ јона већа, раствор је киселији.
- Што је концентрација OH^- јона већа, раствор је базнији.
- У киселим растворима концентрација H^+ јона је већа од концентрације OH^- јона.
- У базним растворима концентрација OH^- јона је већа од концентрације H^+ јона.
- Када су концентрације H^+ и OH^- јона исте, раствор је неутралан.
- pH (Пе-Ха) скала се користи за приказивање киселости и базности раствора.
- Кисели раствори имају pH вредности мање од 7, неутрални раствори имају pH вредност 7, а базни раствори pH вредности веће од 7.

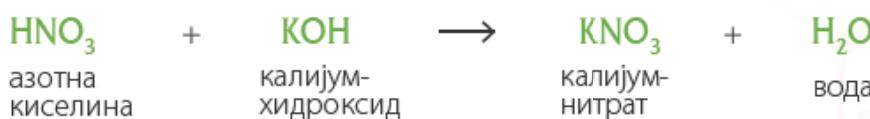
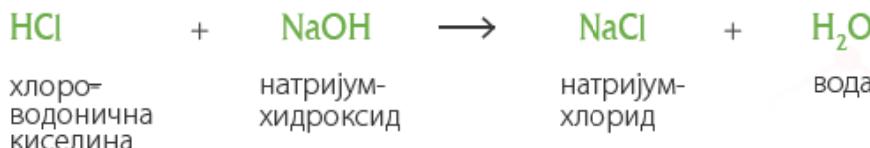
Питања и задаци



1. У једном раствору се у 1 dm^3 налази 0,1 мол H^+ јона, а у другом раствору се у 1 dm^3 налази 0,2 мола H^+ јона. Који раствор је киселији?
2. Одреди да ли је раствор у коме је концентрација H^+ јона већа од концентрације OH^- јона кисео или базан.
3. Како се назива раствор у коме су концентрације H^+ и OH^- јона једнаке?
4. Колико износи pH вредност раствора који је неутралан? Наведи пример неутралног раствора.
5. Колике су pH вредности раствора који су базни? Наведи пример базног раствора.

НЕУТРАЛИЗАЦИЈА И СОЛИ

Неутрализација је реакција између киселине и базе. У овој реакцији настају соли и вода.



Ова реакција назива се неутрализација, јер се у њој добија раствор који је неутралан, када се помешају раствори киселине и базе у одређеном односу.

У трима представљеним реакцијама настају соли: натријум-хлорид (NaCl), калијум-нитрат (KNO_3) и натријум-сулфат (Na_2SO_4).

Демонстрациони оглед

Реакција неутрализације

Прибор: епрувета, сталак за епрувete, мензура, пипета, универзални индикатор

Супстанце: разблажени раствор натријум-хидроксида, разблажени раствор хлороводоничне киселине

Поступак: У епрувetu сипати 2 cm^3 разблажене хлороводоничне киселине и универзални индикатор, и промућкати. Боја индикатора указује на то да је раствор кисео. Из пипете у епрувetu додавати разблажени раствор натријум-хидроксида, кап по кап, и после додавања сваке капи мућкати. Боја индикатора се мења постепено, док он не постигне боју која указује на то да је раствор неутралан.

Опажање: Боја индикатора указује на то да су киселина и база реаговале, и да је настало неутралан раствор. Хемијска једначина која описује реакцију јесте следећа:



-
- неутрализација
 - састав соли
 - налажење соли у природи
 - формуле соли
 - називи соли

Соли су једињења која у свом саставу имају најчешће јоне метала као катјоне и киселинске остатке као анјоне. Изузетак су соли чији је катјон амонијум јон (NH_4^+). Веза између јона метала и киселинског остатка је јонска веза, па су соли чврсте супстанце (Поглавље *Молекули елемената и једињења. Јони и јонска једињења*).

Соли се у природи налазе свуда, осим у ваздуху. Дакле, соли се налазе и у земљишту. Велики део кречњачких стена чине соли калцијум-карбонат и магнезијум-карбонат. Велика количина соли растворена је у морској води. Слан укус морске воде потиче од соли растворених у води. У морској води има највише натријум-хлорида (кухињске соли), али има и других растворених соли.



Сл. 8.5.1. Кречњачка стена



Сл. 8.5.2. Мртво море са великим количином соли

У рекама, језерима и потоцима, као и у подземним водама, има растворених соли. Растворене соли се налазе и у води за пиће. У минералним водама обично је растворена већа количина соли него у другим водама, и те растворене соли заједно са другим раствореним супстанцима дају минералним водама карактеристичне укусе. Соли се налазе и у живим организмима.

Већина соли се раствара у води. Соли су углавном беле, али могу бити и других боја и имати различите укусе.

Формуле соли изводе се на основу валенце метала и валенце киселинског остатка (Табела 8.3. Киселине, киселински остатци и назици соли). Валенце метала 1. групе су увек I, валенце метала 2. групе су увек II, валенца алуминијума је увек III, док остали метали имају променљиве валенце (Поглавље *Молекули елемената и једињења. Јони и јонска једињења*).

Назив киселине	Формула киселине	Киселински остатак	Валенца киселинског остатка	Назив соли
сумпорна (сулфатна) киселина	H_2SO_4	SO_4^{2-}	II	сулфат
сумпораста (сулфитна) киселина	H_2SO_3	SO_3^{2-}	II	сулфит
азотна (нитратна) киселина	HNO_3	NO_3^-	I	нитрат
азотаста (нитритна) киселина	HNO_2	NO_2^-	I	нитрит
угљена (карбонатна) киселина	H_2CO_3	CO_3^{2-}	II	карбонат
фосфорна (фосфатна) киселина	H_3PO_4	PO_4^{3-}	III	фосфат
хлороводонична (хлоридна) киселина	HCl	Cl^-	I	хлорид

Табела 8.3. Киселине, киселински остатци и називи соли

Валенца киселинског остатка једнака је броју водониковых атома које киселински остатак везује за себе у молекулу киселине. На пример, валенца сулфатног анјона (SO_4^{2-}) је II, јер се у сумпорној киселини два атома водоника (H) везују за SO_4^{2-} . Формула сумпорне киселине је H_2SO_4 .

У формулама се увек наводи на прво метал, па онда киселински остатак. Формуле се изводе на начин који је описан у Поглављу *Молекули елемената и једињења. Јони и јонска једињења*.



Пример 1

Извођење формуле алумнијум-сулфата

Поступак:

- Написати симбол метала и формулу киселинског остатка.



- Написати валенце изнад симбала.



- Одредити најмањи заједнички садржалац за валенце III и II, а то је 6.

- Поделити најмањи заједнички садржалац са валенцима метала и киселинског остатка.

Кад се најмањи заједнички садржалац подели са валенцом алунијума, добија се број атома алунијума у формули.

$$6/3 = 2$$

Кад се најмањи заједнички садржалац подели са валенцом сулфатног анјона, добија се број сулфатних јона у формули.

$$6/2 = 3$$

Решење: Формула алунијум-сулфата је $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.



