

Марина Стојановска

ХЕМИЈА

ЗА II ГОДИНА

гимназиско образование

ХЕМИЈА

ЗА II (втора) ГОДИНА

гимназиско образование

Одобрено од Министерството за образование и наука,
во согласност со Одлуката бр. 26-642/1 од 21.5.2026 година.

Издавач

Литера груп, Скопје, 2026

Автор

Марина Стојановска

Главен уредник

Ајнуре Селмани

Уредник

Самије Лимани Муслиу

Рецензентска комисија од МОН

проф. д-р Наташа Ристовска

проф. д-р Шемседин Абдули

Нада Јанковиќ

Лектура

Весна Костовска

Дизајн

Литера груп - Рина Адиле

Графичко и техничко уредување

Литера груп

Печати

Полиестердеј - Скопје

Тираж

3600

© 2026 Литера груп. Сите права се задржани.

Ниту еден дел од овој учебник не смее да биде репродуциран, умножуван, дистрибуиран, јавно соопштуван или пренесуван во која било форма или со какви било средства, вклучително и електронски, механички, со фотокопирање, снимање или на друг начин, без претходна писмена согласност од издавачот.

CIP - Каталогизација во публикација

Национална и универзитетска библиотека "Св. Климент Охридски", Скопје

54(075.3)

СТОЈАНОВСКА, Марина

Хемија за II година гимназиско образование / Марина Стојановска. -
Скопје : Литера Груп, 2026. - 196, [11] стр. : илустр. ; 29 см

Терминолошки речник: стр. [198-203]. - Регистар. - Библиографија: стр.
[206]

ISBN 978-608-4855-89-7

COBISS.MK-ID 69165061

СОДРЖИНА

ПРЕДГОВОР	5
КАКО ДА ГО КОРИСТИШ ОВОЈ УЧЕБНИК	6

1. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

1.1. ВИДОВИ ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ	10
ХОМОГЕНИ И ХЕТЕРОГЕНИ СИСТЕМИ	10
ВИДОВИ ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ	12
1.2. РАСТВОРИ И ИЗРАЗУВАЊЕ НА СОСТАВОТ НА РАСТВОРИТЕ	15
РАСТВОРИ	15
НАЧИНИ НА ИЗРАЗУВАЊЕ НА СОСТАВОТ НА РАСТВОРИТЕ	17
Квалитативен и квантитативен состав	17
Како се изразува квантитативниот состав?	17
ПРИГОТВУВАЊЕ РАСТВОРИ	22
Приготвување раствор со зададен масен удел на растворена цврста супстанца во раствор	23
Приготвување раствор со зададена количествена, односно масена концентрација на растворена цврста супстанца во раствор	25
1.3. ВИДОВИ РАСТВОРИ И РАСТВОРЛИВОСТ	27
ВИДОВИ РАСТВОРИ И РАСТВОРЛИВОСТ	27
ФАКТОРИ ОД КОИ ЗАВИСИ РАСТВОРЛИВОСТА	30
1.4. ЕЛЕКТРОЛИТИ И ЕЛЕКТРОЛИТНА ДИСОЦИЈАЦИЈА	35
РАСТВОРИ ОД ЕЛЕКТРОЛИТИ	35
ЕЛЕКТРОЛИТНА ДИСОЦИЈАЦИЈА	38
Електролитна дисоцијација	38
Киселини и бази според теоријата на електролитна дисоцијација	40
Степен на електролитна дисоцијација	41
ЕЛЕКТРОЛИТНА ДИСОЦИЈАЦИЈА НА ВОДАТА И pH	44
1.5. ЈОНСКИ РЕАКЦИИ	48
ЈОНСКИ РЕАКЦИИ	48
Јонски реакции при кои настанува слабо растворливо соединение (талог)	48
Јонски реакции при кои настанува слабо дисоцирано соединение	50
Јонски реакции при кои настанува гас	50
ЈОНСКИ РАВЕНКИ	51
Тематски тест	53
РЕЗИМЕ	55

2. ХЕМИСКИ РЕАКЦИИ И ХЕМИСКИ РАВЕНКИ

2.1. КЛАСИФИКАЦИЈА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ	58
ПОВРАТНИ И НЕПОВРАТНИ ХЕМИСКИ РЕАКЦИИ	58
ДРУГИ МОЖНОСТИ ЗА КЛАСИФИКАЦИЈА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ	60
Реакции на соединување	60
Реакции на разложување	62
Реакции на замена	64
Реакции на двојна измена	65
Реакции на кондензација	65
2.2. ПРЕСМЕТУВАЊА ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИ РАВЕНКИ	67
ХЕМИСКИ РАВЕНКИ	67
ДОСЕГ НА ХЕМИСКА РЕАКЦИЈА	69
ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИ РАВЕНКИ	73
Тематски тест	78
РЕЗИМЕ	79

3. ЕНЕРГЕТСКИ ПРОМЕНИ ПРИ ПРОЦЕСИТЕ

3.1 ЕНЕРГИЈА И РАЗМЕНА НА ЕНЕРГИЈА	82
ЕНЕРГИЈА	82
РАЗМЕНА НА ЕНЕРГИЈАТА	85
3.2 ТОПЛИНСКИ ЕФЕКТИ ПРИ ФИЗИЧКИ И ХЕМИСКИ ПРОЦЕСИ	90
ЕНТАЛПИЈА И ТОПЛИНСКИ ЕФЕКТИ ПРИ ФИЗИЧКИ И ХЕМИСКИ ПРОЦЕСИ	90
ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ ШТО ВКЛУЧУВААТ ТОПЛИНСКИ ЕФЕКТИ	93
3.3 ТЕРМОХЕМИСКИ РАВЕНКИ	97
ТЕРМОХЕМИСКИ РАВЕНКИ	97
ПРЕСМЕТУВАЊЕ ТОПЛИНСКИ ЕФЕКТИ НА РЕАКЦИИ ВРЗ ОСНОВА НА ДАДЕНА ТЕРМОХЕМИСКА РАВЕНКА	101
Тематски тест	103
РЕЗИМЕ	105

4. КИНЕТИКА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

4.1 БРЗИНА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

РЕАКЦИИ..... 108

БРЗИНА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ 108

Што е брзина на хемиска реакција? 108

Како експериментално може да се следи брзината на реакцијата? 113

ФАКТОРИ ШТО ВЛИЈААТ ВРЗ БРЗИНАТА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ 116

Влијание на природата на супстанциите врз брзината на реакцијата 116

Влијание на големината на површината на реактантот во цврста агрегатна состојба врз брзината на хемиските реакции 116

Влијание на концентрацијата на реактантите врз брзината на хемиските реакции 118

Влијание на температурата врз брзината на хемиските реакции 120

Влијание на катализаторот врз брзината на хемиските реакции 122

4.2 ТЕОРИЈА НА СУДИРИ И ТЕОРИЈА ЗА АКТИВИРАН КОМПЛЕКС

ТЕОРИЈА НА СУДИРИ..... 124

ТЕОРИЈА ЗА АКТИВИРАН КОМПЛЕКС 126

4.3 КАТАЛИЗА

КАТАЛИЗАТОРИ И КАТАЛИТИЧКИ РЕАКЦИИ..... 130

Катализатори и инхибитори 130

Каталитички реакции и катализа 132

Механизам на дејство на катализаторите 132

ЗНАЧЕЊЕ И ПРИМЕНА НА КАТАЛИЗАТОРИТЕ 135

Катализаторите во индустријата..... 136

Биокатализатори 138

Фотокаталитички реакции 139

Тематски тест 141

РЕЗИМЕ 143

5. ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

5.1 ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА 146

ПРЕТСТАВУВАЊЕ НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ ВО СОСТОЈБА НА ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА 149

5.2 КОНСТАНТА НА ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

..... 154

КОНСТАНТА НА ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА.... 154

ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ ШТО ВКЛУЧУВААТ

КОНСТАНТА НА ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА.... 157

5.3 ПОМЕСТУВАЊЕ НА ХЕМИСКАТА РАМНОТЕЖА

..... 160

ФАКТОРИ ШТО ВЛИЈААТ ВРЗ ХЕМИСКАТА РАМНОТЕЖА 160

Влијание на промената на концентрацијата на учесниците врз хемиската рамнотежа 160

Влијание на промената на притисокот врз хемиската рамнотежа 161

Влијание на промената на температурата врз хемиската рамнотежа 163

ПРИНЦИП НА ЛЕ ШАТЕЛЈЕ И БРАУН 165

Тематски тест 169

РЕЗИМЕ 171

6. ОКСИДАЦИСКО-РЕДУКЦИСКИ ПРОЦЕСИ

6.1 ОКСИДАЦИСКИ БРОЕВИ

ОКСИДАЦИСКИ БРОЕВИ 174

ОПРЕДЕЛУВАЊЕ НА ОКСИДАЦИСКИ БРОЕВИ 175

6.2 ОКСИДАЦИСКО-РЕДУКЦИСКИ РЕАКЦИИ

РЕДОКС-РЕАКЦИИ 178

Оксидација и редукција 178

Оксидациски и редукциски средства 179

ИЗРАМНУВАЊЕ НА РАВЕНКИТЕ НА РЕДОКС-РЕАКЦИИТЕ 184

6.3 ЕЛЕКТРОХЕМИСКА НИЗА НА МЕТАЛИТЕ

ЕЛЕКТРОХЕМИСКА НИЗА НА МЕТАЛИТЕ 188

ИСПИТУВАЊЕ НА ЕЛЕКТРОХЕМИСКАТА НИЗА НА МЕТАЛИТЕ 191

Тематски тест 195

РЕЗИМЕ 197

Терминолошки речник 198

Азбучен индекс 204

КОРИСТЕНА ЛИТЕРАТУРА 206

ПРЕДГОВОР

Овој учебник по Хемија првенствено е наменет за учениците од втора година гимназиско образование, а воедно претставува и значајна поддршка за професорите по хемија, овозможувајќи интерактивна и истражувачка настава ориентирана кон учениците. Неговата основна цел е да ја поттикне љубопитноста и разбирањето на хемијата како клучна наука со важна улога во секојдневието и одржливиот развој. Учебникот е изработен во согласност со наставната програма по хемија за втора година гимназиско образование и врз концепцијата за пишување учебник, и ги следи современите педагошки пристапи и најновите научни сознанија. Во неговата содржина се вклучени принципите на инклузивност, еднаквост и квалитетно образование, со цел да се промовира активното и доживотното учење.

Содржината е организирана во логични тематски целини што се приспособени на возраста и на предзнаењето на учениците, со употреба на терминологија што е соодветна на нивниот когнитивен развој и на нивото на разбирање. Во првата тема *Дисперзни системи* учениците се запознаваат со различните видови дисперзни системи, при што особено внимание е посветено на растворите и на влијанието на различни фактори врз растворливоста на супстанциите. Составен дел на оваа тема се и концептите што се поврзани со електролитите и со електролитната дисоцијација. Учениците се оспособуваат да запишуваат јонски равенки и да вршат пресметки што се поврзани со изразувањето на составот на растворите. Втората тема *Хемиски реакции и хемиски равенки* ги опфаќа класификацијата на хемиските реакции и пресметувањата врз основа на хемиски равенки. Во третата тема *Енергетски процеси* се објаснети различните видови системи и размената на енергијата, односно топлинските ефекти при физички и хемиски процеси. Преку примери учениците учат да ги претставуваат и да ги толкуваат термохемиските равенки на различни егзотермни и ендотермни реакции и да вршат соодветни пресметки. Четвртата тема *Кинетика на хемиските реакции* се однесува на концептите што се поврзани со брзината на реакциите и со објаснувањето на факторите што влијаат врз брзината на хемиските реакции со помош на теоријата на судири и теоријата за активиран комплекс. Учениците стекнуваат основни сознанија за катализаторите, за нивното значење и за нивната примена. Во петтата тема *Хемиска рамнотежа* учениците се запознаваат со динамичкиот карактер на хемиската рамнотежа, а посебен акцент е ставен на влијанието на промената на концентрацијата на учесниците, температурата и притисокот врз хемиската рамнотежа и принципот на Ле Шателје и Браун. Последната тема *Оксидациско-редукциски процеси* ги опфаќа правилата за определување на оксидациските броеви, редокс-реакциите и нивната поврзаност со електрохемиската низа на металите.

Во учебникот клучните хемиски поими и процеси се обработени преку илустрации и примери од секојдневниот живот и преку практични активности со што учењето станува поразбирливо и поблиско до учениците. Особен акцент е ставен на развивањето на истражувачките вештини и на аналитичкото размислување, при што активностите се насочени кон практична примена на знаењето. Овие активности ги поттикнуваат истражувачкиот дух и љубопитноста на учениците преку искуствено учење, при што тие се охрабруваат да набљудуваат, да експериментираат и да извлекуваат заклучоци.

На крајот на секоја наставна единица и тематска целина се вклучени прашања за проверка на знаењето, осмислени во согласност со нивоата на Блумовата таксономија. Преку истражувачки активности, анализа и практична примена, учениците активно ги развиваат своите знаења и вештини. На крајот учебникот содржи: термилошки речник, азбучен индекс и попис на користена литература.

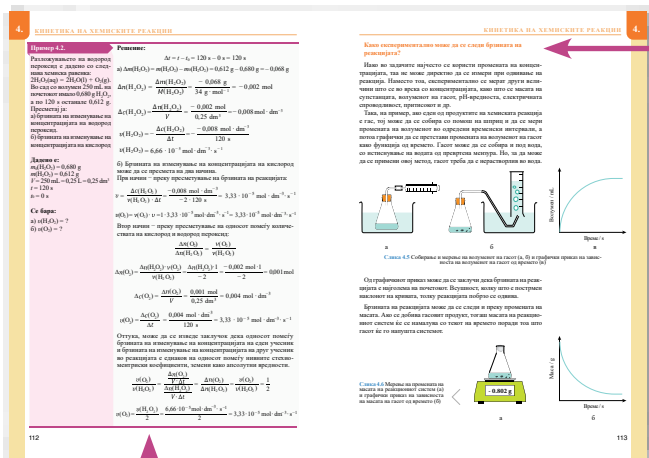
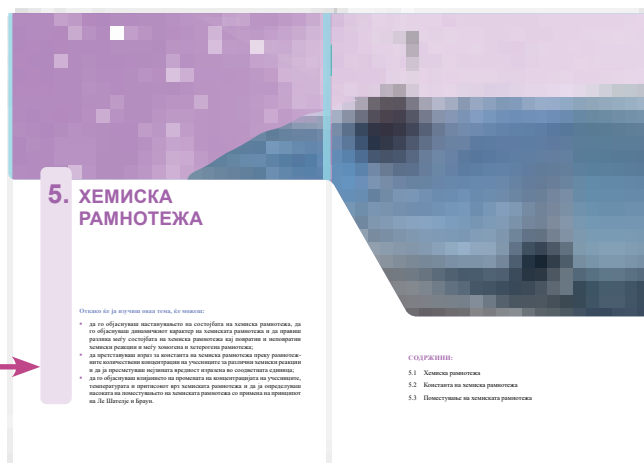
Искрена благодарност им се упатува на рецензентите и на лекторката за нивниот значаен придонес во унапредувањето на квалитетот на учебникот.

Авторот

КАКО ДА ГО КОРИСТИШ ОВОЈ УЧЕБНИК

Овој учебник содржи повеќе структурни елементи кои визуелно се разликуваат еден од друг. Краткиот водич ќе ти помогне полесно да се снајдеш во учебникот, да ги разбереш и ефикасно да ги користиш различните делови што ги содржи, со што ќе се олесни процесот на учење и примената на стекнатото знаење.

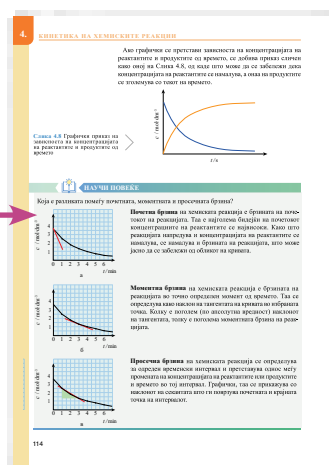
На **воведните страници** од секоја тема се дадени содржините коишто се усогласени со наставните програми и стандарди и очекуваните резултати од учењето.

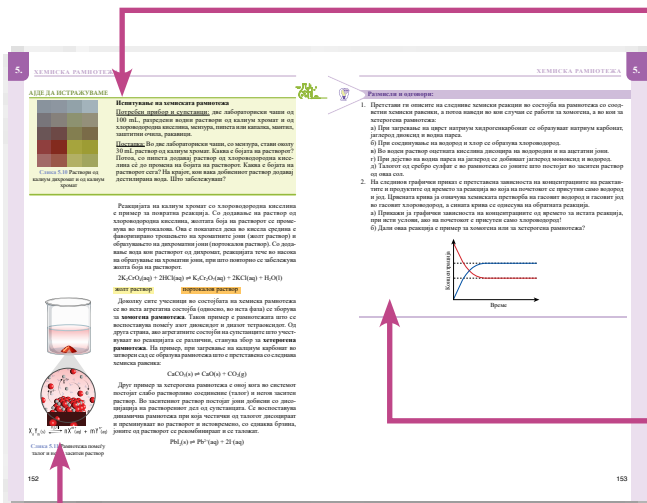


Основниот текст ги разработува клучните идеи и на прегледен начин ги поврзува поимите, со што придонесува за појасно и поефикасно усвојување на новите содржини. Наставните единици се поделени во помали, логично структурирани целини со соодветни поднаслови, што го олеснува разбирањето и помага при организирање на информациите. Во текот на целиот учебник, најзначајните термини и дефиниции се визуелно истакнати со задебелени букви. Покрај тоа, во рамките на основниот текст се вклучени и **решени примери**, јасно обележани за да ти го олеснат следењето на содржината и да придонесат за подлабоко разбирање на обработените теми.

