

Марина Стојановска

# ХЕМИЈА

## ЗА II ГОДИНУ

гимназијског образовања

# ХЕМИЈА

ЗА II (другу) ГОДИНУ

гимназијског образовања

Одобрено од стране Министарства образовања и науке,  
у складу с Решењем бр. 26-642/1 од 21.5.2026 2026.

## Наслов у оригиналу

ХЕМИЈА ЗА II (втора) ГОДИНА гимназиско образование

## Издавач

Литера груп, Скопје, 2026

## Аутор

Марина Стојановска

## Главни уредник

Ајнуре Селмани

## Уредник

Самије Лимани Муслиу

## Рецензентска комисија МОН-а

проф. др Наташа Ристовска

проф. др Шемседин Абдули

Нада Јанковић

## Преводац

Даниела Станковска

## Језичка лектура

## Дизајн

Литера груп - Рина Адиле

## Графичко и техничко уређење

Литера груп

## Штампа

Принт Фактори - Скопје

## Тираж

25

© 2026 Литера груп. Сва права задржана.

Ниједан део овог уџбеника не сме се репродуковати, копирати, дистрибуирати, јавно саопштавати или преносити у било ком облику или на било који начин, електронски, механички, фотокопирањем, снимањем или на други начин, без претходне писмене дозволе издавача.

CIP



# САДРЖАЈ

|                                    |   |
|------------------------------------|---|
| ПРЕДГОВОР .....                    | 5 |
| КАКО ДА КОРИСТИШ ОВАЈ УЏБЕНИК..... | 6 |

## 1. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

|                                                                                                                         |    |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----|
| 1.1 ВРСТЕ ДИСПЕРЗНИХ СИСТЕМА .....                                                                                      | 10 |
| ХОМОГЕНИ И ХЕТЕРОГЕНИ СИСТЕМИ.....                                                                                      | 10 |
| ВРСТЕ ДИСПЕРЗНИХ СИСТЕМА .....                                                                                          | 12 |
| 1.2 РАСТВОРИ И ИЗРАЖАВАЊЕ САСТАВА РАСТВОРА .....                                                                        | 15 |
| РАСТВОРИ .....                                                                                                          | 15 |
| НАЧИНИ ИЗРАЖАВАЊА САСТАВА РАСТВОРА .....                                                                                | 17 |
| Квалитативни и квантитативни састав.....                                                                                | 17 |
| Како се изражава квантитативни састав?.....                                                                             | 17 |
| ПРИПРЕМАЊЕ РАСТВОРА .....                                                                                               | 22 |
| Припремање раствора са задатим масеним уделом растворене чврсте супстанце у раствору.....                               | 23 |
| Припремање раствора са задатом количинском, односно масеном концентрацијом растворене чврсте супстанце у раствору ..... | 25 |
| 1.3 ВРСТЕ РАСТВОРА И РАСТВОРЉИВОСТ .....                                                                                | 27 |
| ВРСТЕ РАСТВОРА И РАСТВОРЉИВОСТ .....                                                                                    | 27 |
| ФАКТОРИ ОД КОЈИХ ЗАВИСИ РАСТВОРЉИВОСТ .....                                                                             | 30 |
| 1.4.ЕЛЕКТРОЛИТИ И ЕЛЕКТРОЛИТИЧКА ДИСОЦИЈАЦИЈА .....                                                                     | 35 |
| РАСТВОРИ ЕЛЕКТРОЛИТА .....                                                                                              | 35 |
| ЕЛЕКТРОЛИТИЧКА ДИСОЦИЈАЦИЈА .....                                                                                       | 38 |
| Електролитичка дисоцијација.....                                                                                        | 38 |
| Киселине и базе према теорији електролитичке дисоцијације .....                                                         | 40 |
| Степен електролитичке дисоцијације .....                                                                                | 41 |
| ЕЛЕКТРОЛИТИЧКА ДИСОЦИЈАЦИЈА ВОДЕ И pH .....                                                                             | 44 |
| 1.5 ЈОНСКЕ РЕАКЦИЈЕ .....                                                                                               | 48 |
| ЈОНСКЕ РЕАКЦИЈЕ.....                                                                                                    | 48 |
| Јонске реакције при којима настаје слабо растворљиво једињење (талог) .....                                             | 48 |
| Јонске реакције при којима настаје слабо дисосовано једињење.....                                                       | 50 |
| Јонске реакције при којима настаје гас .....                                                                            | 50 |
| ЈОНСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ .....                                                                                                  | 51 |
| Тематски тест .....                                                                                                     | 53 |
| РЕЗИМЕ .....                                                                                                            | 55 |

## 2. ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ И ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

|                                                           |    |
|-----------------------------------------------------------|----|
| 2.1 КЛАСИФИКАЦИЈА ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА .....                | 58 |
| ПОВРАТНЕ И НЕПОВРАТНЕ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ.....              | 58 |
| ДРУГЕ МОГУЋНОСТИ ЗА КЛАСИФИКАЦИЈУ ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА..... | 60 |
| Реакције сједињавања .....                                | 60 |
| Реакције разлагања .....                                  | 62 |
| Реакције замене .....                                     | 64 |
| Реакција двоструке замене .....                           | 65 |
| Реакције кондензације .....                               | 65 |
| 2.2 ПРОРАЧУНИ НА ОСНОВУ ХЕМИЈСКИХ ЈЕДНАЧИНА .....         | 67 |
| ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ .....                                  | 67 |
| ДОСЕГ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ.....                              | 69 |
| ХЕМИЈСКИ ПРОРАЧУНИ НА ОСНОВУ ХЕМИЈСКИХ ЈЕДНАЧИНА .....    | 73 |
| Тематски тест .....                                       | 78 |
| РЕЗИМЕ .....                                              | 79 |

## 3. ЕНЕРГЕТСКЕ ПРОМЕНЕ ПРИЛИКОМ ПРОЦЕСА

|                                                                                      |     |
|--------------------------------------------------------------------------------------|-----|
| 3.1 ЕНЕРГИЈА И РАЗМЕНА ЕНЕРГИЈЕ ...                                                  | 82  |
| ЕНЕРГИЈА .....                                                                       | 82  |
| РАЗМЕНА ЕНЕРГИЈЕ .....                                                               | 85  |
| 3.2 ТОПЛОТНИ ЕФЕКТИ ПРИ ФИЗИЧКИМ И ХЕМИЈСКИМ ПРОЦЕСИМА .....                         | 90  |
| ЕНТАЛПИЈА И ТОПЛОТНИ ЕФЕКТИ ПРИ ФИЗИЧКИМ И ХЕМИЈСКИМ ПРОЦЕСИМА..                     | 90  |
| ХЕМИЈСКИ ПРОРАЧУНИ КОЈИ УКЉУЧУЈУ ТОПЛОТНЕ ЕФЕКТЕ.....                                | 93  |
| 3.3 ТЕРМОХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ .....                                                    | 97  |
| ТЕРМОХЕМИЈСКИ РАВЕНКИ .....                                                          | 97  |
| ИЗРАЧУНАВАЊЕ ТОПЛОТНИХ ЕФЕКТА РЕАКЦИЈА НА ОСНОВУ ЗАДАТЕ ТЕРМОХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ..... | 101 |
| Тематски тест .....                                                                  | 103 |
| РЕЗИМЕ .....                                                                         | 105 |

## 4. КИНЕТИКА ХЕМИСКИХ РЕАКЦИЈА

### 4.1 БРЗИНА НА ХЕМИСКИТЕ

#### РЕАКЦИИ ..... 108

БРЗИНА ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА..... 108

Шта је брзина хемијске реакције?..... 108

Како се експериментално може пратити брзина реакције?.....113

ФАКТОРИ КОЛИ УТИЧУ НА БРЗИНУ

ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА .....116

Утицај природе супстанци на брзину реакције...116

Утицај величине површине реактанта

у чврстом агрегатном стању на

брзину хемијских реакција.....116

Утицај концентрације реактанта на брзину

хемијских реакција.....118

Утицај температуре на брзину ..... 120

хемијских реакција..... 120

Утицај катализатора на брзину

хемијских реакција..... 122

### 4.2 ТЕОРИЈА СУДАРА И ТЕОРИЈА

#### АКТИВИРАНОГ КОМПЛЕКСА ..... 124

ТЕОРИЈА СУДАРА .....124

ТЕОРИЈА АКТИВИРАНОГ КОМПЛЕКСА ....126

### 4.3 КАТАЛИЗА..... 130

КАТАЛИЗАТОРИ И КАТАЛИТИЧКИ

РЕАКЦИИ .....130

Катализатори и инхибитори .....130

Каталитичке реакције и катализа.....132

Механизам дејства катализатора.....132

ЗНАЧАЈ И ПРИМЕНА .....135

КАТАЛИЗАТОРА .....135

Катализатори у индустрија .....136

Биокатализатори.....138

Фотокаталитичке реакције .....139

Тематски тест .....141

РЕЗИМЕ .....143

## 5. ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА

### 5.1 ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА..... 146

ХЕМИСКА РАВНОТЕЖА .....146

ПРЕДСТАВЉАЊЕ ХЕМИЈСКИХ .....149

РЕАКЦИЈА У СТАЊУ ХЕМИЈСКЕ

РАВНОТЕЖЕ.....149

### 5.2 КОНСТАНТА ХЕМИЈСКЕ

#### РАВНОТЕЖЕ ..... 154

КОНСТАНТА НА ХЕМИСКА РАВНОТЕЖА154

ХЕМИЈСКИ ПРОРАЧУНИ КОЛИ УКЉУЧУЈУ

КОНСТАНТУ ХЕМИСКЕ РАВНОТЕЖА .....157

### 5.3 ПОМЕРАЊЕ ХЕМИЈСКЕ

#### РАВНОТЕЖЕ..... 160

ФАКТОРИ КОЛИ УТИЧУ НА ХЕМИЈСКУ

РАВНОТЕЖУ .....160

Утицај промене концентрације учесника на

хемијску равнотежу .....160

Утицај промене притиска на хемијску

равнотежу .....161

Утицај промене температуре на хемијску

равнотежу .....163

ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЉЕА И БРАУНА .....165

Тематски тест .....169

РЕЗИМЕ .....171

## 6.ОКСИДАЦИОНО– РЕДУКЦИОНИ ПРОЦЕСИ

### 6.1 ОКСИДАЦИОНИ БРОЈЕВИ ..... 174

ОКСИДАЦИОНИ БРОЈЕВИ.....174

ОДРЕЂИВАЊЕ ОКСИДАЦИОНИХ

БРОЈЕВА .....175

### 6.2 ОКСИДАЦИОНО-РЕДУКЦИОНЕ

#### РЕАКЦИЈЕ..... 178

РЕДОКС-РЕАКЦИЈЕ .....178

Оксидација и редукција .....178

Оксидациона и редукциона средства .....179

Активност .....183

ИЗЈЕДНАЧАВАЊЕ ЈЕДНАЧИНА РЕДОКС-

РЕАКЦИЈА .....184

### 6.3 ЕЛЕКТРОХЕМИСКА НИЗ МЕТАЛА..188

ЕЛЕКТРОХЕМИЈСКИ НИЗ МЕТАЛА .....188

ИСПИТИВАЊЕ ЕЛЕКТРОХЕМИЈСКОГ НИЗА

МЕТАЛА .....191

Тематски тест .....195

РЕЗИМЕ .....197

### ТЕРМИНОЛОШКИ РЕЧНИК .....198

### АЗБУЧНИ ИНДЕКС .....204

### КОРИШЋЕНА ЛИТЕРАТУРА .....206

## ПРЕДГОВОР

Овај уџбеник из Хемије првенствено је намењен ученицима друге године гимназијског образовања, а уједно представља и значајну подршку професорима хемије, омогућавајући интерактивну и истраживачку наставу оријентисану ка ученицима. Његов основни циљ је да подстакне радозналост и разумевање хемије као кључне науке са важном улогом у свакодневици и одрживом развоју. Уџбеник је израђен у складу са наставним програмом из хемије за другу годину гимназијског образовања и на основу концепције за писање уџбеника, и прати савремене педагошке приступе и најновија научна сазнања. У његов садржај укључени су принципи инклузивности, једнакости и квалитетног образовања, са циљем да се промовише активно и целоживотно учење.

Садржај је организован у логичне тематске целине које су прилагођене узрасту и предзнању ученика, уз употребу терминологије која је одговарајућа њиховом когнитивном развоју и нивоу разумевања. У првој теми *Дисперзни системи* ученици се упознају са различитим врстама дисперзних система, при чему је посебна пажња посвећена растворима и утицају различитих фактора на растворљивост супстанци. Саставни део ове теме су и концепти који су повезани са електролитима и са електролитичком дисоцијацијом. Ученици се оспособљавају да записују јонске једначине и да врше рачунања која су повезана са изражавањем састава раствора. Друга тема *Хемијске реакције* и хемијске једначине обухвата класификацију хемијских реакција и рачунања на основу хемијских једначина. У трећој теми *Енергетске промене при процесима* објашњене су различите врсте система и размена енергије, односно топлотни ефекти при физичким и хемијским процесима. Кроз примере ученици уче да представљају и да тумаче термохемијске једначине различитих егзотермних и ендотермних реакција и да врше одговарајућа рачунања. Четврта тема *Кинетика хемијских реакција* односи се на концепте који су повезани са брзином реакција и са објашњавањем фактора који утичу на брзину хемијских реакција помоћу теорије судара и теорије активiranог комплекса. Ученици стичу основна сазнања о катализаторима, о њиховом значењу и о њиховој примени. У петој теми *Хемијска равнотежа* ученици се упознају са динамичким карактером хемијске равнотеже, а посебан акценат је стављен на утицај промене концентрације учесника, температуре и притиска на хемијску равнотежу и на принцип Ле Шателјеа и Брауна. Последња тема *Оксидацио-редукциони процеси* обухвата правила за одређивање оксидационих бројева, редокс-реакције и њихову повезаност са електрохемијским низом метала.

У уџбенику су кључни хемијски појмови и процеси обрађени кроз илустрације и примере из свакодневног живота и кроз практичне активности, чиме учење постаје разумљивије и ближе ученицима. Посебан акценат је стављен на развијање истраживачких вештина и аналитичког размишљања, при чему су активности усмерене ка практичној примени знања. Ове активности подстичу истраживачки дух и радозналост ученика кроз искуствено учење, при чему се они охрабрују да посматрају, експериментишу и изводе закључке.

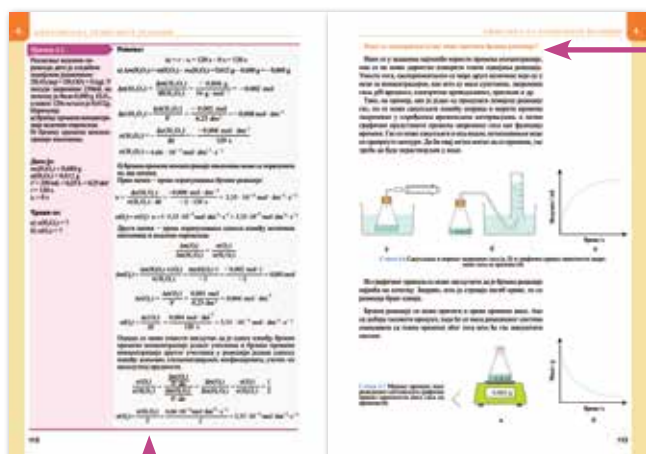
На крају сваке наставне јединице и тематске целине укључена су питања за проверу знања, осмишљена у складу са нивоима Блумове таксономије. Кроз истраживачке активности, анализу и практичну примену, ученици активно развијају своја знања и вештине. На крају, уџбеник садржи: термилошки речник, азбучни индекс и попис коришћене литературе.

Искрена захвалност упућује се рецензентима и лекторки на њиховом значајном доприносу у унапређивању квалитета уџбеника.

# КАКО ДА КОРИСТИШ ОВАЈ УЦБЕНИК

Овај уцбеник садржи више структурних елемената који се визуелно разликују један од другог. Овај кратки водич ће ти помоћи да се лакше снађеш у уцбенику, да разумеш и ефикасно користиш различите делове које садржи, чиме ће се олакшати процес учења и примена стеченог знања.

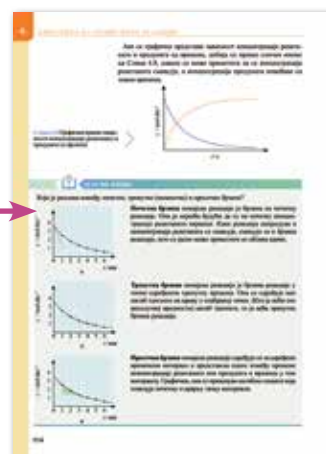
На **уводним страницама** сваке теме дати су садржаји који су усклађени са наставним програмима и стандардима и очекивани резултати учења.

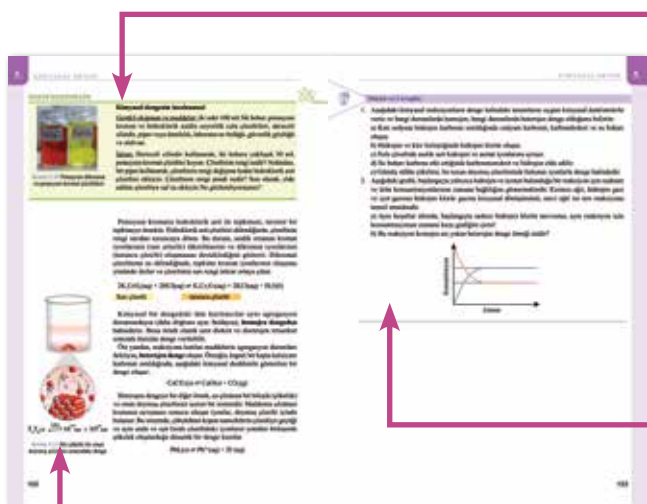


**Основни текст** разрађује кључне идеје и на прегледан начин повезује појмове, чиме доприноси јаснијем и ефикаснијем усвајању нових садржаја. Наставне јединице су подељене на мање, логички структуриране целине са одговарајућим поднасловима, што олакшава разумевање и помаже при организовању информација. Током целог уцбеника, најзначајнији термини и дефиниције су визуелно истакнути задебљаним словима. Поред тога, у оквиру основног текста укључени су и **решени примери**, јасно обележени како би ти олакшали праћење садржаја и допринели дубљем разумевању обрађених тема.

Поред основног текста, у уцбеник су укључени и **додатни текстови** који допуњују и обогаћују тему. Они ће ти омогућити детаљније разумевање материјала, подстаћи ће твоју радозналост и охрабриће те да истражујеш даље.

У деловима **Научи више** укључене су додатне информације, занимљивости, биографије и примери из свакодневног живота који ће ти помоћи да прошириш знање и да сагледаш примену хемије у реалном свету. Ови садржаји нису обавезни за усвајање, већ служе као допуна ако желиш да истражујеш више.





Овај уџбеник садржи:

**Визуелни елементи** и графичке илустрације пажљиво изабрани и прилагођени различитим начинима разумевања и усвајања знања. Они ће ти помоћи да лакше схватиш апстрактне садржаје и подстаћи ће те на логичко размишљање.

**Дигиталне ресурсе** који наставу чине динамичнијом и интерактивнијом и прилагођавају садржаје према твом темпу и образовним потребама.



У делу **Резиме** истичу се најважнији концепти, дефиниције и правила који ће ти помоћи да лакше разумеш и поновиш садржај.

У деловима **Хајде да истражимо** нуде се експерименти за самосталан или за групни рад. Пре почетка експеримената, важно је да се упознаш са супстанцама и прибором и да увек поштујеш мере предавастрожности. Своја запажања, резултате и закључке треба редовно да записујеш у лабораторијски дневник.

**Питања и активности** за самосталан рад, осмишљени да подстакну критичко размишљање и практичну примену знања у свакодневним ситуацијама. Они ће те усмерити ка дубљем разумевању кроз анализу, повезивање и размишљање из различитих перспектива.



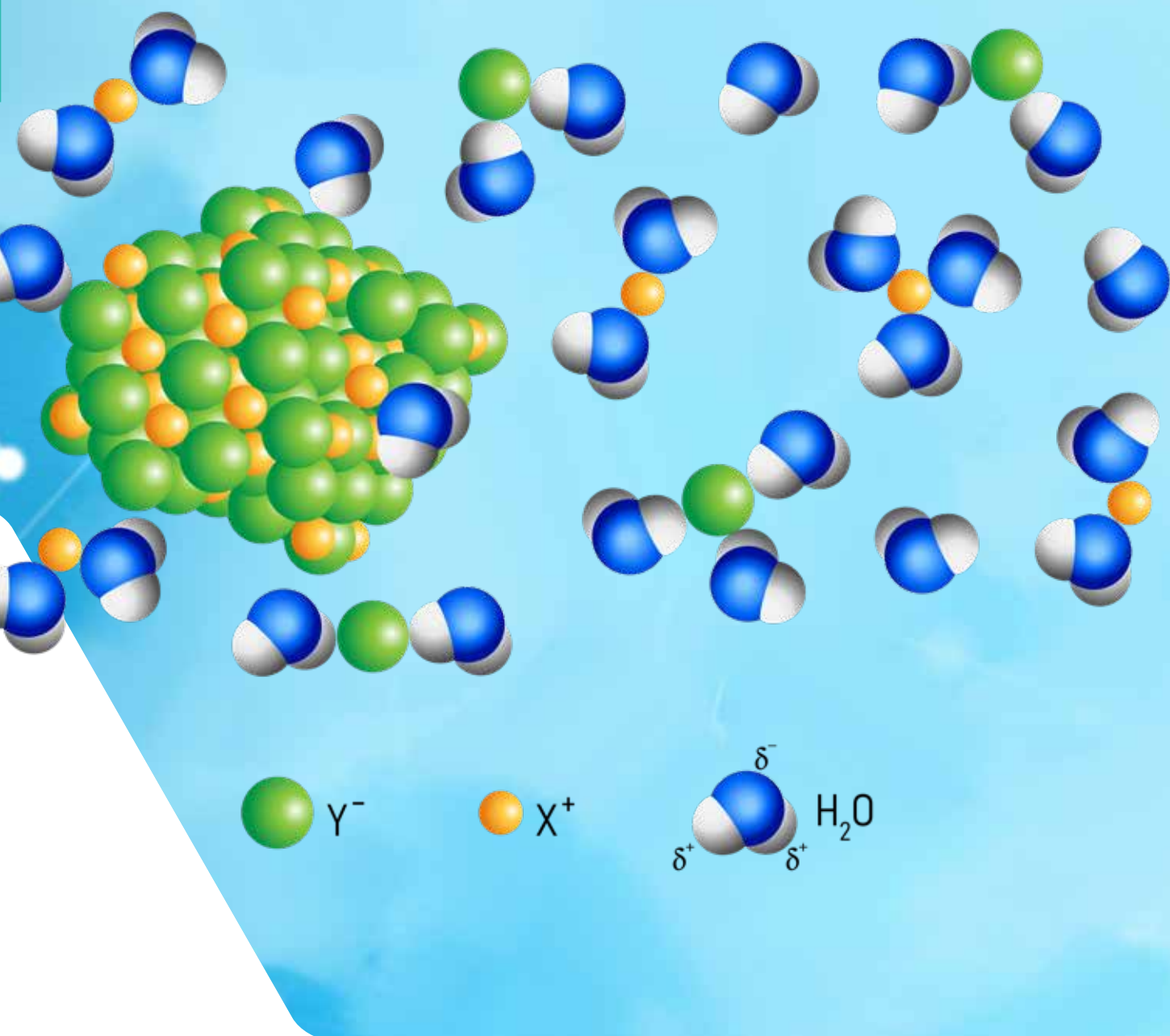




# 1. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

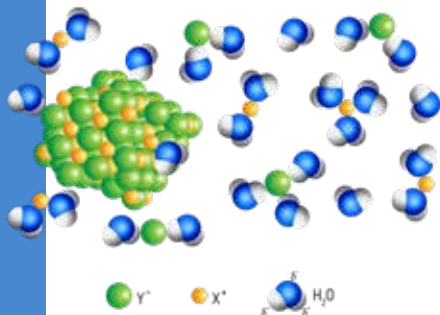
Након што будеш изучио ову тему, моћи ћеш:

- да класификујеш дисперзне системе, да правиш разлику између компоненти у дисперзним системима и да наводиш примере за различите врсте дисперзних система;
- да правиш разлику између компоненти у раствору, да изражаваш и израчунаваш квантитативни састав раствора преко односа, удела и концентрација и да припремаш растворе са задатим масеним уделом, односно задатом количинском/масеном концентрацијом растворене чврсте супстанце у раствору;
- да правиш разлику између незасићеног, засићеног и презасићеног раствора, да објашњаваш растворљивост и утицај различитих фактора на растворљивост супстанци, да тумачиш и представљаш криве растворљивости и да решавааш задатке у вези са растворљивошћу коришћењем података са кривих растворљивости;
- да разликујеш електролите од неелектролита, да објашњаваш узроке и процес настајања електролитичке дисоцијације и преношења електричне струје, да представљаш електролитичку дисоцијацију електролита хемијским једначинама и да правиш разлику између јаких и слабих електролита и киселина и база према теорији о електролитичкој дисоцијацији;
- да дефинишеш јонску реакцију, да наводиш услове за одвијање јонске реакције и да представљаш јонске реакције једначинама.



### САДРЖАЈИ:

- 1.1. Врсте дисперзних система
- 1.2. Раствори и изражавање састава раствора
- 1.3. Врсте раствора и растворљивост
- 1.4. Електролити и електролитичка дисоцијација
- 1.5. Јонске реакције



### Појмови:

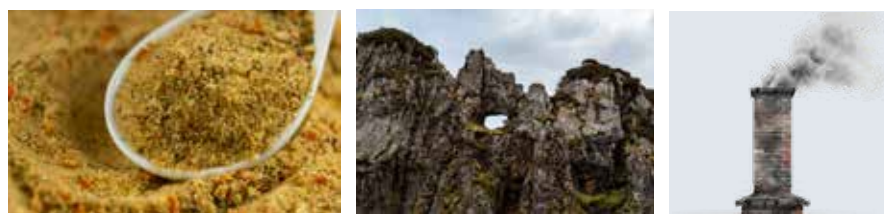
систем, хомогени систем, хетерогени систем, дисперзни систем, диспергована супстанца/ диспергована фаза, дисперзиона средина, грубо-дисперзни систем, колоидно-дисперзни систем, молекулско-дисперзни систем/раствор, аеросол, емулзија, суспензија, пена

## 1.1. ВРСТЕ ДИСПЕРЗНИХ СИСТЕМА

### ХОМОГЕНИ И ХЕТЕРОГЕНИ СИСТЕМИ

У свакодневном животу непрекидно се срећемо са различитим смешама: ваздухом, стенама, легурама, сирћетом, млеком итд. Овакве и друге врсте система су предмет истраживања и у хемијским лабораторијама, као на пример раствор натријум-хидроксида, смеша гвожђа и сумпора и др.

Када се разматра неки систем, често се могу уочити граничне површине између појединих компоненти. Овакви системи се називају **хетерогени системи**. Примери за овакве системе су руде, земљиште, дим у ваздуху, смеша уља и воде и др. Са друге стране, **хомогени системи** су они код којих не постоје границе између појединих компоненти, као на пример сирће, морска вода, ваздух, златни накит и др



Слика 1.1 Хетерогени системи у нашем окружењу



Слика 1.2 Хомогени системи у нашем окружењу



### Активност

Размисли и наведи пример за хетероген систем састављен само од една чиста супстанца!

У једном хетерогеном систему могу се разликовати делови који су сами за себе хомогени. Овакав хомогени део једног хетерогеног система који је у контакту са другим делом, али је одвојен јасно дефинисаним границама зове се **фаза**. Тако је смеша уља и воде хетерогени систем, састављен од две фазе које заправо представљају поједине компоненте (воду и уље).



Слика 1.3 Хетерогени систем уље и вода





## ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

### Припремање хомогених и хетерогених система

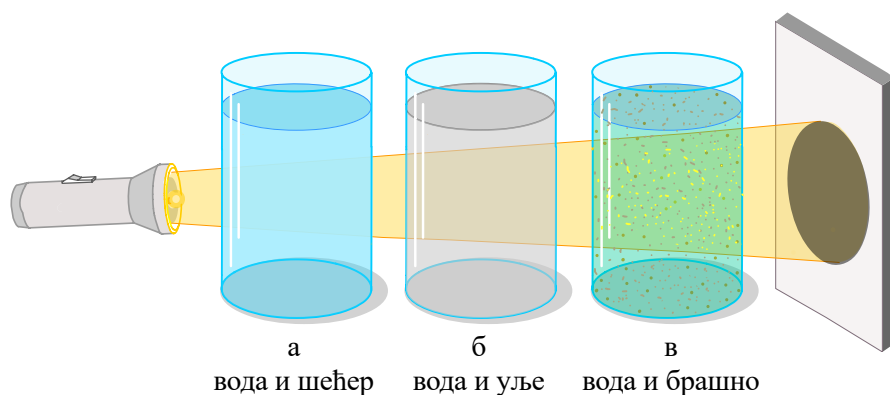
**Потребан прибор и супстанце:** три лабораторијске чаше од 100 mL, дестилована вода, шећер, млеко у праху, брашно, диодни ласер, две кашичице, три стаклена штапића, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** У сваку лабораторијску чашу стави по 40-50 mL дестиловане воде. У прву чашу додај мало шећера, у другу мало млека у праху, а у трећу мало брашна. Измешај смеше стакленим штапићима. Усмери сноп светлости из диодног ласера ка бочном делу сваке чаше! Шта се дешава са ласерским зраком у сваком од три случаја? Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!

Из експеримента се може закључити да се ласерски сноп примећује само код хетерогених система (смеша воде и млека и воде и брашна). Ово се јавља као резултат расејавања светлости која са стране пролази кроз овакве системе. Ова појава се назива **Тиндалов ефекат** и представља један од најважнијих показатеља да је систем хетероген, односно да у њему постоје веће честице које могу да расејавају светлост.



Слика 1.4 Џон Тиндал (John Tyndall, 1820 – 1893)



Слика 1.5 Светлосни зрак је видљив ако је систем хетероген



Слика 1.6 Расејување на светлината како резултат на Тиндловиот ефект



### Размисли и одговори:

- Која је разлика између хомогених и хетерогених система?
- Класификуј следеће системе као хомогене или хетерогене:
  - песак и вода
  - бронза
  - со и шећер
  - крв
  - раствор сумпорне киселине

## ВРСТЕ ДИСПЕРЗНИХ СИСТЕМА

Када је једна или више фаза неког система распоређена кроз другу фазу, говоримо о дисперзном систему. Општа дефиниција за дисперзне системе је:

**Дисперзни системи су системи у којима су честице једне или више супстанци распоређене (дисперговане) кроз честице друге супстанце.**

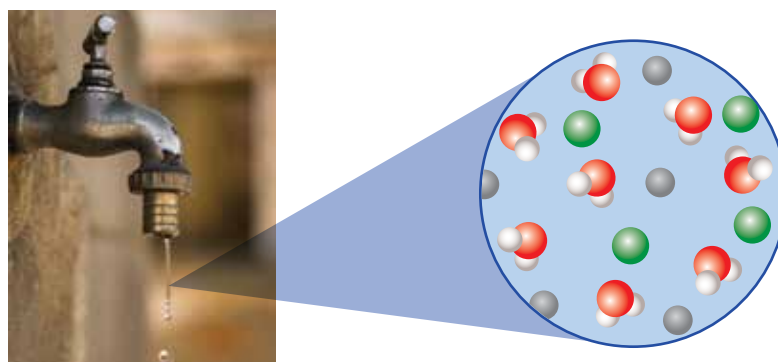
Супстанца која се распоређује кроз другу супстанцу назива се **диспергована супстанца** или **диспергована фаза**, а она кроз коју се врши распоређивање честица зове се **дисперзиона средина**.

Дисперзни системи се могу класификовати на различите начине. На пример, *на основу агрегатних стања дисперговане супстанце (дисперговане фазе) и дисперзионе средине* можемо говорити о емулзији, суспензији, пени, аеросолу\* итд.

Табела 1.1. Класификација дисперзних система према агрегатном стању дисперговане фазе и дисперзионе средине

| Дисперзни систем | Диспергована фаза | Дисперзиона средина | Примери                                |
|------------------|-------------------|---------------------|----------------------------------------|
| Емулзија         | Течна             | Течна               | Уље у води, мајонез                    |
| Суспензија       | Чврста            | Течна               | Мутна вода, сок са пулпа, креда у води |
| Пена             | Гасовита          | Течна               | Шлаг                                   |
| Аеросол          | Течна             | Гасовита            | Магла                                  |
|                  | Чврста            | Гасовита            | Дим, цементни прах                     |

Ипак, најчешће се класификација дисперзних система врши *према величини честица дисперговане супстанце*. У зависности од њихове величине, **дисперзни системи се деле на: грубо-дисперзне системе, колоидно-дисперзне системе и молекулско-дисперзне системе (растворе).**



Слика 1.7 Вода из чесме не претставља чисту супстанцу, већ раствор

\* Множина од аеросола је аеросоли

Табела 1.2. Врсте дисперзних система

| Врста дисперзног система                | Грубо-дисперзни систем                                              | Колоидно-дисперзни систем                                                                                               | Молекулско-дисперзни систем                                            |
|-----------------------------------------|---------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------|
| Величина честица дисперговане супстанце | $> 1000 \text{ nm}$                                                 | $1 - 1000 \text{ nm}$                                                                                                   | $< 1 \text{ nm}$                                                       |
| Изглед система                          | неједноличан; честице се могу видети микроскопом или чак голим оком | изгледа једноличан; честице нису видљиве голим оком и обичним микроскопом, али су довољно велике да расејавају светлост | једноличан; честице нису видљиве јер су веома мале (молекули или јони) |
| Примери                                 | песак у води, глина у води, уље и вода                              | млеко, мајонез, желатин, беланце                                                                                        | раствор шећера или соли у води, ваздух                                 |
| Тип система                             | хетероген                                                           | хетероген                                                                                                               | хомоген                                                                |

Вредности за величину честица дисперговане супстанце су приближне и не може се повући оштра граница. Према препорукама IUPAC-а, постоје изузеци и дефиниција се не треба сматрати строгим правилом. Оно што је јасно јесте да се грубо-дисперзни и колоидно-дисперзни системи разликују од раствора (молекулско-дисперзних система) у којима диспергована фаза и дисперзиона средина образују хомогени систем.

Грубо-дисперзни системи су нестабилни и из њих се брзо раздвајају хомогене фазе. Тако се, при интензивном мешању уља и воде, образује грубо-дисперзни систем (**емулзија**) у којем су капи уља распоређене кроз воду. Ако се ова емулзија остави да стоји извесно време, уље и вода ће се раздвојити у две хомогене фазе са јасна, видљива граница. Да не би дошло до раслојавања, у систем се може додати емулгатор – супстанца која стабилизује грубо-дисперзни систем.

Други пример за грубо-дисперзни систем је **суспензија**. При размућивању муља у води добија се суспензија, у којој су честице чврсте супстанце распоређене кроз воду (течна дисперзиона средина). При стајању долази до таложења (седиментације) чврстих честица на дну посуде. Чврста фаза се може одвојити од течне помоћу филтрације, због разлике у величини честица компоненти.

Међународна научна организација IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) врши стандардизацију хемијске номенклатуре, терминологије и мерних јединица, са циљем да хемичари широм света користе исти, јасан и прецизан језик.

#### Активност

Истражи више о хемији емулгатора! На који начин ове супстанце омогућавају мешање течности које се не мешају, као што су уље и вода? Сазнај и зашто се јаја користе као емулгатор при припреми теста и других смеша за печење!



Слика 1.8 Кал у води – пример грубо-дисперзног система (суспензија)



**Слика 1.9** Суспензија у фармацији: сируп за оралну употребу који треба промућкати пре употребе

У свакодневном животу срећу се и колоидно-дисперзни системи. Неки примери су наведени у Табели 1.3.

**Табела 1.3.** Примери колоидно-дисперзног система

| Диспергована фаза | Дисперзиона средина | Пример                             |
|-------------------|---------------------|------------------------------------|
| Гасовита          | Течна               | Шлаг, пена за бријање              |
| Гасовита          | Чврста              | Стиропор, плута (чврста пена)      |
| Течна             | Гасовита            | Магла (аеросол)                    |
| Течна             | Течна               | Млеко, кремови, мајонез (емулзија) |
| Течна             | Чврста              | Путер                              |
| Чврста            | Течна               | Желатин, колоидно сребро у води    |



**Слика 1.10** Колоидно-дисперзни системи у свакодневном животу: мајонез (а), желатин (б) и кремови (в)

### Активност

Истражи какав је дисперзни систем крв!

### Размисли и одговори:

- Како могу да се класификују дисперзни системи?
- Да ли може да постоји хетерогени систем у којем је гасовита супстанца распоређена кроз гасовиту средину? Образложи!
- Ајше и Марко су испитивали три узорка. Они су посматрали својства три система у односу на изглед, тенденцију таложења и расејавање светлости (Тиндалов ефекат). Добијене резултате су сумирали у следећој табели:

| Примерак | Боја   | Изглед       | Тенденција таложења | Тиндалов ефекат |
|----------|--------|--------------|---------------------|-----------------|
| 1.       | зелена | једноличан   | не                  | не              |
| 2.       | бела   | неједноличан | да                  | да              |
| 3.       | сива   | једноличан   | не                  | да              |

На основу њихових резултата одреди:

- који узорак представља суспензију
  - који узорак представља раствор
  - који узорак представља колоид
- Образложи свој одговор!



## 1.2. РАСТВОРИ И ИЗРАЖАВАЊЕ САСТАВА РАСТВОРА

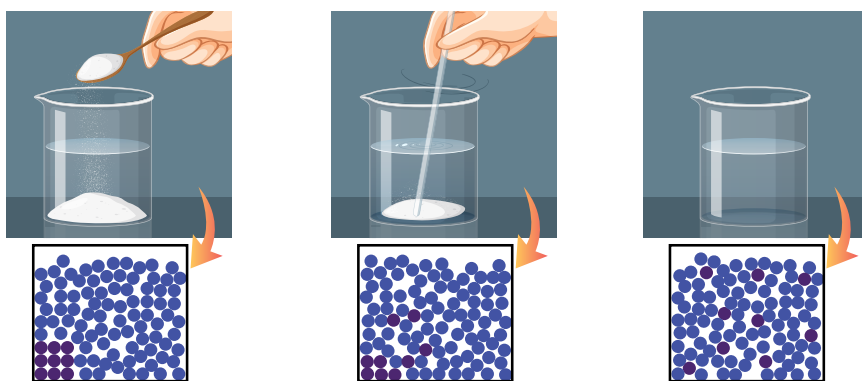
### РАСТВОРИ

Ратвори су важан део нашег живота и користе се свакодневно. На пример, раствор се добија ако се растворе зрна цедевите у води, ако се додаје шећер у чај итд. Морска вода је још један пример за раствор. Ратвори се примењују и у медицини, као на пример физиолошки раствор и раствор за инфузију. Када се нека супстанца раствара у води, може изгледати као да је нестала, али заправо честице од којих је она изграђена су се распоредиле међу честицама воде и образовале бистру (прозирну или обојену) течност названу раствор. Заправо, молекулско-дисперзни системи се другим именом називају ратвори.

**Ратвори су хомогене смеше у којима су једна или више супстанци равномерно распоређене у другој супстанци.**

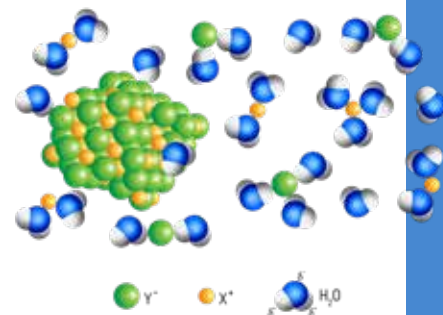
Будући да су ратвори хомогене смеше, може се закључити да су они састављени од једне фазе. Ипак, у једном раствору обично постоје две главне компоненте:

- Супстанца која се раствара зове се **растворена супстанца (растворенак)** и њене честице су мање од 1 nm.
- Супстанца у којој се раствара растворенак позната је као **растварач**. Растварач је супстанца која када је чиста има исто агрегатно стање као добијени раствор и обично је заступљена у већој количини.



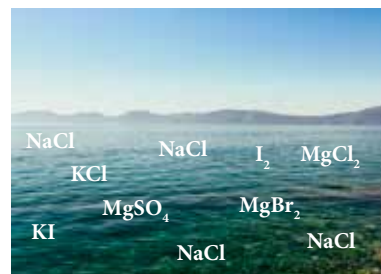
Слика 1.11 Растварање шећера (раствореник) у води (растварач)

Водата је најбезбеднији и најчешће коришћени растворач. Она има огроман значај у хемијским лабораторијама, али такође игра кључну улогу у живим организмима, будући да се ћелије углавном састоје од воде. Иако је најчешћи растворач вода, понекад се као растворачи користе алкохол, ацетон и многе друге супстанце.



#### Појмови:

растварач, растворена супстанца/растворенак, раствор, количински/молски однос, бројни однос, масени однос, запремински однос, количински/молски удео, бројни удео, масени удео, запремински удео, количинска/молска концентрација, бројна концентрација, масена концентрација, запреминска концентрација, молалност.



Слика 1.12 Морска вода представља раствор



Слика 1.13 Раствори имају широку примену

Неке супстанце се растварају када се измењају са водом. Вакве супстанце називамо *расшворљивим у води*, а њихова способност да се растварају се назива *расшворљивост*. Одређене супстанце се растварају у одређеним растварачима, док се у неким другим растварачима не растварају. Да ли ће се супстанца растварати у датом растварачу, првенствено зависи од природе растварача и растворенка. Често се каже „**слично се раствара у сличном**“, што значи да постоји сличност у хемијским везама или интеракцијама које постоје између честица од којих су изграђени растварач и растворенак. Тако се неполярна једињења растварају у неполярним растварачима, а поларна и јонска једињења у поларним растварачима. На пример, кухињска со (јонско једињење) се раствара у води (поларан растварач), али не и у уљу (неполаран растварач). У процесу растварања најчешће се не дешава никаква хемијска промена, па зато растворена супстанца може да се раздвоји од растварача релативно једноставно помоћу физичких поступака. Најчешће се срећу течни раствори, али постоје раствори у гасовитом стању (какав је ваздух) и у чврстом стању (као, на пример, златни прстен, који представља мешавину злата и другог метала). У Табели 1.4. дате су различите врсте раствора у односу на агрегатно стање растворенка и растварача.

Табела 1.4. Различите врсте раствора у односу на агрегатно стање раствореника и растварача

| Агрегатна стања |            | Пример раствора      |
|-----------------|------------|----------------------|
| Раствореника    | Растварача |                      |
| гасовита        | гасовита   | воздух               |
| гасовита        | течна      | сода-вода            |
| течна           | течна      | етанол у води        |
| чврста          | течна      | морска вода          |
| гасовита        | чврста     | водород у паладијуму |
| течна           | чврста     | зубарски амалгам     |
| чврста          | чврста     | бронза               |

### Размисли и одговори:

1. Под којим именом је позната диспергована супстанца, а под којим дисперзиона средина код молекулско-дисперзних система?
2. У ком агрегатном стању је сваки од раствора наведених у Табели 1.4.?
3. Истражи и одреди шта је растварач а шта растворенак у следећим растворима:
  - а) физиолошки раствор
  - б) јодна тинктура
  - в) кисела вода
  - г) сирће
  - д) антифриз





## НАЧИНИ ИЗРАЖАВАЊА САСТАВА РАСТВОРА

### Квалитативни и квантитативни састав

Супстанце се деле на чисте супстанце и смеше. Без обзира о ком типу супстанци је реч, важно је да се познаје њихов састав, будући да од њега зависе њихова својства и примена. Познавање састава је важно за припремање раствора, за разумевање састава хране, лекова и многих других смеша које свакодневно користимо.

Када се одређује *које сујстџанце* улазе у састав неке смеше, без обраћања пажње на њихову количину, реч је о **квалитативном саставу**. Тако се може рећи да морска вода садржи воду и со, ваздух садржи кисеоник, азот и угљен-диоксид, сирће садржи воду и сирћетну киселину, а лекови морају да садрже одређену активну компоненту. Да би се добила информација о квалитативном саставу, треба да се одговори на питање *шта* или *ко/који*.

Али, често није довољно само знати шта садржи неки систем, већ *и колико има сваке компоненте*. Када се одређује **количина**, реч је о **квантитативном саставу**. На пример, лек не само да мора да садржи активну компоненту, већ она мора бити заступљена у одређеној количини да би могла да делује. Значи, одговор на питање колико даје информацију о квантитативном саставу. Квантитативни састав се одређује различитим мерењима (на пример, масе или запремине). Он се може израчунати само ако је претходно познат квалитативни састав.

### Како се изражава квантитативни састав?

У хемији је много важније одређивање квантитативног састава система. Да би се одредило колико има сваке компоненте у некој смеси, може се користити више начина и различите физичке величине за изражавање квантитативног састава, као што су: односи, удели и концентрације.

#### 1) Односи

Ако један конституент у раствору означимо са А, а други са В, њихов међусобни однос у једном систему може се изразити као\*:

**количински/  
молски однос:**  
однос између  
количине два  
конституента

$$r(B, A) = \frac{n(B)}{n(A)}$$

**бројни однос:**  
однос између  
броја јединки два  
конституента

$$r(B, A) = \frac{N(B)}{N(A)}$$

**масени однос:**  
однос између  
маса два  
конституента

$$\zeta(B, A) = \frac{m(B)}{m(A)}$$

**запремински  
однос:** однос  
између запремине  
два конституента

$$\psi(B, C) = \frac{V(B)}{V(A)}$$



Слика 1.14 На етикети флаше са минералном водом наведена је количина састојака у производу

\* Изговор слова којима су обележене величине:  $r$  - „ер“,  $\zeta$  - „зета“,  $\psi$  - „пси“

А

Растворувач

В

Растворена  
супстанца  
(раствореник)

Количина супстанце је пропорционална броју јединки (ове две величине су повезане Авогадровом константом), па зато је однос количина једнак односу броја јединки, тј. количински однос је једнак бројном односу.

Сви односи су бездимензионалне величине. Они се могу изразити као број или као однос малих целих бројева.

**Пример 1.1.**

Бронза је легура бакра и калаја. У једном комаду бронзе, маса бакра је 90 g, а калаја 10 g. Колико износе масени и количински однос бакра и калаја у легури?

**Дато је:**

$$m(\text{Cu}) = 90 \text{ g}$$

$$m(\text{Sn}) = 10 \text{ g}$$

**Тражи се:**

$$\zeta(\text{Cu}, \text{Sn}) = ?$$

$$r(\text{Cu}, \text{Sn}) = ?$$

**Решење:**

Масени однос бакра и калаја у легури израчунава се према изразу:

$$\zeta(\text{Cu}, \text{Sn}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{Sn})} = \frac{90 \text{ g}}{10 \text{ g}} = 9$$

Значи, масени однос износи 9, односно 9 : 1.

Да бисмо нашли количински однос бакра и калаја у легури, прво треба да нађемо њихове количине. У ту сврху, треба прочитати њихове релативне атомске масе из таблице Периодног система.

$$A_r(\text{Cu}) = 63,55$$

$$A_r(\text{Sn}) = 118,71$$

Одговарајуће,  $M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g/mol}$  и  $M(\text{Sn}) = 118,71 \text{ g/mol}$ .

Примењујући одговарајуће изразе, добија се:

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{90 \text{ g}}{63,55 \text{ g/mol}} = 1,42 \text{ mol}$$

$$\text{и} \quad n(\text{Sn}) = \frac{m(\text{Sn})}{M(\text{Sn})} = \frac{10 \text{ g}}{118,71 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol}$$

Количински однос бакра и калаја у легури може се израчунати као:

$$r(\text{Cu}, \text{Sn}) = \frac{n(\text{Cu})}{n(\text{Sn})} = \frac{1,42 \text{ mol}}{0,08 \text{ mol}} = 17,75$$

**2) Удели**

Удели показују са коликим квантитативним делом учествује једна компонента у целом систему, односно колики део целине заузима одређена компонента. Без обзира о ком типу удела је реч, он је увек број између 0 и 1. Често се изражава у процентима ( $1 \% = 1/100$ ), па се зато удео у процентима добија множењем броја са 100 %. Збир свих удела у систему увек је једнак 1 (или 100 %). Понекад се удели изражавају и у промилима и, у том случају, бројну вредност треба помножити са 1000 %.

Слично као и односи, и удели могу бити количински (молски), бројни, масени и запремински\*.

**количински/  
молски удео:**  
однос (количник)  
између количине  
конституента В и  
укупне количине  
свих конституената

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

**бројни удео:**  
однос (колич-  
ник) између  
броја јединки  
конституента В  
и укупног броја  
јединки свих  
конституената

$$x(B) = \frac{N(B)}{\sum N_i}$$

**масени удео:**  
однос (количник)  
између масе  
конституента В и  
укупне масе свих  
конституената

$$w(B) = \frac{m(B)}{\sum m_i}$$

**запремински  
удео:** однос  
(количник)  
између запремине  
конституента В и  
збира запремина  
свих конституе-  
ната

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

### Пример 1.2.

Израчунај масени удео лимунтуса у раствору који је припремљен растварањем 5 g лимунтуса у 120 g воде.

**Дато је:**

$$m(\text{лимонтус}) = 5 \text{ g}$$

$$m(\text{вода}) = 120 \text{ g}$$

**Тражи се:**

$$w(\text{лимонтус}) = ?$$

**Решење:**

$$w(\text{лимонтус}) = \frac{m(\text{лимонтус})}{\sum m_i}$$

Укупна маса заправо је маса раствора, и добија се као

$$m(p-p) = m(\text{лимонтус}) + m(\text{вода})$$

$$m(p-p) = 5 \text{ g} + 120 \text{ g} = 125 \text{ g}$$

$$w(\text{лимонтус}) = \frac{5 \text{ g}}{125 \text{ g}} = 0,04$$

Уколико је потребно масени удео изразити процентуално, треба га помножити са 100 %. Тако је масени удео лимунтуса у овом раствору 4 %.

### Пример 1.3.

Колико милилитара етанола и колико милилитара воде треба да се премеша да би се добио раствор у коме је запремински удео етанола 70%, ако збир запремине етанола и воде пре мешања износи 1L?

**Дато је:**

$$\varphi(\text{етанол}) = 70 \% = 0,7$$

$$V(\text{укупно}) = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

**Тражи се:**

$$V(\text{етанол}) = ?$$

$$V(\text{вода}) = ?$$

**Решење:**

$$\varphi(\text{етанол}) = \frac{V(\text{етанол})}{V(\text{укупно})}$$

$$V(\text{етанол}) = \varphi(\text{етанол}) \cdot V(\text{укупно})$$

$$V(\text{етанол}) = 0,7 \cdot 1000 \text{ mL} = 700 \text{ mL}$$

$$V(\text{вода}) = V(\text{укупно}) - V(\text{етанол})$$

$$V(\text{вода}) = 1000 \text{ mL} - 700 \text{ mL} = 300 \text{ mL}$$

Према томе, ако се измешају 700 mL етанола и 300 mL воде добиће се тражени раствор етанола.

\* Изговор слова којима се обележавају величине:  $x$  - „икс“,  $w$  - „дублве“,  $\varphi$  - „фи“

## 3) Концентрације

Још један начин за изражавање састава раствора је преко: количинске/молске концентрације, бројне концентрације, масене концентрације и запреминске концентрације растворене супстанце у раствору. За разлику од односа и удела, концентрације нису бездимензионалне величине (осим запреминске концентрације)\*.

**количинска/молска концентрација:** однос између количине конститuenta В и запремине раствора

$$c(B) = \frac{n(B)}{V(p-p)}$$

**бројна концентрација:** однос између броја јединки конститuenta В и запремине раствора

$$C(B) = \frac{N(B)}{V(p-p)}$$

**масена концентрација:** однос између масе конститuenta В и запремине раствора

$$\gamma(B) = \frac{m(B)}{V(p-p)}$$

**запреминска концентрација:** однос између запремине конститuenta В и запремине раствора

$$\sigma(B) = \frac{V(B)}{V(p-p)}$$

Од свих начина за квантитативно изражавање састава раствора, најпримењиванија је количинска концентрација, која се у хемији најчешће једноставно назива концентрација.

Количинска концентрација се уобичајено изражава у  $\text{mol/dm}^3$ , бројна концентрација у  $1/\text{dm}^3$ , а масена концентрација у  $\text{g/dm}^3$ , али се могу користити веће или мање јединице.

## Пример 1.4.

Колико износи масена концентрација натријум-сулфата ако се у 500 mL воденог раствора налази 42,3 g ове соли? Изрази масену концентрацију у  $\text{g/dm}^3$ .

## Дато је:

$$V(p-p) = 500 \text{ mL}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 42,3 \text{ g}$$

## Тражи се:

$$\gamma(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$$

## Решење:

Будући да резултат треба изразити у  $\text{g/dm}^3$ , најбоље је прво извршити претварање јединица (милилитре у кубне дециметре). Знајући да је  $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$ ,  $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$  и  $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$ , може се записати:

$$V(p-p) = 500 \text{ mL} = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

Од израза за масену концентрацију добија се да

$$\gamma(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V(p-p)} = \frac{42,3 \text{ g}}{0,5 \text{ dm}^3} = 84,6 \text{ g/dm}^3$$

\* Изговор слова којима се обележавају величине:  $c$  - „це“,  $\gamma$  - „гама“,  $\sigma$  - „сигма“

**Пример 1.5.**

Колико грама калијум-перманганата треба измерити за припрему 100 mL воденог раствора у коме је количинска концентрација калијум-перманганата  $0,2 \text{ mol/dm}^3$ ?

**Дато је:**

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,2 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ dm}^3$$

**Тражи се:**

$$m(\text{KMnO}_4) = ?$$

**Решење:**

Од израза за количинску концентрацију  $c(\text{KMnO}_4) = \frac{n(\text{KMnO}_4)}{V(\text{p-p})}$  количина калијум-перманганата као

$$n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{p-p}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 = 0,02 \text{ mol}$$

Маса калијум-перманганата се добија као производ количине и моларне масе калијум-перманганата.

$$M_r(\text{KMnO}_4) = A_r(\text{K}) + A_r(\text{Mn}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 39,1 + 54,9 + 4 \cdot 16 = 158$$

$$m(\text{KMnO}_4) = n(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol} \cdot 158 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = 3,16 \text{ g}$$

Задатак се може решити и ако се оба израза споје у један на следећи начин:

$$m(\text{KMnO}_4) = n(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{p-p}) \cdot M(\text{KMnO}_4)$$

**4) Молалност**

Још једна величина која се користи за изражавање састава раствора је молалност, која представља однос (количник) између количине растворене супстанце (B) и масе растварача (A). Молалност се уобичајено изражава у  $\text{mol/kg}$ .

$$b(\text{B}) = \frac{n(\text{B})}{m(\text{A})}$$

**Пример 1.6.**

42 g калијум-нитрата је растворено у води, при чему је добијен раствор запремине 500 mL и густине  $1,08 \text{ g/cm}^3$ . Израчунај молалност калијум-нитрата у раствору!

**Дато је:**

$$V(\text{p-p}) = 500 \text{ mL} = 500 \text{ cm}^3$$

$$m(\text{KNO}_3) = 42 \text{ g}$$

$$\rho(\text{p-p}) = 1,08 \text{ g/cm}^3$$

**Тражи се:**

$$b(\text{KNO}_3) = ?$$

**Решење:**

Да би се израчунала молалност калијум-нитрата у раствору, прво треба одредити количину калијум-нитрата (растворене супстанце) и масу воде (растварача). У ту сврху примењују се следећи изрази:

$$n(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{M(\text{KNO}_3)} = \frac{42 \text{ g}}{(39,1 + 14 + 3 \cdot 16) \text{ g/mol}} = \frac{42 \text{ g}}{101,1 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{KNO}_3) = 0,415 \text{ mol}$$

$$m(\text{p-p}) = \rho(\text{p-p}) \cdot V(\text{p-p}) = 1,08 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 540 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{p-p}) - m(\text{KNO}_3) = 540 \text{ g} - 42 \text{ g} = 498 \text{ g} = 0,498 \text{ kg}$$

Сада се добијене вредности за количину калијум-нитрата и масу воде замењују у изразу за молалност.

$$b(\text{KNO}_3) = \frac{n(\text{KNO}_3)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,415 \text{ mol}}{0,498 \text{ kg}} = 0,83 \text{ mol/kg}$$

## Размисли и одговори:



1. При мешању 95 mL етанола и 100 mL воде добија се раствор чија запремина износи 190 mL, а не 195 mL због појаве која се назива запреминска (волуменска) контракција. Израчунај:
  - а) запремински однос етанола и воде у овом систему
  - б) запремински удео етанола у раствору (Подсети се да је запремински удео однос (количник) између запремине датог конституента и збира запремина свих конституената, а не укупне запремине система)
2. Физиолошки раствор представља раствор натријум-хлорида у води и користи се у медицини. Масени удео натријум-хлорида у овом раствору је 0,85 %, а густина раствора је  $1,0042 \text{ g/cm}^3$ . Израчунај:
  - а) колико је воде и колико натријум-хлорида потребно за припрему 5 kg физиолошког раствора?
  - б) колико износи количинска концентрација натријум-хлорида у физиолошком раствору?
  - в) колико износи масена концентрација натријум-хлорида у физиолошком раствору?
3. Водени раствор је припремљен додавањем 3,3 mL ацетона чија је густина  $0,789 \text{ g/mL}$  у воду до крајње запремине од 75 mL. Густина насталог раствора је  $0,993 \text{ g/mL}$ . Израчунај:
  - а) количинску концентрацију ацетона у раствору
  - б) молалност ацетона у раствору
  - в) молски удео ацетона у раствору
4. \* Покушај да решиш задатак! Водени раствор калијум-јодида, у коме је масени удео калијум-јодида 20 %, има густину  $1,17 \text{ g/cm}^3$ . Определи ја количествената и масената концентрација на калиум јодидот во растворот!

## ПРИПРЕМАЊЕ РАСТВОРА

У хемијским лабораторијама често се припремају раствори са тачно одређеним саставом. Раствори се углавном могу припремити на два начина: мерењем масе чврсте растворене супстанце, која се потом раствара у одређеној запремини воде, или мерењем запремине неке течне супстанце и њеним разблаживањем са тачно одређеном запремином воде. У овом делу биће објашњено припремање раствора на први начин. У ту сврху треба пратити неколико основних корака:

- 1) израчунава се потребна маса растворене супстанце (растворка)
- 2) мери се на ваги
- 3) додаје се одређена запремина растварача (најчешће вода)
- 4) меша се до потпуног растварања



За подготовка на раствори потребен е следниов лабораториски прибор: сатче за вагање (ако нема вакво сатче во училишната лабораторија, може да се искористи саатно стакло), лажичка, лабораториска чаша, стаклена прачка, волуметриска тиквичка од 100 mL, мензура, инка, боца-прскалка или шише со дестилирана вода, пластична пастерова пипета или капалка.

### Припремање раствора са задатим масеним уделом растворене чврсте супстанции у раствору

Уколико треба да се припреми водени раствор са познатим масеним уделом растворка у раствору, прво треба изračунати масе растворка и воде, а потом их измерити и измешати. Ово је илустровано кроз пример.

**Поступак за припремање 100 g раствора кухињске соли у коме је масени удео кухињске соли 12 %.**

Пре него што се започне са припремањем раствора, треба извршити потребна изračунавања, односно треба изračунати масу кухињске соли и запремину воде.

**Дато је:**

$$m(p-p) = 100 \text{ g}$$

$$w(\text{NaCl}) = 12 \% = 0,12$$

**Тражи се:**

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

**Решење:**

Од израза  $w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{\sum m_i} = \frac{m(\text{NaCl})}{m(p-p)}$  може се изračунати маса кухињске соли као:

$$m(\text{NaCl}) = w(\text{NaCl}) \cdot m(p-p) = 0,12 \cdot 100 \text{ g} = 12 \text{ g}$$

Маса воде која је потребна за припремање раствора може се изračунати као разлика између масе раствора и масе соли.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(p-p) - m(\text{NaCl}) = 100 \text{ g} - 12 \text{ g} = 88 \text{ g}$$

Запремина воде се добија кроз израз  $V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}$ .

Густина дестиловане воде, на собним условима, износи  $1 \text{ g/cm}^3$ , па према томе

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{88 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3} = 88 \text{ cm}^3 = 88 \text{ mL}$$



сахат за вагање



кашичица



лабораторијска чаша



стаклени штапић



волуметријска тиквица



мензура



левак



боца-прскалица

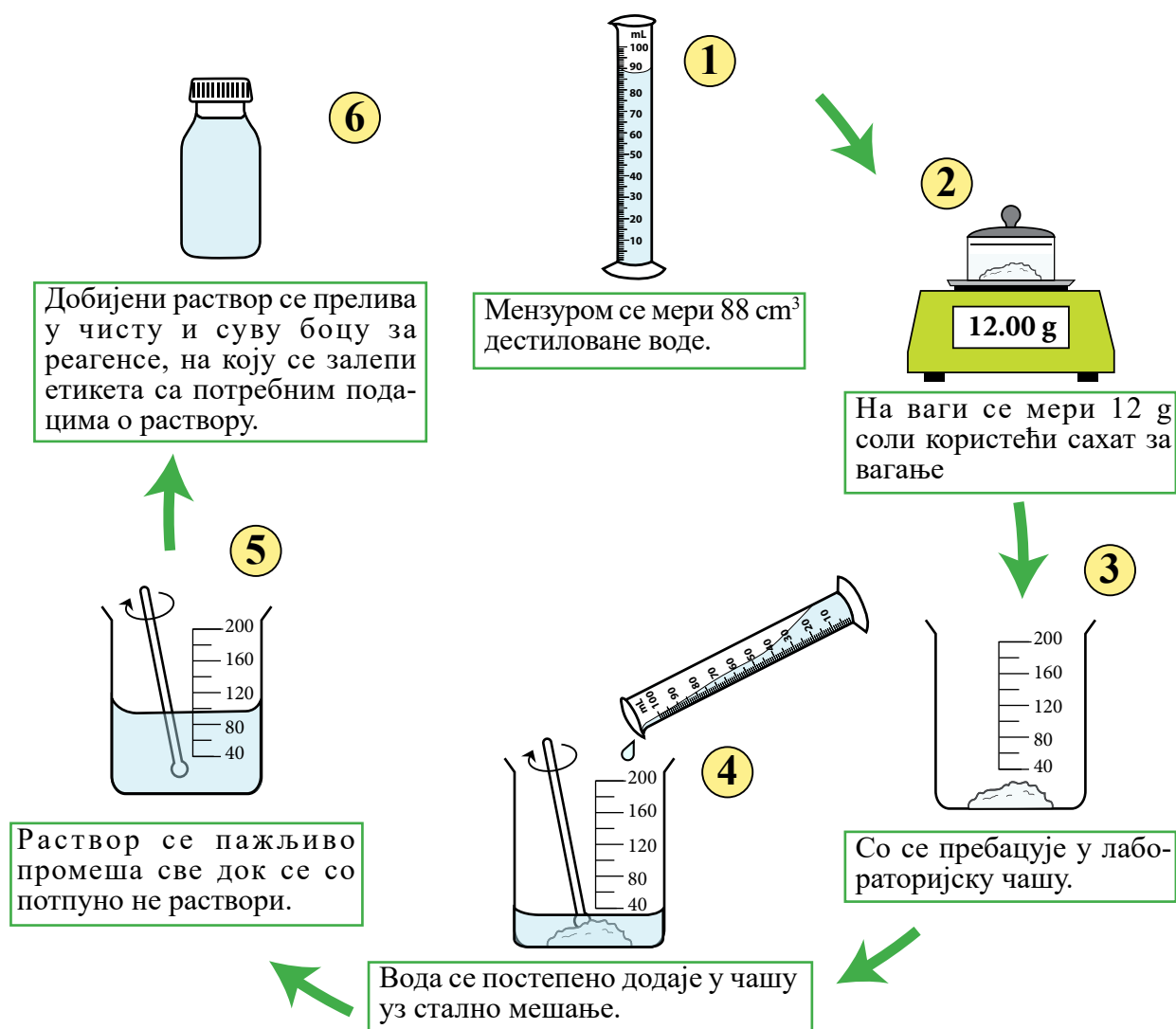


пластична Пастерова пипета

**Слика 1.15** Лабораторијски прибор потребан за припремање раствора

Лабораторијски поступак за припремање овог раствора започиње вагањем (мерењем) потребне масе соли. На ваги, у сахату за вагање, мери се 12 g соли. Начин вагања зависи од врсте ваге. Ако се користи дигитална техничка вага, сахат се може поставити на вагу и, након што се прикаже вредност за масу, притисне се дугме „tare“ (сада је вредност која се читава на ваги 0,00 g). Потом се кашичицом додаје со све до жељене масе и со се пребацује у лабораторијску чашу од 200 mL. Пажљиво се, изнад чаше, сахат испира са мало дестиловане воде која је претходно измерена мензуром, како би се сакупили остаци соли. Други начин за вагање масе соли јесте да се сахат постави на вагу и да се дода 12 g соли. Прво се читава укупна маса сахата и соли. Потом се со из сахата пребацује у лабораторијску чашу од 200 mL и мери се маса празног сахата. Маса соли се израчунава као разлика маса добијених при ова два мерења.

Остали део лабораторијске процедуре приказан је кроз следећи сликовни приказ.



**Слика 1.16** Сливовити приказ за припремање раствора са задатим масеним уделом растворене чврсте супстанце у раствору

Рад у лабораторији захтева висок ниво опреза, педантности и одговорности. Сваки припремљени раствор, као и све друге хемикалије, треба да буду јасно и прецизно означени. На етикети обавезно треба навести: назив раствора, удео или концентрацију раствора, датум припреме, као и име лица које га је припремило.

NaCl(aq)  
w(NaCl) = 12 %  
07.11.2025  
Бојана Петковска

**Слика 1.17** Пример етикета за означавање раствора

### Припремање раствора са задатом количинском, односно масеном концентрацијом растворене чврсте супстанце у раствору

Уколико треба да се припреми водени раствор са познатом количинском или масеном концентрацијом раствора у раствору, довољно је само да се израчуна маса раствора. Ово је илустровано кроз пример.

**Поступак за припремање 100 mL раствора кухињске соли у коме је количинска концентрација кухињске соли  $0,2 \text{ mol/dm}^3$ .**

Да би се израчунала маса кухињске соли која је потребна за припремање овог раствора, поступа се на следећи начин.