Пример 2

Непозната валенца метала може се одредити на основу познате формуле соли. У формулама соли увек су познате валенце киселинских остатака, јер се оне изводе на основу формуле киселине (Табела 8.3. Киселине, киселински остатци и називи соли).

Одређивање валенце гвожђа у $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ изводи се према поступку који је описан у Поглављу *Молекули елемената и једињења. Јони и јонска једињења*.

Поступак:

- Валенца киселинског остатка NO_3^- је позната и износи I, јер је формула азотне киселине HNO_3 (Табела 8.3. Киселине, киселински остатци и називи соли). Непознату валенцу гвожђа обележити са X.

$$X \quad \text{I}$$



- Када се примени правила према коме је производ броја јона и валенце једног јона једнак производу броја јона и валенце другог јона, добија се следеће:

$$1 \cdot X = 2 \cdot 1$$

- Израчунати непознату валенцу гвожђа.

$$X = 1 \cdot \frac{2}{1} = 2$$

Решење: Валенца гвожђа (Fe) је II.

Називи соли сastoје се од назива метала и назива киселинског остатка (Табела 8.3. Киселине, киселински остаци и називи соли). У називу соли увек се прво пише назив метала, па онда назив киселинског остатка, а између ових назива ставља се цртица. Уколико метал има променљиву валенцу, валенца коју метал има у датој соли пише се у загради иза имена метала.

Примери формула и назива неких соли:

NaCl натрјум-хлорид

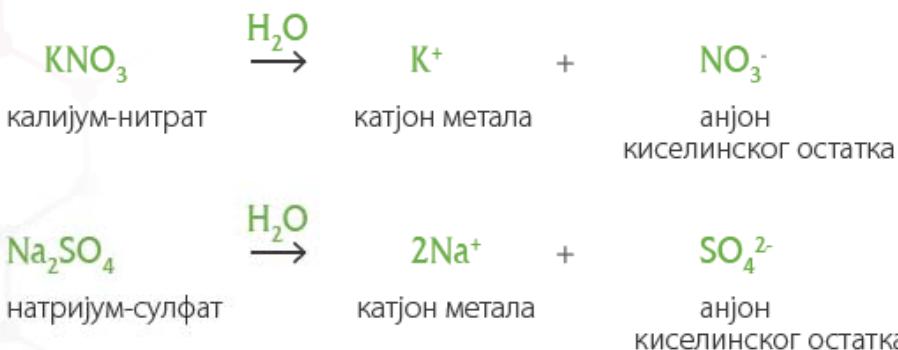
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ гвожђе(II)-нитрат

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ алуминјум-сулфат

CaCO_3 калцијум-карбонат

$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ магнезијум-нитрат

У воденом раствору соли подлежу електротиличкој дисоцијацији, слично као киселине и базе. У воденом раствору, под дејством молекула воде, соли се разлажу на катјоне метала и анјоне киселинског остатка.



Демонстрациони оглед

Испитивање електропроводљивости



Прибор: четири стаклене чаше, струјно коло

Супстанце: дестилована вода, разблажени раствор хлороводоничне киселине, разблажени раствор натријум-хидроксида, раствор натријум-хлорида

Поступак: У прву чашу сипати дестиловану воду, у другу раствор хлороводоничне киселине, у трећу раствор натријум-хидроксида, а у четврту раствор натријум-хлорида. Проверити електропроводљивост дестиловане воде и свих растворова.

Опажање: Дестилована вода не проводи струју, зато што у дестилованој води нема јона, док три раствара проводе струју, зато што у растворима има јона, јер се молекули киселина, база (хидроксида) и соли у воденим расторима распадају на јоне.

Лабораторијска вежба**Испитивање кисело-базних својстава раствора помоћу индикатора.**

Прибор: стаклени штапић, универзална индикаторска хартија.

Супстанце: сирће, лимун, поморанџа, кафа, чај, млеко, течни сапун, разблажени раствор натријум-хидроксида, разблажена хлороводонична киселина, раствор амонијака, вода.

Поступак: На универзалну индикаторску хартију ставити по неколико капи раствора датих супстанци.

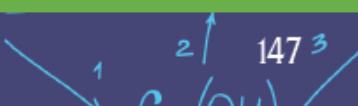
У овој вежби опазићете којој pH вредности одговара боја хартије за сваку супстанцу.

Резиме

- Неутрализација је реакција између киселине и базе у којој настају со и вода.
- Соли су једињења која у свом саставу имају најчешће јоне метала као катјоне и киселинске остатке као анјоне.
- Веза између јона метала и киселинског остатка је јонска веза.
- Соли су чврсте супстанце.
- Соли се у природи налазе у живим организмима, у земљишту, растворене у водама.
- Формуле соли изводе се на основу валенце метала и валенце киселинског остатка.
- Називи соли се састоје од назива метала и назива киселинског остатка, а између ових назива ставља се цртица.

Питања и задаци

- Које супстанце су реактанти, а које производи реакција неутрализације?
- Шта су катјони, а шта анјони у солима? Напиши електролитичку дисоцијацију натријум-хлорида.
- Како се одређује валенца киселинског остатка?
- Напиши формуле следећих соли: калијум-сулфат, натријум-сулфит, гвожђе(III)-нитрат, калцијум-фосфат, магнезијум-карбонат.
- Напиши називе следећих соли: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , CaCO_3 , KNO_3 , AlCl_3 .



Тестови

ХЕМИЈА КАО ЕКСПЕРИМЕНТАЛНА НАУКА И ХЕМИЈА У СВЕТУ ОКО НАС

1. Заокружи тачне тврдње. Хемија проучава:

- a) кретање небеских тела;
- б) грађу, својства и промене супстанци;
- в) физичка поља;
- г) електромагнетно зрачење.

2. Повежи науке и њихову везу са хемијом.

- | | |
|----------------|--|
| астрономија • | • производња вештачких ђубрива |
| медицина • | • хемијске промене у живим организмима |
| пољопривреда • | • својства супстанци у небеским телима |
| биологија • | • деловање лекова у организму човека |

3. Допуни реченицу тако да буде тачна.

_____ је поступак који се изводи под контролисаним условима како би се посматрањем и описивањем проучавала нека појава.

4. Шта гради физичка тела?

5. Наведи два облика материје.

6. Наведи поделу чистих супстанци.

7. Допуни реченицу тако да буде тачна.

_____ су једноставне чисте супстанце које се не могу разложити на једноставније супстанце.

8. Поред назива супстанци напиши да ли су чисте супстанце или смеше.

- a) ваздух _____
- б) дестилована вода _____
- в) морска вода _____
- г) алуминијум _____

9. Поред назива супстанци напиши да ли су оне хемијски елемент или хемијско једињење.

- а) злато _____
- б) дестилована вода _____
- в) шећер _____
- г) сумпор _____

10. Заокружи тачне тврдње. Једињења су:

- а) сложене супстанце;
- б) честоје се од два или више елемената;
- в) смеше неколико супстанци;
- г) увек гасовита.