Покрај основниот текст, во учебникот се вклучени и **дополни- телни текстови** што ја дополнуваат и збогатуваат темата. Тие ќе ти овозможат подетално разбирање на материјалот, ќе ја поттикнат твојата љубопитност и ќе те охрабрат да истражуваш понатаму.

Во деловите *Научи љовеќе* се вклучени дополнителни информации, занимливости, биографии и примери од секојдневниот живот кои ќе ти помогнат да го прошириш знаењето и да ја согледаш примената на хемијата во реалниот свет. Овие содржини не се задолжителни за усвојување, туку служат како дополнување ако сакаш да истражуваш повеќе.





Овој учебник содржи:

Визуелни елементи и графички илустрации внимателно избрани и приспособени на различни начини на разбирање и усвојување на знаењето. Тие ќе ти помогнат полесно да ги сфатиш апстрактните содржини и ќе те поттикнат на логичко размислување.

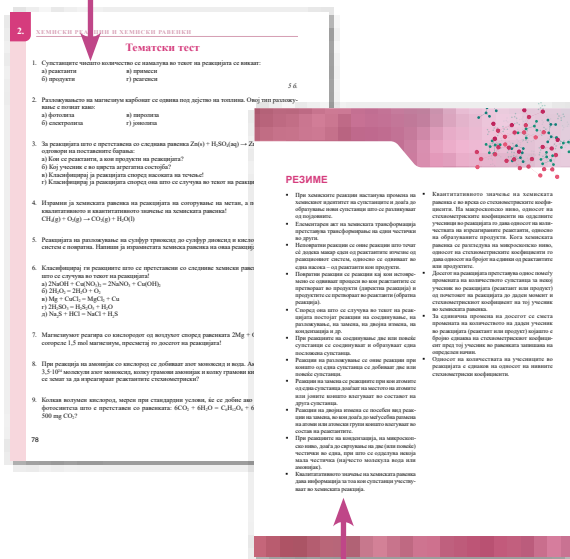
Дигитални ресурси што ја прават наставата подинамична и интерактивна и ги приспособуваат содржините според твоето темпо и образовните потреби.



Во делот **Резиме** се истакнуваат најважните концепти, дефиниции и правила што ќе ти помогнат полесно да ја разбереш и да ја повториш содржината.

Во деловите **Ајде да истражуваме** се нудат експерименти за самостојна или за групна работа. Пред почетокот на експериментите, важно е да се запознаеш супстанциите и приборот и секогаш да ги почитуваш мерките за претпазливост. Своите набљудувања, резултати и заклучоци треба редовно да ги запишуваш во лабораторискиот дневник.

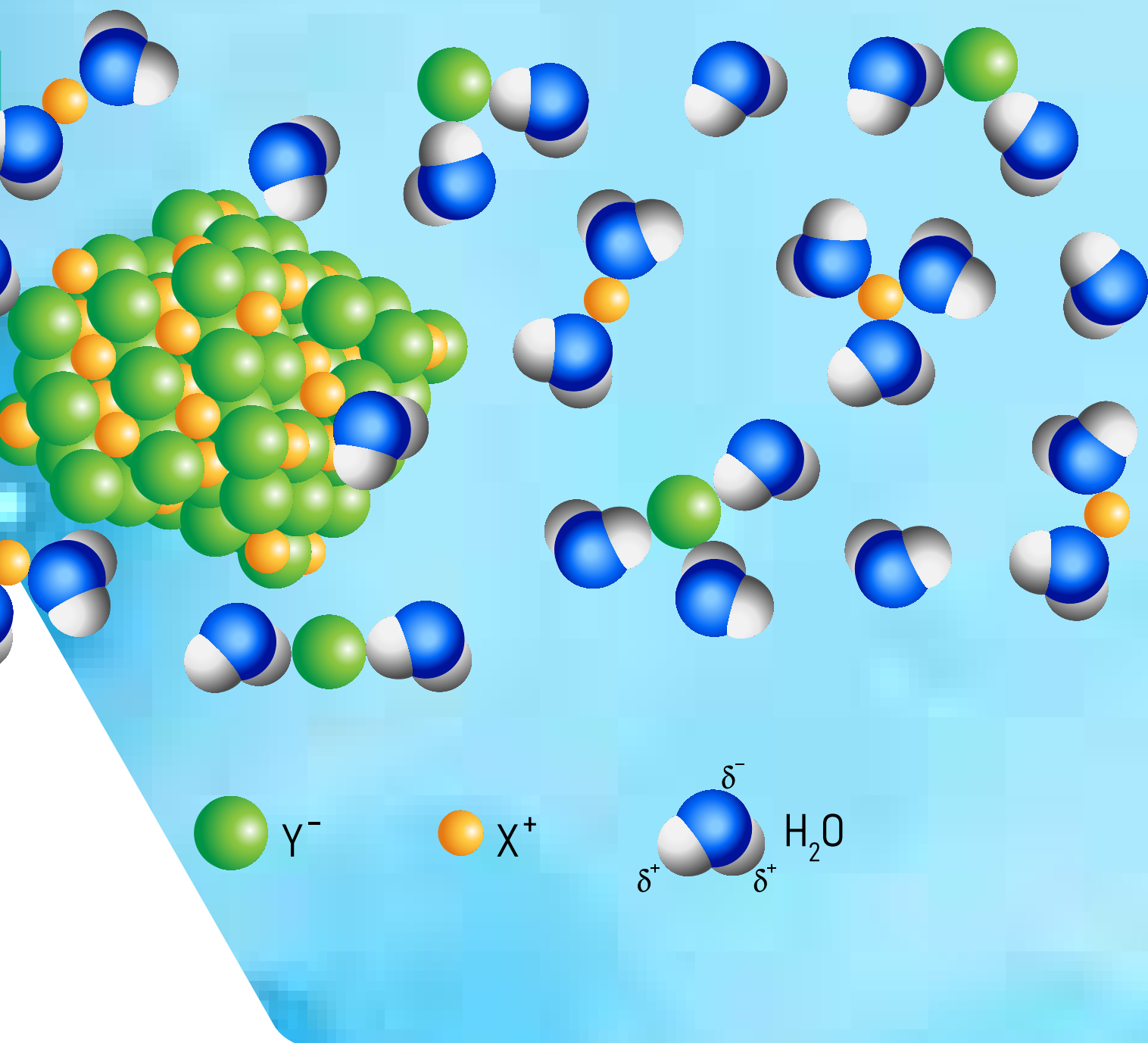
Прашања и активности за самостојна работа, осмислени да го поттикнат критичкото размислување и практичната примена на знаењето во секојдневните ситуации. Тие ќе те насочат кон подлабоко разбирање преку анализа, поврзување и размислување од различни перспективи.



1. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

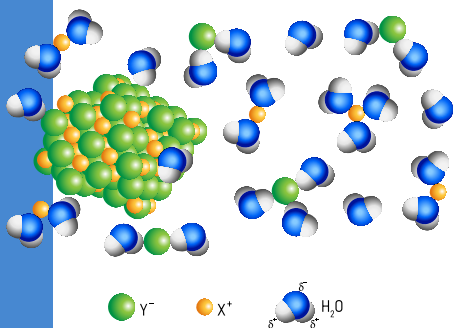
Откако ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да класифицираш дисперзни системи, да правиш разлика меѓу компонентите во дисперзните системи и да наведуваш примери за различни видови дисперзни системи;
- да правиш разлика меѓу компонентите во раствор, да го изразуваш и пресметуваш квантитативниот состав на растворите преку односи, удели и концентрации и да приготвуваш раствори со зададен масен удел, односно зададена количествена/масена концентрација на растворена цврста супстанца во раствор;
- да правиш разлика меѓу незаситен, заситен и презаситен раствор, да ја објаснуваш растворливоста и влијанието на различни фактори врз растворливоста на супстанците, да ги толкуваш и претставуваш кривите на растворливост и да решаваш задачи во врска со растворливоста со користење на податоци од криви на растворливост;
- да разликуваш електролити од неелектролити, да ги објаснуваш причините и процесот на настанување на електролитната дисоцијација и на пренесувањето на електрична струја, да ја претставуваш електролитната дисоцијација на електролитите со хемиски равенки и да правиш разлика меѓу силните и слабите електролити и киселини и бази според теоријата за електролитна дисоцијација;
- да ја дефинираш јонската реакција, да ги наведуваш условите за одвивање на јонската реакција и да ги претставуваш јонските реакции со равенки.



СОДРЖИНИ:

- 1.1. Видови дисперзни системи
- 1.2. Раствори и изразување на составот на растворите
- 1.3. Видови раствори и растворливост
- 1.4. Електролити и електролитна дисоцијација
- 1.5. Јонски реакции



Поими:

систем, хомоген систем, хетероген систем, дисперзен систем, диспергирана супстанца/диспергирана фаза, дисперзиона средина, грубо-дисперзен систем, колоидно-дисперзен систем, молекулско-дисперзен систем/раствор, аеросол, емулзија, суспензија, пена

1.1. ВИДОВИ ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

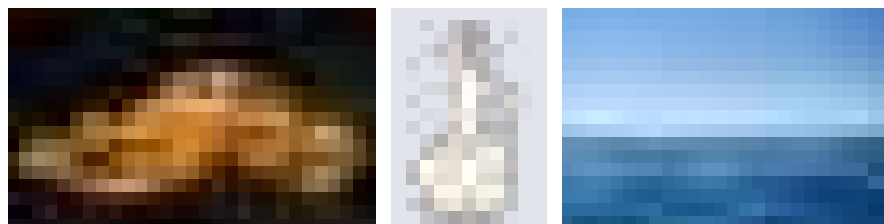
ХОМОГЕНИ И ХЕТЕРОГЕНИ СИСТЕМИ

Во секојдневниот живот постојано се среќаваме со различни смеси: воздухот, карпите, легурите, оцетот, млекото итн. Ваквите и други видови системи се предмет на истражување и во хемиските лаборатории, како на пример растворот од натриум хидроксид, смесата од железо и сулфур и др.

Кога се разгледува некој систем, често може да се забележат гранични површини меѓу одделните компоненти. Ваквите системи се наречени **хетерогени системи**. Примери за вакви системи се рудите, почвата, чадот во воздухот, смесата од масло и вода и др. Од друга страна, **хомогени системи** се оние кај кои не постојат граници меѓу одделните компоненти, како на пример оцетот, морската вода, воздухот, златниот накит и др.



Слика 1.1 Хетерогени системи во нашето опкружување



Слика 1.2 Хомогени системи во нашето опкружување



Активност

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

Во еден хетероген систем можат да се разликуваат делови кои самите за себе се хомогени. Ваквиот хомоген дел на еден хетероген систем кој е во контакт со другиот дел, но е одделен со јасно дефинирани граници се вика **фаза**. Така, смесата од масло и вода е хетероген систем, составен од две фази кои всушност ги претставуваат одделните компоненти (водата и маслото).



Слика 1.3 Хетероген систем: масло и вода



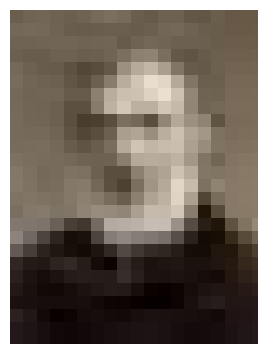
АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Приготвување хомогени и хетерогени системи

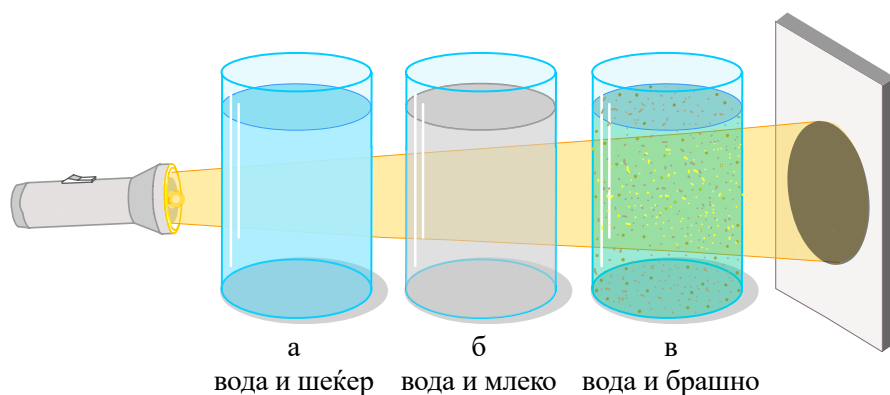
Потребен прибор и супстанции: три лабораториски чаши од 100 mL, дестилирана вода, шеќер, млеко во прав, брашно, диоден ласер, две лажички, три стаклени прачки, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во секоја лабораториска чаша стави по 40-50 mL дестилирана вода. Во првата чаша додај малку шеќер, во втората малку млеко во прав, а во третата малку брашно. Измешај ги смесите со стаклените прачки. Насочи го снопот светлина од диодниот ласер кон страничниот дел на секоја чаша! Што се случува со ласерскиот зрак во секој од трите случаи? Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

Од експериментот може да се заклучи дека ласерскиот зрак се забележува само кај хетерогените системи (смесата од вода и млеко и од вода и брашно). Ова се јавува како резултат на расејување на светлината што отстрана поминува низ вакви системи. Оваа појава се нарекува **Тиндлов ефект** и претставува еден од најважните показатели дека системот е хетероген, односно дека во него постојат поголеми честички што можат да ја расејуваат светлината.



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



Слика 1.5 Светлосниот зрак е видлив ако системот е хетероген



Слика 1.6 Расејување на светлината како резултат на Тиндловиот ефект

**Размисли и одговори:**

- Која е разликата помеѓу хомогените и хетерогените системи?
- Класифицирај ги следниве системи како хомогени или хетерогени:
 - песок и вода
 - бронза
 - сол и шеќер
 - крв
 - раствор од сулфурна киселина

ВИДОВИ ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

Кога една или повеќе фази од некој систем се распределени низ друга фаза, зборуваме за дисперзен систем. Општата дефиниција за дисперзните системи е:

Дисперзни системи се системи во кои честичките на една или на повеќе супстанции се распределени (диспергирани) низ честичките на друга супстанца.

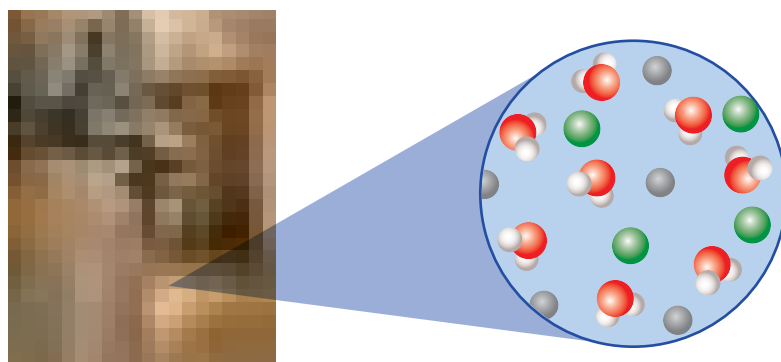
Супстанцата што се распределува низ другата супстанца се нарекува **диспергирана супстанца** или **диспергирана фаза**, а онаа низ која се врши распределувањето на честичките се вика **дисперзиона средина**.

Дисперзните системи можат да се класифицираат на различни начини. На пример, *врз основа на атрејатиниите состојби на диспертираната супстанца (диспертираната фаза) и дисперзионалната средина* се зборува за емулзија, суспензија, пена, аеросол* итн.