**Дато је:**

$$V(p-p) = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3$$

**Тражи се:**

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

**Решење:**

Од израза  $c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V(p-p)}$  може се изразити количина

$$\text{кухињске соли као } n(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V(p-p).$$

Овај израз се замењује у изразу за израчунавање масе, па се добија:

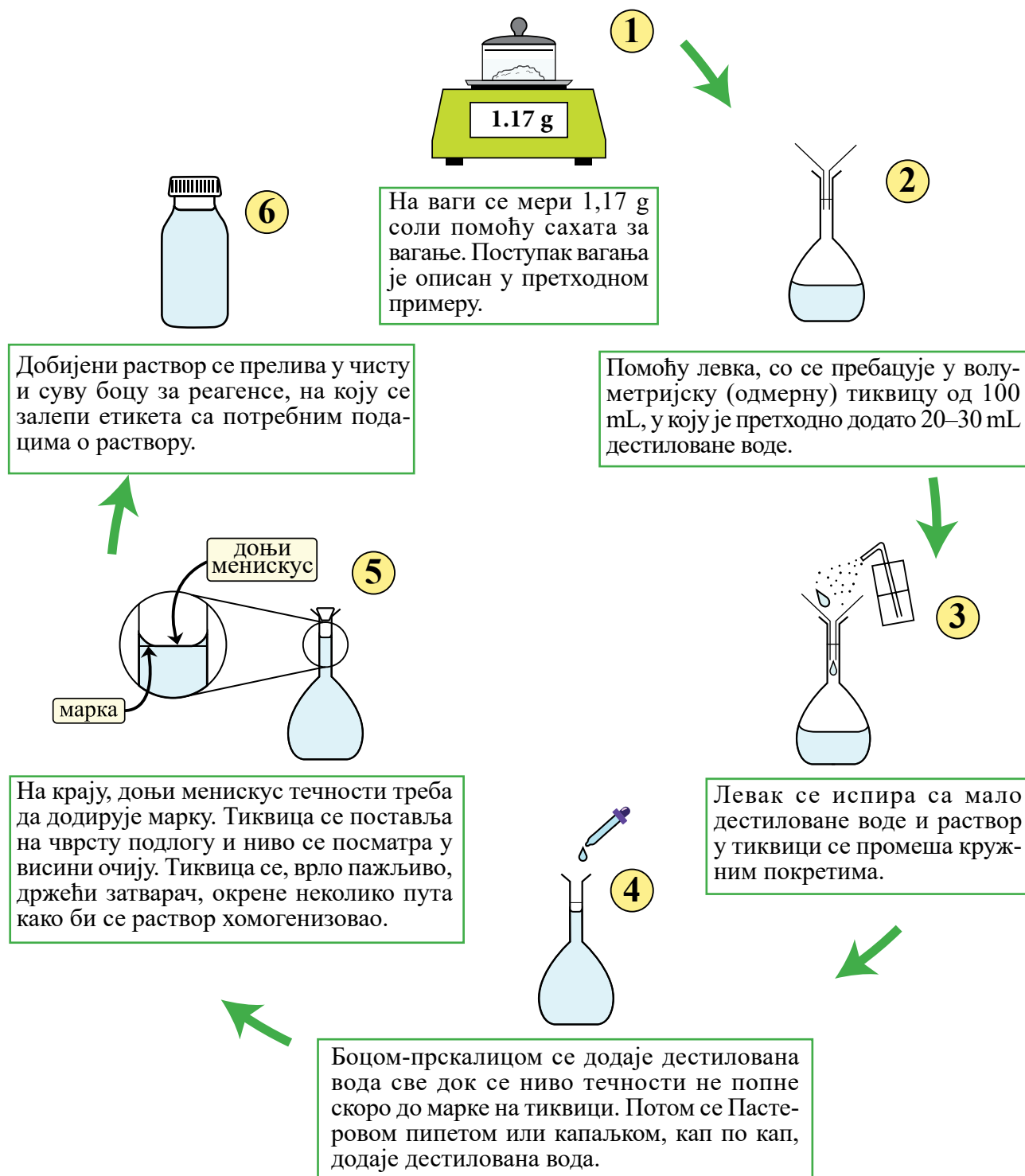
$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V(p-p) \cdot M(\text{NaCl})$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \cdot (23+35,45) \text{ g/mol} = 1,17 \text{ g}$$

Слично као и претходно, поступак започиње вагањем масе соли. Цела процедура је приказана кроз следећи сликовни приказ.



**Слика 1.18** Важан део у поступку припремања раствора јесте допуњавање волуметријске тиквице до марке, при чему се ниво течности посматра у висини очију.



**Слика 1.19** Сливовити приказ за припремање раствора са задатом количинском/масеном концентрацијом растворене чврсте супстанце у раствору

### Размисли и одговори:

1. Опиши поступак за припремање 100 g раствора сахарозе (шећер,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) у коме је масени удео сахарозе 6 %!
2. Опиши поступак за припремање 100 mL раствора сахарозе (шећер,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) у коме је количинска концентрација сахарозе  $0,25 \text{ mol/dm}^3$ !
3. Опиши поступак за припремање 250 mL раствора сахарозе (шећер,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) у коме је масена концентрација сахарозе  $20 \text{ mg/cm}^3$ !



## 1.3. ВРСТЕ РАСТВОРА И РАСТВОРЉИВОСТ

### ВРСТЕ РАСТВОРА И РАСТВОРЉИВОСТ

У зависности од количине раствора која је растворена у одређеној запремини растварача при одређеној температури, разликују се **три врсте раствора: незасићени, засићени и презасићени раствор.**



#### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

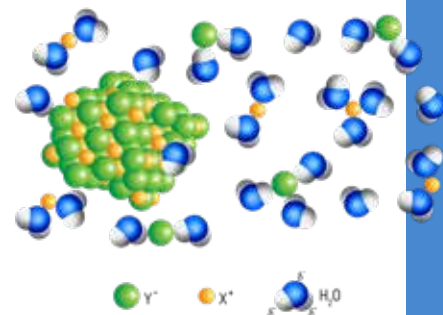
##### Припремање незасићеног и засићеног раствора

Потребан прибор и супстанце: лабораторијска чаша од 150 или 200 mL, дестилована вода, кухињска со, кашичица, стаклени штапић, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

Поступак: У лабораторијску чашу стави око 100 mL дестиловане воде. Додај једну кашичицу кухињске соли и промешај! Шта примећујеш? Додај још једну кашичицу соли и промешај. Понови овај поступак све док не приметиш део соли на дну чаше! Резултате уметни у свој лабораторијски извештај!

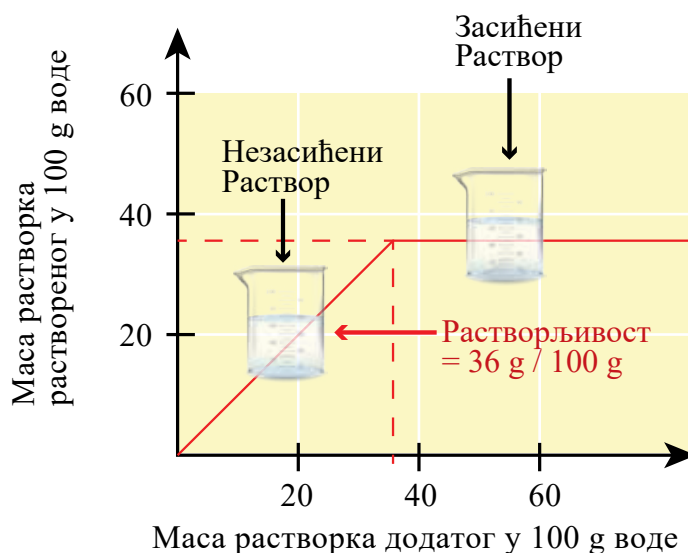
**Незасићени раствор је онај у коме се, при датој температури, може растворити још супстанце (растворка).** То значи да је количина раствора мања од максималне количине која се може растворити при тој температури. У експерименту, при додавању прве кашичице кухињске соли, примећује се да се со растворила. Значи, образовао се незасићени раствор кухињске соли, будући да се у овом раствору може растворити још соли (Слика 1.20). Ако се настави са додавањем соли, у једном тренутку ће се приметити нерастворени кристалићи на дну чаше. Ово значи да је, при овим условима, раствор изнад нераствореног дела соли засићен и не може да раствори нове количине соли. **Раствор у коме је, на одређеној температури, растворена максимално могућа количина раствора у одређеној количини растварача назива се засићени раствор.**

**Концентрација раствора у засићеном раствору назива се растворљивост.** Овако дефинисана, ова величина се обележава са  $s$  и изражава се у  $\text{mol/dm}^3$ . Растворљивост се може изразити и као масени однос између раствора и растварача. Из практичних разлога, ради поређења растворљивости различитих супстанци, растворљивост се односи на масу растварача од 100 g. Значи, као мера за растворљивост може се узети маса раствора која је растворена у 100 g растварача. Сумарно, може се рећи да је растворљивост повезана са квантитативним саставом засићеног раствора на датој температури.



#### Појмови:

незасићени раствор, засићени раствор, презасићени раствор, растворљивост, крива растворљивости



**Слика 1.20** Зависност између додате и растворене масе раствора у 100 g воде

Уколико раствор садржи већу количину раствора од оне која се може растворити у одређеној запремини растварача при датој температури, тада је реч о **презасићеном раствору**. Уколико се растворљивост раствора повећава са повећањем температуре, презасићени раствор се може добити ако се растварање врши на вишој температури, а потом се раствор хлади. Исто се може постићи ако засићени раствор одвојимо од присутних кристала и хладимо га. Како се смањује температура, тако се смањује и растворљивост, па се вишак супстанце издваја, тј. кристалише. Ако се хлађење изводи пажљиво и споро, може се смањити температура раствора, али да не дође до кристализације. Раствор садржи више од количине раствора која се може растворити на тој температури, односно раствор је презасићен. Овакви раствори су нестабилни. Вишак супстанце може да искристалише ако се дода један кристалић раствора или ако се зид посуде протрља стакленим штапићем.



**Слика 1.21** Кристализација из презасићеног раствора



## НАУЧИ ВИШЕ



Презасићени раствори нису важни само у хемији, већ имају и практичну примену у свакодневном животу. Један од најпознатијих примера јесу грејачи за руке који раде на принципу брзе кристализације презасићеног раствора (на пример, презасићеног раствора натријум-ацетата). Ови грејачи садрже бистар презасићени раствор и малу металну плочицу. Савијањем или притискањем ове плочице стварају се центри кристализације и кристализација започиње одмах као процес који је праћен ослобађањем топлоте.

Да би се поново употребили, грејачи се стављају у врелу воду. Висока температура повећава растворљивост натријум-ацетата, кристали се поново растварају, и на високој температури раствор постаје засићен. Када се раствор извади из топле воде и када се охлади, поново се добија презасићени раствор, спреман за следећу употребу.

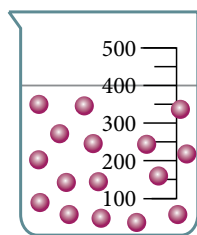


Слика 1.22 Грејач за руке који садржи презасићени раствор

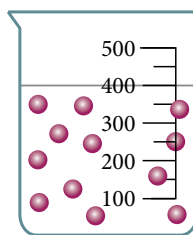


## Размисли и одговори:

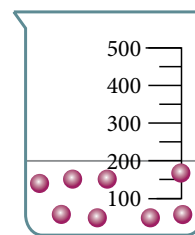
- Опиши како можеш експериментално да утврдиш да ли је један раствор засићен!
- У три лабораторијске чаше од 500 mL налазе се три раствора супстанце X на температури од 25 °C. Раствор у чаши A је засићен. Ово је скицирано на слици доле.



A



B



C

- Да ли је раствор у чаши B незасићен, засићен или презасићен?
  - Да ли је раствор у чаши C незасићен, засићен или презасићен?
  - Ако знаш да су у чаши A растворена 32 g супстанце X, израчунај масу супстанце X у растворима у чашама B и C!
- Потражи на интернету видео-експерименте повезане са презасићеним растворима! Напиши хемијске формуле неколико супстанци од којих се лако може припремити презасићени раствор!



Видео-експеримент „топли лед“

## ФАКТОРИ ОД КОЈИХ ЗАВИСИ РАСТВОРЉИВОСТ

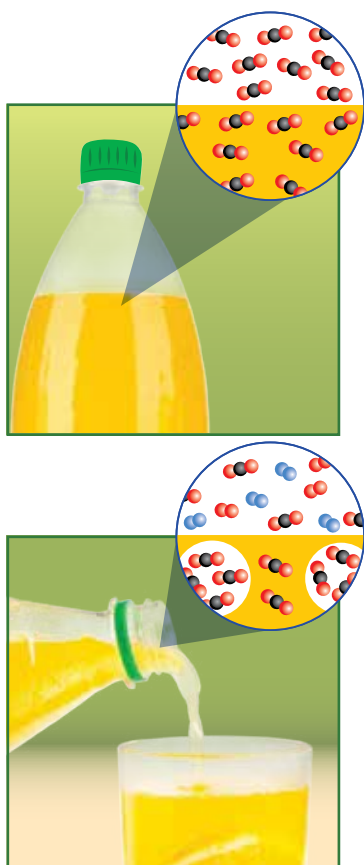
Количина супстанце која се може растворити у одређеном растварачу зависи од више фактора, првенствено од **хемијске природе растворка и растварача**. Тако су неке супстанце растворљивије, друге мање растворљиве, а неке су практично нерастворљиве у датом растварачу. Често важи правило „слично се раствара у сличном“, па се поларне и јонске супстанце добро растварају у поларним растварачима, а неполарне супстанце у неполарним растварачима. То значи да је растварање лакше када између честица растварача и раствора постоје сличне хемијске везе или интеракције. Зато се NaCl (јонска супстанца) и HCl (поларна супстанца) лако растварају у води (поларном растварачу). Са друге стране, метан ( $\text{CH}_4$ ) и октан ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) су неполарне супстанце, па су зато нерастворљиве у води, а растворљиве у неполарним растварачима, као што су толуен и хексан.

Све јонска једињења нису растворљива у води. Примери за таква једињења су  $\text{AgCl}$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{PbI}_2$  и друга. Код растворљивих јонских супстанци, брзина растварања ће зависити од додирне површине и од тога да ли се при растварању раствор меша. У принципу, што је већа додирна површина, то је растварање брже.

Промена **притиска** готово да нема никакав утицај на растворљивост чврстих и течних супстанци у течним растварачима. Међутим, растворљивост гасова у течности значајно зависи од притиска: *са њорасіџом љриџітиска, расіџворіџивосіџ гасова у іџечносіџи се іџовеіава*.

Ово се може илустровати примером из свакодневног живота. При отварању флаше са „газираним“ пићем примећује се излажење мехурића. Заправо, у овим мехурићима налази се гасовити угљик-диоксид који је под притиском био растворен у течности. Значи, у затвореној флаши притисак је већи од атмосферског притиска. Отварањем чепа, притисак се смањује (тежи да се изједначи са атмосферским), а тиме се смањује и растворљивост гаса у течности.

Растворљивост и чврстих и гасовитих супстанци у течности зависи од **температуре**. Тако се, на различитим температурама, у истој маси растварача може растворити различита маса супстанце. На пример, на  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  у 100 g воде може се растворити 13,3 g калијум-нитрата, на  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$  – 31,6 g, а на  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$  – 63,9 g. *Најчешіе, расіџворіџивосіџ чврсіџих суіџсіџанци у іџечносіџи расіџе са љорасіџом іџеміерайіуре*. Ипак, постоје супстанце чија растворљивост не зависи у великој мери од температуре (на пример, NaCl), али и такве супстанце код којих се растворљивост смањује ако се повиси температура (на пример,  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ ). Са друге стране, *са љорасіџом іџеміерайіуре, расіџворіџивосіџ гасова у іџечносіџи се смаіује*.



**Слика 1.23** Притисак утиче на растворљивост  $\text{CO}_2$  у течности



### Активност

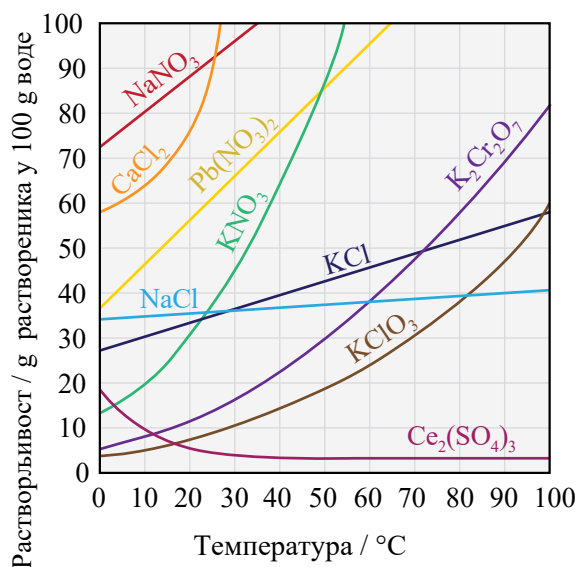
Истражи како утиче повећање температуре језерске воде, изазвано испуштањем топле воде из индустријских постројења, на количину раствореног кисеоника!

Табела 1.5. Растворљивост неких чврстих супстанци на различитим температурама

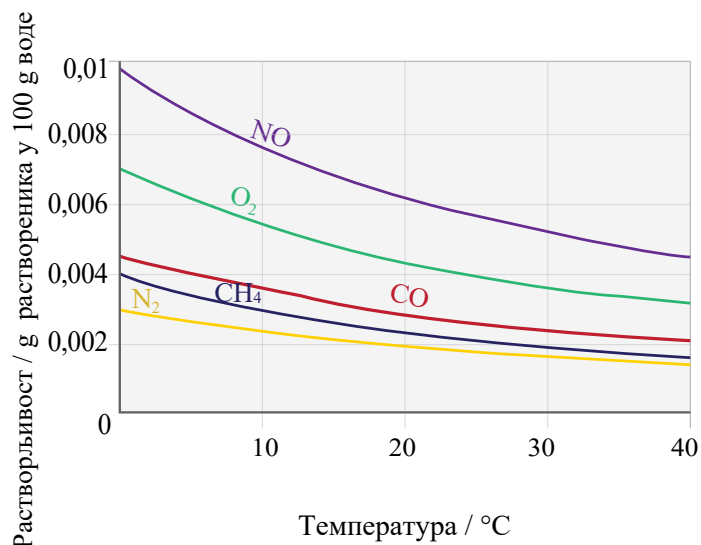
| Супстанца                                                    | 0 °C  | 20 °C | 40 °C | 60 °C | 80 °C | 100 °C |
|--------------------------------------------------------------|-------|-------|-------|-------|-------|--------|
| Калиум нитрат ( $\text{KNO}_3$ )                             | 13,3  | 31,6  | 63,9  | 110,0 | 169,0 | 246,0  |
| Натриум хлорид ( $\text{NaCl}$ )                             | 35,6  | 35,9  | 36,4  | 37,0  | 37,9  | 39,0   |
| Калиум хлорат ( $\text{KClO}_3$ )                            | 3,3   | 7,3   | 13,9  | 23,8  | 37,5  | 56,3   |
| Цериум(III) сулфат ( $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ )          | 21,4  | 9,84  | 5,63  | 3,87  | /     | /      |
| Сахароза/шећер ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) | 181,9 | 201,9 | 235,6 | 288,8 | 365,1 | 476,0  |

\* растворљивост је изражена као маса раствореника у 100 g воде

Зависност растворљивости од температуре може се приказати графички помоћу тзв. **кривих растворљивости**, које показују колика количина дате супстанце се може растворити у одређеној маси растварача (најчешће 100 g) на различитим температурама. По форми и смеру криве може се утврдити да ли се са порастом температуре повећава или смањује растворљивост, а из графичког приказа може се директно прочитати вредност за растворљивост супстанце на било којој датој температури.



Слика 1.24 Криве растворљивости различитих чврстих супстанци у води



Слика 1.25 Криве растворљивости различитих гасова у води

### Пример 1.7.

Која со је најмање растворљива на 10 °C?

### Решење:

На апсцисној оси графичког приказа на Слици 1.24 налази се тачка која одговара температури од 10 °C и повлачи се паралела са ординатном осом. Прва крива растворљивости која се сече са овом паралелом јесте крива  $\text{KClO}_3$ , што значи да је ова со најмање растворљива на датој температури.

**Пример 1.8.**

Колико грама  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  се може растворити у 200 g воде на  $25^\circ\text{C}$ ?

**Решење:**

Слично као у претходном примеру, од тачке која одговара температури од  $25^\circ\text{C}$  на апсциси повлачи се паралела са ординатом све до пресека са кривом растворљивости за  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Од овог пресека повлачи се паралела са апсцисом и на ординати се читава вредност за масу соли. У овом случају, добија се да се у 100 g воде може растворити највише 60 g  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Отуда је јасно да ће се у двоструко већој маси воде растворити двоструко већа маса соли, односно 120 g  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  се може растворити у 200 g воде на  $25^\circ\text{C}$ . Другачије, ово се може приказати као:

$$\frac{m_1(\text{сол})}{m_1(\text{вода})} = \frac{m_2(\text{сол})}{m_2(\text{вода})}, \text{ односно}$$

$$m_2(\text{сол}) = \frac{m_1(\text{сол}) \cdot m_2(\text{вода})}{m_1(\text{вода})} = \frac{60 \text{ g} \cdot 200 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 120 \text{ g}$$

**Пример 1.9.**

Како се мења растворљивост  $\text{KCl}$ , а како  $\text{O}_2$  са повишењем температуре?

**Решење:**

Од графичког приказа на Слици 1.24 може се приметити да се са повишењем температуре маса  $\text{KCl}$ -а која се раствара у 100 g воде повећава. Тако, на  $10^\circ\text{C}$  засићени раствор  $\text{KCl}$ -а садржи око 30 g, а на  $40^\circ\text{C}$  око 40 g соли. Може се закључити да се са повишењем температуре растворљивост  $\text{KCl}$ -а у води повећава. Слично, из графичког приказа на Слици 1.25 може се закључити да се растворљивост кисеоника у води смањује са повишењем температуре (5,8 mg на  $10^\circ\text{C}$ , а 3,2 mg на  $40^\circ\text{C}$ ).

**Пример 1.10.**

Која со показује најмању промену растворљивости са повећањем температуре?

**Решење:**

Најмању промену растворљивости са повећањем температуре показује  $\text{NaCl}$  зато што крива растворљивости ове соли најблаже расте. За поређење, највећа количина  $\text{NaCl}$ -а која се може растворити на  $10^\circ\text{C}$  у 100 g воде јесте око 35 g, а на  $40^\circ\text{C}$  је око 36 g.

**Пример 1.11.**

На  $30^\circ\text{C}$ , 90 g  $\text{NaNO}_3$  је растворено у 100 g воде. Да ли је раствор незасићен, засићен или презасићен?

**Решење:**

Као и у претходним примерима, може се одредити растворљивост  $\text{NaNO}_3$  на датој температури. Тако се из графичког приказа на Слици 1.24 одређује да она износи 95 g  $\text{NaNO}_3$  у 100 g воде. То указује да је раствор незасићен. Да би се добио засићен раствор на овој температури, треба растворити још 5 g соли.

## НАУЧИ ВИШЕ



При рођењу на велике дубине, људско тело је изложено знатно вишем притиску него на површини. Са повећањем притиска, у телесним течностима се раствара већа количина азота, гаса који је иначе веома слабо растворљив у течности на нормалном атмосферском притиску. Проблем може настати при пребрзом израњању. Ако се ронилац нагло врати ка површини, притисак брзо пада, а растворени азот одмах прелази у гасовито стање и формира мехуриће у крви и ткивима, што је појава слична отварању флаше газираног пића. Ово стање може изазвати болове у зглобовима и мишићима, вртоглавицу, мучнину, тешкоће при дисању, па чак и животно угрожавајућа стања. Зато рониоци треба да израњају полако и постепено, правећи паузе на одређеним дубинама како би омогућили телу да безбедно елиминира вишак азота.



**Слика 1.26** Утицај притиска на растворљивост гасова у течности веома је важан за рониоце



## Размисли и одговори:

- Шта се дешава са растворљивошћу азота у води ако се:
  - повећа притисак?
  - смањи температура?
- Колико износи растворљивост  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  на  $50\text{ }^\circ\text{C}$ ?
- $15\text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  је растворено у  $50\text{ g}$  воде на  $50\text{ }^\circ\text{C}$ . Да ли је раствор незасићен, засићен или презасићен?
- Ако знаш да је растворљивост  $\text{KI}$   $136\text{ g}$  соли у  $100\text{ g}$  воде на  $10\text{ }^\circ\text{C}$ , одреди:
  - Колико грама  $\text{KI}$  се може растворити у  $300\text{ g}$  воде на  $10\text{ }^\circ\text{C}$ ?
  - Колико грама воде је потребно да би се добио засићен раствор растварањем  $204\text{ g KI}$  на  $10\text{ }^\circ\text{C}$ ?
- Колико грама растворене супстанце ће се исталожити ако се засићени раствор  $\text{KNO}_3$  во у  $100\text{ g}$  воде на  $50\text{ }^\circ\text{C}$  охлади до  $20\text{ }^\circ\text{C}$ ?
- Ана и Љуљзим су извршили неколико експеримената како би одредили растворљивост  $\text{CdI}_2$  у води. У сваком експерименту су измерили одређену масу соли и додали је у  $100\text{ g}$  воде на  $25\text{ }^\circ\text{C}$ , а затим су раствор промешали. Уколико је на дну чаше остала нерастворена супстанца, смесу су филтрирали. Потом су супстанцу задржану на филтер папиру осушили и одредили јој масу. На основу њихових резултата који су приказани у табели, одреди растворљивост  $\text{CdI}_2$  у води на овој температури!

| Додата маса од $\text{CdI}_2$ | Маса нераствореног $\text{CdI}_2$ |
|-------------------------------|-----------------------------------|
| 17,9                          | 0,0                               |
| 38,2                          | 0,0                               |
| 53,6                          | 0,0                               |
| 79,3                          | 0,0                               |
| 93,6                          | 7,4                               |
| 104,3                         | 18,1                              |

7. Нацртај криву растворљивости за  $\text{AgNO}_3$  на основу података о растворљивости ове соли на различитим температурама који су дати у табели, а затим одговори на постављене захтеве!

| Температура / °C | Маса (у грамовима) $\text{AgNO}_3$ у 100 g воде |
|------------------|-------------------------------------------------|
| 0                | 122                                             |
| 20               | 216                                             |
| 40               | 311                                             |
| 60               | 440                                             |
| 80               | 585                                             |
| 100              | 733                                             |

- а) Како се мења растворљивост  $\text{AgNO}_3$  са повећањем температуре?  
 б) Процени растворљивост  $\text{AgNO}_3$  на 35 °C и на 75 °C!  
 в) Процени температуру на којој ће растворљивост  $\text{AgNO}_3$  бити 280 g  $\text{AgNO}_3$  у 100 g воде!  
 г) Да ли ће раствор бити незасићен, засићен или презасићен ако се 100 g  $\text{AgNO}_3$  дода у 100 g воде на 10 °C?  
 д) Шта ће се десити ако се 300 g  $\text{AgNO}_3$  дода у 100 g воде на 20 °C?



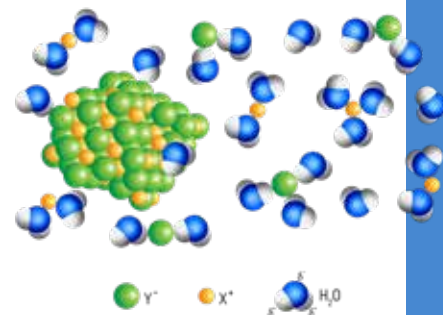
## 1.4. ЕЛЕКТРОЛИТИ И ЕЛЕКТРОЛИТИЧКА ДИСОЦИЈАЦИЈА

### РАСТВОРИ ЕЛЕКТРОЛИТА

Супстанце могу да проводе електричну струју на различите начине, у зависности од тога како се крећу наелектрисане честице у њиховој структури. Према природи преносилаца и начину преносења електричне струје, разликују се проводници првог реда и проводници другог реда.

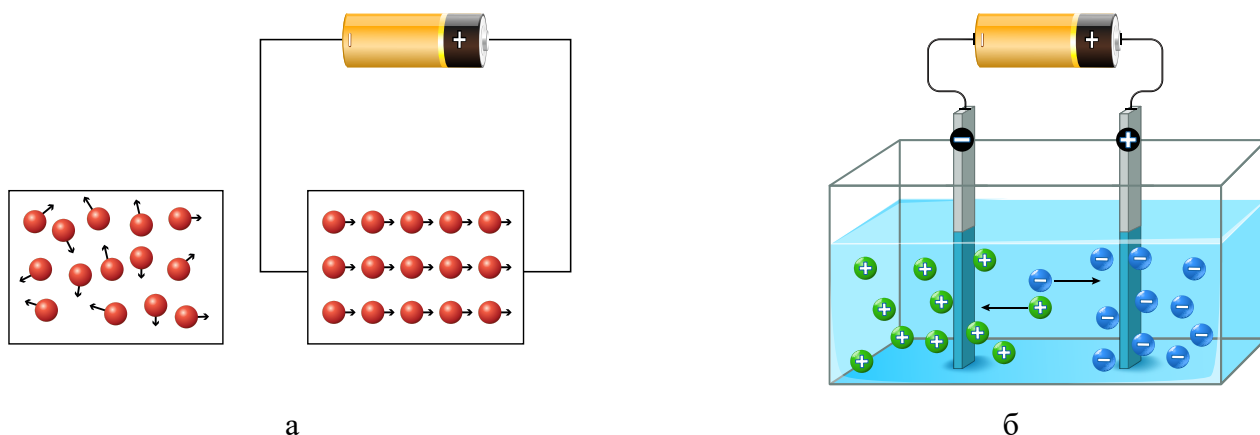
Метали и металне легуре су **проводници првог реда**. У њима су преносиоци електричне струје *слободни електрони* у металној кристалној решетки. Електрична струја се преноси захваљујући усмереном кретању слободних електрона, који се крећу под дејством електричног поља и стварају континуирани проток електричне струје. Тако је, на пример, електрична инсталација у нашим домовима и у школи направљена од металних жица (најчешће бакарних).

Електролити су **проводници другог реда**. Они проводе електричну струју само уколико се супстанца налази у раствору или ако је растопљена. Код електролита постоје *покрећни јони* који преносе електричну струју (катјони се крећу ка катоди, а анјони ка аноди).



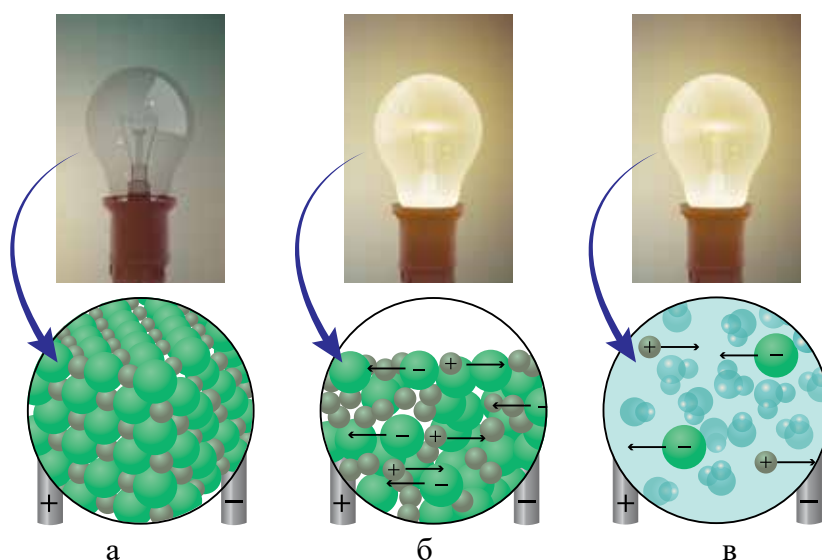
#### Појмови:

проводник првог реда, проводник другог реда, електролит, неелектролит, електролитичка дисоцијација, јак електролит, слаб електролит, Аренијусова теорија, индикатор, степен електролитичке дисоцијације



**Слика 1.27** Преносење електричне струје код проводника првог реда јавља се као резултат усмереног кретања електрона (а), а код проводника другог реда због усмереног кретања јона (б)

Електролити могу бити *распљиви* или *распљиви* киселина, база и соли. У чврстом стању јонска једињења не проводе електричну струју, будући да су јони чврсто везани у кристалној решетки и не могу се слободно кретати.



**Слика 1.28** Јонска једињења у чврстом стању (а) не проводе електричну струју, а њихови растопи (б) и водени раствори (в) показују добру проводљивост

Према томе, **електролити су супстанце чији растопи или раствори садрже покретне јоне и проводе електричну струју**. Са друге стране, за супстанце чији растопи или раствори не проводе електричну струју каже се да су **неелектролити**. То се може показати и експериментално.

### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО



#### Испитивање електричне проводљивости различитих супстанци

**Потребан прибор и супстанце:** десет лабораторијских чаша од 100 mL, дестилована вода, раствор сахарозе (обичан шећер), уситњена кухињска со (натријум-хлорид), алкохол, раствори бакар(II)-сулфата, натријум-хлорида, натријум-хидроксида, хлороводоничне и сирћетне киселине (по могућности сви са истом концентрацијом, на пример  $1 \text{ mol/dm}^3$ ), кашичица, две електроде (на пример, графитни штапићи), сијалица са прикљученим жицама, извор струје (на пример, батерија), мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** У лабораторијску чашу стави раствор чију електричну проводљивост желиш да испиташ. Потом стави графитне штапиће који су серијски повезани са извором струје и са сијалицом. Укључи прекидач! Да ли сијалица светли?

Испери електроде дестилованом водом и понови поступак и са осталим растворима и са дестилованом водом! На крају, обриши електроде и провери електричну проводљивост чврстог натријум-хлорида користећи суву чашу! Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!



**Слика 1.29** Апаратура за испитивање електричне проводљивости различитих супстанци

Из изведеног експеримента може се приметити да сијалица не светли када се графитни штапићи потопе у дестиловану воду, алкохол, раствор сахарозе и у чврст натријум-хлорид, што значи да они не проводе електричну струју и сматрају се неелектролитима.

У осталим случајевима сијалица светли, што значи да раствори ових супстанци представљају електролите. Ипак, у различитим растворима може се приметити различит интензитет светлости. Тако сијалица јаче светли када се ради са растворима бакар(II)-сулфата, натријум-хлорида, натријум-хидроксида и хлороводоничне киселине, а слабије у раствору сирћетне киселине. Значи, раствор сирћетне киселине слабије проводи електричну струју.

Електролити су подељени на јаке и слабе електролите на основу тога колико добро проводе електричну струју.

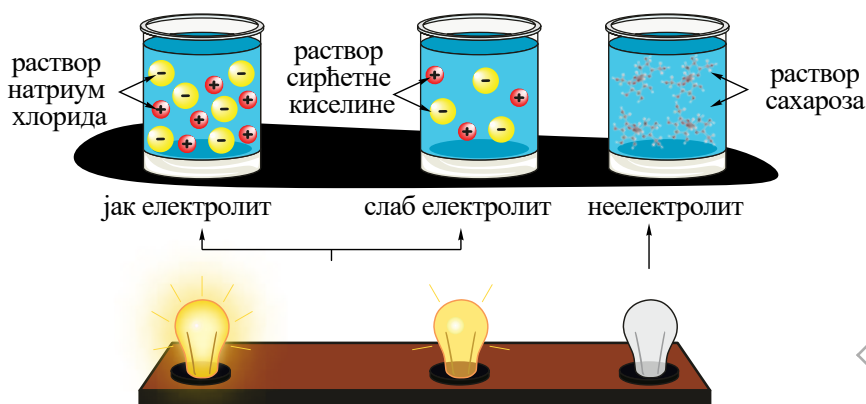
**Јаки електролити** су добри проводници електричне струје. Твима припадају водени раствори готово свих соли (бакар(II)-сулфат, натријум-хлорид, калијум-сулфат и др.), јаке киселине (хлороводонична киселина, сумпорна киселина, азотна киселина и др.) и јаке базе (натријум-хидроксид, калијум-хидроксид, баријум-хидроксид и др.).

**Слаби електролити** слабије проводе електричну струју. Ту се убрајају слабе киселине и слабе базе (сирћетна киселина, цијановодонична киселина, сумповодична киселина, амонијум-хидроксид и др.). Највећи део органских киселина и база представљају слабе електролите. Такође и вода представља веома слаб електролит.

#### Активност



Истражи зашто напици за спортисте садрже електролите! Потом узми неколико различитих напитака за спортисте и пажљиво прочитај њихове етикете или пронађи информације на интернету. Припреми кратку презентацију или постер у којем ћеш приказати резултате!



Слика 1.30 Електролити спровode електричну струју



#### Размисли и одговори:

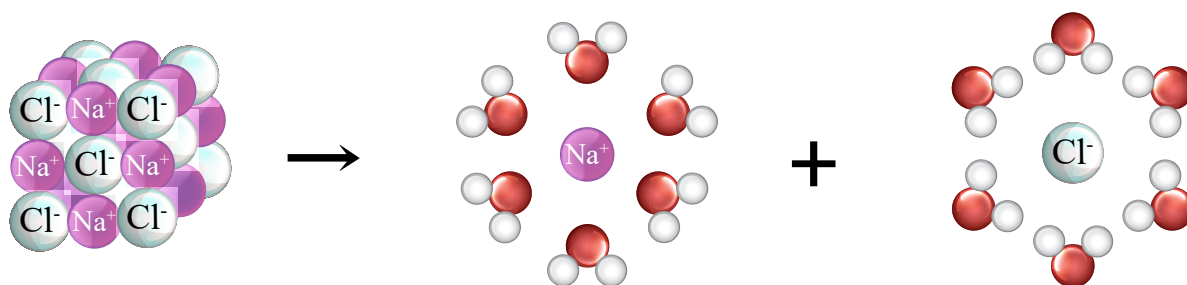
1. Која је основна разлика у начину преношења електричне струје између проводника првог реда и проводника другог реда?
2. Истражи и одреди које од следећих киселина и база у воденом раствору могу да образују јак електролит:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{HI}$  и  $\text{HF}$ .

## ЕЛЕКТРОЛИТИЧКА ДИСОЦИЈАЦИЈА

### Електролитичка дисоцијација

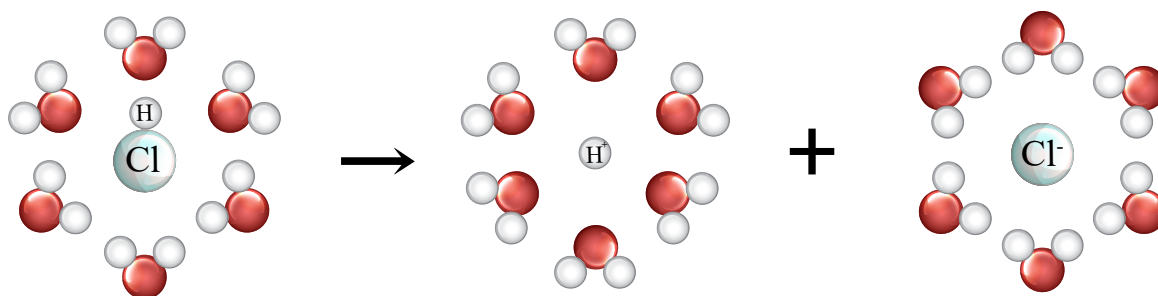
Да би електролити могли да проводе електричну струју, морају постојати покретни јони. Када је јонска супстанца у чврстом агрегатном стању, такви покретни јони не постоје због ограниченог кретања јона у јонској кристалној решетки. Ако се супстанца растопи (пређе у течно агрегатно стање), јони могу слободније да се крећу.

Покретни јони се добијају и када се супстанца јонске грађе раствори у неком *полярном растварачу* (на пример, води). Јони у раствору су исти као и они у чврстој супстанци, али су у воденом раствору ови јони окружени молекулима растварача. Каже се да су јони солватисани, а уколико је растварач вода – хидратисани. Сам процес се назива **солватација**, односно **хидратација** у случају када је растварач вода.



Слика 1.31 Растварање натриум хлорид у води

Солватисани јони се образују и када се у води растварају супстанце изграђене од поларних молекула (молекули чији су атоми везани поларном ковалентном везом). Тако се, на пример, при растварању гасовитог хлороводоника у води образује хлороводонична киселина. У таквом раствору постоје солватисани (односно, хидратисани) водонични и хлоридни јони.



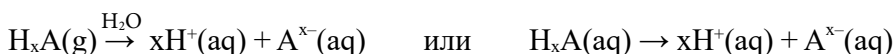
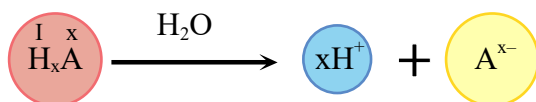
Слика 1.32 Растварање хлороводоника у води

**Настајање покретних јона у раствору од супстанци изграђених од јона или од поларних молекула под дејством поларних молекула растварача назива се електролитичка дисоцијација.**

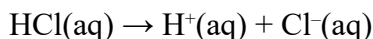
Електролитичка дисоцијација се може представити и симболички, помоћу хемијских једначина. При томе треба узети у обзир да укупан наелектрисање на левој и на десној страни једначине мора бити једнако.

(s) – цврста  
(l) – течна  
(g) – гасовита  
(aq) – водени раствор

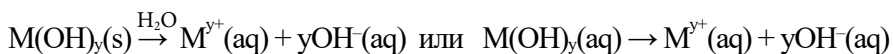
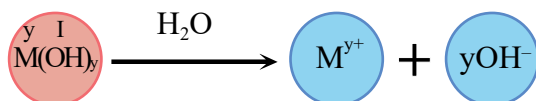
Електролитичка дисоцијација поларних једињења  
растворених у води



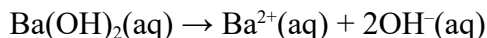
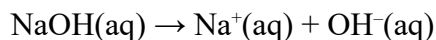
Примери:



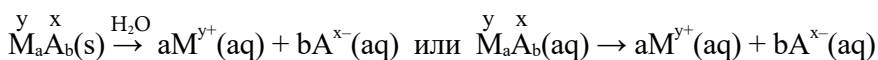
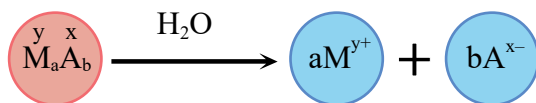
Електролитичка дисоцијација хидроксида растворених у води



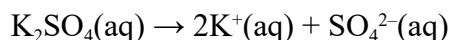
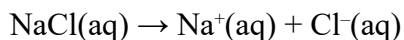
Примери:



Електролитичка дисоцијација соли растворених у води

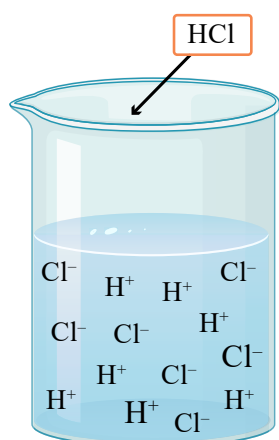


Примери:

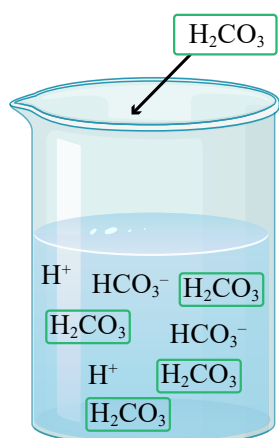




**Слика 1.33** Сванте Арениус  
(Svante Arrhenius,  
1859 – 1927)



**Слика 1.34** Јаки електролити  
су потпуно дисосовани у  
воденом раствору

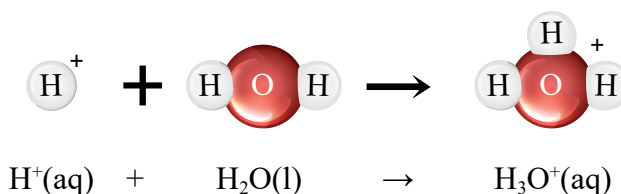


**Слика 1.35** Слаби  
електролити су делимично  
дисосовани у воденом  
раствору

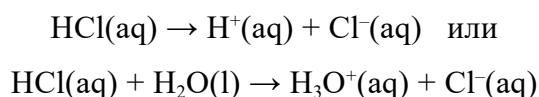
## Киселине и базе према теорији електролитичке дисоцијације

У другој половини 19. века шведски научник Аренијус објаснио је електролитичку дисоцијацију соли, база и киселина у воденим растворима. **Према Аренијусовој теорији, киселине су супстанце које у свом саставу садрже водоник и при дисоцијацији у води дају водоничне јоне ( $\text{H}^+$ ), а базе су супстанце у чији састав улази хидроксилна група и при дисоцијацији у води дају хидроксилне јоне ( $\text{OH}^-$ ).** Према томе, може се сматрати да су водонични јони ( $\text{H}^+$ ), носиоци киселих, а хидроксилни јони ( $\text{OH}^-$ ) базних својстава.

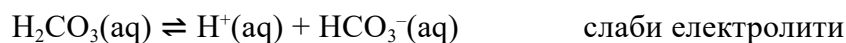
Водонични јон ( $\text{H}^+$ ), се везује са молекулима воде градећи различите сложеније честице, од којих је најважнија  $\text{H}_3\text{O}^+$  (један молекул воде се везује са једним водоничним јоном). Значи, у воденом раствору не постоје слободни  $\text{H}^+$  јони, а најмања честица за коју се може сматрати да постоји у воденом раствору је  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



Ипак, ради једноставности, у једначинама којима се представља процес електролитичке дисоцијације често се користи ознака за поједностављенију честицу. Тако се електролитичка дисоцијација хлороводоничне киселине може представити једном од следећих једначина:

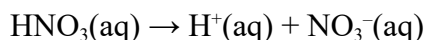


Електролити су подељени на јаке и на слабе електролите на основу тога колико добро проводе електричну струју. Ово се може довести у везу са њиховом дисоцијацијом у воденим растворима. Што више покретних јона постоји у раствору, то ће електролит боље проводити електричну струју. Наиме, јаки електролити су потпуно дисосовани у воденим растворима, а то се у једначинама приказува стрелицом у једном смеру. Са друге стране, слаби електролити само делимично дисосују у воденим растворима и у једначинама се користи двојна полустрелица. На пример:





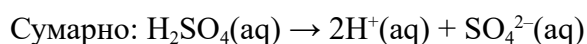
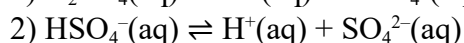
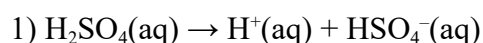
Киселине се могу поделити и према броју водоникових атома у молекулу. Ако киселина садржи један водоников атом у свом молекулу, назива се **једнобазна киселина**. Сваке киселине су, на пример,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Дисоцијација једнобазних киселина може се представити у једном кораку.



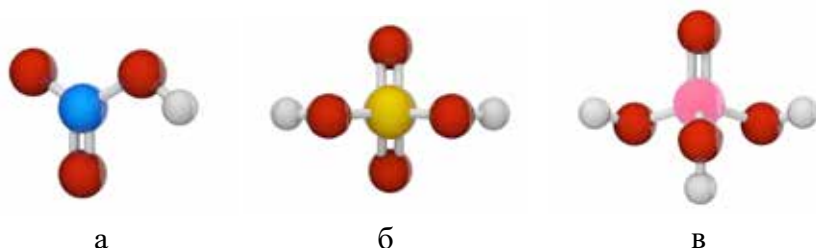
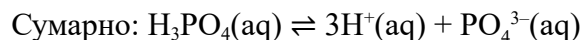
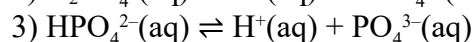
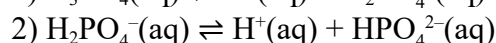
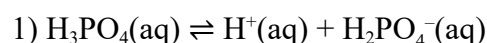
Хемијске једначине којима се представља дисоцијација **више-базних киселина** укључују већи број корака.

На пример:

Дисоцијација сумпорне киселине



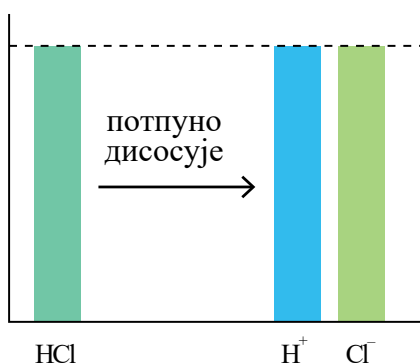
Дисоцијација фосфорне киселине



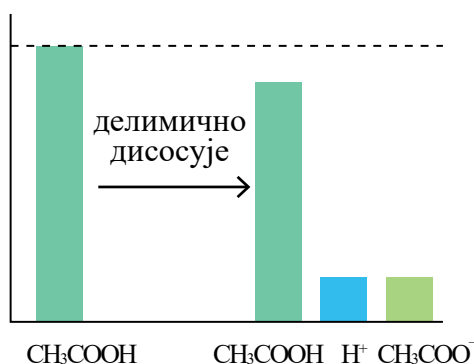
Слика 1.36 Молекулски модели азотне киселине (а), сумпорне киселине (б) и фосфорне киселине (в)

### Степен електролитичке дисоцијације

У воденим растворима јаких електролита постоје само јони и практично нема недисосованих молекула. За разлику од њих, у воденим растворима слабих електролита постоји тзв. равнотежа између недисосованих молекула и јона.



Слика 1.37 У воденом раствору  $\text{HCl}$  (јака киселина) постоје само  $\text{H}^+$  и  $\text{Cl}^-$  јони



Слика 1.38 У воденом раствору  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (слаба киселина) постоје недисосовани  $\text{CH}_3\text{COOH}$  молекули и мали број  $\text{H}^+$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  јона

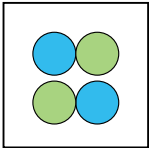
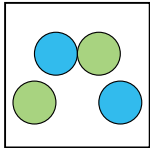
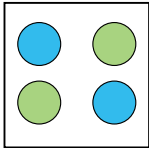
Јачина електролита може се одредити дефинисањем **степен електролитичке дисоцијације** (понекад се назива степен јонизације), који се обележава грчким словом  $\alpha$  (алфа). Он представља однос између броја дисосованих молекула и броја укупно растворених молекула.

$$\alpha = \frac{N(\text{дисоцирани молекули})}{N(\text{растворени молекули})}$$

Степен електролитичке дисоцијације може имати вредност од 0 до 1, а може се изразити и у процентима. Јаке киселине, које су потпуно дисосоване у воденом раствору, имају степен електролитичке дисоцијације близак 1, односно 100 %. Са друге стране, вода је веома слаб електролит и њен степен електролитичке дисоцијације износи  $2 \cdot 10^{-9}$ , што значи да се само један молекул воде од приближно 500 милиона молекула дисосује. Значи, **што је већа вредност за  $\alpha$  то је електролит јачи, односно већи број молекула је дисосован.**

Табела 1.6. Степен дисоцијације код различитих електролита при концентрацији електролита од 0,1 mol/L

|                                             |               |                                      |                   |
|---------------------------------------------|---------------|--------------------------------------|-------------------|
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (прв корак)  | 1 (100%)      | HCN                                  | 0,00007 (0,007 %) |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (втор корак) | 0,26 (26 %)   | HNO <sub>2</sub>                     | 0,067 (6,7 %)     |
| CH <sub>3</sub> COOH                        | 0,013 (1,3 %) | NH <sub>3</sub> (NH <sub>4</sub> OH) | 0,013 (1,3 %)     |
| HF                                          | 0,081 (8,1 %) | CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>      | 0,066 (6,6 %)     |

|                                                                                                                                                                                               |                                                                                     |                                                                                      |                                                                                       |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
|                                                                                                                                                                                               |  |  |  |
| $N(\text{дис.})$<br> +  | 0                                                                                   | 1                                                                                    | 2                                                                                     |
| $N(\text{недис.})$<br>  | 2                                                                                   | 1                                                                                    | 0                                                                                     |
| $N(\text{ук.})$                                                                                                                                                                               | 2                                                                                   | 2                                                                                    | 2                                                                                     |
| $\alpha$                                                                                                                                                                                      | $\frac{0}{2} = 0 = 0 \%$                                                            | $\frac{1}{2} = 0,5 = 50 \%$                                                          | $\frac{2}{2} = 1 = 100 \%$                                                            |

Слика 1.39 Илустрација степена електролитичке дисоцијације

**Пример 1.12.**

У раствору има укупно 0,5 mol сирћетне киселине, од којих је 0,015 mol дисосовано. Израчунај степен електролитичке дисоцијације!

**Решење:**

Користећи израз за степен електролитичке дисоцијације и претходно коришћени израз који повезује количину супстанце и број јединки, добија се:

$$\alpha = \frac{N(\text{дис.})}{N(\text{ук. раст.})} = \frac{n(\text{дис.}) \cdot N_A}{n(\text{ук. раст.}) \cdot N_A} = \frac{n(\text{дис.})}{n(\text{ук. раст.})}$$

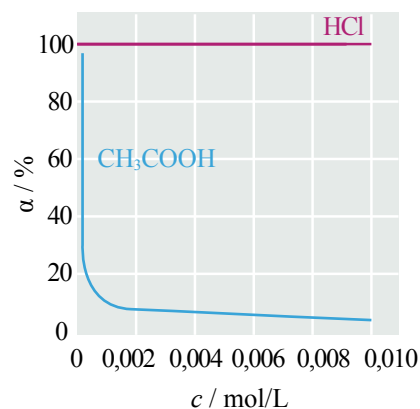
$$\alpha = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} = 0,03$$

Значи, степен електролитичке дисоцијације сирћетне киселине износи 0,03 или 3 %.

**Степен електролитичке дисоцијације зависи од температуре.** За слабе електролите, он расте са повишењем температуре. На повишеној температури, већа је кинетичка енергија која је у вези са кретањем честица, па се честице јонских или поларних молекулских једињења лакше раздвајају на јоне. Све ово доводи до тога да слабе киселине и базе буду дисосоване у већем степену. Код јаких електролита степен електролитичке дисоцијације је 1 и не мења се значајно са променом температуре.

Осим од температуре, **степен електролитичке дисоцијације зависи и од природе растварача и од његове концентрације.** За слабе електролите, степен електролитичке дисоцијације значајно расте са смањењем концентрације (односно, са разблаживањем раствора). У разблаженим растворима слабих електролита већи број молекула растварача окружује честице од којих је изграђен електролит, чиме се убрзава дисоцијација, па је и степен електролитичке дисоцијације већи. Ово не значи да ће овакав електролит бити јак и да ће добро проводити електричну струју, зато што је број јона у раствору релативно мали при овако ниској концентрацији. Дисоцијација код јаких електролита је потпуна, независно од њихове концентрације у раствору.

Појмове *јак* и *слаб електролит* не треба поистовећивати са појмовима *концетрирован* и *разблажен раствор*. Јаки и слаби електролити се разликују према степену дисоцијације, а концентровани и разблажени раствори се разликују према количини растворене супстанце у датој количини растварача. Тако је и у концентрованим и у разблаженим растворима HCl јака киселина, а CH<sub>3</sub>COOH слаба.



**Слика 1.40** Графички приказ зависности  $\alpha$  од концентрације растварача

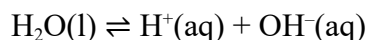
## Размисли и одговори:



1. Представи сликовито дисоцијацију сумпорне киселине у води!
2. Помоћу хемијске једначине представи дисоцијацију амонијум-фосфата и стронцијум-хидроксида у води!
3. Помоћу хемијске једначине представи дисоцијацију угљене киселине у два корака!
4. Киселине НА, НВ, НС, НД и НЕ имају степен дисоцијације од 2,8 %, 6,1 %, 11,3 %, 6,6 % и 7,9 %, респективно. Која од ових киселина је најбољи проводник електричне струје?
5. Који раствор има већи укупан број јона? Претпостави да су запремине једнаке.
  - а) раствор  $\text{HCl}$  са  $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$  или раствор  $\text{HCl}$  са  $c(\text{HCl}) = 0,05 \text{ mol/L}$
  - б) раствор  $\text{HCl}$  са  $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$  или раствор  $\text{HF}$  са  $c(\text{HF}) = 0,10 \text{ mol/L}$
  - в) раствор  $\text{HCl}$  са  $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$  или раствор  $\text{CaCl}_2$  са  $c(\text{CaCl}_2) = 0,10 \text{ mol/L}$
6. Укупан број молекула неке слабе једнобазне киселине у воденом раствору је 30 милиона, а степен електролитичке дисоцијације износи 5 %. Израчунај број:
  - а) дисосованих молекула киселине
  - б) недисосованих молекула киселине
  - в) водоничних јона
  - г) јона киселинског остатка

## ЕЛЕКТРОЛИТИЧКА ДИСОЦИЈАЦИЈА ВОДЕ И рН

Вода је веома слаб електролит и њена дисоцијација се може представити следећом хемијском једначином:



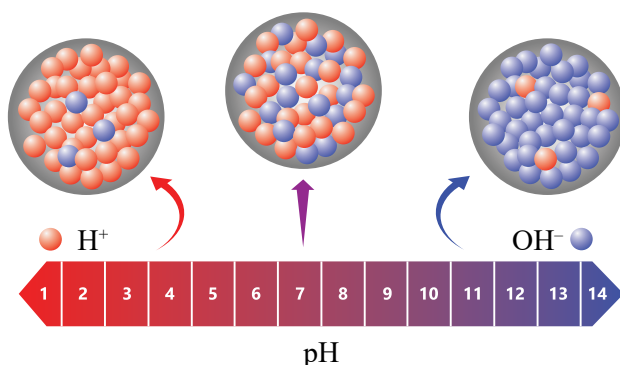
Концентрација  $\text{H}^+$  јона (носилаца киселих својстава) у води једнака је концентрацији  $\text{OH}^-$  јона (носилаца базних својстава). Зато је средина у води неутрална, а вредност рН износи 7 на температури од 25 °С.

Уколико је концентрација  $\text{H}^+$  јона већа од концентрације  $\text{OH}^-$  јона, раствор је кисео, при чему је вредност рН мања од 7. Обратно, ако је концентрација  $\text{H}^+$  јона мања од концентрације  $\text{OH}^-$  јона, раствор је базан и има рН-вредност већу од 7. Што је нижа рН-вредност, то је раствор киселији. Што је виша рН-вредност, то је раствор базичнији (базнији).

### На температура од 25 °С

|                   |                                                     |
|-------------------|-----------------------------------------------------|
| Кисела средина    | $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$<br>$\text{pH} < 7$ |
| Неутрална средина | $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$<br>$\text{pH} = 7$ |
| Базна средина     | $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$<br>$\text{pH} > 7$ |

Слика 1.41 Веза између рН-вредности и концентрације  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  јона



Мера за концентрацију водоникових јона у раствору је рН-вредност. Зато је ова величина названа водонични показатељ. Што је виша концентрација  $H^+$  јона, то је рН-вредност нижа. Обратно, што је нижа концентрација  $H^+$  јона, то је рН-вредност виша.

У лабораторијама се за одређивање врсте средине најчешће користе **индикатори**, супстанце које мењају боју у киселом, неутралном или у базном раствору. Индикатори могу бити у форми трака или у форми раствора. Од индикаторских трака најчешће се примењују *црвена и плава лакмус хартија* и *универзална индикаторска хартија*.



**Слика 1.43** Црвена лакмус хартија се обоји **плаво** у **базним** растворима



**Слика 1.44** Плава лакмус хартија се обоји **црвено** у **киселим** растворима



**Слика 1.42** Траке од универзалне хартије

Са лакмус хартијом не може се добити детаљнија информација о степену киселости или базности раствора. То је могуће ако се користи универзални индикатор (универзални индикаторски папир или раствор универзалног индикатора), који се различито обоји при различитим рН-вредностима. При једнаким концентрацијама и једнаким условима, јаке киселине имају нижу рН-вредност од слабих, па универзални индикатор показује интензивнију црвену боју. Код слабих киселина боја је наранџаста или жута, што указује на вишу рН-вредност. Ипак, треба бити опрезан, јер ће раствори исте киселине са различитим концентрацијама показивати различиту рН-вредност: концентрованији раствори имају нижу рН-вредност, а разблажени вишу. Слично размишљање може се применити и код базних раствора.

$$c(HCl) = 0,1 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 1$$

$$c(HCl) = 0,01 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 2$$

$$c(CH_3COOH) = 0,1 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 2,9$$

$$c(CH_3COOH) = 0,01 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 3,4$$



**Слика 1.45** Доказивање киселе средине универзалном индикаторском хартијом



## Активност

Скенирај QR код



и испитај вредност pH наведених раствора.

Други индикатори који се користе у хемијским лабораторијама су раствори фенолфталейна, метил црвеног, метил наранџастог, бромтимол плавог и др. Сваки од ових индикатора има специфичан pH-интервал промене боје, па се зато бира одговарајући индикатор у зависности од очекиване pH-вредности или од типа реакције. Универзални индикатор је смеша више појединачних индикатора, при чему сваки реагује у различитом pH-интервалу. Његова главна предност је што омогућава континуирану скалу боја и даје приближну pH-вредност раствора, за разлику од појединачних индикатора који мењају боју само у уском pH-опсегу.

Табела 1.7. Боја неких индикатора у киселој и базној средини

| Индикатор        | Боја у киселој средини | Боја базној средини |
|------------------|------------------------|---------------------|
| Лакмус           | црвена                 | плава               |
| Фенолфталеин     | безбојна               | малиновоцрвена      |
| Метил црвено     | црвена                 | жута                |
| Метил наранџасто | црвена                 | жута                |
| Бромтимол плаво  | жута                   | плава               |



Слика 1.46 рН-лествица за одређивање врсте средине



Слика 1.47 Раствор од црвеног купуса може се користити као индикатор

Помоћу индикатора могуће је само приближно одређивање pH-вредности раствора. За прецизније мерење користи се посебан инструмент, назван **pH-метар**. Након што се припреми за употребу, електрода pH-метра се једноставно потопи у раствор, а на екрану се приказује бројна вредност pH.



Слика 1.48 Дигитални pH-метар





## ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

**Одређивање киселости и базности средине на основу рН-вредности**

**Потребан прибор и супстанце:** 10 епрувета, сталак за епрувете, пинцете, 5 сатних стакала, три капаљке (или Пастерове пипете), универзална индикаторска хартија, дестилована вода, раствори метил црвеног, фенолфталеина,  $\text{HCl}$  ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ),  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ),  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) и  $\text{NaOH}$  ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ), мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** У пет епрувета стави по 3-4 mL раствора  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{NaOH}$  и дестиловане воде, редом. Помоћу пинцете урони трачицу универзалног индикатора у први раствор, а затим је остави на сатно стакло. Другу трачицу универзалног индикатора урони у други раствор и остави је на чисто и суво сатно стакло. Понови ово и са осталим растворима. Забележи боју у сваком од случајева.

Потом, капаљком додај по две капи раствора метил црвена у сваку епрувету. Забележи промену боје.

У других пет епрувета додај по 3-4 mL од сваког од раствора, а затим и по две капи раствора фенолфталеина. Забележи промену боје. Резултате прикажи табеларно! Резултате уметни у свој лабораторијски извештај!

**Активност**

Истражи колико износи рН-вредност крви и шта се дешава ако је ова вредност ван тог интервала.

**Активност**

Истражи колико износи рН-вредност кишнице, а колико киселе кише! Који су негативни ефекти киселих киша?

**Размисли и одговори:**

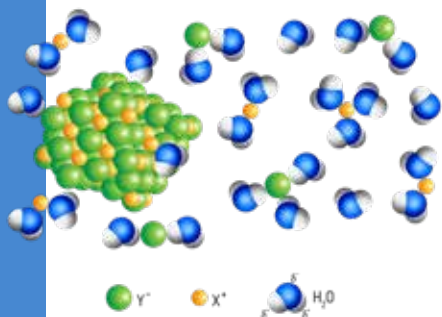
- Одговори на следећа питања у вези са изведеним експериментом за одређивање киселости и базности средине:
  - Каква је средина (кисела, базна или неутрална) код сваког од раствора и воде?
  - Поређај растворе према киселости, почевши од најбазнијег раствора!
  - На основу боје универзалног индикатора, одреди рН-вредност раствора и воде!
  - Која је предност универзалног индикатора у односу на друге индикаторе?
- Маја је испитивала пет раствора помоћу универзалне индикаторске хартије. Резултате испитивања је представила табеларно. Одреди у ком/којим од раствора би могло да буде раствор киселине!

| Раствор бр.                           | 1    | 2            | 3      | 4      | 5         |
|---------------------------------------|------|--------------|--------|--------|-----------|
| Боја универзалне индикаторске хартије | жута | светло плава | црвена | зелена | љубичаста |

- Линдита је испитивала рН неколико раствора и добила је следеће резултате:
 

|                     |                      |
|---------------------|----------------------|
| раствор А: рН = 0,5 | раствор Г: рН = 3    |
| раствор Б: рН = 10  | раствор Д: рН = 13,5 |
| раствор В: рН = 6   | раствор Ђ: рН = 8,5  |

  - Поређај растворе према растућој киселости, почевши од најбазнијег раствора!
  - За сваки раствор наведи боју коју би имао универзални индикатор и индикатори наведени у Табели 1.7. уколико се користе за испитивање киселости!



#### Појмови:

јонска реакција, јонска једначина, потпуна јонска једначина, скраћена/ефективна јонска једначина, јони „посматрачи“

## 1.5. ЈОНСКЕ РЕАКЦИЈЕ

### ЈОНСКЕ РЕАКЦИЈЕ

Због дисоцијације растворених киселина, база и соли, велики број реакција се одвија између јона у воденим растворима. Овакве реакције су назване **јонске реакције**. Ове реакције ће бити практично неповратне (или, како се каже, тећи ће до краја) ако је барем један од продуката реакције слабо растворљиво једињење (талог), слабо дисосовано једињење или гас.

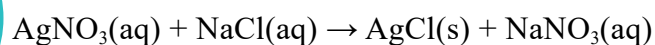
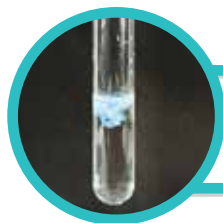
#### Јонске реакције при којима настаје слабо растворљиво једињење (талог)

Јонске реакције при којима настаје слабо растворљиво једињење познате су и као *таложне реакције*. Соли су јаки електролити и потпуно дисосују у воденом раствору. Неке соли су веома добро растворљиве у води и, због потпуне дисоцијације, у раствору постоји много јона. Растворљиви су сви нитрати и све натријумове, калијумове и амонијумове соли. Међутим, постоје соли које су слабо или практично нерастворљиве у води, па у раствору има сасвим мало јона те соли. Осим тога, као талози постоје и неки хидроксида. У Табели 1.8. дат је преглед растворљивости неких соли и хидроксида.