Тестови ХЕМИЈСКА ЛАБОРАТОРИЈА

1. Заокружи тачне одговоре. У лабораторији се запремина течности мери:

- а) градуисаном чашом;
б) мензуром;
в) термометром;
г) епруветом.

2. Уз сваку ознаку напиши њено значење.

a)



6)



B)



19



3. Допуни реченице тако да буду тачне.

Супстанце у _____ агрегатном стању имају честице које су једна другој близу, али које имају већу слободу кретања него што је то случај у чврстом стању. Супстанце у _____ агрегатном стању имају облик који не зависи од посуде у којој се налазе. Супстанце у _____ агрегатном стању имају запремину који зависи од посуде у којој се налазе.

4. Поред наведених својстава напиши да ли су физичка или хемијска.

a) боја _____

б) температура кључања _____

в) запальливост _____

г) густина _____

5. Да ли се грађа супстанце промени када се дрво спали? Објасни.

6. Колико се cm^3 налази у: а) 2 dm^3 ; б) $1,5 \text{ dm}^3$; в) $0,4 \text{ dm}^3$; г) $2,3 \text{ dm}^3$?

7. Претвори: а) 1500 cm^3 у dm^3 ; б) 450 cm^3 у dm^3 ; в) 1250 g у kg ; г) 230 g у kg .

8. Поред наведених промена напиши да ли су физичке или хемијске.

a) рђање метала _____

б) испаравање воде

В) замрзавање алкохола

г) труљење хартије

9. Уколико се помешају две беле супстанце и настане супстанца жуте боје, о којој промени супстанце је реч?

10. Како се другачије називају хемијске промене?

Тестови

АТОМИ И ХЕМИЈСКИ ЕЛЕМЕНТИ

1. Допуни реченице тако да буду тачне.

Сви елементи у периодном систему, на основу својих својстава, подељени су у четири врсте:

_____ и _____.

_____ се налазе лево у периодном систему, _____ десно, _____ између њих, а _____ у 18. групи.

2. Повежи називе елемената и њихове симболе.

сумпор ● ● O

кисеоник ● ● Fe

калцијум ● ● N

гвожђе ● ● Ca

азот ● ● C

угљеник ● ● S

3. Која је сличност, а шта је разлика у грађи атома различитих елемената?

4. Допуни реченице тако да буду тачне.

_____ су позитивно наелектрисане честице, _____ су неутралне честице, а _____ су негативно наелектрисане честице. Број _____ у језгру једнак је броју _____ у омотачу, па је тако атом електронеутралан.

5. Колико има протона, неутрона и електрона у атому изотопа азота (N), ако је атомски број 7, а у језгру се налази 8 неутрона?

Број протона: ____; Број неутрона: ____; Број електрона: ____.

6. У атому флуора (F) има девет електрона. Како су ти електрони распоређени по енергетским нивоима?

7. На ком енергетском нивоу се налазе валентни електрони? Како они утичу на својства елемената?

8. Допуни реченице тако да буду тачне.

_____ су атоми истог елемента који у својим језгрима имају исти број протона, али различит број неутрона. Пошто је број _____ једнак атомском броју (Z), а масени број (A) је једнак _____ и _____, _____ су атоми истог елемента који имају исти атомски, а различит масени број.

9. Елементи берилијум (Be) и магнезијум (Mg) имају по два електрона на последњем енергетском нивоу. Упореди њихова хемијска својства. Шта закључујеш о њима?

10. У којој групи и у којој периоди се налази фосфор (P), чији је атомски број 15?

МОЛЕКУЛИ ЕЛЕМЕНТА И ЈЕДИЊЕЊА. ЈОНИ И ЈОНСКА ЈЕДИЊЕЊА

1. Како два атома хлора (Cl) граде везу у молекулу хлора? Пrikажи схематски и објасни.
-

2. Пrikажи схему грађења везе у молекулу O_2 .

3. Температуре топљења две кристалне решетке су $770\text{ }^{\circ}\text{C}$ и $-114\text{ }^{\circ}\text{C}$. Одреди која је од ове две решетке јонска, а која је молекулска.
-

4. Допуни реченице тако да буду тачне.

Атоми _____ граде између себе ковалентне везе. Јонска веза настаје привлачењем између катјона _____ и анјона _____. _____ је способност атома неког елемента да гради везе са атомима других елемената.

5. Поред симбола и формула напиши да ли се ради о атомима елемената, молекулима елемената или молекулима једињења.

F_2 _____ K _____ SO_2 _____
 O_2 _____ CO _____ Fe _____

6. Напиши молекулску, структурну и електронску формулу водоник-сулфида (H_2S).

Молекулска формула:

Структурна формула:

Електронска формула:

7. Заокружи тачне тврдње.

- а) Јонска кристална решетка се гради ковалентним везама.
- б) У формулама и називима јонских једињења увек је на првом месту катјон метала, а на другом анјон неметала.
- в) Сви елементи имају сталне валенце.
- г) Атомска кристална решетка се гради ковалентним везама.

8. Схематски представи грађење везе атома калцијума и атома хлора.

9. Састави формуле једињења:

- а) петовалентног азота и кисеоника: _____
- б) алуминијума и хлора: _____
- в) тровалентног гвожђа и кисеоника: _____
- г) тровалентног фосфора и водоника: _____

10. Одреди и повежи валенце датих елемената:

- | | | |
|--------------------------------|---|-------|
| хлора у HCl | ● | ● III |
| сумпора у SO_3 | ● | ● III |
| азота у N_2O_3 | ● | ● I |
| азота у NH_3 | ● | ● VI |

Тестови

ХОМОГЕНЕ И ХЕТЕРОГЕНЕ СМЕШЕ

1. Допуни реченице тако да буду тачне.

_____ смеше имају исти састава у свим деловима. То значи да се састојци смеше не могу разликовати голим оком или под микроскопом. _____ смеше немају исти састав у свим деловима. То значи да се састојци смеше могу разликовати голим оком или под микроскопом.

2. Шта се дешава са својствима чистих супстанци које улазе у састав смеша?

3. Заокружи тачне одговоре.

- a) Раствори се сastoјe од раствараča и растворенe супстанце.
- b) Раствори се сastoјe од две или више растворених супстанци.
- c) Растворена супстанца је увек истог агрегатног стања као раствор.
- d) Раствараč је увек истог агрегатног стања као раствор.

4. Повежи тврђење и појмове на које се оне односе.

- a) Дешава се када се помешају растворач и растворена супстанца.
- b) Максимална количина супстанце која се може растворити у 100 g растворача на одређеној температури.
- c) Садржи количину растворене супстанце која је мања од растворљивости.
- d) Садржи количину растворене супстанце која је једнака растворљивости.

- засићен раствор
- незасићен раствор
- растворавање
- растворљивост

5. У ком агрегатном стању се налази вода на Земљи?