Табела 1.1. Класификација на дисперзните системи според агрегатната состојба на диспергираната фаза и дисперзионалната средина

Дисперзен систем	Диспергирана фаза	Дисперзиона средина	Примери
Емулзија	Течна	Течна	Масло во вода, мајонез
Суспензија	Цврста	Течна	Матна вода, сок со пулпа, креда во вода
Пена	Гасовита	Течна	Шлаг
Аеросол	Течна	Гасовита	Магла
	Цврста	Гасовита	Чад, цементен прав

Сепак, најчесто класификацијата на дисперзните системи се прави според големијата на честичките од диспертираната супстанца. Во зависност од нивната големина, **дисперзните системи се делат на: грубо-дисперзни системи, колоидно-дисперзни системи и молекулско-дисперзни системи (раствори).**



Слика 1.7 Водата од чешма не претставува чиста супстанца, туку раствор

Табела 1.2. Видови дисперзни системи

Вид на дисперзен систем	Грубо-дисперзен систем	Колоидно-дисперзен систем	Молекулско-дисперзен систем
Големина на честичките од диспергираната супстанца	$> 1000 \text{ nm}$	$1 - 1000 \text{ nm}$	$< 1 \text{ nm}$
Изглед на системот	неедноличен; честичките може да се видат со микроскоп или дури со голо око	изгледа едноличен; честичките не се видливи со голо око и обичен микроскоп, но се доволно големи за да ја расејат светлината	едноличен; честичките не се видливи бидејќи се многу мали (молекули или јони)
Примери	песок во вода, глина во вода, масло и вода	млеко, мајонез, желатин, белка од јајце	раствор на шеќер или сол во вода, воздух
Тип на систем	хетероген	хетероген	хомоген

Вредностите за големината на честичките од диспергираната супстанца се приближни и не може да се повлече остра граница. Според препораките на IUPAC, постојат исклучоци и дефиницијата не треба да се смета за строго правило. Она што е јасно е дека грубо-дисперзните и колоидно-дисперзните системи се разликуваат од растворите (молекулско-дисперзните системи) во кои диспергираната фаза и дисперзионата средина образуваат хомоген систем.

Грубо-дисперзните системи се нестабилни и од нив брзо се раздвојуваат хомогените фази. Така, при интензивното мешање на масло и вода се образува грубо-дисперзен систем (**емулзија**), во кој капките масло се распределени низ вода. Ако оваа емулзија се остави да стои извесно време, маслото и водата ќе се раздвојат во две хомогени фази со јасна, видлива граница. За да не дојде до раслојување, во системот може да се додаде емулгатор – супстанца што го стабилизира грубо-дисперзниот систем.

Друг пример за грубо-дисперзен систем е **суспензијата**. При разматување на кал во вода се добива суспензија, во која честичките на цврстата супстанца се распределени низ вода (течна дисперзиона средина). При стоење доаѓа до таложeње (седиментација) на цврстите честички на дното на садот. Цврстата фаза може да се раздвои од течната со помош на филтрација поради разликата во големината на честичките на компонентите.



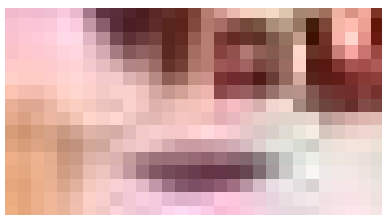
Меѓународната научна организација IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) врши стандардизација на хемиската номенклатура, на терминологијата и мерните единици, со цел хемичарите низ светот да користат ист, јасен и прецизен јазик.

Активност



Истражи повеќе за хемијата на емулгаторите! На кој начин овие супстанции го овозможуваат мешањето на течностите што не се мешаат, како што се маслото и водата? Дознај и зошто јајцата се користат како емулгатор при подготовка на теста и други смеси за печење!

Слика 1.8 Кал во вода – пример за грубо-дисперзен систем (суспензија)



Слика 1.9 Суспензија во фармацијата: сируп за орална употреба што треба да се промеша пред употреба

Во секојдневниот живот се среќаваат и колоидно-дисперзните системи. Некои примери се наведени во Табела 1.3.

Табела 1.3. Примери за колоидно-дисперзни системи

Диспергирана фаза	Дисперзиона средина	Пример
Гасовита	Течна	Шлаг, пена за бричење
Гасовита	Цврста	Стиропор, плута (цврста пена)
Течна	Гасовита	Магла (аеросол)
Течна	Течна	Млеко, кремови, мајонез (емулзија)
Течна	Цврста	Путер
Цврста	Течна	Желатин, колоидно сребро во вода



Слика 1.10 Колоидно-дисперзни системи во секојдневниот живот: мајонез (а), желатин (б) и кремови (в)



Активност

Истражи каков дисперзен систем е крвта!

Размисли и одговори:

1. Како можат да се класифицираат дисперзните системи?
2. Дали може да постои хетероген систем во кој гасовита супстанца е распределена низ гасовита средина? Образложи!
3. Ајше и Марко испитувале три примероци. Тие ги набљудувале својствата на трите системи во однос на изгледот, тенденцијата за таложење и расејувањето на светлина (Тиндлов ефект). Добиените резултати ги сумирале во следнава табела:

Примерок	Боја	Изглед	Тенденција за таложење	Тиндлов ефект
1.	зелена	едноличен	не	не
2.	бела	неедноличен	да	да
3.	сива	едноличен	не	да

Врз основа на нивните резултати определи:

- а) кој примерок претставува суспензија
 - б) кој примерок претставува раствор
 - в) кој примерок претставува колоид
- Образложи го твојот одговор!



1.2. РАСТВОРИ И ИЗРАЗУВАЊЕ НА СОСТАВОТ НА РАСТВОРИТЕ

РАСТВОРИ

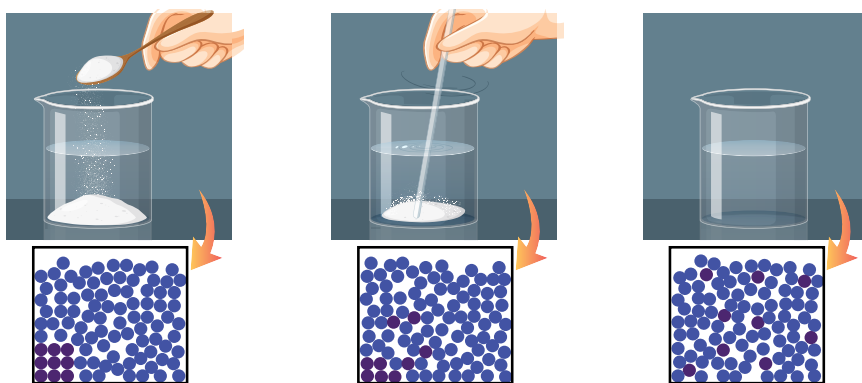
Растворите се важен дел од нашиот живот и се користат секојдневно. На пример, раствор се добива ако се растворот зрнца цедевита во вода, ако се додаде шеќер во чајот итн. Морската вода е уште еден пример за раствор. Растворите се применуваат и во медицината, како на пример физиолошкиот раствор и растворот за инфузија.

Кога некоја супстанца се раствора во вода, може да изгледа како да исчезнала, но всушност честичките од коишто таа е изградена се распределиле меѓу честичките од водата и образувале бистра (просирна или обоена) течност наречена раствор. Всушност, молекуско-дисперзните системи со друго име се нарекуваат раствори.

Растворите се хомогени смеси во кои една или повеќе супстанции се рамномерно распоредени во друга супстанца.

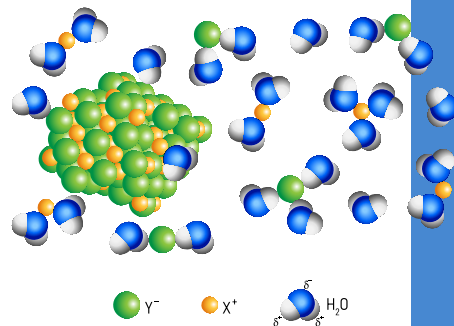
Бидејќи растворите се хомогени смеси, може да се заклучи дека тие се составени од една фаза. Сепак, во еден раствор обично постојат две главни компоненти:

- Супстанцата што се раствора се вика **растворена супстанца (раствореник)** и нејзините честички се помали од 1 nm.
- Супстанцата во која се раствора раствореникот е позната како **растворувач**. Растворувачот е супстанцата којашто кога е чиста има иста агрегатна состојба како добиениот раствор и обично е застапена во поголемо количество.



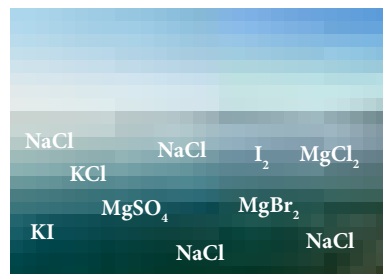
Слика 1.11 Растворање на шеќер (раствореник) во вода (растворувач)

Водата е најбезбеден и најчесто користен растворувач. Таа има огромно значење во хемиските лаборатории, но исто така игра клучна улога во живите организми, бидејќи клетките главно се состојат од вода. Иако најчест растворувач е водата, понекогаш како растворувачи се користат алкохолот, ацетонот и многу други супстанции.



Поими:

растворувач, растворена супстанца/раствореник, раствор, количествен/молски однос, броен однос, масен однос, волуменски однос, количествен/молски удел, броен удел, масен удел, волуменски удел, количествена/молска концентрација, бројна концентрација, масена концентрација, волуменска концентрација, молалност



Слика 1.12 Морската вода претставува раствор



Слика 1.13 Растворите имаат широка примена

Некои супстанции се раствораат кога ќе се измешаат со вода. Ваквите супстанции ги нарекуваме *растворливи во вода*, а нивната способност да се раствораат се нарекува *растворливост*. Одредени супстанции се раствораат во одредени растворувачи, додека во некои други растворувачи не се раствораат. Дали супстанцата ќе се раствора во даден растворувач, првенствено зависи од природата на растворувачот и раствореникот. Често се вели „**слично се раствора во слично**“, што значи дека постои сличност во хемиските врски или интеракциите што постојат помеѓу честичките од коишто се изградени растворувачот и раствореникот. Така, неполарните соединенија се раствораат во неполарни растворувачи, а поларните и јонските соединенија во поларни растворувачи. На пример, готварската сол (јонско соединение) се раствора во вода (поларен растворувач), но не и во масло (неполарен растворувач).

Во процесот на растворањето најчесто не се случува никаква хемиска промена, па затоа растворената супстанца може да се раздвои од растворувачот релативно едноставно со помош на физички постапки.

Најчесто се среќаваат течни раствори, но постојат раствори во гасовита состојба (каков што е воздухот) и во цврста состојба (како, на пример, златниот прстен, којшто претставува мешавина од злато и друг метал). Во Табела 1.4. дадени се различни видови раствори во однос на агрегатната состојба на раствореникот и растворувачот.

Табела 1.4. Различни видови раствори во однос на агрегатната состојба на раствореникот и растворувачот

Агрегатна состојба на		Пример за раствор
Раствореник	Растворувач	
гасовита	гасовита	воздух
гасовита	течна	сода-вода
течна	течна	етанол во вода
цврста	течна	морска вода
гасовита	цврста	водород во паладиум
течна	цврста	забарски амалгам
цврста	цврста	бронза

Размисли и одговори:

1. Под кое име е позната диспергираната супстанца, а под кое дисперзионата средина кај молекулско-дисперзните системи?
2. Во која агрегатна состојба е секој од растворите наведени во Табела 1.4.?
3. Истражи и определи кој е растворувачот, а кој раствореникот во следниве раствори:
 - а) физиолошки раствор
 - б) јодна тинктура
 - в) кисела вода
 - г) оцет
 - д) антифриз



НАЧИНИ НА ИЗРАЗУВАЊЕ НА СОСТАВОТ НА РАСТВОРИТЕ

Квалитативен и квантитативен состав

Супстанците се делат на чисти супстанции и смеси. Без разлика за кој тип супстанции станува збор, важно е да се познава нивниот состав, бидејќи од него зависат нивните својства и примената. Познавањето на составот е важно за приготвување раствори, за разбирање на составот на храната, лековите и на многу други смеси што секојдневно ги користиме.

Кога се определува кои супстанции влегуваат во составот на некоја смеса, без да се обрнува внимание на нивното количество, станува збор за квалитативен состав. Така, може да се каже дека морската вода содржи вода и сол, воздухот содржи кислород, азот и јаглерод диоксид, оцетот содржи вода и оцетна киселина, а лековите мораат да содржат одредена активна компонента. За да се добие информација за квалитативниот состав, треба да се одговори на прашањето *што* или *кој/кои*.

Но, често не е доволно само да се знае што содржи некој систем, туку и **колку има од секоја компонента.** Кога се определува количеството станува збор за квантитативен состав. На пример, лекот не само што мора да содржи активна компонента, туку таа мора да биде застапена во определено количество за да може да дејствува. Значи, одговорот на прашањето *колку* дава информација за квантитативниот состав. Квантитативниот состав се одредува со различни мерења (на пример, на масата или на волуменот). Тој може да се пресмета само ако претходно е познат квалитативниот состав.



Слика 1.14 На етикетата на шише со минерална вода е наведено количеството на состојките во производот

Како се изразува квантитативниот состав?

Во хемијата многу е поважно определувањето на квантитативниот состав на системите. За да се определи колку има од секоја компонента во некоја смеса, можат да се користат повеќе начини и различни физички величини за изразување на квантитативниот состав, како што се: односите, уделите и концентрациите.

1) Односи

Ако едниот конституент во растворот се означи со А, а другиот со В, нивниот сооднос во еден систем може да се изрази како*:

**количествен/
молски однос:**
однос меѓу коли-
чествата на двата
конституента

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

броен однос:
однос меѓу
бројот на единици
на двата консти-
туента

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

масен однос:
однос меѓу
масите на двата
конституента

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

**волуменски
однос:** однос
меѓу волумените
на двата консти-
туента

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

* Изговор на буквите со кои се обележуваат величините: r - „ер“, ζ - „зета“, ψ - „пси“

А Растворувач

В Растворена супстанца (раствореник)

Количеството супстанца е пропорционално со бројот на единки (овие две величини се поврзани со Авогадровата константа), па затоа односот на количествата е еднаков на односот на бројот на единките, т.е. количествениот однос е еднаков на бројниот однос.

Сите односи се бездимензионални величини. Тие можат да се изразат како број или како однос на мали цели броеви.

Пример 1.1.

Бронзата е легура на бакар и калај. Во едно парче бронза, масата на бакарот е 90 g, а на калајот 10 g. Колку изнесуваат масениот и количествениот однос на бакарот и калајот во легурата?

Дадено е:

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

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

Се бара:

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

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

Решение:

Масениот однос на бакарот и калајот во легурата се пресметува според изразот:

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

Значи, масениот однос изнесува 9, односно 9 : 1.

За да се најде количествениот однос на бакарот и калајот во легурата, прво треба да се најдат нивните количества. За таа цел, треба да се отчитаат нивните релативни атомски маси од таблицата на Периодниот систем.

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

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

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

Применувајќи ги соодветните изрази, се добива:

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

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

Количествениот однос на бакарот и калајот во легурата може да се пресмета како:

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

2) Удели

Уделите покажуваат со колкав квантитативен дел учествува една компонента во целиот систем, односно колкав дел од целината заема одредена компонента. Без разлика за каков тип удел станува збор, тој секогаш е број помеѓу 0 и 1. Често се изразува во проценти ($1\% = 1/100$), па затоа уделот во проценти се добива со множење на бројот со 100 %. Збирот на сите удели во системот секогаш е еднаков на 1 (или 100 %). Понекогаш, уделите се изразуваат и во промили и, во тој случај, бројната вредност треба да се помножи со 1000 ‰.

Слично како и односите, и уделите можат да бидат количествени (молски), бројни, масени и волуменски*.

**количествен/
молски удел:**
однос (количник)
меѓу количеството
на конституентот
В и вкупното
количество на сите
конституенти

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

броен удел:
однос (количник)
меѓу бројот
на единици на
конституентот В
и вкупниот број
единици на сите
конституенти

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

масен удел:
однос (количник)
меѓу масата на
конституентот В
и вкупната маса
на сите конститу-
енти

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

**волуменски
удел:** однос
(количник) меѓу
волуменот на
конституентот В
и збирот на волу-
мените на сите
конституенти

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

Пример 1.2.

Пресметај го масениот удел на лимонтусот во раствор што е приготвен со растворање на 5 g лимонтус во 120 g вода.

Дадено е:

$$m(\text{лимонтус}) = 5 \text{ g}$$

$$m(\text{вода}) = 120 \text{ g}$$

Се бара:

$$w(\text{лимонтус}) = ?$$

Решение:

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

Вкупната маса всушност е масата на растворот, и се добива како

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

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

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

Доколку е потребно масениот удел да се изрази процентуално, треба да се помножи со 100 %. Така, масениот удел на лимонтусот во овој раствор е 4 %.

Пример 1.3.

Колку милилитри етанол и колку милилитри вода треба да се измешаат за да се добие раствор во кој волуменскиот удел на етанолот е 70 %, ако збирот на волумените на етанолот и водата пред мешањето изнесува 1 L?

Дадено е:

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

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

Се бара:

$$V(\text{етанол}) = ?$$

$$V(\text{вода}) = ?$$

Решение:

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

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

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

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

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

Според тоа, ако се измешаат 700 mL етанол и 300 mL вода ќе се добие бараниот раствор од етанол.

* Изговор на буквите со кои се обележуваат величините: x - „икс“, w - „дублве“, φ - „фи“

3) Концентрации

Уште еден начин за изразување на составот на растворите е преку: количествената/молската концентрација, бројната концентрација, масената концентрација и волуменската концентрација на растворена супстанца во раствор. За разлика од односите и уделите, концентрациите не се бездимензионални величини (освен волуменската концентрација)*.