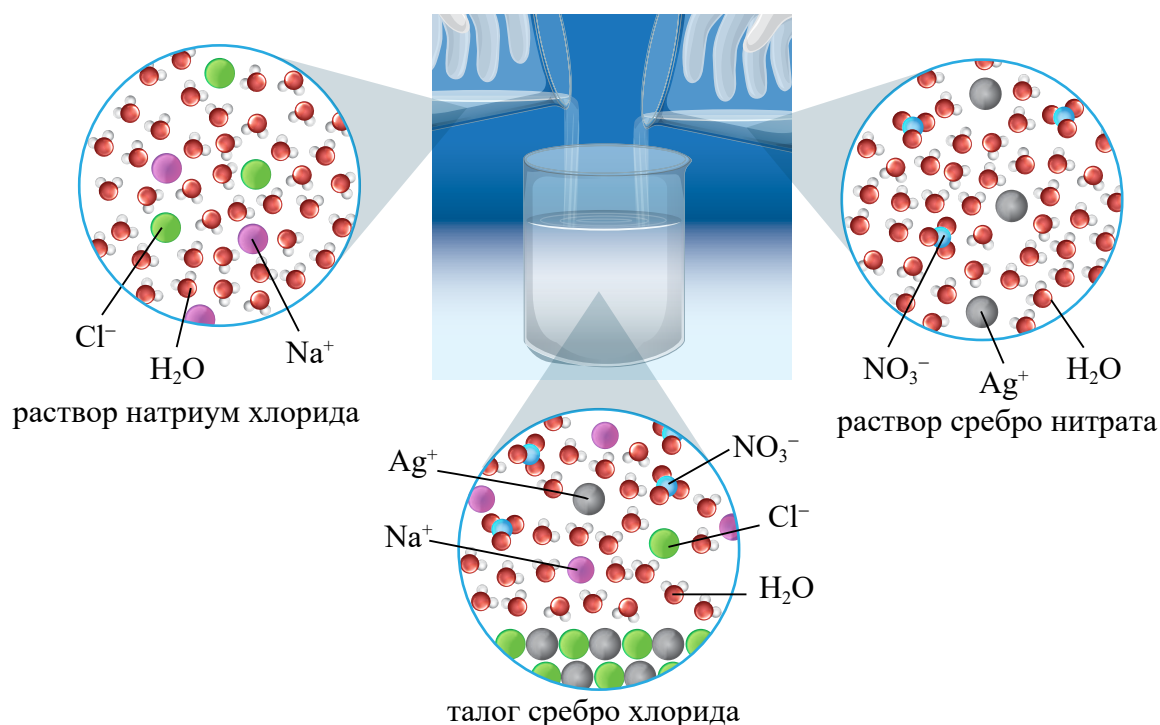
Табела 1.8. Растворљивост неких соли и хидроксида на собној температури

|         |                                  | КАТЈОНИ         |                |                              |                  |                  |                   |                  |                                 |                 |                  |                  |                  |                  |
|---------|----------------------------------|-----------------|----------------|------------------------------|------------------|------------------|-------------------|------------------|---------------------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
|         |                                  | Na <sup>+</sup> | K <sup>+</sup> | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> | Ba <sup>2+</sup> | Ca <sup>2+</sup> | Mg <sup>2+</sup>  | Al <sup>3+</sup> | Zn <sup>2+</sup>                | Ag <sup>+</sup> | Hg <sup>2+</sup> | Cu <sup>2+</sup> | Pb <sup>2+</sup> | Fe <sup>3+</sup> |
| АНИЈОНИ | OH <sup>-</sup>                  | P               | P              | P                            | P                | C                | H                 | H                | H                               | —               | —                | H                | H                | H                |
|         | Cl <sup>-</sup>                  | P               | P              | P                            | P                | P                | P                 | P                | P                               | H               | P                | P                | C                | P                |
|         | Br <sup>-</sup>                  | P               | P              | P                            | P                | P                | P                 | P                | P                               | H               | C                | P                | C                | P                |
|         | I <sup>-</sup>                   | P               | P              | P                            | P                | P                | P                 | P                | P                               | H               | H                | —                | H                | P                |
|         | S <sup>2-</sup>                  | P               | P              | P                            | P                | —                | —                 | —                | H                               | H               | H                | H                | H                | —                |
|         | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>    | P               | P              | P                            | H                | C                | P                 | P                | P                               | C               | P                | P                | H                | P                |
|         | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>    | P               | P              | P                            | H                | H                | H                 | H                | H                               | H               | H                | H                | H                | H                |
|         | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>    | P               | P              | P                            | H                | H                | H                 | —                | H                               | H               | —                | H                | H                | H                |
|         | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>     | P               | P              | P                            | P                | P                | P                 | P                | P                               | P               | P                | P                | P                | P                |
|         | CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> | P               | P              | P                            | P                | P                | P                 | P                | P                               | P               | P                | P                | P                | P                |
|         |                                  | P               | растворљиво    | H                            | нерастворљиво    | C                | слабо растворљиво | —                | не постои или се разлаже у води |                 |                  |                  |                  |                  |

При мешању раствора сребро-нитрата и натријум-хлорида одмах се примећује бели талог сребро-хлорида. У хемијским једначинама се иза формуле талоба записује ознака (s).

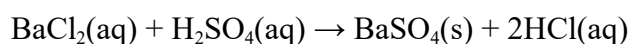


Уколико су реактанти узети во стехиометријском односу, у раствору ће у значајној количини бити присутни само  $\text{Na}^+$  и  $\text{NO}_3^-$  јони. Готово сви  $\text{Ag}^+$  и  $\text{Cl}^-$  јони ће се спојити и издвојити из раствора као талог.  $\text{AgCl}$  је слабо растворљиво једињење у води и зато ова реакција протиче до краја.



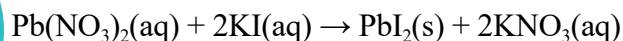
Слика 1.49 Микроскопски приказ реакције образовања сребро-хлорида

Други пример јонске реакције при којој се добија талог је реакција између баријум-хлорида и сумпорне киселине. Талог који се добија је баријум-сулфат, а у раствору остају водонични и хлоридни јони. Сумарно, једначина ове реакције може се записати као:



Ако се измешају два бистра раствора олово(II)-нитрата и калијум-јодида, образује се талог олово(II)-јодида интензивно жуте боје. Када се смеша загреје, талог се раствара, а при поновном хлађењу издваја се у виду сјајних жутозлатних кристала.

Овај експеримент је познат под името „златна киша”.

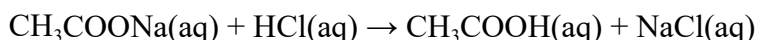


### Јонске реакције при којима настаје слабо дисосовано једињење

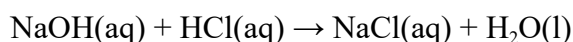
Неки слабе киселине и базе



Слабо дисосована једињења (слаби електролити) су вода, слабе киселине и слабе базе. Јонске реакције при којима се образује слабо дисосовано једињење, такође, теку до краја. Пример за такву реакцију је она између раствора натријум-ацетата и хлороводоничне киселине.

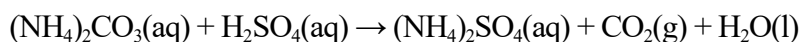
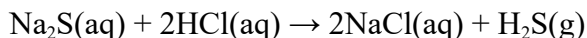


Приликом реакција неутрализације (реакције између киселине и базе) један од продуката је вода, веома слабо дисосовано једињење. На пример:



### Јонске реакције при којима настаје гас

Уколико се при некој реакцији ослобађа гас, он ће напустити систем, што значи да ће такве реакције бити неповратне, односно тећи ће до краја. И у овом случају се ради о јонским реакцијама. Гасовита супстанца се означава тако што се у хемијској једначини, одмах поред њене формуле, записује ознака (g).



Слика 1.50 Јонска реакција при којој се ослобађа гас

### Размисли и одговори:

- Напиши их изједначене хемијске једначине реакција између раствора:
  - калцијум-нитрата и калијум-карбоната
  - натријум-хидрогенкарбоната и сумпорне киселине
  - бакар(II)-хлорида и натријум-хидроксида
  - амонијум-цијанида и хлороводоничне киселине
  - калијум-нитрата и натријум-хлорида
- Које од ових реакција теку до краја? Образложи свој одговор!



## ЈОНСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

Хемијске реакције, укључујући и јонске реакције, уобичајено се записују са тзв. **молекулским хемијским једначинама**. Тако се поступало и до сада. Но, овакав начин записивања не омогућава да се види које су супстанце дисосоване на јоне, па се не може добити права представа о ономе што се дешава на микроскопском нивоу.

Зато се **користе потпуне јонске једначине**. У потпуној јонској једначини супстанце које су потпуно дисосоване у раствору записују се у јонском облику, а то не важи за слабо растворљиве, слабо дисосоване и гасовите супстанце.

У потпуним јонским једначинама наведени су сви јони који настају дисоцијацијом супстанци (реактаната или продуката). Но, може се приметити да су неки јони из реактаната ушли у састав слабо растворљивог, слабо дисосованог или гасовитог продукта, а други су остали у раствору. Јони који остају у раствору, заправо, уопште нису укључени у хемијску промену. Јони који не учествују у реакцији познати су као „**јони посматрачи**“.

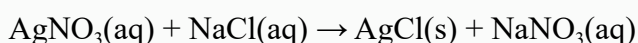
Уколико се „јони посматрачи“ изоставе из потпуне јонске једначине, добија се **ефективна (скраћена) јонска једначина**. У њу су укључени само они јони који ефективно учествују у хемијској реакцији.

### Пример 1.13.

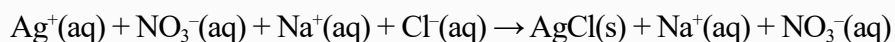
Напиши молекулску, потпуну јонску и ефективну јонску једначину реакције између раствора сребро-нитрата и натријум-хлорида и означи „јоне посматраче“!

### Решење:

Најпре треба предвидети продукте реакције. При реакцији сребро-нитрата са натријум-хлоридом образује се сребро-хлорид и натријум-нитрат. Из Табеле 1.8. закључује се да је сребро-хлорид талог. Једначина реакције може се записати као:

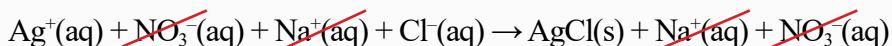


Ово је молекулска једначина. Она мора да се изједначи. У овом случају она је изједначена, па се може записати потпуна јонска једначина тако што ће се навести јони једињења која су потпуно дисосована.

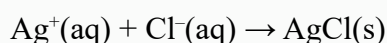


У потпуној јонској једначини укупно наелектрисање на левој страни треба да буде једнако укупном наелектрисању на десној страни (лево:  $+1-1+1-1 = 0$ , десно:  $0+1-1 = 0$ ). Ово је случај само ако је једначина претходно изједначена.

Примећује се да се  $\text{Na}^+$  и  $\text{NO}_3^-$  јони срећу и на обе стране потпуне јонске једначине. То значи да они не учествују у реакцији и сматрају се „јонима посматрачима“.



Ако се запише једначина без ових јона, добија се ефективна јонска једначина.

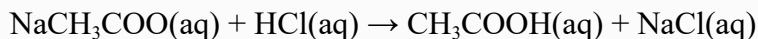


**Пример 1.14.**

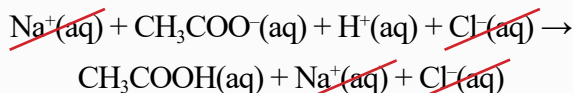
Напиши молекулску, потпуну јонску и ефективну јонску једначину реакције између раствора натријум-ацетата и хлороводоничне киселине и означи „јоне посматраче“!

**Решење:**

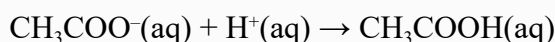
Записује се изједначена молекулска једначина реакције као:



Сирћетна киселина која се добија као продукт је слаба киселина, а то значи да је делимично дисосована на јони. Она остаје у молекулском облику, а остале супстанце се представљају у јонском облику. Тако се добија потпуна јонска једначина.



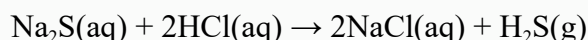
$\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  су „јони посматрачи“ будући да се срећу на обе стране потпуне јонске једначине. Ако се изоставе, може се записати ефективна јонска једначина као:

**Пример 1.15.**

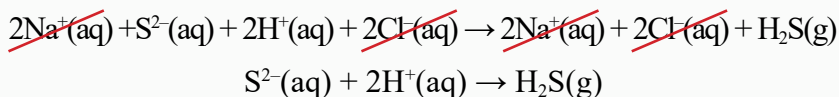
Напиши молекулску, потпуну јонску и ефективну јонску једначину реакције између раствора натријум-сулфида и хлороводоничне киселине и означи „јоне посматраче“!

**Решење:**

Изједначена молекулска једначина ове реакције је:



У овој реакцији се добија гасовити водоник-сулфид. Поступајући као претходно, потпуна јонска и ефективна јонска једначина могу се записати на следећи начин:



$\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  јони претстављају „јоне посматраче“.

**Активност**

Истражи зашто се додаје хлор при третману воде за пиће и како се правилно узима узорак за анализу. Затим, узми узорке воде из различитих извора (чесма, бунар, фонтана) и у лабораторији изведи јонску реакцију за доказивање хлорида у води за пиће. Напиши молекулску, потпуну јонску и ефективну јонску једначину. На крају припреми кратку презентацију и објасни важност јонских реакција при анализи квалитета воде.

**Размисли и одговори:**

- Напиши молекулску, потпуну јонску и ефективну јонску једначину и означи „јоне посматраче“ за реакције између раствора:
  - цинк-хлорида и калијум-фосфата
  - калцијум-цијанида и хлороводоничне киселине
  - натријум-карбоната и сумпорне киселине
  - жива(II)-нитрата и амонијум-сулфида
- Напиши ефективне јонске једначине следећих реакција неутрализације:
  - натријум-хидроксида и сумпорне киселине
  - калијум-хидроксида и хлороводоничне киселине;
  - баријум-хидроксида и хлороводоничне киселине
 Шта примећујеш?
- Напиши ефективну јонску једначину реакције за добијање талога од сребро-сулфида.





## Тематски тест

1. Одреди дисперговану фазу и дисперзиону средину код следећих дисперзних система:

- а) уље у води
- б) магла
- в) морска вода
- г) ваздух
- д) желатин

10 б.

2. Израчунај масу калијум-дихромата ( $K_2Cr_2O_7$ ) потребну за припрему 250 g раствора у коме је масени удео соли 5 %!

10 б.

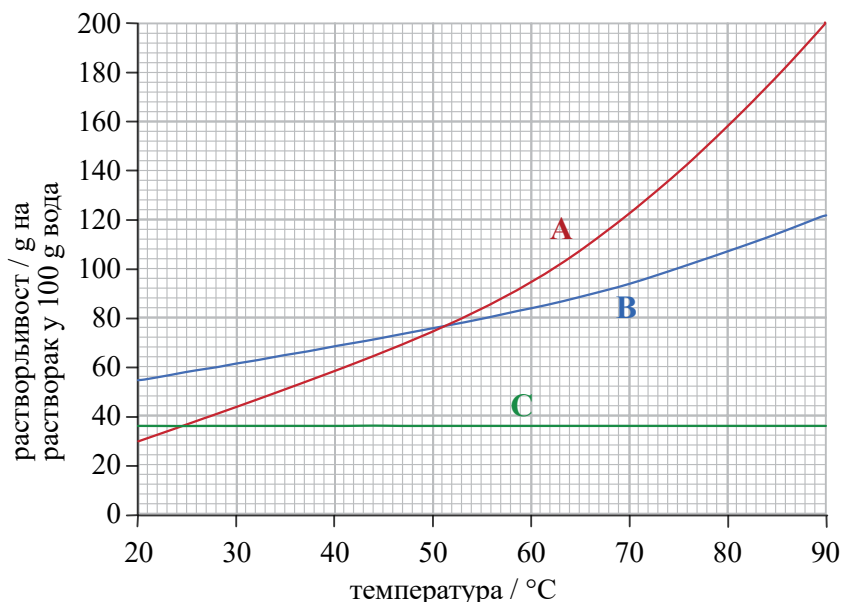
3. Колико износи количина укупне концентрације амонијум-хлорида, изражена у  $mol/dm^3$ , ако 25 mL раствора садржи 650 mg соли? Опиши поступак за припремање овог раствора!

20 б.

4. Раствор од 250  $cm^3$  садржи 18 g глюкозе ( $C_6H_{12}O_6$ ). Густина раствора 1,03  $g/cm^3$ . Израчунај молалност глюкозе у раствору!

10 б.

5. На основу кривих растворљивости супстанци А, В и С које су дате на следећој слици, одговори на постављене захтеве!



а) Колико износи растворљивост супстанце В на 40 °C?

б) На којој температури је растворљивост супстанце А једнака растворљивости супстанце В?

в) Колико грама супстанце А може да се раствори у 50 g воде на 75 °C?

г) На 50 °C растворено је 35 g супстанце В у 100 g воде. Да ли је раствор незасићен, засићен или презасићен?

20 б.

6. Представи дисоцијацију угљене киселине у одговарајућем броју корака! Напиши сумарну једначину дисоцијације за ову киселину!

10 б.

7. Ако степен електролитне дисоцијације износи 3 %, тада је највероватније реч о раствору:

- а) сумпорне киселине
- б) натријум-хидроксида
- в) азотне киселине
- г) амонијум-хидроксида

5 б.

8. Ако рН-вредност износи 4,5, тада је највероватније реч о раствору:

- а) хлороводоничне киселине
- б) сирћетне киселине
- в) натријум-хидроксида
- г) амонијум-хидроксида

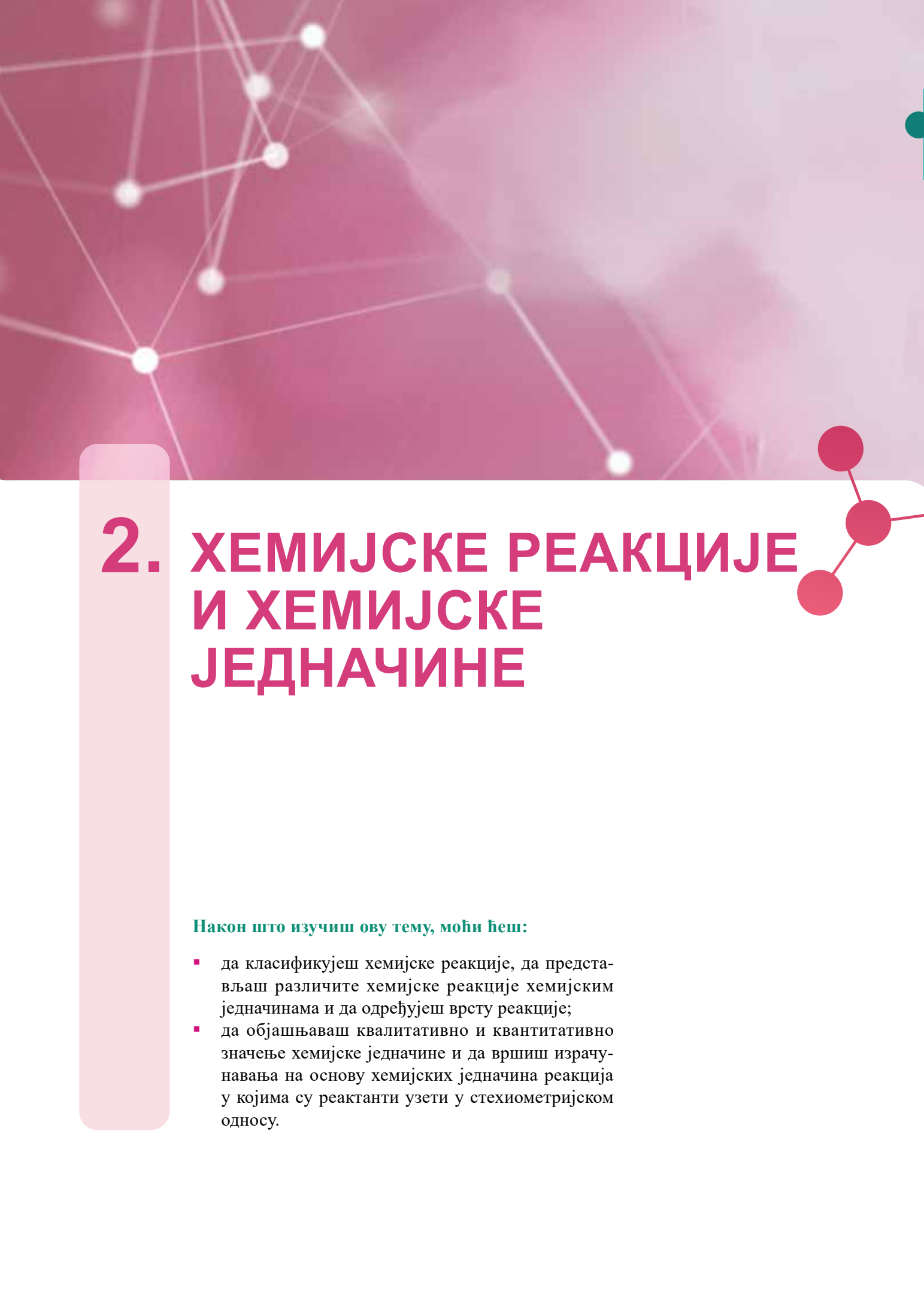
5 б.

9. Напиши молекулску, потпуну јонску и ефективну јонску једначину и означи „јоне посматраче“ за реакције између раствора бакар(II)-хлорида и натријум-карбоната (један од продуката је талог)!

10 б.



- Хетерогени системи су системи код којих се могу уочити граничне површине између појединих компоненти.
- Хомогени системи су они системи код којих не постоје границе између појединих компоненти.
- Фаза је хомогени део једног хетерогеног система који је у контакту са другим делом, али је одвојен јасно дефинисаним границама.
- Тиндалов ефекат је појава расејавања светлости и показатељ је да је систем хетероген.
- Дисперзни системи су системи у којима су честице једне или више супстанци распоређене (дисперговане) кроз честице друге супстанце.
- Супстанца која се распоређује кроз другу супстанцу назива се диспергована супстанца или диспергована фаза, а она кроз коју се врши распо­ређивање честица зове се дисперзиона средина.
- Према величини честица дисперговане супстанце, дисперзни системи се деле на: грубо-дисперзне системе, колоидно-дисперзне системе и молекулско-дисперзне системе (растворе).
- Раствори су хомогене смеше у којима су једна или више супстанци равномерно распоређене у другој супстанци. Супстанца која се раствара зове се растворена супстанца (растворак), а растварач је супстанца у којој се растворак раствара.
- За изражавање квантитативног састава користи се више начина и различите физичке величине, од којих су најважније: односи, удели и концен­трације.
- У зависности од количине раствора који је раст­ворен у одређеној запремини растварача при одређеној температури, разликују се три врсте раствора: незасићен, засићен и презасићен раст­вор.
- Незасићен раствор је раствор у коме се при датој температури може растворити још супстанце (растворка).
- Засићен раствор је раствор у коме је, на одређе­ној температури, растворена максимално могућа количина раствора у одређеној количини раство­рача.
- Растворљивост је концентрација раствора у засићеном раствору.
- Презасићен раствор је раствор који садржи већу количину раствора него што може да се раствори у одређеној запремини растварача при датој темпе­ратури.
- Количина супстанце која може да се раствори у одређеном растварачу зависи од више фактора: хемијске природе раствора и растварача, притиска, температуре и др.
- Са порастом притиска, растворљивост гасова у течностима се повећава.
- Најчешће, растворљивост чврстих супстанци у течностима расте са порастом температуре.
- Са порастом температуре, растворљивост гасова у течностима се смањује.
- Електролити су супстанце чији растопи или раст­вори садрже покретне јоне и спроводе електричну струју.
- Електролитна дисоцијација представља настајање покретних јона у раствору од супстанци изграђе­них од јона или од поларних молекула под дејством поларних молекула растварача.
- Према Аренијусовој теорији, киселине су суп­станце које садрже водоник у свом саставу и при дисоцијацији у води дају водоникове јоне ( $H^+$ ), а базе су супстанце у чији састав улази хидроксидна група и при дисоцијацији у води дају хидроксидне јоне ( $OH^-$ ).
- Степен електролитне дисоцијације представља однос између броја дисосованих молекула и броја укупно растворених молекула.
- Мера за концентрацију водоникових јона у раст­вору је рН-вредност.
- Индикатори су супстанце које мењају боју у кисе­лом, неутралном или базном раствору.
- Јонске реакције су реакције које се одвијаат између јона у воденим растворима.
- Јонске реакције ће тећи до краја ако је барем један од продуката реакције слабо растворно једињење (талог), слабо дисосовано једињење или гас.
- Јонске реакције могу се представити молекул­ским хемијским једначинама, потпуним јонским једначинама и ефективним (скраћеним) јонским једначинама.
- „Јони посматрачи“ су јони који не учествују у реакцији.



## 2. ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ И ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

**Након што изучиш ову тему, моћи ћеш:**

- да класификујеш хемијске реакције, да представљаш различите хемијске реакције хемијским једначинама и да одређујеш врсту реакције;
- да објашњаваш квалитативно и квантитативно значење хемијске једначине и да вршиш израчунавања на основу хемијских једначина реакција у којима су реактанти узети у стехиометријском односу.



## **САДРЖАЈ:**

2.1 Класификација хемијских реакција

2.2 Израчунавања на основу хемијских једначина

## 2.1. КЛАСИФИКАЦИЈА ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА

### ПОВРАТНЕ И НЕПОВРАТНЕ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

#### Појмови:

неповратна реакција, повратна реакција, директна реакција, повратна (обратна) реакција, реакција сједињавања (синтеза), реакција разлагања (анализа), пиролиза, електролиза, фотолиза, реакција замене (супституција), реакција двоструке измене, реакција кондензације

У свакодневном животу константно се дешавају хемијске реакције, иако их често не примећујемо. Када гвожђе рђа, оно реагује са кисеоником из ваздуха. Грејање на гас у домаћинствима представља хемијску реакцију, као и процеси дисања и фотосинтезе, који су неопходни за живот. Од грозђа се добија вино кроз процес ферментације, што је такође хемијска реакција. Потамњивање сребрних предмета, кување и кварење хране, такође су хемијске реакције.

Уопштено, може се рећи да **при хемијским реакцијама долази до промене хемијског идентитета супстанци и долази до образовања нових супстанци које се разликују од полазних**. Да би се једне супстанце претвориле у друге, неопходна је трансформација њихових честица. Овакво трансформисање једних честица у друге познато се као **елементарни акт хемијске трансформације**.

Да се догодила хемијска промена закључује се индиректно, према разликама у физичким својствима полазних и крајњих супстанци. Понекад су промене очигледне, као на пример образовање талога, ослобађање гаса, промена боје супстанци, добијање супстанци са карактеристичним мирисом, ослобађање енергије у виду топлоте или светлости и др. Но, понекад су промене теже уочљиве и потребна је детаљнија анализа да би се закључило да је дошло до хемијске промене. Чак и када се хемијске промене не могу директно пратити, то не значи да се у систему не дешава хемијска реакција.



Слика 2.1 Примери хемиских реакција

При хемијским реакцијама долази до образовања нових супстанци, различитих од полазних. Супстанце које су присутне на почетку реакције називају се **реактанти**, а њихова количина се током реакције смањује. Учесници у хемијској реакцији који се добијају на крају називају се **продукти** и њихова количина се повећава. Према томе, критеријум да се дешава хемијска реакција јесте промена количине учесника у реакцији.

Према смеру одвијања, реакције су класификоване као неповратне и повратне реакције.



Неповратне реакције су оне реакције које теку све док макар један од реактаната не нестане из реакционог система, односно одвијају се у једном смеру – од реактаната ка продуктима. Код ових реакција дешавају се само елементарни акти хемијске трансформације у којима се честице реактаната претварају у честице продукта. При представљању неповратних реакција хемијским једначинама користи се једносмерна стрелица ( $\rightarrow$ ), која означава смер одвијања реакције од реактаната ка продуктима.

Постоје и повратне реакције, код којих се истовремено одвијају процеси у којима се реактанти претварају у продукте (*директна реакција*) и продукти се претварају у реактанте (*обратна реакција*). На крају повратне реакције, у реакционој систему су присутне мерљиве количине свих реактаната и продукта. При записивању хемијских једначина за повратне реакције користи се двострука стрелица ( $\rightleftharpoons$ ) или, чешће, двострука полустрелица ( $\rightleftharpoons$ ), која представља равнотежу која се успоставља између честица реактаната и честица продукта.

Све ово је сумирано у Табели 2.1.

#### Неповратна реакција

реактанти  $\rightarrow$  продукти

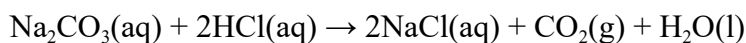
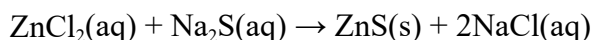
#### Повратна реакција

реактанти  $\rightleftharpoons$  продукти  
директна  
обратна

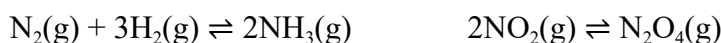
Табела 2.1. Класификација на реакциите на повратни и неповратни

|                                        | Неповратна реакција                                       | Повратна реакција                                                         |
|----------------------------------------|-----------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------|
| Запис                                  | реактанти $\rightarrow$ продукти                          | реактанти $\rightleftharpoons$ продукти                                   |
| Елементарни акт хемиске трансформације | Само се честице реактаната претварају у честице продукта. | истовремено се честице реактаната претварају у честице продукта и обратно |
| Крај реакције                          | одсуствује најмање један од реактаната                    | присутне су мерљиве количине свих реактаната и продукта                   |

Реакције при којима се ослобађа велика количина топлоте обично су неповратне. У неповратне реакције убрајају се и јонске реакције при којима се добија слабо растворно једињење, слабо дисосовано једињење или гас. На пример:



Следеће хемијске једначине означавају повратне реакције:



#### Размисли и одговори:

- Које су основне разлике између повратних и неповратних реакција?
- Које од следећих једначина представљају неповратну, а које повратну реакцију:
  - $2\text{KOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
  - $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g})$
  - $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
  - $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$
- Реакција која се одвија између гасовитог водоника и јодних пара на повишеној температури је повратна. Напиши хемијску једначину ове реакције!

## ДРУГЕ МОГУЋНОСТИ ЗА КЛАСИФИКАЦИЈУ ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА

Познат је велики број супстанци у природи, а број хемијских реакција између њих је још већи. Индивидуално проучавање сваке реакције подразумева много времена и средстава, па је зато потребно систематско изучавање хемијских реакција. Исто као што правила номенклатуре помажу да се супстанце систематски именују уместо да се меморишу њихова имена, тако и класификација хемијских реакција омогућава предвиђање продуката великог броја реакција.

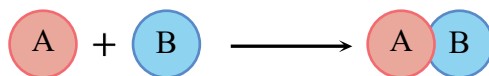
Према једном од начина поделе хемијских реакција (односно, према смеру одвијања), разликују се повратне и неповратне реакције. Међутим, постоје и друге могућности за класификацију хемијских реакција. Тако, према ономе што се дешава током реакције, постоје:

- реакције сједињавања (синтеза)
- реакције разлагања (анализа)
- реакције замене (супституција)
- реакције двоструке измене
- реакције кондензације
- реакције полимеризације
- реакције са разменом протона
- реакције са разменом електрона

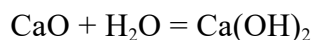
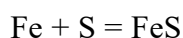
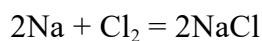
Ипак, иста реакција се може сврстати у две или више група, па се ова подела сматра условном. У овом делу биће размотрена прва четири типа реакција, а са осталима ћеш се упознати касније.

### Реакције сједињавања

Као што се може приметити и из самог имена, **приликом реакција сједињавања спајају (сједињују) се две или више супстанци и образују једну сложенију супстанцу**. Реактанти могу бити или просте супстанце или једињења, а продукт је најчешће једињење.



Реакција сједињавања има много. Њихово приказивање хемијским једначинама је релативно једноставно.



Реакције сједињавања могу се извести и во лабораторијским условима.



а



б



в

**Слика 2.2** При сједињавању натријума (а) и хлора (б) образује се натријум-хлорид (в), једињење са потпуно различитим својствима од оних које имају полазне просте супстанце.



## ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

**Сједињавање магнезијума и кисеоника**

**Потребан прибор и супстанце:** магнезијумова трака, метална машица (или дугачка пинцета), гасни пламеник (бренер) или шпиритусна лампа, упаљач, порцеланска шоља (сахатно стакло), мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** Металном машицом узми магнезијумову траку дужине 2–3 cm и запали је помоћу бренера или шпиритусне лампе. Добијени продукт пребаци у порцеланску шољу и чувај га до следећег часа. Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!

*Мере њредостїрожносїи: Магнезијум гори инїтензивном (блешїавом) свейлошћу, ња заїио није ѡреїоручљиво гледайїи дирекїно у ѡламен. Пожељно је да овај експериментї изводи ѡпрофесор/ка.*



**Слика 2.3** Сагоревање магнезијумове траке



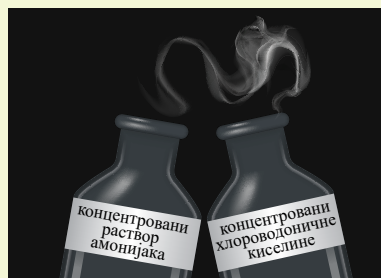
## ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

**Сједињавање амонијака и хлороводоника**

**Потребан прибор и супстанце:** концентровани раствор амонијака (амонијум-хидроксид), концентровани раствор хлороводоничне киселине, две стаклене шипке, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

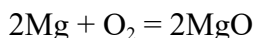
**Поступак:** а) У концентровани раствор амонијака потопи једну стаклену шипку, а другу у концентровани раствор хлороводоничне киселине. Потом приближи шипке. Шта примећујеш?

б) Приближи грла бочица са концентрованим растворима једно другом. Шта примећујеш? Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!



**Слика 2.4** Реакција између гасовитог хлороводоника и гасовитог амонијака

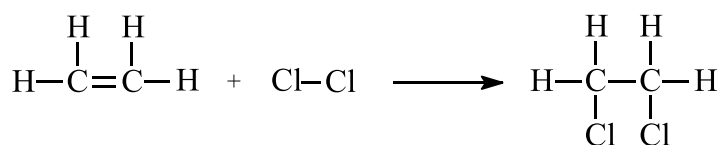
У првом експерименту може се приметити да магнезијум гори на ваздуху и да се добија бела прашкаста супстанца. Заправо, при сагоревању, магнезијум се сједињује са кисеоником из ваздуха и образује магнезијум-оксид. Једначина ове реакције сједињавања је:



У другом експерименту настаје реакција сједињавања гасовитог хлороводоника и гасовитог амонијака, који као пара напуштају бочице у којима се чувају концентровани раствори. Примећује се бели дим, који по хемијском саставу представља чврст амонијум-хлорид диспергован у ваздуху. Ова реакција се може представити следећом хемијском једначином:

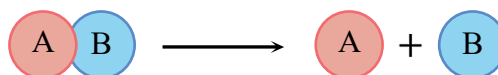


У реакције сједињавања спадају и **реакције адиције**, које су карактеристичне за незасићена органска једињења.



### Реакције разлагања

**Реакције разлагања су оне реакције код којих се од једне супстанце добијају две или више супстанци.** Добијене супстанце су једноставније од оне која се разложила. Продукти овог типа реакција могу представљати различите комбинације простих супстанци и једињења, па их је понекад теже предвидети.



Неке супстанце се разлажу спонтано, саме од себе. У таквом случају се каже да је супстанца нестабилна. Чешће се разлагање дешава под дејством неких спољашњих фактора, па реакције разлагања имају посебна имена. На пример:

- **пиролиза** – реакција разлагања под дејством топлоте
- **електролиза** – реакција разлагања под дејством електричне струје
- **фотолиза** – реакција разлагања под дејством светлости
- **радиолиза** – реакција разлагања под дејством јонизујућег зрачења

Понекад, да би се нагласио утицај неког од ових фактора, изнад стрелице у хемијској једначини се записува посебан симбол или се наводи име фактора. На пример, ако се реакција разлагања одвија под дејством топлоте, може се записати као:



а



б

**Слика 2.5** При пиролизи на мермер (а) се образува калцијум оксид (б)



### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

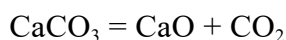
#### Разлагање мермера

**Потребан прибор и супстанце:** два парчета мермера, метална машица (или дугачка пинцета), гасни пламеник (брeнер) или шпиритусна лампа, упаљач, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** Загревај парче мермера на пламену, прво постепено, а затим снажно. Након 2 минута извади га из пламена, остави га да се охлади и упореди га са незагрејаним парчетом мермера. Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!



Парче пре жарења има глатку и сјајну површину, а након жарења је матно и крто (трошно). При овој реакцији долази до разлагања калцијум-карбоната и до образовања калцијум-оксида, познатог и као негашени креч. Једначина ове реакције је:



Вода се може разложити на гасовити водоник и гасовити кисеоник под дејством електричне струје. То се може показати следећим експериментом.

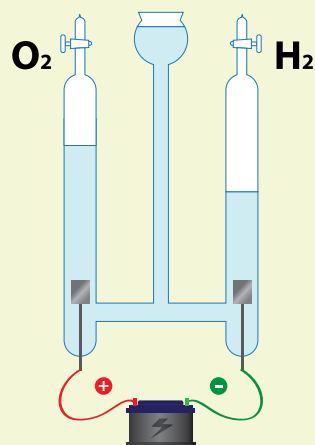


### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

#### Разлагање воде под дејством електричне струје (електролиза)

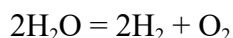
- 1) Напуни Хофманов апарат дестилованом водом у коју је додата мала количина сумпорне киселине! Течност треба да испуњава обе бочне цеви и да нема ваздушних мехурића.
  - 2) Повежи обе електроде Хофмановог апарата са извором електричне енергије!
  - 3) Укључи извор електричне енергије и посматрај шта се дешава у бочним цевима!
  - 4) Након што сакупиш довољно оба гаса у бочним цевима, докажи природу новодобијених супстанци!
- Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!

**Мере предосторожности:** Пажљиво рукуј гасовима, будући да је један од њих, водоник, запаљив! Буди сигуран да су електроде правилно повезане пре него што укључиш струју!

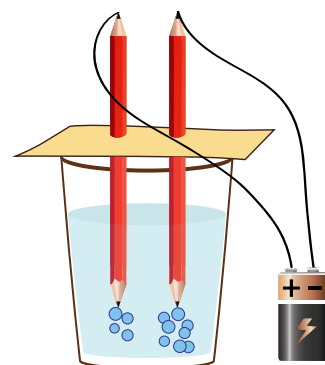
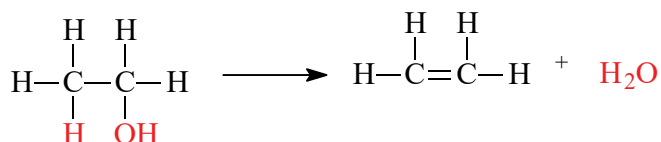


Слика 2.6 Електролиза воде у Хофмановом апарату

Природа добијених гасова може се доказати отварањем славине на бочним цевима. Водоник се може запалити (чује се слабо пукетање) и гори готово безбојним пламеном. Кисеоник се може доказати приближавањем тињајућег дрвеног штапића, који се одмах распламсава.



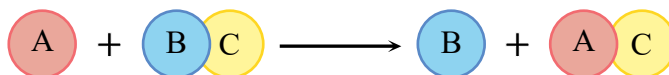
У реакције разлагања убрајају се и такозване **реакције елиминације**, које се изучавају у органској хемији.



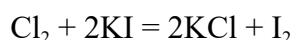
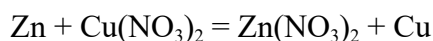
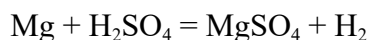
Слика 2.7 Једноставна апаратура за електролизу воде

### Реакције замене

Реакције код којих атоми једне супстанце долазе на место атома или јона који улазе у састав друге супстанце познате су као реакције замене.



Примера за овакве реакције има много. Ту спадају реакције највећег броја метала са киселинама, метала са солима, реактивних метала са водом и друге.



### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО



Слика 2.8 Реакција натријума са водом

#### Реакција натријума са водом

Потребан прибор и супстанце: натријум, дестилована вода, индикатор фенолфталеин, течни детергент, стаклена кадица (кристализатор), стаклена шипка, метална машица или пинцета, скалпел, филтер-папир, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

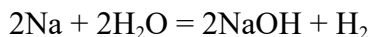
Поступак: У стаклену кадицу сипај дестиловану воду до једне четвртине или до једне трећине њене запремине. Додај једну капаљку алкохолног раствора фенолфталеина. Потом додај мало течног детергента и пажљиво промешај без стварања пене (детергент је потребан да би се спречио судар парчета натријума са зидовима кадице и да би се омогућило мењање смера кретања парчета). На филтер-папир извади једно парче натријума из бочице у којој се чува. Са њега скалпелом одсеци мало парче натријума (величина зрна пиринча!) и осуши га од петролеума помоћу филтер-папира (због велике реактивности, алкални метали се чувају у петролеуму или парафинском уљу).

Остатак парчета натријума одмах врати у бочицу, а бочицу одложи на удаљеније место. Металном машицом или пинцетом стави мало парче у кадицу. Шта примећујеш? Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!

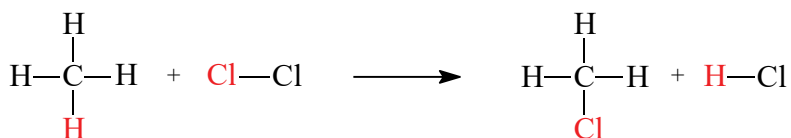
*Мере њредосћирожносћии:* Ова реакција се одвива веома брзо, њри чему се ослобађа њойлоџиа. Пожељно је да овај ексьери-менић изводи њрофесор/ка.



При самом контакту са водом започиње бурна реакција, у којој натријум истискује водоник. Следећа хемијска једначина представља ову реакцију:

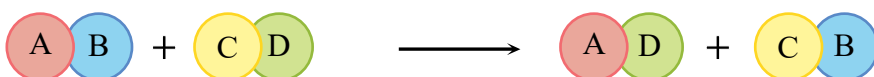


У органској хемији реакције замене су познате као *реакције сублиституције*.

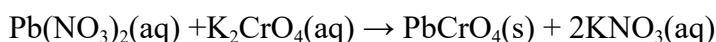


### Реакција двоструке замене

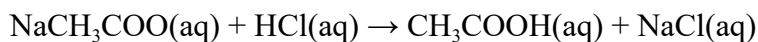
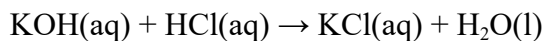
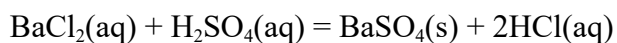
Посебна врста реакција замене су такозване реакције двоструке замене. Ако у реакцијама долази до међусобне размене атома или атомских група које улазе у састав реактаната, реч је о реакцијама двоструке замене.



На пример, при међусобној реакцији две соли образују се нове соли, од којих је једна најчешће талог (слабо растворљиво једињење). Тако, ако се раствору олово(II)-нитрата дода раствор калијум-хромата, образује се жути талог олово(II)-хромата, а у раствору остају јони калијум-нитрата.



И друге јонске реакције које теку до краја представљају реакције двоструке замене. На пример:



### Реакције кондензације

При реакцијама кондензације, на микроскопском нивоу, долази до повезивања две (или више) честице у једну, при чему се издваја нека мала честица (најчешће молекул воде или амонијака).

Пример за овакву реакцију је образовање дифосфорне киселине.



Слика 2.9 Образовање талога олово(II)-хромата

**Активност**

Истражи примере хемијских реакција које се одвијају у природи! Као пример, размотри реакције које доводе до уништавања и регенерације озонског омотача, реакције које су повезане са фотосинтезом, дисањем, рђањем, киселим кишама итд. Припреми кратку презентацију и подели закључке са друговима из разреда!

Различите класификације хемијских реакција помажу у њиховом лакшем разматрању и проучавању. Међутим, ипак треба водити рачуна о томе да су овакве поделе условне и да једна реакција може припадати неколико група. На пример, реакција између раствора натријум-хидроксида и хлороводоничне киселине, при којој се образују натријум-хлорид и вода, може се сматрати неповратном реакцијом, реакцијом двоструке замене или реакцијом неутрализације.

**Размисли и одговори:**

- Класификуј реакције, представљене следећим хемијским једначинама, према ономе што се дешава током реакције!
  - $2\text{KOH} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{Zn}(\text{OH})_2$
  - $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
  - $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
  - $2\text{H}_2\text{CrO}_4 = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
- Препиши следеће примере у свеску и напиши одговарајуће хемијске формуле на празна места, а затим изједначи једначине и одреди у коју групу спадају према ономе што се дешава током реакције!
  - $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
  - $\underline{\hspace{2cm}} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$
  - $\text{Mg} + \underline{\hspace{2cm}} = \text{MgO}$
  - $\text{K} + \text{H}_2\text{O} = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
  - $2\text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

## 2.2. ПРОРАЧУНИ НА ОСНОВУ ХЕМИЈСКИХ ЈЕДНАЧИНА

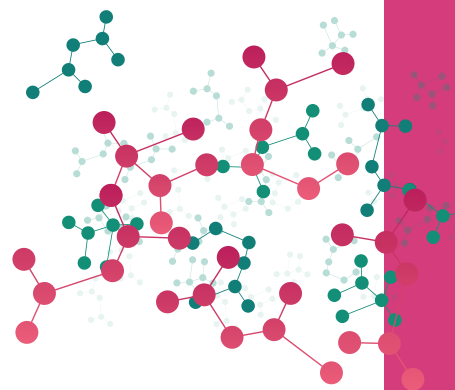
### ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

При **хемијским реакцијама** дешавају се хемијске промене и долази до образовања нових супстанци (продуката), које се разликују од полазних (реактаната). Хемијске реакције се приказују **хемијским једначинама**, које представљају симболички запис процеса који се одвијају при хемијским променама. Из хемијске једначине може се закључити ко су учесници у реакцији, односно шта су реактанти (записани са леве стране) и продукти (записани са десне стране).

Супстанце се користе у производњи готово свих предмета који се употребљавају у свакодневном животу. Да би један производ био исплатив, трошкови његове производње не смеју бити већи од цене по којој се он продаје. Зато се хемијски процеси у индустрији морају изводити економично и рационално. У томе значајну улогу имају **изједначене хемијске једначине**. Оне показују колике количине реактаната и у ком односу треба узети, али и колике количине продуката се могу очекивати

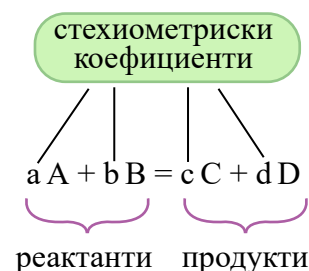
Према Закону о одржању масе, укупна маса свих учесника у хемијској реакцији се не мења, а то значи да укупан број атома сваког елемента пре почетка и након завршетка хемијске реакције мора бити једнак. Другим речима, број атома сваког елемента лево од стрелице мора бити једнак броју атома тог елемента десно од стрелице, односно хемијска једначина мора бити изједначена. То се постиже писањем **стехиометријских коефицијената** испред хемијских симбола и формула у хемијској једначини.

Изједначена хемијска једначина не само да показује које супстанце реагују и које се образују, већ даје и прецизне информације о квантитативним односима између њих. Због тога свака хемијска једначина има квалитативно и квантитативно значење. Тако, ако је наведено само које супстанце учествују у хемијској реакцији, даје се информација о **квалитативном значењу хемијске једначине**. Из хемијских симбола и хемијских формула који су записани у једначини може се сазнати које су супстанце реактанти, а које продукти, док се из одговарајућих ознака за агрегатно стање може добити информација да ли је дата супстанца у чврстом, течном или гасовитом стању, или у раствору.



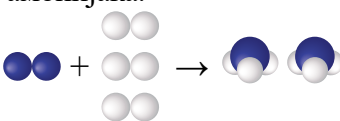
#### Појмови:

стехиометријски коефицијент, досег хемијске реакције



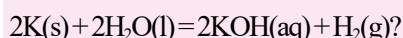
|                      |                                                                           |
|----------------------|---------------------------------------------------------------------------|
| Хемиска равенка      | $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$   |
| Квалитативно значење | Гасовити азот реагује са гасовити водородом и образује гасовити амонијак. |

**Квантитативно значење хемијске једначине** је у вези са стехиометријским коефицијентима. На *макроскојском нивоу*, хемијска једначина означава хемијску реакцију, а хемијски симболи и формуле означавају супстанце. У том случају, однос стехиометријских коефицијената појединих учесника у реакцији даје однос количина изреагованих реактаната, односно образованих продуката. Када се хемијска једначина разматра на *микроскојском нивоу*, она означава елементарни акт хемијске трансформације, а хемијски симболи и формуле означавају јединке. Овде однос стехиометријских коефицијената даје однос броја јединки реактаната или продуката. Обично се стехиометријским коефицијентима записује најмањи целобројни однос.

|                                      |                                                                                                                                                                                                                                                |                                                                                                                                                                                                                                                                      |
|--------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Хемиска једначина                    | $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$                                                                                                                                                                        |                                                                                                                                                                                                                                                                      |
| Квантитативно значење                | <u>Макроскопски ниво</u><br>У реакцију ступају један мол азота и три мола водоника, при чему се образују два мола амонијака, односно одређена количина азота реагује са трипут већом количином водоника и даје двапут већу количину амонијака. | <u>Микроскопски ниво</u><br>Један молекул азота и три молекула водоника се трансформишу, при чему се образују два молекула амонијака. <div style="text-align: center;">  </div> |
| Однос стехиометријских коефицијената | 1 : 3 : 2                                                                                                                                                                                                                                      | 1 : 3 : 2                                                                                                                                                                                                                                                            |

### Пример 2.1.

Које је квалитативно, а које квантитативно значење хемијске једначине?



### Решење:

Квалитативно значење: При реакцији калијума са водом образује се раствор калијум-хидроксида и ослобађа се водоник.

Квантитативно значење: Два мола калијума реагују са два мола воде, при чему се добијају два мола калијума-хидроксида и један мол водоника (макроскопско гледиште). Два атома калијума и два молекула воде се трансформишу и дају две формулске јединке калијум-хидроксида и један молекул водоника (микро-скопско гледиште).

Ако се зна колико молова једне супстанце реагује, помоћу стехиометријских коефицијената може се израчунати колика количина друге супстанце ће се добити или потрошити. Ова стехиометријска израчунавања су од посебног значаја како у лабораторијској пракси, тако и во хемијској индустрији.



## Размисли и одговори:

- Изједначи сваку од хемијских једначина, а затим објасни квалитативно и квантитативно значење хемијске једначине!
  - $\text{Zn(s)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$
  - $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + \text{C(s)} \rightarrow \text{Fe(s)} + \text{CO(g)}$
  - $\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
- За сваки од описа, напиши изједначену хемијску једначину, а затим запиши однос количина свих учесника у реакцији!
  - При разлагању калцијум-карбоната образује се калцијум-оксид и угљен-диоксид.
  - Магнезијум-оксид се добија при сагоревању магнезијума у присуству кисеоника.
  - При неутрализацији раствора натријум-хидроксида и сумпорне киселине образује се раствор натријум-сулфата и вода.

## ДОСЕГ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

При протицању хемијске реакције долази до измене количина учесника у реакцији. Количина реактаната се смањује, а она продуката се повећава са током времена. Реакција ће стићи даље ако се више реактаната претвори у продукте. Да би се одговорило на питање докле је стигла једна хемијска реакција, уводи се величина *досег реакције*.

Уколико једначина  $2\text{A}_2 + \text{B}_2 = 2\text{A}_2\text{B}$  означава елементарни акт хемијске трансформације, може се рећи да када се трансформишу два молекула  $\text{A}_2$  и један молекул  $\text{B}_2$ , образују се два молекула  $\text{A}_2\text{B}$ . С обзиром на то да је број молекула веома велики, zgodније је у разматрању користити величину количина супстанце. Тако су, од почетка реакције до датог момента, изреаговала два мола  $\text{A}_2$  и један мол  $\text{B}_2$  и образовала се два мола  $\text{A}_2\text{B}$ . Ако се са  $n_0$  означити почетна количина, а са  $n$  количина у датом моменту неког учесника у реакцији, може се записати:

$$n_0(\text{A}_2) - n(\text{A}_2) = 2 \text{ mol}$$

$$n_0(\text{B}_2) - n(\text{B}_2) = 1 \text{ mol}$$

$$n(\text{A}_2\text{B}) - n_0(\text{A}_2\text{B}) = 2 \text{ mol}$$

Најчешће се промена изражава као разлика између крајње и почетне вредности. Ако се ово примени на горње изразе, добија се:

$$n(\text{A}_2) - n_0(\text{A}_2) = -2 \text{ mol}$$

$$n(\text{B}_2) - n_0(\text{B}_2) = -1 \text{ mol}$$

$$n(\text{A}_2\text{B}) - n_0(\text{A}_2\text{B}) = 2 \text{ mol}$$

За разлику у количинама реактаната добија се негативна вредност, будући да се количина реактаната смањује, па се од мање вредности одузима већа.

Обратно, разлика у количинама продуката је позитивна вредност будући да се количина продуката повећава са напредовањем реакције. Ипак, ове промене количина не могу бити мера за то докле је стигла реакција, будући да су различите за сваког учесника у реакцији. Ако се ове вредности поделе са одговарајућим стехиометријским коефицијентима (ознака је  $\nu$ ), који се, по договору, за реактанте сматрају негативним, а за продукте позитивним вредностима, добија се израз за досег реакције\*.

$$\xi = \frac{n(X) - n_0(X)}{\nu(X)} = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$$

На почетку реакције, досег има вредност нула, па  $\Delta \xi = \xi - 0$ , т.е.  $\Delta \xi = \xi$ . Следствено, израчуната вредност за  $\xi$  може се сматрати као промена досега од почетка реакције до датог момента. Према томе,

$$\Delta \xi = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$$

**Досег реакције представља однос између промене количине супстанце неког учесника у реакцији (реактанта или продукта) од почетка реакције до датог момента и стехиометријског коефицијента тог учесника у хемијској једначини.** При томе треба водити рачуна о начину на који је записана једначина реакције. Из горњег израза може се закључити да је SI јединица за досег реакције mol.

### Пример 2.2.

Колико износи досег реакције ако је сагорело 0,57 g фосфора према следећој једначини:

- а)  $P_4(s) + 5O_2(g) = P_4O_{10}(s)$   
 б)  $2P_4(s) + 10O_2(g) = 2P_4O_{10}(s)$

**Дато је:**

$$\Delta m(P_4) = -0,57 \text{ g}$$

**Тражи се:**

$$\Delta \xi = ?$$

### Решење:

Да би се одговорило на питање, најпре треба израчунати количину фосфора

$$\Delta n(P_4) = \frac{\Delta m(P_4)}{M(P_4)} = \frac{-0,57 \text{ g}}{4 \cdot 30,97 \text{ g/mol}} = -0,0046 \text{ mol}$$

$$\text{а) } \Delta \xi = \frac{\Delta n(P_4)}{\nu(P_4)} = \frac{-0,0046 \text{ mol}}{-1} = 0,0046 \text{ mol}$$

$$\text{б) } \Delta \xi = \frac{\Delta n(P_4)}{\nu(P_4)} = \frac{-0,0046 \text{ mol}}{-2} = 0,0023 \text{ mol}$$

Из решења задатка се примећује да ако се реакција запише на различит начин, иста промена количине датог учесника одговараће различитој промени досега. Иако се ради о истој хемијској реакцији и истој почетној маси реактанта, бројна вредност досега реакције је различита, будући да досег зависи од стехиометријских коефицијената којима је записана хемијска једначина и представља меру за то колико пута се реакција одвијала у том облику.

\* Грчко слово  $\xi$  чита се „кси“.



Све док реакција тече, досег се повећава. Неповратне реакције се одвијаат све док количина барем једног од реактаната не постане једнака нули. У том моменту досег не може више да се повећава, односно достиже своју максималну вредност  $\xi_{\max}$ . Са друге стране, код повратних реакција ниједан од реактаната није потрошен, па досег не може да достигне своју максималну вредност. На крају повратних реакција досег има вредност  $\xi_e$ , која је мања од  $\xi_{\max}$ .

Досег реакције је величина која карактерише реакцију, а не појединачне учеснике. Зато ће вредност промене досега бити једнака без обзира на то који се учесник узима у обзир при израчунавању. На пример, за реакцију представљену једначином  $2A_2 + B_2 = 2A_2B$ , добија се:

$$\Delta \xi = \frac{n(A_2) - n_0(A_2)}{\nu(A_2)} = \frac{-2 \text{ mol}}{-2} = 1 \text{ mol}$$

$$\Delta \xi = \frac{n(B_2) - n_0(B_2)}{\nu(B_2)} = \frac{-1 \text{ mol}}{-1} = 1 \text{ mol}$$

$$\Delta \xi = \frac{n(A_2B) - n_0(A_2B)}{\nu(A_2B)} = \frac{2 \text{ mol}}{2} = 1 \text{ mol}$$

Под **јединичном променом досега** сматра се промена количине датог учесника у реакцији (реактанта или продукта) која је бројчано једнака стехиометријском коефицијенту испред тог учесника у једначини записаној на одређени начин.

#### Аналогија: Превоз путника

Четрдесет путника треба да се превезе од места А до места Б. Ако аутобус има капацитет за 20 путника, тада ће сви путници бити превезени са две возње. Уколико се аутобусом може превести 10 путника, биће потребне четири возње.

#### Аналогија: Паковање чоколада

Треба да се спакују 24 чоколаде. Ако једно паковање садржи три чоколаде, може се формирати осам паковања. Али, ако једно паковање садржи шест чоколада, број паковања ће бити четири.

Иако је укупан број путника исти (иста хемијска реакција), број возњи (досег) је различит будући да је различит капацитет аутобуса (стехиометријски коефицијенти, тј. начин записивања хемијске једначине).

Број чоколада је исти у оба случаја (иста хемијска реакција), али се број паковања (досег) мења зато што је различито дефинисано шта представља једно паковање (стехиометријски коефицијенти, тј. начин записивања хемијске једначине).

И у хемији се може радити са истом количином супстанце (слично као са путницима или чоколадама код обе аналогије), али са различитим досегом реакције, у зависности од тога колико пута је „реализована“ реакција према задатој хемијској једначини.

Имајући у виду израз за досег реакције  $\Delta \zeta = \frac{\Delta n(X)}{v(X)}$ , за стехиометријски коефицијент може се записати израз  $v(X) = \frac{\Delta n(X)}{\Delta \zeta}$ .

При јединичној промени досега ( $\Delta \zeta = 1$ ), стехиометријски коефицијенти ће бити бројчано једнаки промени количине супстанце за датог учесника у реакцији. Према томе, једначина  $2A_2 + B_2 = 2A_2B$  може се прочитати као: „При јединичној промени досега реакције записане на овај начин, два мола  $A_2$  реагују са једним молем  $B_2$  и образују два мола  $A_2B$ “.

Ако се направи однос стехиометријских коефицијената за два учесника у некој реакцији (на пример, X и Y), добија се:

$$\frac{v(X)}{v(Y)} = \frac{\frac{\Delta n(X)}{\Delta \zeta}}{\frac{\Delta n(Y)}{\Delta \zeta}} = \frac{\Delta n(X)}{\Delta n(Y)}$$

Значи, однос промена количина трансформисаних (изреаговалих или образованих) учесника у реакцији једнак је односу одговарајућих стехиометријских коефицијената. Овај израз важи без обзира на начин на који је записана хемијска једначина и за колико се мења досег. Овај израз је веома важан за израчунавања на основу хемијске једначине. Обично се у оваквим прорачунима не узима предзнак промене количина и стехиометријских коефицијената, па се може сматрати да је *однос количина учесника у реакцији једнак односу њихових стехиометријских коефицијената*.

### Пример 2.3.

Одреди однос количина азота и амонијака, ако је реакција образовања амонијака представљена као:

- а)  $N_2(g) + 3H_2(g) = 2NH_3(g)$   
 б)  $2N_2(g) + 6H_2(g) = 4NH_3(g)$   
 в)  $\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) = NH_3(g)$

### Решење:

а)  $\frac{\Delta n(N_2)}{\Delta n(NH_3)} = \frac{1}{2}$   
 б)  $\frac{\Delta n(N_2)}{\Delta n(NH_3)} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}$   
 в)  $\frac{\Delta n(N_2)}{\Delta n(NH_3)} = \frac{\frac{1}{2}}{1} = \frac{1}{2}$

### Размисли и одговори:

- Одреди тачност тврђења:
  - Досег на крају реакције је 0.
  - Вредност досега реакције зависи од начина на који је записана једначина реакције.
  - Јединична промена досега је промена количине сваког учесника чији је стехиометријски коефицијент 1.
- Реакција разлагања водоник-пероксида може се представити следећом хемијском једначином:  $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$ . Колико износи досег реакције ако се количина водоник-пероксида смањила са 2 mol на 0,5 mol?



## ХЕМИЈСКИ ПРОРАЧУНИ НА ОСНОВУ ХЕМИЈСКИХ ЈЕДНАЧИНА

За хемијске прорачуне на основу хемијских реакција најважнији је однос количина учесника у реакцији, који се може сазнати из њихових стехиометријских коефицијената. Зато, при оваквим прорачунима, хемијска једначина увек мора бити изједначена.

У неким случајевима, на почетку реакције су узети реактанти чије су количине у односу који је једнак односу стехиометријских коефицијената у изједначеној хемијској једначини. Каже се да су количине реактанта узете у **стехиометријском односу**. Ако је реакција неповратна, на крају у систему неће бити присутни реактанти, већ само продукти реакције. У случају када количине реактанта нису у стехиометријском односу, барем један од реактанта ће остати у вишку, односно његова количина неће потпуно изреаговати. У овом делу биће разматрани хемијски прорачуни у којима су количине реактанта узете у стехиометријском односу.

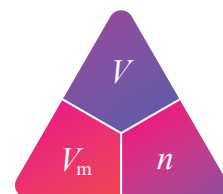
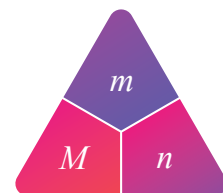
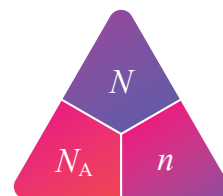
Значи, у изједначеној хемијској једначини, однос количина два учесника једнак је односу њихових стехиометријских коефицијената, односно

$$\frac{n(X)}{n(Y)} = \frac{v(X)}{v(Y)}$$

Количина супстанце може се повезати са другим физичким величинама, на пример са бројем јединки, са масом и са запремином према следећим изразима:

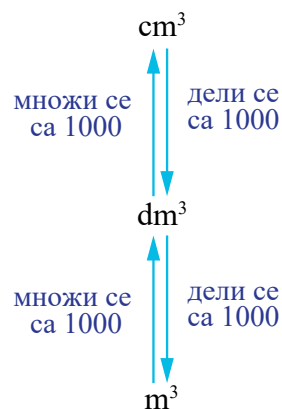
$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A} \quad n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad n(X) = \frac{V(X)}{V_m}$$

Ако се ови изрази укључе у интерпретирање хемијских једначина, могу се добити многе корисне информације. На пример:



$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

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



|                                                   |   |                                                   |   |                                                    |                                                     |
|---------------------------------------------------|---|---------------------------------------------------|---|----------------------------------------------------|-----------------------------------------------------|
| N <sub>2</sub> (g)                                | + | 3H <sub>2</sub> (g)                               | = | 2NH <sub>3</sub> (g)                               |                                                     |
|                                                   | + |                                                   | = |                                                    |                                                     |
| 2 атома N                                         | + | 6 атома H                                         | = | 2 атома N и 6 атома H                              | ← број атома са обе стране једначине мора бити исти |
| 1 молекул N <sub>2</sub>                          | + | 3 молекула H <sub>2</sub>                         | = | 2 молекула NH <sub>3</sub>                         | ← 1:3:2                                             |
| 1·6,022·10 <sup>-23</sup> молекула N <sub>2</sub> | + | 3·6,022·10 <sup>-23</sup> молекула H <sub>2</sub> | = | 2·6,022·10 <sup>-23</sup> молекула NH <sub>3</sub> | ← 1:3:2                                             |
| 1 mol N <sub>2</sub>                              | + | 3 mol H <sub>2</sub>                              | = | 2 mol NH <sub>3</sub>                              | ← 1:3:2                                             |
| 28 g N <sub>2</sub>                               | + | 3·2 g H <sub>2</sub>                              | = | 2·17 g NH <sub>3</sub>                             | ← закон одржавању масе                              |
| <u>34 g</u>                                       |   |                                                   |   | <u>34 g</u>                                        |                                                     |
| 1·22,4 L N <sub>2</sub>                           | + | 3·22,4 L H <sub>2</sub>                           | = | 2·22,4 L NH <sub>3</sub>                           | ← 1:3:2                                             |

При извођењу хемијских прорачуна на основу хемијских реакција важно је:

- 1) записати и изједначити хемијску једначину
- 2) поставити однос количина учесника о којима је реч
- 3) направити везу између количине супстанце и друге физичке величине (број јединки, маса или запремина)
- 4) заменити бројне вредности физичких величина и њихове јединице и израчунати тражени резултат

### Пример 2.4.

Колико износи маса угљеник-диоксида која се добија при потпуном сагоревању 1kg пропана?

**Дато је:**

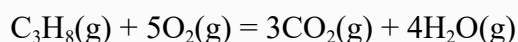
$$m(\text{C}_3\text{H}_8) = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

**Тражи се:**

$$m(\text{CO}_2) = ?$$

**Решење:**

Прво треба написати хемијску једначину за ову реакцију и изједначити је.



Потом се прави однос количина угљеник-диоксида и пропана према њиховим стехиометријским коефицијентима у једначини.

$$\frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{C}_3\text{H}_8)} = \frac{3}{1} \quad \text{или} \quad n(\text{CO}_2) = 3 \cdot n(\text{C}_3\text{H}_8)$$

Одавде следи да је количина угљеник-диоксида три пута већа од количине пропана. У овом последњем изразу, количине супстанци се могу изразити као однос између њихове масе и моларне масе.

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{3 \cdot m(\text{C}_3\text{H}_8)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)} \quad \text{или} \quad m(\text{CO}_2) = \frac{3 \cdot m(\text{C}_3\text{H}_8) \cdot M(\text{CO}_2)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)}$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$$

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 16 = 44$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44 \text{ g/mol}$$

Ако се замене дате вредности и њихове јединице у добијеном изразу, добија се:

$$m(\text{CO}_2) = \frac{3 \cdot 1000 \text{ g} \cdot 44 \text{ g/mol}}{44 \text{ g/mol}} = 3000 \text{ g} = 3 \text{ kg}$$

### Пример 2.5.

Колико молова и колико молекула кисеоника се добија при разлагању 45g воде?

**Дато је:**

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ g}$$

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

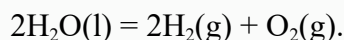
**Тражи се:**

$$N(\text{O}_2) = ?$$

$$n(\text{O}_2) = ?$$

**Решење:**

Изједначена хемијска једначина за ову реакцију је



Према изједначеној хемијској једначини, поставља се однос количина кисеоника и воде.

$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1}{2} \quad \text{или} \quad n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{2}$$

Одавде се закључује да је количина кисеоника двоструко мања од количине воде. У овом изразу се замењују одговарајући изрази којима су повезани количина супстанце са масом и количина супстанце са бројем јединки, а потом се замењују дате вредности и њихове јединице.

$$\frac{N(\text{O}_2)}{N_A} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{2 \cdot M(\text{H}_2\text{O})}, \text{ односно } N(\text{O}_2) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A}{2 \cdot M(\text{H}_2\text{O})}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

На крају, замењују се бројне вредности и јединице у добијеном изразу.

$$N(\text{O}_2) = \frac{45 \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{2 \cdot 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{23}$$

Количина кисеоника се израчунава као однос између броја молекула кисеоника и Авогадрове константе.

$$n(\text{O}_2) = \frac{N(\text{O}_2)}{N_A} = \frac{7,5 \cdot 10^{23}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1,25 \text{ mol}$$

### Пример 2.6.

При загревању калијум-хлората добија се калијум-хлорид и ослобађа се кисеоник. Колико милилитара кисеоника, мереног при стандардним условима, се добија разлагањем 2 g калијум-хлората?

**Дато је:**

$$m(\text{KClO}_3) = 2 \text{ g} \\ V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

**Тражи се:**

$$V(\text{O}_2) = ?$$

**Решење:**

Једначина хемијске реакције је  $2\text{KClO}_3(\text{s}) = 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$ , одакле следи

$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{KClO}_3)} = \frac{3}{2} \quad \text{или} \quad n(\text{O}_2) = \frac{3 \cdot n(\text{KClO}_3)}{2}$$

$$\frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{3 \cdot m(\text{KClO}_3)}{2 \cdot M(\text{KClO}_3)}, \text{ односно } V(\text{O}_2) = \frac{3 \cdot m(\text{KClO}_3) \cdot V_m}{2 \cdot M(\text{KClO}_3)}$$

Сада се у овом изразу одговарајуће замењују бројне вредности и јединице датих физичких величина. Моларна запремина гасова при стандардним условима износи  $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$ , а релативна моларна маса  $\text{KClO}_3$  се прорачунава као  $39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6$ .

$$V(\text{O}_2) = \frac{3 \cdot 2 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 122,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,55 \text{ dm}^3$$

Да би се резултат изразио у милилитрима (што је једнако кубним центиметрима), потребно је добијену бројну вредност за запремину помножити са 1000.

$$V(\text{O}_2) = 0,55 \text{ dm}^3 = 550 \text{ cm}^3 = 550 \text{ mL}$$

У реалности, при хемијским реакцијама се не полази увек од чистих супстанци као реактаната, већ од смеша ових супстанци. Када је то случај, прво треба израчунати количину или неку другу физичку величину која се односи на чисту супстанцу, а тек потом вршити одговарајуће прорачуне у којима ће се применити односи количина.