6. Допуни реченице тако да буду тачне.

_____ састав раствора нам говори које супстанце се налазе у раствору. _____ састав раствора нам говори о количини супстанци у раствору.

7. Израчунај процентни састав раствора који садржи растворених 7 грама соли у 80 грама раствора.

8. Колико се грама калијум-хлорида (KCl) налази растворених у 300 грама раствора, ако је процентни састав раствора 20%?

9. Колико је грама кухињске соли (NaCl), а колико грама воде потребно за припремање 340 грама раствора чији је процентни састав 8%?

10. Повежи начине раздавања смеше и агрегатна стања састојака смеше.

декантовање

• чврсто

филтрирање

• течно и чврсто

одвајање помоћу магнета

• течно и чврсто или течно и течно

упаравање

• течно и чврсто

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ И ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

1. У следећој хемијској реакцији обележи супстанце које су реактанти и супстанце које су производи реакције.



2. Заокружи тачне одговоре.

- a)** У реакцијама синтезе из једне полазне супстанце добијају се две или више супстанци.
- б)** У реакцијама анализе из једне полазне супстанце добијају се две или више супстанци.
- в)** У хемијским једначинама са леве стране пишу се производи реакције, а са десне стране реактанти.

3. Допуни реченице тако да буду тачне.

- a)** У току хемијске реакције укупна маса супстанци остаје _____.
- б)** У току хемијске реакције _____ реактаната једнака је _____ производа реакције.

4. Напиши и изједначи једначине хемијских реакција:

- a)** угљеник (C) + кисеоник (O₂) → угљен(IV)-оксид (CO₂)
- б)** азот(III)-оксид (N₂O₃) → азот (N₂) + кисеоник (O₂)
- в)** сумпор(IV)-оксид (SO₃) + вода (H₂O) → (H₂SO₄)

5. Напиши и изједначи једначине хемијских реакција синтезе:

- а)** алуминијум-хлорида (AlCl₃) из алуминијума (Al) и хлора (Cl₂)
- б)** алуминијум-оксида (Al₂O₃) из алуминијума (Al) и кисеоника (O₂)
- в)** амонијака (NH₃) из водоника (H₂) и азота (N₂)

6. Поред једначине реакције напиши да ли је она реакција синтезе или реакција анализе.



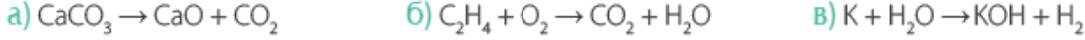
7. Допуни реченице понуђеним појмовима: хемијске реакције, анализе, синтезе, елемента.

- а)** У хемијским једначинама број атома сваког _____ мора бити исти са обе стране хемијске једначине.
- б)** У реакцијама _____ из двеју или више супстанци добија се једна или више супстанци.
- в)** У реакцијама _____ из једне полазне супстанце добијају се две или више супстанци.
- г)** Хемијским једначинама приказују се _____.

8. Допуни реченице тако да буду тачне.

- а)** У хемијским једначинама са леве стране пишу се _____, а са десне стране _____ реакције.
- б)** Једнак број атома одређеног елемента са обе стране једначине постиже се подешавањем _____, док се _____ у формулама не могу мењати.

9. Изједначи једначине хемијских реакција:



10. Изједначи једначине хемијских реакција синтезе:



Тестови ИЗРАЧУНАВАЊА У ХЕМИЈИ

1. Заокружи тачне одговоре. Атомска јединица масе:

2. Израчунај релативне молекулске масе следећих молекула:

- a) H_2 b) F_2 c) C_2H_4 d) H_3PO_4 e) P_2O_3

3. Допуни реченице тако да буду тачне.

- a) Ознака за _____ је н. б) Јединица за _____ је mol.

4. Заокружи тачне одговоре.

- а)** Један мол (1 mol) супстанце у себи садржи 6020000000000000000000000000000 (6,02 . 10²³) честица.
 - б)** Један мол (1 mol) било које супстанце има масу 6.02 . 10²³ g.
 - в)** Моларна маса је бројчано једнака релативној атомској (или молекулској) маси.
 - г)** Моларна маса једнака је $\frac{1}{12}$ масе атома сумпора S-32.

5. Допуни реченице тако да буду тачне.

6. Израчунај масу:

- а)** десет молова воде (H_2O) **б)** пет молова водоник-сулфида (H_2S)
в) двадесет молова азотне киселине (HNO_3)

7. Одреди масени процентни састав:

- а)** натријум-хлорида (NaCl) **б)** азот(III)-оксида (N_2O_3) **в)** азот(V)-оксида (N_2O_5)

8. Изједначи једначину реакције, па израчунај број молова угљен(IV)-оксида (CO_2) који се добија приликом сагоревања петнаест молова метана (CH_4).

Једначина реакције је: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

9. Изједначи једначину реакције, па израчунај колико је грама натријума (Na) потребно да би се у реакцији добило 100 грама натријум-хлорида (NaCl).

Једначина реакције је: $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$

10. Изједначи једначину реакције, па израчунај колико ће грама натрију-хидроксида (NaOH) реаговати са 55 грама сумпорне киселине (H_2SO_4).

Једначина реакције је: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

ВОДОНИК И КИСЕОНИК И ЊИХОВА ЈЕДИЊЕЊА. СОЛИ

1. Заокружи тачне одговоре.

- a)** Елементарни водоник је чврста супстанца. **б)** Водоник је најраспрострањенији елемент у свемиру.
в) У молекулу водоника постоји јонска веза. **г)** Присагоревању водоника гради се вода и ослобађа велика количина топлоте.

2. Допуни реченице понуђеним појмовима: оксиди, фотосинтеза, ваздух, ковалентна.

- a)** Елементарни кисеоник у природи настаје у процесу _____.
б) Са другим елементима кисеоник гради једињања која се називају _____.
в) У молекулу кисеоника постоји _____ веза.
г) Кисеоник се налази у _____, земљишту и живим организмима.

3. Напиши реакцију електролитичке дисоцијације азотне киселине (HNO_3) и магнезијум-хидроксида (Mg(OH)_2). Које јоне у воденом раствору дају киселине, а које јоне дају базе?

4. Заокружи тачне одговоре.

- а)** Киселине у свом саставу имају водоник и неметал.
б) У киселом раствору плава лакмус хартија мења боју у црвено.
в) Хидроксиди (базе) у свом саставу имају неметал и хидроксидну группу.
г) Базе у воденом раствору као негативно наелектрисане јоне дају искључиво хидроксидне јоне.

5. Поред сваког раствора напиши да ли је базан, кисео или неутралан.

- а)** Раствор садржи исте концентрације H^+ и OH^- јона. _____
б) pH вредност раствора је мања од 7. _____
в) У раствору је концентрација OH^- јона већа од концентрације H^+ јона. _____
г) У раствору је концентрација H^+ јона већа од концентрације OH^- јона. _____

6. У једном раствору се у 10 cm^3 налази $0,2 \text{ mol}$ OH^- јона, а у другом раствору се у 10 cm^3 налази $0,1 \text{ mol}$ OH^- јона. Који раствор је базнији?