количествена/молска концентрација: однос меѓу количеството на конститuentот В и волуменот на растворот

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

бројна концентрација: однос меѓу бројот на единици на конститuentот В и волуменот на растворот

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

масена концентрација: однос меѓу масата на конститuentот В и волуменот на растворот

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

волуменска концентрација: однос меѓу волуменот на конститuentот В и волуменот на растворот

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

Од сите начини на квантитативно изразување на составот на растворите, најприменувана е количествената концентрација, која во хемијата најчесто едноставно се нарекува концентрација.

Количествената концентрација вообичаено се изразува во mol/dm^3 , бројната концентрација во $1/\text{dm}^3$, а масената концентрација во g/dm^3 , но можат да се користат поголеми или помали единици.

Пример 1.4.

Колку изнесува масената концентрација на натриум сулфат ако во 500 mL воден раствор се наоѓаат 42,3 g од оваа сол. Изрази ја масената концентрација во g/dm^3 .

Дадено е:

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

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

Се бара:

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

Решение:

Бидејќи резултатот треба да се изрази во g/dm^3 , најдобро е прво да се изврши претворање на единиците (милилитри во кубни дециметри). Знаејќи дека $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$, $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$ и $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$, може да се запише

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

Од изразот за масена концентрација се добива дека

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

* Изговор на буквите со кои се обележуваат величините: c - „це“, γ - „гама“, σ - „сигма“

Пример 1.5.

Колку грамови калиум перманганат треба да се измерат за да се приготви 100 mL воден раствор во кој количествената концентрација на калиум перманганатот е $0,2 \text{ mol/dm}^3$?

Дадено е:

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

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

Се бара:

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

Решение:

Од изразот за количествена концентрација $c(\text{KMnO}_4) = \frac{n(\text{KMnO}_4)}{V(\text{p-p})}$ може да се пресмета количеството на калиум перманганат како

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

Масата на калиум перманганат се добива како производ од количеството и од моларната маса на калиум перманганатот.

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

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

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

Задачата може да се реши и ако двата изрази се соединат во еден на следниов 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) Моалност

Уште една величина што се користи за изразување на составот на растворите е моалноста, која претставува однос (количник) помеѓу количеството на раствореникот (B) и масата на растворувачот (A). Моалноста вообичаено се изразува во mol/kg .

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

Пример 1.6.

42 g калиум нитрат се растворени во вода, при што се добиен раствор со волумен од 500 mL и густина $1,08 \text{ g/cm}^3$. Пресметај ја моалноста на калиум нитратот во растворот!

Дадено е:

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

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

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

Се бара:

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

Решение:

За да се пресмета моалноста на калиум нитратот во растворот, прво треба да се определат количеството на калиум нитратот (раствореникот) и масата на водата (растворувачот). За таа цел, се применуваат следниве изрази:

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

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

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

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

Сега, добиените вредности за количеството на калиум нитратот и масата на водата се заменуваат во изразот за моалност.

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

Размисли и одговори:



1. При мешање на 95 mL етанол и 100 mL вода се добива раствор чиј волумен изнесува 190 mL, а не 195 mL поради појавата наречена волуменска контракција. Пресметај ги:
 - а) волуменскиот однос на етанолот и водата во овој систем
 - б) волуменскиот удел на етанолот во растворот (Потсети се дека волуменски удел е однос (количник) меѓу волуменот на дадениот конституент и збирот на волумените на сите конституенти, а не вкупниот волумен на системот)
2. Физиолошкиот раствор претставува раствор на натриум хлорид во вода и се користи во медицината. Масениот удел на натриум хлоридот во овој раствор е 0,85 %, а густината на растворот е $1,0042 \text{ g/cm}^3$. Пресметај:
 - а) колку вода и колку натриум хлорид се потребни за приготвување на 5 kg физиолошки раствор?
 - б) колку изнесува количествената концентрација на натриум хлорид во физиолошкиот раствор?
 - в) колку изнесува масената концентрација на натриум хлорид во физиолошкиот раствор?
3. Воден раствор е приготвен со додавање на 3,3 mL ацетон чија густина е $0,789 \text{ g/mL}$ во вода до краен волумен од 75 mL. Густината на образуваниот раствор е $0,993 \text{ g/mL}$. Пресметај ги:
 - а) количествената концентрација на ацетонот во растворот
 - б) молалноста на ацетонот во растворот
 - в) молскиот удел на ацетонот во растворот
4. * *Обиди се да ја решиш задачата!* Воден раствор од калиум јодид, во кој масениот удел на калиум јодидот е 20 %, има густина $1,17 \text{ g/cm}^3$. Определи ја количествената и масената концентрација на калиум јодидот во растворот!

ПРИГОТВУВАЊЕ РАСТВОРИ

Во хемиските лаборатории често се приготвуваат раствори со точно определен состав. Растворите главно можат да се приготват на два начина: со мерење на масата на цврстата растворена супстанца, која потоа се раствора во определен волумен вода, или со мерење на волуменот на некоја течна супстанца и нејзино разрежување со точно определен волумен вода. Во овој дел ќе биде објаснето приготвувањето раствори според првиот начин. За таа цел треба да се следат неколку основни чекори:

- 1) се пресметува потребната маса на растворената супстанца (раствореникот)
- 2) се мери на вага
- 3) се додава определен волумен од растворувачот (најчесто вода)
- 4) се меша до целосно растворање

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.

Приготвување раствор со зададен масен удел на растворена цврста супстанца во раствор

Доколку треба да се приготви воден раствор со познат масен удел на растворениот во растворот, прво треба да се пресметаат масите на растворениот и водата, а потоа да се измерат и измешаат. Ова е илустрирано преку пример.

Постапка за подготвување на 100 g раствор од готварска сол во кој масениот удел на готварска сол е 12 %.

Пред да се започне со приготвување на растворот, треба да се извршат потребните пресметки, односно треба да се пресметаат масата на готварската сол и волуменот на водата.

Дадено е:

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

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

Се бара:

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

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

Решение:

Од изразот $w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{\sum m_i} = \frac{m(\text{NaCl})}{m(p-p)}$ може да се пресмета масата на готварската сол како:

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

Масата на водата што е потребна за приготвување на растворот може да се пресмета како разлика меѓу масата на растворот и масата на солта.

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

Волуменот на водата се добива преку изразот $V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}$.

Густина на дестилираната вода, на собни услови, изнесува 1 g/cm^3 , па според тоа

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



сатче за вагање



лажичка



лабораториска чаша



стаклена прачка



волуметриска тиквичка



мензура



инка



боца-прскалка

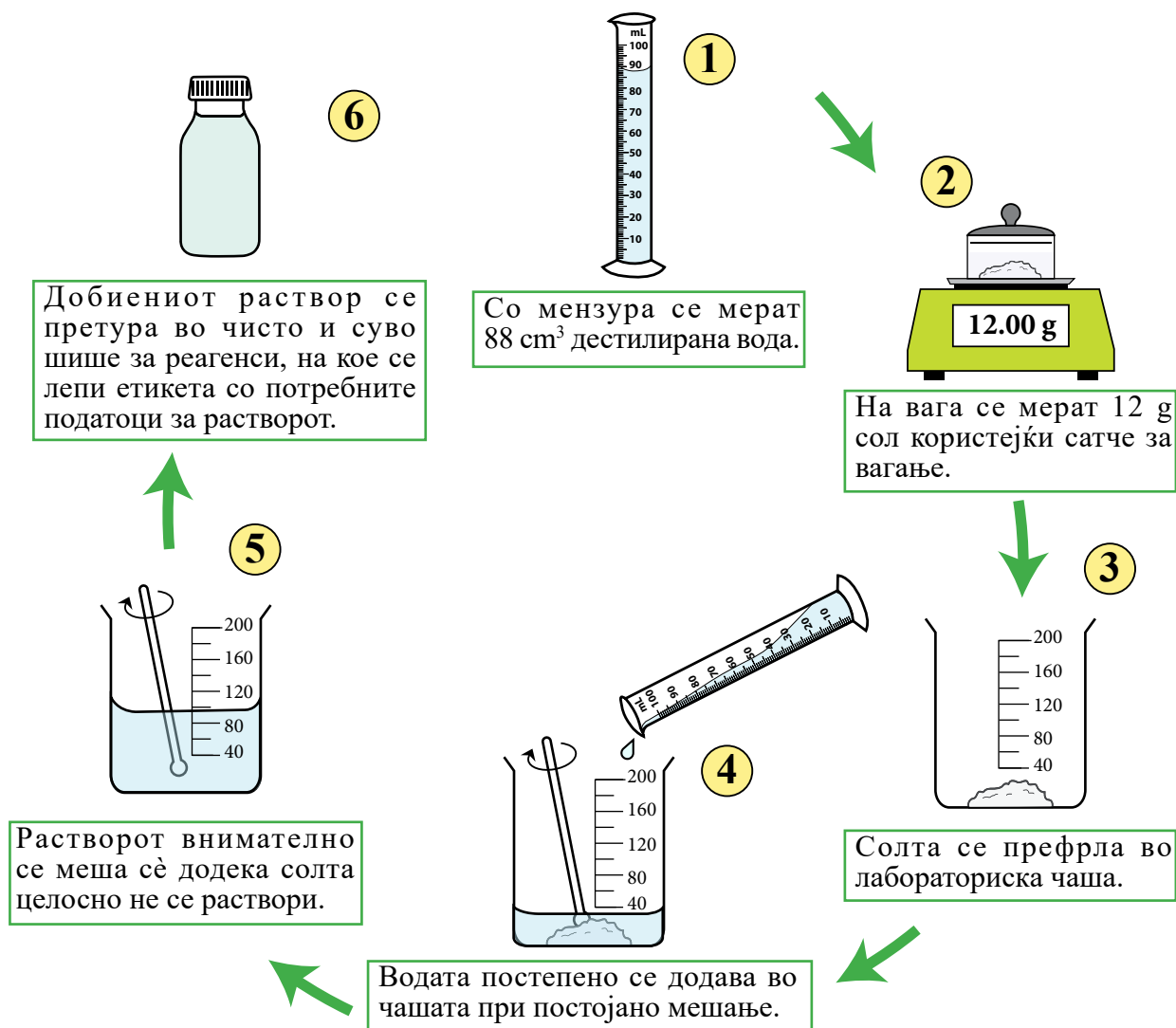


пластична пастерова пипета

Слика 1.15 Лабораторски прибор потребен за приготвување раствори

Лабораториската постапка за приготвување на овој раствор започнува со вагање на потребната маса од солта. На вага, во сатче за вагање се мерат 12 g сол. Начинот на вагање зависи од видот на вагата. Ако се користи дигитална техничка вага, сатчето може да се постави на вагата, и откако ќе се прикаже вредноста за масата, да се притисне копчето „tare“ (сега вредноста што се отчитува на вагата е 0,00 g). Потоа, со лажичка се додава сол сè до посакуваната маса и солта се префрла во лабораториска чаша од 200 mL. Внимателно, над чашата, се промива сатчето со малку од дестилираната вода претходно измерена со мензурата за да се соберат остатоците од солта. Вториот начин за вагање на масата на солта е сатчето да се постави на вагата и да се додадат 12 g од солта. Прво се отчитува вкупната маса на сатчето и солта. Потоа солта од сатчето се префрла во лабораториска чаша од 200 mL и се мери масата на празното сатче. Масата на солта се пресметува како разлика од масите добиени при двете мерења.

Останатиот дел од лабораториската процедура е прикажан преку следниов сликовит приказ.



Слика 1.16 Сливовит приказ за приготвување раствор со зададен масен удел на растворена цврста супстанца во раствор

Работата во лабораторија бара високо ниво на претпазливост, педантност и одговорност. Секој приготвен раствор, како и сите други хемикалии, треба да бидат јасно и прецизно означени. На етикетата задолжително треба да се наведат: името на растворот, уделот или концентрацијата на раствореникот, датумот на подготовка, како и името на лицето што го приготвило.

NaCl(aq)
 $w(\text{NaCl}) = 12 \%$
 07.11.2025
 Бојана Петковска

Слика 1.17 Пример етикета за означување на раствор

Приготвување раствор со зададена количествена, односно масена концентрација на растворена цврста супстанца во раствор

Доколку треба да се приготви воден раствор со позната количествена или масена концентрација на раствореникот во растворот, доволно е само да се пресмета масата на раствореникот. Ова е илустрирано преку пример.

Постапка за подготвување на 100 mL раствор од готварска сол во кој количествената концентрација на готварска сол е $0,2 \text{ mol/dm}^3$.

За да се пресмета масата на готварската сол којашто е потребна за приготвување на овој раствор, се постапува на следниов начин.

Дадено е:

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

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

Се бара:

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

Решение:

Од изразот $c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V(p-p)}$ може да се изрази количеството

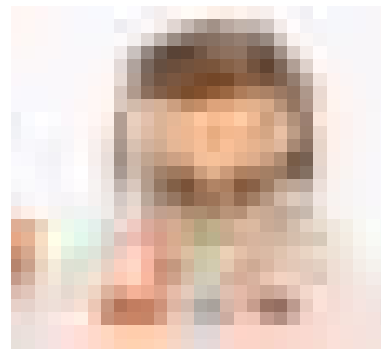
на готварската сол како $n(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V(p-p)$.

Овој израз се заменува во изразот за пресметување маса, па се добива:

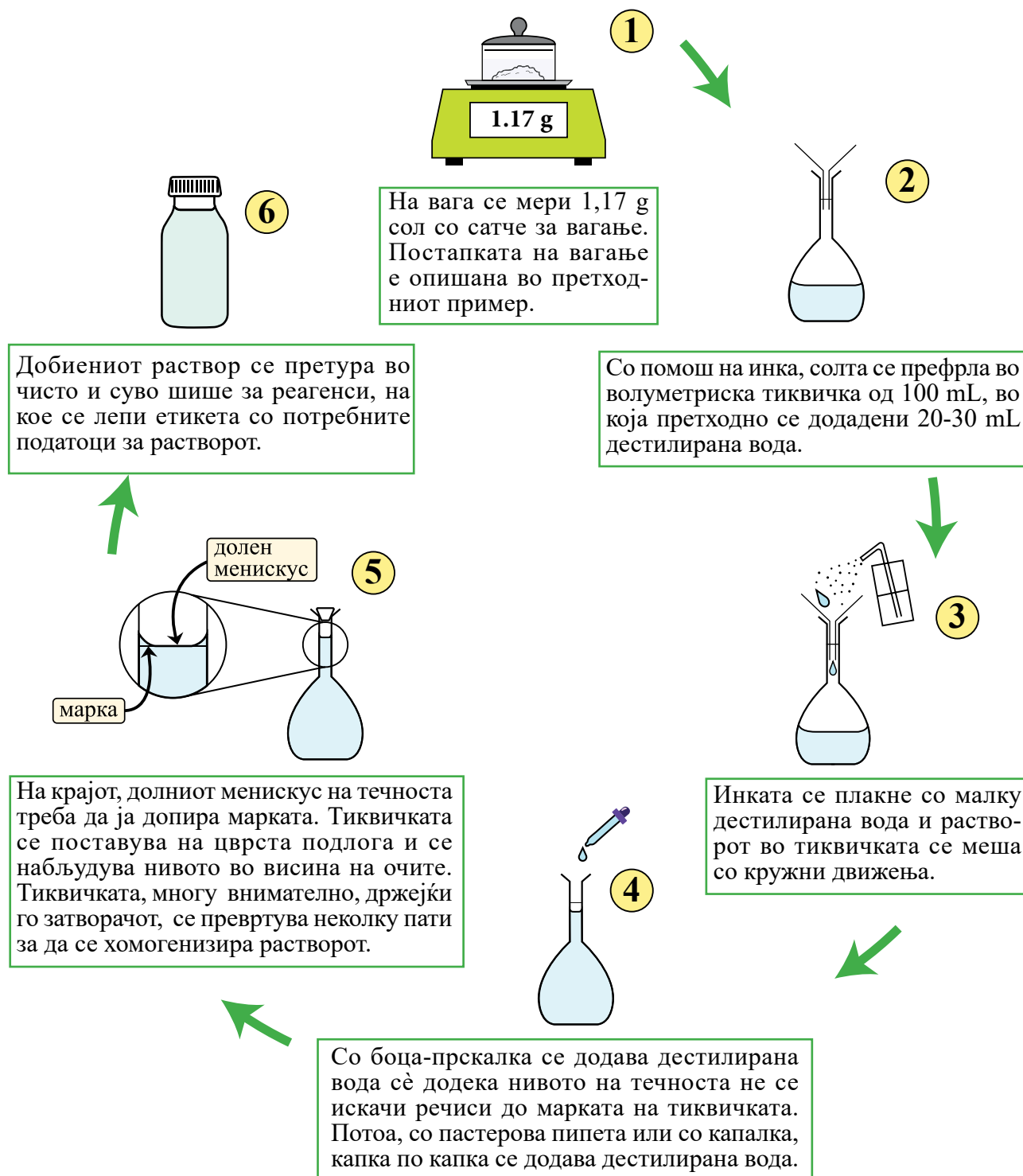
$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V(p-p) \cdot M(\text{NaCl})$$

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

Слично како и претходно, постапката започнува со вагање на масата на солта. Целосната процедура е прикажана преку следниов сликовит приказ.