### Пример 2.7.

Калцијум-карбонат реагује са раствором хлороводоничне киселине према једначини  $\text{CaCO}_3(\text{aq}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) = \text{CaCl}_2(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Колико грама кречњака, у коме је масени удео калцијум-карбоната 90 %, треба узети да би се добило  $33,6 \text{ dm}^3$  угљеник-диоксида, мереног при стандардним условима?

#### Дато је:

$$w(\text{CaCO}_3) = 90 \% = 0,9$$

$$V(\text{CO}_2) = 33,6 \text{ dm}^3$$

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

#### Тражи се:

$$m(\text{варовник}) = ?$$

#### Решење:

У хемијској реакцији са хлороводоничном киселином учествува чиста супстанца калцијум-карбонат. Међутим, у услови задатка је наведено да се полази од кречњака, смеше калцијум-карбоната и других супстанци. Веза између масе кречњака и масе чистог калцијум-карбоната дата је преко масеног удела чисте супстанце.

$$w(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{варовник})}$$

Значи, да би се одредила маса кречњака, прво треба да буде позната маса калцијум-карбоната. Ова маса се може наћи преко поређења количина угљеник-диоксида и калцијум-карбоната, у чему помажу стехиометријски коефицијенти изједначене једначине.

$$\frac{n(\text{CO}_2)}{n(\text{CaCO}_3)} = \frac{1}{1} \quad \text{или} \quad n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3)$$

Поступајући слично као у претходним задацима, замењује се израз који повезује количину и масу, односно количина и запремина одговарајуће за обе супстанце.

$$\frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)}, \text{ односно } m(\text{CaCO}_3) = \frac{V(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CaCO}_3)}{V_m}$$

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \quad M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = \frac{33,6 \text{ dm}^3 \cdot 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 150 \text{ g}$$

Сада, након што је позната маса чистог калцијум-карбоната, може се наћи маса кречњака, примењујући једначину величине за масени удео дату на почетку.

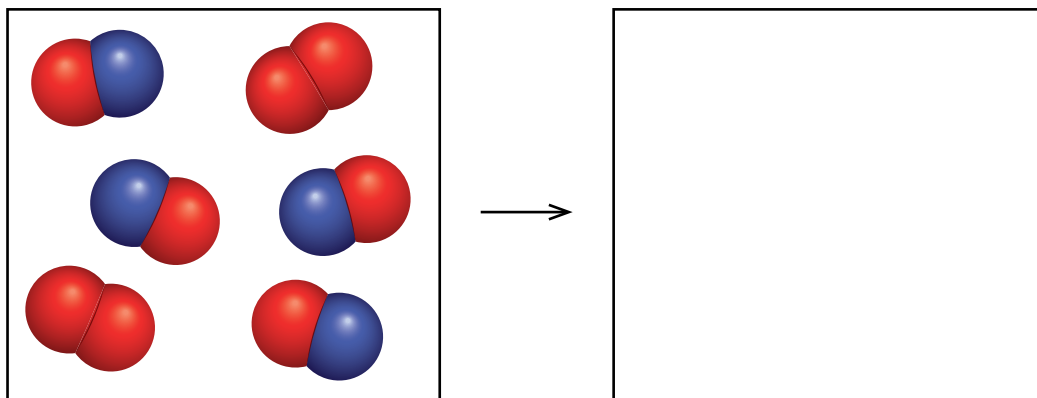
$$m(\text{варовник}) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{w(\text{CaCO}_3)} = \frac{150 \text{ g}}{0,9} = 166,67 \text{ g}$$





## Размисли и одговори:

1. Допуни следећи корпускуларни приказ ако знаш да су у реакцији између азот-моноксида и кисеоника, при којој се образује азот-диоксид, реактанти узети у стехиометријском односу! Плава куглица означава атом азота, а црвена – атом кисеоника.



2. Израчунај запремину метана, мерену при стандардним условима, која је потребна за добијање 4,5g бакра према следећој хемијској једначини:  
 $\text{CH}_4(\text{g}) + 3\text{CuO}(\text{s}) = \text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 3\text{Cu}(\text{s})$ .
3. Колико молекула амонијака се добија при реакцији 10 cm<sup>3</sup> азота са водоником при стандардним условима?
4. Колика маса јода је потребна за добијање 25g јод-хлорида? Хемијска једначина ове реакције је:  $2\text{I}_2(\text{s}) + \text{KIO}_3(\text{s}) + 6\text{HCl}(\text{aq}) = 5\text{ICl}(\text{aq}) + \text{KCl}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .
5. Кречњак је у највећем делу калцијум-карбонат, али садржи и друге примесе. При загревању, калцијум-карбонат се разлаже на калцијум-оксид и угљеник-диоксид. Ако је при пиролизи 2 g кречњака добијено 0,7g угљеник-диоксида, одговори на следеће захтеве:
- Напиши једначину реакције пиролизе калцијум-карбоната!
  - Колико износи масени удео калцијум-карбоната у кречњаку који се користи као реактант?
  - Колико грама калцијум-оксида се образовало при овој реакцији?

## Тематски тест

- Супстанце чија се количина смањује током реакције зову се:  
а) реагенти                                  в) примесе  
б) продукти                                 г) реагенси  

5 б.
- Разлагање магнезијум-карбоната одвија се под дејством топлоте. Овај тип разлагања познат је као:  
а) фотолиза                                в) пиролиза  
б) електролиза                            г) јонолиза  

5 б.
- За реакцију која је представљена следећом једначином:  $\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$  одговори на постављене захтеве:  
а) Који су реагенти, а који продукти реакције?  
б) Који учесник је у чврстом агрегатном стању?  
в) Класификуј реакцију према смеру одвијања!  
г) Класификуј реакцију према ономе што се дешава током реакције!  

10 б.
- Изједначи хемијску једначину реакције сагоревања метана, а затим објасни квалитативно и квантитативно значење хемијске једначине!  
 $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   

15 б.
- Реакција разлагања сумпор-триоксида до сумпор-диоксида и кисеоника у затвореном систему је повратна. Напиши изједначену хемијску једначину ове реакције!  

5 б.
- Класификуј реакције које су представљене следећим хемијским једначинама, према ономе што се дешава током реакције!  
а)  $2\text{NaOH} + \text{Cu(NO}_3)_2 = 2\text{NaNO}_3 + \text{Cu(OH)}_2$   
б)  $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$   
в)  $\text{Mg} + \text{CuCl}_2 = \text{MgCl}_2 + \text{Cu}$   
г)  $2\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$   
д)  $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$   

15 б.
- Магнезијум реагује са кисеоником из ваздуха према једначини  $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ . Ако је сагорело 1,5 mol магнезијума, израчунај досег реакције!  

15 б.
- При реакцији амонијака са кисеоником добијају се азот-моноксид и вода. Ако је образовано  $3,5 \cdot 10^{24}$  молекула азот-мооксида, колико грама амонијака и колико грама кисеоника треба узети да би реагенти изреаговали стехиометријски?  

15 б.
- Колика запремина кисеоника, мерена при стандардним условима, ће се добити ако у процесу фотосинтезе који је представљен једначином:  $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$  учествује 500 mg  $\text{CO}_2$ ?  

15 б.



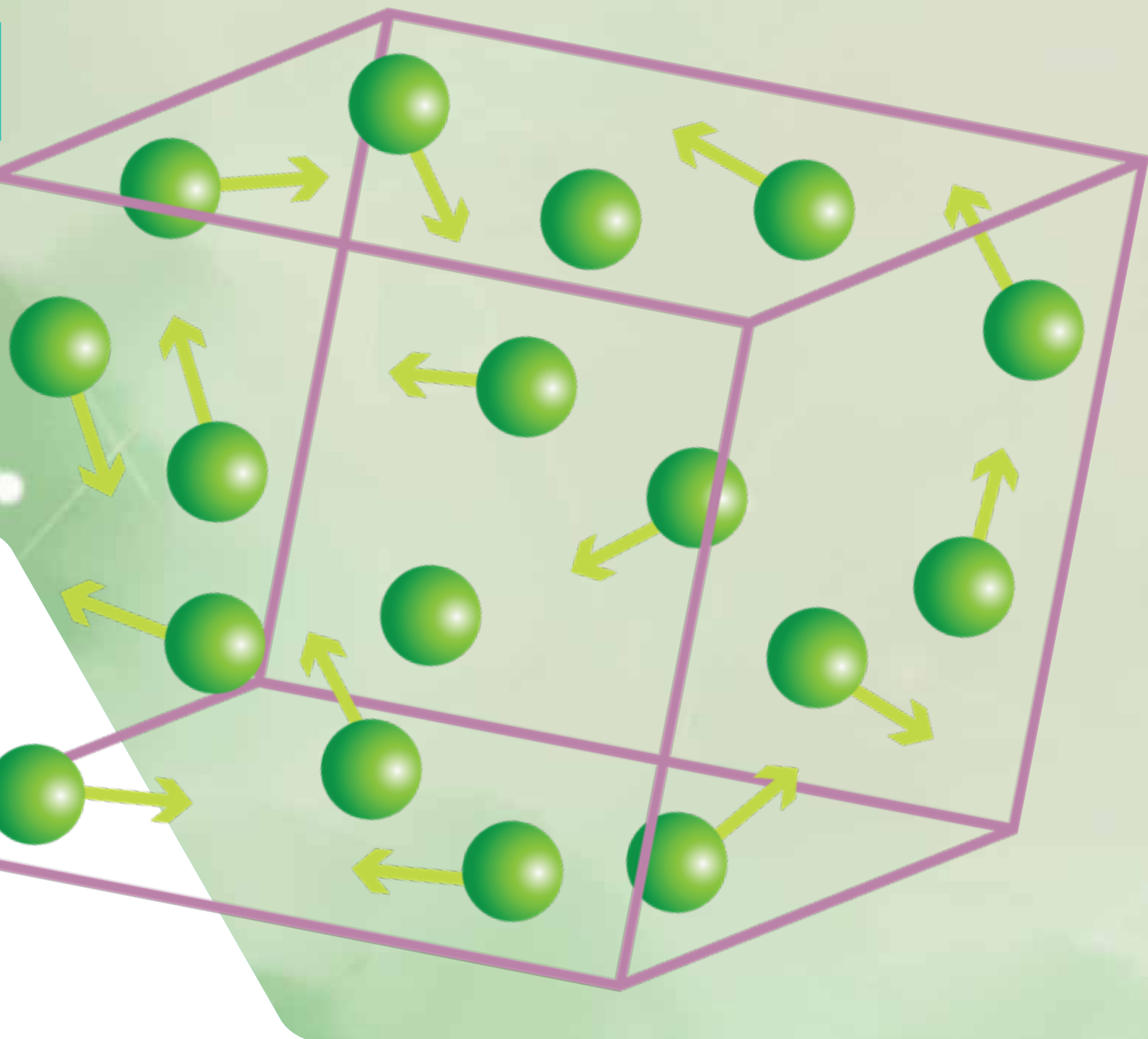
## РЕЗИМЕ

- У хемијским реакцијама долази до промене хемијског идентитета супстанци и долази до образовања нових супстанци које се разликују од полазних.
- Елементарни акт хемијске трансформације представља трансформисање једних честица у друге.
- Неповратне реакције су оне реакције које теку све док макар један од реактаната не нестане из реакционог система, односно одвијају се у једном смеру – од реактаната ка продуктима.
- Повратне реакције су реакције код којих се истовремено одвијају процеси у којима се реактанти претварају у продукте (директна реакција) и продукти се претварају у реактанте (повратна реакција).
- Према ономе што се дешава током реакције, постоје реакције сједињавања, разлагања, замене, двоструке измене, кондензације и др.
- При реакцијама сједињавања, две или више супстанци се спајају и образују једну сложенију супстанцу.
- Реакције разлагања су оне реакције код којих се од једне супстанце добијају две или више супстанци.
- Реакције замене су реакције код којих атоми једне супстанце долазе на место атома или јона који улазе у састав друге супстанце.
- Реакције двоструке измене су посебна врста реакција замене, у којима долази до међусобне размене атома или атомских група које улазе у састав реактаната.
- При реакцијама кондензације, на микроскопском нивоу, долази до везивања две (или више) честице у једну, при чему се издваја нека мала честица (најчешће молекул воде или амонијака).
- Квалитативно значење хемијске једначине даје информацију о томе које супстанце учествују у хемијској реакцији.
- Квантитативно значење хемијске једначине је у вези са стехиометријским коефицијентима. На макроскопском нивоу, однос стехиометријских коефицијената појединих учесника у реакцији даје однос количина изреаговалих реактаната, односно образованих продуката. Када се хемијска једначина посматра на микроскопском нивоу, однос стехиометријских коефицијената даје однос броја јединки реактаната или продуката.
- Досег (напредовање) реакције представља однос између промене количине супстанце неког учесника у реакцији (реактанта или продукта) од почетка реакције до датог момента и стехиометријског коефицијента тог учесника у хемијској једначини.
- За јединичну промену досега сматра се промена количине датог учесника у реакцији (реактанта или продукта) која је бројчано једнака стехиометријском коефицијенту испред тог учесника у једначини записаној на одређени начин.
- Однос количина учесника у реакцији једнак је односу њихових стехиометријских коефицијената.

### 3. ЕНЕРГЕТСКЕ ПРОМЕНЕ ПРИЛИКОМ ПРОЦЕСА

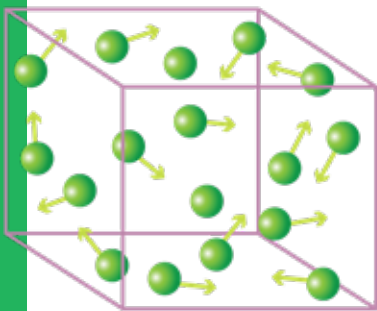
Након што изучиш ову тему, моћи ћеш:

- да класификујеш системе према размени супстанце и енергије између система и околине, да правиш разлику између кинетичке, потенцијалне и унутрашње енергије система и да разликујеш егзоенергетске (егзотермне) и ендоенергетске (ендотермне) физичке и хемијске процесе навођењем одговарајућих примера;
- да дефинишеш физичку величину енталпију, да објашњаваш и представљаш дијаграмом промену енталпије при ендотермном, односно егзотермном процесу, да представљаш дефиниционим изразом промену моларне енталпије и реакционе енталпије и да вршиш термохемијске прорачуне;
- да тумачиш термохемијске једначине, да представљаш хемијске реакције термохемијским једначинама и да вршиш термохемијске прорачуне на основу задате термохемијске једначине.



### САДРЖАЈ:

- 3.1 Енергија и размена енергије
- 3.2 Топлотни ефекти при физичким и хемијским процесима
- 3.3 Термохемијске једначине



#### Појмови:

систем, околина система, изолован систем, затворен систем, отворен систем, енергија, кинетичка енергија, потенцијална енергија, унутрашња енергија, егзоенергетски процес, ендоенергетски процес, егзотермни процес, ендотермни процес.

## 3.1 ЕНЕРГИЈА И РАЗМЕНА ЕНЕРГИЈЕ

### ЕНЕРГИЈА

Енергија је појам који се често среће у свакодневном животу и представља једно од основних својстава материје. Она је физичка величина која описује способност система да врши рад и/или да размењује топлоту. Као јединице за енергију најчешће се користе џул J и килоџул kJ. За изражавање енергетске вредности хране данас се још увек користи старија јединица калорија ( $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$ ).

Енергија се среће у различитим облицима: топлотна, светлосна, механичка, електрична, нуклеарна, хемијска итд. Данас се највише енергије добија при сагоревању фосилних горива, али је употреба обновљивих извора енергије све учесталија и, дугорочно гледано, важнија.



#### Активност

Израчунај енергетску вредност прехранбених производа које конзумираш током једног дана! Да ли храна коју дневно уносиш обезбеђује довољно енергије за нормално функционисање твог организма?



#### Активност

Истражи како се може искористити енергија ветра, енергија воде и соларна (сунчева) енергија! Пронађи примере примене њихове енергије у свакодневном животу и у производњи електричне енергије! Објасни у које се облике енергије претвара енергија при искоришћавању ових обновљивих извора енергије и наведи предности њиховог коришћења!



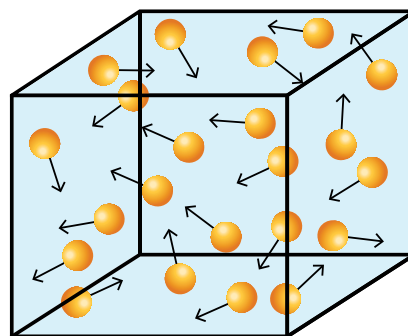
Слика 3.1 Производња биогорива

Укупна енергија једног система састоји се од кинетичке ( $E_k$ ), потенцијалне ( $E_p$ ) и унутрашње енергије ( $U$ ). Енергија која је повезана са кретањем неког тела (или честице) назива се **кинетичка енергија**. Кинетичка енергија зависи од масе и од брзине тела. На пример, кинетичка енергија електрона у атому ће зависити од његове масе и од брзине којом се он креће око језгра.





а



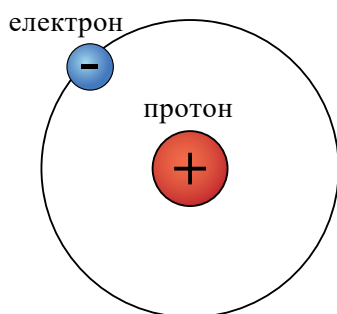
б

**Слика 3.2** Аутомобил у покрету (а) и честице гаса (б) поседују одређену кинетичку енергију.

**Потенцијална енергија** је енергија коју има једно тело због свог положаја у простору и повезана је са интеракцијама (узајамним дејствима) између тела која чине систем и њихове околине или између честица од којих је систем састављен. Колико је већа маса система и колико се више налази, толико је његова потенцијална енергија виша. Потенцијална енергија је већа када је узајамно дејство између честица јаче.

$$E_k = \frac{m \cdot v^2}{2}$$

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$



**Слика 3.3** Електрон у атому поседује одређену потенцијалну енергију



**Слика 3.4** Колешински водопад у близини Струмице. На врху водопада вода поседује највећу потенцијалну енергију (налази се на највећој висини). Када она почне да тече надоле, ова енергија се претвара у кинетичку енергију.

Према Закону о одржању енергије, она се не може ни створити ни уништити, већ може само прећи из једног облика у други. На пример, у хидроелектранама кретање воде покреће турбину, при чему се кинетичка енергија воде претвара у механичку енергију ротације (вртења) турбине. Уз помоћ генератора, механичка енергија се претвара у електричну енергију, која се преноси до домова. Након тога, електрична енергија се у домаћинствима претвара у светлосну или топлотну енергију, што показува да енергија не нестаје, већ да се претвара из једног облика у други и преноси са једног места на друго.

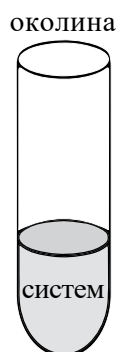


**Слика 3.5** При сагоревању шибице, хемијска енергија се претвара у светлосну и топлотну енергију.





**Слика 3.6** Дефиниција система зависи од предмета истраживања – за астронома систем може бити једна галаксија, а околина суседне галаксије; за биолога заинтересованог за проучавање ћелије, она ће представљати систем, а међућелијска течност околину итд.



**Слика 3.7** Систем и његова околина

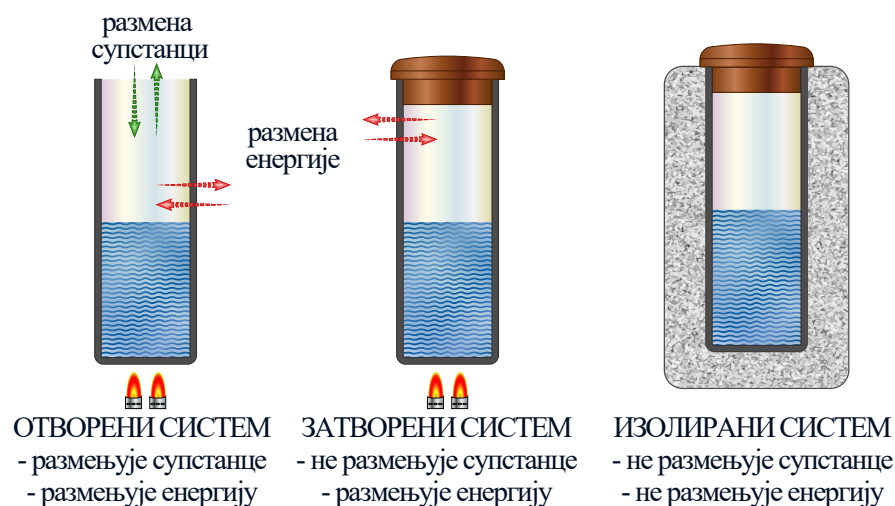
Од укупне енергије коју поседује дати систем, један део је потенцијална енергија система у *целини*, а ако се систем креће, један део ће се односити на кинетичку енергију система у *целини*. Преостали део укупне енергије је тзв. **унутрашња енергија**. За хемичаре је најважнија унутрашња енергија зато што у њој удео имају кинетичка енергија која је у вези са кретањем *сваке од честица* система и потенцијална енергија која је резултат узајамних дејстава *између честица*. Значи, унутрашња енергија је збир кинетичке и потенцијалне енергије свих честица у систему.

$$U = E_{\text{к(честице)}} + E_{\text{р(честице)}}$$

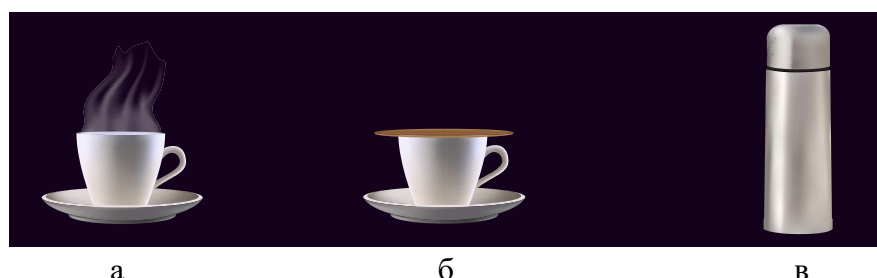
Вредност унутрашње енергије не може се директно одредити, али се може одредити њена промена. Промена унутрашње енергије система настаје због размене топлоте или због вршења рада са околином. Зато, прво треба дефинисати појмове систем и околина.

**Систем** је део природе за који смо заинтересовани. На пример, систем може бити епрувета у којој се изводи нека хемијска реакција. Остатак универзума сматра се **околином**. У пракси, за околину се узима део универзума који је релевантан за систем, односно који се налази во непосредној близини система.

У зависности од могућности размене супстанци и енергије са околином, системи могу бити: отворени, затворени и изоловани. У **отвореним системима** могућа је размена и супстанци и енергије са околином, у **затвореним системима** може се размењивати само енергија, а у **изолованим системима** није могућа размена ни супстанци ни енергије.



**Слика 3.8** Врсте система из свакодневног живота: отворен (а), затворен (б) и изолован систем (в)





### Размисли и одговори:

1. Од којих врста енергије је састављена укупна енергија једног система?
2. Шта је систем, а шта околина? Наведи неколико примера!
3. У чашу са водом додаје се неколико гранула натријум-хидроксида. Дефиниши шта је систем, а шта околина! Да ли је овакав систем отворен, затворен или изолован? Образложи!

## РАЗМЕНА ЕНЕРГИЈЕ

До промене унутрашње енергије може доћи као резултат размене топлоте или вршења рада са околином. Топлота је облик енергије коју систем размењује са својом околином и при томе долази до промене температуре. Топлота се обично означава са  $Q$ , а мери се у џулима (J). Део хемије који проучава размену топлоте при хемијским реакцијама и физичким процесима назива се *термохемија*.

Унутрашња енергија је функција стања система, што значи да њена вредност зависи само од стања у коме се систем налази (на пример од температуре, притиска и агрегатног стања), а не од начина на који је систем достигао то стање. Ако систем пређе из једног стања у друго, промена унутрашње енергије биће иста без обзира на то да ли се промена догодила брзо или споро, преко једног или преко више међукокара. Промена вредности оваквих величина одређује се као разлика између крајњег и почетног стања.

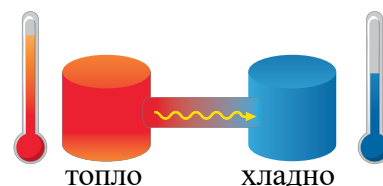
$$\Delta U = U_{\text{(крајна)}} - U_{\text{(почетна)}}$$

**Топлота није истио штио и шемпература.** Температура описује стање система и представља меру просечне кинетичке енергије честица у њему, док је топлота енергија која се размењује између система и околине због разлике у температури. Топлота се увек преноси са тела са вишом на тело са нижом температуром. Када систем и околина достигну исту температуру, размена топлоте престаје.

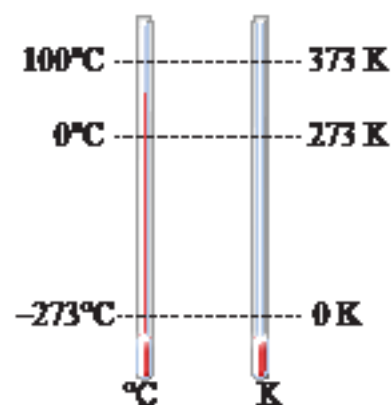
Температура је, такође, функција стања система. Зато температура описује стање система у датом тренутку и не зависи од пута којим је систем стигао до тог стања. Тако ће унутрашња енергија одређене масе воде на 30 °C бити иста без обзира на то да ли је вода загревана са 20 на 30 °C или хлађена са 50 на 30 °C.

Промена унутрашње енергије може се приказати графички као на Слици 3.12, где су хоризонталним линијама означена почетна и крајња стања система.

Има и ригорознијих дефиниција за топлоту, о којима ћеш учити касније.



**Слика 3.9** Топлота се увек преноси са топлијег на хладније тело.



**Слика 3.10** Поређење Целзијусове и Келвинове температурне скале



а



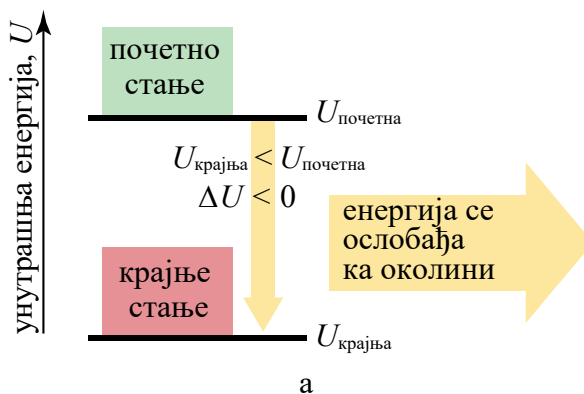
б

**Слика 3.11** Пренесување на топлината во кујната: а) воздухот во фрижидерот (околина) има пониска температура од онаа на зеленчукот (систем), па зеленчукот ослободува топлинска енергија кон околниот воздух; б) температурата на воздухот во шпоретот (околина) е поголема од онаа на храната (систем), па топлината се пренесува од загреаниот воздух кон храната.

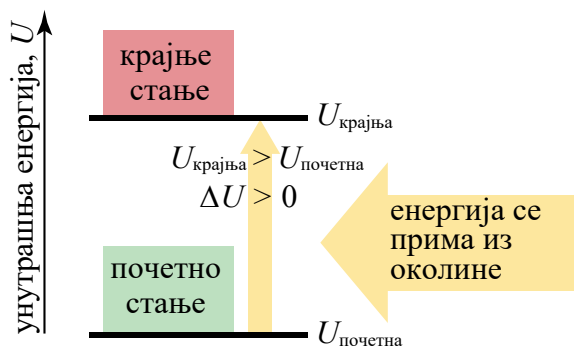
Промена унутрашње енергије одговара разлици у висини измеѓу ове две линије. Систем може променити унутрашњу енергију на два начина:

- 1) Када се енергија размењује *од сисџема ка околинџ* (Слика 3.12 а), унутрашња енергија сџстема се смањује ( $\Delta U < 0$ ) и важи  $U_{\text{крајна}} < U_{\text{почетна}}$ .
- 2) Када се енергија размењује *од околинџ ка сисџему* (Слика 3.12 б), унутрашња енергија сџстема се повећава ( $\Delta U > 0$ ). Сега  $U_{\text{крајна}} > U_{\text{почетна}}$ .

И поред тога што се у првом случају енергија одводи из сџстема, а у другом случају сџсистем прџма енергију, укупна енергија се не мења: енергија која је ослобођена из сџстема прџма се од стране околинџ и обрнуто.



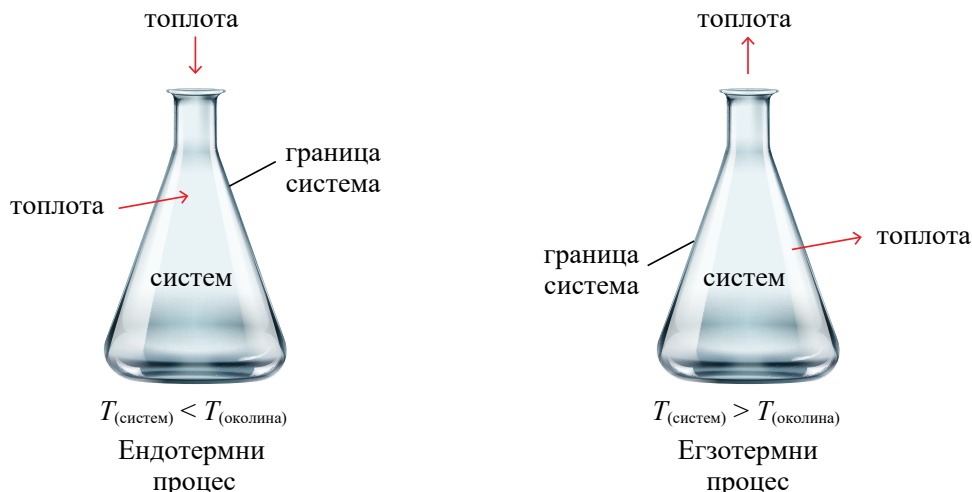
а



б

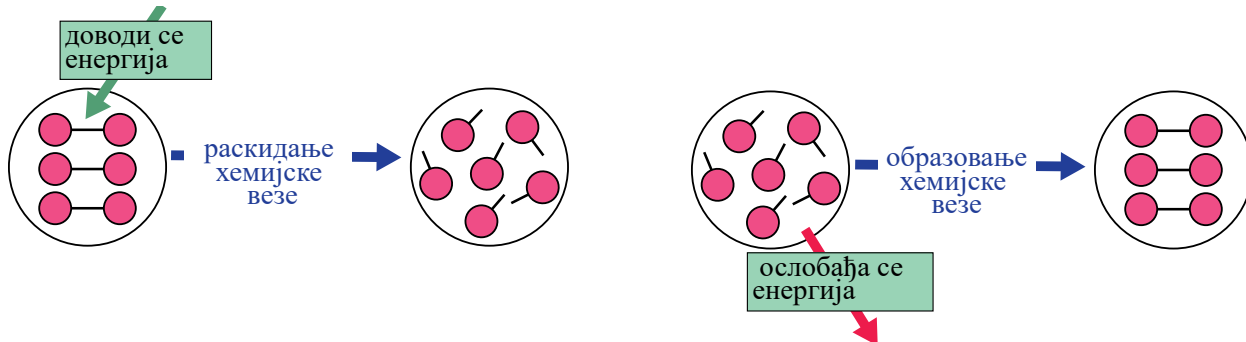
**Слика 3.12** Промена унутрашње енергије јџдног сџстема у зависности од размене енергије између сџстема и околинџ: а) енергија сџстема се смањује; б) енергија сџстема се повећава

Сви физички и хџмијски процеси одвивају се уз размену енергије између сџстема и његове околинџ. Код неких процеса енергија се ослобођује из сџстема у околинџ, док је код других неопходно да се енергија доведе у сџсистем да би се процес одвивао. Процеси при којима сџсистем ослобођује енергију називају се **егзоенергџски**, а они за чије је одвијање потребно уношење енергије називају се **ендоенергџски** процеси. Када се размена енергије између сџстема и околинџ одвива у облику *топлџне*, процеси се означавају као **егзотермни** или **ендотермни**, у зависности од смера размене топлџте.



Слика 3.13 Разлика између егзотермног и ендотермног процеса

Практично свака хемијска реакција је праћена разменом енергије. Најчешће, при хемијским реакцијама систем прима или ослобађује енергију у виду топлоте. На пример, сагоревање горива је егзотерман процес, будући да се при њему ослобађује енергија у облику топлоте. Реакције неутрализације су егзотермне, јер се температура система након реакције повећава. Такође, многе реакције супституције (замене) су егзотермне. При пиролизи је потребно довести топлоту, па се ова реакција убраја у ендотермне хемијске процесе.



Слика 3.14 При раскидању хемијске везе потребно је довести енергију, а при њеном образовању ослобађа се енергија.



## ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

### Егзотермна или ендотермна промена

**Потребан прибор и супстанце:** лабораторијска чаша од 100 mL, раствор бакар(II)-сулфата, цинк, термометар, пинцета, стаклена шипка, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** У лабораторијску чашу стави око 40-50 mL раствора бакар(II)-сулфата. Термометром измери температуру раствора и забележи је у свој лабораторијски дневник! Потом, пинцетом додај неколико гранула цинка! Какве промене настају у систему? Након што се реакција заврши, поново измери температуру! Резултате убаци у свој лабораторијски извештај! Изведи и друге експерименте у којима ћеш пратити промену температуре и закључи да ли су егзотермни или ендотермни!

**Активност**

Напуни две епрувете водом до половине!

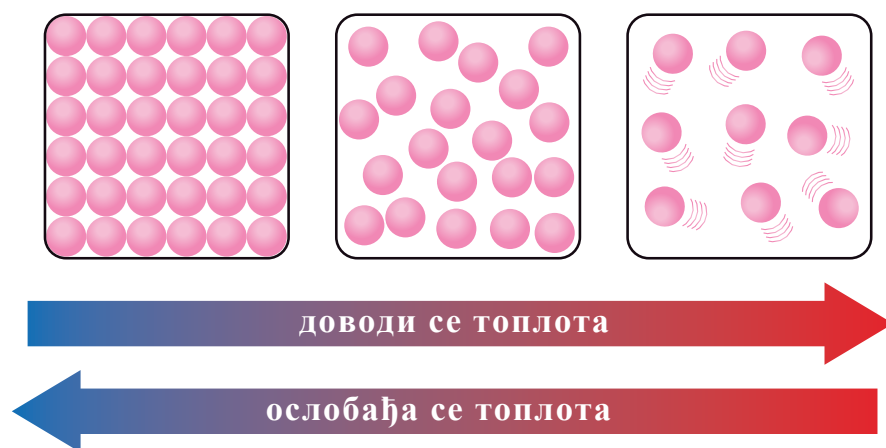
У прву стави мало калцијум-хлорида, а у другу мало амонијум-хлорида!

Затвори епрувете затварачем и промешај све док се со не раствори!

Додирни спољашње зидове епрувета и закључи да ли је процес растварања егзотерман или ендотерман!

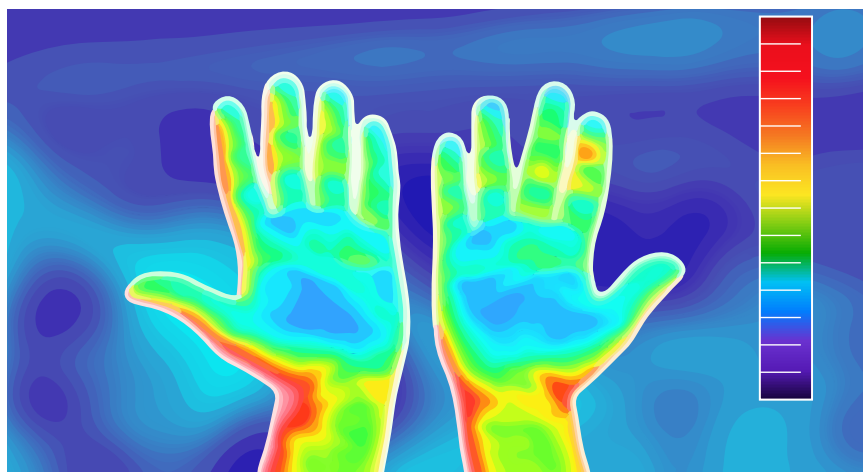
На основу обезбојавања раствора бакар(II)-сулфата и на основу појаве црвено-цигласте чврсте супстанце може се закључити да настаје хемијска реакција. Температура реакционе смеше се повећала, што указује на егзотермну реакцију.

Размена топлоте је могућа и при физичким процесима. Тако је за прелазак из једног агрегатног стања у друго потребно довести топлоту (топљење или испаравање) или пак, да се ослободи топлота (кондензација или мржњење). Слично, растварање неких супстанци у води може бити егзотерман или ендотерман процес, у зависности од супстанце која се раствара. На пример, растварање калцијум-хлорида у води је егзотерман, а растварање амонијум-хлорида у води је ендотерман процес.



**Слика 3.15** Фазне трансформације (прелази) су праћене разменом енергије у виду топлоте

**Слика 3.16** Термограм људске руке снимљен термалном камером. Термограм приказује промену температуре на површини неког објекта и налази примену у медицини и ветерини за дијагностиковање различитих болести.





### Активност



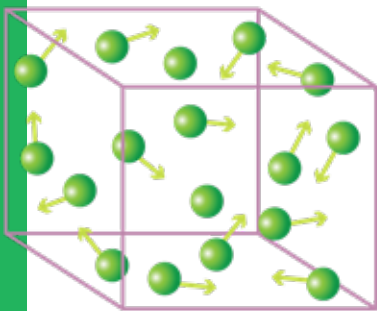
Инстант ледене кесице користе се за ублажавање болова код спортских повреда, отока и модрица. Притиском на кесицу она постаје хладна. Инстант топле облоге користе се за ублажавање болова у мишићима. Притиском на кесицу она постаје топла. Истражи више о процесима који се одвијају при њиховом активирању, односно који физички или хемијски процеси доводе до апсорбовања или ослобађања топлоте.



### Размисли и одговори:

- Објасни разлику између термина топлота и температура!
- Ако промена температуре износи  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ , колико износи ова промена у К (келвинима)?
- Да ли ће се температура система повећати или смањити ако се при хемијској реакцији доводи топлота?
- Процени тачност следећих тврђења:
  - Да би постојао пренос топлоте, мора постојати температурна разлика између система и околине.
  - Растварање концентроване сумпорне киселине у води је ендотерман процес.
  - Хемијски процеси су егзотермни, а физички процеси су ендотермни.
- Који од следећих процеса су егзотермни, а који ендотермни:
  - $\text{KOH(aq)} + \text{HCl(aq)} = \text{KCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
  - $\text{Cu(s)} + 2\text{AgNO}_3\text{(aq)} = 2\text{Ag(s)} + \text{Cu(NO}_3)_2\text{(aq)}$
  - $\text{H}_2\text{O(l)} = \text{H}_2\text{O(g)}$





#### Појмови:

енталпија, промена енталпије, промена моларне енталпије, реакциона енталпија

## 3.2 ТОПЛОТНИ ЕФЕКТИ ПРИ ФИЗИЧКИМ И ХЕМИЈСКИМ ПРОЦЕСИМА

### ЕНТАЛПИЈА И ТОПЛОТНИ ЕФЕКТИ ПРИ ФИЗИЧКИМ И ХЕМИЈСКИМ ПРОЦЕСИМА

Са енергијом је повезана и физичка величина **енталпија**. Означава се са  $H$ , а мери се у џулима (J) или килоџулима (kJ).

Из израза:

$$H = U + P \cdot V$$

може се закључити да **енталпија једног система представља збир унутрашње енергије и производа запремине тог система и притиска који влада у њему**.

Енталпија је функција стања система, што значи да зависи од услова у којима се систем налази. Апсолутна вредност енталпије не може се експериментално одредити, већ се одређује **промена енталпије** која представља разлику између крајњег и почетног стања.

$$\Delta H = H_{\text{(крајња)}} - H_{\text{(почетна)}}$$

Количина топлоте ( $Q$ ) која се размеђује при неком физичком или хемијском процесу, при константном притиску, једнака је промени енталпије система.

$$Q = \Delta H \quad P = \text{const.} \quad \text{или} \quad Q_p = \Delta H$$

Приликом одвијању неког процеса, осим квалитативне информације да ли се прима или ослобађа топлота из система, може се и квантитативно измерити колико се топлоте разменило са околином. Уређаји који служе за мерење топлотних ефеката који се одвијају при константном притиску (најчешће атмосферском) називају се **калориметри**. Ови уређаји представљају једну врсту изолованог система и конструисани су тако да смањују размену топлоте са околином, чиме се омогућава прецизније праћење промене температуре система. На основу измерене промене температуре и познатих својстава супстанци (маса и специфични топлотни капацитет), може се израчунати и количина топлоте која се прима или ослобађа при процесу.

За егзотермне процесе ознака је  $\Delta H < 0$ , односно крајња вредност енталпије је мања у односу на почетну. Код ендотермних процеса енталпија се повећава и тада је  $\Delta H > 0$ .



Слика 3.17 Лабораторијски калориметар



#### Активност

Истражи како се може направити калориметар помоћу приручних средстава (на пример, стиропора, пластичних чаша и картона), а затим покушај да га конструишеш!



И за егзотерман и за ендотерман процес количина размењене топлоте зависи од количине супстанце. Значи, промена енталпије је екстензивно својство. Тако, ако се количина реактанта повећа двоструко, под истим условима и за исти процес, и размењена количина топлоте ће бити двоструко већа.

Ако се направи однос између промене енталпије система и количине супстанце, добија се интензивна величина која се назива **промена моларне енталпије,  $\Delta H_m$** .

$$\Delta H_m = \frac{\Delta H}{n}$$

Топлотни ефекат за физички процес, односно за процес код којег не долази до измене састава, изражава се као промена моларне енталпије система. Јединица за промену моларне енталпије је J/mol или kJ/mol. При егзотермним физичким процесима је  $\Delta H_m < 0$ , а при ендотермним је  $\Delta H_m > 0$ .

Растварање великог броја соли у води је физички процес и може бити праћено ослобађањем или довођењем топлоте. Даље, фазне промене, односно промене агрегатног стања, такође представљају физичке промене. Тако се при топљењу једног мола леда на 0 °C и атмосферском притиску апсорбује (прима) 6,01 kJ топлоте из околине. Ово представља ендотерман процес. Обратни процес, мржњење, јесте егзотерман. Може се записати:

Топење  $\text{H}_2\text{O(s)} = \text{H}_2\text{O(l)} \quad \Delta H_m > 0 \text{ или } \Delta H_m = +6,01 \text{ kJ/mol}$

Замрзавање  $\text{H}_2\text{O(l)} = \text{H}_2\text{O(s)} \quad \Delta H_m < 0 \text{ или } \Delta H_m = -6,01 \text{ kJ/mol}$

Из једначина се примећује да је, за исту количину супстанце, количина размењене топлоте при једном процесу једнака по апсолутној вредности количини размењене топлоте при обратном процесу. Ако је један процес егзотерман, обратни процес ће бити ендотерман.

Када је реч о хемијским процесима, говори се о **реакционој енталпији,  $\Delta_r H$** , величини која се изражава као однос између промене енталпије система и промене досега (напретка) реакције. Реакциона енталпија је *бројчано* једнака промени енталпије при јединичној промени досега. Јединице у којима се мери реакциона енталпија су исте као и оне за промену моларне енталпије, односно J/mol или kJ/mol.

$$\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$$

Такође, реакциона енталпија представља разлику између крајње вредности (када су присутни производи) и почетне вредности енталпије система (када су присутни реактанти), па се може записати:

$$\Delta_r H = H_{(\text{продукти})} - H_{(\text{реактанти})}$$



#### Активност

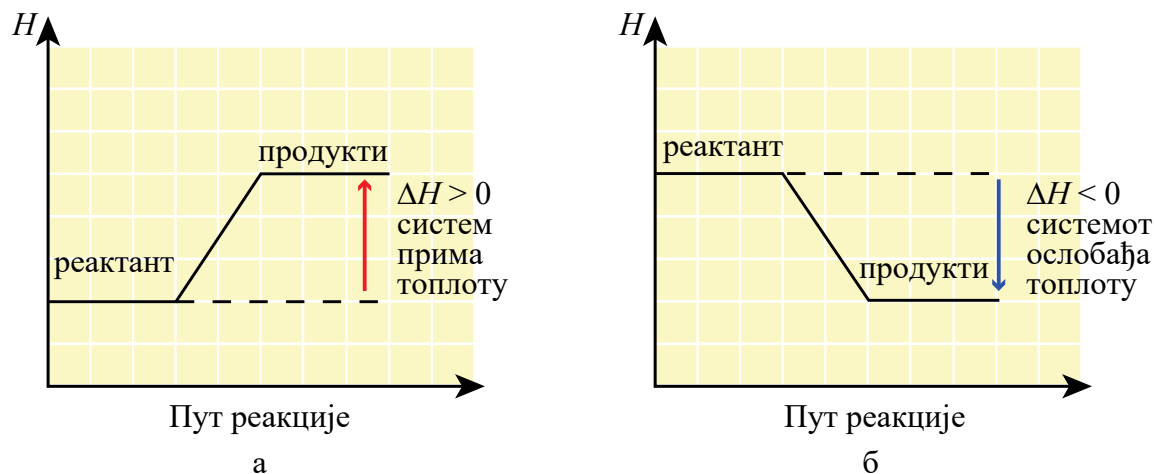
Истражи како природни (на пример, дисање и вулканске ерупције) и антропогени егзотермни процеси (на пример, сагоревање фосилних горива) утичу на климатске промене!

Ако се доводи топлота за одвијање неке хемијске реакције, онда је то ендотермна реакција и  $\Delta_r H$  је позитивна величина, а ако се ослобађа топлота из система, то је егзотермна реакција и  $\Delta_r H$  је негативна величина.

$$\Delta_r H > 0 \text{ за ендотермне реакције} \quad H_{(\text{продукти})} > H_{(\text{реактанти})}$$

$$\Delta_r H < 0 \text{ за егзотермне реакције} \quad H_{(\text{продукти})} < H_{(\text{реактанти})}$$

Промена реакционе енталпије може се представити графички:



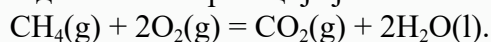
Слика 3.18 Графички приказ промене енталпије при ендотермној (а) и егзотермној реакцији (б)

### Пример 3.1.

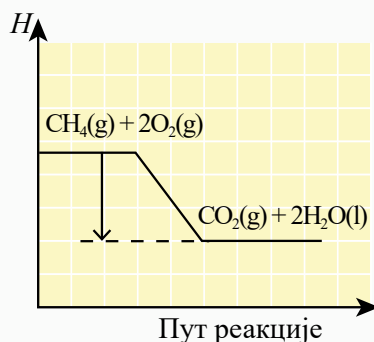
Представи дијаграмом промену енталпије за реакцију сагоревања метана! Правилно означи осе,  $H_{(\text{продукти})}$ ,  $H_{(\text{реактанти})}$  и покажи да ли је  $\Delta_r H$  позитивна или негативна вредност!

### Решење:

Једначина ове реакције је:

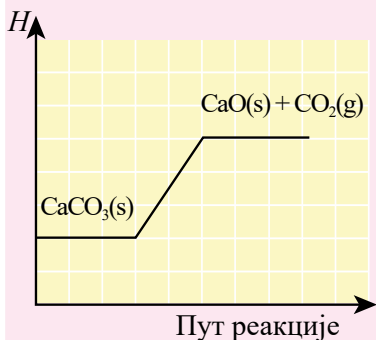


При сагоревању природног гаса, чија је главна компонента метан, у околину се ослобађа топлота. Према томе, ово је егзотермна реакција, па  $\Delta_r H$  има негативан предзнак. То значи да је енталпија реактаната већа од енталпије производа, па ће графички приказ бити:



### Пример 3.2.

На основу графичког приказа промене енталпије при реакцији разлагања калцијум-карбоната, одреди да ли се ради о ендотермној или егзотермној реакцији. Образложи одговор!



### Решење:

Са графичког приказа се примећује да је енталпија реактанта мања од енталпије производа, односно  $H_{\text{(продукти)}} - H_{\text{(реактанти)}}$  је позитивна величина. Другим речима,  $\Delta_r H > 0$ , што значи да за одвијање ове реакције треба довести топлоту у систем. Ово одговара ендотермној реакцији.



### Размисли и одговори:

- За сваки од следећих описа, одреди да ли се ради о егзотермном или ендотермном процесу:
  - При образовању воде из гасовитог водоника и гасовитог кисеоника ослобађа се 285,83 kJ топлоте.
  - При утечњавању једног мола водене паре систем и околина размењују 44,02 kJ топлоте.
  - За реакцију  $\text{CaO(s)} + 3\text{C(s)} = \text{CaC}_2\text{(s)} + \text{CO(g)}$ , енталпија производа је већа од енталпије реактанта.
- Једна хемијска реакција се одвија у калориметру. Температура система пре почетка експеримента била је 25 °C, а након завршетка реакције вредност температуре се попела на 43 °C. Да ли је вредност реакционе енталпије реакције позитивна или негативна?
- Представи дијаграмом промену енталпије за реакцију разлагања жива(II) оксида, при чему се добија елементарна жива и кисеоник!

## ХЕМИЈСКИ ПРОРАЧУНИ КОЈИ УКЉУЧУЈУ ТОПЛОТНЕ ЕФЕКТЕ

Топлотни ефекти за физичке процесе изражавају се преко промене моларне енталпије система.

$$\Delta H_m = \frac{\Delta H}{n}$$

Одавде, топлота која се размењује при једном физичком процесу може се израчунати као

$$\Delta H = \Delta H_m \cdot n$$

За хемијске процесе примењује се реакциона енталпија за изражавање топлотних ефеката.

$$\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$$

Размењена топлота биће производ реакционе енталпије и промене досега (напретка) реакције.

$$\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \xi$$

Досег реакције дефинисан је као

$$\Delta \xi = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$$

Одавде следи да

$$\Delta n(X) = \nu(X) \cdot \Delta \xi$$

Количина супстанце повезана је са другим физичким величинама, као што су маса и запремина, па се затоа коришћењем одговарајућих релација могу израчунати маса или запремина учесника у физичким и хемијским процесима, као и размењена топлота.

### Пример 3.3.

Реакциона енталпија за реакцију неутрализације између хлороводоничне киселине и натријум-хидроксида износи  $-57,3 \text{ kJ/mol}$ . Израчунај колико се топлоте ослободило ако су се при овој реакцији образовало 9 g воде.

Дато је:

$$\Delta_r H = -57,3 \text{ kJ/mol}$$

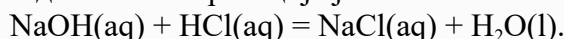
$$\Delta m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ g}$$

Тражи се:

$$\Delta H = ?$$

Решење:

Једначина ове реакције је:



На почетку, пре него што је реакција почела, у систему није било присутних количина производа, па је  $n_0(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ mol}$ .

Будући да је реч о хемијској реакцији, ослобођена топлота се израчунава према изразу  $\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \xi$ . У ту сврху, прво треба израчунати количину воде која је настала и досег реакције. Вода је производ реакције, па се у изразу за промену досега реакције стехиометријски коефицијент узима са позитивним предзнаком.

$$\Delta n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{\Delta m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{9 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O})}{\nu(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,5 \text{ mol}}{1} = 0,5 \text{ mol}$$

Одавде се за ослобођену топлоту добија:

$$\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \xi = -57,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 0,5 \text{ mol} = -28,65 \text{ kJ}$$

### Пример 3.4.

При добијању амонијака из простих супстанци ослободило се 192,5 kJ топлоте. Количина водоника на почетку била је 30 mol, а након извесног времена смањила се на 23,75 mol. Израчунај реакциону енталпију! Једначина реакције је  $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$ .

**Дато је:**

$$\begin{aligned}\Delta H &= -192,5 \text{ kJ} \\ n_0(\text{H}_2) &= 30 \text{ mol} \\ n(\text{H}_2) &= 23,75 \text{ mol}\end{aligned}$$

**Тражи се:**

$$\Delta_r H = ?$$

**Решење:**

Из израза  $\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$  се може закључити да, како би се израчунала вредност реакционе енталпије, треба бити позната промена досега реакције. То се израчунава на следећи начин:

$$\Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{H}_2)}{\nu(\text{H}_2)} = \frac{n(\text{H}_2) - n_0(\text{H}_2)}{\nu(\text{H}_2)} = \frac{23,75 \text{ mol} - 30 \text{ mol}}{-3} = \frac{-6,25 \text{ mol}}{-3}$$

$$\Delta \xi = 2,08 \text{ mol}$$

У овом изразу стехиометријски коефицијент водоника има негативан предзнак, јер је водоник реактант. Заменом у изразу за реакциону енталпију добија се:

$$\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi} = \frac{-192,5 \text{ kJ}}{2,08 \text{ mol}} = -92,55 \text{ kJ/mol}$$

Према томе, реакциона енталпија износи  $\Delta_r H = -92,55 \text{ kJ/mol}$ .

### Пример 3.5.

Познато је да за реакцију која је представљена хемијском  $\text{CaCO}_3(\text{s}) = \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$  реакциона енталпија износи +178kJ. Ако се на систем пренесе 106,8kJ топлоте, израчунај:

- промену досега реакције
- масу разложеног калцијум-карбоната
- запремину угљен-диоксида, мерену при стандардним условима

**Дато је:**

$$\begin{aligned}\Delta_r H &= +178 \text{ kJ/mol} \\ \Delta H &= +106,8 \text{ kJ} \\ V_m &= 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}\end{aligned}$$

**Тражи се:**

- $\Delta \xi = ?$
- $\Delta m(\text{CaCO}_3) = ?$
- $\Delta V(\text{CO}_2) = ?$

**Решење:**

а) Користећи израз  $\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$ , може се израчунати промена досега као:

$$\Delta \xi = \frac{\Delta H}{\Delta_r H} = \frac{106,8 \text{ kJ}}{178 \text{ kJ/mol}} = 0,6 \text{ mol}$$

б) Да би се израчунала маса калцијум-карбоната, претходно треба да буде позната његова количина. То се може израчунати применом добијене вредности за промену досега реакције.

$$\Delta n(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaCO}_3) \cdot \Delta \xi = -1 \cdot 0,6 \text{ mol} = -0,6 \text{ mol}$$

При овој реакцији, калцијум-карбонат се разлаже, што значи да на крају реакције његова количина износи 0 mol. Дакле, разложило се 0,6 mol калцијум-карбоната.

$$\Delta m(\text{CaCO}_3) = \Delta n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = -0,6 \text{ mol} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = -60 \text{ g}$$

в) Запремина угљен-диоксида може се израчунати ако је позната његова количина. Зато се прво користи промена досега реакције да би се израчунала количина угљен-диоксида, а затим се помоћу вредности за моларну запремину израчунава запремина гаса који се ослободио при овој реакцији.

$$\Delta n(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot \Delta \xi = 1 \cdot 0,6 \text{ mol} = 0,6 \text{ mol}$$

$$\Delta V(\text{CO}_2) = \Delta n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 0,6 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 13,44 \text{ dm}^3$$

Значи, под условима који су дати у овом задатку, разложило се 60 g калцијум-карбоната и образовало се 13,44 dm<sup>3</sup> угљен диоксида.



**Пример 3.6.**

Промена моларне енталпије при испаравању једног мола воде на 100 °C износи 40,7 kJ/mol.

а) Израчунај потребну количину размењене топлоте да испари 45 g воде!

б) Колика ће се запремина водене паре добити при стандардним условима?

**Дато је:**

$$\Delta H_m = +40,7 \text{ kJ/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 45 \text{ g}$$

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$$

**Тражи се:**

а)  $\Delta H = ?$

б)  $V(\text{H}_2\text{O}) = ?$

**Решење:**

а) Да би се израчунала количина размењене топлоте, прво треба израчунати количину воде, а затим ту вредност заменити у изразу  $\Delta H = \Delta H_m \cdot n$ .

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{45 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol}$$

$$\Delta H = \Delta H_m \cdot n(\text{H}_2\text{O}) = 40,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 2,5 \text{ mol} = 101,75 \text{ kJ}$$

Предзнак за  $\Delta H$  је позитиван, што значи да се при процесу испаравања доводи топлота, па је процес ендотерман.

б) Запремина добијене водене паре израчунава се на следећи начин:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot V_m = 2,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 56 \text{ dm}^3$$

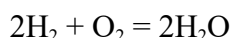
**Размисли и одговори:**

- Колика се топлота ослобађа при сагоревању 5 mol метана према једначини  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Познато је да реакциона енталпија износи  $-890 \text{ kJ/mol}$ .
- За реакцију која је представљена следећом хемијском једначином  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  реакциона енталпија износи  $-572 \text{ kJ/mol}$ . Ако је изреаговало 4 g водоника, израчунај:
  - досег реакције
  - количину размењене топлоте
  - масу добијене воде
- Добијање сумпор-триоксида из сумпор-диоксида може се представити следећом хемијском једначином:  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{SO}_3(\text{g})$ . Реакциона енталпија износи  $-198 \text{ kJ/mol}$ . Израчунај размењену количину топлоте ако се образовало 8,96 dm<sup>3</sup> сумпор-триоксида!
- При топљењу једног мола леда на температури од 0 °C промена моларне енталпије износи  $+6,01 \text{ kJ/mol}$ . Израчунај:
  - колика се количина леда отопила ако се апсорбовало 3340 J топлоте
  - колика се маса леда отопила
- При хлађењу воде од 80 °C на 20 °C промена моларне енталпије износи  $-4,51 \text{ kJ/mol}$ . Одреди:
  - колика се количина топлоте ослобађа при хлађењу 250 g воде
  - да ли је процес егзотерман или ендотерман

### 3.3 ТЕРМОХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

#### ТЕРМОХЕМИСКИ РАВЕНКИ

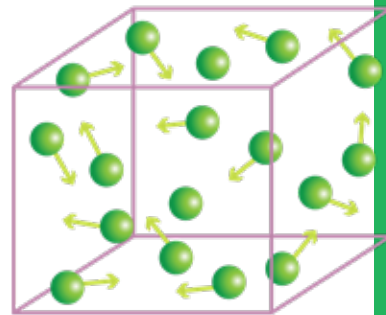
Хемијске реакције су процеси при којима од једних супстанци (реактаната) настају нове супстанце (производи) са различитим својствима. На пример, ако се запали смеша водоника и кисеоника, образује се вода. Хемијске реакције се представљају хемијским једначинама. Реакција добијања воде може се представити следећом хемијском једначином:



Ово је **обична (стехиометријска) хемијска једначина**, из које се може закључити који су реактанти и производи реакције, а стехиометријским коефицијентима се приказује однос између њих. Тако, када два мола водоника сагоревају, троши се један мол кисеоника и образују се два мола воде, односно стехиометријски однос учесника у реакцији је 2 : 1 : 2. Међутим, из стехиометријских једначина се не може закључити да ли је реакција егзотермна или ендотермна, односно не може се добити никаква информација о количини размењене топлоте. Експериментално је доказано да се ослобађа 483,6 kJ енергије при добијању два мола воде из простих супстанци на 25 °C (298,15 K). Ако је важно да се означи колики је топлотни ефекат, служимо се тзв. *термохемијским једначинама*.



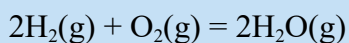
**Термохемијске једначине се састоје од стехиометријског и од величинског дела.** Први део једначине је *стехиометријски део*, у коме је, на сличан начин као у стехиометријским једначинама, представљена промена хемијског састава реакционог система и може се извести закључак о хемијској природи реактанта и производа у реакцији, као и о њиховом стехиометријском односу. У овом делу обавезно се наводе и агрегатна стања учесника у реакцији (s – чврсто, l – течност, g – гасовито, aq – водени раствор). У наставку стехиометријског дела термохемијске једначине записује се величински део, у коме је дата величина реакционе енталпије која, уствари, представља топлотни ефекат реакције онако како је записана једначина. Из горње једначине се примећује да је величински део  $\Delta_r H = -483,6 \text{ kJ/mol}$ . Према предзнаку реакционе енталпије закључује се да је ова реакција егзотермна, а добија се и информација о количини размењене енергије у виду топлоте.



#### Појмови:

термохемијска једначина, стехиометријски део, величински део

## Термохемијска једначина

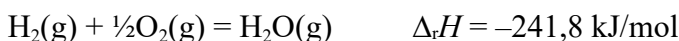
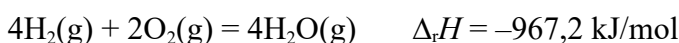


Стехиометријски део

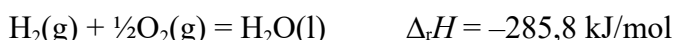
$$\Delta_r H = -483,6 \text{ kJ/mol}$$

Величински део

Количина размењене топлоте у овој и у било којој другој реакцији зависи од количина реактаната и производа. Конкретно, количина ослобођене топлоте при образовању воде од водоника и кисеоника пропорционална је количини воде која се добија. Имено, за добијање двапут веће количине воде потребне су двапут веће количине реактаната, али се при томе ослобађа двапут већа количина топлоте. Ако је количина воде која се образује двоструко мања, при реакцији ће се ослободити двоструко мање топлоте.



Агрегатна стања учесника у реакцији треба увек да буду укључена у термохемијске једначине, будући да од њих зависи укупна количина топлоте која ће се разменити са околином. Тако, на пример, ако се уместо водене паре образује течна вода, ослобођена количина топлоте ће бити већа, јер се при преласку из гасовитог у течно стање додатно ослобађа топлота (тзв. топлота кондензације или енталпија кондензације).



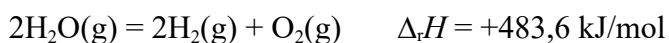
Прелазак из гасовите у течну воду може се представити следећом термохемијском једначином:



Значи, при образовању течне воде ослобађа се више топлоте него при образовању водене паре. Зато агрегатно стање реактаната и производа мора увек јасно да се наведе у термохемијским једначинама.

Сходно томе, термохемијске једначине могу се писати и за физичке процесе, односно за процесе при којима не долази до промене хемијског састава супстанци.

Обратни процес, разлагање водене паре до водоника и кисеоника, јесте ендотерман процес. Потребна количина доведене топлоте за одвијање ове реакције, по апсолутној вредности, једнака је количини топлоте која се ослобађа при образовању водене паре.



Уопштено говорећи, при писању и тумачењу термохемијских једначина треба обратити пажњу на следеће ствари:

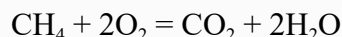
- 1) Однос коефицијената у једначини представља однос количина одговарајућих учесника у реакцији.
- 2) Стихиметријски коефицијенти могу бити и децимални бројеви (разломци). Ово произлази из договора да вредност 1 има стхиметријски коефицијент испред оног учесника за којег смо заинтересовани.
- 3) Количина размењене топлоте пропорционална је количини супстанци које претрпе промену.
- 4) У термохемијској једначини морају бити наведене ознаке за агрегатно стање супстанци.
- 5) Обратни процес има исту вредност за  $\Delta_r H$  или за  $\Delta H_m$ , али супротан предзнак.

### Пример 3.7.

За следеће описе напиши термохемијске једначине и закључи какав је процес (егзотерман или ендотерман): а) Када један мол метана сагорева у присуству кисеоника (при чему се образују угљен-диоксид и течна вода) ослобађа се топлота чија апсолутна вредност износи 890,3 kJ. б) За топљење једног мола леда потребно је довести топлоту чија апсолутна вредност износи 6,01 kJ.

### Решење:

а) У услови задатка је наведено да је реч о једном молу метана, што значи да стхиметријски коефицијент испред метана у једначини треба да буде 1. Будући да се топлота *ослобађа*,  $\Delta H$  је негативна величина. Обична (стхиметријска) једначина може се записати као:

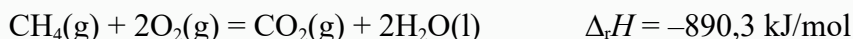


При сагоревању једног мола метана, досег се мења за 1 mol,

$$\text{односно} \quad \Delta \zeta = \frac{\Delta n(\text{CH}_4)}{\nu(\text{CH}_4)} = \frac{-1 \text{ mol}}{-1} = 1 \text{ mol}.$$

$$\text{Сходно томе, } \Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \zeta} = \frac{-890,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -890,3 \text{ kJ/mol}.$$

Коначно, термохемијска једначина је:



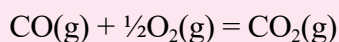
Може се закључити да је сагоревање метана егзотермна хемијска реакција.

б) У овом случају реч је о физичком процесу (топљењу) за који је потребно довести топлоту. Сходно томе,  $\Delta H$  је позитивна величина, а процес је ендотерман. Термохемијска једначина је:



### Пример 3.8.

Шта означава следећа термохемијска једначина:



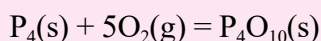
$$\Delta_r H = -283 \text{ kJ/mol}$$

### Решење:

Ова термохемијска једначина представља реакцију добијања угљен-диоксида из угљен-монооксида, што се може приметити из стхиметријског дела једначине. Величински део указује на то да се при сагоревању једног мола угљен-монооксида ослобађа топлота (негативан предзнак) од 283 kJ.

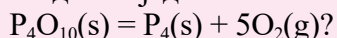
**Пример 3.9.**

Сагоревање фосфора може се приказати следећом термохемијском једначином:

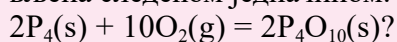


$$\Delta_r H = -2967,3 \text{ kJ/mol}$$

а) Колико износи  $\Delta_r H$  за реакцију која је представљена следећом једначином:



б) Колики износи  $\Delta_r H$  за реакцију која је представљена следећом једначином:

**Решење:**

а) Ова једначина приказује обратни процес од оног који је описан у услову задатка. Одавде следи да је, по апсолутној вредности, количина размењене топлоте при овој реакцији једнака количини размењене топлоте при реакцији добијања тетрафосфор-декаоксида, али има супротан предзнак. Значи,  $\Delta_r H = +2967,3 \text{ kJ/mol}$ .

б) Стехиометријски коефицијенти у овој једначини су двоструко већи од оних у једначини која је дата у услову задатка. Сходно томе, и вредност за  $\Delta_r H$  је двоструко већа, па се може записати да је  $\Delta_r H = -5934,6 \text{ kJ/mol}$ .