7. Израчунај процентну концентрацију раствора хлороводоничне киселине, ако се у 160 грама овог раствора налази 10 грама хлороводоничне киселине.

8. Напиши формуле соли:

- а)** калијум-сулфит **б)** гвожђе(II)-хлорид **в)** натријум-фосфат **г)** калцијум-карбонат

9. Напиши називе соли:

- а)** MgSO_4 **б)** KCl **в)** CuCO_3 **г)** KNO_3

10. Напиши и изједначи једначину реакције између сумпорне киселине и калијум-хидроксида. Израчунај колико ће се молова соли добити, ако у реакцији учествује 7 молова калијум-хидроксида.



Решења тестова

ХЕМИЈА КАО ЕКСПЕРИМЕНТАЛНА НАУКА И ХЕМИЈА У СВЕТУ ОКО НАС

1. 6).
2. астрономија – својства супстанци у небеским телима; медицина – деловање лекова у организму човека; польопривреда – производња вештачких ћубрива; биологија – хемијске промене у живим организмима.
3. експеримент;
4. супстанце;
5. физичко поље и супстанце;
6. хемијски елементи и хемијска једињења;
7. хемијски елементи;
8. а) ваздух – смеша;
б) дестилована вода – чиста супстанца;
в) морска вода – смеша;
г) алуминијум – чиста супстанца.
9. а) злато – хемијски елемент;
б) дестилована вода – једињење;
в) шећер – једињење;
г) сумпор – хемијски елемент.
10. а), б).

ХЕМИЈСКА ЛАБОРАТОРИЈА

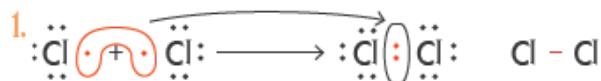
1. а), б).
2. а) корозивно; б) акутно токсично; в) експлозивно; г) запальиво.
3. течном; чврстом; гасовитом.
4. а) физичко својство; б) физичко својство; в) хемијско својство; г) физичко својство.
5. мења се супстанца. / Супстанца изгледа потпуно другачије, њена боја се мења у црну.
6. а) 2000 cm^3 ; б) 1500 cm^3 ; в) 400 cm^3 ; г) 2300 cm^3 .
7. а) $1,5 \text{ dm}^3$; б) $0,45 \text{ dm}^3$; в) $1,25 \text{ kg}$; г) $0,23 \text{ kg}$.
8. а) хемијска промена; б) физичка промена; в) физичка промена; г) хемијска промена.
9. хемијској;
10. хемијске реакције.

АТОМИ И ХЕМИЈСКИ ЕЛЕМЕНТИ

1. метали; неметали; металоиди; племенини гасови; Метали; неметали; металоиди; племенини гасови.
2. водоник – H; сумпор – S; кисеоник – O; калцијум – Ca; гвожђе – Fe; азот – N; угљеник – C.
3. Сви атоми имају језгро, у коме се налазе протони и неутрони, и омотач, у коме се налазе електрони. Атоми се међусобно разликују према броју протона, неутрона и електрона.

4. Протони; неутрони; електрони; протона; електрона.
5. 7; 8; 7.
6. На првом енергетском нивоу налазе се два, а на другом седам електрона.
7. Налазе се на последњем енергетском нивоу. Валентни електрони имају пресудан утицај на својства елемената.
8. Изотопи; протона; збиру; протона; неутрона; изотопи.
9. Имају слична хемијска својства.
10. У петнаестој групи и трећој периоди.

МОЛЕКУЛИ ЕЛЕМЕНТА И ЈЕДИЊЕЊА. ЈОНИ И ЈОНСКА ЈЕДИЊЕЊА



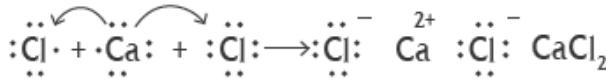
3. Јонска решетка има високу температуру топљења (770°C), док молекулска има ниску температуру топљења (-114°C).

4. неметала; метала; неметала; Валенца.
5. F_2 – молекул елемената; K – атом елемента; SO_2 – молекул једињења; O_2 – молекул елемената; CO – молекул једињења; Fe – атом елемента.



7. б); г).

8.



9. а) N_2O_5 ; б) AlCl_3 ; в) Fe_2O_3 ; г) PH_3 .

10. хлора у $\text{HCl} - \text{l}$; сумпора у $\text{SO}_3 - \text{VI}$; азота у $\text{N}_2\text{O}_3 - \text{III}$; азота у $\text{NH}_3 - \text{III}$.

ХОМОГЕНЕ И ХЕТЕРОГЕНЕ СМЕШЕ

1. Хомогене; хетерогене.
2. Својства чистих супстанци не мењају се у смешама.
3. а); г).
4. а) Дешава се када се помешају растварац и растворена супстанца. – Растварање; б) Максимална количина супстанце која се може растворити у 100 g растварача на одређеној температури. – Растврљивост; в) Садржи количину растворене супстанце која је мања од растворљивости. – Незасићен раствор; г) Садржи количину растворене супстанце која је једнака растворљивости. – Засићен раствор.



Решења тестова

5. У чврстом, течном и гасовитом.
6. Квалитативан; Квантитативан.
7. 8,75%;
8. 60 g;
9. 27,2 g кухињске соли и 312,8 g воде;
10. декантовање – течно и чврсто или течно и течно; филтрирање – течно и чврсто; одвајање помоћу магнета – чврсто; упаравање – течно и чврсто.

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ И ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ – производи реакције.
2. б).
3. а) непромењена; б) укупна маса; укупној маси.
4. а) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$; б) $2 \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 3 \text{O}_2$; в) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.
5. а) $2 \text{Al} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AlCl}_3$; б) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$; в) $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$.
6. а) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ – синтеза; б) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{C} + \text{O}_2$ – анализа; в) $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ – синтеза.
7. а) У хемијским једначинама број атома сваког елемента мора бити исти са обе стране хемијске једначине. б) У реакцијама синтезе из двеју или више супстанци добија се једна или више супстанци. в) У реакцијама анализе из једне полазне супстанце добијају се две или више супстанци. г) Хемијским једначинама се приказују хемијске реакције.
8. а) рејктанти; производи; б) коефицијената, индекси.
9. а) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$; б) $\text{C}_2\text{H}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; в) $2 \text{K} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{KOH} + \text{H}_2$.
10. а) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$; б) $2 \text{N}_2 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_3$; в) $2 \text{K} + \text{F}_2 \rightarrow 2 \text{KF}$.