Слика 1.18 Важен дел во постапката за подготвување раствори е дополнувањето на волуметриската тиквичка до марката, при што нивото на течноста се набљудува во висина на очите



Слика 1.19 Сликот приказ за приготвување раствор со зададена количествена/масена концентрација на растворена цврста супстанца во раствор

Размисли и одговори:

- Опиши ја постапката за приготвување на 100 g раствор од сахароза (шеќер, $C_{12}H_{22}O_{11}$) во кој масениот удел на сахарозата е 6 %!
- Опиши ја постапката за приготвување на 100 mL раствор од сахароза (шеќер, $C_{12}H_{22}O_{11}$) во кој количествената концентрација на сахарозата е $0,25 \text{ mol/dm}^3$!
- Опиши ја постапката за приготвување на 250 mL раствор од сахароза (шеќер, $C_{12}H_{22}O_{11}$) во кој масената концентрација на сахарозата е 20 mg/cm^3 !

1.3. ВИДОВИ РАСТВОРИ И РАСТВОРЛИВОСТ

ВИДОВИ РАСТВОРИ И РАСТВОРЛИВОСТ

Во зависност од количеството на раствореникот што е растворено во определен волумен од растворувачот при определена температура, се разликуваат **три вида раствори: незаситен, заситен и презаситен раствор.**



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

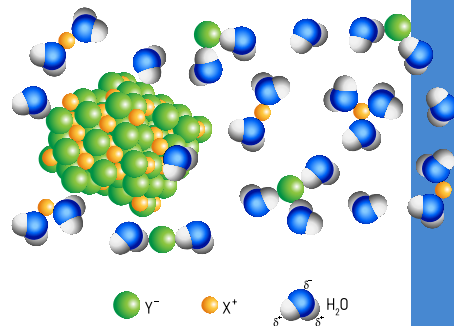
Приготвување незаситен и заситен раствор

Потребен прибор и супстанции: лабораториска чаша од 150 или 200 mL, дестилирана вода, готварска сол, лажичка, стаклена прачка, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во лабораториската чаша стави околу 100 mL дестилирана вода. Додај една лажичка готварска сол и промешај! Што забележуваш? Додај уште една лажичка од солта и промешај. Повтори ја оваа постапка сè додека не забележиш дел од солта на дното од чашата! Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

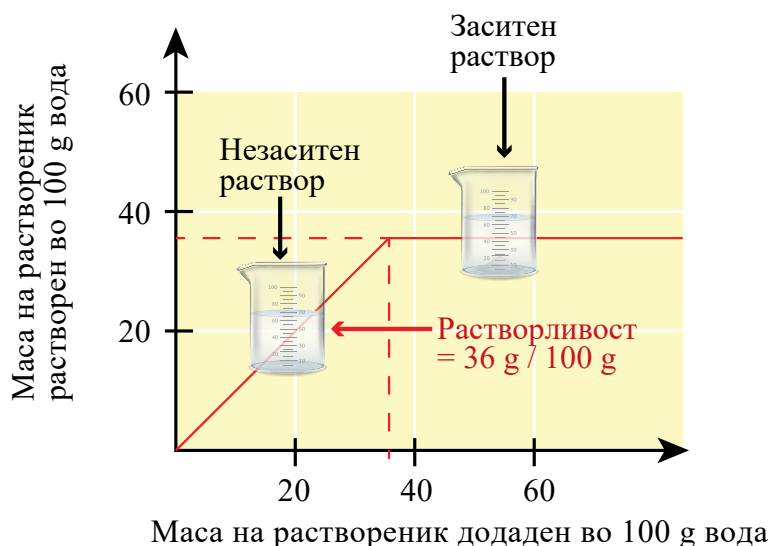
Незаситен раствор е оној во кој при дадена температура, може да се раствори уште од супстанцата (раствореникот). Тоа значи дека количеството на раствореникот е помало од максималното количество што може да се раствори при таа температура. Во експериментот, при додавањето на првата лажичка готварска сол, се забележува дека солта се растворила. Значи, се образувал незаситен раствор од готварска сол, бидејќи во овој раствор може да се раствори уште сол (Слика 1.20). Ако се продолжи со додавањето сол, во еден момент ќе се забележат нерастворени кристалчиња на дното на чашата. Ова значи дека, при овие услови, растворот над нерастворениот дел од солта е заситен и не може да раствори нови количества сол. **Растворот во кој, на определена температура, е растворено максимално можно количество од раствореникот во определено количество растворувач се вика заситен раствор.**

Концентрацијата на раствореникот во заситениот раствор се вика растворливост. Вака дефинирана, оваа величина се бележи со s и се изразува во mol/dm^3 . Растворливоста може да се изрази и како масен однос помеѓу раствореникот и растворувачот. Од практични причини, заради споредба на растворливоста на различни супстанции, растворливоста се однесува на маса растворувач од 100 g. Значи, како мерка за растворливост може да се земе масата на раствореникот што е растворена во 100 g растворувач. Сумарно, може да се каже дека растворливоста е поврзана со квантитативниот состав на заситен раствор на дадена температура.



Поими:

незаситен раствор, заситен раствор, презаситен раствор, растворливост, крива на растворливост



Слика 1.20 Зависност меѓу додадената и растворената маса од раствореникот во 100 g вода

Доколку растворот содржи поголемо количество од раствореникот од она што може да се раствори во определен волумен од растворувачот при дадена температура, тогаш станува збор за **презаситен раствор**. Доколку растворливоста на раствореникот се зголемува со зголемувањето на температурата, презаситен раствор може да се добие ако растворањето се врши на повисока температура, а потоа растворот се лади. Истото може да се постигне ако заситениот раствор го одвоиме од присутните кристали и го ладиме. Како што се намалува температурата, така се намалува и растворливоста, па вишокот супстанца се издвојува, т.е. кристализира. Ако ладењето се изведува внимателно и бавно, може да се намали температурата на растворот, но да не дојде до кристализација. Растворот содржи повеќе од количеството на раствореникот што може да се раствори на таа температура, односно растворот е презаситен. Ваквите раствори се нестабилни. Вишокот супстанца може да искристализира ако се додаде едно кристалче од раствореникот или ако сидот на садот се протрие со стаклена прачка.



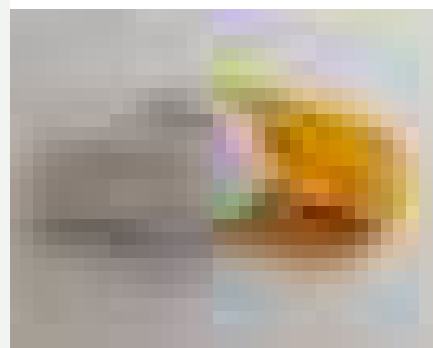
Слика 1.21 Кристализација од презаситен раствор

НАУЧИ ПОВЕЌЕ



Презаситените раствори не се важни само во хемијата, туку имаат и практична примена во секојдневниот живот. Еден од најпознатите примери се грејачите за раце кои работат на принципот на брза кристализација на презаситен раствор (на пример, презаситен раствор од натриум ацетат). Овие грејачи содржат бистар презаситен раствор и мала метална плочка. Со превиткување или притискање на оваа плочка се создаваат центри на кристализација и кристализацијата започнува веднаш како процес што е придружен со ослободување на топлина.

За да се употребат повторно, грејачите се ставаат во врела вода. Високата температура ја зголемува растворливоста на натриум ацетатот, кристалите повторно се раствораат, и на висока температура растворот станува заситен. Кога ќе се извади растворот од топлата вода и кога ќе се олади, повторно се добива презаситен раствор, подготвен за следната употреба.

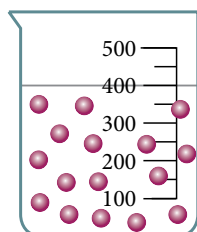


Слика 1.22 Грејач за раце кој содржи презаситен раствор

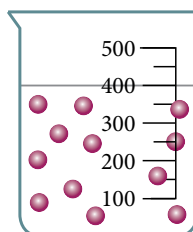


Размисли и одговори:

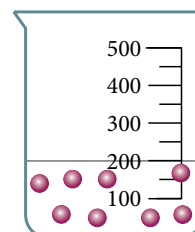
- Опиши како можеш експериментално да утврдиш дали еден раствор е заситен!
- Во три лабораториски чаши од 500 mL се наоѓаат три раствори од супстанцата X на температура од 25 °C. Растворот во чашата A е заситен. Ова е скицирано на сликата подолу.



A



B



C

- Дали растворот во чашата B е незаситен, заситен или презаситен?
 - Дали растворот во чашата C е незаситен, заситен или презаситен?
 - Ако знаеш дека во чашата A се растворени 32 g од X, пресметај ја масата на X во растворите во чашите B и C!
- Побарај на интернет видеоексперименти поврзани со презаситени раствори! Напиши ги хемиските формули на неколку супстанции од кои лесно може да се приготви презаситен раствор!



Видео-експеримент „топол мраз“

ФАКТОРИ ОД КОИ ЗАВИСИ РАСТВОРЛИВОСТА

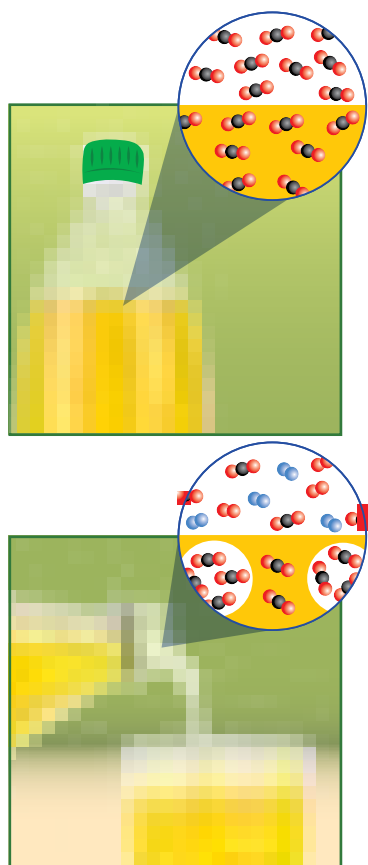
Количеството супстанца што може да се раствори во одреден растворувач зависи од повеќе фактори, првенствено од **хемиската природа на раствореникот и растворувачот**. Така, некои супстанции се порастворливи, други помалку растворливи, а некои практично се нерастворливи во даден растворувач. Често важи правилото „слично се раствора во слично“, па поларни и јонски супстанции добро се раствораат во поларни растворувачи, а неполарни супстанции во неполарни растворувачи. Тоа значи дека растворувањето е полесно кога помеѓу честичките на растворувачот и раствореникот постојат слични хемиски врски или интеракции. Затоа NaCl (јонска супстанца) и HCl (поларна супстанца) лесно се раствораат во вода (поларен растворувач). Од друга страна, метанот (CH_4) и октанот (C_8H_{18}) се неполарни супстанции, па затоа се нерастворливи во вода, а растворливи во неполарни растворувачи, како што се толуен и хексан.

Сите јонски соединенија не се растворливи во вода. Примери за вакви соединенија се AgCl , BaSO_4 , CaCO_3 , PbI_2 и други. Кај растворливите јонски супстанции, брзината на растворувањето ќе зависи од допирната површина и од тоа дали при растворањето растворот се меша. Во принцип, колку што е поголема допирната површина, толку растворањето е побрзо.

Промената на **притисокот** речиси нема никакво влијание на растворливоста на цврстите и на течните супстанции во течни растворувачи. Меѓутоа, растворливоста на гасовите во течност значително зависи од притисокот: *со расићењето на ѝритисокот, расићворливостта на гасовиите во ѝтечносѝ се зголеува*.

Ова може да се илустрира со пример од секојдневниот живот. При отворање шише со „газиран“ пијалак се забележува излегување на меурчиња. Всушност, во овие меурчиња има гасовит јаглерод диоксид кој под притисок бил растворен во течноста. Значи, во затвореното шише притисокот е поголем од атмосферскиот притисок. Со отворање на капачето, притисокот се намалува (има тенденција да се изедначи со атмосферскиот), а со тоа се намалува и растворливоста на гасот во течноста.

Растворливоста и на цврстите и на гасовитите супстанции во течност зависи од **температурата**. Така, на различна температура, во иста маса растворувач може да се раствори различна маса од супстанцата. На пример, на $0\text{ }^\circ\text{C}$ во 100 g вода можат да се растворот $13,3\text{ g}$ калиум нитрат, на $20\text{ }^\circ\text{C}$ – $31,6\text{ g}$, а на $40\text{ }^\circ\text{C}$ – $63,9\text{ g}$. *Најчестѝо, расићворливостта на цврстѝиите суѝстѝанци во ѝтечносѝ расиће со расићењето на ѝтемѝерѝатурѝата*. Сепак, постојат супстанции чија растворливост не зависи во голема мера од температурата (на пример, NaCl), но и такви супстанции кај кои растворливоста се намалува ако се покачи температурата (на пример, $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$). Од друга страна, *со расићењето на ѝтемѝерѝатурѝата, расићворливостта на гасовиите во ѝтечносѝ се намалува*.



Слика 1.23 Притисокот влијае на растворливоста на CO_2 во течност



Активност

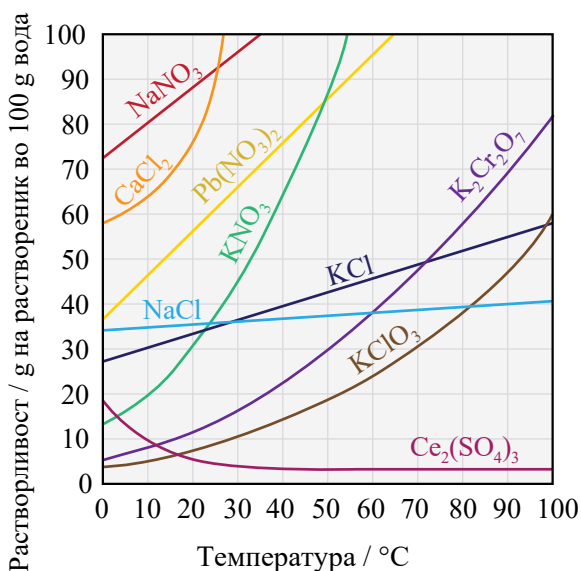
Истражи како влијае зголемувањето на температурата на езерската вода, предизвикано од испуштање топла вода од индустриски постројки, на количеството растворен кислород!

Табела 1.5. Растворливост на некои цврсти супстанции на различна температура

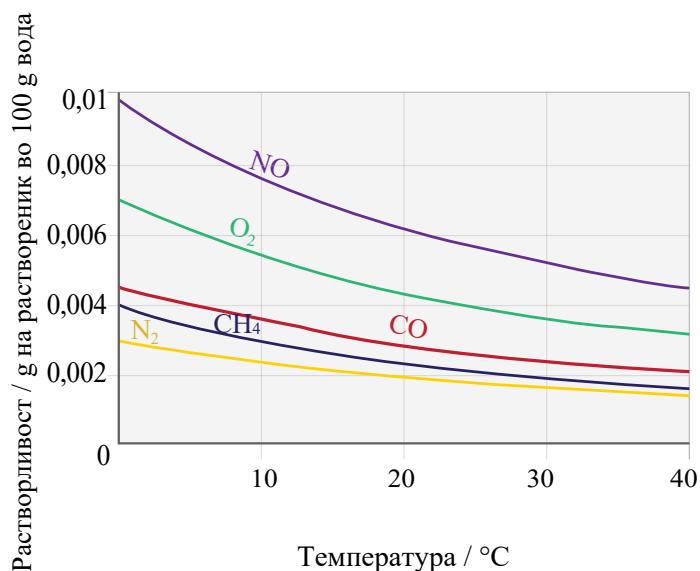
Супстанца	0 °C	20 °C	40 °C	60 °C	80 °C	100 °C
Калиум нитрат (KNO_3)	13,3	31,6	63,9	110,0	169,0	246,0
Натриум хлорид (NaCl)	35,6	35,9	36,4	37,0	37,9	39,0
Калиум хлорат (KClO_3)	3,3	7,3	13,9	23,8	37,5	56,3
Цериум(III) сулфат ($\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$)	21,4	9,84	5,63	3,87	/	/
Сахароза/шеќер ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)	181,9	201,9	235,6	288,8	365,1	476,0

* растворливоста е изразена како маса од раствореникот во 100 g вода

Зависноста на растворливоста од температурата може да се прикаже графички со помош на т.н. **криви на растворливост**, кои покажуваат колкаво количество од дадена супстанца може да се раствори во определена маса растворувач (најчесто 100 g) на различни температури. По формата и насоката на кривата може да се утврди дали со порастот на температурата се зголемува или се намалува растворливоста, а од графичкиот приказ може директно да се отчита вредноста за растворливоста на супстанцата на која било дадена температура.



Слика 1.24 Криви на растворливост на различни цврсти супстанции во вода



Слика 1.25 Криви на растворливост на различни гасови во вода

Пример 1.7.