**Размисли и одговори:**

- Процесе чији су описи дати у опцијама испод представи термохемијским једначинама и закључи да ли је процес егзотерман или ендотерман:
  - Када један мол магнезијума гори у кисеонику, ослобађа се топлота чија апсолутна вредност износи 601 kJ.
  - Да би се образовао један мол глукозе у процесу фотосинтезе, полазећи од гасовитог угљен-диоксида и течне воде, потребно је довести топлоту чија апсолутна вредност износи 2800 kJ.
  - Да би сублимирао један мол угљен-диоксида, потребно је довести топлоту чија апсолутна вредност износи 25 kJ.
  - При спајању амонијака и хлороводоника примећује се дим (амонијум-хлорид распо-ређен у ваздуху) и при томе се ослобађа топлота чија апсолутна вредност износи 175,3 kJ.
- Тумачи следеће термохемијске једначине:
 

|                                                                            |                                      |
|----------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------|
| а) $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{SO}_2(\text{g})$     | $\Delta_r H = -296,9 \text{ kJ/mol}$ |
| б) $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$ | $\Delta_r H = -91,8 \text{ kJ/mol}$  |
| в) $2\text{NH}_3(\text{g}) = \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ | $\Delta_r H = +91,8 \text{ kJ/mol}$  |
| г) $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g})$           | $\Delta H_m = +44,0 \text{ kJ/mol}$  |
- На основу термохемијских једначина:
 

|                                                                                                         |                                      |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------|
| $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ | $\Delta_r H = -890,3 \text{ kJ/mol}$ |
| $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l})$                                           | $\Delta H_m = -44,0 \text{ kJ/mol}$  |

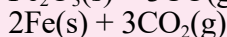
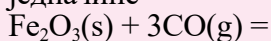
Одреди колико износи  $\Delta_r H$  за реакцију представљену следећом једначином:  
 $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})?$

## ИЗРАЧУНАВАЊЕ ТОПЛОТНИХ ЕФЕКТА РЕАКЦИЈА НА ОСНОВУ ЗАДАТЕ ТЕРМОХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

У претходним лекцијама разматрани су хемијски прорачуни који укључују топлотне ефекте, као и начин записивања и тумачења термохемијских једначина. На основу ових знања, у наставку ће се повезати појмови *количине суйсџанце, реакционе енталпије и размењене топлоте*, како би се вршила израчунавања топлотних ефеката реакција на основу задате термохемијске једначине.

### Пример 3.10.

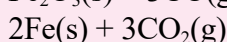
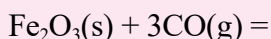
На основу термохемијске једначине



$$\Delta_r H = -25 \text{ kJ/mol}$$

израчунај количину топлоте која ће се ослободити ако изреагује 16 g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и масу добијеног гвожђа!

**Дато је:**



$$\Delta_r H = -25 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -16 \text{ g}$$

**Тражи се:**

$$\Delta H = ?$$

$$\Delta m(\text{Fe}) = ?$$

**Решење:**

У услови задатка је дата маса  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Будући да се маса не може директно повезати са количином размењене топлоте, прво треба одредити количину  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , а затим ову вредност заменити у изразу за  $\Delta H$ .

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16 = 159,7 \quad M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$\Delta n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{\Delta m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{-16 \text{ g}}{159,7 \text{ g/mol}} = -0,1 \text{ mol}$$

$$\Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{-0,1 \text{ mol}}{-1} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \xi = -25 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 0,1 \text{ mol} = -2,5 \text{ kJ}$$

Да би се израчунала маса гвожђа, поступа се на следећи начин:

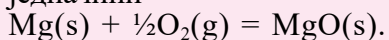
$$\Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{Fe})}{\nu(\text{Fe})}$$

$$\Delta n(\text{Fe}) = \nu(\text{Fe}) \cdot \Delta \xi = 2 \cdot 0,1 \text{ mol} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\Delta m(\text{Fe}) = \Delta n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,2 \text{ mol} \cdot 55,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 11,17 \text{ g}$$

### Пример 3.11.

Магнезијум сагорева у присуству кисеоника према једначини



При сагоревању 9 g магнезијума ослобођено је 222,6 kJ топлоте у околину. Израчунај реакциону енталпију!

**Дато је:**

$$\Delta m(\text{Mg}) = -9 \text{ g}$$

$$\Delta H = -222,6 \text{ kJ}$$

**Тражи се:**

$$\Delta_r H = ?$$

**Решење:**

Помоћу масе и моларне масе магнезијума може се израчунати његова количина, а одатле и досег реакције.

$$\Delta n(\text{Mg}) = \frac{\Delta m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{-9 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}} = -0,37 \text{ mol}$$

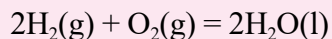
$$\Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{Mg})}{\nu(\text{Mg})} = \frac{-0,37 \text{ mol}}{-1} = 0,37 \text{ mol}$$

$$\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi} = \frac{-222,6 \text{ kJ}}{0,37 \text{ mol}} = -601,6 \text{ kJ/mol}$$



**Пример 3.12.**

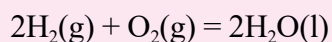
Термохемијска једначина за реакцију образовања воде гласи:



$$\Delta_r H = -571,6 \text{ kJ/mol.}$$

Израчунај запремину водоника која ће се образовати ако се 2901,6 kJ топлоте пренесе на систем у коме се одвија реакција разлагања воде!

**Дато је:**



$$\Delta_r H = -571,6 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = +2901,6 \text{ kJ}$$

**Тражи се:**

$$\Delta V(\text{H}_2) = ?$$

**Решење:**

У услову задатка је задата термохемијска једначина добијања воде, али се размењена количина топлоте односи на обратну реакцију – разлагање воде. Према томе, за ову реакцију се може записати следећа термохемијска једначина:



Решење задатка започиње израчунавањем промене досега реакције. Потом се ова величина може повезати са количином и са запремином водоника.

$$\Delta \xi = \frac{\Delta H}{\Delta_r H} = \frac{2901,6 \text{ kJ}}{571,6 \text{ kJ/mol}} = 5,08 \text{ mol}$$

$$\Delta n(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot \Delta \xi = 2 \cdot 5,08 \text{ mol} = 10,16 \text{ mol}$$

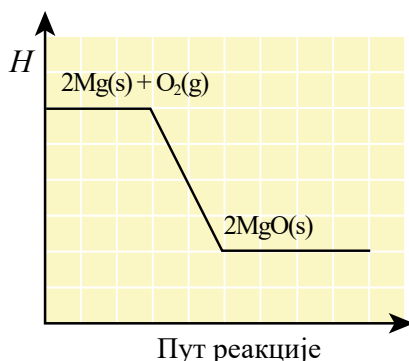
$$\Delta V(\text{H}_2) = \Delta n(\text{H}_2) \cdot V_m = 10,16 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 227,6 \text{ dm}^3$$

**Размисли и одговори:**

- Када 1,34 g цинка потпуно реагује са раствором хлороводоничне киселине, ослобађа се 3,14 kJ топлоте. Израчунај реакциону енталпију за реакцију која је представљена једначином:  $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) = \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ !
- При извођењу реакције неутрализације између раствора хлороводоничне киселине и натријум-хидроксида ослободило се 11,46 kJ топлоте. Израчунај промену досега реакције и масу натријум-хидроксида која је изреаговала у реакцији! Термохемијска једначина је:  $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) = \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta_r H = -57,3 \text{ kJ/mol}$ .
- Задата је термохемијска једначина:  $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta_r H = -890 \text{ kJ/mol}$ . Израчунај промену досега реакције и количину ослобођене топлоте ако изгори 8 g метана!

## Тематски тест

1. При ендотермној реакцији:  
а) прима се топлота из околине, а температура околине се повећава  
б) ослобађа се топлота у околину, а температура околине се повећава  
в) прима се топлота из околине, а температура околине се смањује  
г) ослобађа се топлота из околине, а температура околине се смањује  
5 б.
2. За сваки од следећих физичких или хемијских процеса наведи да ли је егзотерман или ендотерман.  
а) пиролиза магнезијум-карбоната  
б) неутрализација КОН и НСl  
в) горење алкохола  
г) фотосинтеза  
д) топљење леда  
15 б.
3. При растварању амонијум-хлорида у води настаје \_\_\_\_\_ процес и температура смеше \_\_\_\_\_.  
а) ендотерман; опада  
б) ендотерман; расте  
в) егзотерман; опада  
г) егзотерман; расте  
5 б.
4. Температура система пре отпочињања хемијске реакције била је 25 °C, а након завршетка се повећала на 35 °C. Каква је вредност реакционе енталпије?  
а)  $\Delta_r H = 0$   
б)  $\Delta_r H > 0$   
в)  $\Delta_r H < 0$   
г) нема довољно података да би се одредила вредност  
5 б.
5. На основу графичког приказа промене енталпије при реакцији спајања магнезијума и кисеоника одреди:  
а) да ли је реч о ендотермној или егзотермној реакцији  
б) да ли се систему доводи топлота или се топлота одводи из система  
в) да ли је  $\Delta_r H$  позитивна или негативна величина



15 б.

6. На основу следећих описа напиши термохемијске једначине процеса.
- а) Да би се одвијала реакција између једног мола раствора натријум-хидрогенкарбоната и раствора хлороводоничне киселине, на систем треба пренети 11,8 kJ топлоте.
- б) При горењу једног мола метанола ( $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$ ), у околину се ослобађа 726 kJ топлоте.

10 б.

7. У воденом раствору, 0,05 mol HCl реагује са 0,05 NaOH, ослобађа се 2,9 kJ топлоте. Напиши термохемијску једначину за неутрализацију 1 mol раствора HCl са раствором NaOH.

15 б.

8. Реакциона енталпија за реакцију разлагања натријум-хидрогенкарбоната (познатог и као сода бикарбона), при чему се добијају натријум-карбонат, угљен-диоксид и вода, износи 85,66 kJ/mol.

а) Напиши термохемијску једначину ове реакције! (5 б.)

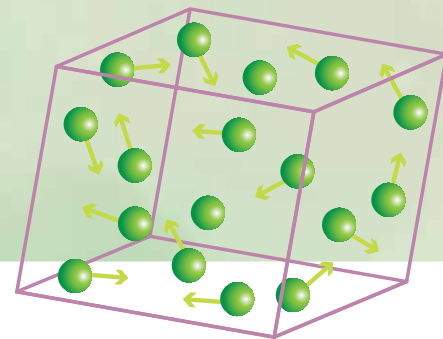
б) Представи дијаграмом промену енталпије за реакцију разлагања натријум-хидрогенкарбоната. Правилно означи осе,  $H_{\text{(продукти)}}$ ,  $H_{\text{(реактанти)}}$  и покажи да ли је  $\Delta_r H$  позитивна или негативна вредност! (10 б.)

в) Израчунај колико је топлоте потребно за разлагање 200 g  $\text{NaHCO}_3$ ! (5 б.)

г) Израчунај колика се маса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  добија при разлагању 200 g  $\text{NaHCO}_3$ ! (5 б.)

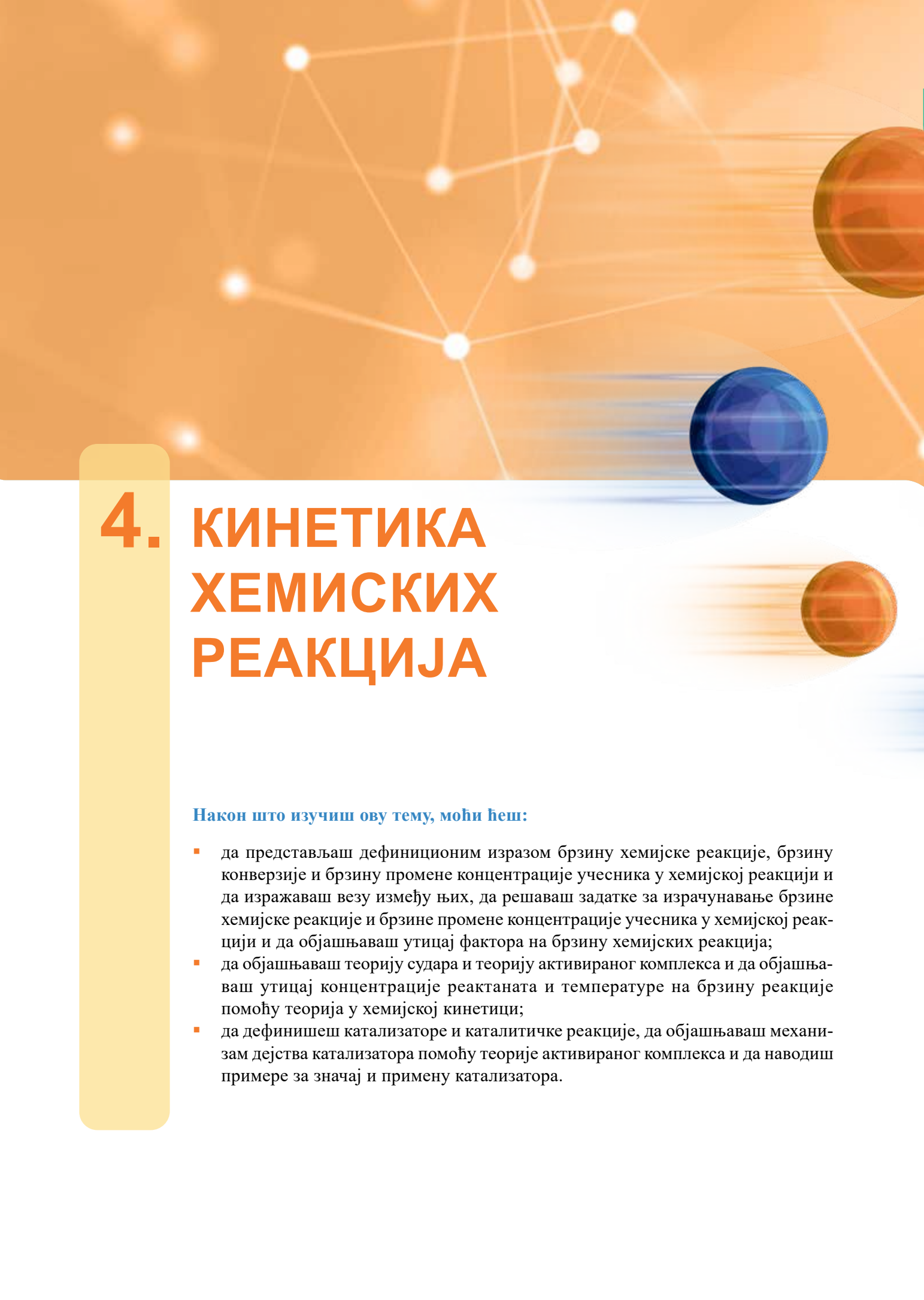
д) Израчунај колика се запремина  $\text{CO}_2$  добија при разлагању 200 g  $\text{NaHCO}_3$ ! (5 б.)

30 б.



## РЕЗИМЕ

- Укупна енергија једног система састоји се од кинетичке и потенцијалне енергије система у целини и унутрашње енергије.
- Кинетичка енергија је енергија која је повезана са кретањем неког тела (или честице).
- Потенцијална енергија је енергија коју неко тело има због свог положаја у простору и у вези је са интеракцијама (узајамним дејствима) између тела која чине један систем и њихове околине или између честица од којих је састављен систем.
- Унутрашња енергија је збир кинетичке и потенцијалне енергије свих честица у систему.
- Систем је део природе за који смо заинтересовани. Остали део универзума сматра се околином.
- Системи могу бити отворени, затворени и изоловани. У отвореном систему могућа је размена и супстанци и енергије са околином, у затвореном систему може се размењивати само енергија, а у изолованом систему није могућа размена ни супстанци ни енергије.
- Топлота није исто што и температура.
- Када се размењује енергија од система ка околини, унутрашња енергија система се смањује ( $\Delta U < 0$ ), а када се размењује енергија од околине ка систему, унутрашња енергија система се повећава ( $\Delta U > 0$ ).
- Егзоенергетски су они процеси при којима систем ослобађа енергију, а ендоенергетски они за чије је одвијање потребно уношење енергије. Ако је енергија у виду топлоте, процеси се називају егзотермни или ендотермни.
- Енталпија једног система представља збир унутрашње енергије и производа запремине тог система и притиска који влада у њему.
- Калориметри су уређаји који служе за мерење топлотних ефеката који се одвијају при константном притиску.
- Промена моларне енталпије,  $\Delta H_m$ , је величина која представља однос између промене енталпије система и количине супстанце.
- Реакциона енталпија,  $\Delta_r H$ , је величина која се изражава као однос између промене енталпије система и промене досега реакције.
- За ендотермне процесе  $\Delta H_m > 0$  т.е.  $\Delta_r H > 0$ , а за егзотермне  $\Delta H_m < 0$  т.е.  $\Delta_r H < 0$ .
- Промена реакционе енталпије може се представити графички тзв. енталпијским дијаграмом.
- Термохемијске једначине се састоје од стехиометријског и од величинског дела. Стехиометријски део даје промену хемијског састава реакционог система, а величински део представља топлотни ефекат реакције онако како је записана једначина.



## 4. КИНЕТИКА ХЕМИСКИХ РЕАКЦИЈА

Након што изучиш ову тему, моћи ћеш:

- да представљаш дефиниционим изразом брзину хемијске реакције, брзину конверзије и брзину промене концентрације учесника у хемијској реакцији и да изражаваш везу између њих, да решаваш задатке за израчунавање брзине хемијске реакције и брзине промене концентрације учесника у хемијској реакцији и да објашњаваш утицај фактора на брзину хемијских реакција;
- да објашњаваш теорију судара и теорију активираниог комплекса и да објашњаваш утицај концентрације реактаната и температуре на брзину реакције помоћу теорија у хемијској кинетици;
- да дефинишеш катализаторе и каталитичке реакције, да објашњаваш механизам дејства катализатора помоћу теорије активираниог комплекса и да наводиш примере за значај и примену катализатора.



## **САДРЖАЈ:**

4.1 Брзина хемијских реакција

4.2 Теорија судара и теорија активираниог комплекса

4.3 Катализа

## 4.1 БРЗИНА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

### БРЗИНА ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА

#### Појмови:

брзина хемијске реакције, брзина конверзије, брзина промене концентрације учесника у хемијској реакцији, температурни коефицијент

Ствари у природи се одвијају различитом брзином. На пример, животиње се крећу различитом брзином – пуж се креће веома споро, док гепард може достићи изузетно велику брзину. Срце код различитих људи куца различитом брзином, а код истог човека може куцати брже током физичке активности и спорије у стању мировања. Биљке расту различитом брзином, брзина кретања пешака и бициклисте је различита, различита небеска тела се крећу различитом брзином итд.

И хемијске реакције се одвијају различитом брзином. На пример, гвожђе има способност да рђа под дејством кисеоника из ваздуха и воде. Овај процес је веома спор. Са друге стране, ако се гвоздена вуна унесе у пламен, одмах се примећују варнице, што указује на брзу реакцију. Хемијске реакције у организму могу трајати део секунде или годинама.

Проучавање брзине хемијских реакција има велики значај у индустрији, јер омогућава да се утврди колико брзо се стварају продукти и који услови омогућавају најефикаснији и најекономичнији принос. Ова знања су корисна и у ситуацијама када је потребно успорити реакције, као на пример реакције које доводе до уништавања озона у стратосфери или реакције при којима се загађивачи у ваздуху спајају и стварају смог. У другим случајевима, важно је знати колико ће дуго трајати одређена реакција, као на пример радиоактивно дејство радиоактивног отпада. Део хемије који се бави проучавањем брзине хемијских реакција и фактора који утичу на брзину хемијских реакција назива се *хемијска кинетика*.

#### Шта је брзина хемијске реакције?

У физици се брзина дефинише као однос између пређеног пута и времена које је потребно да се пређе тај пут. И у хемији се поступа слично. Величина која показује докле је напредовала реакција је досег реакције. Према томе, као мера брзине којом напредује реакција може се узети однос између промене досега реакције и времена које је потребно да дође до такве промене.

$$J = \frac{\Delta \xi}{\Delta t}$$



а



б



в



г

Слика 4.1 Неке хемијске реакције су споре (а, б), а неке брзе (в, г)



Заправо, ова величина се назива **брзина конверзије (претварања)** и мери се у mol/s, односно mol·s<sup>-1</sup>.

**Брзина реакције** се односи на величину која је дефинисана на следећи начин:

$$v = \frac{J}{V} = \frac{\Delta \xi}{V \cdot \Delta t}$$

где је  $V$  запремина система.

Код великог броја реакција (посебно у течной и чврстој фази) може се сматрати да је запремина константна. Ако израз за промену досега  $\Delta \xi = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$  се замени у изразу за брзину реакције, ова величина се може изразити и као:

$$v = \frac{\Delta \xi}{V \cdot \Delta t} = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X) \cdot V \cdot \Delta t} = \frac{\Delta c(X)}{\nu(X) \cdot \Delta t}$$

Брзина реакције је величина која описује реакцију као целину и не зависи од тога за који се реактант или продукт у реакцији израчунава. Сходно томе, јединица за брзину реакције је mol/(dm<sup>3</sup>·s) или mol·dm<sup>-3</sup>·s<sup>-1</sup>. Брзина реакције треба да буде позитивна вредност, па се зато, по договору, стехиометријски коефицијенти реактаната узимају са негативним предзнаком (концентрација реактаната се смањује са током времена и  $\Delta c < 0$ ), а стехиометријски коефицијенти продуката су позитивни (концентрација продуката се повећава са током времена и  $\Delta c > 0$ ).

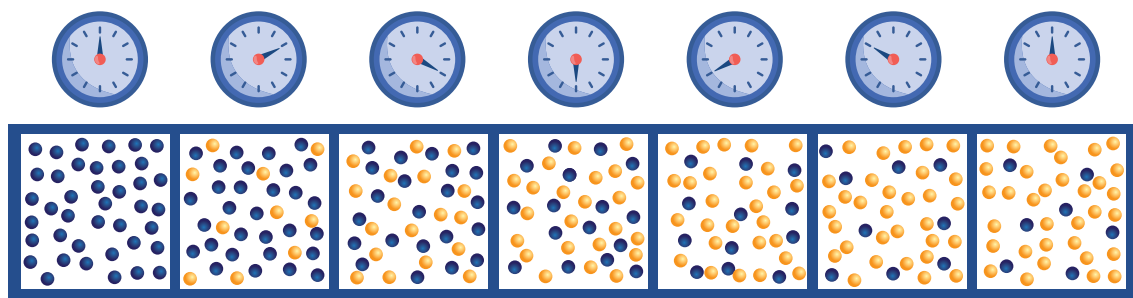
У хемији је много важније знати колико брзо се реактанти претварају у продукте, односно колико брзо се образују продукти. Досег се не може директно измерити, па се зато, по договору, много чешће користи величина **брзина промене концентрације учесника у хемијској реакцији**, која се дефинише као однос између промене концентрације датог учесника у реакцији и времена потребног да дође до такве промене концентрације. Јединица за брзину промене концентрације учесника у хемијској реакцији је mol/(dm<sup>3</sup>·s) или mol·dm<sup>-3</sup>·s<sup>-1</sup>.

|                   |                                   |
|-------------------|-----------------------------------|
| Брзина конверзије | $J = \frac{\Delta \xi}{\Delta t}$ |
|-------------------|-----------------------------------|

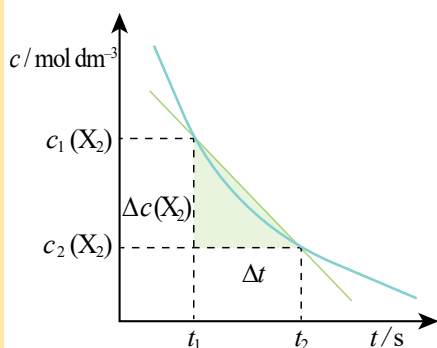
|                 |                                                 |
|-----------------|-------------------------------------------------|
| Брзина реакције | $v = \frac{\Delta c(X)}{\nu(X) \cdot \Delta t}$ |
|-----------------|-------------------------------------------------|

|                                             |                                           |
|---------------------------------------------|-------------------------------------------|
| Брзина промене концентрације датог учесника | $v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$ |
|---------------------------------------------|-------------------------------------------|

$$v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$$



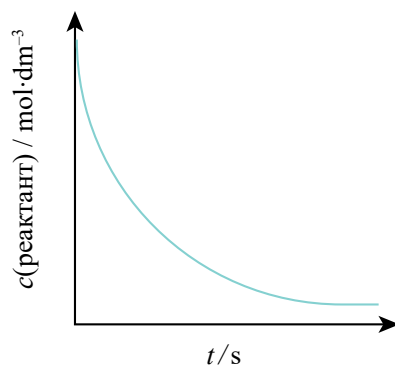
**Слика 4.2** Напредовање реакције представљено једначином  $X \rightarrow Y$ . На почетку су присутне само честице реактанта X (плаве куглице), а са током времена образују се честице продукта Y (жуте куглице).



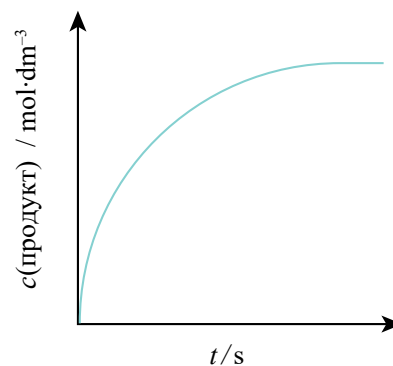
**Слика 4.3** Промена концентрације реактанта X у датом временском интервалу

По договору, негативан предзнак се узима када је X реактант, будући да концентрација реактаната опада са током времена, па је  $\Delta c < 0$ . Ако је X продукт, његова концентрација се повећава и  $\Delta c > 0$ , па се узима позитиван предзнак. Овако се поступа да би брзина увек била позитивна величина.

Брзине промене концентрације различитих учесника у реакцији обично нису једнаке. Заправо, биће једнаке само ако су сви стехиометријски коефицијенти међусобно једнаки. Зато се, када се говори о брзини промене концентрације, мора нагласити о ком је учеснику реч.



**Слика 4.4** Концентрација реактаната се смањује са током времена



**Слика 4.5** Концентрација продукта се повећава са током времена

Из горњих израза се може приметити да ако се брзина промене концентрације учесника у хемијској реакцији подели са апсолутном вредношћу стехиометријског коефицијента датог учесника, добија се израз за брзину реакције.

$$v = \frac{v(X)}{\nu(X)}$$

**Пример 4.1.**

Реакција добијања азот-диоксида из азот-монооксида, представљена следећом хемијском једначином  $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{NO}_2(\text{g})$ , је испитивана експериментално и добијени су следећи резултати:

| $t/\text{s}$                                    | 0    | 50   | 100  |
|-------------------------------------------------|------|------|------|
| $c(\text{NO})/\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$   | 0,10 | 0,08 | 0,06 |
| $c(\text{O}_2)/\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$  | 0,05 | 0,04 | 0,03 |
| $c(\text{NO}_2)/\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ | 0,00 | 0,02 | 0,04 |

Израчунај:

а) брзину промене концентрације азот-монооксида, кисеоника и азот-диоксида од 50. до 100. секунде.

б) брзину реакције од 50. до 100. секунде.

Дато је:

$$t_1 = 50 \text{ s}$$

$$t_2 = 100 \text{ s}$$

Тражи се:

а)  $v(\text{NO}) = ?$

$$v(\text{O}_2) = ?$$

$$v(\text{NO}_2) = ?$$

б)  $v = ?$

**Решење:**

а) Полазећи од израза  $v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$  замењују се вредности за концентрације учесника у реакцији које су дате у табели, при чему треба водити рачуна да су  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$  се реактанти.

$$\Delta t = t_2 - t_1 = 100 \text{ s} - 50 \text{ s} = 50 \text{ s}$$

$$v(\text{NO}) = - \frac{\Delta c(\text{NO})}{\Delta t} = - \frac{(0,06 - 0,08) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = - \frac{-0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0004 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v(\text{O}_2) = - \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} = - \frac{(0,03 - 0,04) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = - \frac{-0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v(\text{NO}_2) = + \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{\Delta t} = \frac{(0,04 - 0,02) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = \frac{0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0004 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

Примећује се да су брзине промене концентрације различитих учесника у реакцији различите. Ове брзине су једнаке за  $\text{NO}$  и  $\text{NO}_2$  будући да су стехиометријски коефицијенти испред ових учесника у реакцији једнаки. Брзина промене концентрације кисеоника је двоструко мања од оне за  $\text{NO}$  или за  $\text{NO}_2$ .

б) Брзина реакције у датом временском интервалу може се израчунати узимајући у обзир промену концентрације било ког учесника у реакцији. У сваком случају, добијена вредност ће бити иста.

$$v = \frac{\Delta c(\text{NO})}{v(\text{NO}) \cdot \Delta t} = \frac{(0,06 - 0,08) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-2 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{-0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-100 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v = \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{v(\text{O}_2) \cdot \Delta t} = \frac{(0,03 - 0,04) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-1 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{-0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-50 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v = \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{v(\text{NO}_2) \cdot \Delta t} = \frac{(0,04 - 0,02) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{2 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{100 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

## Пример 4.2.

Разлагање водоник-пероксида дато је следећом хемијском једначином:  
 $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$ . У посуду запремине 250 mL на почетку је било 0,680 g  $\text{H}_2\text{O}_2$ , а након 120 s остало је 0,612 g. Израчунај:  
 а) брзину промене концентрације водоник-пероксида.  
 б) брзину промене концентрације кисеоника.

## Дато је:

$$m_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,680 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,612 \text{ g}$$

$$V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L} = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$t = 120 \text{ s}$$

$$t_0 = 0 \text{ s}$$

## Тражи се:

$$\text{а) } v(\text{H}_2\text{O}_2) = ?$$

$$\text{б) } v(\text{O}_2) = ?$$

## Решење:

$$\Delta t = t - t_0 = 120 \text{ s} - 0 \text{ s} = 120 \text{ s}$$

$$\text{а) } \Delta m(\text{H}_2\text{O}_2) = m(\text{H}_2\text{O}_2) - m_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,612 \text{ g} - 0,680 \text{ g} = -0,068 \text{ g}$$

$$\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\Delta m(\text{H}_2\text{O}_2)}{M(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{-0,068 \text{ g}}{34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = -0,002 \text{ mol}$$

$$\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V} = \frac{-0,002 \text{ mol}}{0,25 \text{ dm}^3} = -0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}_2) = -\frac{\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2)}{\Delta t} = -\frac{-0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{120 \text{ s}}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}_2) = 6,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

б) Брзина промене концентрације кисеоника може се израчунати на два начина.

Први начин – преко израчунавања брзине реакције:

$$v = \frac{\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \Delta t} = \frac{-0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{-2 \cdot 120 \text{ s}} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot v = 1 \cdot 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Други начин – преко израчунавања односа између количина кисеоника и водоник-пероксида:

$$\frac{\Delta n(\text{O}_2)}{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)}$$

$$\Delta n(\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot 1}{-2} = \frac{-0,002 \text{ mol} \cdot 1}{-2} = 0,001 \text{ mol}$$

$$\Delta c(\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{O}_2)}{V} = \frac{0,001 \text{ mol}}{0,25 \text{ dm}^3} = 0,004 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$v(\text{O}_2) = \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} = \frac{0,004 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{120 \text{ s}} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Одавде се може извести закључак да је однос између брзине промене концентрације једног учесника и брзине промене концентрације другог учесника у реакцији једнак односу између њихових стехиометријских коефицијената, узетих по апсолутној вредности.

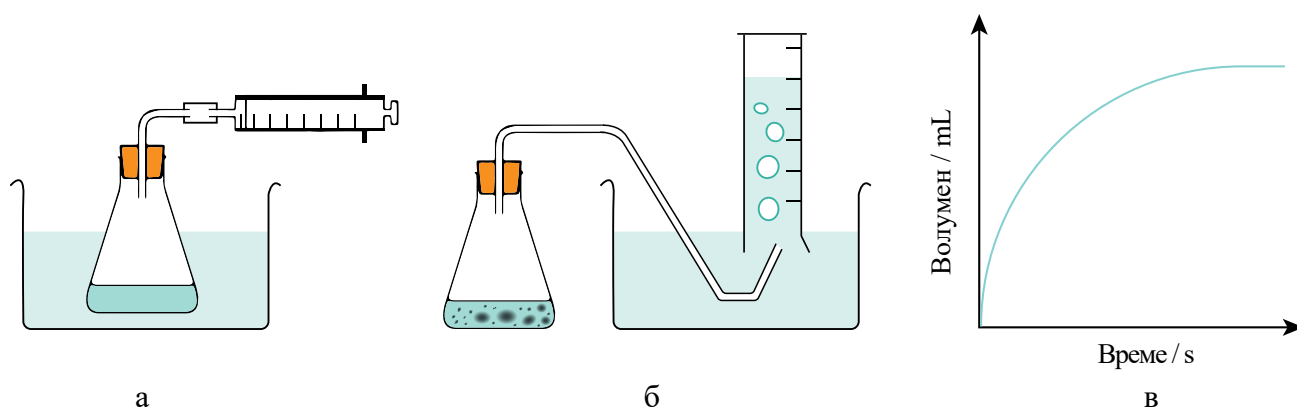
$$\frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{\frac{\Delta n(\text{O}_2)}{V \cdot \Delta t}}{\frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V \cdot \Delta t}} = \frac{\Delta n(\text{O}_2)}{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{1}{2}$$

$$v(\text{O}_2) = \frac{v(\text{H}_2\text{O}_2)}{2} = \frac{6,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}}{2} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

### Како се експериментално може пратити брзина реакције?

Иако се у задацима најчешће користи промена концентрације, она се не може директно измерити током одвијања реакције. Уместо тога, експериментално се мере друге величине које су у вези са концентрацијом, као што су маса супстанце, запремина гаса, рН-вредност, електрична проводљивост, притисак и др.

Тако, на пример, ако је један од продуката хемијске реакције гас, он се може сакупљати помоћу шприца и мерити промена запремине у одређеним временским интервалима, а затим графички представити промена запремине гаса као функција времена. Гас се може сакупљати и под водом, истискивањем воде из преврнуте мензуре. Да би овај метод могао да се примени, гас треба да буде нерастворљив у води.

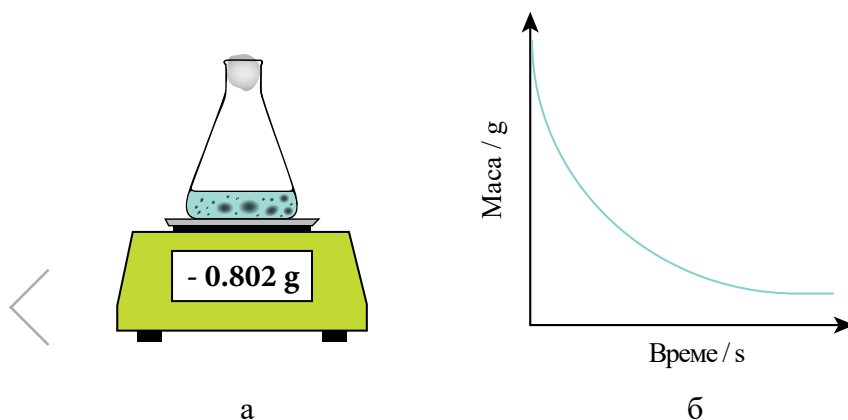


**Слика 4.6** Сакупљање и мерење запремине гаса (а, б) и графички приказ зависности запремине гаса од времена (в)

Из графичког приказа се може закључити да је брзина реакције највећа на почетку. Заправо, што је стрмији нагиб криве, то се реакција брже одвија.

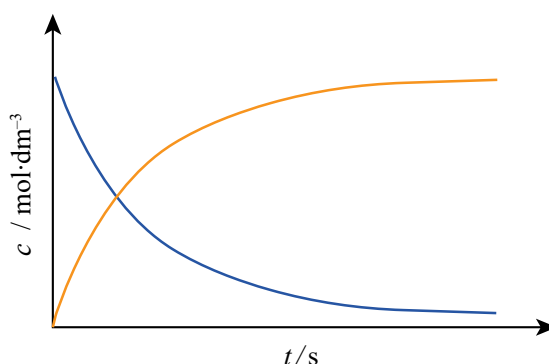
Брзина реакције се може пратити и преко промене масе. Ако се добија гасовити продукт, тада ће се маса реакционог система смањивати са током времена због тога што ће гас напуштати систем.

**Слика 4.7** Мерење промене масе реакционог система (а) и графички приказ зависности масе гаса од времена (б)



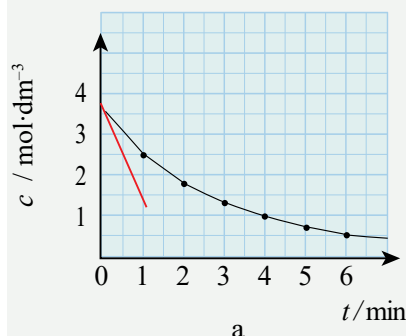
Ако се графички представи зависност концентрације реактанта и продукта од времена, добија се приказ сличан ономе на Слици 4.8, одакле се може приметити да се концентрација реактанта смањује, а концентрација продукта повећава са током времена.

**Слика 4.8** Графички приказ зависности концентрације реактанта и продукта од времена

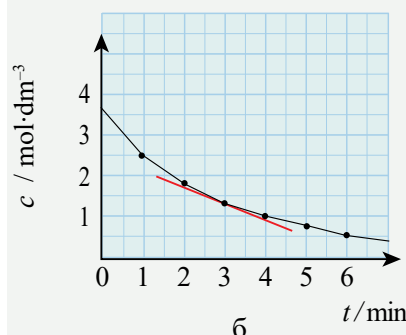


### НАУЧИ ВИШЕ

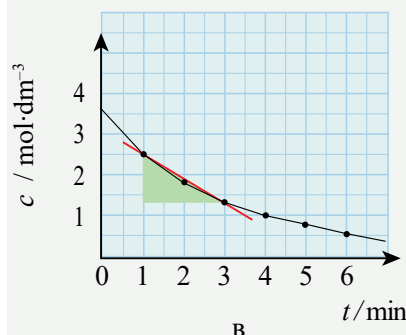
Која је разлика између почетне, тренутне (моментне) и просечне брзине?



**Почетна брзина** хемијске реакције је брзина на почетку реакције. Она је највећа будући да су на почетку концентрације реактанта највише. Како реакција напредува и концентрација реактанта се смањује, смањује се и брзина реакције, што се јасно може приметити из облика криве.



**Тренутна брзина** хемијске реакције је брзина реакције у тачно одређеном тренутку времена. Она се одређује као нагиб тангенте на криву у изабраној тачки. Што је већи (по апсолутној вредности) нагиб тангенте, то је већа тренутна брзина реакције.



**Просечна брзина** хемијске реакције одређује се за одређени временски интервал и представља однос између промене концентрације реактанта или продукта и времена у том интервалу. Графички, она се приказува нагибом секуте која повезује почетну и крајњу тачку интервала.



## Размисли и одговори:

- Који од следећих процеса се сматрају брзим, а који спорим?
  - труљење воћа
  - горење дрвета
  - експлозија гаса
  - хемијска ерозија стена
  - разградња пластичних материјала
  - претварање дијаманта у графит
- Колико износи брзина промене концентрације азота ако је брзина промене концентрације амонијака  $0,7 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$ ? Једначина реакције је  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$ .
- При оксидацији амонијака у атмосфери кисеоника концентрација амонијака се смањила са  $0,120 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  до  $0,084 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  за 300 s. Колико износи брзина реакције? Једначина хемијске реакције је  $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) = 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ .
- Реакција разлагања калијум-хлората дата је следећом хемијском једначином:  
 $2\text{KClO}_3(\text{s}) = 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$ . Ако је брзина промене концентрације калијум-хлорида  $0,48 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$ , израчунај брзину реакције, брзину промене концентрације кисеоника и брзину промене концентрације калијум-хлората!
- Разлагање азот-диоксида дато је следећом хемијском једначином:  
 $2\text{NO}_2(\text{g}) = 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ . У посуди запремине 200mL на почетку је било 0,150 g  $\text{NO}_2$ , а након 40 s остало је 0,126 g. Израчунај брзину промене концентрације азот-диоксида и брзину промене концентрације кисеоника!
- Биљана и Зулејха су изводиле реакцију између калцијум-карбоната и разблаженог раствора хлороводоничне киселине, узете у вишку, на собној температури. Да би добиле информацију о брзини реакције, оне су мериле масу реакционог система током времена. Потом су, на основу добијених података, израчунале просечну брзину настајања  $\text{CO}_2$  као однос  $\Delta m(\text{CO}_2)/\Delta t$  за сваки временски интервал. Резултате су представиле табеларно на следећи начин:

| $t/\text{min}$ | Преостала $m(\text{систем})/\text{g}$ | $\Delta m(\text{систем})/\text{g}$ | $m(\text{CO}_2)/\text{g}$ | $\Delta m(\text{CO}_2)/\text{g}$ | $\Delta t/\text{min}$ | $v(\text{CO}_2)/\text{g} \cdot \text{min}^{-1}$ |
|----------------|---------------------------------------|------------------------------------|---------------------------|----------------------------------|-----------------------|-------------------------------------------------|
| 0              | 5,00                                  | —                                  | 0,00                      | —                                | —                     | —                                               |
| 1              | 3,98                                  | -1,02                              | 0,45                      | 0,45                             | 1                     | 0,45                                            |
| 2              | 3,52                                  | -0,46                              | 0,65                      | 0,20                             | 1                     | 0,20                                            |
| 3              | 3,18                                  |                                    | 0,80                      |                                  |                       |                                                 |
| 4              | 2,95                                  |                                    | 0,90                      |                                  |                       |                                                 |
| 5              | 2,82                                  |                                    | 0,96                      |                                  |                       |                                                 |
| 6              | 2,75                                  |                                    | 0,99                      |                                  |                       |                                                 |
| 7              | 2,73                                  |                                    | 1,00                      |                                  |                       |                                                 |
| 8              | 2,73                                  |                                    | 1,00                      |                                  |                       |                                                 |

- Напиши детаљан поступак за извођење овог експеримента! Наведи лабораторијски прибор и потребне супстанце!
- Препиши табелу у свеску и допуни празна места!
- Представи графички зависност масе угљен-диоксида од времена!
- Колико времена је трајала реакција? Образложи одговор!
- Колико грама угљен-диоксида је добијено? Образложи одговор!
- У ком временском интервалу је реакција била најбржа?



## ФАКТОРИ КОЈИ УТИЧУ НА БРЗИНУ ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА

Хемијске реакције се не одвијаат једнаком брзином. Да би се десила хемијска реакција, честице од којих су изграђени реагенти треба да се приближе једне другима и да се сударе на погодан начин. Кретање честица је највеће код гасовитих супстанци, па се зато очекује да реакције између гасова буду брзе. Такође, брзе су и јонске реакције које се одвијају између јона у раствору.

Брзина реакције зависи од реакционог система. Свака промена услова која утиче на учесталост и ефикасност судара између честица утицаће и на брзину којом се одвија реакција. Постоји више фактора који утичу на брзину хемијских реакција, од којих су најважнији

- природа супстанци
- величина површине реагента у чврстом агрегатном стању
- концентрација реагента
- температура
- катализатори

### Утицај природе супстанци на брзину реакције

Један од основних фактора од којих зависи брзина реакције је сама природа супстанци које ступају у реакцију. Тако, водоник реагује бурно са хлором, а под истим условима његова реакција са азотом је спора. Реакција натријума са кисеоником је много бржа него реакција између гвожђа и кисеоника под истим условима, реакције различитих метала са раствором хлороводоничне киселине одвијају се различитим брзинама итд.

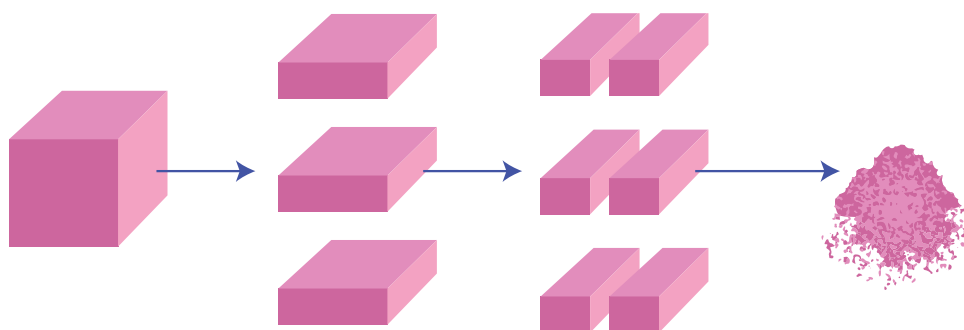
### Утицај величине површине реагента у чврстом агрегатном стању на брзину хемијских реакција

Када су реагенти у гасовитом агрегатном стању или у раствору, честице су лако покретљиве и чешће долази до ефикасних судара између њих, па су такве реакције брзе. Међутим, ако је један од реагента у чврстом агрегатном стању, брзина реакције ће зависити од његове додирне површине. Додирна површина је мера за то колики је део површине чврсте супстанце у контакту са другим реагентом. Што је супстанца ситнија, то је њена додирна површина већа.

Тако, комад угља гори споро када се запали на ваздуху. Брзина горења се може повећати ако се угаљ изломи на мање комаде, будући да је већа површина угља изложена ваздуху. Ако се угаљ претвори у прах и затим запали док је диспергован у ваздуху, он гори експлозивно. Ово је узрок експлозија у рудницима угља.



**Слика 4.9** Експлозија изазвана угљеном прашином



Слика 4.10 Уситњавањем чврсте супстанце повећава се њена додирна површина

*Повећање додирне површине доводи до повећања брзине реакције.* То се може показати следећим експериментом.



### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

#### Утицај величине површине чврстог реактанта на брзину реакције

Потребан прибор и супстанце: две лабораторијске чаше од 100 mL, кашичица, чврст калцијум-карбонат (кречњак), разблажени раствор хлороводоничне киселине, аван са тучком, вага, мензура, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

Поступак: У две чаше сипај једнаку запремину разблаженог раствора хлороводоничне киселине (на пример, 30 mL). Издроби кречњак помоћу авана и тучка. На ваги измери један комадић кречњака и једнаку масу кречњака у праху. У прву чашу додај комад кречњака, а у другу кречњак у праху. Шта примећујеш? Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!

Из експеримента се може закључити да се интензивније ослобађање мехурића примећује у чаши у коју је стављен кречњак у праху. Додирна површина кречњака је много већа у овом случају, па је већи део површине у контакту са киселином. Ово доводи до чешћих судара између честица кречњака и честица киселине, а самим тим и до бржег одвијања реакције. Са друге стране, у првој чаши честице киселине могу да реагују само са честицама кречњака које се налазе на површинском слоју комада, док честице у унутрашњости комада уопште нису у контакту са честицама киселине. Зато је у овом случају реакција спорија. Једначина ове реакције је:



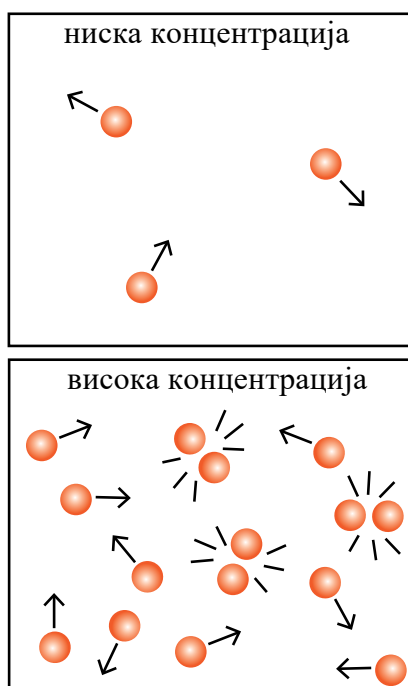
### Утицај концентрације реактаната на брзину хемијских реакција

Горење супстанци у чистом кисеонику је много интензивније него на ваздуху зато што је у чистом кисеонику његова концентрација око пет пута већа од оне у ваздуху (у ваздуху има око 21 % кисеоника). Тако на пример, горење угља зависиће не само од додирне површине чврсте супстанце, већ и од концентрације гасовите супстанце.

У хомогеном систему, брзина реакције зависи од концентрације реактаната. Опште, *са повећањем концентрације реактаната повећава се и брзина реакције*. Ако се повећа концентрација једног или више реактаната, у датој запремини биће присутан већи број честица, па се вероватноћа судара између њих повећава. Тиме се повећава и брзина реакције.

Ако је реакција неповратна, на брзину реакције утиче само концентрација реактаната, а у случају повратне реакције утиче и концентрација реактаната и она продуката. Ипак, у неким случајевима је тешко предвидети зависност брзине реакције од концентрације, зато што се реакција може одвијати у више ступњева, а да само један од њих одређује брзину реакције. Зато она мора експериментално да се одређује.

За реакције које се одвијају између гасова, притисак има исти ефекат, односно повећање притиска система изазива повећање брзине реакције.



**Слика 4.11** Када је концентрација реактаната виша, присутан је већи број честица које су ближе једне другима, па је већа вероватноћа да се сударе



## ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

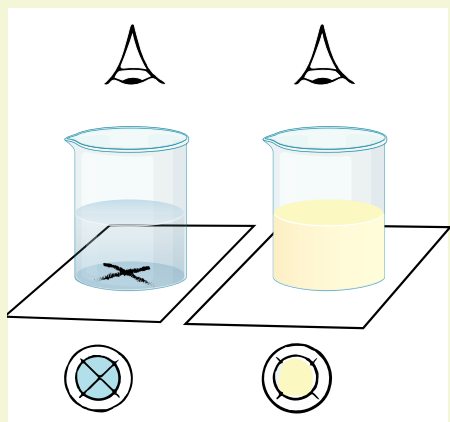
## Утицај концентрације на брзину реакције

**Потребан прибор и супстанце:** пет лабораторијских чаша од 100mL, две мензуре од 50mL, шприц, маркер, пет стаклених штапића, штоперица, дестилована вода, раствор натријум-тиосулфата ( $c = 0,15 \text{ mol/L}$ ), раствор хлороводоничне киселине ( $c = 2 \text{ mol/L}$ ), мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** На дну сваке чаше, са спољашње стране, маркером напиши знак „X”, а затим означи чаше бројевима од 1 - 5, појединачно. Испод чаша постави бели лист папира. Помоћу две одвојене мензуре, у чаше додај раствор натријум-тиосулфата и дестиловану воду на следећи начин:

| Чаша                                         | 1     | 2     | 3     | 4     | 5     |
|----------------------------------------------|-------|-------|-------|-------|-------|
| $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$ | 10 mL | 20 mL | 30 mL | 40 mL | 50 mL |
| $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$               | 40 mL | 30 mL | 20 mL | 10 mL | 0 mL  |

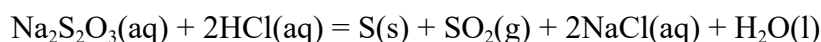
Израчунај концентрацију натријум-тиосулфата у свакој од чаша! Шприцем (без игле) измери 10mL раствора  $\text{HCl}$  и додај их у прву чашу! Укључи штоперицу у моменту када је раствор  $\text{HCl}$  у потпуности додат. Промешај 3–4 пута стакленим штапићем! Немој додатно мешати раствор током реакције. Мери време све док знак „X” не постане невидљив! Посматрање врши гледајући одозго кроз раствор у чаши ка знаку „X”. Понови поступак и са осталим чашама! Након завршетка реакције у свакој од чаша, одмах опери коришћени лабораторијски прибор!



Графички представи: а) зависност времена (у секундама) од концентрације  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и б) зависност реципрочне вредности времена од концентрације  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!

*Мере њредосћрожносћи:* При овој реакцији добија се сумћор-диоксид, ња заћо изводи експериментћ у њросћорићи са добром вентћлацићом.

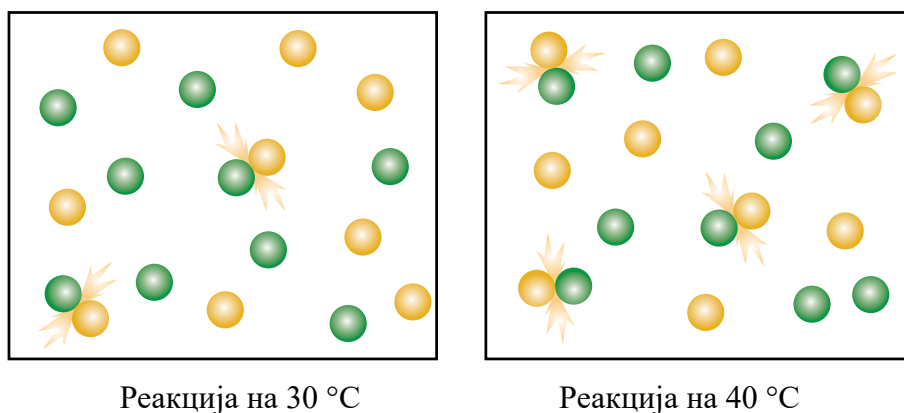
Резултати који су добијени из овог експеримента потврђују тврдњу да се са повећањем концентрације реактанта повећава и брзина реакције. Зато је време измерено до појаве замућења, које онемогућава да се види знак „X”, најмање (најмање време одговара највећој брзини) у чаши у којој је концентрација  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  највећа. Замућење је резултат издвајања колоидног сумпора. Једначина реакције је:



### Утицај температуре на брзину хемијских реакција

Температура има значајан утицај на брзину хемијских реакција које се одвијају у свакодневном животу. При вишој температури храна се брже квари, будући да се хемијске реакције повезане са разградњом њених састојака одвијају брже. Зато се храна чува у фрижидеру, где нижа температура успорава ове реакције и продужава њену свежину. Слично, тесто брже нараста на топлоту, гвозђе брже рђа у топлим и влажним условима итд.

Према томе, температура је још један фактор који утиче на брзину реакција. Повећање температуре доводи до повећања просечне кинетичке енергије честица. Због тога се честице крећу брже и чешће се међусобно сударају. Као резултат чешћих судара, хемијска реакција се одвија брже, односно њена брзина се повећава. Значи, *код великог броја хемијских реакција повећање температуре изазива повећање брзине реакције.*



Слика 4.12 Судари између честица су чешћи на вишој температури

### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

#### Утицај температуре на брзину реакције

Потребан прибор и супстанце: четири лабораторијске чаше од 100mL, мензура од 50mL, шприц, термометар, маркер, четири стаклена штапића, штоперица, решо, раствор натријум-тио-сулфата ( $c = 0,15\text{mol/L}$ ), раствор хлороводоничне киселине ( $c = 2\text{mol/L}$ ), мантил, заштитне наочаре, рукавице.



**Поступак:** На дну сваке чаше, са спољашње стране, маркером напиши знак „X”, а затим означи чаше бројевима од 1 до 4, појединачно! Испод чаша постави бели лист папира. Мензуром додај 50mL раствора натријум-тиосулфата у прву чашу! Измери температуру раствора. Шприцем (без игле) измери 10mL раствора HCl и додај их у прву чашу!

Прати поступак описан у експерименту у којем си испитивао утицај концентрације на брзину ове реакције. Потом, растворе натријум-тиосулфата и хлороводоничне киселине загреј на воденом купатилу на температуру која је за 10 °C виша од претходно измерене! Ако је температура била, на пример, 25 °C (собна температура), сада раствори треба да буду загрејани на 35 °C. Изведи реакцију на овој температури, а затим и на температури која је за 20 и за 30 °C виша од собне температуре! Температуру смеше измери одмах након додавања раствора HCl. Не препоручује се загревање изнад 55–60 °C. Графички представи: а) зависност времена (у секундама) од температуре и б) зависност реципрочне вредности времена од температуре. Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!

Експеримент са реакцијом између натријум-тиосулфата и хлороводоничне киселине јасно показује да се са повећањем температуре смањује време које је потребно да нестане знак „X”, односно реакција се одвија брже. Ово значи да брзина реакције расте са растом температуре.

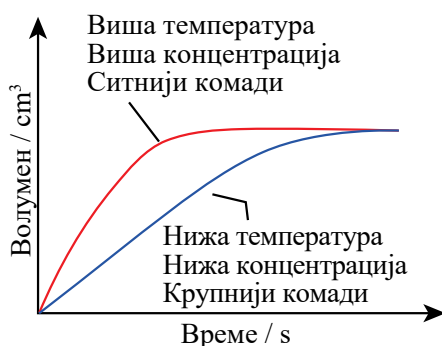
Да би се квантитативно описао утицај температуре на брзину реакције, уводи се **константа брзине реакције ( $k$ )**, величина која карактерише брзину дате реакције при одређеној температури. Колико је већа вредност  $k$ , толико је реакција бржа. Будући да се константа брзине повећава са порастом температуре, уводи се и **температурни коефицијент реакције**, који се изражава као однос брзина за исту реакцију одређених при две температуре које се међусобно разликују за 10 °C (или 10 K). Температурни коефицијент показује за колико пута се повећава брзина реакције (или константа брзине) при повећању температуре за 10 °C, при непромењеним осталим условима (концентрација, притисак, катализатор и сл.). Обично се означава са  $\gamma$  (гама).

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T}$$

У експерименту са натријум-тиосулфатом и хлороводоничном киселином, брзина реакције се не мери директно, већ индиректно, преко времена које је потребно да нестане знак „X”. Будући да су у експерименту концентрације супстанци непромењене на различитим температурама, може се сматрати да је брзина реакције обрнуто пропорционална измереном времену, односно  $k \sim \frac{1}{t}$ .

Ако се реакција изведе на две различите температуре  $T$  и  $T+10$  и измери време  $t_T$  и  $t_{T+10}$  за исчезавање знака „X”, тада се за температурни коефицијент може записати израз:

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} = \frac{\frac{1}{t_{T+10}}}{\frac{1}{t_T}} = \frac{t_T}{t_{T+10}}$$



**Слика 4.13** Промена фактора који учину на брзину реакције мења и изглед криве

Експериментално је показано да се код великог броја реакција брзина повећава за два до четири пута са повишењем температуре за  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Ако температурни коефицијент има вредност  $\gamma$  тада при повећању температуре за  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  брзина реакције постаје  $\gamma$  пута већа. На пример, ако је  $\gamma = 2$ , то значи да се при сваком повећању температуре за  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  брзина реакције удвостручује; ако је  $\gamma = 3$ , брзина се повећава три пута. При повећању температуре за више од  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ , повећање брзине се израчунава као степен  $\gamma$ , у зависности од броја интервала од  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

#### Пример 4.5.

За одређену реакцију је утврђено да повишење температуре са  $25$  на  $35\text{ }^{\circ}\text{C}$  повећава брзину реакције за два пута. На  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  реакција завршава за 10 минута. За колико времена ће завршити ова реакција ако се изводи на температури од  $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?

**Дато је:**

$$\gamma = 2$$

$$t_{30} = 10\text{ min} = 600\text{ s}$$

**Тражи се:**

$$t_{60} = ?$$

**Решење:**

За температурни коефицијент може се записати

$$\gamma = \frac{t_{30}}{t_{40}} = \frac{t_{40}}{t_{50}} = \frac{t_{50}}{t_{60}}$$

одакле следи да

$$t_{30} = \gamma \cdot t_{40} = \gamma \cdot \gamma \cdot t_{50} = \gamma \cdot \gamma \cdot \gamma \cdot t_{60} = \gamma^3 \cdot t_{60}.$$

Према томе,

$$t_{60} = \frac{600\text{ s}}{2^3} = 75\text{ s} = 1,25\text{ min}.$$

#### Утицај катализатора на брзину хемијских реакција

Велики број хемијских реакција може се убрзати додавањем мале количине одређених супстанци, које не фигуришу у хемијској једначини. Ове супстанце се називају **катализатори**. Значи, брзина хемијске реакције зависи и од присуства катализатора. Они омогућавају да се реакција одвија брже чак и при нижој температури. Њихова улога и начин деловања биће детаљније обрађени касније.





## Размисли и одговори:

- У вези са реакцијом између натријум-тиосулфата и хлороводоничне киселине, која се користи за испитивање утицаја концентрације и температуре на брзину реакције, истражи и одговори на следећа питања:
  - Зашто треба опрати лабораторијски прибор одмах након завршетка реакције?
  - Зашто је важно да иста особа врши посматрање при различитим покушајима?
  - Зашто знак „X” не треба да се натопа?
  - Зашто се не препоручује да се реакција изводи на температури вишој од 60 °C?
  - Које су зависне, независне и контролне променљиве за сваки од експеримената?
- За сваки од случајева одреди када ће брзина реакције бити већа!
  - 1 g Zn са 1 mol/L HCl или 1 g Zn са 1 mol/L CH<sub>3</sub>COOH
  - 1 g Zn са 1 mol/L HCl или 1 g Zn са 2 mol/L HCl
  - 1 g Mg са хладном водом или 1 g Mg са топлем водом
  - 1 g S са чистим кисеоником или 1 g S са кисеоником из ваздуха
  - 1 g гранула Zn са 1 mol/L HCl или 1 g праха Zn са 1 mol/L HCl
- У ком случају ће реакција између два гаса бити најбржа?
  - 0,5 g водоника и 0,5 g хлора у посуди запремине 5 dm<sup>3</sup>
  - 1,0 g водоника и 1,0 g хлора у посуди запремине 5 dm<sup>3</sup>
  - 2,0 g водоника и 2,0 g хлора у посуди запремине 15 dm<sup>3</sup>
- Једна реакција завршава за 24 минута на 30 °C. Попуни ову табелу у свесци вредностима за време које је потребно да ова реакција заврши на датим температурама (температурни коефицијент износи 2).

| $T / ^\circ\text{C}$ | 10 | 20 | 30 | 40 | 50 | 60 |
|----------------------|----|----|----|----|----|----|
| $t / \text{min}$     |    |    | 24 |    |    |    |

- Матеј је изводио експеримент како би испитао брзину реакције између кречњака и раствора хлороводоничне киселине тако што је мерио запремину гаса који се ослобађао током реакције. Добио је следеће резултате:

| $t / \text{min}$               | 0,0 | 0,5 | 1,0 | 1,5 | 2,0 | 2,5 | 3,0 | 3,5 | 4,0 | 4,5 | 5,0 |
|--------------------------------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| $V(\text{CO}_2) / \text{cm}^3$ | 0   | 15  | 24  | 28  | 31  | 33  | 35  | 35  | 35  | 35  | 35  |

- Наведи који лабораторијски прибор је потребан Матеју!
- Представи графички зависност запремине угљен-диоксида од времена!
- У ком тренутку је реакција најбржа? г) Колико милилитара угљен-диоксида је сакупљено у 45. секунди?
- Колико времена је било потребно да се сакупи 30 cm<sup>3</sup> угљен-диоксида?
- Како ће изгледати крива ако се у експерименту користи разређенија киселина? Нацртај ову криву на истом координатном систему!
- Како ће изгледати крива ако се у експерименту користи калцијум-карбонат у праху? Нацртај и ову криву на истом координатном систему!

## 4.2 ТЕОРИЈА СУДАРА И ТЕОРИЈА АКТИВИРАНОГ КОМПЛЕКСА

### ТЕОРИЈА СУДАРА

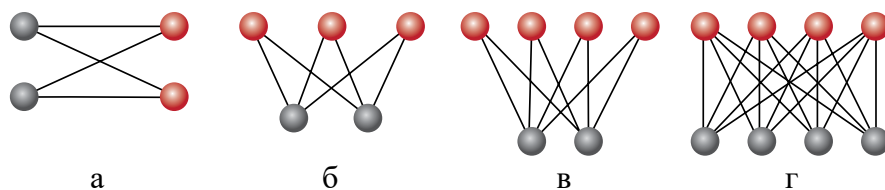
#### Појмови:

ефикасан судар, неефикасан судар, активирани комплекс, енергија активације

Утицај концентрације и температуре на брзину хемијских реакција може се објаснити помоћу теорија у хемијској кинетици: *теорије судара и теорије активираног комплекса*. Ове теорије помажу и да се разуме одвијање реакција на микроскопском (молекуларном) нивоу.

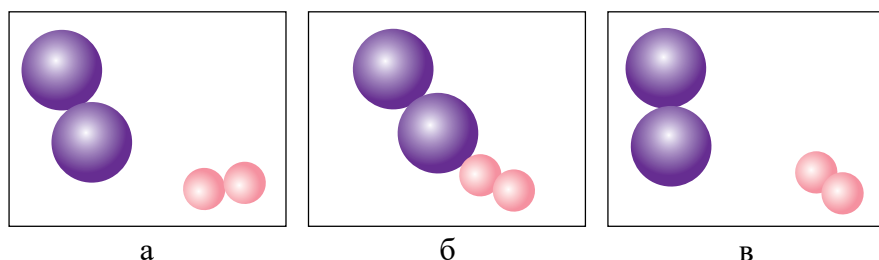
На микроскопском нивоу, хемијска једначина означава елементарни акт хемијске трансформације. Током елементарног акта хемијске трансформације долази до прерасподеле атома и електрона који учествују у хемијском везивању. Ова трансформација укључује раскидање постојећих веза у честицама реактаната и образовање нових веза. Да би ово било могуће, честице реактаната треба да буду близу једна другој. У том случају могућ је судар између њих.

Опште узев, хемијске реакције се дешавају као резултат *судара* између честица, па би се очекивало да брзина реакције буде пропорционална броју судара у секунди. ***Већи број честица реактаната у дајој зајремини, односно виша концентрација реактаната, подразумева већи број судара и бржу реакцију.***

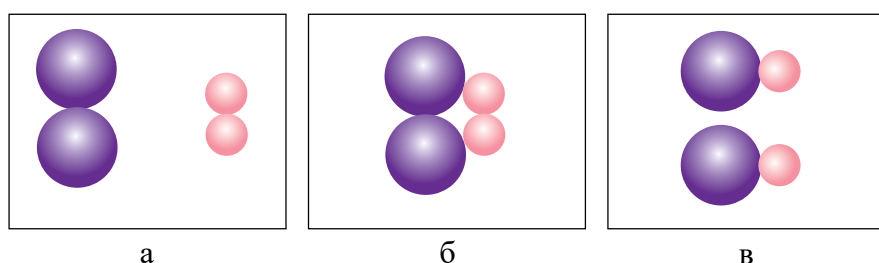


**Слика 4.14** Вероватноћа судара између честица две супстанце X и Y се повећава са повећањем броја честица у систему: четири судара између две X и две Y честице (а), шест судара између три X и две Y честице (б), осам судара између четири X и две Y честице (в) и шеснаест судара између четири X и четири Y честице.

Међутим, веза између брзине реакције и броја судара није тако једноставна, будући да сваки судар не доводи до реакције. **Да би судар био ефикасан, потребно је да честице реактаната буду правилно оријентисане једне према другима и да поседују довољно енергије.** Имено, судар мора да се деси на „правилан начин”, односно да се честице реактаната приближе тако да атоми између којих треба да се формира хемијска веза буду оријентисани једни према другима и да заиста дођу у контакт. Судари при којима се не дешава трансформација називају се **неефикасни судари**.



**Слика 4.15** Неефикасан судар: честице реактаната се приближавају (а), али нису правилно оријентисане и судар је неефикасан (б), па се честице реактаната удаљавају (в) и не образују се честице продуката.



**Слика 4.16** Ефикасан судар: честице реактаната се приближавају (а) са правилном оријентацијом што омогућава ефикасан судар (б), па се честице реактаната трансформишу у честице продуката (в).

Свака честица у кретању поседује кинетичку енергију, а што се брже креће, та енергија је већа. Честице сваке супстанце су у сталном кретању и имају различите вредности кинетичке енергије. Обично се узима средња кинетичка енергија честица, која је директно повезана са температуром мереном у келвинима. При сударима, део кинетичке енергије честица прелази у потенцијалну и, ако су почетне кинетичке енергије довољно велике, долази до раскидања једних и формирања других веза, што је први корак ка образовању продуката. Ако су почетне кинетичке енергије мале, честице ће се одбити једна од друге и остаће непромењене. То значи да честице морају имати одређену минималну енергију да би настао ефикасан судар.

*Повишење температуре повећава средњу кинетичку енергију честица, што доводи до већег броја ефикасних судара, а самим тим и до веће брзине реакције.*

Према томе, да би судар био ефикасан, морају бити испуњена два основна предуслова: честице морају имати довољно енергије при судару и морају се сударити са одговарајућом оријентацијом. Ако је испуњен само један од предуслова, реакција се неће десити.



а



б

**Слика 4.17** Судари који доводе до промене (а) и судари без ефекта (б)



## Размисли и одговори:

1. Што од следећег одређује да ли ће настати хемијска реакција:
  - i. Оријентација честица реактаната
  - ii. Енергија честица реактаната
  - iii. Запремина посуде
  - а) само iii
  - б) i и ii
  - в) i и iii
  - г) i, ii и iii
2. Прочени тачност следећих тврдњи:
  - а) Са повећањем концентрације реактаната, у истој запремини има више честица. Због тога се честице чешће сударају. Када је број судара већи, повећава се и број ефикасних судара, па се брзина реакције повећава.
  - б) Са повећањем температуре, честице се крећу брже. Брже кретање доводи до повећања растојања између честица, па се број судара смањује. Ово резултира мањом брзином реакције.