ИЗРАЧУНАВАЊА У ХЕМИЈИ

1. б); в).
2. а) $\text{Mr}(\text{H}_2) = 2$; б) $\text{Mr}(\text{F}_2) = 38$; в) $\text{Mr}(\text{C}_2\text{H}_4) = 28$; г) $\text{Mr}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$; д) $\text{Mr}(\text{P}_2\text{O}_5) = 110$.
3. а) количину супстанце; б) количину супстанце.
4. а); в).
5. а) Релативна молекулска; б) молску масу; в) атоми; молекули.
6. а) 180 g H_2O ; б) 170 g H_2S ; в) 1260 g HNO_3 .
7. а) 39,3% Na и 60,7% Cl; б) 36,8% N и 63,2% O; в) 25,9% N и 74,1% O.
8. $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; 15 mol CO_2
9. $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$; 39,3 g Na
10. $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$; 44,9 g NaOH

ВОДОНИК И КИСЕОНИК И ЊИХОВА ЈЕДИЊЕЊА. СОЛИ

1. б); г).
2. а) Елементарни кисеоник у природи настаје у процесу фотосинтезе. б) Са другим елементима кисеоник гради једињања која се називају оксиди. в) У молекулу кисеоника постоји ковалентна веза. г) Кисеоник се налази у ваздуху, земљишту и живим организмима.
3. $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$; $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$
4. а); б); г).
5. а) Раствор садржи исте концентрације H^+ и OH^- јона. – неутралан; б) pH вредност раствора је мања од 7. – кисео; в) У раствору је концентрација OH^- јона већа од концентрације H^+ јона. – базан; г) У раствору је концентрација H^+ јона већа од концентрације OH^- јона. – кисео.
6. Раствор у ком се у 10 cm^3 налази 0,2 мола OH^- јона је базнији.
7. 6,25%;
8. а) CaSO_3 ; б) FeCl_2 ; в) Na_3PO_4 ; г) CaCO_3 .
9. а) магнезијум-сулфат; б) калијум-хлорид; в) бакар(II)-карбонат; г) калијум-нитрат.
10. $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$; 3,5 mol K_2SO_4 .



ПОЈМОВНИК

А

авогадров број (Na) – број честица (атома, молекула, јона) у једном молу ($6,02 \cdot 10^{23}$)

агрегатно стање – физичко својство супстанце (гасовито, течно, чврсто)

алотропске модификације – различити облици истог елемента; у алоторпским модификацијама постоји различит број атома у молекулу или постоји различит распоред атома у простору

анјон – негативно наелектрисан јон

атом – најмања честица хемијског елемента који има својства тог елемента

атомска јединица масе (u) – маса која одговара дванаестом делу ($\frac{1}{12}$) масе атома угљеника C-12 ($^{12}_6\text{C}$), изражена у грамима износи $1,66 \cdot 10^{-24}$ г.

атомски број (Z) – број који је једнак броју протона у језгру

Б

базни раствор – раствор у ком је концентрација OH^- јона је већа од концентрације H^+ јона, pH вредности веће од 7

В

валентни ниво – последњи енергетски ниво у електронском омотачу

валентни електрон – електрон на последњем енергетском нивоу

валентност – способност атoma одређеног елемента да се повезује са атомима других елемената

валенца – број електрона одређеног атoma који учествује у грађењу хемијске везе

вода – хемијско једињење; молекул воде састоји се од два атoma водоника и једног атoma кисеоника који су повезани поларним ковалентним везама

Г

група периодног система – вертикални низ у Периодном систему елемената који чине елементи сличних особина

Д

декантовање (одливање) – поступак којим се талог одваја од растварача тако што се растварац одлива

дестилација – поступак раздавања течних хомогених смеша заснован на различитој температури кључања састојака смеше

дестилована вода – вода која има врло мало растворених супстанци и најприближнија је хемијски чистој води

Е

експеримент (оглед) – поступак који се изводи под контролисаним условима како би се посматрањем и описивањем проучавала нека појава

експериментатор – особа која врши експеримент или оглед

електрон (e^-) – негативно наелектрисана субатомска честица која садржи јединицу негативног наелектрисања

електронска формула – хемијска формула у којој су обележени валентних електрона у виду тачкица око симбола елемента

електронски омотач – простор око језгра атoma у коме се крећу електрони

З

закон одржаша масе – у току хемијске реакције укупна маса супстанци остаје непромењена, тј. укупна маса реактаната једнака је укупној маси производа реакције

закон сталних односа маса – у истом једињењу елементи се међусобно једине увек у истом и тачно одређеном односу маса

засићен раствор – раствор који садржи количину растворене супстанце која је једнака растворљивости на одређеној температури

И

изотопи – атоми истог елемента који у својим језгрима имају исти број протона, али различит број неутрона

индекс – број који показује колико атoma неког елемента има у молекулу, пише се у доњем десном углу симбола елемента на који се односи

J

једначина хемијске реакције – једначина која показује број молекула реактанта и број молекула производа реакције, број молова реактанта и број молова производа реакције

језгро атома – средишњи део атома који чине протони и неутрони

јон – наелектрисана честица

јонска веза – веза која настаје привлачењем између катјона и анјона

K

катјон – позитивно наелектрисан јон, настаје отпуштањем електрона у атому метала

киселина – кисела супстанца која настаје у реакцији киселих оксида (оксида неметала) са водом, боји лакмус хартију у црвено

кисели раствор – раствор у ком је концентрација H^+ јона је већа од концентрације OH^- јона, pH вредности мање од 7

киселински остатак – део молекула киселине који остаје када се из киселине уклоне атоми водоника

кофицијент – број испред симбола елемента који означава број атома тог елемента

ковалентна веза – веза између атома неметала, која настаје грађењем заједничког електронског пара

количина супстанце (n) – број честица супстанце (атоми, молекули, електрони и др.)

кристална решетка – уређени распоред атома, молекула или јона у простору, који се правилно понавља у свим правцима; може бити атомска, молекулска, јонска и метална

L

лабораторија – просторија специјално опремљена за експериментални рад

лакмус хартија – хартија натопљена бојом, која служи као индикатор, тј. мења боју у зависности од средине у којој се налази

M

масени број (A) – збир броја протона и броја неутрона у језгру

масени удео раствора (ω) – количник масе растворене супстанце и масе раствора

меникс – ниво течности у мерној посуди

метали – група хемијских елемената, већином чврстих супстанци карактеристичног металног сјаја, који су проводници топлоте и електричног струје

металоиди – група хемијских елемената чија су својства између особина метала и неметала

минерална вода – вода која у себи садржи већу количину растворених супстанци, па зато има специфичне укусе

мол (mol) – количина супстанце која садржи $6,022 \cdot 10^{23}$ честица.