Која сол е најмалку растворлива на 10 °C?

Решение:

На апцисната оска на графичкиот приказ на Слика 1.24 се наоѓа точката што соодветствува на температура од 10 °C и се повлекува паралела со ординатната оска. Првата крива на растворливост која се сече со оваа паралела е кривата на KClO_3 , што значи дека оваа сол е најмалку растворлива на дадената температура.

Пример 1.8.

Колку грамови $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ можат да се растворат во 200 g вода на 25 °C?

Решение:

Слично како во претходниот пример, од точката што соодветствува на температура од 25 °C на апцисата се повлекува паралела со ординатата сè до пресекот со кривата на растворливост за $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Од овој пресек се повлекува паралела со апцисата и на ординатата се отчитува вредноста за масата од солта. Во овој случај, се добива дека во 100 g вода можат да се растворат најмногу 60 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Оттука, јасно е дека во двојно поголема маса вода ќе се раствори двојно поголема маса од солта, односно 120 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ можат да се растворат во 200 g вода на 25 °C. Поинаку, ова може да се прикаже како:

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

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

Пример 1.9.

Како се менува растворливоста на KCl, а како на O_2 со покачување на температурата?

Решение:

Од графичкиот приказ на Слика 1.24 може да се забележи дека со покачување на температурата, масата на KCl што се раствора во 100 g вода се зголемува. Така, на 10 °C заситениот раствор од KCl содржи околу 30 g, а на 40 °C околу 40 g од солта. Може да се заклучи дека со покачување на температурата, растворливоста на KCl во вода се зголемува. Слично, од графичкиот приказ на Слика 1.25 може да се заклучи дека растворливоста на кислород во вода се намалува со покачување на температурата (5,8 mg на 10 °C, а 3,2 mg на 40 °C).

Пример 1.10.

Која сол покажува најмала промена на растворливоста со зголемување на температурата?

Решение:

Најмала промена на растворливоста со зголемување на температурата покажува NaCl затоа што кривата на растворливост на оваа сол најблаго расте. За споредба, најголемото количество NaCl што може да се раствори на 10 °C во 100 g вода е околу 35 g, а на 40 °C е околу 36 g.

Пример 1.11.

На 30 °C 90 g NaNO_3 се растворени во 100 g вода. Дали растворот е незаситен, заситен или презаситен?

Решение:

Како и во претходните примери, може да се определи растворливоста на NaNO_3 на дадената температура. Така, од графичкиот приказ на Слика 1.24 се определува дека таа изнесува 95 g NaNO_3 во 100 g вода. Тоа укажува дека растворот е незаситен. За да се добие заситен раствор на оваа температура, треба да се растворот уште 5 g од солта.

НАУЧИ ПОВЕЌЕ



При нуркање на големи длабочини, човечкото тело е изложено на значително повисок притисок отколку на површината. Со зголемувањето на притисокот, во телесните течности се раствора поголемо количество азот, гас што инаку е многу слабо растворлив во течност на нормален атмосферски притисок. Проблем може да настане при пребрзо искачување. Ако нуркачот нагло се врати кон површината, притисокот брзо паѓа, а растворениот азот веднаш преминува во гасовита состојба и формира меури во крвта и ткивата, појава слична на отворање шише газирани пијалак. Оваа состојба може да предизвика болки во зглобовите и мускулите, вртоглавица, гадење, тешкотии при дишењето, па дури и животозагрозувачки состојби. Затоа, нуркачите треба да се искачуваат полека и постепено, правејќи паузи на одредени длабочини за да му дозволат на телото безбедно да го елиминира вишокот азот.



Слика 1.26 Влијанието на притисокот врз растворливоста на гасовите во течност е многу важно за нуркачите



Размисли и одговори:

- Што се случува со растворливоста на азот во вода ако:
 - се зголеми притисокот?
 - се намали температурата?
- Колку изнесува растворливоста на $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ на $50\text{ }^\circ\text{C}$?
- $15\text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ се растворени во 50 g вода на $50\text{ }^\circ\text{C}$. Дали растворот е незаситен, заситен или презаситен?
- Ако знаеш дека растворливоста на KI е 136 g од солта во 100 g вода на $10\text{ }^\circ\text{C}$, определи:
 - Колку грамови KI може да се растворот во 300 g вода на $10\text{ }^\circ\text{C}$?
 - Колку грамови вода се потребни за да се добие заситен раствор со растворање на 204 g KI на $10\text{ }^\circ\text{C}$?
- Колку грамови од растворениот ќе се исталожат ако заситен раствор од KNO_3 во 100 g вода на $50\text{ }^\circ\text{C}$ се олади до $20\text{ }^\circ\text{C}$?
- Ана и Лулзим извршиле неколку експерименти за да ја определат растворливоста на CdI_2 во вода. Во секој експеримент, тие измериле одредена маса од солта и ја додале во 100 g вода на $25\text{ }^\circ\text{C}$, а потоа растворот го промешале. Доколку на дното на чашата останала нерастворена супстанца, смесата ја филтрирале. Потоа, супстанцата задржана на филтерната хартијата ја исушиле и ја определиле масата. Врз основа на нивните резултати што се прикажани во табелата, определи ја растворливоста на CdI_2 во вода на оваа температура!

Додадена маса од CdI_2	Маса од нерастворен 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 ја кривата на растворливост за AgNO_3 врз основа на податоците за растворливоста на оваа сол на различни температури што се дадени во табелата, а потоа одговори на поставените барања!

Температура / °C	Маса (во грамови) на AgNO_3 во 100 g вода
0	122
20	216
40	311
60	440
80	585
100	733

- а) Како се менува растворливоста на AgNO_3 со покачување на температурата?
 б) Прогностицирај ја растворливоста на AgNO_3 на 35 °C и на 75 °C!
 в) Прогностицирај ја температурата на која растворливоста на AgNO_3 ќе биде 280 g AgNO_3 во 100 g вода!
 г) Дали растворот ќе биде незаситен, заситен или презаситен ако 100 g AgNO_3 се додадат во 100 g вода на 10 °C?
 д) Што ќе се случи ако 300 g AgNO_3 се додадат во 100 g вода на 20 °C?

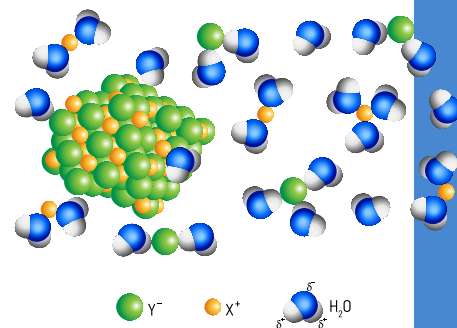
1.4. ЕЛЕКТРОЛИТИ И ЕЛЕКТРОЛИТНА ДИСОЦИЈАЦИЈА

РАСТВОРИ ОД ЕЛЕКТРОЛИТИ

Супстанците можат да спроведуваат електрична струја на различни начини, во зависност од тоа како се движат наелектризираните честички во нивната структура. Според природата на преносителите и начинот на пренесување на електрична струја, се разликуваат спроводници од прв вид и спроводници од втор вид.

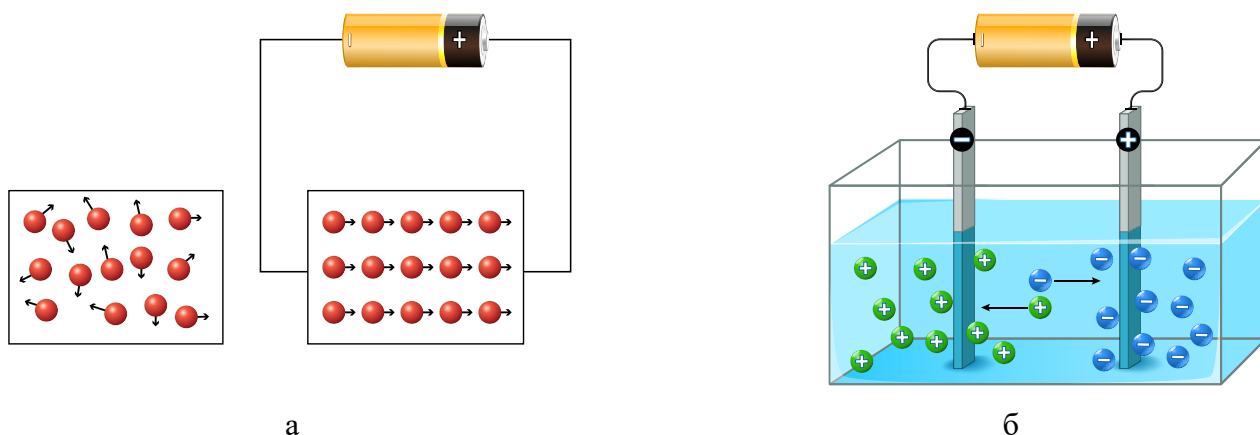
Металите и металните легури се **спроводници од прв вид**. Во нив преносителите на електрична струја се *слободниѝе електрони* во металната кристална решетка. Електричната струја се пренесува благодарение на насоченото движење на слободните електрони, кои се движат под дејство на електрично поле и создаваат континуиран проток на електрична струја. Така на пример, електричната инсталација во нашите домови и во училиштето е направена од метални жици (најчесто бакарни).

Електролитите се **спроводници од втор вид**. Тие спроведуваат електрична струја само доколку супстанцата се наоѓа во раствор или ако е стопена. Кај електролитите постојат *подвижни јони* што ја пренесуваат електрична струја (катјоните се движат кон катодата, а анијоните кон анодата).



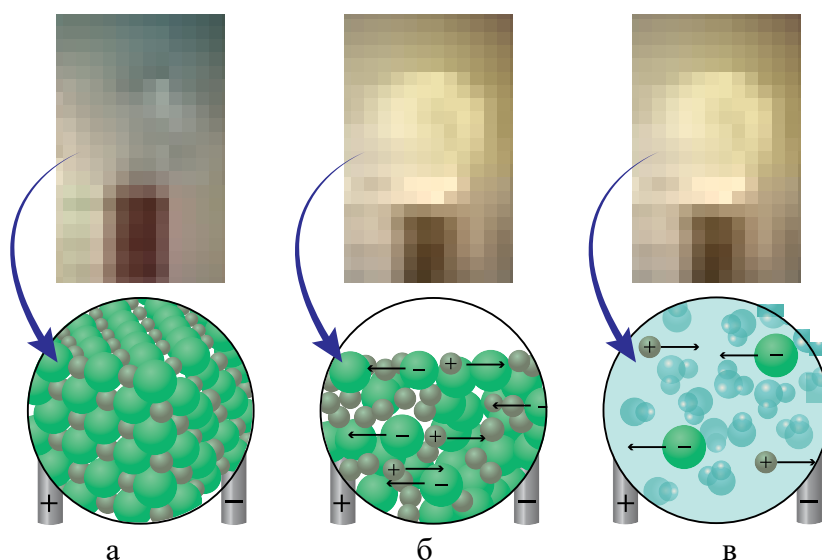
Поими:

спроводник од прв вид, спроводник од втор вид, електролит, неелектролит, електролитна дисоцијација, силен електролит, слаб електролит, теорија на Арениус, индикатор, степен на електролитна дисоцијација



Слика 1.27 Пренесувањето на електрична струја кај спроводниците од прв вид се јавува како резултат на насоченото движење на електроните (а), а кај спроводниците од втор вид поради насоченото движење на јоните (б)

Електролити можат да бидат *расѝвори* или *расѝйоѝи* на киселини, бази и соли. Во цврста состојба јонските соединенија не спроведуваат електрична струја, бидејќи јоните се цврсто сврзани во кристалната решетка и не можат слободно да се движат.



Слика 1.28 Јонските соединенија во цврста состојба (а) не спроведуваат електрична струја, а нивните растопи (б) и водни раствори (в) покажуваат добра спроводливост

Според тоа, **електролити се супстанции чии растопи или раствори содржат подвижни јони и спроведуваат електрична струја**. Од друга страна, за супстанците чии растопи или раствори не спроведуваат електрична струја се вели дека се **неелектролити**. Тоа може да се покаже и експериментално.

АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ



Испитување на електричната спроводливост на различни супстанции

Потребен прибор и супстанции: десет лабораториски чаши од 100 mL, дестилирана вода, раствор од сахароза (обичен шеќер), иситнета готварска сол (натриум хлорид), алкохол, раствори од бакар(II) сулфат, од натриум хлорид, од натриум хидроксид, од хлороводородна и од оцетна киселина (по можност сите со иста концентрација, на пример 1 mol/dm^3), лажичка, две електроди (на пример, графитни прачки), сијаличка со приклучени жици, извор на струја (на пример, батерија), мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во лабораториска чаша стави од растворот чија електрична спроводливост сакаш да ја испиташ. Потоа, стави ги графитните прачки што се сериски поврзани со изворот на струја и со сијаличката. Вклучи го прекинувачот! Дали сијаличката свети?

Исплакни ги електродите со дестилирана вода и повтори ја постапката и со другите раствори и со дестилираната вода! На крајот, избриши ги електродите и провери ја електричната спроводливост на цврст натриум хлорид користејќи сува чаша! Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!



Слика 1.29 Апаратура за испитување на електричната спроводливост на различни супстанции

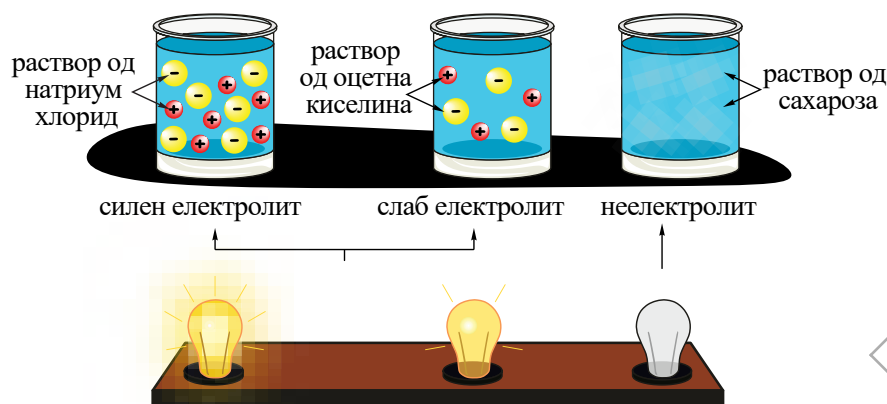
Од изведениот експеримент може да се забележи дека сијаличката не свети кога графитните прачки ќе се потопат во дестилирана вода, алкохол, раствор од сахароза и во цврст натриум хлорид, што значи дека тие не спроведуваат електрична струја и се сметаат за неелектролити.

Во останатите случаи, сијаличката свети, што значи дека растворите од овие супстанции претставуваат електролити. Сепак, во различни раствори може да се забележи различен интензитет на светлина. Така, сијаличката посилно свети кога се работи со раствори од бакар(II) сулфат, натриум хлорид, натриум хидроксид и хлороводородна киселина, а послабо во растворот од оцетна киселина. Значи, растворот од оцетна киселина послабо спроведува електрична струја.

Електролитите се поделени на силни и слаби електролити врз основа на тоа колку добро ја спроведуваат електричната струја.

Силните електролити се добри спроводници на електрична струја. Тука спаѓаат водните раствори на речиси сите соли (бакар(II) сулфат, натриум хлорид, калиум сулфат и др.), силните киселини (хлороводородна киселина, сулфурна киселина, азотна киселина и др.) и на силните бази (натриум хидроксид, калиум хидроксид, бариум хидроксид и др.).

Слабите електролити послабо спроведуваат електрична струја. Тука се вбројуваат слабите киселини и слабите бази (оцетната киселина, цијановодородната киселина, сулфуроводородната киселина, амониум хидроксидот и др.). Најголем дел од органските киселини и бази претставуваат слаби електролити. Исто така и водата претставува многу слаб електролит.



Активност



Истражи зошто пијалаци за спортисти содржат електролити! Потоа, земи неколку различни пијалаци за спортисти и внимателно прочитај ги нивните етикети или пронајди информации на интернет. Подготви кратка презентација или постер во кој ќе ги прикажеш резултатите!

Слика 1.30 Електролитите спроведуваат електрична струја



Размисли и одговори:

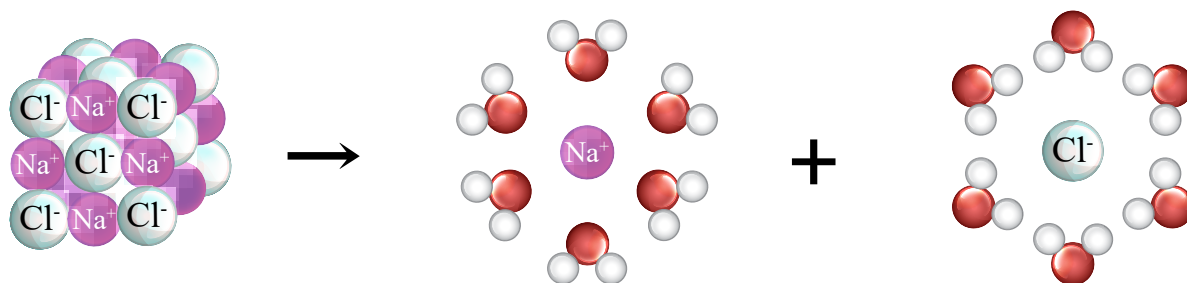
1. Која е основната разлика во начинот на пренесување на електрична струја меѓу спроводниците од прв вид и спроводниците од втор вид?
2. Истражи и определи кои од следниве киселини и бази во воден раствор можат да образуваат силен електролит: H_2SO_4 , HCN , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH , HNO_2 , HNO_3 , NH_4OH , HI и HF .