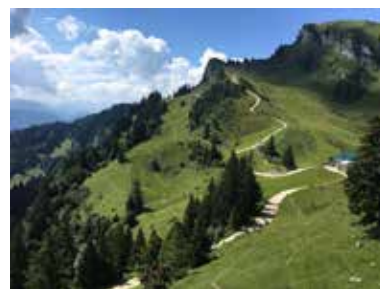
## ТЕОРИЈА АКТИВИРАНОГ КОМПЛЕКСА

Према савременим схватањима, довољно је да честице реактаната дођу на блиско растојање како би могле да размењују електроне. У том тренутку започиње раскидање постојећих веза и формирање нових, при чему се образује групација атома названа **активирани комплекс**. Активирани комплекс је врста прелазног стања и садржи све честице од којих су изграђени реактанти и које учествују у елементарном акту хемијске трансформације. Како се растојање између честица смањује, тако се повећава енергија система и достиже максималну вредност у моменту формирања активираног комплекса. Зато је ова групација нестабилна и брзо се претвара у честице продуката. Када честице продуката почну да се удаљавају једна од друге, долази до смањења енергије.

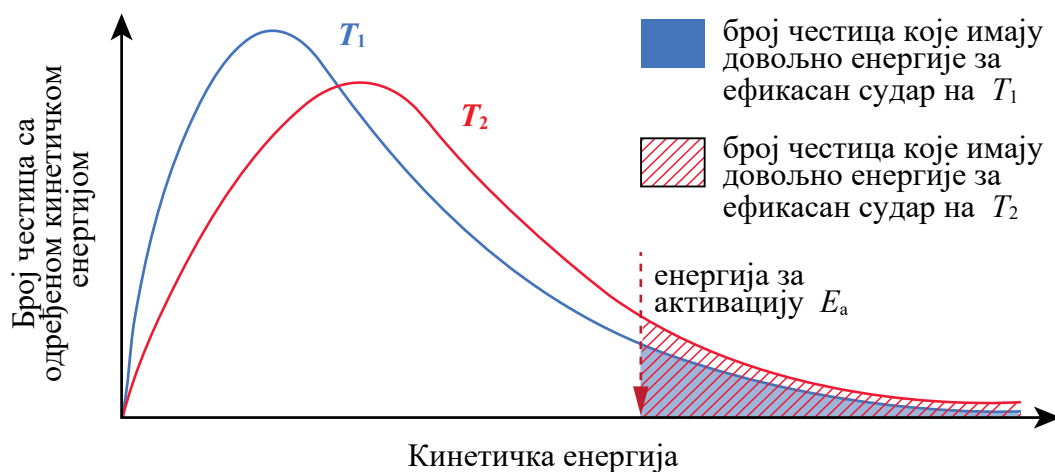
Да би дошло до образовања активираног комплекса, честице треба да савладају тзв. **енергетску баријеру**. Да би се ово десило, честице морају поседовати довољно велику енергију како би могле да савладају баријеру. Ова минимална количина енергије која је потребна да би почела хемијска реакција назива се **енергија активације**. Тачније, енергија активације је енергија коју треба довести реактантима да би се досег реакције повећао за један мол. Ова величина се означава са  $E_a$  и мери се у Jmol или kJmol. Величина енергије активације значајно се разликује од једне реакције до друге и представља важан фактор при одређивању брзине реакције. Уопште, реакције које се одликују високом енергијом активације одвијају се спорије, будући да само мали број честица поседује потребну енергију за остваривање ефикасног судара.

Значи, да би настала трансформација честица реактаната, оне морају поседовати укупну кинетичку енергију која је једнака или већа од енергије активације. Честице које се сударе са мањом енергијом неће реаговати међусобно. Према томе, само један део честица, оне које се најбрже крећу, поседују довољно енергије да савладају енергетску баријеру. На вишој температури број честица које имају довољно велику енергију је већи, па је образовање активираног комплекса вероватније. Следствено томе, брзина реакције је већа на вишој температури. Обратно, ако се температура система смањи, просечна кинетичка енергија честица се смањује, оне се сударају ређе и са мањом енергијом, па је број ефикасних судара мањи, а самим тим и брзина реакције.

У ствари, са повећањем температуре значајно се повећава број честица које поседују довољно енергије да би настао ефикасан судар (Слика 4.19). Површина испод обе криве је иста, јер она представља укупан број честица у узорку. Међутим, при вишој температури, већи део честица има веће вредности кинетичке енергије, па је расподела померена удесно. Ово повећава и удео честица чије су вредности кинетичке енергије довољно велике да омогуће ефикасан судар.

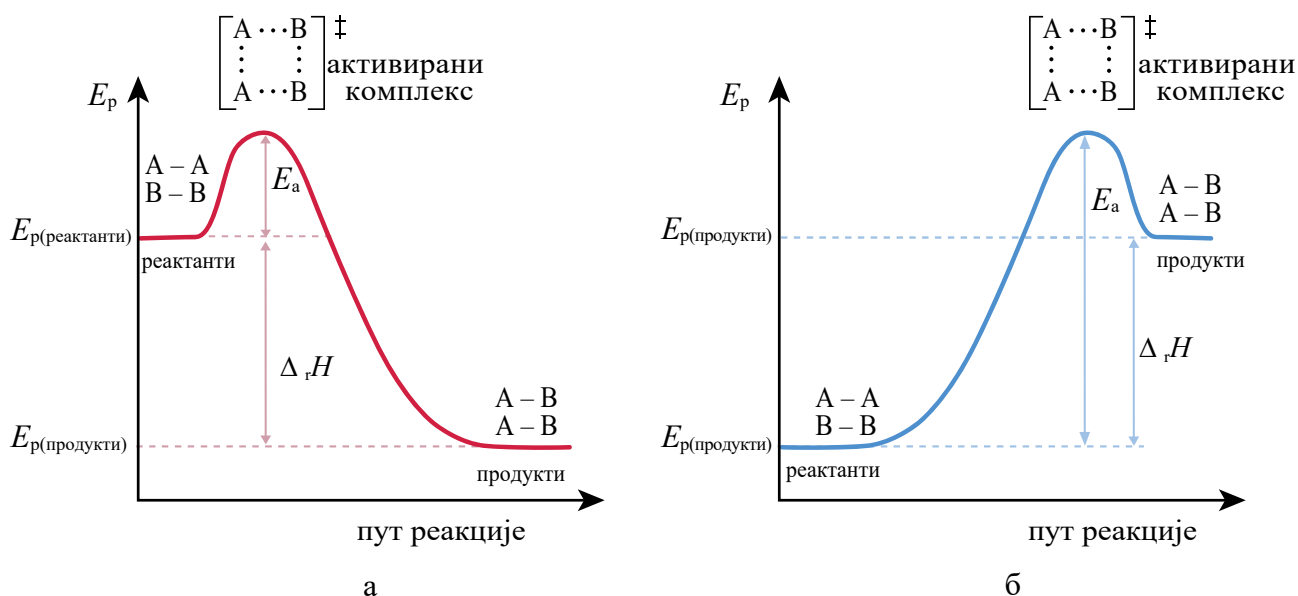


**Слика 4.18** Потребна је довољна количина енергије да би се стигло до врха планине



**Слика 4.19** Графички приказ расподеле кинетичке енергије честица при нижој ( $T_1$ ) и вишој ( $T_2$ ) температури.

За једну хемијску реакцију може се приказати тзв. **реакциони профил**. Реакциони профил за реакцију представљену једначином  $A_2 + B_2 = 2AB$  приказан је на Слици 4.20 а, када је она егзотермна и на Слици 4.20 б, када је ендотермна.



Слика 4.20 Реакциони профил егзотермне (а) и ендотермне (б) реакције

При раскидању хемијских веза потребно је довести енергију (ендотермни процес), а при формирању веза енергија се ослобађа (егзотермни процес).

Реакциони профил хемијске реакције даје квалитативну слику промена потенцијалне енергије при претварању реактаната у продукте. На почетку реакције, приближавање честица реактаната повећава потенцијалну енергију (крива се пење нагоре). Честице које имају правилну оријентацију и довољно енергије успевају да савладају енергетску баријеру. Висина енергетске баријере, заправо, представља енергију активације (на кривој је то разлика између енергија активiranог комплекса и реактаната). Потом ове честице реактаната формирају активирани комплекс (врх криве). У том тренутку везе А–А и В–В почињу да се раскидају и истовремено почињу да се формирају везе А–В. Новоформиране честице АВ се удаљавају једна од друге, што доводи до смањења потенцијалне енергије (крива се креће надолу). Ако честице реактаната не поседују довољно енергије или ако нису правилно оријентисане, неће доћи до формирања нових веза и неће се образовати честице продукта.

Крива на Слици 4.20 а односи се на егзотермну реакцију јер је потенцијална енергија реактаната ( $A_2$  и  $B_2$ ) већа од енергије продукта (АВ). Енергија се ослобађа у околину и промена реакционе енталпије је негативна ( $\Delta_r H < 0$ ). На Слици 4.20 б енергија продукта (АВ) је већа од енергије реактаната ( $A_2$  и  $B_2$ ), па је  $\Delta_r H > 0$ , што значи да се овај реакциони профил односи на ендотермну реакцију (топлота се прима из околине).



Теорије у хемијској кинетици омогућавају да се разуме зашто и како се хемијске реакције одвијају различитом брзином. Према овим теоријама, сваки судар између честица не доводи до реакције, већ само они судари при којима честице имају довољно енергије и одговарајућу оријентацију да би савладале енергетску баријеру реакције. Због тога се и реакције које су термодинамички повољне (спонтане) могу одвијати веома споро или се готово уопште не примећивати на собној температури, ако је енергија активације велика. На пример, реакција између угљеника и кисеоника је термодинамички могућа и егзотермна, али је на собној температури изузетно спора, практично не приметна. Разлог за то је што ова реакција има високу енергију активације. На собној температури честице кисеоника и угљеника немају довољно енергије за раскидање веза и за формирање активираниог комплекса. Зато, иако је реакција могућа са енергетске тачке гледишта, судари између честица нису довољно енергетски ефикасни да би реакција почела. Када се угљеник загреје (на пример при паљењу), обезбеђује се потребна енергија, па реакција са кисеоником започиње и одвија се брзо као сагоревање.

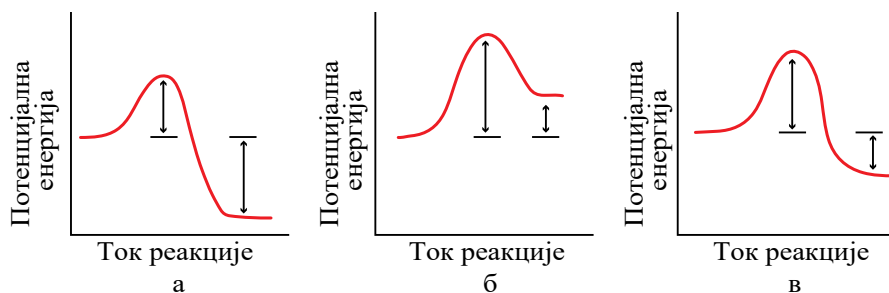


**Слика 4.21** За савладавање одређене препреке, потребно је довољно енергије



### Размисли и одговори:

- Процени тачност следећих тврдњи:
  - Након ефикасног судара настаје активирани комплекс.
  - Највећу енергију на реакционом профилу има активирани комплекс.
  - При судару честица реактанта настају честице продуката.
  - Енергија активације је највећа количина енергије коју честице треба да поседују да би настао ефикасан судар.
- Термохемијска једначина реакције образовања воде је:  
 $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta_r H = -571,6 \text{ kJ/mol}$  на 298,15 K.
  - Објасни зашто не настаје моментална реакција при мешању водоника и кисеоника на собној температури!
  - Нацртај и означи реакциони профил за ову реакцију!
  - Нацртај и означи реакциони профил за повратну реакцију (разлагање воде на водоник и кисеоник)!
- При једној хемијској реакцији, честице реактанта се сударају са енергијом која је већа од енергије активације, али ипак не долази до образовања активираниог комплекса и честица продуката. Шта би могао бити разлог за ово?
- Размотри следеће графичке приказе и одговори на следеће захтеве:
  - Поређај реакције према њиховим брзинама, почевши од најспорије!
  - За сваку реакцију наведи да ли је егзотермна или ендотермна!





## 4.3 КАТАЛИЗА

### КАТАЛИЗАТОРИ И КАТАЛИТИЧКИ РЕАКЦИИ

#### Катализатори и инхибитори

Понекад реакција мора да се убрза да би била корисна. У индустрији брзина реакције често одређује да ли је производња неког производа економична. Понекад се убрзавање реакција постиже повећањем температуре, али то може бити скупо. Зато је згодно у реакциони систем унети супстанце, назване катализатори, које могу да убрзају реакцију. **Катализатори су супстанце које убрзавају хемијску реакцију, а притом из ње излазе хемијски и количински неизмењени.**

Тако се при синтези амонијака користи гвожђе као катализатор, ванадијум(V)-оксид се користи у производњи сумпорне киселине, платина или родијум у каталитичким конверторима у аутомобилима, никал при хидрогенизацији биљних уља при производњи маргарина, итд.

Сваки катализатор има посебан начин дејства. Ипак, катализатори имају неколико заједничких карактеристика:

- По завршетку реакције, катализатори остају хемијски и количински неизмењени; могуће је само да се физички промене.
- Катализатори могу да убрзају реакције које се споро одвијају, али не могу да убрзају реакције које су немогуће.
- Мале количине катализатора могу да катализују реакције са великим количинама реактанта и да изазову велике промене у брзини реакције.
- Катализатори се одликују специфичношћу. Неки катализатори могу да катализују велики број реакција са различитим реактантама, а други катализатори катализују само једну одређену реакцију или одређени тип реакција.
- Катализатори не могу да измене стање равнотеже код повратних реакција, али омогућавају да се такво стање брже постигне.
- Катализатори не изазивају добијање већег приноса продуката, већ само њихово брже добијање.

#### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

##### Утицај катализатора на брзину реакције

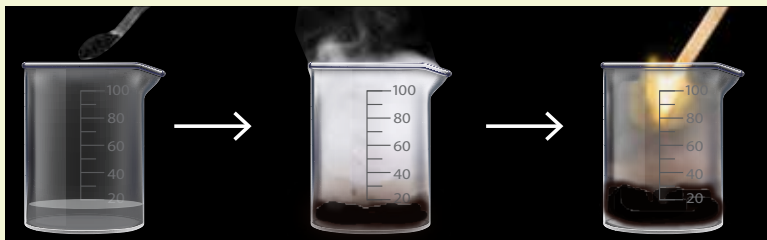
Потребан прибор и супстанце: две лабораторијске чаше од 100mL, водени раствор водоник-пероксида (3-6%), манган(IV)-оксид, пипета или капаљка, кашичица, дрвце, гасни решо или шпиритусна лампа, упаљач, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

#### Појмови:

катализатор, каталитичка реакција, катализа, инхибитор, хомогена катализа, хетерогена катализа, прелазно стање, интермедијарно стање, интермедијер/међупродукт, автокаталитичка реакција, биокатализатор, фотокаталитичка реакција



**Поступак:** У две лабораторијске чаше, пипетом или капаљком, стави око око 10-15 mL раствора водоник-пероксида. Принеси зажарено дрвце близу отвора прве чаше. Шта примећујеш? Потом у другу чашу додај манган(IV)-оксид на врху кашичице и поново принеси зажарено дрвце на исти начин. Шта примећујеш? Резултате унеси у свој лабораторијски извештај!



Слика 4.22 Каталитичко разлагање водоник-пероксида

Разлагање водоник-пероксида је веома спора реакција, па се зато у првом случају ништа не примећује при приближавању зажареног дрвца. У другом случају, манган(IV)-оксид је катализатор и убрзава ову реакцију, па је зато издвајање кисеоника интензивније. Природа гаса се може доказати тако што се зажарено дрвце разгорева. По завршетку реакције, на дну чаше остаје чврста црна супстанца која представља манган(IV)-оксид и која се може поново искористити за разлагање нове количине водоник-пероксида. Једначина реакције је:



Поред супстанци које убрзавају реакцију, постоје и супстанце назване **инхибитори**, које успоравају хемијску реакцију, а у неким случајевима могу и потпуно да је зауставе. Они делују тако што ометају нормалан ток реакције, на пример везивањем за честице реактанта или блокирањем активних места (тзв. активних центара) на катализаторима. За разлику од катализатора, који убрзавају реакцију, инхибитори имају супротан ефекат, односно успоравају реакцију.

Инхибитори имају велики практични значај. Они се користе за заштиту од корозије, за успоравање кварења хране, као и во медицини, где многи лекови делују управо као инхибитори одређених процеса у организму.

У неким случајевима инхибитор делује директно на катализатор, а не на реактанте. Ово је познато као *порување катализатора*. Класичан пример је тровање металних катализатора (као што су платина или никел) сумпорним једињењима, која се везују за њихову површину и блокирају активне центре. Ова појава је посебно важна у индустријским процесима, где је чистоћа реагенса кључна за ефикасну и дуготрајну примену катализатора.

#### Активност



Пронађи информације на интернету о експериментима познатим као „Слоновска паста за зубе” и „Дух из боце”! Која је реакција која се одвија у сваком од ових експеримената и који је катализатор који се користи за њено убрзавање?

### Каталитичке реакције и катализа

Реакције које се одвијају у присуству катализатора називају се **каталитичке реакције**, а сама појава **катализа**. У зависности од тога да ли су катализатор и реактанти у истој фази или не, каталитичке реакције могу бити реакције хетерогене катализе и реакције хомогене катализе.

При **хетерогеној катализи** катализатор и реактанти су у различитим фазама, односно образују хетерогени систем. Најчешће је катализатор у чврстом стању, а реактанти су у гасовитом или течном стању или у раствору. Хетерогена катализа је значајна за синтезу великог броја супстанци у индустрији. Реакција разлагања водоник-пероксида у присуству манган(IV)-оксида убраја се у хетерогену катализу.

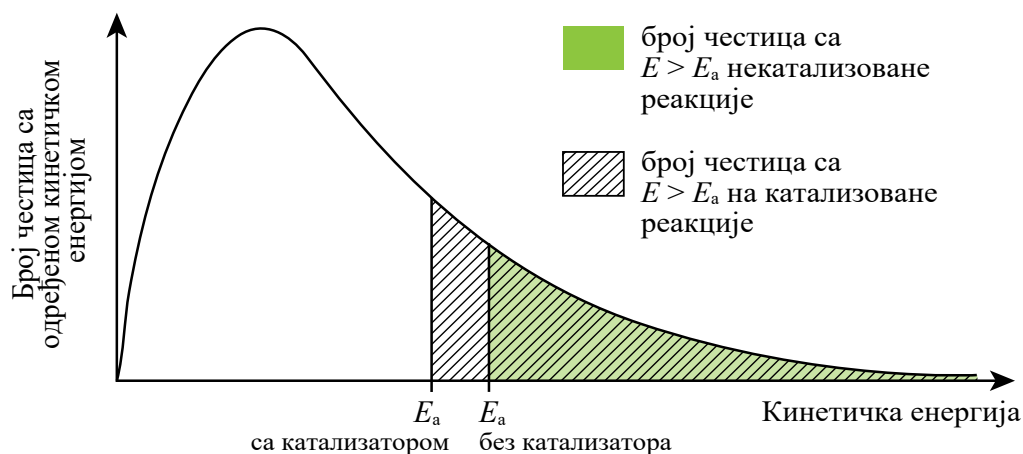
При **хомогеној катализи** катализатор и реактанти су у истој фази, обично во гасној фази или у раствору. Реакције које су катализоване неком киселином или базом једне су од најважнијих реакција хомогене катализе у раствору. Пример за хомогену катализу у гасној фази је и реакција оксидације сумпор-диоксида у сумпор-триоксид, која се много ефикасније одвија у присуству азот-диоксида, који игра улогу катализатора.

Код хомогене катализе, повећање концентрације катализатора обично доводи до повећања брзине реакције, будући да се повећава број честица које учествују у каталитичком процесу. Код хетерогене катализе, највећи утицај на брзину реакције има додирна површина катализатора, односно број доступних активних центара на његовој површини. Када су активни центри катализатора заузети честицама реактанта, даље повећање концентрације реактанта не доводи до значајног повећања брзине реакције, јер процес постаје ограничен површином катализатора.

Постоје и **автокаталитичке реакције**, код којих један од продуката реакције делује као катализатор и убрзава ту исту реакцију. Због тога је брзина реакције на почетку мала, али како се ствара све већа количина продукта катализатора, реакција се убрзава.

### Механизам дејства катализатора

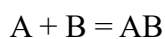
Катализатор убрзава реакцију тако што мења пут реакције. Енергетска баријера овог алтернативног пута је мања, односно енергија активације је нижа. То значи да, без повећања температуре, већи број честица реактаната има довољно енергије да савлада енергетску баријеру и да се трансформише у честице продукта. Према томе, катализатор омогућава да већи број судара између честица реактаната буде ефикасан, на тај начин повећавајући брзину реакције.



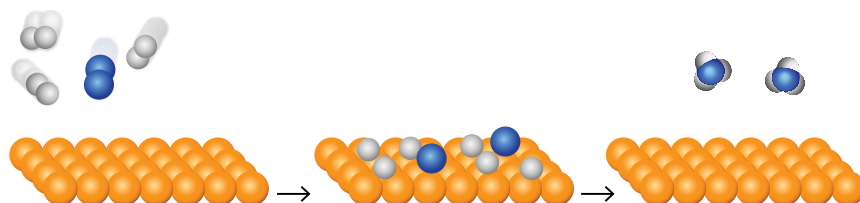
Слика 4.23 Ефекат катализатора на повећање броја честица са довољном енергијом за ефикасан судар

Код хомогене катализе, катализатор најчешће ступа у интеракцију са једним реактантом и образује међупродукт (корак 1). Реактант који ступа у реакцију са катализатором назива се *субстрат*, а међупродукт је познат још и као *интермедијарно једињење* или *интермедијер*. Потом интермедијер реагује са другим реактантом и образује продукт реакције, а катализатор се регенерише (корак 2). Значи, катализатор се не троши у хемијској реакцији, већ из ње излази хемијски и количински непромењен.

За реакцију која је представљена једначином  $A + B = AB$ , а која се одвија у присуству катализатора  $K$ , може се записати:



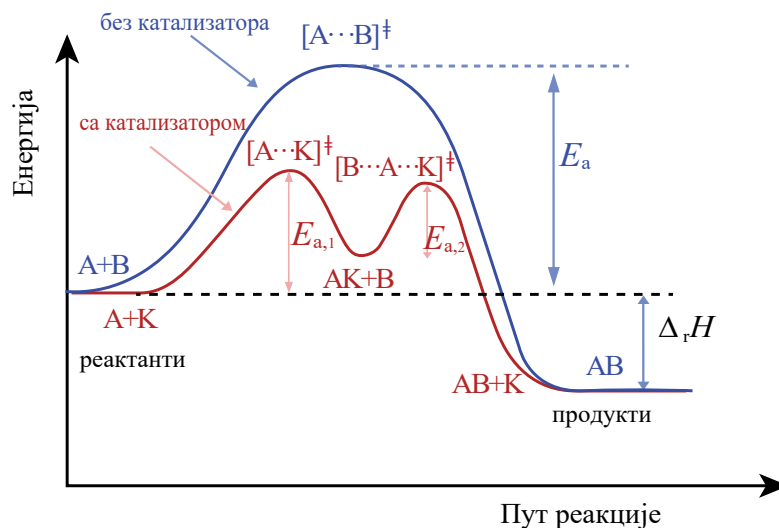
Код хетерогене катализе честице реактанта се адсорбују на површини чврстог катализатора. И ту је могуће да се образују интермедијери. Чврсти катализатори су ефикаснији ако је њихова додирна површина већа, па се зато они употребљавају у виду праха или се наносе на тзв. носаче. Метални чврсти катализатори могу се употребљавати и као мрежа будући да се на тај начин повећава њихова површина, а маса остаје иста. Већа додирна површина катализатора олакшава контакте између честица реактанта, што повећава брзину реакције.



Слика 4.24 Хетерогена катализа: механизам дејства катализатора при синтези амонијака

На Слика 4.25 приказан је реакциони профил катализоване и реакциони профил некатализоване реакције представљене једначином  $A + B = AB$ . Ради се о егзотермној реакцији будући да је енергија продуката нижа од енергије реактаната, односно  $\Delta_r H < 0$ .

Слика 4.25 Реакциони профил катализоване и реакциони профил некатализоване реакције



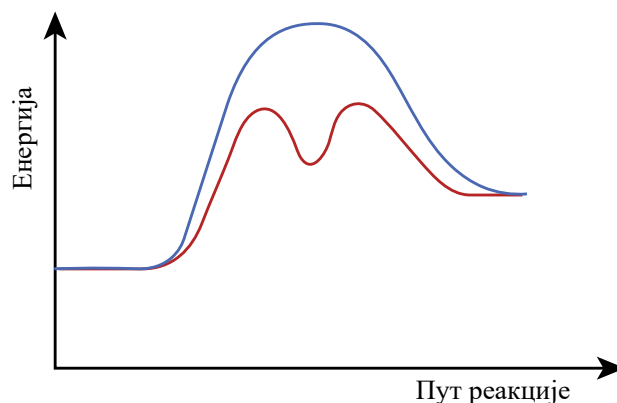
Из графичког приказа промене потенцијалне енергије током одвијања реакције може се приметити да се катализована реакција одвија у два корака: прво се добија интермедијер, који се потом трансформише у продукт, а катализатор остаје хемиски непромењен.

На микроскопском нивоу, може се рећи да катализатор учествува у два елементарна акта. У првом, честице реактанта А се повезују са честицама катализатора К, при чему се формира активирани комплекс  $[A \cdots K]^\ddagger$  (први максимум на кривој катализоване реакције). Одмах након тога настаје први интермедијер АК. У другом елементарном акту, честице интермедијера АК ступају у интеракцију са честицама реактанта В и формира се још један активирани комплекс  $[B \cdots A \cdots K]^\ddagger$  (други максимум на кривој катализоване реакције). У овом активираним комплексу, везе између честица реактанта и катализатора постепено слабе и у једном тренутку се раскидају. Електрони се прераспоређују и формирају се везе између честица продуката. Коначно, формира се крајњи продукт АВ, а катализатор К се ослобођава. На овај начин, катализатор је спреман да поново реагује са реактантом А у следећем циклусу.

Према томе, **катализатор мења пут реакције смањењем енергије активације реакције**. Катализована реакција се одвија у две фазе са нижим енергијама активације, уместо у једној фази са високом енергијом активације. Треба нагласити да укупна енергија реактаната и продуката не зависи од присуства катализатора. Такође, катализатор не мења коначни принос продуката, већ само повећава брзину реакције.

**Размисли и одговори:**

1. Прочени тачност следећих тврђења:
  - а) Катализатори повећавају енергију активације.
  - б) Катализатори излазе из реакција хемијски и физички непромењени.
  - в) Катализатори не могу убрзати немогуће реакције.
  - г) Катализатори омогућавају добијање већег приноса продукта.
  - д) Катализаторе одликује специфичност.
2. Разлагање раствора водоник-пероксида у присуству раствора калијум-јодида је пример за \_\_\_\_ катализу, а у присуству манган(IV)-оксида за \_\_\_\_ катализу.
  - а) хомогену, хомогену
  - б) хетерогену, хетерогену
  - в) хомогену, хетерогену
  - г) хетерогену, хомогену
3. Једна реакција има енергију активације од 100 kJ/mol. Катализатор А смањује енергију активације на 85 kJ/mol, а катализатор Б на 60 kJ/mol. Који катализатор омогућава бржу реакцију? Образложи!
4. Доврши скицу реакционог профила некатализоване и катализоване ендотермне реакције и означи: положај реактаната и продукта, положај активираних комплекса некатализоване и катализоване реакције, енергије активације некатализоване и катализоване реакције, реакциону енталпију. Објасни шта овај графички приказ представља на микроскопском нивоу!



## ЗНАЧАЈ И ПРИМЕНА КАТАЛИЗАТОРА

Катализатори имају изузетно важну улогу у хемији и у свакодневном животу, будући да омогућавају хемијским реакцијама да се одвијају брже и ефикасније. Каталитичке реакције се користе сваког дана, на пример у каталитичким конверторима (катализаторима) у аутомобилима, где се штетни гасови претварају у мање штетне. У живим организмима, ензими делују као биолошки катализатори и омогућавају да се сви животно важни процеси, као што су варење хране и дисање, одвијају на телесној температури. Катализатори имају огроман значај и у индустрији, где се користе при производњи амонијака, сумпорне киселине, горива, пластике и многих других производа, чиме се штеди енергија и повећава економска и еколошка ефикасност процеса.





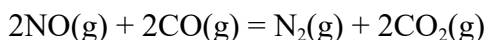
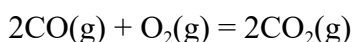
**Слика 4.26** Магла је последица загађења које је изазвано емисијама штетних гасова из издувних система без каталитичких уређаја

### Катализатори у индустрији

При високим температурама у моторима аутомобила, азот и кисеоник реагују међусобно и образују азот-моноксид, који се испушта у атмосферу и спаја са кисеоником из ваздуха, формирајући азот-диоксид. Додатно, при непотпуном сагоревању образује се и угљеник-моноксид, а присутно је и несагорело гориво које садржи испарљива органска једињења.

Све ове супстанце су отровне и главни су извор загађења ваздуха. Зато европске регулативе налажу коришћење **каталитичких конвертора у аутомобилима**. У каталитичким конверторима аутомобила одвијају се хемијске реакције којима се штетни издувни гасови претварају у мање штетне супстанце.

У њима се налазе катализатори, најчешће платина, паладијум и родијум, нанесени на велику додирну површину. Ови катализатори омогућавају да се реакције, као што су оксидација угљеник-моноксида до угљеник-диоксида и разградња азотних оксида до азота, одвијају брже и при нижим температурама. Притом се катализатори не троше, већ само убрзавају одвијање реакција.



Са еколошког аспекта, каталитички конвертори имају велики значај будући да значајно смањују емисију токсичних гасова и гасова који загађују, доприносе бољем квалитету ваздуха и смањују негативан утицај саобраћаја на здравље људи и животну средину.



**Слика 4.27** Каталитички конвертор за аутомобил

**Хабер–Бошов процес** је један од најзначајнијих индустријских процеса у хемији и користи се за добијање амонијака из елементарног азота и водоника. Реакција се одвија при високој температури и притиску, а као катализатор најчешће се користи *твосте са додацима алуминијум-оксида*. Улога катализатора је



да смањи енергију активације и омогући да се реакција одвија довољно великом брзином под индустријским условима. Захваљујући катализатору, процес постаје економски исплатив и овозможува масовну производњу амонијака, који је основна сировина за производњу вештачких ђубрива, а тиме има огроман значај за пољопривреду и исхрану светског становништва.

**Оствалдов процес** се користи за индустријско добијање азотне киселине, при чему се амонијак прво оксидује кисеоником. У првој и кључној фази процеса, као катализатор се користи *илајина* (често легирана *са родијумом*). Катализатор омогућава брзу и контролисану оксидацију амонијака до азотних оксида, који се даље прерађују до азотне киселине. Катализатор има пресудну улогу, будући да би се без њега реакција одвијала веома споро или би довела до нежељених продуката.

**Сумпорна киселина** се добија индустријски такозваним **контактним процесом**, при чему се сумпор-диоксид оксидује до сумпор-триоксида. У овој фази се као катализатор користи *ванадијум(V)-оксид*. Катализатор омогућава да се реакција одвија брже и при нижим температурама, што повећава ефикасност и безбедност процеса.

#### НАУЧИ ВИШЕ



Синтеза амонијака добила је посебан значај почетком XX века, а њена улога постала је кључна током Првог светског рата. Амонијак је основна сировина за добијање азотне киселине, а преко ње и за производњу експлозива. У то време, многе државе су зависиле од природних извора нитрата, који су били ограничени и тешко доступни, посебно у условима рата и блокада. Зато је могућност да се амонијак индустријски производи из азота из ваздуха представљала огромну стратешку предност.

Ипак, синтеза амонијака није била једноставна. Везе у молекулима азота су јаке, па азот тешко реагује са водоником. На први поглед, изгледало је да реакцију треба изводити на што нижој температури и што вишем притиску. Међутим, на ниским температурама реакција се одвија веома споро и практично није погодна за индустријску примену. Да би се реакција одвијала, било је потребно користити високе температуре и притиске, као и ефикасан катализатор. Ови услови су представљали велики технички и инжењерски изазов, будући да је опрема морала да издржи екстремне услове без оштећења.

Немачки хемичар Фриц Хабер је, експериментишући са великим бројем различитих супстанци, утврдио да гвожђе, уз додатак алуминијум-оксида као промотора, представља ефикасан катализатор за ову реакцију. За ово откриће Хабер је 1918. године добио Нобелову награду за хемију. Индустријску примену овог открића омогућио је Карл Бош, који је прилагодио процес за рад при високим температурама и притисцима. Тако се познати Хабер–Бошов процес изводи на температури од око 450–500 °C и притиску од приближно 20 МПа, у присуству гвожђа као катализатора. Овај процес представља један од најзначајнијих примера примене катализе у индустријској хемији и има огроман значај за производњу вештачких ђубрива и за исхрану светског становништва.

### Биокатализатори

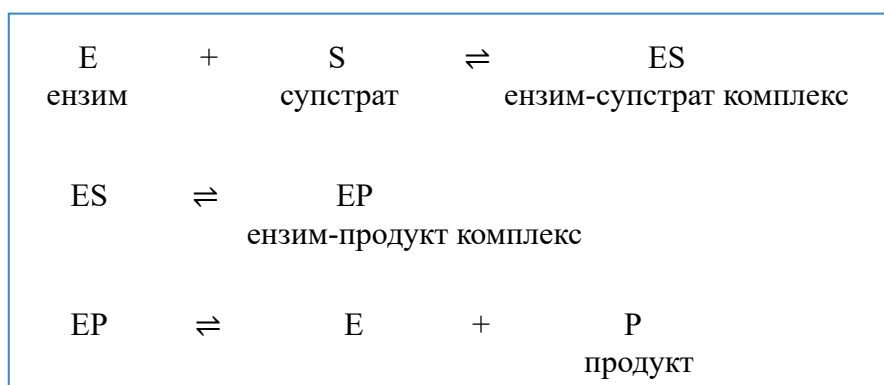
Ензими (или ферменти) су биокатализатори, супстанце које омогућавају да се хемијске реакције у живим организмима одвијају много брже и у благим условима (умерена температура, нормалан притисок и **определена** рН-вредност). Као и сви катализатори, ензими се не троше у реакцији и не мењају коначни принос продуката, већ повећавају брзину реакције тако што смањују енергију активације.

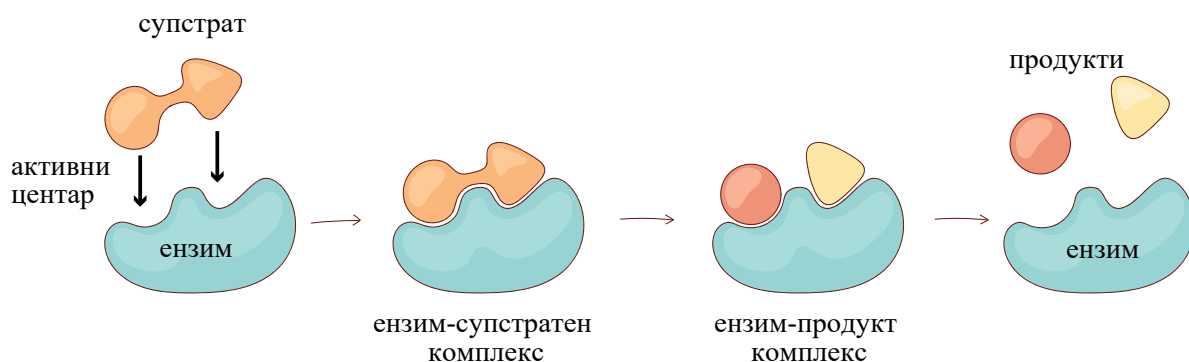
Ензими могу имати значајан ефекат на реакцију коју катализују. На пример, енергија активације за разлагање раствора водоник-пероксида износи 76 kJ/mol. Ако се додају јодидни јони, енергија активације се смањује на 57 kJ/mol, што убрзава реакцију за око 2000 пута. Енергија активације када се ова реакција одвија у присуству ензима каталазе износи 8kJ/mol, а брзина реакције је већа за  $10^{15}$  пута.

Обично се ензимска катализа сматра хомогеном јер су и ензим и супстрат присутни у воденом раствору. Међутим, ензими представљају макромолекуле, честице већих димензија, па ензимска катализа има карактеристике и хомогене и хетерогене катализе.

Једна од најважних карактеристика ензима је њихова специфичност. Сваки ензим може да катализује само један тип реакције или да делује на један одређени супстрат или супстрате који имају сличну структуру. Ово се може објаснити **моделом кључ и брава**, према којем је активни центар молекула ензима структурно компатибилан са молекулом супстрата, слично као што кључ одговара одређеној брави. Када се супстрат веже за ензим, формира се ензим-супстрат комплекс, у којем се реакција одвија лакше. Потом се продукти ослобађају, а ензим је спреман да поново делује.

За једноставну ензимску реакцију може се записати:





Слика 4.28 Механизам дејства ензима

На почетку брзина реакције расте са повећањем концентрације супстрата, али након што су сва активна места ензима заузета, брзина реакције се не мења. Од овог тренутка брзина реакције зависи од тога колико се брзо распада интермедијер ES.

Познат пример за ензимску катализу је разлагање водоник-пероксида. Када се у раствор водоник-пероксида дода ситно исецкан кромпир или квасац, реакција се значајно убрзава и ослобађа се кисеоник. Разлог је присуство ензима каталазе, који се налази во биљним и у животињским ћелијама. Осим кромпира и квасца, каталазе има и у јетри, у крви и у многим микроорганизмима, па се и они могу користити као извор ензима.

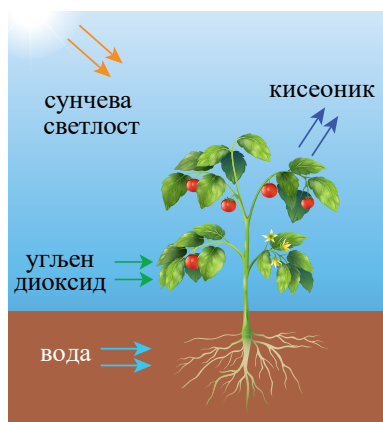
Ензими имају огроман значај и у прехранбеној индустрији. Они се користе при производњи јогурта, киселог млека и сира, где ензими и микроорганизми омогућавају ферментацију и стварање карактеристичног укуса и текстуре. У производњи бебеће хране, ензими се користе за разградњу сложених молекула на мање и лакше сварљиве, чиме храна постаје безбеднија и лакша за варење. Ензими се примењују и у пекарству, у производњи сокова, чоколаде, као и у фармацеутској и биотехнолошкој индустрији.



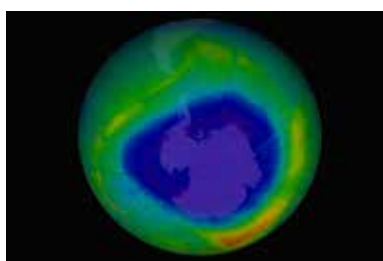
Слика 4.29 Примена ензима у индустрији

### Фотокаталитичке реакције

Светлост може имати важну улогу у одређеним хемијским реакцијама, које се називају фотохемијске реакције. То су реакције које се одвијају под дејством светлости, најчешће сунчеве. У неким реакцијама светлост је неопходна да би реакција почела, а у другим она убрзава реакцију. Када светлост убрзава реакцију помоћу супстанце која апсорбује светлост (тзв. фотокатализатор), говори се о **фотокаталитичким реакцијама**. У оваквим реакцијама светлост делује као својеврсни катализатор будући да омогућава реакцији да започне, а потом да се сама одвија.



Слика 4.30 Улога светлости, воде и угљен-диоксида у фотосинтези



Слика 4.31 Сателитски снимак озонске рупе изнад Антарктика

Типичан пример је *фотосинтеза*, при којој хлорофил апсорбује светлост и омогућава да се од угљеник-диоксида и воде створе органске супстанце, при чему се ослобађа кисеоник. Хлорофил се не троши у процесу, већ константно учествује у реакцији, што је карактеристично за катализаторе.

Светлост има важну улогу и у природним процесима у атмосфери, као што су *реакције повезане са озонским омошачем*, које се одвијају под дејством сунчевог зрачења. Разрушавање озонског омотача у стратосфери у великој мери је повезано са каталитичким дејством једињења која садрже хлор и бром, посебно хлорофлуороугљеводоника (CFCs). Смањење концентрације озона омогућава већој количини штетног UV-зрачења да стигне до површине Земље, што има озбиљне последице по живи свет и здравље људи.

Поред тога, фотокаталитичке реакције се користе и у савременој технологији, на пример на *разградњу загађујућих супстанци у ваздуху и води*.

### Размисли и одговори:

- Каталитички конвертори се користе у аутомобилима за претварање штетних у мање штетне гасове.
  - Напиши једначине реакција које узрокују смањење емисије токсичних гасова и гасова који загађују!
  - Зашто се метални катализатори (платина, паладијум и родијум) често наносе као танак слој на керамичку подлогу?
  - Истражи зашто каталитички конвертор обично не ради ефикасно док се мотор аутомобила не загреје до радне температуре!
  - Дискутуј да ли употреба каталитичких конвертора у аутомобилима у потпуности решава проблем загађења ваздуха из саобраћаја!
  - Истражи на које још начине се може допринети заштити животне средине од загађења и наведи улогу катализатора у тим процесима!
- Ензими у квасцу учествују у ферментацији глукозе. Истражи и објасни зашто се при повећању температуре на 45 °C ствара много мања количина етанола у поређењу са количином која се ствара на собној температури!
- Наведи примере за фотокаталитичке реакције и објасни који је њихов значај!

## Тематски тест

1. Моника и Мила су испитивале реакцију између калцијум-карбоната (мермера) и хлороводоничне киселине. У ком случају је реакција била најбржа?
- 1 g комадића мермера са 50 mL хлороводоничне киселине на 20 °C
  - 1 g праха мермера са 50 mL хлороводоничне киселине на 20 °C
  - 1 g комадића мермера са 50 mL хлороводоничне киселине на 30 °C
  - 1 g праха мермера са 50 mL хлороводоничне киселине на 30 °C

5 б.

2. Заокружи тачну комбинацију која показује какав ће ефекат имати следеће промене на брзину хемијске реакције:

*додавање катализатора*      *снижавање температуре*

- |                      |                   |
|----------------------|-------------------|
| а) убрзава реакцију  | убрзава реакцију  |
| б) убрзава реакцију  | успорава реакцију |
| в) успорава реакцију | убрзава реакцију  |
| г) успорава реакцију | успорава реакцију |

5 б.

3. Заокружи слово испред тачне опције која показује како катализатор и температура утичу на број судара и на енергију активације!

*додавање катализатора*

*повећање температуре*

- |                                    |                                 |
|------------------------------------|---------------------------------|
| а) већи број судара                | већи број судара                |
| б) енергија активације се смањује  | већи број судара                |
| в) већи број судара                | енергија активације се повећава |
| г) енергија активације се повећава | енергија активације се смањује  |

5 б.

4. Наведи две карактеристике катализатора!

5 б.

5. Објасни улогу каталитичких конвертора у аутомобилима и напиши хемијске једначине реакција које се одвијају!

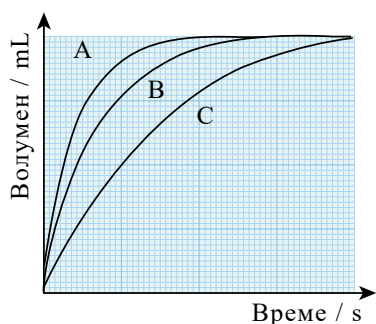
10 б.

6. Матеа је извела експеримент у коме је испитивала реакцију између магнезијума и сумпорне киселине како би открила како брзина реакције зависи од температуре. Реакцију је извела на три различите температуре: 30 °C, 40 °C и 50 °C.

I. Напиши хемијску једначину реакције! Означи агрегатна стања свих учесника у реакцији одмах иза хемијских симбола/формула, користећи следеће ознаке: s – чврсто, l – течност, g – гасовито и aq – водени раствор!

II. Које факторе Матеа треба да одржава константним да би резултати били веродостојни?

III. Добијене резултате је представила графички.



Која крива одговара реакцији изведеној на 50 °C?

- крива А
- крива В
- крива С
- нема довољно података да би се одредило

10 б.

7. Графички представи реакциони профил реакције представљене следећом термохемијском једначином:  $S(g) + O_2(g) = SO_2(g)$   $\Delta_r H = -296 \text{ kJ/mol}$  без и са присуством катализатора!
- а) Означи положај реактаната и продуката, положај активираниог комплекса, енергију активације и реакциону енталпију некатализоване реакције!
- б) Означи положај реактаната и продуката, положај активираниог комплекса, енергију активације и реакциону енталпију катализоване реакције!
- в) Објасни шта представља графички приказ катализоване реакције на микроскопском нивоу!

30 б.

8. При разлагању азот-монооксида, концентрација реактанта се у првих 1200 секунди променила са  $0,3 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$  до  $0,2 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ . Колико износи брзина реакције? Једначина хемијске реакције је  $2NO(g) = N_2(g) + O_2(g)$ .

10 б.

9. Сагоревање пропана је представљено следећом хемијском једначином:  
 $C_3H_8(g) + 5O_2(g) = 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$ . Ако брзина промене концентрације угљеник-диоксида износи  $0,015 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{s}^{-1}$ , да се упореди:
- а) брзина реакције
- б) брзина промене концентрације пропана

10 б.

10. Температурни коефицијент једне неповратне реакције износи 3. Реакција завршава за 10 минута на температури од  $50^\circ\text{C}$ . Израчунај за колико времена ће завршити иста реакција на  $30^\circ\text{C}$ !

10 б.



## РЕЗИМЕ

- Брзина реакције је величина која описује реакцију као целину и не зависи од тога за који се реагент или продукт у реакцији израчунава. Јединица за брзину реакције је  $\text{mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$  или  $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$ .
- Брзина промене концентрације учесника у хемијској реакцији дефинише се као однос између промене концентрације датог учесника у реакцији и времена потребног да дође до такве промене концентрације. Јединица је  $\text{mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$  или  $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$ .
- Постоји више фактора који утичу на брзину хемијских реакција, од којих су најважнији: природа супстанци, величина површине реагента у чврстом агрегатном стању, концентрација реагента, температура и катализатори.
- Повећање додирне површине доводи до повећања брзине реакције.
- Са повећањем концентрације реагента повећава се и брзина реакције.
- Код великог броја хемијских реакција повишење температуре изазива повећање брзине реакције.
- Константа брзине реакције ( $k$ ) је величина која карактерише брзину дате реакције при одређеној температури. Што је већа вредност  $k$ , то је реакција бржа.
- Температурни коефицијент реакције ( $\gamma$ ) се изражава као однос брзина за исту реакцију одређених при две температуре које се међусобно разликују за  $10^\circ\text{C}$  (или  $10\text{ K}$ ). Експериментално је показано да се код великог броја реакција брзина повећава за два до четири пута са повишењем температуре за  $10^\circ\text{C}$ .
- Утицај концентрације и температуре на брзину хемијских реакција може се објаснити помоћу теорија у хемијској кинетици: теорије судара и теорије активiranог комплекса.
- Да би судар био ефикасан, потребно је да честице реагента буду правилно оријентисане једне према другима и да поседују довољно енергије.
- Активирани комплекс је врста прелазног стања и садржи све честице од којих су изграђени реагенти и које учествују у елементарном чину хемијске трансформације.
- Минимална количина енергије која је потребна да би почела хемијска реакција назива се енергија активације. Ова величина се означава са  $E_a$  и мери се у  $\text{J/mol}$  или  $\text{kJ/mol}$ .
- Катализатори су супстанце које убрзавају хемијску реакцију, а притом излазе хемијски и количински неизмењени. Они мењају пут реакције смањењем енергије активације реакције.
- Инхибитори су супстанце које успоравају хемијску реакцију, а у неким случајевима могу је и потпуно зауставити.
- Реакције које се одвијају у присуству катализатора називају се каталитичке реакције, а сама појава катализа.
- При хетерогеној катализи катализатор и реагенти су у различитим фазама, односно образују хетерогени систем. При хомогеној катализи катализатор и реагенти су у истој фази, обично у гасној фази или у раствору.
- Код аутокаталитичких реакција један од продуката реакције делује као катализатор и убрзава ту исту реакцију.
- Катализатори имају широку примену у индустрији.
- Ензими (или ферменти) су биокатализатори, супстанце које омогућавају хемијским реакцијама у живим организмима да се одвијају много брже и у благим условима.
- Када светлост убрзава реакцију помоћу супстанце која апсорбује светлост (тзв. фотокатализатор), говори се о фотокаталитичким реакцијама. У таквим реакцијама светлост делује као својеврсни катализатор јер омогућава да реакција започне, а затим да се сама одвија.





## 5. ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА

Након што изучиш ову тему моћи ћеш:

- да објашњаваш настајање стања хемијске равнотеже, да објашњаваш динамички карактер хемијске равнотеже и да правиш разлику између стања хемијске равнотеже код повратних и неповратних хемијских реакција и између хомогене и хетерогене равнотеже;
- да представљаш израз за константу хемијске равнотеже преко равнотежних количинских концентрација учесника за различите хемијске реакције и да израчунаваш њену вредност изражену у одговарајућој јединици;
- да објашњаваш утицај промене концентрације учесника, температуре и притиска на хемијску равнотежу и да одређујеш смер померања хемијске равнотеже применом Ле Шателјеовог и Брауновог принципа.



## САДРЖАЈИ:

- 5.1 Хемијска равнотежа
- 5.2 Константа хемијске равнотеже
- 5.3 Померање хемијске равнотеже

## 5. 1 ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА

### ХЕМИЈСКА РАВНОТЕЖА

#### Појмови:

хемијска равнотежа, динамички карактер хемијске равнотеже, хомогена равнотежа, хетерогена равнотежа

У свакодневном животу често се користи појам равнотежа. Када двоје деце седе на клацкалицы и она мирува, или када вага са два таса показује једнаку масу са обе стране, каже се да је систем у равнотежи. У овим ситуацијама стање се не мења током времена и ништа видљиво се не дешава. Ово се назива **статичка равнотежа**, појам који је већ изучаван у физици. Међутим, у хемији равнотежа има другачије значење. Хемијске реакције могу да се одвијају у два супротна смера и чак и када систем изгледа непромењен, на микроскопском нивоу се непрестано дешавају промене. Такво стање се назива **динамичка равнотежа**. Она се може упоредити са жичаром или са покретним степеницама (ескалаторима), када се људи непрекидно крећу и у једном и у другом смеру. Ако је брзина кретања људи у оба смера једнака, укупан број људи са једне и са друге стране жичаре или на покретним степеницама у датом тренутку остаје исти. Слично томе, у хемијској равнотежи *честице реактаната и производа се непрекидно претварају једне у друге, истом брзином, па састав система остаје непромењен.*



а



б



в



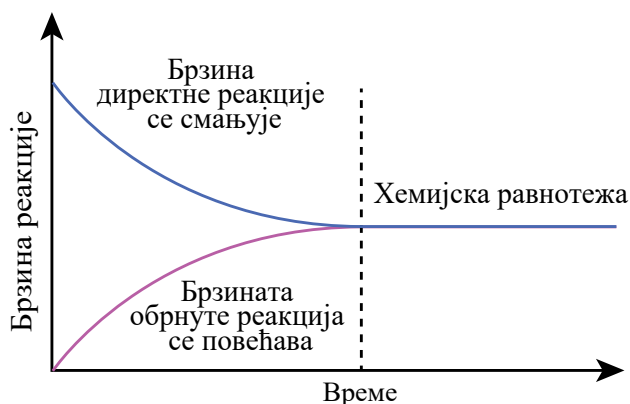
г

Слика 5.1 Аналогија на статична (а, б) и динамична (в, г) равнотежа

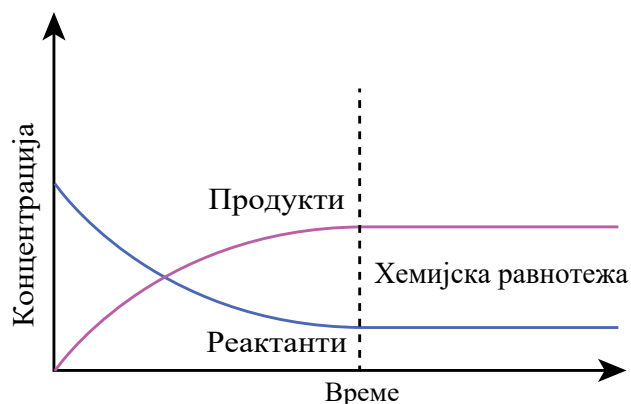
Ако су на почетку хемијске реакције у реакционом систему присутни само реактанти, долазиће до трансформације честица реактаната, при чему ће почети да се образују честице продуката. У овом тренутку тече **директна реакција**, од реактаната ка продуктима. Након што у систему буду присутне и честице продуката, почиње да тече и **повратна (обрнута) реакција**, односно честице продуката почињу да се трансформишу у честице реактаната. Значи, у току хемијске реакције количина реактаната се смањује, а количина продуката се повећава. У једном тренутку брзине директне и повратне реакције ће се изједначити и успоставља се стање **хемијске равнотеже**.

Иако и директна и повратна реакција настављају да се одвијају истовремено, количине (а самим тим и концентрације) реактаната и продуката се више не мењају и на макроскопском нивоу се не примећује промена у саставу система.

Међутим, на микроскопском нивоу непрестано се дешавају хемијска претварања и због тога се каже да хемијска равнотежа има динамички карактер.



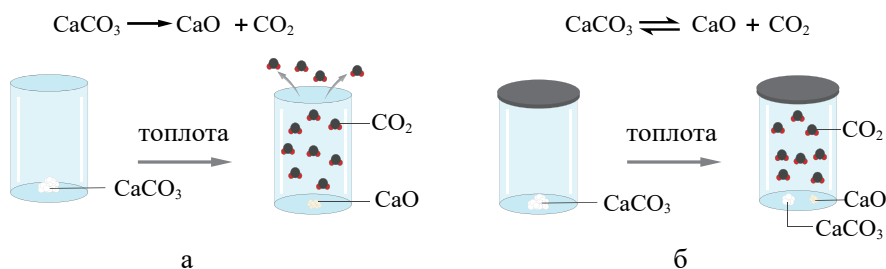
**Слика 5.2** На почетку је брзина директне реакције већа, али са током времена, како се повећава количина produkта, убрзава се и повратна (обратна) реакција. У одређеном тренутку систем достиже равнотежу, при чему брзине директне и повратне реакције постају једнаке.



**Слика 5.3** У току хемијске реакције концентрација реактанта се смањује, а концентрација продукта се повећава. Од момента постизања равнотеже, концентрације реактанта и продукта остају константне у току времена.

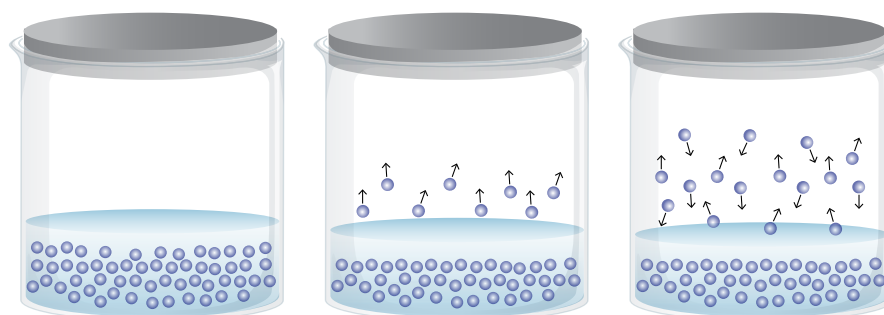
Строго узевши, хемијска равнотежа се успоставља и код неповратних и код повратних реакција. *Неповратне реакције* теку све док се у реакционом систему више не може детектовати присуство макар једног од реактанта. Тада се успоставља стање хемијске равнотеже и количине реактанта и продукта остају константне. Ипак, у овом случају у равнотежној смеси доминирају продукти, док је количина реактанта занемарљиво мала. Зато се каже да неповратне реакције теку до краја. Такви примери су реакције сагоревања и јонске реакције при којима се образује талог, гас или слабо дисосовано једињење. Код *повратних реакција*, у равнотежној смеси су присутне мерљиве количине свих реактанта и продукта. Равнотежа која се успоставља између честица реактанта и продукта омогућава да њихове количине остану константне.

Важно је напоменути да, и поред тога што се количине реактанта и продукта у равнотежи не мењају, то не значи да су оне међусобно једнаке.



**Слика 5.4** Равнотежа може да се постигне у затвореном систему. При разлагању кречњака, у отвореном систему угљеник-диоксид напушта посуду, па реакција протиче до краја (а). У затвореном систему угљен-диоксид је присутан у систему и успоставља се равнотежа (б).

Када се говори о хемијској равнотежи, реактанти и продукти представљају различите супстанце. Међутим, равнотежа се може успоставити и код физичких процеса. На пример, ако се вода остави да стоји у затвореној посуди на собној температури, молекули воде из површинског слоја течности напуштаће течну и прелазиће у гасовиту фазу (одвија се процес назван испаравање). Будући да се ради о затвореном систему, молекули воде не могу да напусте систем, па ће се њихова концентрација у гасовитој фази током времена повећавати и почеће процес кондензације. У једном тренутку брзина кондензације ће се изједначити са брзином испаравања, па се количине течне воде и водене паре надаље не мењају. Систем је достигао равнотежу. На микроскопском нивоу, број молекула који напуштају течност једнак је броју оних који се враћају у течну фазу.



Слика 5.5 Равнотежа код физичких процеса у затвореном систему

Сумарно, за системе у равнотежи могу се навести следеће заједничке карактеристике:

- 1) Равнотежа је динамична. Реакција не престаје, већ се директна и повратна (обратна) реакција одвијају једнаком брзином.
- 2) Равнотежа се успоставља у затвореном систему. У затвореном систему не постоји размена супстанце са околином, па су могуће трансформације и из реактаната у продукте и из продуката у реактанте.
- 3) У стању равнотеже количине реактаната и продуката остају константне. Реактанти и продукти се троше и настају истом брзином.
- 4) При равнотежи нема видљиве макроскопске промене у систему. Макроскопска својства супстанци (на пример, боја и густина) се не мењају, будући да она зависе од количине компонената у равнотежној смеси. Међутим, на микроскопском нивоу непрестано се дешавају хемијска претварања.
- 5) Равнотежа се може постићи у оба смера одвијања реакције. Иста равнотежна смеша ће се добити ако се, под истим условима, започне само са реактантима, само са продуктима или са смесом реактаната и продуката.



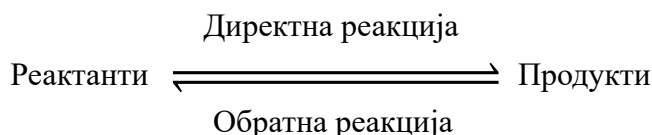


## Размисли и одговори:

- Које од следећих тврдњи су тачне у вези са хемијском равнотежом?
  - Директна и повратна (обратна) реакција настављају да се одвијају.
  - Брзине директне и повратне (обратне) реакције су једнаке.
  - Концентрације реактаната и продуката су једнаке.
  - а) i и ii
  - б) i и iii
  - в) ii и iii
  - г) i, ii и iii
- Процени тачност следећих тврдњи у вези са смешом леда и течне воде при равнотежи на константној температури:
  - Брзина топљења је једнака брзини мржњења (залеђивања).
  - Не постоји видљива промена у систему.
  - Количине течне воде и леда су једнаке.
  - Исто стање равнотеже ће се постићи хлађењем воде или загревањем леда.

## ПРЕДСТАВЉАЊЕ ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА У СТАЊУ ХЕМИЈСКЕ РАВНОТЕЖЕ

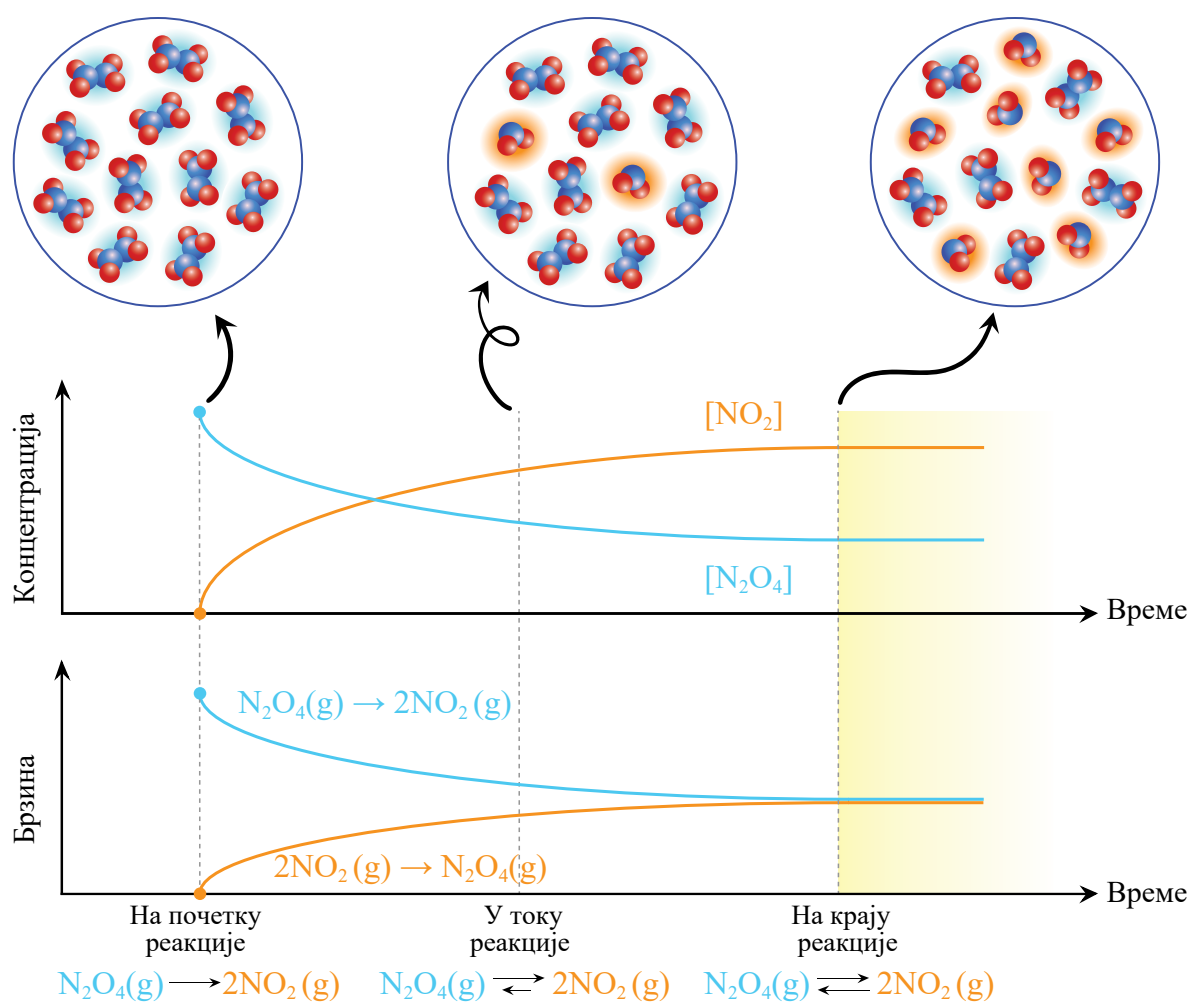
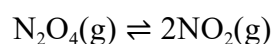
При записивању хемијских једначина којима се означава хемијски систем у равнотежи користи се двострука полустрелица ( $\rightleftharpoons$ ). Полустрелица усмерена надесно представља директну реакцију (претварање реактаната у продукте), а полустрелицом усмереном налево означава се повратна (обратна) реакција (претварање продуката у реактанте).



Понекад се реакције представљају једначинама у којима стрелице имају неједнаку дужину. Овај запис квалитативно показује положај равнотеже, односно који учесници су заступљени са већом концентрацијом у равнотежној смеси. Ако је стрелица која означава директну реакцију дужа, то значи да су у равнотежи продукти заступљени са већом концентрацијом. Често се, у оваквом случају, каже да је фаворизована директна реакција. Обратно, ако је стрелица која означава повратну (обратну) реакцију дужа, реактанти су заступљени са већом концентрацијом (фаворизована је повратна реакција). Притом треба имати на уму да се и у оба случаја директна и повратна реакција одвијају једнаком брзином, што је основна карактеристика хемијске равнотеже.



Ток реакције у којој учествују азот-диоксид ( $\text{NO}_2$ ) и диазот-тетраоксид ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ) може се лако пратити зато што је азот-диоксид тамнобраон гас, а диазот-тетраоксид безбојан. Ако на почетку у систему има само диазот-тетраоксида, не примећује се никакво обојење. Али, чим почну да се стварају молекули азот-диоксида, појављује се браон обојење. Боја се постепено интензивира све до успостављања равнотеже. У овом тренутку у реакционом систему су присутне мерљиве количине и диазот-тетраоксида и азот-диоксида. Након тога нема промене боје јер концентрације оба гаса остају константне. Иако нема промене боје, при равнотежи се претварања диазот-тетраоксида у азот-диоксид и азот-диоксида у диазот-тетраоксид и даље дешавају, али су брзине директне и повратне (обратне) реакције једнаке. Ова повратна реакција може се записати на следећи начин:

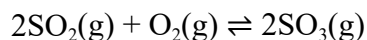


Слика 5.6 Успостављање динамичке равнотеже између диазот-тетраоксида и азот-диоксида

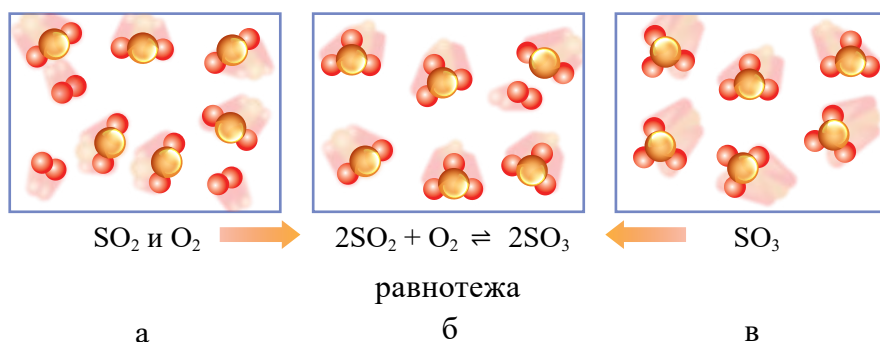


До стања равнотеже може се доћи и ако се крене од азот-диоксида. На почетку је боја тамнобраон, а након што молекули азот-диоксида почну да се спајају (везују) и да се трансформишу у молекуле диазот-тетраоксида, боја почиње да бледи све док се не успостави равнотежа. До стања равнотеже може се доћи и ако се крене од смеше ова два гаса.