моларна маса (M) – маса једног мола супстанце која се добија множењем релативне атомске (или молекулске) масе јединицом за моларну масу $\frac{g}{mol}$

молекул – стабилна целина удржаних атома

молекул елемената – молекул који се састоји од атома истих елемената

молекул једињења – молекул који се састоји од атома различитих елемената

H

незасићен раствор – раствор који садржи количину растворене супстанце која је мања од растворљивости на истој температури

неметали – група хемијских елемената

неутрализација – хемијска реакција између киселине и базе у којој настају со и вода

неутрални раствор – раствор у ком су концентрације H^+ и OH^- јона исте, pH вредности 7

неутрон (n^0) – неутрална, ненаелектрисана субатомска честица

нуклеони – заједнички назив за протоне и неутроне

O

одвајање помоћу метала – одвајање предмета од гвожђа из хетерогене смеше магнетом

оксид – једињење кисеоника са неким другим елементом

оксидација – хемијска реакција у којој кисеоник реагује са другим елементима и настају оксиди



P

периода – хоризонтални ред у Периодном систему елемената у ком се својства елемената постепено мењају

Периодни систем елемената – табеларни приказ хемијских елемената распоређених на основу њиховог атомског броја (број протона)

pH вредност – вредност на pH скали која указује на киселост раствора

pH скала – скала која се користи за приказивање киселости и базности раствора у вредностима од 0 до 14

племнити гасови – хемијски елементи који се налазе у 18. групи Периодног система

презасићен раствор – раствор који садржи количину растворене супстанце која је већа од растворљивости на истој температури

производ реакције – супстанца која се добија у хемијској реакцији

протон (p^+) – позитивно наелектрисана субатомска честица која садржи јединицу позитивног наелектрисања

процентни састав раствора – маса растворене супстанце у 100 g раствора; масени удео раствора помножен са 100

R

растварац – супстанца која чини раствор и истог је агрегатног стања као и раствор, или које у раствору има највише

раствор – хомогена смеша које се састоји од двеју или више супстанци, од којих је једна растворач, а остале растворене супстанце

растворљивост – својство супстанце да заједно са растворачем прави хомогену смешу

реактант – полазна супстанца у хемијској реакцији, супстанца пре почетка хемијске реакције

реакција анализе – реакција разлагања једне чисте полазне супстанце на две или више чистих супстанци

реакција синтезе – реакција у којој се од двеју или више чистих супстанци добија једна нова супстанца

релативна атомска маса – број који показује колико је пута просечна маса атома неког елемента већа од атомске јединице масе (u), односно дванаестог дела масе атома угљениковог изотопа C-12

релативна молекулска маса – број који показује колико је пута маса молекула неке супстанце већа од атомске јединице масе (u), односно дванаестог дела масе атома угљениковог изотопа C-12; једнака је збиру релативних атомских маса атома који се налазе у молекулу

C

символ хемијског елемента – ознака за хемијски елемент и за један атом хемијског елемента

SI систем – међународно прихваћени систем јединица за различите физичке величине, укључујући масу, запремину и температуру

смеша – мешавина двеју или више супстанци

со – једињење које у свом саставу има најчешће јоне метала као катјоне и киселинске остатке као анјоне

структурна формула – начин приказивања молекула када је заједнички електронски пар обележен цртицом

субатомске честице – честице које су ситније од атома и граде атоме (протони, неутрони, електрони)

супстанца – облик материје, гради физичка тела, има карактеристична својства и масу, заузима запремину

У

упаравање – поступак раздвајања састојака хомогених смеша у којима један састојак лако испарава

Ф

физичка промена – промена услед које се мењају само физичка својства супстанци, не и грађа супстанце

филтрација (цеђење) – поступак у коме се користи филтер-хартија на којој се задржавају чврсти састојци хетерогене смеше

фотосинтеза – процес у ком биљке, уз помоћ хлорофилла који се налази у зеленим листовима, и уз помоћ светlostи, трошећи воду и угљеник(IV)-оксид, производе органске супстанце и елементарни кисеоник

X

хемијска веза – сила која повезује атоме и држи их окупљене

хемијско једињење – сложена чиста супстанца која се састоји од двају или више хемијских елемената



хемијска промена (реакција) – промена услед које се добијају нове супстанце и мења структура супстанце

хемијска формула – ознака за хемијско једињење

хемијски елемент – супстанца чији сви атоми имају исти атомски број (Z), односно исти број протона у језгру

хемијски чиста вода – супстанца која се састоји само од молекула H_2O

хетерогена смеша – смеша која има различит састав и својства у различитим деловима, чије саставке разликујемо помоћу микроскопа или голим оком

хидроксид (база) – супстанца која настаје у реакцији базних оксида са водом, боји лакмус хартију плаво

хомогена смеша – смеша која има исти састав и својства у свим својим деловима, чије саставке не разликујемо ни посматрањем помоћу микроскопа

Ч

чиста супстанца – има стални састав и својства, може бити хемијски елемент или хемијско једињење

Ш

шпиритусна лампа – посуда напуњена алкохолом (шпиритусом) која се користи за загревање супстанци у току огледа

шприц боца – боца у којој се чува дестилована вода, обично пластична

ЛИТЕРАТУРА

B. Fahlman, K. Purvis-Roberts, J. Kirk, A. Bentley, P. Daubenmire, J. Ellis, M. T. Mury, *Chemistry in context: applying chemistry to society*, 9. ed., McGraw-Hill Education, New York, 2018.

P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, F. Armstrong, *Shriver and Atkins Inorganic Chemistry*, 5. ed., Oxford University Press, 2010.

С. Зарић, *Хемија јрелазних меџала*, Хемијски факултет, Београд, 2008.

A. Wilbraham, D. Staley, M. Matta, E. Waterman, *Chemistry*, Pearson Prentice Hall, Boston, 2008.



ИНДЕКС ФОРМУЛА

H

- H_2 – молекул водоника
 H_2CO_3 – угљена (карбонатна) киселина
 HNO_3 – азотна (нитратна) киселина
 HNO_2 – азотаста (нитритна) киселина
 H_2O – молекул воде
 H_3PO_4 – фосфорна (фосфатна) киселина
 H_2S – водоник-сулфид
 H_2SO_4 – сумпорна (сулфатна) киселина
 H_2SO_3 – сумпораста (сулфитна) киселина
 HCl – хлороводонична (хлоридна) киселина
 HI – водоник-јодид (јодоводоник)

Li

- LiOH – литијум-хидроксид

C

- CH_4 – метан
 C_2H_2 – ацетилен
 C_2H_4 – етен (етилен)
 CO – угљеник(II)-оксид
 CO_2 – угљеник(IV)-оксид

N

- N_2 – молекул азота
 NH_3 – молекул амонијака
 NH_4Cl – амонијум-хлорид
 N_2O – азот(I)-оксид
 NO – азот(II)-оксид
 N_2O_3 – азот(III)-оксид
 NO_2 – азот(IV)-оксид
 N_2O_5 – азот(V)-оксид

O

- O_2 – молекул кисеоника

F

- F_2 – молекул флуора

Na

- Na_2O – натријум-оксид
 NaOH – натријум-хидроксид
 Na_2CO_3 – натријум-карбонат
 Na_2SO_4 – натријум-сулфат
 NaCl – натријум-хлорид

Mg

- MgO – магнезијум-оксид
 $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ – магнезијум-нитрат
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – магнезијум-хидроксид
 MgCl_2 – магнезијум-хлорид