ЕЛЕКТРОЛИТНА ДИСОЦИЈАЦИЈА

Електролитна дисоцијација

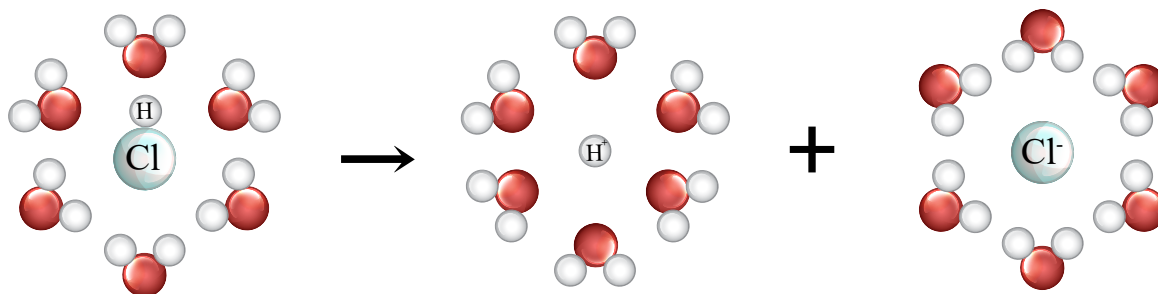
За да можат електролитите да спроведуваат електрична струја треба да постојат подвижни јони. Кога јонската супстанца е во цврста агрегатна состојба, вакви подвижни јони не постојат поради ограниченото движење на јоните во јонската кристална решетка. Ако супстанцата се стопи (преминува во течна агрегатна состојба), јоните можат послободно да се движат.

Подвижни јони се добиваат и кога ќе се раствори јонски граде-ната супстанца во некој *йоларен расџворувач* (на пример, вода). Јоните во растопот се еднакви со оние во цврстата супстанца, но во водниот раствор овие јони се опкружени со молекули од растворувачот. Се вели дека јоните се солватизирани, а доколку растворувач е водата – хидратизирани. Самиот процес се нарекува **солватација**, односно **хидратација** во случај кога растворувач е водата.



Слика 1.31 Растворање на натриум хлорид во вода

Солватизирани јони се образуваат и кога во вода се раствораат супстанции изградени од поларни молекули (молекули чии атоми се сврзани со поларна ковалентна врска). Така, на пример, при растворање на гасовит хлороводород во вода се образува хлороводородна киселина. Во ваквиот раствор постојат солватизирани (односно, хидратизирани) водородни и хлоридни јони.



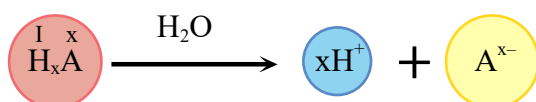
Слика 1.32 Растворање на хлороводород во вода

Настанувањето на подвижни јони во раствор од супстанции изградени од јони или од поларни молекули под дејство на поларните молекули на растворувачот се вика електролитна дисоцијација.

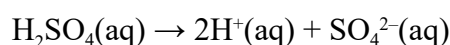
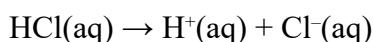
Електролитната дисоцијација може да се претстави и симболично, со помош на хемиски равенки. При тоа, треба да се земе предвид дека вкупниот полнеж на левата и на десната страна на равенката мора да биде еднаков.

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

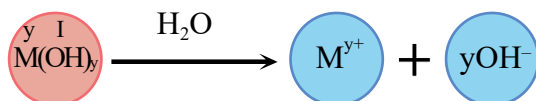
Електролитна дисоцијација на поларни соединенија
растворени во вода



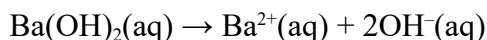
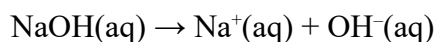
Примери:



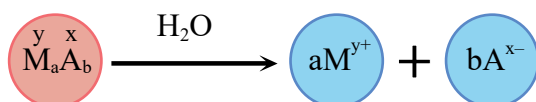
Електролитна дисоцијација на хидроксиди растворени во вода



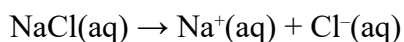
Примери:

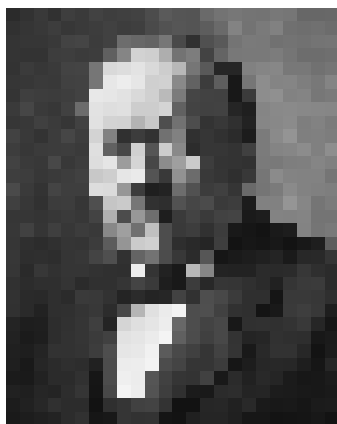


Електролитна дисоцијација на соли растворени во вода

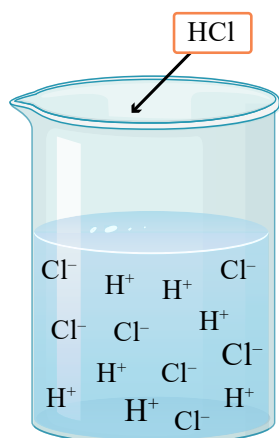


Примери:

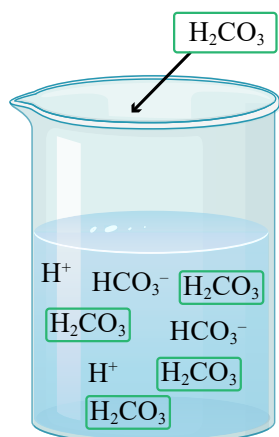




Слика 1.33 Сванте Арениус
(Svante Arrhenius,
1859 – 1927)



Слика 1.34 Силните електро-
лити се целосно дисоцирани
во воден раствор

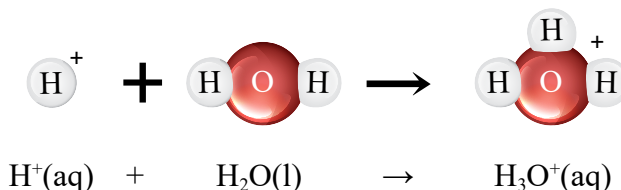


Слика 1.35 Слабите електро-
лити се делумно дисоцирани
во воден раствор

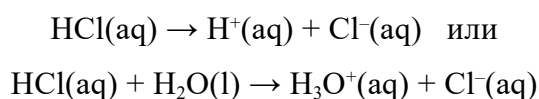
Киселини и бази според теоријата на електролитна дисоцијација

Во втората половина на 19 век шведскиот научник Арениус ја објаснил електролитната дисоцијација на солите, базите и киселините во водни раствори. Според теоријата на Арениус, киселини се супстанции кои во својот состав содржат водород и при дисоцијација во вода даваат водородни јони (H^+), а бази се супстанции во чиј состав влегува хидроксидната група и при дисоцијација во вода даваат хидроксидни јони (OH^-). Според тоа, може да се смета дека водородните јони (H^+) се носители на киселите, а хидроксидните јони (OH^-) на базните својства.

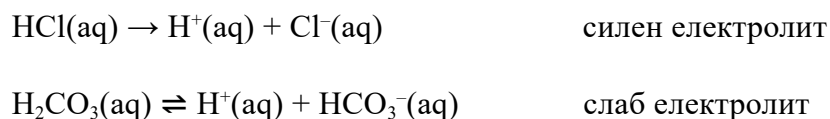
Водородниот јон (H^+) се сврзува со молекулите вода градејќи различни посложени честички, од кои најважната е H_3O^+ (една молекула вода се сврзува со еден водороден јон). Значи, во воден раствор не постојат слободни H^+ јони, а најмалата честичка за која може да се смета дека постои во воден раствор е H_3O^+ .



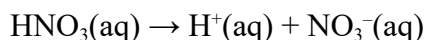
Сепак, заради едноставност, во равенките со кои се претставува процесот на електролитна дисоцијација често се користи ознаката за поедноставната честичка. Така, електролитната дисоцијација на хлороводородната киселина може да се претстави со една од следниве равенки:



Електролитите се поделени на силни и на слаби електролити врз основа на тоа колку добро ја спроведуваат електричната струја. Ова може да се доведе во врска со нивната дисоцијација во водни раствори. Колку повеќе подвижни јони постојат во растворот, толку подобро електролитот ќе спроведува електрична струја. Имено, силните електролити се целосно дисоцирани во водни раствори, а тоа во равенките се прикажува со стрелка во една насока. Од друга страна, слабите електролити само делумно дисоцираат во водни раствори и во равенките се користи двојна полустрелка. На пример:

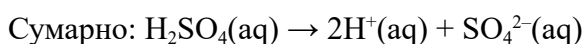
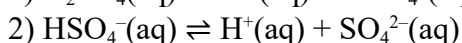
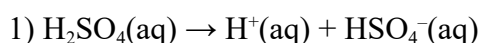


Киселините можат да се поделат и според бројот на водородни атоми во молекулата. Ако киселината содржи еден водороден атом во својата молекула се нарекува **еднобазна киселина**. Вакви киселини се, на пример, HCl , HNO_3 и CH_3COOH . Дисоцијацијата на еднобазните киселини може да се претстави во еден чекор.

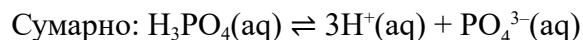
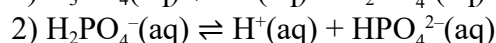
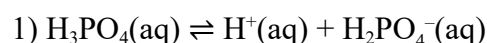


Хемиските равенки со коишто се претставува дисоцијацијата на **повеќебазните киселини** вклучуваат поголем број чекори. На пример:

Дисоцијација на сулфурна киселина



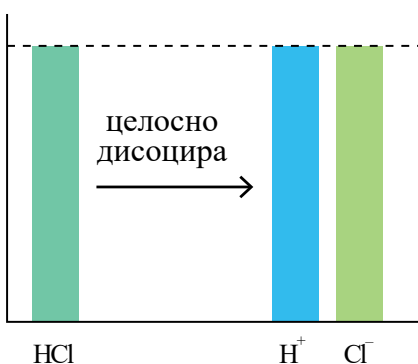
Дисоцијација на фосфорна киселина



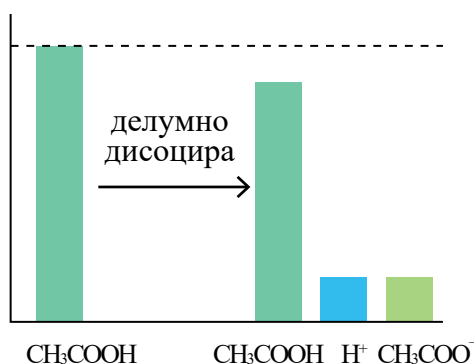
Слика 1.36 Молекулски модели на азотна киселина (а), сулфурна киселина (б) и фосфорна киселина (в)

Степен на електролитна дисоцијација

Во водните раствори од силните електролити постојат само јони и практично нема недисоцирани молекули. За разлика од нив, во водните раствори од слаби електролити постои т.н. рамнотежа помеѓу недисоцираните молекули и јоните.



Слика 1.37 Во воден раствор на HCl (силна киселина) постојат само H^+ и Cl^- јони



Слика 1.38 Во воден раствор на CH_3COOH (слаба киселина) постојат недисоцирани CH_3COOH молекули и мал број H^+ и CH_3COO^- јони

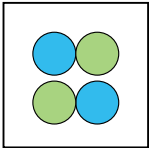
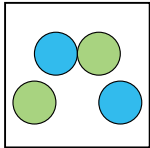
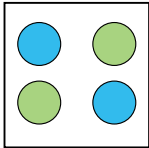
Јачината на електролитот може да се определи преку дефинирање на **степенот на електролитна дисоцијација** (понекогаш се нарекува степен на јонизација), кој се бележи со грчката буква α (алфа). Тој претставува однос помеѓу бројот на дисоцирани молекули и бројот на вкупно растворени молекули.

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

Степенот на електролитна дисоцијација може да има вредност од 0 до 1, а може да се изрази и во проценти. Силните киселини, кои се целосно дисоцирани во воден раствор, имаат степен на електролитна дисоцијација близок до 1, односно 100 %. Од друга страна, водата е многу слаб електролит и нејзиниот степен на електролитна дисоцијација изнесува $2 \cdot 10^{-9}$, што значи дека само една молекула вода од приближно 500 милиони молекули се дисоцира. Значи, **колку што е поголема вредноста за α , толку електролитот е посилен, односно поголем број молекули се дисоцирани.**

Табела 1.6. Степен на дисоцијација кај различни електролити при концентрација на електролитот од 0,1 mol/L

H ₂ SO ₄ (прв чекор)	1 (100%)	HCN	0,00007 (0,007 %)
H ₂ SO ₄ (втор чекор)	0,26 (26 %)	HNO ₂	0,067 (6,7 %)
CH ₃ COOH	0,013 (1,3 %)	NH ₃ (NH ₄ OH)	0,013 (1,3 %)
HF	0,081 (8,1 %)	CH ₃ NH ₂	0,066 (6,6 %)

			
N(дис.)  + 	0	1	2
N(недис.)  	2	1	0
N(вк.)	2	2	2
α	$\frac{0}{2} = 0 = 0 \%$	$\frac{1}{2} = 0,5 = 50 \%$	$\frac{2}{2} = 1 = 100 \%$

Слика 1.39 Илустрација за степен на електролитна дисоцијација

Пример 1.12.

Во раствор има вкупно 0,5 mol оцетна киселина, од кои 0,015 mol се дисоцирани. Пресметај го степенот на електролитна дисоцијација!

Решение:

Користејќи го изразот за степенот на електролитна дисоцијација и претходно користениот израз кој ги поврзува количеството супстанца и бројот на единици, се добива:

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

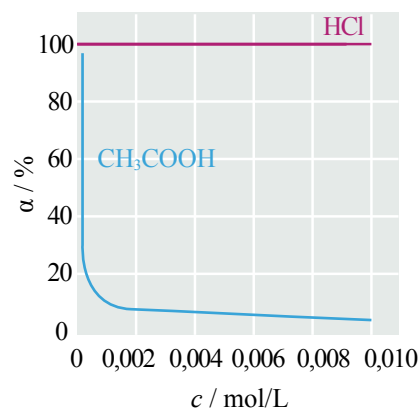
$$\alpha = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} = 0,03$$

Значи, степенот на електролитна дисоцијација на оцетната киселина изнесува 0,03 или 3 %.

Степенот на електролитна дисоцијација зависи од температурата. За слабите електролити, тој расте со покачување на температурата. На повисока температура, поголема е кинетичката енергија којашто е во врска со движењето на честичките, па честичките на јонските или на поларните молекулски соединенија полесно се раздвојуваат на јони. Сето ова доведува слабите киселини и бази да бидат дисоцирани во поголем степен. Кај силните електролити степенот на електролитна дисоцијација е 1 и не се менува значително со менување на температурата.

Освен од температурата, **степенот на електролитна дисоцијација зависи и од природата на растворениот и од неговата концентрација.** За слабите електролити, степенот на електролитна дисоцијација значително расте со намалување на концентрацијата (односно, со разредување на растворот). Во разредени раствори на слаби електролити поголем број молекули од растворувачот ги опкружуваат честичките од кои е изграден електролитот, со што се забрзува дисоцијацијата, па и степенот на електролитна дисоцијација е поголем. Ова не значи дека ваквиот електролит ќе биде силен и добро ќе спроведува електрична струја, затоа што бројот на јони во растворот е релативно мал при ваква ниска концентрација. Дисоцијацијата кај силните електролити е целосна, независно од нивната концентрација во растворот.

Поимите *силен* и *слаб електролит* не треба да се поистоветуваат со поимите *концентриран* и *разреден раствор*. Силните и слабите електролити се разликуваат според степенот на дисоцијација, а концентрираните и разредените раствори се разликуваат според количеството од растворениот растворен во дадено количество растворувач. Така, и во концентрирани и во разредени раствори HCl е силна киселина, а CH₃COOH слаба.