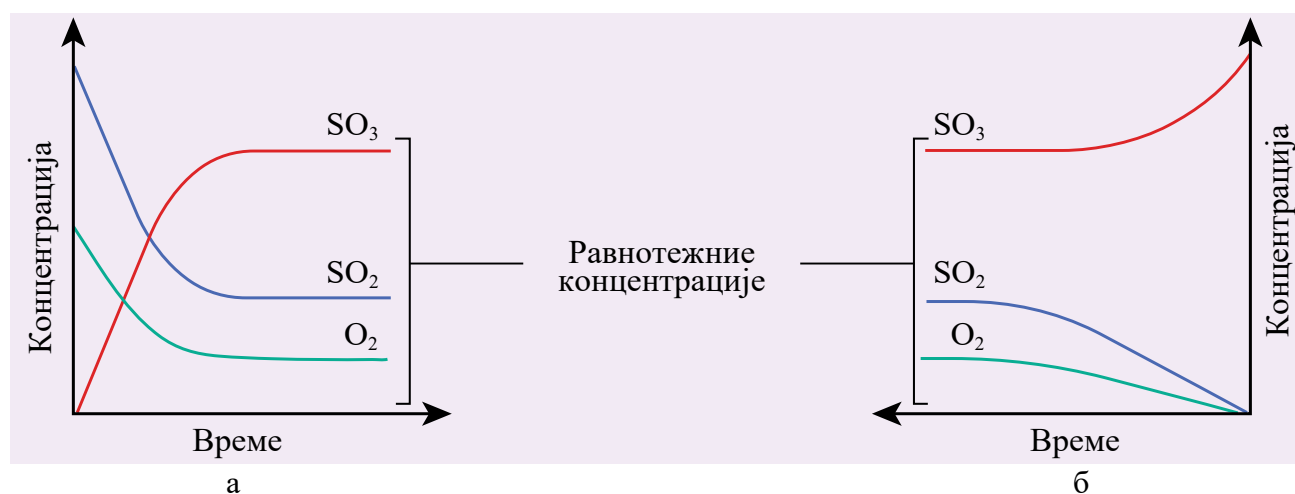
Други пример повратне реакције је реакција између сумпор-диоксида и кисеоника, при чему се добија сумпор-триоксид.



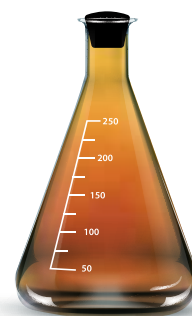
Ако се крене од сумпор-диоксида и кисеоника, они међусобно реагују и на почетку се одвија само директна реакција. Брзина повратне (обратне) реакције је нула, будући да се још увек није формирао сумпор-триоксид, који би се разлагао до сумпор-диоксида и кисеоника. Са повећањем концентрације сумпор-триоксида, повећава се и брзина повратне реакције. Са друге стране, брзина директне реакције се смањује, будући да се сумпор-диоксид и кисеоник троше. У једном тренутку брзине директне и повратне реакције се изједначавају и успоставља се хемијска равнотежа.



**Слика 5.8** Молекуле сумпор-диоксида реагују са молекулима кисеоника (а). Молекули сумпор-триоксида се разлажу до молекула сумпор-диоксида и кисеоника (в). У равнотежи су присутне све три врсте молекула (б).



**Слика 5.9** Састав равнотежне смеше је исти без обзира на то да ли су на почетку били присутни само сумпор-диоксид и кисеоник (а) или само сумпор-триоксид (б).



**Слика 5.7** Равнотежна смеша састављена од  $\text{NO}_2$  и  $\text{N}_2\text{O}_4$



## ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО



Слика 5.10 Раствори калијум-дихромата и калијум-хромата

## Испитивање хемијске равнотеже

**Потребан прибор и супстанце:** две лабораторијске чаше од 100 mL, разблажени водени раствори калијум-хромата и хлороводоничне киселине, мензура, пипета или капаљка, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

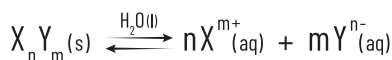
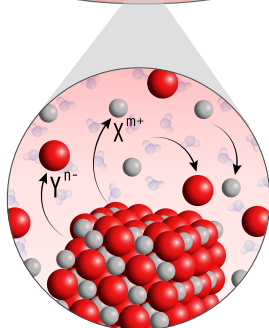
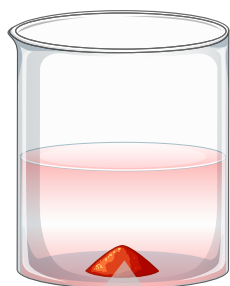
**Поступак:** У две лабораторијске чаше, мензуром, сипај околу 30 mL раствора калијум-хромата. Каква је боја раствора? Потом, пипетом додај раствор хлороводоничне киселине све до промене боје раствора. Каква је боја раствора сада? На крају, у овако добијени раствор додај дестиловану воду. Шта примећујеш?

Реакција калијум-хромата са хлороводоничном киселином је пример повратне реакције. Додавањем раствора хлороводоничне киселине, жута боја раствора се мења у наранџасту. Ово је показатељ да је у киселој средини фаворизовано трошење хроматних јона (жути раствор) и образовање (настајање) дихроматних јона (наранџасти раствор). Додавањем воде у раствор дихромата, реакција тече у смеру образовања хроматних јона, при чему се поново примећује жута боја раствора.



жоти раствор

наранџасти раствор

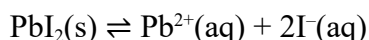


Слика 5.11 Равнотежа између талогa и његовог zasiћеног раствора

Уколико су сви учесници у стању хемијске равнотеже у истом агрегатном стању (тачније, у истој фази), говори се о **хомогеној равнотежи**. Такав пример је равнотежа која се успоставља између азот-диоксида и диазот-тетраоксида. Са друге стране, ако су агрегатна стања супстанци које учествују у реакцији различита, ради се о **хетерогеној равнотежи**. На пример, при загревању калцијум-карбоната у затвореном суду образује се равнотежа која је представљена следећом хемијском једначином:

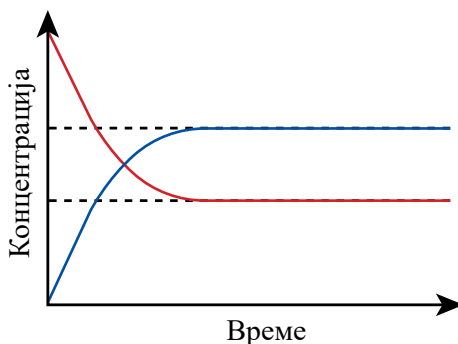


Други пример за хетерогену равнотежу је онај када у систему постоје слабо растворљиво једињење (талог) и његов zasiћени раствор. У zasiћеном раствору постоје јони добијени дисоцијацијом раствореног дела супстанце. Успоставља се динамичка равнотежа при којој честице из талогa дисоцијују и прелазе у раствор и истовремено, једнаком брзином, јони из раствора се рекомбинују и таложе.



**Размисли и одговори:**

1. Представи описе следећих хемијских реакција у стању равнотеже одговарајућим хемијским једначинама, а затим наведи у којим случајевима се ради о хомогеној, а у којим о хетерогеној равнотежи:
  - а) При загревању чврстог натријум-хидрогенкарбоната образују се натријум-карбонат, угљерод-диоксид и водена пара.
  - б) При сједињавању водоника и хлора образује се хлороводоник.
  - в) У воденом раствору сирћетна киселина дисоцује на водоничне и ацетатне јоне.
  - г) При дејству водене паре на угљеник добијају се угљерод-моноксид и водоник.
  - д) Талог сребро-сулфата је у равнотежи са јонима који постоје у засићеном раствору ове соли.
2. На следећем графичком приказу представљена је зависност концентрација реактаната и продуката од времена за реакцију у којој су на почетку присутни само водоник и јод. Црвена крива означава хемијско претварање гасовитог водоника и гасовитог јода у гасовити јодоводоник, а плава крива се односи на повратну (обратну) реакцију.
  - а) Прикажи графички зависност концентрација од времена за исту реакцију, под истим условима, ако је на почетку присутан само јодоводоник!
  - б) Да ли је ова реакција пример за хомогену или за хетерогену равнотежу?



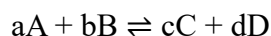


## 5.2 КОНСТАНТА ХЕМИЈСКЕ РАВНОТЕЖЕ

### КОНСТАНТА НА ХЕМИСКА РАВНОТЕЖА

У основи хемијских реакција је претварање реактаната у жељене продукте. Уобичајено, хемичари настоје да што већи део ових реактаната претворе у продукте. Степен до којег су реактанти трансформисани у продукте изражава се преко бројне вредности константе равнотеже.

Уопште, повратна реакција у којој реактанти А и В реагују при чему се образују продукти С и D у тренутку равнотеже може се представити следећом општом хемијском једначином:



Након што се успостави равнотежа, концентрације А, В, С и D се више не мењају, уколико услови остану исти. То значи да ће и однос равнотежних концентрација бити константан. Помоћу равнотежних концентрација, константа хемијске равнотеже се дефинише на следећи начин:

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

#### Појмови:

константа хемијске равнотеже, равнотежна количинска концентрација

Ако се једначина повратне реакције запише у супротном смеру, тада је њена константа равнотеже реципрочна вредност првобитне константе равнотеже.

Константа равнотеже зависи од тога како је изједначена хемијска једначина.

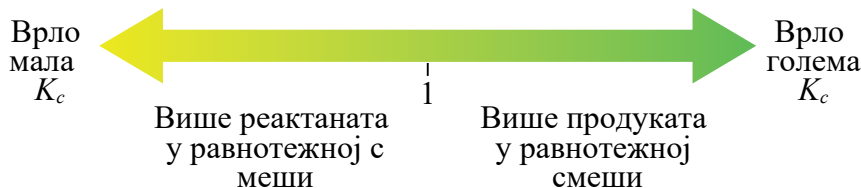
Према томе, **константа хемијске равнотеже** представља однос између производа равнотежних концентрација продуката и производа равнотежних концентрација реактаната, свака степенована одговарајућим стехиометријским коефицијентом. Средње заграде се користе да би се означило да је реч о **равнотежним количинским концентрацијама**, односно о концентрацијама које реактанти и продукти постижу у тренутку успостављања равнотеже. Ова константа не зависи од почетних концентрација учесника.

Овај израз су 1864. године формулисали норвешки хемичари Гулдберг и Ваге и он представља математички израз *Закона о дејствију маса*.

При равнотежи, брзине директне и повратне реакције су једнаке. Будући да брзина хемијске реакције зависи од температуре, и константа хемијске равнотеже ће такође зависити од температуре. Њена вредност је константна само при датој температури.

Нумеричка вредност  $K_c$  за одређени равнотежни систем добија се експериментално. Вредност  $K_c$  за дату реакцију при одређеној температури показује до ког степена се реактанти претварају у продукте. Ако је вредност  $K_c$  мала, директна реакција се одвијала у врло малој мери пре него што се успоставила равнотежа и у равнотежној смеси преовлађују реактанти. Велика вредност  $K_c$  указује на то да у реакционом систему у тренутку равнотеже има више продуката него реактаната, што значи да је директна реакција протекла у већем степену.

Вредност  $K_c$  не даје информацију о брзини којом се одвија реакција, нити о брзини којом се успоставља равнотежа, већ само о природи равнотежне смеше.



### Вредност на $K_c$

$$K_c \ll 1$$

$$K_c < 1$$

$$K_c \approx 1$$

$$K_c > 1$$

$$K_c \gg 1$$

### Степен одвијања реакције

Реакција се готово и не одвија.

У равнотежној смеси има више реактанта.

У равнотежној смеси су присутне значајне количине и реактанта и продуката.

Равнотежној смеси има више продуката.

Реакција тече готово до краја.



Слика 5.12 Като Гулдберг  
(Cato Maximilian Guldberg,  
1836 – 1902)

У израз за  $K_c$  укључују се само концентрације супстанци које се заиста могу мењати. То значи да се чисте чврсте супстанце и течности изостављају, будући да се њихове концентрације практично не мењају.

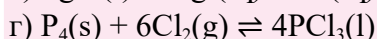
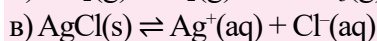
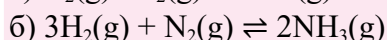
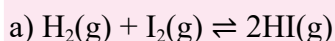
Јединица за константу равнотеже дате реакције зависи од тога колики су стехиометријски коефицијенти испред сваког од учесника у хемијској једначини. У случају када је збир стехиометријских коефицијената реактанта једнак збиру стехиометријских коефицијената продуката,  $K_c$  је бездимензионална величина.



Слика 5.13 Петер Варе  
(Peter Waage, 1833 – 1900)

### Пример 5.1.

Представи изразе за константу хемијске равнотеже преко равнотежних количинских концентрација учесника и одреди њене јединице за реакције које су записане следећим хемијским једначинама:



### Решење:

а) Према изразу за  $K_c$  у бројиоцу се наводи концентрација продукта  $\text{HI}$  степенована одговарајућим стехиометријским коефицијентом, који износи 2. У имениоцу се наводи производ концентрација реактанта, свака степенована одговарајућим стехиометријским коефицијентом (у овом случају, коефицијенти су 1). Према томе, израз за  $K_c$  је:

$$K_c = \frac{[\text{c}(\text{HI})]^2}{[\text{c}(\text{H}_2)] \cdot [\text{c}(\text{I}_2)]}$$

Коефицијент испред  $\text{HI}$  у једначини је 2  
 Коефицијент испред  $\text{H}_2$  у једначини је 1  
 Коефицијент испред  $\text{I}_2$  у једначини је 1

На основу овог израза може се извести јединица у којој се мери  $K_c$  на следећи начин:

$$\frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2} = 1$$

$$\text{или} \quad \frac{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2} = 1$$

Према томе,  $K_c$  је бездимензионална величина.

Поступајући на сличан начин, могу се записати изрази за  $K_c$  за друге реакције и одредити одговарајуће јединице. Притоме треба водити рачуна да концентрације чистих чврстих супстанци и течности не фигуришу у изразима за  $K_c$ .

$$\text{б)} \quad K_c = \frac{[c(\text{NH}_3)]^2}{[c(\text{H}_2)]^3 \cdot [c(\text{N}_2)]}$$

$$\frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^3 \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^4} = \frac{1}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2} \\ = \frac{1}{\text{mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}} = \text{dm}^6 \cdot \text{mol}^{-2} = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$$

$$\text{в)} \quad K_c = \frac{[c(\text{Ag}^+)] \cdot [c(\text{Cl}^-)]}{[c(\text{AgCl})]} = [c(\text{Ag}^+)] \cdot [c(\text{Cl}^-)]$$

$$[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] = [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2 = \text{mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6} = \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

$$\text{г)} \quad K_c = \frac{[c(\text{PCl}_3)]^4}{[c(\text{P}_4)] \cdot [c(\text{Cl}_2)]^6} = \frac{1}{[c(\text{Cl}_2)]^6}$$

$$\frac{1}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^6} = \frac{1}{\text{mol}^6 \cdot \text{dm}^{-18}} = \text{dm}^{18} \cdot \text{mol}^{-6} = \text{L}^6 \cdot \text{mol}^{-6}$$

### Размисли и одговори:



1. Једначина реакције у тренутку када је постигнута равнотежа на датој температури је  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$ , а константа равнотеже на тој температури износи  $2,7 \cdot 10^{-18}$ . Да ли у равнотежној смеси има више реактаната или продуката?
2. Представи изразе за константу хемијске равнотеже преко равнотежних количинских концентрација учесника и одреди њене јединице за реакције које су записане следећим хемијским једначинама:
  - а)  $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
  - б)  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
  - в)  $\text{HF}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$
  - г)  $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
3. На основу израза за константу равнотеже напиши изједначену хемијску једначину реакције, наводећи агрегатна стања свих учесника!

$$K_c = \frac{[c(\text{CO})] \cdot [c(\text{H}_2)]^3}{[c(\text{CH}_4)] \cdot [c(\text{H}_2\text{O})]}$$



## ХЕМИЈСКИ ПРОРАЧУНИ КОЈИ УКЉУЧУЈУ КОНСТАНТУ ХЕМИСКЕ РАВНОТЕЖА

Стање хемијске равнотеже може се описати преко равнотежних концентрација учесника у реакцији. Уколико су познате ове концентрације, може се израчунати и вредност константе хемијске равнотеже, која је карактеристична за дату реакцију при одређеној температури. Након што се одреди њена вредност, она се може искористити за израчунавање непознатих равнотежних концентрација и за предвиђање састава равнотежне смеше. Притоме треба нагласити да константа равнотеже има константну вредност само при датој температури, а са променом температуре мења се и њена вредност.

### Пример 5.2.

Равнотежна смеша на 1500 К састоји се од азота, кисеоника и азот-моноксида чије су количинске концентрације  $6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ,  $1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  и  $1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  одговарајуће. Израчунај константу равнотеже при овој температури за реакцију која је представљена хемијском једначином  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$ .

**Дато је:**

$$[c(\text{N}_2)] = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{O}_2)] = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{NO})] = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

**Тражи се:**

$$K_c = ?$$

**Решење:**

Будући да су дате равнотежне количинске концентрације за све учеснике у реакцији, потребно је само да се они замене у изразу за константу равнотеже.

$$K_c = \frac{[c(\text{NO})]^2}{[c(\text{N}_2)] \cdot [c(\text{O}_2)]}$$

$$K_c = \frac{[1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}]}$$

$$K_c = 0,111 \cdot 10^{-4} = 1,11 \cdot 10^{-5}$$

### Пример 5.3.

На 298 К се успоставља равнотежа представљена хемијском једначином  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ . У посуди запремине 10 L у равнотежи постоје 2 mol  $\text{N}_2\text{O}_4$  и 0,344 mol  $\text{NO}_2$ . Израчунај константу равнотеже!

**Дато је:**

$$V = 10 \text{ L}$$

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = 2 \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}_2) = 0,344 \text{ mol}$$

**Тражи се:**

$$K_c = ?$$

**Решење:**

Равнотежне количинске концентрације учесника у реакцији нису познате, али се могу израчунати коришћењем њихових количина.

$$[c(\text{N}_2\text{O}_4)] = \frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)}{V} = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[c(\text{NO}_2)] = \frac{n(\text{NO}_2)}{V} = \frac{0,344 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,0344 \text{ mol/L}$$

Потом се ове вредности замењују у изразу за  $K_c$ .

$$K_c = \frac{[c(\text{NO}_2)]^2}{[c(\text{N}_2\text{O}_4)]} = \frac{[0,0344 \text{ mol/L}]^2}{0,2 \text{ mol/L}} = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

**Пример 5.4.**

На 600 °C за равнотежу представљену хемијском једначином  
 $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$   
 у посуди запремине 5 L у равнотежа се налази 2,56 g  $\text{SO}_2$ , 0,96 g  $\text{O}_2$  и 6,4 g  $\text{SO}_3$ . Израчунај константу равнотеже!

**Дато је:**

$$m(\text{SO}_2) = 2,56 \text{ g}$$

$$m(\text{O}_2) = 0,96 \text{ g}$$

$$m(\text{SO}_3) = 6,4 \text{ g}$$

$$V = 5 \text{ L}$$

**Тражи се:**

$$K_c = ?$$

**Решење:**

У овом случају дате су масе учесника у реакцији, па прво треба израчунати моларне масе и одговарајуће концентрације, а потом их заменити у изразу за  $K_c$ .

$$M_r(\text{SO}_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32$$

$$M_r(\text{SO}_3) = 32 + 3 \cdot 16 = 80$$

$$[c(\text{SO}_2)] = \frac{n(\text{SO}_2)}{V} = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2) \cdot V} = \frac{2,56 \text{ g}}{64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 5 \text{ L}} = 0,008 \text{ mol/L}$$

$$[c(\text{O}_2)] = \frac{n(\text{O}_2)}{V} = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2) \cdot V} = \frac{0,96 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 5 \text{ L}} = 0,006 \text{ mol/L}$$

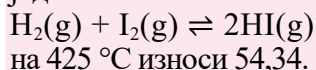
$$[c(\text{SO}_3)] = \frac{n(\text{SO}_3)}{V} = \frac{m(\text{SO}_3)}{M(\text{SO}_3) \cdot V} = \frac{6,4 \text{ g}}{80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 5 \text{ L}} = 0,016 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[c(\text{SO}_3)]^2}{[c(\text{O}_2)] \cdot [c(\text{SO}_2)]^2} = \frac{[0,016 \text{ mol/L}]^2}{[0,006 \text{ mol/L}] \cdot [0,008 \text{ mol/L}]^2}$$

$$K_c = 667 \text{ L/mol}$$

**Пример 5.5.**

Равнотежна смеша се састоји од водоника, јода и јодоводоника. Концентрације водоника и јода су једнаке и износе  $0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Израчунај равнотежну концентрацију јодоводоника ако константа равнотеже за реакцију представљену једначином

**Дато је:**

$$[c(\text{H}_2)] = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{I}_2)] = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$K_c = 54,34$$

**Тражи се:**

$$[c(\text{HI})] = ?$$

**Решење:**

Из израза  $K_c = \frac{[c(\text{HI})]^2}{[c(\text{H}_2)] \cdot [c(\text{I}_2)]}$  следи да се концентрација јодоводоника може израчунати као:

$$[c(\text{HI})] = \sqrt{K_c \cdot [c(\text{H}_2)] \cdot [c(\text{I}_2)]}$$

$$[c(\text{HI})] = \sqrt{54,34 \cdot 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$$[c(\text{HI})] = 0,11 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

**Размисли и одговори:**

1. На 700 K се успоставља следећа равнотежа:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ . Равнотежне концентрације учесника су:  $c(\text{H}_2) = 0,422 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ,  $c(\text{CO}_2) = 0,484 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ,  $c(\text{H}_2\text{O}) = 0,148 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  и  $c(\text{CO}) = 0,148 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Израчунај константу равнотеже за ову реакцију!
2. У посуди запремине 2 L у равнотежи се налазе 0,6 mol  $\text{PCl}_5$ , 0,12 mol  $\text{PCl}_3$  и 0,12 mol  $\text{Cl}_2$ . Израчунај константу равнотеже за реакцију представљену хемијском једначином  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ !
3. На температури од 450 °C се успоставља следећа равнотежа:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ . У посуди запремине од 10 L у равнотежи се налазе 14 g азота, 3,02 g водоника и 0,52 g амонијака. Израчунај константу равнотеже!
4. Бром-хлорид се разлаже према хемијској једначини  $2\text{BrCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$ . На датој температури на којој се изводи реакција успостављена је равнотежа и утврђено је да константа равнотеже износи 11,1. Ако се реакција одвија у посуди од 1 L и ако су при равнотежи присутна 4 mol хлора и 4 mol брома, израчунај количину бром-хлорида која је присутна у равнотежној смеси!



## 5.3 ПОМЕРАЊЕ ХЕМИЈСКЕ РАВНОТЕЖЕ

### ФАКТОРИ КОЈИ УТИЧУ НА ХЕМИЈСКУ РАВНОТЕЖУ

#### Појмови:

принцип Ле Шателјеа и Брауна

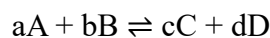
Дати систем ће се налазити у равнотежи све док су једнаке брзине директне и повратне реакције. Уколико се ово наруши, на пример при промени неких спољашњих фактора, равнотежни услови више неће бити испуњени. Тако, промене експерименталних услова могу нарушити равнотежу. У таквом случају, систем врши прилагођавања која су потребна за поновно успостављање равнотеже. Међутим, положај новоуспостављене равнотеже разликува се од положаја првобитне равнотеже. Ова разлика је позната као *померање равнотеже*. Померањем равнотеже у жељеном смеру, хемичари могу побољшати принос продукта који желе да добију при датој хемијској реакцији.

Фактори који утичу на хемијску равнотежу су концентрација, притисак и температура. Катализатор не доводи до померања равнотеже, нити пак до већег приноса, због тога што подједнако убрзава и директну и повратну реакцију смањујући у истој мери њихове енергије активације. Он омогућава да се равнотежа брже успостави, али нема никакав утицај на константу равнотеже.

### Утицај промене концентрације учесника на хемиску равнотежу

Промена концентрације неког учесника у хемијској реакцији доводи до померања равнотеже. До промене концентрације може доћи при додавању или одузимању одређене количине неког учесника у систему чија се запремина не мења.

Ако се разматра општа једначина реакције

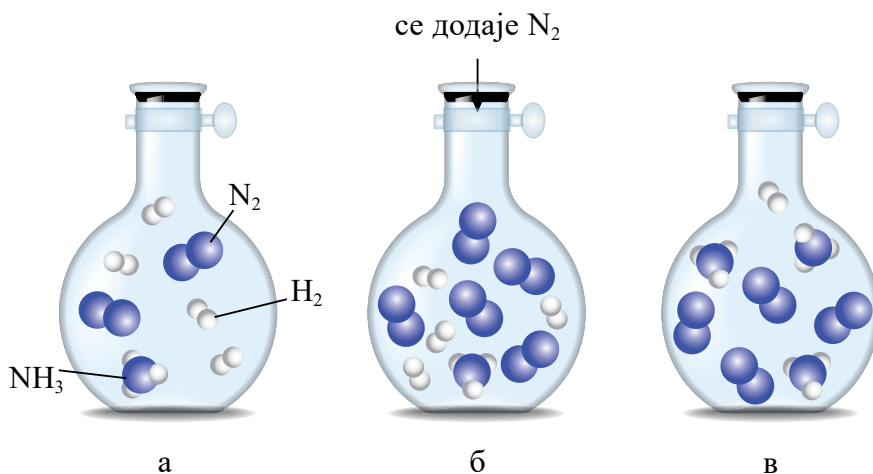


може се рећи да додавање одређене количине реактанта А доводи до повећања његове концентрације. Имајући у виду израз за константу равнотеже

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

јасно је да се производ у имениоцу повећао. Уколико се температура не промени, константа равнотеже не мења своју вредност, па одавде следи да треба да се повећа вредност у бројиоцу како би вредност  $K_c$  остала константна. То значи да ће се у систему образовати више продукта, односно повећаће се брзина директне реакције. Каже се да се равнотежа помера удесно.

Значи, састав равнотежног система претрпи промене и успоставља се ново стање равнотеже. У овом случају, вредност досега реакције при поновном успостављању равнотеже је већа.



**Слика 5.14** Азот, водоник и амонијак постоје у равнотежи у затвореном систему (а). Додавање азота нарушава равнотежу и фаворизује директну реакцију (б). Након извесног времена успоставља се нови равнотежни положај у којем су концентрације азота и амонијака више, а концентрација водоника нижа од оних у првобитној равнотежи.

Исти ефекат (померање равнотеже удесно) постиже се и ако се један од продуката одводи из реакционог система, односно ако се смањује његова концентрација. Овај поступак има важну примену за повећање приноса при индустријском добијању одређених продуката. Тако, ако се продукт константно одводи из система, систем ће настојати да створи нове количине продукта тако што ће реактанти реаговати међусобно, чиме ће се убрзавати директна реакција која води ка образовању продуката.

Слично, равнотежа се помера улево (ка мањим вредностима досега), односно ка добијању више реактаната, ако се у систему повећа концентрација неког од продуката или ако се смањи концентрација неког од реактаната.

### Утицај промене притиска на хемиску равнотежу

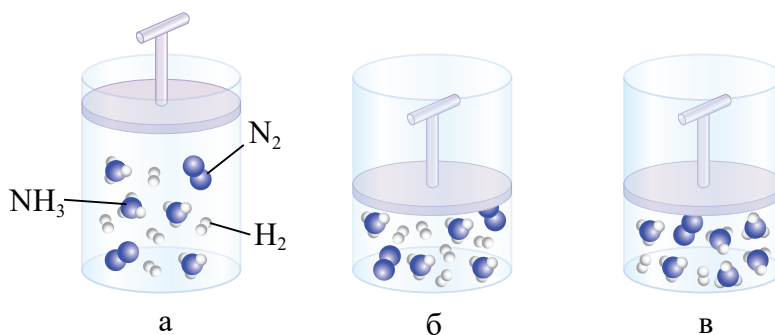
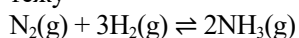
Промена притиска утиче на равнотежне системе у које су укључени гасовити учесници. Течности и чврсте супстанце нису компресибилне, па промена притиска система неће утицати на њихове концентрације. Утицај притиска је значајан када је збир стехиометријских коефицијената гасовитих реактаната различит од збира стехиометријских коефицијената гасовитих продуката.

Макроскопски гледано, ово значи да укупна количина гасовитих учесника на левој страни једначине треба да буде различита од укупне количине гасовитих учесника на десној страни. На микроскопском нивоу, укупан број молекула гасовитих учесника на левој страни треба да буде различит од укупног броја молекула гасовитих учесника на десној страни.

Притисак и запремина су обрнуто пропорционални, што значи да повећање притиска доводи до смањења запремине. Уколико се ово догоди, исти број молекула ће се налазити у мањој запремини, па ће се концентрација повећати ( $c = n/V$ ).

Концентрације различитих учесника у изразу за константу хемијске равнотеже степеноване су различитим изложеницима у зависности од стехиометријских коефицијената, па ће повећање притиска више повећавати или бројилац или именилац, у зависности од реакције. Уопште, повећање притиска фаворизује реакцију у којој се смањује укупна количина гасовитих учесника (мањи збир стехиометријских коефицијената), а смањење притиска фаворизује реакцију у којој се повећава укупна количина гасовитих учесника (већи збир стехиометријских коефицијената). Код реакција у којима нема промене у укупној количини гасовитих учесника, промена притиска неће утицати на положај равнотеже.

Слика 5.15 Утицај промене притиска на хемијску равнотежу



При одвијању реакције која је представљена једначином  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$  успоставља се равнотежа у којој има азота, водоника и амонијака (Слика 5.15 а). Ако се једначина разматра на микроскопском нивоу, може се рећи да на левој страни има четири молекула, а на десној два. Повећање притиска нарушава равнотежу (Слика 5.15 б) и поред тога што доводи до повећања концентрације свих гасовитих учесника, изазива померање равнотеже удесно зато што је број молекула мањи, а ово настоји да компензује повећање притиска. За свака два молекула амонијака који се образују троше се четири молекула реактаната (један молекул азота и три молекула водоника). Према томе, у новоуспостављеној равнотежи (Слика 5.15 в) укупан број молекула је мањи.

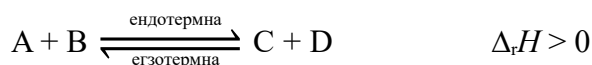
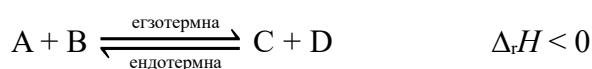


### Утицај промене температуре на хемиску равнотежу

Промене концентрације и притиска (или запремине) могу променити положај равнотеже, али вредност константе равнотеже остаје иста. Само промена температуре може променити константу равнотеже. Константа равнотеже зависи од температуре, па зато свака промена температуре система доводи и до промене вредности  $K_c$ . Да би се могло предвидети у ком смеру ће се мењати  $K_c$  потребно је узети у обзир топлотне ефекте реакције. Код егзотермних реакција топлота се ослобађа у околину ( $\Delta_r H < 0$ ), док код ендотермних реакција систем прима топлоту ( $\Delta_r H > 0$ ). Промене енталпије за директну и повратну реакцију једнаке су по апсолутној вредности, али имају супротне знаке.

$$\Delta_r H_{\text{директна}} = -\Delta_r H_{\text{обратна}}$$

Значи, ако је директна реакција егзотермна, тада је повратна реакција ендотермна. Обратно, ако је директна реакција ендотермна, тада је повратна реакција егзотермна. Када се успостави равнотежа, топлотни ефекат је нула будући да нема нето-реакције.



Повећање температуре убрзава и директну и повратну реакцију, али у различитом степену. Може се рећи да повећање температуре система фаворизује ендотермну реакцију, а смањење температуре егзотермну реакцију.

Утицај температуре на равнотежу може се визуелно пратити код система у којем у равнотежи постоје азот-диоксид (смеђи гас) и диазот-тетраоксид (безбојан гас).



Негативан предзнак  $\Delta_r H$  указује да је ова реакција егзотермна. Ако се температура равнотежног система смањи, директна реакција почиње да се одвија у већој мери, односно равнотежа се помера удесно. У овом случају образује се више диазот-тетраоксида, па се интензитет боје смеше смањује (Слика 5.16 б). Потом се успоставља ново стање равнотеже и вредност  $K_c$  се повећава. Значи, ова реакција ће имати већи принос продукта при нижој температури.

С друге стране, ако се температура система повећа, биће фаворизована повратна реакција, која је ендотермна. Према томе, равнотежа ће се померити улево, а вредност  $K_c$  ће се смањити. Реакциона смеша постаје тамнија због повећања концентрације азот-диоксида (Слика 5.16 а).

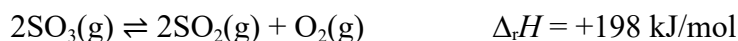


а б

**Слика 5.16** Утицај промене температуре на хемијску равнотежу у равнотежном  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

Иако у овом случају нижа температура доводи до равнотежне смеше са већим уделом продуката, треба имати на уму да је при ниским температурама брзина реакције мања. Зато, иако се са временом може постићи већи принос, за практичне и економске потребе (посебно у индустријским условима) то често није прихватљиво, јер би процес трајао превише дуго.

За ендотермну реакцију која је представљена термохемијском једначином



повећање температуре ће померити равнотежу удесно (фаворизована је ендотермна реакција) и образоваће се више продуката ( $K_c$  се повећава). Ако се температура система смањује, равнотежа се помера улево и  $K_c$  се смањује.

Значи, повећање температуре фаворизује ендотермну реакцију, а смањење температуре фаворизује егзотермну реакцију. Са повећањем температуре, вредност  $K_c$  се повећава за ендотермну реакцију, а смањује се за егзотермну реакцију. Другим речима, при повећању температуре равнотежа се помера у смеру који апсорбује додатну топлоту, а при смањењу температуре у смеру који ослобађа топлоту.

Зависност од температуре је неизразитија/изразитија ако је већи топлотни ефекат (по апсолутној вредности). Према томе, са променом температуре више ће се мењати константе равнотеже за снажно егзотермне и за снажно ендотермне реакције него оне које су праћене малим топлотним ефектом.



### Размисли и одговори:

- Какав ефекат има одвођење једног од продуката из реакционог система и какву индустријску примену има овај поступак?
- Објасни шта ће се десити ако се смањи притисак у равнотежним системима који су представљени следећим једначинама:
  - $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
  - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$
- Са повећањем температуре повећава се количина хлора у равнотежном систему представљеном једначином  $\text{PCl}_5(\text{s}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Које је најбоље објашњење за ово?
  - Повећање температуре повећава само брзину директне реакције.
  - Повећање температуре повећава само брзину повратне реакције.
  - Повећање температуре повећава брзине и директне и повратне реакције, али је утицај већи на директну него на повратну реакцију.
  - Повећање температуре повећава брзине и директне и повратне реакције, али је утицај већи на повратну него на директну реакцију.

## ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЉЕА И БРАУНА

Промена неких спољашњих фактора доводи до промене стања равнотеже. Промене концентрација и притиска могу изменити равнотежне концентрације, али не мењају вредност константе равнотеже све док се температура не промени. Дата реакција на одређеној температури може имати различите равнотежне положаје, али само једну вредност за  $K_c$  на тој температури. Катализатор повећава брзине директне и повратне реакције, али не утиче ни на константу равнотеже ни на равнотежне концентрације учесника; катализатор само омогућава да се равнотежа брже успостави. Сумарно, ово је представљено у Табели 5.1.

Табела 5.1. Утицај спољашњих фактора на хемијску равнотежу

| Утицај на     | Промена стања равнотеже                                               | Промена вредности $K_c$ |
|---------------|-----------------------------------------------------------------------|-------------------------|
| концентрацију | Да                                                                    | Не                      |
| притисак      | Да, ако је укупна количина гасовитих реактаната и продуката различита | Не                      |
| температуру   | Да                                                                    | Да                      |
| катализатор   | Не                                                                    | Не                      |

## АКТИВНОСТ

Истражи и наведи примере за индустријске процесе где се примењује принцип Ле Шателјеа и Брауна!

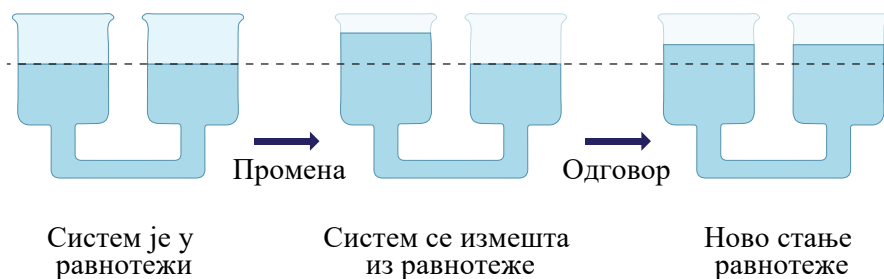


Слика 5.18 Анри Луј Ле Шателје (Henry Louis Le Chatelier, 1850 – 1836)



Слика 5.19 Карл Фердинанд Браун (Karl Ferdinand Braun, 1850 – 1918)

Постоји опште правило које омогућава да се предвиди померање равнотеже при промени концентрације, притиска или температуре. Према овом правилу, познатом као **Ле Шателјеов и Браунов принцип**, ако се на систем који се налази у равнотежи примени спољашње дејство које нарушава равнотежно стање, у систему настају промене које се супротстављају том дејству, све док се не успостави нови равнотежни положај. Другим речима, систем реагује тако што смањује ефекат изазване промене и тежи да успостави ново стање равнотеже.



Слика 5.17 Аналогија са резервоаром за воду за илустровање принципа Ле Шателјеа и Брауна

Принцип Ле Шателјеа и Брауна може се применити и на хемијске реакције и на физичке промене. Такође, примена овог принципа је могућа и код система код којих постоји хомогена равнотежа и код оних код којих постоји хетерогена равнотежа.

## Пример 5.6.

Одреди смер померања хемијске равнотеже за реакцију која је представљена термохемијском једначином  $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g})$   $\Delta_r H = +41,8 \text{ kJ/mol}$

уколико се:

- а) смањи количина сумпор-диоксида
- б) повећа количина азот-монооксида
- в) смањи температура
- г) повећа притисак
- д) дода катализатор

## Решење:

а) Ако се смањи количина сумпор-диоксида, а самим тим и његова концентрација, систем реагује тако што ствара више сумпор-диоксида. Зато се равнотежа помера удесно, односно у смеру директне реакције.

б) Повећање количине (концентрације) азот-монооксида помера положај равнотеже, а систем се супротставља овој промени тако што троши додати азот-моноксид. Тако азот-моноксид реагује са сумпор-триоксидом, па се равнотежа помера удесно (образује се више продуката).

в) Позитиван предзнак реакционе енталпије указује на то да се ради о ендотермној реакцији. Смањење температуре фаворизује егзотермну реакцију, а у овом случају то је повратна реакција. Према томе, равнотежа се помера улево, односно ка образовању реактаната.

г) Притисак неће померити равнотежу, будући да је збир стехиометријских коефицијената гасовитих реактаната једнак збиру стехиометријских коефицијената гасовитих продуката, односно број молова гаса је једнак са обе стране.

д) Катализатор не мења положај равнотеже, већ омогућава да се она брже успостави.

**Пример 5.7.**

Одреди смер померања хемијске равнотеже за реакцију која је представљена термохемијском једначином  $C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$   
 $\Delta_r H = +131,3 \text{ kJ/mol}$

уколико се:

- а) смањи количина водене паре
- б) ако се у систем додаде угљеник
- в) повећа температура
- г) смањи притисак
- д) дода катализатор

**Решење:**

- а) Систем се супротставља смањењу количине (концентрације) водене паре тако што тежи да је повећа, односно да створи више водене паре. Зато се равнотежа помера улево, у смеру повратне реакције.
- б) Угљеник је чврста супстанца, а код хетерогене равнотеже концентрација чврстих супстанци је константна и не улази у израз за  $K_c$ . Зато додавање више угљеника не мења положај равнотеже, све док је угљеник присутан као чврста фаза.
- в) Повећање температуре фаворизује ендотермну (у овом случају директну) реакцију, па се равнотежа помера удесно.
- г) Збир стехиометријских коефицијената гасовитих реактаната је једнак 1 (стехиометријски коефицијент испред угљеника се не узима у обзир јер се ради о чврстом реактанту), а збир стехиометријских коефицијената гасовитих продуката је 2. Смањење притиска фаворизује смер у коме се повећава укупна количина гаса, па се равнотежа помера удесно.
- д) Катализатор не мења положај равнотеже, већ омогућава да се она брже успостави.

**Пример 5.8.**

Одреди како треба да се промене концентрација учесника, температура и притисак да би се хемијска равнотежа померила удесно. Термохемијска једначина реакције је  $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$   
 $\Delta_r H = -197,9 \text{ kJ/mol}$

**Решење:**

У складу са принципом Ле Шателјеа и Брауна, равнотежа се помера удесно ако се повећа концентрација неког од реактаната ( $SO_2$  или  $O_2$ ) или ако се смањи концентрација продуката ( $SO_3$ ). Будући да на левој страни има 3 mol гасова, а на десној страни 2 mol гасова, повећање притиска фаворизује страну са мањом количином гаса, па се равнотежа помера удесно. Реакција је егзотермна ( $\Delta_r H < 0$ ), па зато смањење температуре помера равнотежу удесно и омогућава образовање веће количине сумпор-триоксида.

**Пример 5.9.**

Одреди смер померања равнотеже за процес испаравања етанола који је представљен термохемијском једначином  $C_2H_5OH(l) \rightleftharpoons C_2H_5OH(g)$   
 $\Delta H_m = +42,4 \text{ kJ/mol}$

уколико:

- а) се повећа притисак
- б) се повећа температура

**Решење:**

- а) Повећање притиска фаворизује смер у коме се смањује количина гасне фазе. Зато се равнотежа помера улево, односно фаворизује се кондензација (прелазак из гаса у течност).
- б) Испаравање је ендотерман процес ( $\Delta H_m > 0$ ), па повећање температуре фаворизује директни процес (испаравање) и равнотежа се помера удесно.

Ако се у систем у коме постоји хетерогена равнотежа између талога и његових дисосованих јона во засићеном раствору дода раствор који садржи заједничке јоне са талогом, долази до таложења соли. Ово је познато као *ефекат заједничког јона*.

Тако, ако се у систем у коме постоји равнотежа представљена једначином  $\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$  дода раствор натријум-хлорида, повећава се концентрација хлоридних јона у раствору. Према принципу Ле Шателеа и Брауна, систем се супротставља овој промени тако што смањује концентрацију хлоридних јона, односно равнотежа се помера улево, што резултира таложењем сребро-хлорида.

### Размисли и одговори:



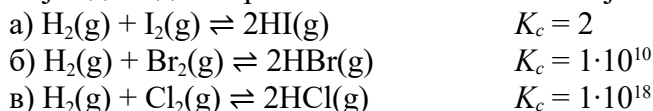
- Одреди смер померања хемијске равнотеже за реакцију која је представљена термохемијском једначином  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$   $\Delta_r H = -184,6 \text{ kJ/mol}$  уколико се:
  - смањи количина водоника
  - повећа температура
  - повећа притисак
  - дода катализатор
- Одреди смер померања хемијске равнотеже за реакцију која је представљена термохемијском једначином  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$   $\Delta_r H = +178,1 \text{ kJ/mol}$  уколико се:
  - смањи количина угљен-диоксида
  - повећа количина калцијум-карбоната
  - повећа температура
  - смањи притисак
- Одреди како треба да се промене концентрација учесника, температура и притисак да би се хемијска равнотежа померила у десно. Термохемијска једначина реакције је  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$   $\Delta_r H = +180,5 \text{ kJ/mol}$
- У затвореном систему у коме су истовремено присутни лед и течна вода, при температури око  $0^\circ \text{C}$  (при нормалном атмосферском притиску) успостављена је равнотежа која је представљена једначином  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ . У ком смеру ће се померити равнотежа ако се температура повећа?

## Тематски тест

1. Процени тачност следећих тврдњи у вези са повратним реакцијама код којих се успоставља хемијска равнотежа:
- Концентрација реактаната је највећа на почетку реакције.
  - Брзина реакције је највећа у стању равнотеже.
  - У стању равнотеже концентрације реактаната и продуката су једнаке.
  - У стању равнотеже брзине директне и повратне реакције су једнаке.
  - Хемијска равнотежа се може успоставити само на вишој температури.

10 б.

2. Које од следећих равнотежних стања има највише продуката у равнотежној смеси?



5 б.

3. На основу израза за константу равнотеже напиши уравнотежену хемијску једначину реакције, наводећи агрегатна стања свих учесника!

$$K_c = \frac{[c(\text{NH}_3)]^2 \cdot [c(\text{H}_2\text{O})]^4}{[c(\text{NO}_2)]^2 \cdot [c(\text{H}_2)]^7}$$

5 б.

4. За следећу једначину  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$  наведи како се мења положај равнотеже и вредност  $K_c$  при смањењу температуре!

| Равнотежата се помера у | Вредноста на $K_c$ |
|-------------------------|--------------------|
| а) лево                 | се смањује         |
| б) лево                 | се повећава        |
| в) десно                | се смањује         |
| г) десно                | се повећава        |

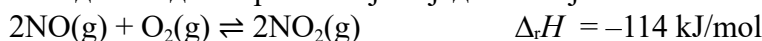
5 б.

5. Какву улогу има додавање катализатора у Хабер-Бошовом процесу за синтезу амонијака на брзину формирања  $\text{NH}_3$  и на количину образованог  $\text{NH}_3$ ?

| Брзина формирањ $\text{NH}_3$ | Количина образованог $\text{NH}_3$ |
|-------------------------------|------------------------------------|
| а) се повећава                | се повећава                        |
| б) се повећава                | се смањује                         |
| в) се повећава                | нема промене                       |
| г) нема промене               | се повећава                        |

5 б.

6. Какве вредности за температуру и притисак ће омогућити образовање највеће количине азот-диоксида? Термохемијска једначина је

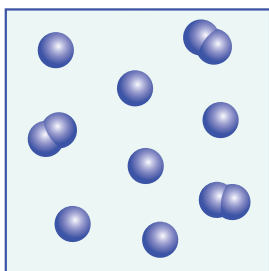


| Температура | Притисок |
|-------------|----------|
| а) ниска    | Низак    |
| б) ниска    | Висок    |
| в) висока   | Висок    |
| г) висока   | Низак    |

5 б.



7. Дијаграм приказује реакцију која је представљена једначином Дијаграм приказује реакцију која је представљена једначином  $2A(g) \rightleftharpoons A_2(g)$  при равнотежи. Притисак система се смањује, а то доводи до промене концентрација учесника. Како ће се променити концентрације А и на  $A_2$  када се успостави нова равнотежа? Представи то дијаграмом!



5 б.

8. У посуди запремине 2,5 L у равнотежи на 25 °C налазе се 0,1 mol  $NO_2$  и 0,0276 mol  $N_2O_4$ . Израчунај константу равнотеже за реакцију која је представљена хемијском једначином  $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ !

10 б.

9. Константа равнотеже за равнотежни систем  $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$  на 800 K износи  $7,9 \cdot 10^4$  L/mol. Равнотежна концентрација  $SO_2$  е  $1 \cdot 10^{-3}$  mol/L, а на  $O_2$  е  $1,5 \cdot 10^{-3}$  mol/L. Израчунај равнотежну концентрацију  $SO_3$ !

10 б.

10. За равнотежни систем који је представљен термохемијском једначином  $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$   $\Delta_r H = +284$  kJ/mol

одговори на постављене захтеве:

I. Напиши израз за константу равнотеже!

II. Одреди јединице константе равнотеже!

III. Одреди смер померања хемијске равнотеже уколико се:

а) смањи количина озона

б) повећа температура

в) смањи притисак

г) дода катализатор

IV. Да ли је реч о хомогеној или о хетерогеној равнотежи?

20 б.

11. За равнотежни систем који је представљен термохемијском једначином  $2NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$   $\Delta_r H = +129$  kJ/mol

одговори на постављене захтеве:

I. Напиши израз за константу равнотеже!

II. Одреди јединице константе равнотеже!

III. Одреди смер померања хемијске равнотеже уколико се:

а) смањи количина угљен-диоксида

б) дода извесна количина  $NaHCO_3$

в) смањи температура

г) смањи притисак

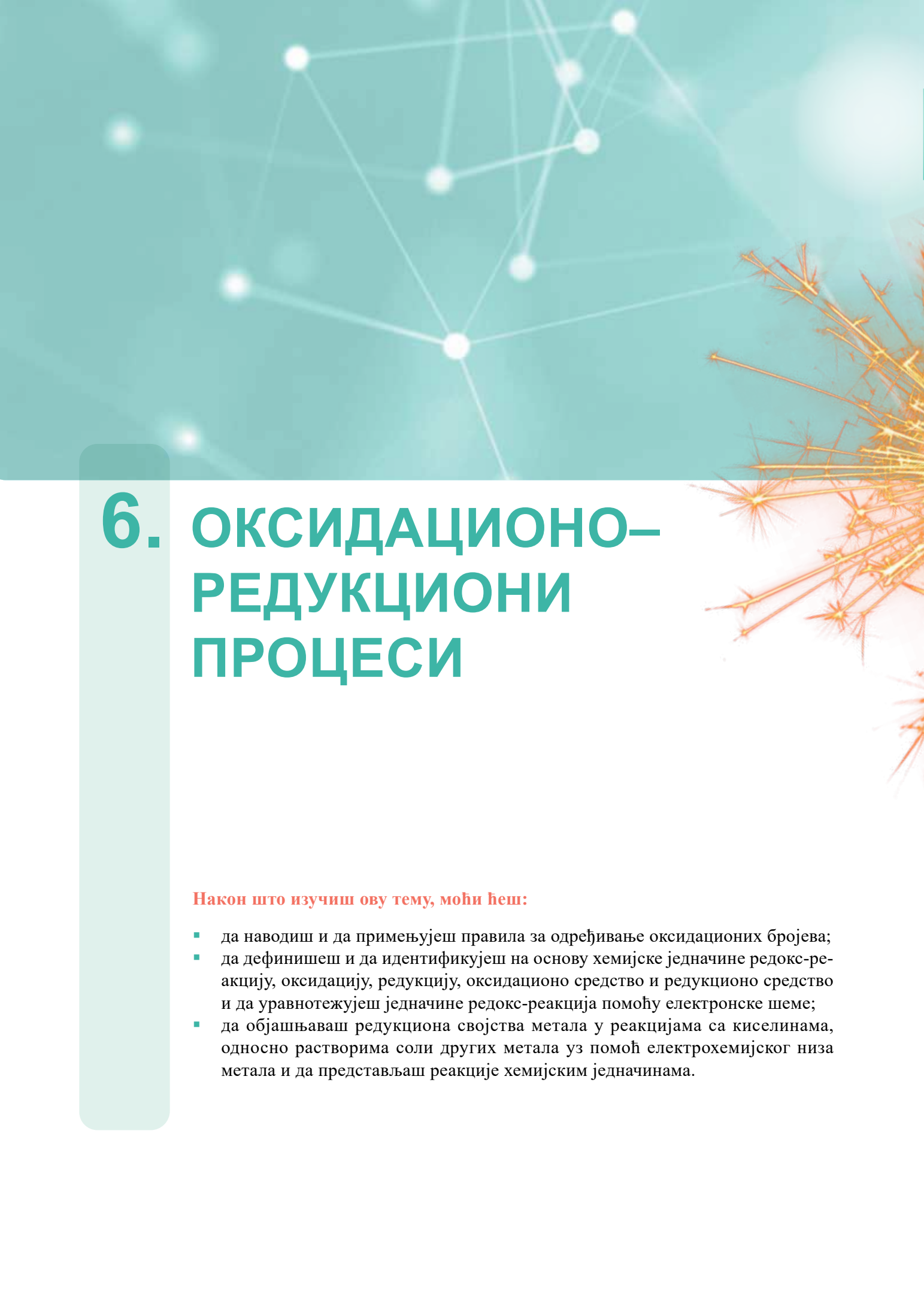
IV. Да ли је реч о хомогеној или о хетерогеној равнотежи?

20 б.



## РЕЗИМЕ

- Хемијска равнотежа има динамички карактер, што значи да се честице реактаната и продуката непрекидно претварају једне у друге, односно брзине директне и повратне реакције су једнаке.
- Код хомогене равнотеже сви учесници су у истој фази; у супротном, реч о хетерогеној равнотежи.
- Константа хемијске равнотеже представља однос између производа равнотежних концентрација продуката и производа равнотежних количинских концентрација реактаната, где је свака степенована одговарајућим стехиометријским коефицијентом.
- Јединица константе равнотеже за дату реакцију зависи од тога колики су стехиометријски коефицијенти испред сваког од учесника у хемијској једначини.
- Фактори који утичу на хемијску равнотежу су концентрација, притисак и температура. Катализатор не доводи до померања равнотеже, већ омогућава да се равнотежа брже успостави.
- Са повећањем концентрације неког од реактаната или смањењем концентрације неког од продуката, равнотежа се помера удесно (добивање више продуката). Равнотежа се помера улево (ка добијању више реактаната) ако се у систему повећа концентрација неког од продуката или ако се смањи концентрација неког од реактаната.
- Повећање притиска фаворизује реакцију у којој се смањује укупна количина гасовитих учесника (мањи збир стехиометријских коефицијената), а смањење притиска фаворизује реакцију у којој се повећава укупна количина гасовитих учесника (већи збир стехиометријских коефицијената).
- Повећање температуре фаворизује ендотермну реакцију, а смањење температуре фаворизује егзотермну реакцију. Са повећањем температуре, вредност  $K_c$  се повећава за ендотермну реакцију, а смањује се за егзотермну реакцију.
- Према Ле Шателјеовом и Брауновом принципу, ако се на систем који се налази у равнотежи примени спољашње дејство које нарушава равнотежно стање, у систему настају промене које се супротстављају том дејству, све док се не успостави нови положај равнотеже.



## 6. ОКСИДАЦИОНО–РЕДУКЦИОНИ ПРОЦЕСИ

Након што изучиш ову тему, моћи ћеш:

- да наводиш и да примењујеш правила за одређивање оксидационих бројева;
- да дефинишеш и да идентификујеш на основу хемијске једначине редокс-реакцију, оксидацију, редукцију, оксидационо средство и редукционо средство и да уравнотежујеш једначине редокс-реакција помоћу електронске шеме;
- да објашњаваш редукциона својства метала у реакцијама са киселинама, односно растворима соли других метала уз помоћ електрохемијског низа метала и да представљаш реакције хемијским једначинама.



## САДРЖАЈ:

- 6.1 Оксидациони бројеви
- 6.2 Оксидационо-редукционе реакције
- 6.3 Електрохемијски низ метала



### Појмови:

оксидациони број

## 6.1 ОКСИДАЦИОНИ БРОЈЕВИ

### ОКСИДАЦИОНИ БРОЈЕВИ

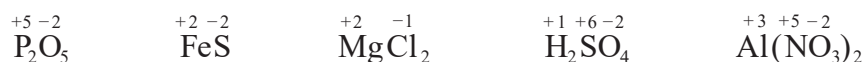
Бројне хемијске реакције се одвијају као резултат размене електрона. Такве реакције се називаат **оксидационо-редукционе реакције (или редокс-реакције)** и имају велики значај, будући да представљају основу бројних процеса у природи и у свакодневном животу. Редокс-реакције су: сагоревање горива, рђање метала, дисање код живих организама, фотосинтеза, реакције које се одвијају у батеријама и др.



Слика 6.1 Редокс-реакције које се срећу у свакодневном животу

Због лакшег изучавања и описивања оваквих реакција уводи се појам **оксидациони број** – број који се приписује атомима различитих елемената у датом молекулу, јону или формулској јединици. Оksидациони број је повезан са појмовима валентност и електрично наелектрисање, али није исти са њима. Он представља формални број наелектрисања који би имао један атом у датој јединици, уколико би се електрони у потпуности пренели на електронегативнији атом, односно ако се претпостави да су везе у потпуности јонске. Понекад се не говори само о оксидационом броју атома једног елемента у датој јединици, већ и о оксидационом броју самог елемента. Оksидациони број може имати и позитивне и негативне вредности, као и вредност нула. Он се записује изнад симбола елемента, тако што се прво записује предзнак (позитиван или негативан), а затим се арапским бројем записује његова бројна вредност. На пример:

Оксидациони број се назива и оксидационо стање или оксидациони степен.



Вредности оксидационих бројева могу се одредити применом неколико једноставних правила:

- 1) Оksидациони бројеви атома у простим супстанцама једнаки су нули.
- 2) Оksидациони бројеви једноатомских јона једнаки су релативном електричном наелектрисању јона.
- 3) Оksидациони бројеви атома алкалних метала у њиховим једињењима увек су једнаки +1.



- 4) Оксидациони бројеви атома земноалкалних метала у њиховим једињењима увек су једнаки +2.
- 5) Оксидациони број атома флуора у његовим једињењима увек је једнак -1.
- 6) Оксидациони број атома кисеоника у његовим једињењима најчешће је једнак -2.
- 7) Оксидациони број атома водоника у његовим једињењима најчешће је једнак +1.
- 8) Збир оксидационих бројева свих атома у једној јединици (молекулу или формулској јединици) једнак је нули, а у једном полиатомском јону бројно је једнак његовом релативном наелектрисању.

Изузеци:

пероксиди, на пр.  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  
 супероксидите, на пр.  $\text{KO}_2$   
 кисеоник-дифлуорид  $\text{OF}_2$   
 хидридите, на пр.  $\text{LiH}$

### Пример 6.1.

Колико износи оксидациони број сваког од атома у:  $\text{Na}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}^{2-}$  и  $\text{Na}_2\text{O}$ ?

### Решење:

Симболички знаци  $\text{Na}$  и  $\text{O}_2$  односе се на просте супстанце, па ззатоа ће у ова два случаја оксидациони број бити 0.

Може се записати:  $\overset{0}{\text{Na}}$  и  $\overset{0}{\text{O}_2}$

Симболички знак  $\text{O}^{2-}$  означава једноатомски јон. Из другог правила следи да је оксидациони број кисеоника -2 и може се записати  $\overset{-2}{\text{O}^{2-}}$ . Треба водити рачуна о разлици у начину записивања оксидационих бројева и наелектрисања јона. Оксидациони број се записује изнад симбола елемента и то прво знак, а затим одговарајућа цифра. Наелектрисање се записује горе десно изнад симбола, наводећи прво цифру, а затим знак. При записивању наелектрисања цифра 1 се не пише.

Једињење  $\text{Na}_2\text{O}$  се састоји од два елемента: натријума, алкалног метала чији је оксидациони број +1 и кисеоника, чији је оксидациони број -2. Према томе, може се записати  $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}$ .



### Размисли и одговори:

1. Која је разлика између оксидационог броја и наелектрисања?
2. Колико износи оксидациони број сваког од атома у  $\text{Ca}$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{F}^-$  и  $\text{CaF}_2$ ?

## ОДРЕЂИВАЊЕ ОКСИДАЦИОНИХ БРОЈЕВА

Помоћу оксидационих бројева може се утврдити да ли је реч о редокс-реакцији. Одређивање оксидационих бројева атома у датом молекулу, јону или формулској јединици може се извршити релативно једноставно применом правила за одређивање оксидационих бројева. Подаци о оксидационим бројевима дати су у табlici Периодног система елемената. У различитим верзијама ове табlice, вредности за оксидационе бројеве могу се наћи на различитом месту у квадратцу за одговарајући елемент.

|           |                                     |      |                     |
|-----------|-------------------------------------|------|---------------------|
| 24        | хром                                | 1,66 | Оксидациони бројеви |
| 6,3,2     |                                     |      |                     |
| <b>Cr</b> | 2672                                |      |                     |
|           | 1857                                |      |                     |
|           | 7,19                                |      |                     |
|           | [Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup> |      |                     |
|           | 51,996                              |      |                     |

Уколико су познати оксидациони бројеви атома елемената у датој јединици, може се одредити хемијска формула једињења. Заправо, оксидациони бројеви се примењују при именовању неких једињења.

**Пример 6.2.**

Колико износи оксидациони број сваког од атома  $\text{PbO}_2$ ?

**Решење:**

Оксидациони број атома кисеоника је  $-2$ , док атоми олова могу имати две вредности за оксидациони број:  $+2$  и  $+4$ . Знајући да је збир оксидационих бројева свих атома у неутралној јединици једнак нули, оксидациони број атома олова може се израчунати на следећи начин:

$$x \cdot 1 + (-2) \cdot 2 = 0 \qquad x = +4$$

У једној јединици овог једињења постоје два атома кисеоника, па се зато оксидациони број кисеоника множи са 2. Ако се запишу оксидациони бројеви на одговарајућа места у формули, добија се  $\overset{+4}{\text{Pb}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ .

**Пример 6.3.**

Колико износи оксидациони број сваког од атома у  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?

**Решење:**

И у овом случају се ради о неутралној јединици, па збир оксидационих бројева свих атома треба да буде једнак нули. Атоми кисеоника имају оксидациони број  $-2$ , а водоника  $+1$ . Поступајући као у претходном примеру, добија се:

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0 \qquad x = +5$$

Значи, може се записати  $\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$ .

**Пример 6.4.**

Колико износи оксидациони број сваког од атома у  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ?

**Решење:**

Атоми калијума имају оксидациони број  $+1$ , а кисеоника  $-2$ . Примењујући правило да збир оксидационих бројева свих атома у неутралној јединици износи нула, може се записати:

$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0 \qquad x = +6$$

Добија се запис  $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$ .

**Пример 6.5.**

Колико износи оксидациони број сваког од атома у  $\text{NO}_3^-$ ?

**Решење:**

У овом примеру треба одредити оксидационе бројеве атома у полиатомском јону. Оксидациони број атома кисеоника је  $-2$ . Будући да се ради о честици која није неутрална, збир оксидационих бројева свих атома неће бити једнак нули, већ релативном наелектрисању јона.

$$1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -1 \qquad x = +5$$

Према томе, запис је  $\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3^-$ .



**Пример 6.6.**

Колико износи оксидациони број сваког од атома у  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ?

**Решење:**

Атоми кисеоника имају оксидациони број  $-2$ . Оксидациони број атома азота може се одредити или из формуле нитратног јона или из формуле азотне киселине. Према решењу претходног примера, оксидациони број атома азота износи  $+5$ . Сада се оксидациони број атома бакра може одредити на два начина. Први начин:  $1 \cdot x + 2 \cdot (+5) + 6 \cdot (-2) = 0$ , односно  $x = +2$ . Други начин: Нитратни јон се може посматрати као једна јединица, чији је оксидациони број  $-1$  (бројно једнак наелектрисању). Према томе,  $1 \cdot x + 2 \cdot (-1) = 0$  или  $x = +2$ .

**Пример 6.7.**

Оксидациони број атома гвожђа у формулској јединици његовог оксида износи  $+3$ . Одреди емпиријску формулу овог оксида?

**Решење:**

У овом примеру познати су оксидациони бројеви, али не и индекси у хемијској формули једињења, па се може записати  $\text{Fe}_x\text{O}_y$ . Збир производа оксидационих бројев а атома елемената и њихових индекса треба да буде једнак нули. Да би се одредили индекси у формули, треба пронаћи најмањи заједнички садржалац (НЗС) за бројеве 3 и 2. Потом се вредност НЗС-а дели са одговарајућим оксидационим бројевима и одређују се индекси ( $6 : 3 = 2$  и  $6 : 2 = 3$ ). Хемијска формула је  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

**Размисли и одговори:**

- Колико износи оксидациони број сваког од атома у:
 

|                             |                            |
|-----------------------------|----------------------------|
| а) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ | д) $\text{As}_2\text{S}_3$ |
| б) $\text{CrO}_3$           | ђ) $\text{FeCO}_3$         |
| в) $\text{H}_2$             | е) $\text{NH}_4^+$         |
| г) $\text{Na}_3\text{PO}_4$ | ж) $\text{MnO}_4^-$        |
- У којој супстанци атоми сумпора имају најмањи оксидациони број?
  - сумпорна киселина
  - елементарни сумпор
  - сумпороводоник
  - сумпор-диоксид
  - калцијум-сулфат
- Поређај следеће јединице према растућем оксидационим бројем азота:  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{HNO}_2$  и  $\text{N}_2\text{O}_4$ !
- Напиши хемијске формуле оксида елемената из треће периоде у којима атоми ових елемената имају највећи могући оксидациони број!



## 6.2 ОКСИДАЦИОНО-РЕДУКЦИОНЕ РЕАКЦИЈЕ

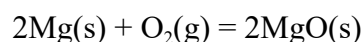
### РЕДОКС-РЕАКЦИЈЕ

#### Оксидација и редукција

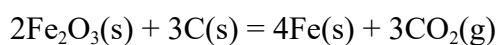
##### Појмови:

оксидационо-редукциона реакција/редокс-реакција, полуреакција оксидације, полуреакција редукције, оксидационо средство, редукционо средство, реакција диспропорционисања, електронска шема

Дуго времена је појам *оксидација* означавао хемијски процес у коме се нека проста супстанца спаја са кисеоником и образује оксид. Тако, магнезијум гори у присуству кисеоника, при чему се добија магнезијум-оксид. Може се рећи да се магнезијум оксидовао.



Обратни процес, губитак кисеоника, сматрао се *редукцијом*. Такође, и реакција са водоником сматрала се редукцијом. На пример, редукција руде гвожђа у гвожђе врши се косом (угљеником) и подразумева уклањање кисеоника.

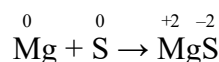


Оксидација и редукција се одвивају истовремено. Као што се оксид гвожђа редукује до гвожђа губећи кисеоник, тако се угљеник оксидује у угљен-диоксид приспајањем кисеоника.

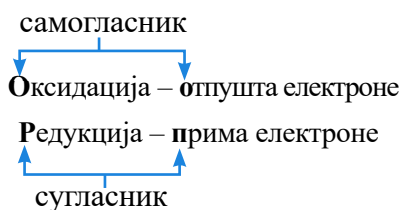
Касније су развијене свеобухватније дефиниције за оксидацију и редукцију, које се примењују и за реакције које не укључују кисеоник. У основи ових дефиниција је размена електрона. Тако се под **оксидацијом** подразумева процес при коме се **отпуштају електрони**, а **редукција** представља процес **примања електрона**.

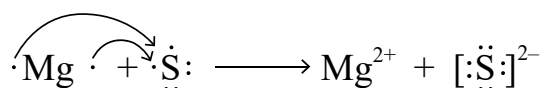
Да би могло да се одвива отпуштање електрона, мора постојати супстанца чији ће атоми примити ове електроне. Не може доћи до редукције ако се истовремено не одвива процес оксидације. Зато се говори о **оксидационо-редукционим реакцијама** или о **редокс-реакцијама**, реакцијама при којима се електрони преносе са јединица једне супстанце на јединице друге супстанце. У редокс-реакцијама долази до промене оксидационих бројева неких од атома који улазе у састав учесника у реакцији.

При реакцији спајања магнезијума и сумпора долази до промене оксидационих бројева магнезијума и сумпора, што је карактеристично за сваку редокс-реакцију.



У ствари, при реакцији долази до преноса електрона са метала ка неметалу и образује се јонско једињење магнезијум-сулфид.





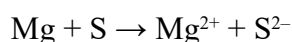
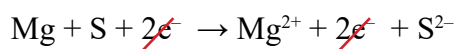
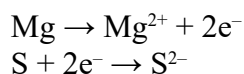
Атом магнезијума отпушта два електрона и оксидује се у магнезијумов јон. Истовремено, атом сумпора прима два електрона и редукује се до сулфидног јона. Цео процес се може представити једначинама две полуреакције: полуреакција оксидације и полуреакција редукције.