Al

- Al_2O_3 – алуминијум-оксид
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – алуминијум-сулфат

P

- P_2O_3 – фосфор(III)-оксид
 P_2O_5 – фосфор(V)-оксид

S

- SO_2 – сумпор(IV)-оксид
 SO_3 – сумпор(VI)-оксид

Cl

- Cl_2 – молекул хлора

K

- KNO_3 – калијум-нитрат
 KOH – калијум-хидроксид
 KI – калијум-јодид

Ca

- CaCO_3 – калцијум-карбонат
 CaO – калцијум-оксид
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – калцијум-хидроксид

Fe

- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ – гвожђе(II)-нитрат
 FeO – гвожђе(II)-оксид
 Fe_2O_3 – гвожђе(III)-оксид
 FeS – гвожђе(II)-сулфид

Cu

- CuO – бакар(II)-оксид
 CuSO_4 – бакар(II)-сулфат

Zn

- ZnCl_2 – цинк-хлорид

Br

- Br_2 – молекул брома

Ag

- AgNO_3 – сребро-нитрат
 AgCl – сребро-хлорид

Ba

- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – баријум-хидроксид

Hg

- HgO – жива(II)-оксид

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ ХЕМИЈСКИХ ЕЛЕМЕНТА

1.	H	Водоник 1,008
2.	Li	Литијум 6,9
3.	Be	Берилијум 9,0
4.	Na	Натријум 23

атомски број	символ елемента	наименование	релативна атомска маса
1.	H	Водоник 1,008	
2.	Ca	Калцијум 40,0	
3.	Sc	Скандијум 45,0	
4.	Ti	Титанијум 47,9	
5.	V	Ванадијум 50,9	
6.	Mn	Манганијум 54,9	
7.	Fe	Гвожђе 55,8	
8.	Co	Кобалт 58,9	
9.	Ni	Никел 58,7	
10.	Cu	Цинк 63,5	
11.	Zn	Бакар 65,4	
12.	Ga	Германијум 69,7	
13.	Al	Алуминијум 27,0	
14.	Si	Силицијум 28,0	
15.	P	Фосфор 30,9	
16.	S	Сулфур 32,0	
17.	Cl	Хлор 35,5	
18.	Ar	Аргон 39,9	
19.	K	Калијум 39,0	
20.	Ca	Калцијум 40,0	
21.	Sc	Скандијум 45,0	
22.	Ti	Титанијум 47,9	
23.	V	Ванадијум 50,9	
24.	Mn	Манганијум 54,9	
25.	Fe	Гвожђе 55,8	
26.	Co	Кобалт 58,9	
27.	Ni	Никел 58,7	
28.	Cu	Цинк 63,5	
29.	Zn	Бакар 65,4	
30.	Ga	Германијум 69,7	
31.	Ge	Галанијум 72,6	
32.	As	Арсенијум 74,9	
33.	Se	Сејен 79	
34.	Br	Бром 79,9	
35.	Kr	Криптон 83,8	
36.	Xe	Ксенон 131,3	
37.	Rb	Рубидијум 85,5	
38.	Sr	Стронијум 87,6	
39.	Y	Итријум 88,9	
40.	Zr	Цирконијум 91,2	
41.	Mo	Молибден 95,9	
42.	Tc	Ниобијум 92,9	
43.	Ru	Рутенијум 98	
44.	Rh	Родијум 101,1	
45.	Pd	Паладијум 102,9	
46.	Ag	Сребро 106,4	
47.	Rh	Родијум 107,9	
48.	Cd	Кадмијум 112,4	
49.	In	Индийум 114,8	
50.	Sn	Калай 118,7	
51.	Sb	Антимон 121,8	
52.	Te	Иод 127,6	
53.	At	Јод 126,9	
54.	Rn	Радон 131,3	
55.	La	Лантан 138,9	
56.	Ba	Баријум 137,3	
57.	Cs	Цезијум 132,9	
58.	Fr	Радијум 132,9	
59.	Ac	Актинијум 140,9	
60.	Pr	Прасеодијум 144,2	
61.	Nd	Неодијум 145	
62.	U	Уранијум 238,0	
63.	Eu	Еураптијум 150,3	
64.	Gd	Гадолинијум 152,0	
65.	Tb	Тербийум 157,2	
66.	Dy	Диспресијум 158,9	
67.	Ho	Холмијум 164,9	
68.	Er	Ербијум 167,2	
69.	Tm	Титанијум 168,9	
70.	Yb	Итербијум 169,9	
71.	Lu	Лутетијум 175,0	

атомски број	символ елемента	наименование	релативна атомска маса
1.	H	Водоник 1,008	
2.	Be	Берилијум 9,0	
3.	Na	Натријум 23	
4.	Ca	Калцијум 40,0	
5.	Sc	Скандијум 45,0	
6.	Ti	Титанијум 47,9	
7.	V	Ванадијум 50,9	
8.	Mn	Манганијум 54,9	
9.	Fe	Гвожђе 55,8	
10.	Co	Кобалт 58,9	
11.	Ni	Никел 58,7	
12.	Cu	Цинк 63,5	
13.	Zn	Бакар 65,4	
14.	Ga	Германијум 69,7	
15.	Ge	Галанијум 72,6	
16.	As	Арсенијум 74,9	
17.	Se	Сејен 79	
18.	Br	Бром 79,9	
19.	Kr	Криптон 83,8	
20.	Xe	Ксенон 131,3	
21.	Rb	Рубидијум 85,5	
22.	Sr	Стронијум 87,6	
23.	Y	Итријум 88,9	
24.	Zr	Цирконијум 91,2	
25.	Mo	Молибден 95,9	
26.	Tc	Ниобијум 92,9	
27.	Ru	Рутенијум 98	
28.	Rh	Родијум 101,1	
29.	Pd	Паладијум 102,9	
30.	Ag	Сребро 106,4	
31.	Rh	Родијум 107,9	
32.	Cd	Кадмијум 112,4	
33.	In	Индийум 114,8	
34.	Sn	Калай 118,7	
35.	Sb	Антимон 121,8	
36.	Te	Иод 127,6	
37.	At	Јод 126,9	
38.	Rn	Радон 131,3	
39.	La	Лантан 138,9	
40.	Ba	Баријум 137,3	
41.	Cs	Цезијум 132,9	
42.	Fr	Радијум 132,9	
43.	Ac	Актинијум 140,9	
44.	Pr	Прасеодијум 144,2	
45.	Nd	Неодијум 145	
46.	U	Уранијум 238,0	
47.	Eu	Еураптијум 150,3	
48.	Gd	Гадолинијум 152,0	
49.	Tb	Тербийум 157,2	
50.	Dy	Диспресијум 158,9	
51.	Ho	Холмијум 164,9	
52.	Er	Ербијум 167,2	
53.	Tm	Титанијум 168,9	
54.	Yb	Итербијум 169,9	
55.	Lu	Лутетијум 175,0	

металоиди

метали

неметали

племенити гасови