Полуреакција оксидације:  $\text{Mg} \xrightarrow{-2e^-} \text{Mg}^{2+}$  или  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$  (отпушта електроне)

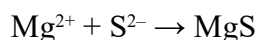
Полуреакција редукције:  $\text{S} \xrightarrow{+2e^-} \text{S}^{2-}$  или  $\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$  (прима електроне)

Примећује се да у полуреакцији оксидације, оксидациони број атома расте, а у полуреакцији редукције долази до смањења оксидационог броја атома.

Уопште, број отпуштених и примљених електрона мора бити једнак. Будући да је то испуњено за реакцију између магнезијума и сумпора, могу се сабрати две једначине полуреакција оксидације и редукције и написати сумарна једначина реакције.



Магнезијумови и сулфидни јони се спајају и образују формулску јединицу магнезијум-сулфида.



### Оксидациона и редукциона средства

У свакој редокс-реакцији супстанца која се оксидује (отпушта електроне) назива се **редукционо средство** зато што врши редукцију друге супстанце са којом ступа у реакцију. Оксидациони број једног од атома редукционог средства се повећава. Супстанца која се редукује (прима електроне) врши оксидацију другог реактанта, па зато представља **оксидационо средство**. Оксидациони број једног од атома оксидационог средства се смањује. Тако, магнезијум редукује сумпор, а сам се оксидује. Сумпор оксидује магнезијум, а сам се редукује.



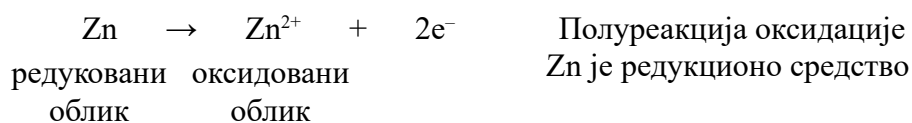
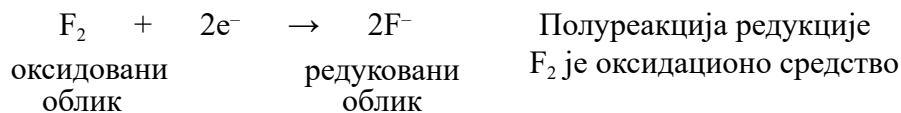
| Поим                 | Оксидациони број на даден атом се | Електрони се |
|----------------------|-----------------------------------|--------------|
| Оксидација           | увећава                           | одају        |
| Редукција            | смањује                           | примају      |
| Оксидационо средство | смањује                           | примају      |
| Редукционо средство  | увећава                           | одају        |

Оксидационе и редукционе способности различитих супстанци су различите. Неке супстанце могу бити само оксидациона средства, неке само редукциона, а неке и оксидациона и редукциона. То се може закључити на основу електронске конфигурације и могућих оксидационих бројева. Супстанца у којој атом датог елемента има максималан оксидациони број може бити само оксидационо средство, а супстанца у којој атом датог елемента има минималан оксидациони број може се понашати само као редукционо средство. На пример, азот може имати оксидационе бројеве од  $-3$  до  $+5$ , па ће се, у зависности од оксидационог броја, његова једињења понашати као оксидациона или као редукциона средства.

|                          |                        |                        |                                     |                      |             |                 |               |                           |
|--------------------------|------------------------|------------------------|-------------------------------------|----------------------|-------------|-----------------|---------------|---------------------------|
| $\text{NH}_3$            | $\text{N}_2\text{H}_4$ | $\text{NH}_2\text{OH}$ | $\text{N}_2$                        | $\text{N}_2\text{O}$ | $\text{NO}$ | $\text{NO}_2^-$ | $\text{NO}_2$ | $\text{NO}_3^-$           |
| <b>-3</b>                | <b>-2</b>              | <b>-1</b>              | <b>0</b>                            | <b>+1</b>            | <b>+2</b>   | <b>+3</b>       | <b>+4</b>     | <b>+5</b>                 |
| Само редукционо средство |                        |                        | И оксидационо и редукционо средство |                      |             |                 |               | Само оксидационо средство |

**Слика 6.2** Примери једињења са различитим оксидационим бројевима азота

Флуор може имати два оксидациона стања,  $0$  и  $-1$ , а цинк такође два,  $0$  и  $+2$ . То значи да када реагују цинк и флуор, флуор ће бити оксидационо средство (оксидациони број се мења од  $0$  до  $-1$ ), а цинк редукционо средство (мења оксидациони број од  $0$  до  $+2$ ).



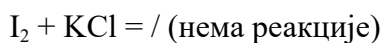
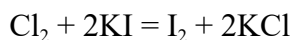
Пар јединица које сачињавају оксидовани и редуковани облик једне врсте атома назива се **редокс-пар**. Редокс-пар се записује тако што се прво наводи оксидовани облик, а затим редуковани облик. На пример,  $F_2/2F^-$  и  $Zn^{2+}/Zn$ .

**Јака оксидациона средстџва** су супстанце које имају тенденцију да лако примају електроне, односно имају атоме са високим вредностима оксидационих бројева. Неметали су углавном јака оксидациона средстџва зато што лако примају електроне (имају високу вредност електронегативности). Такви су флуор, хлор, бром, јод, кисеоник, озон и др.

Флуор има велики афинитет према електрону и највишу вредност електронегативности, па зато представља најјаче оксидационо средстџво. Јако оксидационо средстџво прелази у слабо редукионо средстџво, па ће зато флуоридни јони бити слаба редукиона средстџва.

Друге супстанце које се сматрају јаким оксидационим средстџвима су: перманганати (нпр.  $KMnO_4$ ), дихромати (нпр.  $K_2Cr_2O_7$ ), хлорати (нпр.  $KClO_3$ ), перхлорати (нпр.  $NaClO_4$ ), киселине које имају оксидациона својства (нпр.  $HNO_3$  и  $H_2SO_4$ ) и др.

Разлике у јачини оксидационих средстава могу се илустровати кроз реакције у које она ступају. Код простих супстанци које су образоване од елемената из једне периоде, оксидациона својства се појачаваат са растом атомског броја елемента. У оквиру једне групе у табели Периодног система, оксидациона својства, по правилу, слабе са растом атомског броја елемента. На пример, флуор може да истисне све халогене елементе испод њега у групи из одговарајућих халогенида. Хлор може да истисне бром и јод, а бром истискује само јод.



**Јака редукиона средстџва** су супстанце које лако отпуштају електроне. Реактивни метали су примери јаким редукионим средстава. На пример, литијум се може оксидовати до литијумових јона. Литијумови јони немају афинитет да примају електроне, па зато представљају слаба оксидациона средстџва. Према јачини као редукиона средстџва, метали су поређани у тзв. електрохемијски низ метала, о чему ће бити речи касније.

Осим метала, добра редукиона средстџва су и водоник, елементарни угљеник, угљен-моноксид, сулфидхидроген (водоник-сулфид), амонијак и друге супстанце које садрже атоме са малим оксидационим бројем.

| Редукиона средстџва            | Оксидациона средстџва                        |
|--------------------------------|----------------------------------------------|
| Li                             | Li <sup>+</sup>                              |
| K                              | K <sup>+</sup>                               |
| Ca                             | Ca <sup>2+</sup>                             |
| Na                             | Na <sup>+</sup>                              |
| Mg                             | Mg <sup>2+</sup>                             |
| Al                             | Al <sup>3+</sup>                             |
| Zn                             | Zn <sup>2+</sup>                             |
| Cr                             | Cr <sup>3+</sup>                             |
| Fe                             | Fe <sup>2+</sup>                             |
| Ni                             | Ni <sup>2+</sup>                             |
| Sn                             | Sn <sup>2+</sup>                             |
| Pb                             | Pb <sup>2+</sup>                             |
| H <sub>2</sub>                 | H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>                |
| H <sub>2</sub> S               | S                                            |
| Cu                             | Cu <sup>2+</sup>                             |
| I <sup>-</sup>                 | I <sub>2</sub>                               |
| MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                |
| Fe <sup>2+</sup>               | Fe <sup>3+</sup>                             |
| Hg                             | Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>                |
| Ag                             | Ag <sup>+</sup>                              |
| NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>   | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                 |
| Br <sup>-</sup>                | Br <sub>2</sub>                              |
| Mn <sup>2+</sup>               | MnO <sub>2</sub>                             |
| SO <sub>2</sub>                | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.)       |
| Cr <sup>3+</sup>               | Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> |
| Cl <sup>-</sup>                | Cl <sub>2</sub>                              |
| Mn <sup>2+</sup>               | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                |
| F <sup>-</sup>                 | F <sub>2</sub>                               |

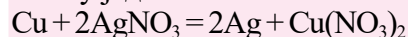
Повећана се јачина

Повећана се јачина

**Слика 6.3** Релативна јачина редукионих и оксидационих средстава

**Пример 6.8.**

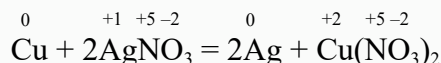
За реакцију замене представљену једначином



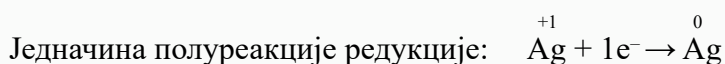
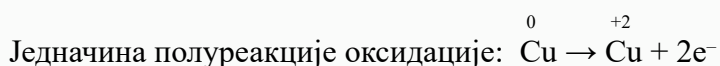
напиши једначине полуреакција оксидације и редукције, одреди атоме елемента који се оксидује и оног који се редукује и наведи која супстанца је оксидационо, а која редукционо средство!

**Решење:**

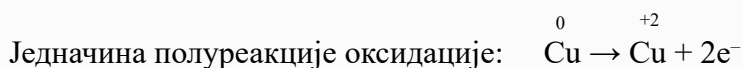
На почетку треба одредити оксидационе бројеве атома свих елемената.



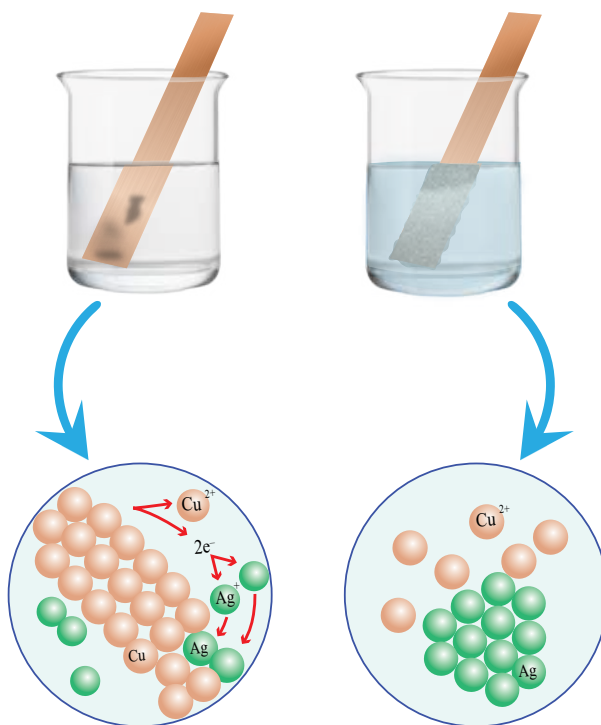
Једначине полуреакција могу се записати као:



Будући да број примљених и отпуштених електрона треба да буде исти, другу једначину треба помножити са два. Добија се:



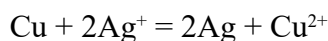
Запажа се да атоми бабра повећавају свој оксидациони број, што значи да се оксидују. Према томе, бакар је редукционо средство. Оксидациони број атома сребра се смањује (они се редукују), па је сребро-нитрат оксидационо средство.



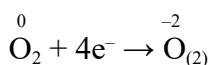
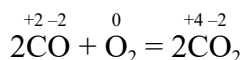
**Слика 6.4** Редокс-реакција између бабра и раствора сребро-нитрата



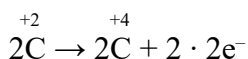
Понекад се користе ефективне јонске једначине да би се приказале редокс-реакције, наводећи само оне учеснике код којих долази до промене оксидационих бројева. Тако се једначина реакције између бакра и сребро-нитрата може записати као:



Редокс-реакције се одвијају и између ковалентних једињења, односно у случајевима када не долази до потпуног трансфера електрона. На пример, при реакцији угљен-моноксида и кисеоника долази до одвијања процеса оксидације и редукције.



Полуреакција редукције  
O<sub>2</sub> је оксидационо средство



Полуреакција оксидације  
CO је редукционо средство

Осим реакција спајања (синтезе) и замене, у редокс-реакције се убраја и велики број реакција разлагања.

#### Активност

Истражи примере оксидационих и редукционих средстава која се користе и средствима за чишћење и у биолошким процесима код живих организама!



#### Размисли и одговори:

- За сваку од следећих једначина реакција одреди оксидационе бројеве атома свих елемената, а затим одреди којим једначинама су представљене редокс-реакције!
  - $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
  - $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
  - $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$
  - $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$
  - $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 = 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- За сваку од редокс-реакција у претходном примеру:
  - одреди атоме елемента који се оксидује и оног који се редукује
  - напиши једначине полуреакција оксидације и редукције
  - одреди која супстанца је оксидационо, а која редукционо средство
- Шта **не може** бити оксидационо средство?
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
  - $\text{MnO}_4^-$
  - $\text{Br}^-$
  - $\text{Cl}_2$

## ИЗЈЕДНАЧАВАЊЕ ЈЕДНАЧИНА РЕДОКС-РЕАКЦИЈА

При изједначавању хемијских једначина важно је да број атома на левој страни буде једнак броју атома на десној страни једначине, у складу са Законом о одржању масе. Када је реч о једначинама редокс-реакција, постоји додатни критеријум – број примљених и отпуштених електрона мора бити једнак. Зато се при изједначавању једначина редокс-реакција користи тзв. електронска шема (метода електронског биланса). При изједначавању једначина редокс-реакција прати се неколико корака:

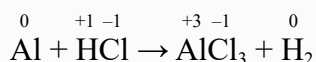
- 1) Одређују се оксидациони бројеви атома свих елемената и проналазе се они атоми чији се оксидациони бројеви мењају.
- 2) Саставља се електронска шема на следећи начин:
  - Записују се једначине полуреакција оксидације и редукције, при чему, ако у некој хемијској формули поред симбола елемента постоји индекс, записује се и он.
  - Записују се оксидациони бројеви изнад одговарајућих симбола елемената.
  - Тражи се НЗС (најмањи заједнички садржалац) за број примљених и отпуштених електрона.
  - Дељењем вредности НЗС са бројем отпуштених, односно примљених електрона, одређују се одговарајући коефицијенти.
- 3) Ови коефицијенти се преносе у неизједначену хемијску једначину испред одговарајућих симбола и формула учесника у реакцији који су претрпели потпуну оксидацију или редукцију.
- 4) Без мењања ових коефицијената, изједначава се преостали део хемијске једначине. Обично се атоми водоника и кисеоника изједначавају последњи.
- 5) Врши се провера броја атома сваке врсте и укупног наелектрисања на обе стране једначине.

### Пример 6.9.

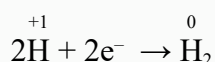
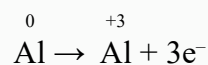
Изједначи следећу једначину:  
 $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$

### Решење:

Прво треба одредити оксидационе бројеве атома свих елемената.

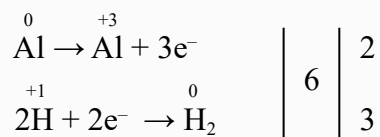


Потом се саставља електронска шема коришћењем једначина полуреакција оксидације и редукције.

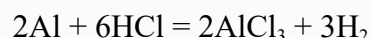


Поред симбола елемента водоник, на десној страни једначине постоји индекс 2, па се и он записује у једначини полуреакције. Будући да број атома са леве и десне стране треба да буде једнак, додаје се коефицијент 2 испред симбола елемента водоник на левој страни. На овај начин се добија „укупни“ оксидациони број атома. Због овога се укупно примају два електрона.

Даље се тражи НЗС за број примљених и отпуштених електрона (то је број 6) и одређују се могући коефицијенти које треба ставити у неизједначену једначину.



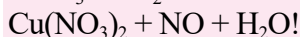
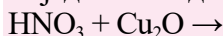
Значи, испред Al и AlCl<sub>3</sub> треба ставити коефицијент 2, испред H<sub>2</sub> коефицијент 3, а испред HCl коефицијент 6 (3 · 2).



На крају се проверава број атома сваке врсте и укупно наелектрисање на обе стране једначине. У овом случају, има по два атома алуминијума, шест водоника и шест хлора на свакој страни једначине, а укупно наелектрисање је нула. Значи, једначина је изједначена.

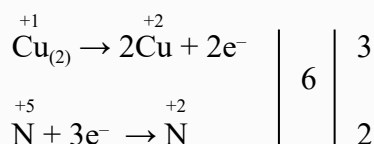
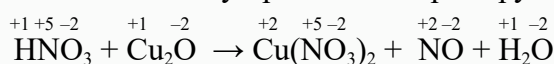
### Пример 6.10.

Изједначи следећу једначину:



### Решење:

Одређују се оксидациони бројеви и саставља се електронска шема на сличан начин као у претходном примеру.



Значи, испред Cu<sub>2</sub>O треба ставити коефицијент 3, а испред Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> коефицијент 6 (3 · 2). Из једначине се може приметити да се део азота из азотне киселине редуковао (до азот-моноксида), али један део азота није променио оксидациони број (оксидациони број азота и у азотној киселини и у бакар(II)-нитрату је +5). Будући да део нитратних јона није претрпео редокс-промену, не ставља се коефицијент 2 испред формула супстанци које садрже нитратне јоне. Добија се:



Даље, једначина се изједначава пребројавањем атома сваке врсте на обе стране. Коначно, изједначена једначина је:



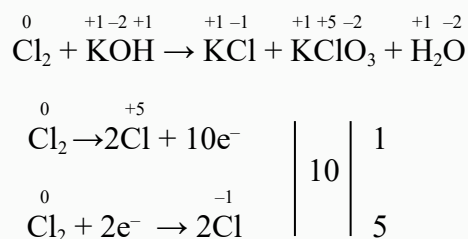
Посебна врста редокс-реакција су **реакције диспропорционисања**. У овим реакцијама атоми истог елемента се истовремено и оксидују и редукују, па се једна иста супстанца понаша и као редукционо и као оксидационо средство. У производима постоје супстанце у којима има атома овог елемента и са већим и са мањим оксидационим бројевима.

**Пример 6.11.**

Изједначи следећу једначину:  
 $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

**Решење:**

Ово је пример за једначину реакције диспропорционисања, у којој се атоми хлора истовремено оксидују (оксидациони број се мења од 0 до +5) и редукују (оксидациони број се мења од 0 до -1).



Коефицијенти који су добијени из електронске шеме стављају се испред формула производа, и то 2 испред  $\text{KClO}_3$  ( $2 \cdot 1$ ) и 10 испред  $\text{KCl}$  ( $2 \cdot 5$ ). Испред формуле реактанта који се диспропорционише записује се коефицијент 6 са циљем да укупан број атома хлора буде 12 (што је збир два претходно добијена коефицијента).



Након изједначавања преосталог дела хемијске једначине, добија се:



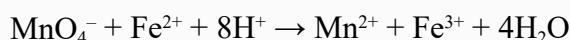
У изједначеној хемијској једначини сви коефицијенти су парни, па се могу поделити са 2. Обично се у изједначеним хемијским једначинама записују најмањи целобројни коефицијенти, уколико нема посебних разлога да се поступи другачије.

**Пример 6.12.**

Изједначи следећу једначину:  
 $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

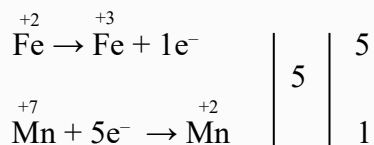
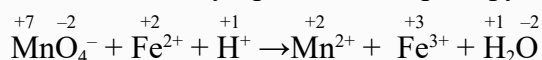
**Решење:**

Једначине редокс-реакција могу се записати и у јонском облику, као што је случај са овом једначином. Уколико се ова једначина изједначава без електронске шеме, добија се:

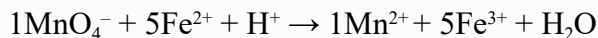


У овако изједначеној једначини број атома сваке врсте на обе стране једначине је једнак, али није једнако укупно наелектрисање. Зато се увек препоручује да се редокс-једначине изједначавају помоћу електронске шеме.

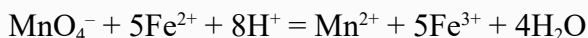
Одређују се оксидациони бројеви и саставља се електронска шема на сличан начин као у претходном примеру.



Заменом коефицијената на одговарајућим местима у једначини, добија се:



Коефицијент 1 обично се не пише у хемијским једначинама, али је током изједначавања пожељно да се запише како би се имало на уму да се овај коефицијент не сме мењати. Након што се изједначи број атома кисеоника и водоника, изједначена једначина је:



На крају, треба проверити да ли је укупно наелектрисање на левој и на десној страни једначине једнако.

Лево:  $1 \cdot (-1) + 5 \cdot (+2) + 8 \cdot (+1) = +17$  Десно:  $1 \cdot (+2) + 5 \cdot (+3) + 4 \cdot 0 = +17$



### Размисли и одговори:

- Која од следећих хемијских једначина означава реакцију диспропорционисања?
  - $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
  - $\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
  - $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
  - $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- Изједначи једначине из претходног питања помоћу електронске шеме!
- Изједначи следеће једначине у јонском облику помоћу електронске шеме!
  - $\text{S}^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{S} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{I}^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnO}_2 + \text{OH}^-$
  - $\text{SO}_3^{2-} + \text{IO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$



## 6.3 ЕЛЕКТРОХЕМИСКА НИЗ МЕТАЛА

### ЕЛЕКТРОХЕМИЈСКИ НИЗ МЕТАЛА

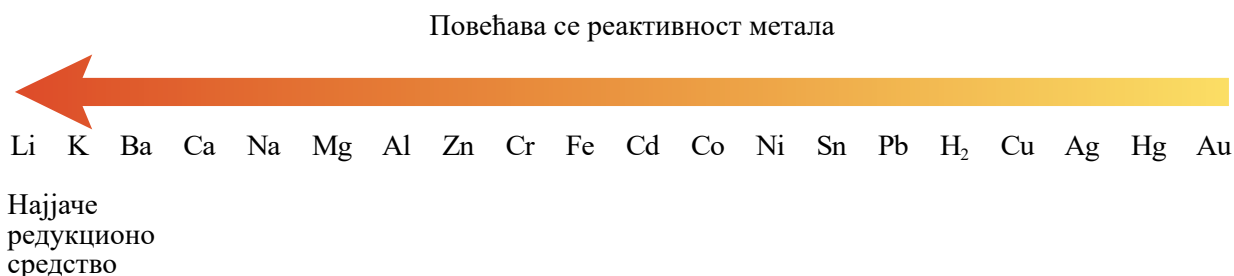
#### Појмови:

електрохемијски низ метала

Електрохемијски низ метала је познат и као напонски ред.

Метали се међусобно разликују по великом броју карактеристика: боји, агрегатном стању, густини, температурама топљења и кључања, електричној и топлотној проводљивости итд. Поред физичких својстава, метали се разликују и по хемијском понашању, односно по њиховој склоности да отпуштају електроне и да учествују у редокс-реакцијама. Због тога се метали разликују и по јачини као редукциона средства, што омогућава њихово поређање у електрохемијски низ метала.

Електрохемијски низ метала је низ који приказује њихову релативну реактивност у редокс-реакцијама, при чему су метали поређани према њиховој склоности да отпуштају електроне, односно према јачини као редукциона средства.

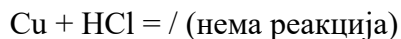
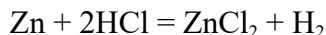
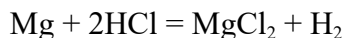
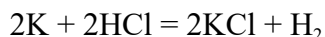


Слика 6.5 Електрохемијски низ метала

У овај низ је укључен и водоник, који служи као основа за поређење метала. Метали који се налазе најлевије у овом низу имају ниже вредности електронегативности, лакше отпуштају електроне и јача су редукциона средства (редуктори).

**Метали у овом низу који се налазе пре водоника могу да истисну водоник из киселина, при чему се у реакцији метала са киселином образује гасовити водоник.** Метали који се налазе иза водоника не истискују водоник из киселина. Неки од ових метала уопште и не реагују са киселинама.

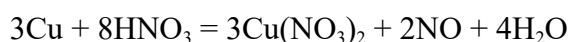
Брзина и интензитет реакције метала са киселинама могу се предвидети на основу положаја метала у електрохемијском низу метала, односно на основу његове удаљености од водоника. Тако ће калијум, као веома реактиван метал, реаговати веома брзо и веома бурно са хлороводоничном киселином. Магнезијум ће, такође, реаговати бурно, али са мањим интензитетом. Цинк ће реаговати спорије, док бакар неће реаговати са хлороводоничном киселином.



Ипак, бакар може да реагује са киселинама које имају оксидациона својства (нпр.  $H_2SO_4$  и  $HNO_3$ ), али се као један од производа неће издвојити водоник.



концентрирана  
сумпорна киселина

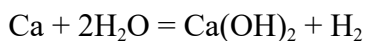
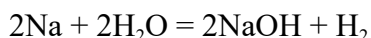


разблажена  
азотна киселина



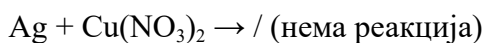
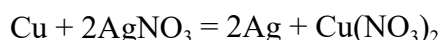
концентрирана  
азотна киселина

Алкални метали и неки земноалкални метали су толико јака редукциона средства да могу истиснути водоник и из воде.



Електрохемијски низ метала може се користити за предвиђање понашања метала са растворима соли других метала. **Метал који је јаче редукционо средство може истиснути други метал који се налази десно од њега у електрохемијском низу метала и који је слабије редукционо средство.**

На пример, ако се бакарна жица стави у раствор сребро-нитрата, почиње да се таложи елементарно сребро, а раствор постаје светлоплав због присуства бакар(II) јона из образоване соли. Ово је могуће због тога што је бакар јаче редукционо средство од сребра и налази се пре њега у електрохемијском низу метала. Уколико се комад сребра стави у раствор бакар(II)-нитрата, реакција се неће одвијати.



**Слика 6.6** Реакција бакра са концентрованом азотном киселином

### Активност



Истражи како се добијају метали из њихових руда и какву улогу имају редокс-реакције у тим процесима! Изабери метале (на пример: гвожђе, бакар, алуминијум, натријум или злато) и одговори:

- 1) У каквом се облику срећу метали у природи (као просте супстанце или као једињења)?
- 2) Зашто се неки метали, као злато, срећу као самородни, а други, као натријум, не?
- 3) Који се редокс процеси користе за добијање метала из њихових руда?

Изведи закључак о вези између реактивности метала, њиховог појављивања у природи и начина њиховог добијања!!



**Слика 6.7** Реакција бакра са раствором сребро-нитрата





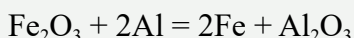
## НАУЧИ ВИШЕ



**Слика 6.8** Термитна реакција – реакција између алуминијума и гвожђе(III)-оксида

Електрохемијски низ метала може се примењивати не само код реакција које се одвијају у раствору, већ и код реакција у чврстој фази. Реакције замене, у којима један метал истискује други из његовог једињења (на пример, оксида), имају широку примену у металургији за добијање чистих метала из њихових руда.

Термитна реакција је снажно егзотермна редокс-реакција у којој алуминијум, као реактивнији метал и јаче редукционо средство, истискује други метал из његовог оксида. Најпознатији пример је реакција између гвожђе(III)-оксида и алуминијума.



У металургији, термитна реакција се користи за добијање метала који се тешко редукују угљеником (хром, манган и ванадијум), при чему алуминијум служи као редуктор. Овај начин добијања метала познат је као алуминотермија. Додатно, термитна реакција се широко примењује и за заваривање железничких шина, будући да растопљено гвожђе које се ствара током реакције може директно да споји металне делове на месту извођења, без потребе за пећима или сложенем опремом.

## Размисли и одговори:



- Који елемент из сваког пара је јаче редукционо средство?
  - калцијум или магнезијум
  - гвожђе или цинк
  - цинк или бакар
  - злато или сребро
- Одреди које реакције замене које су представљене следећим хемијским једначинама могу да се одвијају, а затим предвиди производе. На крају, изједначи једначине помоћу електронске шеме.
  - $\text{Ca} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
  - $\text{Fe} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$
  - $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{conc.}) \rightarrow$
  - $\text{Zn} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$
  - $\text{Mg} + \text{KCl} \rightarrow$
  - $\text{Al} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
  - $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{Cu} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$
- Неки метали, као злато и бакар, били су познати још у древним цивилизацијама, док су други, као натријум и калијум, откривени тек у 19. веку. Како су реактивност метала и начин њиховог добијања утицали на време њиховог открића?

## ИСПИТИВАЊЕ ЕЛЕКТРОХЕМИЈСКОГ НИЗА МЕТАЛА

Електрохемијски низ метала представља важну алатку за поређење њихове реактивности и за предвиђање тока многих хемијских реакција. Со његовом помоћу може се утврдити који метали лакше оддају електроне и зато су јача редукциона средства, као и који метали могу истиснути друге метале из њихових једињења. Електрохемијски низ може се експериментално потврдити кроз испитивање реакција метала са киселинама, при чему се уочава да ли се ослобађа гасовити водоник, као и кроз реакције метала са растворима соли других метала. На основу таквих експеримената успоставља се веза између реактивности метала и њиховог положаја у електрохемијском низу.



### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

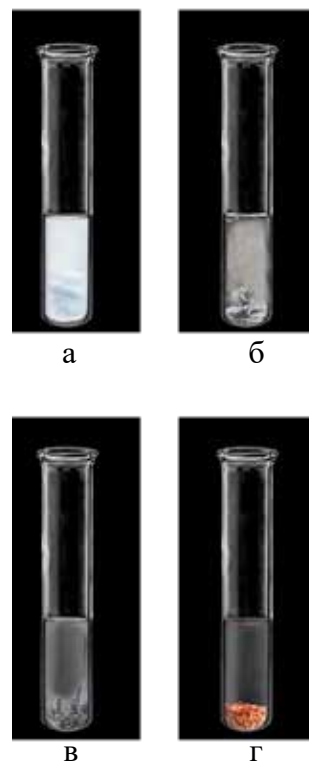
#### Реакције метала са киселинама

**Потребан прибор и супстанце:** четири епрувете, пинцета, сталак за епрувете, безбедносни упаљач или шибица, раствор хлороводоничне киселине ( $c = 2 \text{ mol/dm}^3$ ), магнезијум, цинк, гвожђе, бакар, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** У четири епрувете стави раствор  $\text{HCl}$   $\frac{1}{2}$  или  $\frac{1}{4}$  њихове запремине! У прву епрувету стави парчиће магнезијума, у другу цинк, у трећу гвожђе и у четврту бакар. Забележи у којој се епрувети одвија хемијска реакција и где је она најбурнија. Епрувети у којој је реакција најбурнија приближи упаљену шибицу или безбедносни упаљач отвору! Шта примећујеш? Резултате уметни у свој лабораторијски извештај!

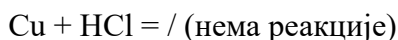
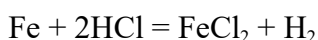
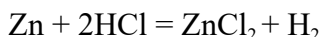
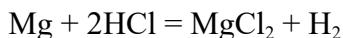
При додавању различитих метала у раствор хлороводоничне киселине примећује се да се реакција не одвија са свим металима и да је њен интензитет различит. Бакар не показује видљиву реакцију, а код гвожђа, цинка и магнезијума примећују се мехурићи као резултат ослобађања гаса. Реакција са цинком је интензивнија од оне са гвожђем, док се најбурнија реакција одвија са магнезијумом, при чему се ослобађа значајна количина гасовитог водоника. Ослобођени гас се потврђује карактеристичним пуктањем при приближавању упаљене шибице, након чега гас гори готово безбојним пламеном.

Ова запажања су у складу са електрохемијским низом метала, према којем се магнезијум, цинк и гвожђе налазе пре водоника и могу га истиснути из киселина, док се бакар налази иза водоника и не реагује са неоксидујућим киселинама, каква је хлороводонична киселина.



**Слика 6.9** Реакција хлороводоничне киселине са магнезијумом (а), цинком (б), гвожђем (в) и бакром (г)

Магнезијум, цинк и гвожђе редукују водоникове јоне из хлороводоничне киселине до елементарног водоника, а сами метали се оксидују до одговарајућих јона који прелазе у раствор. Интензитет реакције се повезује са положајем метала у низу и његовом редукционом способношћу. Што је метал топлије (напред) у низу, то је реакција бржа.



### ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

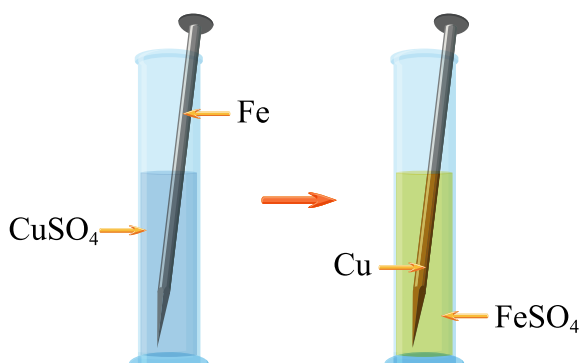
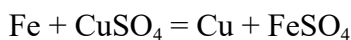


#### Реакција између гвожђа и раствора бакар(II)-сулфата

Потребан прибор и супстанце: гвоздени ексерчић, раствор бакар(II)-сулфата, епрувета, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

Поступак: У епрувету стави раствор бакар(II)-сулфата приближно до  $\frac{1}{2}$  њене запремине. Потом, пажљиво спусти један гвоздени ексерчић и посматрај промене током времена. Резултате уметни у свој лабораторијски извештај!

При уношењу гвозденог ексерчића у раствор бакар(II)-сулфата примећује се постепена промена: на површини гвожђа издваја се црвено-цигласти талог бакра, а плава боја раствора временом прелази у зеленкасту, због образовања гвожђе(II)-сулфата. Ове промене указују да гвожђе истискује бакар из његовог једињења, односно гвожђе се оксидује до гвожђе(II)-јона, а бакар(II)-јони се редукују до металног бакра. Овакво понашање је у складу са електрохемијским низом метала, према којем се гвожђе налази пре бакра и има већу редукциону способност.



Слика 6.10 Гвожђе истискује бакар из раствора бакар(II)-сулфата

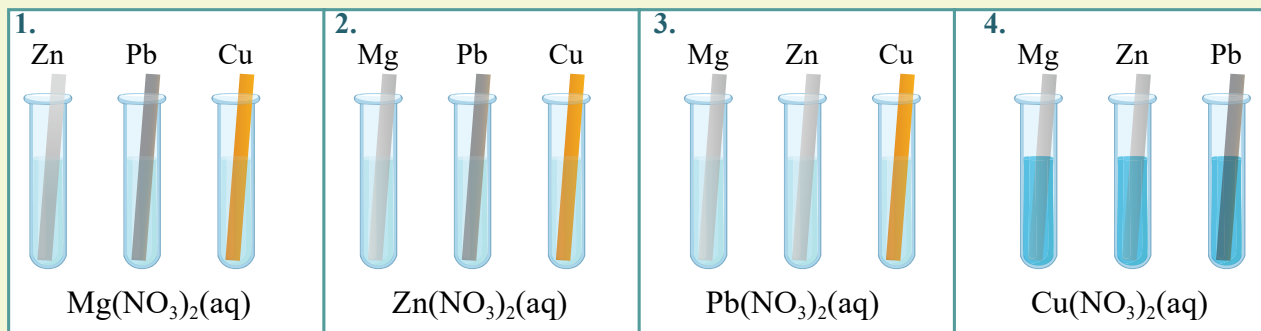


## ХАЈДЕ ДА ИСТРАЖУЈЕМО

**Ко кога истискује?**

**Потребан прибор и супстанце:** трачице од магнезијума, цинка, олова и бабра, раствори магнезијум-нитрата, цинк-нитрата, олово(II)-нитрата и бакар(II)-нитрата (количинска концентрација свих супстанци у растворима је  $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ ), 12 епрувета, пинцета, мантил, заштитне наочаре, рукавице.

**Поступак:** У 12 епрувета стави комбинацију металне трачице и раствора нитрата као на скици. Забележи шта се дешава након извесног времена. Резултате уметни у свој лабораторијски извештај!



При потапању трачица од различитих метала у водене растворе соли других метала примећује се да се реакција истискивања одвија само у одређеним комбинацијама. Када се метал са већом редукционом способношћу налази у раствору соли мање реактивног метала, долази до издвајања метала из раствора или до промене боје раствора, што указује на одвијање редокс-реакције. На пример, цинк може истиснути бакар из раствора бакар(II)-сулфата, при чему се издваја метални бакар, док обратна појава није могућа – бакар не може истиснути цинк из раствора његове соли. Ови резултати су у складу са електрохемијским низом метала, према којем су метали поређани према њиховој реактивности и редукционој способности.

| Метал<br>Раствор | $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ | $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ | $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ | $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ |
|------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|----------------------------|
| Mg               | –                          | ✓                          | ✓                          | ✓                          |
| Zn               | ✗                          | –                          | ✓                          | ✓                          |
| Pb               | ✗                          | ✗                          | –                          | ✓                          |
| Cu               | ✗                          | ✗                          | ✗                          | –                          |

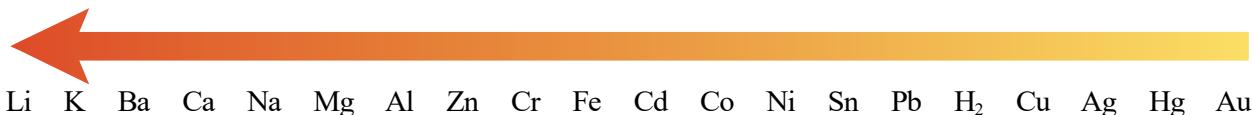
## Размисли и одговори:



1. Напиши изједначене једначине реакција које се одвијају во експерименту *Ко коџа истискује!*
2. Који фактори треба да се одржавају константним да би истраживања у експериментима *Ко коџа истискује* и *Реакције метала са киселинама* била коректно урађена?
3. У табели су приказани резултати експеримената у којима су траке од пет различитих метала (А–Е) потопљене у водене растворе сулфата. Знаком „✓“ је означено да је дошло до истискивања метала из раствора, а знаком „X“ да се реакција није одвијала.
  - а) На основу датих података, поређај метале А–Е према њиховој реактивности, од најреактивнијег до најмање реактивног!
  - б) Објасни како

|   | ASO <sub>4</sub> | BSO <sub>4</sub> | CSO <sub>4</sub> | DSO <sub>4</sub> | ESO <sub>4</sub> |
|---|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|
| A | –                | ✓                | ✓                | ✓                | X                |
| B | X                | –                | X                | X                | X                |
| C | X                | ✓                | –                | ✓                | X                |
| D | X                | ✓                | X                | –                | X                |
| E | ✓                | ✓                | ✓                | ✓                | –                |

## Тематски тест



Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H<sub>2</sub> Cu Ag Hg Au

1. Колико износи оксидациони број сваког од атома у:

- |                                   |                                   |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| а) Ca(OH) <sub>2</sub>            | ђ) FeSO <sub>4</sub>              |
| б) PbO <sub>2</sub>               | е) H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> |
| в) Cl <sub>2</sub>                | ж) ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>  |
| г) K <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> | з) Li <sub>3</sub> N              |
| д) CuS                            | с) SO <sub>2</sub>                |

20 б.

2. У којој групи једињења атоми азота имају исти оксидациони број?

- а) NH<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaNO<sub>2</sub>  
 б) N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, NO<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>  
 в) (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>  
 г) HNO<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

10 б.

3. Оксидациони број хлора се при некој реакцији променио из +5 у -1. Шта је тачно за атом хлора?

- а) примио је четири електрона  
 б) предао је четири електрона  
 в) оксидовао се  
 г) редуковао се

5 б.

4. Која супстанца представља оксидационо средство у реакцији која је представљена хемијском једначином  $\text{AgNO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{AgNO}_3 + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ ?

- а) AgNO<sub>2</sub>  
 б) Cl<sub>2</sub>  
 в) KOH  
 г) KCl

5 б.

5. Шта **не може** бити редукионо средство?

- а) Fe<sup>2+</sup>  
 б) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>  
 в) S<sup>2-</sup>  
 г) Br<sub>2</sub>

5б.

6. За редокс-реакцију представљену следећом хемијском једначином  
 $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ :  
 а) одреди оксидационе бројеве атома свих елемената (6 б.)  
 б) напиши једначине полуреакција оксидације и редукције (10 б.)  
 г) одреди која супстанца је оксидационо, а која редукционо средство (4 б.)  
 д) изједначи једначину помоћу електронске шеме (10 б.)

30 б.

7. Одреди које се реакције замене представљене следећим хемијским једначинама могу одвијати, а затим доврши једначине.  
 а)  $\text{Cl}_2 + \text{KBr} \rightarrow$   
 б)  $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$   
 в)  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{conc.}) \rightarrow$   
 г)  $\text{Ag} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$   
 д)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

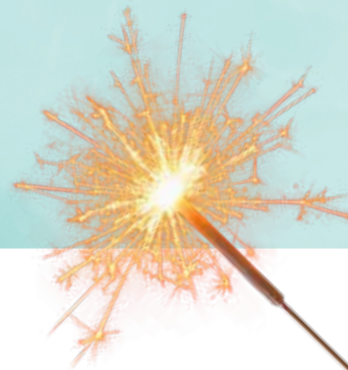
15 б.

8. На основу података у табели, поређај метале А–D према њиховој реактивности, од најреактивнијег до најмање реактивног!

|   | $\text{ANO}_3$ | $\text{BNO}_3$ | $\text{CNO}_3$ | $\text{DNO}_3$ |
|---|----------------|----------------|----------------|----------------|
| A | –              | X              | ✓              | X              |
| B | ✓              | –              | ✓              | ✓              |
| C | X              | X              | –              | X              |
| D | ✓              | X              | ✓              | –              |

10 б.





## РЕЗИМЕ

- Оксидационо-редукциони процеси (или редокс-реакције) су хемијске реакције које се одвијају као резултат размене електрона, односно реакције при којима се преносе електрони са јединки једне супстанце на јединке друге супстанце.
- Оксидациони број је број који се приписује атомима различитих елемената у датом молекулу, јону или формулној јединци. Оксидациони број се записује изнад симбола елемента, тако што се прво записује предзнак (позитиван или негативан), а затим се арапским бројем записује његова бројна вредност.
- Оксидација је процес при којем се отпуштају (предају) електрони, а редукција представља процес примања електрона.
- Супстанца која се оксидује (отпушта електроне) назива се редукционо средство зато што врши редукцију друге супстанце са којом ступа у реакцију. Оксидациони број атома редукционог средства се повећава.
- Супстанца која се редукује (прима електроне) врши оксидацију другог реактанта, па зато представља оксидационо средство. Оксидациони број атома оксидационог средства се смањује.
- Пар јединки које чине оксидовани и редуковани облик једне врсте атома назива се редокс-пар.
- Јака оксидациона средства су супстанце које имају тенденцију да лако примају електроне, односно имају атоме са високим вредностима оксидационих бројева. Такви су флуор, хлор, бром, јод, кисеоник, озон, перманганати, дихромати, хлорати, перхлорати, киселине које имају оксидациона својства и др.
- Јака редукциона средства су супстанце које лако отпуштају електроне. Такви су реактивни метали, водоник, елементарни угљеник, угљен-моноксид, сулфидхидроген (водоник-сулфид), амонијак и др.
- При изједначавању једначина редокс-реакција користи се тзв. електронска шема.
- У реакцијама диспропорционисања атоми истог елемента се истовремено и оксидују и редукују, па се једна иста супстанца понаша и као редукционо и као оксидационо средство.
- Електрохемијски низ метала (напонски низ) је низ који приказује њихову релативну реактивност у редокс-реакцијама, при чему су метали поређани према њиховој склоности да отпуштају електроне, односно према јачини као редукциона средства.
- Метали који се у електрохемијском низу метала налазе пре водоника могу да истисну водоник из киселина, при чему се у реакцији метала са киселином гради гасовити водоник. Метали који се налазе иза водоника не истискују водоник из киселина.
- Метал који је јаче редукционо средство може да истисне други метал који се налази десно од њега у електрохемијском низу метала и који је слабије редукционо средство.

# ТЕРМИНОЛОШКИ РЕЧНИК

**pH-вредност** – мера за концентрацију водоникових јона.

## А

**Автокаталитичке реакције** – реакције у којима један од продуката реакције делује као катализатор и убрзава ту исту реакцију.

**Аеросол** – дисперзни систем у коме је течна или чврста диспергована фаза распоређена кроз гасовиту дисперзиону средину.

**Активирани комплекс** – нека врста прелазног стања које садржи све честице од којих су изграђени реагенти и које учествују у елементарном акту хемијске трансформације.

## Б

**Базе** – супстанце у чији састав улази хидроксидна група и при дисоцијацији у води дају хидроксидне јоне (према Аренијусовој теорији).

**Брзина измене концентрације учесника у хемијској реакцији** – величина која се дефинише као однос између промене концентрације датог учесника у реакцији и времена које је потребно да дође до такве промене концентрације.

**Брзина конверзије** – величина која представља однос између промене досега реакције и времена које је потребно да дође до такве промене.

**Брзина реакције** – величина која описује хемијску реакцију као целину и која представља однос између промене досега реакције и производа запремине и времена које је потребно да дође до такве промене.

**Бројни однос** – однос између броја јединки два конституента.

**Бројни удео** – однос (количник) између броја јединки конституента В и укупног броја јединки свих конституената.

**Бројна концентрација** – однос између броја јединки конституента В и запремине раствора.

## В

**Внатрешна (унутрашња) енергија** – збир кинетичке и потенцијалне енергије свих честица у систему.

**Волуменска (запреминска) концентрација** – однос између запремине конституента В и запремине раствора.

**Волуменски (запремински) однос** – однос између запремина два конституента.

**Волуменски (запремински) удео** – однос (количник) између запремине конституента В и збира запремина свих конституената.

## Г

**Грубо-дисперзни системи** – хетерогени дисперзни системи у којима су величине честица дисперговане супстанце веће од 1000 nm.

## Д

**Директна реакција** – реакција која тече од реактаната ка продуктите.

**Диспергована супстанца** – супстанца која се распоређује кроз другу супстанцу.

**Диспергована фаза** – види: диспергована супстанца.

**Дисперзиона средина** – супстанца кроз коју се врши распоређивање честица.

**Дисперзни системи** – системи у којима су честице једне или више супстанци распоређене (дисперговане) кроз честице друге супстанце.

**Досег реакције** – однос између промене количине супстанце неког учесника у реакцији (реактанта или продукта) од почетка реакције до датог момента и стехиометријског коефицијента тог учесника у хемијској једначини.

## Е

**Егзоенергетски процеси** – процеси при којима систем ослобађа енергију.

**Егзотермни процеси** – процеси при којима систем ослобађа енергију у виду топлоте.

**Јединична промена досега** – промена количине датог учесника у реакцији (реактанта или продукта) која је бројчано једнака стехиометријском коефицијенту испред тог учесника у једначини записаној на одређен начин.

**Електролити** – супстанце чији растопи или раствори садрже покретне јоне и спровode електричну струју.

**Електролитичка дисоцијација** – настајање покретних јона у раствору од супстанци које су изграђене од јона или од поларних молекула под дејством поларних молекула растварача.

**Електрохемијски низ метала** – низ који приказује њихову релативну реактивност у редокс-реакцијама, при чему су метали поређани према њиховој склоности да отпуштају електроне, односно према јачини као редукциона средства.

**Елементарни акт хемијске трансформације** – трансформисање једних честица у друге.

**Емулзија** – дисперзни систем у коме је течна диспергована фаза распоређена кроз течну дисперзиону средину.

**Ендоенергетски процеси** – процеси за чије је одвијање потребно уношење енергије.

**Ендотермни процеси** – процеси за чије је одвијање потребно уношење енергије у виду топлоте.

**Енергија активације** – минимална количина енергије која је потребна да би хемијска реакција почела.

**Ензими** – супстанце које омогућавају хемијским реакцијама у живим организмима да се одвијају много брже и под благим условима.

**Енталпија** – величина која се изражава као збир унутрашње енергије и производа запремине тог система и притиска који влада у њему.

**Ефективне јонске једначине** – једначине у које су укључени само они јони који ефективно учествују у хемијској реакцији.

**Ефикасан судар** – судар при коме су честице реактаната правилно оријентисане једне према другима и поседују довољно енергије.

## З

**Засићени раствор** – раствор у коме је, на одређеној температури, растворена максимално могућа количина растворене супстанце у одређеној количини растварача.

**Затворени систем** – систем у коме се може размењивати само енергија.

## И

**Изоловани систем** – систем у коме није могућа размена ни супстанци ни енергије.

**Индикатори** – супстанце које мењају боју у киселом, неутралном или базном раствору.

**Инихибитори** – супстанце које успоравају хемијску реакцију, а у неким случајевима могу је и потпуно зауставити.

## Ј

**Јони посматрачи** – јони који не учествују у реакцији.

**Јонске реакције** – реакције које се одвијају између јона у воденим растворима.

## К

**Калориметри** – уређаји који служе за мерење топлотних ефеката који се одвијају при константном притиску.

**Катализатори** – супстанце које убрзавају хемијску реакцију, а притом излазе хемијски и количински неизмењене.

**Каталитичке реакције** – реакције које се одвијају у присуству катализатора.

**Кинетичка енергија** – енергија која је повезана са кретањем неког тела (или честице).

**Киселине** – супстанце које садрже водоник у свом саставу и при дисоцијацији во воде дају водоникове јоне (према Аренијусовој теорији).

**Количински однос** – однос између количина два конституента.

**Количински удео** – однос (количник) између количине конституента В и укупне количине свих конституената.

**Количинска концентрација** – однос између количине конституента В и запремине раствора.

**Колоидно-дисперзни системи** – хетерогени дисперзни системи у којима су величине честица дисперговане супстанце између 1 и 1000 nm.

**Константа хемијске равнотеже** – величина која представља однос између производа равнотежних концентрација продуката и производа равнотежних количинских концентрација реактаната, где је свака степенована одговарајућим стехиометријским коефицијентом.

**Константа брзине реакције** – величина која карактерише брзину дате реакције при одређеној температури.

**Крива растворљивости** – графички приказ зависности растворљивости супстанце од температуре; показује колика количина дате супстанце може да се раствори у одређеној маси растварача (најчешће 100 g) на различитим температурама.

## М

**Масени однос** – однос између маса два конституента.

**Масени удео** – однос (количник) између масе конституента В и укупне масе свих конституената.

**Масена концентрација** – однос између масе конституента В и запремине раствора.

**Молаљност** – однос (количник) између количине растворене супстанце и масе растварача.

**Молекулске хемијске једначине** – уобичајени начин представљања хемијских реакција.

**Молекулско-дисперзни системи** – хомогени дисперзни системи у којима су величине честица дисперговане супстанце мање од 1 nm.

**Молска концентрација** – види: количинска концентрација.

**Молски однос** – види: количински однос.

**Молски удео** – види: количински удео.

## Н

**Незасићени раствор** – раствор у коме се при датој температури може растворити додатна количина растворене супстанце.

**Неповратне реакције** – реакције које теку све док најмање један од реактаната потпуно не нестане из реакционог система, односно одвијају се само у једном смеру – од реактаната ка продуктима.

## О

**Обратна (повратна) реакција** – реакција која тече од продуката ка реактантима.

**Околина** – део универзума који се налази у непосредној близини система.

**Оксидација** – процес при којем се отпуштају електрони.

**Оксидациони број** – број који се приписује атомима различитих елемената у датом молекулу, јону или формулној јединци.

**Оксидационо средство** – супстанца која се редукује (прима електрони) и врши оксидацију другог реактанта.

**Оксидационо-редукционе реакције** – хемијске реакције које се одвијају као резултат размене електрона, при чему се електрони преносе са честица једне супстанце на честице друге супстанце.

**Отворени систем** – систем у коме је могућа размена и супстанца и енергије са околином.

## П

**Пена** – дисперзни систем у коме је гасовита диспергована фаза распоређена кроз течну дисперзиону средину.

**Повратне (реверзибилне) реакције** – реакције код којих се истовремено одвијају процеси у којима се реактанти претварају у продукте (директна реакција) и продукти се претварају у реактанте (обратна реакција).

**Потпуне јонске једначине** – једначине у којима су наведени сви јони који настају дисоцијацијом супстанци (реактаната или продуката).

**Потенцијална енергија** – енергија коју једно тело или систем поседује због свог положаја у простору и узајамних деловања (интеракција) између тела у систему, као и између честица од којих је састављен систем и њихове околине.

**Презасићени раствор** – раствор који садржи већу количину растворене супстанце него што може да се раствори у одређеној запремини растварача при датој температури.

**Принцип Ле Шателјеа и Брауна** – принцип према коме ако се на систем који се налази у равнотежи примени спољашње деловање које нарушава равнотежно стање, у систему настају промене које се супротстављају том деловању, све док се не успостави нова равнотежна позиција.

**Продукти** – супстанце које се добијају на крају хемијске реакције; њихова количина се током реакције повећава.

**Промена моларне енталпије** – величина која представља однос између промене енталпије система и количине супстанце.

## **Р**

**Растворена супстанца** – супстанца која се раствара у одређеном растварачу.

**Раствори** – види: молекулско-дисперзни системи.

**Растворљивост** – концентрација растворене супстанце у засићеном раствору.

**Растварач** – супстанца у којој се раствара растворена супстанца.

**Реактанти** – супстанце које су присутне на почетку реакције; њихова количина се током реакције смањује.

**Реакције двоструке измене** – посебан вид реакција замене, у којима долази до међусобне размене атома или атомских група које улазе у састав реактаната.

**Реакције диспропорционисања** – редокс-реакције у којима се атоми истог елемента истовремено и оксидују и редукују, па се једна иста супстанца понаша и као редукционо и као оксидационо средство.

**Реакције замене** – реакције при којима атоми једне супстанце долазе на место атома или јона који улазе у састав друге супстанце.

**Реакције разлагања** – реакције при којима се од једне супстанце добијају две или више супстанци.

**Реакције спајања (синтезе)** – реакције при којима се две или више супстанци спајају и граде једну сложенију супстанцу.

**Реакције кондензације** – реакције при којима, на микроскопском нивоу, долази до повезивања две (или више) честице у једну, при чему се издваја нека мала честица (најчешће молекул воде или амонијака).

**Реакциона енталпија** – величина која се изражава као однос између промене енталпије система и промене досега реакције.

**Редокс-пар** – пар јединки које чине оксидовани и редуковани облик једне врсте атома.

**Редокс-реакције** – види: оксидационо-редукционе реакције.

**Редукција** – процес примања електрона.

**Редукционо средство** – супстанца која се оксидује (отпушта електроне) и која врши редукцију друге супстанце са којом ступа у реакцију.

## С

**Систем** – део природе за који смо заинтересовани и који може размењивати супстанце и/или енергију са околином.

**Степен електролитичке дисоцијације** – однос између броја дисосованих молекула и броја укупно растворених молекула.

**Суспензија** – дисперзни систем у коме је чврста диспергована фаза распоређена кроз течну дисперзиону средину.

## Т

**Температура** – мера просечне кинетичке енергије честица у њему.

**Температурни коефицијент реакције** – величина која се изражава као однос брзина исте реакције одређених при две температуре које се међусобно разликују за 10 °C (или 10 K).

**Термохемијске једначине** – једначине које се састоје од стехиометријског и од квантитативног (величинског) дела. Стехиометријски део даје промену хемијског састава реакционог система, а квантитативни део представља топлотни ефекат реакције онако како је једначина записана.

**Тиндалов ефекат** – појава расејања светлости која пролази са стране кроз хетерогени систем.

**Топлота** – енергија која се размењује између система и околине због разлике у температури.

## Ф

**Фаза** – хомогени део једног хетерогеног система који је у контакту са другим делом, али је одвојен јасно дефинисаним границама.

**Фотокаталитичке реакције** – реакције у којима светлост делује као својеврсни катализатор јер омогућава реакцији да започне, а након тога да се сама одвија.

## Х

**Хемијска равнотежа** – стање у коме се честице реактаната и продуката непрекидно претварају једне у друге, односно брзине директне и обратне реакције су једнаке.

**Хемијске једначине** – симболички запис процеса који се одвијају при хемијским променама.

**Хемијске реакције** – процеси при којима настаје промена хемијског идентитета супстанци и долази до образовања нових супстанци које се разликују од полазних.

**Хетерогени систем** – систем у коме се могу уочити граничне површине између појединих компонената.

**Хетерогена катализа** – катализа код које су катализатор и реактанти у различитим фазама, односно граде хетерогени систем.

**Хетерогена равнотежа** – хемијска равнотежа у којој су агрегатна стања супстанци које учествују у реакцији различита.

**Хомогени систем** – систем у коме не постоје границе између појединих компонената.

**Хомогена катализа** – катализа код које су катализатор и реактанти у истој фази, обично у гасној фази или у раствору.

**Хомогена равнотежа** – хемијска равнотежа у којој су сви учесници у истом агрегатном стању (тачније, у истој фази).



## АЗБУЧНИ ИНДЕКС

|                                                           |        |                              |        |
|-----------------------------------------------------------|--------|------------------------------|--------|
| Автокаталитичка реакција                                  | 132    | Ендотермни процес            | 86     |
| Аеросол                                                   | 12     | Енергија                     | 82     |
| Активирани комплекс                                       | 126    | Енергија активације          | 126    |
| Биокатализатор                                            | 138    | Енергија, кинетичка          | 82     |
| Брзина измене концентрације учесника у хемијској реакцији | 109    | Енергија, потенцијална       | 83     |
| Брзина конверзије                                         | 109    | Енталпија                    | 90     |
| Брзина хемијске реакције                                  | 109    | Ефективна јонска једначина   | 51     |
| Бројни однос                                              | 17     | Ефикасан судар               | 124    |
| Бројни удео                                               | 19     | Изоловани систем             | 84     |
| Величински (квантитативни) део                            | 97     | Индикатор                    | 45     |
| Унутрашња енергија                                        | 84     | Интермедијер                 | 133    |
| Запремински однос                                         | 17     | Интермедијерно стање         | 133    |
| Запремински удео                                          | 19     | Инхибитор                    | 131    |
| Запреминска концентрација                                 | 20     | Јединична промена досега     | 68     |
| Грубо-дисперзни систем                                    | 12, 13 | Јони „посматрачи“            | 51     |
| Динамички карактер хемијске равнотеже                     | 146    | Јонска једначина             | 51     |
| Директна реакција                                         | 59     | Јонска реакција              | 48     |
| Диспергована супстанца                                    | 12     | Катализа                     | 132    |
| Диспергована фаза                                         | 12     | Катализа, хетерогена         | 132    |
| Дисперзни систем                                          | 12     | Катализа, хомогена           | 132    |
| Дисперзиона средина                                       | 12     | Катализатор                  | 130    |
| Досег хемијске реакције                                   | 69     | Каталитичка реакција         | 132    |
| Егзоенергетски процес                                     | 86     | Количина супстанце           | 15     |
| Егзотермни процеси                                        | 86     | Количински однос             | 17     |
| Електролиза                                               | 62     | Количински удео              | 19     |
| Електролит                                                | 35, 36 | Количинска концентрација     | 20     |
| Електролит, јак                                           | 37     | Колоидно-дисперзни систем    | 12, 13 |
| Електролит, слаб                                          | 37     | Константа хемијске равнотеже | 154    |
| Електролитичка дисоцијација                               | 38     | Концентрација                | 20     |
| Електронска шема                                          | 184    | Концентрација, бројна        | 20     |
| Емулзија                                                  | 12, 13 | Крива растворљивости         | 31     |
| Ендоенергетски процес                                     | 86     | Масени однос                 | 17     |
|                                                           |        | Масени удео                  | 19     |
|                                                           |        | Масена концентрација         | 20     |

|                                     |          |                                    |          |
|-------------------------------------|----------|------------------------------------|----------|
| Међупродукт                         | 133      | Реакција двоструке измене          | 65       |
| Моалност                            | 21       | Реакција диспропорционисања        | 186      |
| Молекулско-дисперзни систем         | 12, 13   | Реакција замене                    | 64       |
| Неелектролит                        | 36       | Реакција кондензације              | 65       |
| Неефикасан судар                    | 124      | Реакција разлагања                 | 62       |
| Неповратна реакција                 | 59       | Реакција спајања (синтезе)         | 60       |
| Обратна реакција                    | 59       | Реакциона енталпија                | 91       |
| Однос                               | 17       | Редокс-реакција                    | 178      |
| Околина система                     | 84       | Редукционо средство                | 179, 181 |
| Оксидациони број                    | 174      | Систем                             | 84       |
| Оксидационо средство                | 179, 181 | Систем, затворени                  | 84       |
| Оксидационо-редукциона реакција     | 178      | Скраћена јонска једначина          | 51       |
| Отворени систем                     | 84       | Солватација                        | 38       |
| Пена                                | 12       | Спроводник друге врсте             | 35       |
| Пиролиза                            | 62       | Спроводник прве врсте              | 35       |
| Повратна реакција                   | 59       | Степен електролитичке дисоцијације | 42       |
| Потпуна јонска једначина            | 51       | Стехиометријски део                | 97       |
| Полуреакција оксидације             | 179      | Стехиометријски коефицијент        | 67       |
| Полуреакција редукције              | 179      | Суспензија                         | 12, 13   |
| Померање хемијске равнотеже         | 160      | Температурни коефицијент           | 121      |
| Прелазно стање                      | 133      | Теорија Аренијуса                  | 40       |
| Принцип Ле Шателјеа и Брауна        | 165, 166 | Термохемијска једначина            | 97       |
| Промена енталпије                   | 90       | Тиндалов ефекат                    | 11       |
| Промена моларне енталпије           | 91       | Удео                               | 19       |
| Равнотежа, хетерогена               | 152      | Фаза                               | 10       |
| Равнотежа, хомогена                 | 152      | Фотокаталитичка реакција           | 139      |
| Равнотежна количинска концентрација | 154      | Фотолиза                           | 62       |
| Раствор                             | 12, 15   | Хемијска равнотежа                 | 146      |
| Раствор, засићени                   | 27       | Хетерогени систем                  | 10       |
| Раствор, незасићени                 | 27       | Хидратација                        | 38       |
| Раствор, презасићени                | 28       | Хомогени систем                    | 10       |
| Растворена супстанца                | 15       |                                    |          |
| Растварач                           | 15       |                                    |          |
| Растворљивост                       | 27       |                                    |          |

## КОРИШЋЕНА ЛИТЕРАТУРА

Јовановски, Г., Петрушевски, В., Алексовска, С., Бачева Андоновска, К., Богданов, Ј., Буклески, М., Групче, О., Иваноска Дацић, А., Ивановски, В., Петреска Станоева, Ј., Стафилов Т., и Стојановска, М. (2024). *Македонска научна и сѝручна ѝерминологија. Хемија (Том I)*. Скопље: Македонска академија наука и уметности, Лексикографски центар „Георги Старделов“; Савез хемичара и технолога Македоније.

Доступно на: [https://sctm.mk/publications/Recnik-hemija/Terminoloski\\_recnik\\_hemija.pdf](https://sctm.mk/publications/Recnik-hemija/Terminoloski_recnik_hemija.pdf)

Јовановски, Г., Петрушевски, В., Алексовска, С., Бачева Андоновска, К., Богданов, Ј., Буклески, М., Групче, О., Иваноска Дацић, А., Ивановски, В., Петреска Станоева, Ј., Стафилов Т., и Стојановска, М. (2024). *Македонска научна и сѝручна ѝерминологија. Хемија (Том II)*. Скопље: Македонска академија наука и уметности, Лексикографски центар „Георги Старделов“; Савез хемичара и технолога Македоније.

Доступно на: [https://sctm.mk/publications/Recnik-hemija/Terminoloski\\_recnik\\_hemija.pdf](https://sctm.mk/publications/Recnik-hemija/Terminoloski_recnik_hemija.pdf)

Ченг, Р. (2011). *Хемија* (10. издање, превод са енглеског). Скопље: Академски печат.

\*\*\*

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., & Woodward, P. M. (2012). *Chemistry: The central science* (12th ed.). Pearson Prentice Hall.

McNaught, A. D. & Wilkinson, A. (2019). *Compendium of Chemical Terminology. IUPAC Recommendations* (2nd ed.). International Union of Pure and Applied Chemistry.

Silberberg, M. (2006). *Chemistry. The molecular nature of matter and change* (4th ed.). The McGraw-Hill Companies.

Wilbraham, A. C., Staley, D. D., & Matta, M. S. (1997). *Chemistry* (4th ed.). Addison-Wesley Publishing Company.

1

1

1.008

H

Водоник

2

3

6.94

4

9.012

Li

Be

Литијум

Берилијум

3

11

22.99

12

24.31

Na

Mg

Натријум

Магнезијум

4

19

39.10

20

40.08

21

44.96

22

47.87

23

50.94

24

52.00

25

54.94

26

55.85

27

58.93

28

58.69

29

63.55

30

65.38

31

69.72

K

Ca

Калијум

Калцијум

Скандијум

Титанијум

Ванадијум

Хром

Mn

Манган

Fe

Гвожђе

Co

Кобалт

Ni

Никл

Cu

Бакар

Zn

Цинк

Ga

Галијум

5

37

85.47

38

87.62

39

88.91

40

91.22

41

92.91

42

95.96

43

98

44

101.1

45

102.9

46

106.4

47

107.9

48

112.4

49

114.8

50

118.7

51

121.8

52

127.6

53

126.9

54

131.3

Rb

Sr

Рубидијум

Стронцијум

Итријум

Цирконијум

Молибден

Tc

Технецијум

Ru

Рутенијум

Rh

Родијум

Pd

Паладијум

Ag

Сребро

Cd

Кадмијум

In

Индијум

6

55

132.9

56

137.3

57-71

57

137.3

58

140.1

59

140.9

60

144.2

61

145

62

150.4

63

152.0

64

157.3

65

158.9

66

162.5

67

164.9

68

167.3

69

168.9

70

173.1

71

175.0

Cs

Ba

Цезијум

Баријум

7

87

223

88

226

89-103

89

227

90

232.0

91

231.0

92

238.0

93

237

94

244

95

243

96

247

97

247

98

251

99

252

100

257

101

258

102

259

103

262

Fr

Ra

Францијум

Радиијум

18

2

4.003

He

Хелијум

13

5

10.81

6

12.01

7

14.01

8

16.00

9

19.00

10

20.18

B

C

Бор

Угљеник

N

Азот

O

Кисеоник

F

Флуор

Ne

Неон

12

13

26.98

14

28.09

15

30.97

16

32.06

17

35.45

18

39.95

Al

Si

Алуминијум

Силицијум

P

Фосфор

S

Сумпор

Cl

Хлор

Ar

Аргон

6

57

138.9

58

140.1

59

140.9

60

144.2

61

145

62

150.4

63

152.0

64

157.3

65

158.9

66

162.5

67

164.9

68

167.3

69

168.9

70

173.1

71

175.0

La

Ce

Лантан

Церијум

Прометијум

Pm

Прометијум

Sm

Самаријум

Eu

Европијум

Gd

Гадолинијум

Tb

Тербијум

Dy

Диспрозијум

Ho

Холмијум

Er

Ербијум

Tm

Тулијум

Yb

Итербијум

Lu

Лутецијум

7

89

227

90

232.0

91

231.0

92

238.0

93

237

94

244

95

243

96

247

97

247

98

251

99

252

100

257

101

258

102

259

103

262

Ac

Th

Актинијум

Торијум

Протактинијум

Уранијум

Np

Нептунијум

Pu

Плутонијум

Am

Америцијум

Cm

Курчијум

Bk

Берклијум

Cf

Калифорнијум

Es

Ајнштајнијум

Fm

Фермијум

Md

Менделевијум

No

Нобелијум

Lr

Лоренцијум