Слика 1.40 Графички приказ на зависноста на α од концентрацијата на растворениот

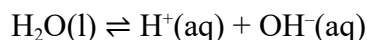
Размисли и одговори:



1. Претстави ја сликовито дисоцијацијата на сулфурна киселина во вода!
2. Со помош на хемиска равенка претстави ја дисоцијацијата на амониум фосфат и на стронциум хидроксид во вода!
3. Со помош на хемиска равенка претстави ја дисоцијацијата на јаглородната киселина во два чекора!
4. Киселините НА, НВ, НС, НД и НЕ имаат степен на дисоцијација од 2,8 %, 6,1 %, 11,3 %, 6,6 % и 7,9 %, соодветно. Која од овие киселини е најдобар спроводник на електрична струја?
5. Кој раствор има поголем вкупен број јони? Претпостави дека волумените се еднакви.
 - а) раствор од HCl со $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$ или раствор од HCl со $c(\text{HCl}) = 0,05 \text{ mol/L}$
 - б) раствор од HCl со $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$ или раствор од HF со $c(\text{HF}) = 0,10 \text{ mol/L}$
 - в) раствор од HCl со $c(\text{HCl}) = 0,10 \text{ mol/L}$ или раствор од CaCl_2 со $c(\text{CaCl}_2) = 0,10 \text{ mol/L}$
6. Вкупниот број молекули од некоја слаба еднобазна киселина во воден раствор е 30 милиони, а степенот на електролитна дисоцијација изнесува 5 %. Пресметај го бројот на:
 - а) дисоцирани молекули од киселината
 - б) недисоцирани молекули од киселината
 - в) водородни јони
 - г) јони од киселинскиот остаток

ЕЛЕКТРОЛИТНА ДИСОЦИЈАЦИЈА НА ВОДАТА И pH

Водата е многу слаб електролит и нејзината дисоцијација може да се претстави со следнава хемиска равенка:



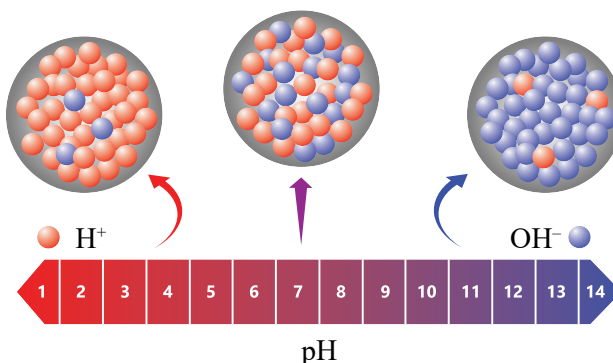
Концентрацијата на H^+ јоните (носители на киселите својства) во вода е еднаква на концентрацијата на OH^- јоните (носители на базните својства). Затоа, средината во вода е неутрална, а вредноста на pH изнесува 7 на температура од 25 °C.

Доколку концентрацијата на H^+ јоните е поголема од концентрацијата на OH^- јоните, растворот е кисел, при што вредноста на pH е помала од 7. Обратно, ако концентрацијата на H^+ јоните е помала од концентрацијата на OH^- јоните, растворот е базен и има pH-вредност поголема од 7. Колку е пониска pH-вредноста, толку растворот е покисел. Колку е повисока pH-вредноста, толку растворот е побазен.

На температура од 25 °C

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

Слика 1.41 Врска помеѓу pH-вредноста и концентрацијата на H^+ и OH^- јоните

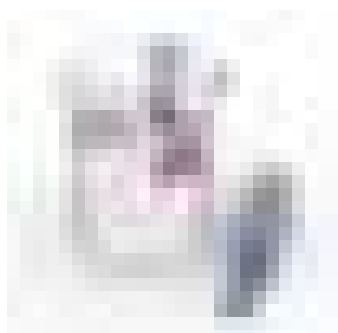


Мерка за концентрацијата на водородни јони во растворот е рН-вредноста. Затоа, оваа величина е наречена *водороден ѝоказител*. Колку што е повисока концентрацијата на H^+ јоните, толку рН-вредноста е пониска. Обратно, колку што е пониска концентрацијата на H^+ јоните, толку рН-вредноста е повисока.

Во лабораториите, за определување на видот на средината најчесто се користат **индикатори**, супстанции кои ја менуваат бојата во кисел, неутрален или во базен раствор. Индикаторите можат да бидат во форма на ленти или во форма на раствор. Од индикаторските ленти најчесто се применуваат *црвената и сината лакмусова хартија* и *универзалната индикаторска хартија*.

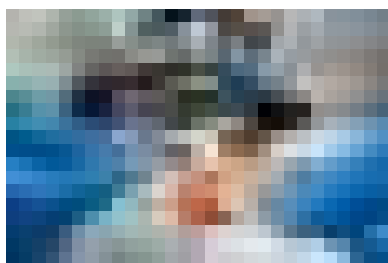


Слика 1.43 Црвената лакмусова хартија се обојува **сино** во **базни** раствори



Слика 1.44 Сината лакмусова хартија се обојува **црвено** во **кисели** раствори

Со лакмусовата хартија не може да се добие подетална информација за степенот на киселост или на базност на растворот. Тоа е можно ако се користи универзалниот индикатор (универзалната индикаторска хартија или растворот од универзален индикатор), кој различно се обојува при различни рН-вредности. При еднакви концентрации и еднакви услови, силните киселини имаат пониска рН-вредност од слабите, па универзалниот индикатор покажува поинтензивна црвена боја. Кај слабите киселини бојата е портокалова или жолта, што укажува на повисока рН-вредност. Сепак, треба да се внимава, бидејќи раствори од иста киселина со различни концентрации ќе покажуваат различна рН-вредност: поконцентрираните раствори имаат пониска рН-вредност, а разредените повисока. Слично размислување може да се примени и кај базните раствори.



Слика 1.45 Докажување кисела средина со универзална индикаторска хартија

Десеткратното зголемување на концентрацијата на H^+ јоните доведува до намалување на рН-вредноста за 1.



Слика 1.42 Ленти од универзална хартија

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

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

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

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



Активност

Скенирај го QR кодот



и испитај ја вредноста на pH на посочените раствори.

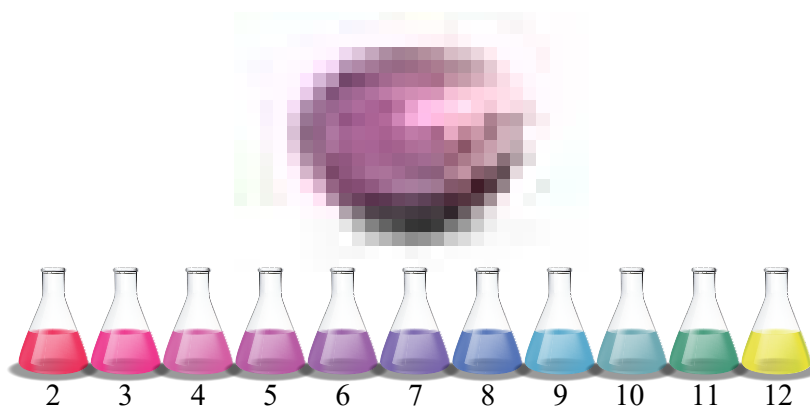
Други индикатори коишто се користат во хемиските лаборатории се *распиоворитие од фенолфталеин, метил црвено, метил йоршокалово, бромтимол сино* и др. Секој од овие индикатори има специфичен pH-интервал на промена на бојата, па затоа се избира соодветен индикатор во зависност од очекуваната pH-вредност или од типот на реакцијата. Универзалниот индикатор е смеса од повеќе поединечни индикатори, при што секој реагира во различен pH-интервал. Неговата главна предност е што овозможува континуирана скала на бои и дава приближна pH-вредност на растворот, за разлика од поединечните индикатори кои ја менуваат бојата само во тесен pH-опсег.

Табела 1.7. Боја на некои индикатори во кисела и базна средина

Индикатор	Боја во кисела средина	Боја во базна средина
Лакмус	црвена	сина
Фенолфталеин	безбојна	малиновоцрвена
Метил црвено	црвена	жолта
Метил портокалово	црвена	жолта
Бромтимол сино	жолта	сина



Слика 1.46 pH-скала за определување на видот на средината



Слика 1.47 Растворот од црвена зелка може да се користи како индикатор

Со помош на индикатори можно е само приближно определување на pH-вредноста на растворите. За попрецизно мерење се користи посебен инструмент, наречен **pH-метар**. Откако ќе се подготви за употреба, електродата на pH-метарот едноставно се потопува во растворот, а на екранот се прикажува бројната вредност на pH.



Слика 1.48 Дигитален pH-метар



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Одредување на киселоста и базноста на средината врз основа на рН-вредноста

Потребен прибор и супстанции: 10 епрувети, сталка за епрувети, пинцети, 5 саатни стакла, три капалки (или пастерови пипети), универзална индикаторска хартија, дестилирана вода, раствори од метил црвено, фенолфталеин, HCl ($c = 0,1 \text{ mol/L}$), CH_3COOH ($c = 0,1 \text{ mol/L}$), NH_4OH ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) и NaOH ($c = 0,1 \text{ mol/L}$), мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во пет епрувети стави по 3-4 mL од растворите од HCl , CH_3COOH , NH_4OH и NaOH и дестилирана вода, соодветно. Со помош на пинцета врони ја лентичката од универзалниот индикатор во првиот раствор, а потоа остави ја на саатно стакло. Другата лентичка од универзалниот индикатор врони ја во вториот раствор и остави ја на чисто и суво саатно стакло. Повтори го ова и со другите раствори. Забележи ја бојата во секој од случите.

Потоа, со капалка додај по две капки од растворот на метил црвено во секоја епрувета. Забележи ја промената на бојата.

Во други пет епрувети додај по 3-4 mL од секој од растворот, а потоа и по две капки од растворот на фенолфталеин. Забележи ја промената на бојата. Резултатите прикажи ги табеларно! Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

Активност

Истражи колку изнесува рН-вредноста на крвта и што се случува ако оваа вредност е надвор од тој интервал.

Активност

Истражи колку изнесува рН-вредноста на дождовницата, а колку на киселиот дожд! Кои се негативните ефекти од киселите дождови?

**Размисли и одговори:**

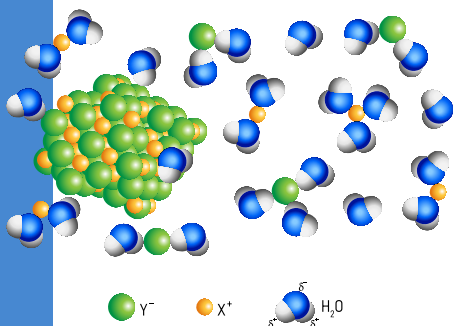
- Одговори на следниве прашања во врска со изведениот експеримент за одредување на киселоста и базноста на средината:
 - Каква е средината (кисела, базна или неутрална) кај секој од растворите и водата?
 - Подреди ги растворите според киселоста, почнувајќи од најбазниот раствор!
 - Врз основа на бојата на универзалниот индикатор, определи ја рН-вредноста на растворите и на водата!
 - Која е предноста на универзалниот индикатор во однос на другите индикатори?
- Маја испитувала пет раствори со помош на универзална индикаторска хартија. Резултатите од испитувањето ги претставила табеларно. Определи во кој/кои од растворите би можело да има раствор од киселина!

Раствор бр.	1	2	3	4	5
Боја на универзална индикаторска хартија	жолта	светло сина	црвена	зелена	виолетова

- Линдита испитувала рН на неколку раствори и ги добила следниве резултати:

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

 - Подреди ги растворите според растење на киселоста, почнувајќи од најбазниот раствор!
 - За секој раствор наведи ја бојата што би ја имал универзалниот индикатор и индикаторите наведени во Табела 1.7. доколку се користат за испитување на киселоста!



Поими:

јонска реакција, јонска равенка, полна јонска равенка, скратена/ефективна јонска равенка, јони „набљудувачи“

1.5. ЈОНСКИ РЕАКЦИИ

ЈОНСКИ РЕАКЦИИ

Поради дисоцијацијата на растворените киселини, бази и соли голем број реакции се одвиваат помеѓу јони во водни раствори. Ваквите реакции се наречени **јонски реакции**. Овие реакции ќе бидат практично неповратни (или, како што се вели, ќе течат до крај) ако барем еден од продуктите на реакцијата е слабо растворливо соединение (талог), слабо дисоцирано соединение или гас.

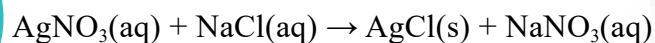
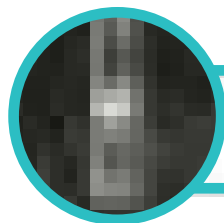
Јонски реакции при кои настанува слабо растворливо соединение (талог)

Јонските реакции при кои настанува слабо растворливо соединение се познати и како *таложни реакции*. Солите се силни електролити и целосно дисоцираат во воден раствор. Некои соли се многу добро растворливи во вода и, поради целосната дисоцијација, во растворот постојат многу јони. Растворливи се сите нитрати и сите натриумови, калиумови и амониумови соли. Меѓутоа, постојат соли што се слабо или практично нерастворливи во вода, па во растворот има сосем малку јони од солта. Освен тоа, како талози постојат и некои хидроксиди. Во Табела 1.8. е даден преглед на растворливоста на некои соли и хидроксиди.

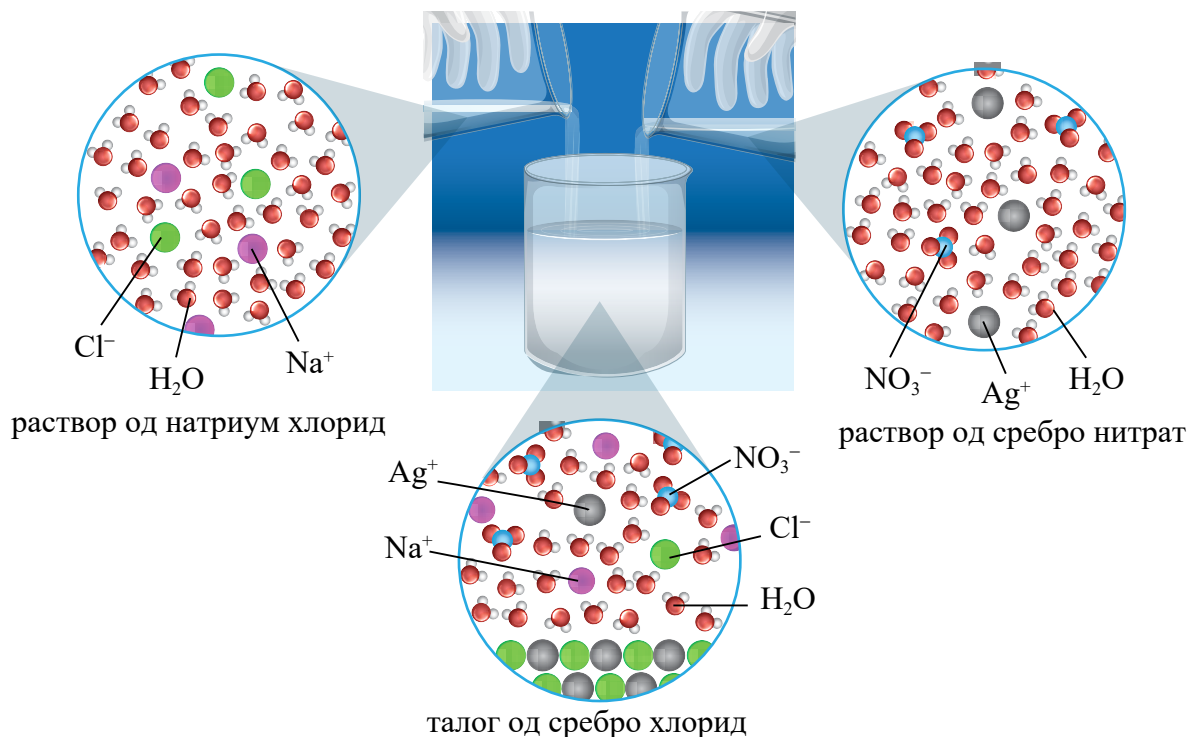
Табела 1.8. Растворливост на некои соли и хидроксиди на собна температура

		КАТЈОНИ												
		Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ³⁺
АНИОНИ	OH ⁻	P	P	P	P	C	H	H	H	—	—	H	H	H
	Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	C	P
	Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	H	C	P	C	P
	I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	—	H	P
	S ²⁻	P	P	P	P	—	—	—	H	H	H	H	H	—
	SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	C	P	P	P	C	P	P	H	P
	PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
	CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	—	H	H	—	H	H	H
	NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
	CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
		P	растворливо	H	нерастворливо	C	слабо растворливо	—	не постои или се разложува во вода					

При мешањето на раствори од сребро нитрат и од натриум хлорид веднаш се забележува бел талог од сребро хлорид. Во хемиските равенки зад формулата на талогот се запишува ознаката (s).

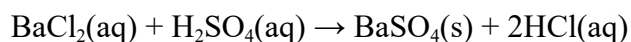


Доколку реактантите се земени во стехиометриски сооднос, во растворот во значително количество ќе бидат присутни само Na^+ и NO_3^- јоните. Речиси сите Ag^+ и Cl^- јони ќе се соединат и ќе се издвојат од растворот како талог. AgCl е слабо растворливо соединение во вода и затоа оваа реакција протекува до крај.



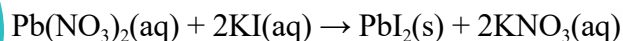
Слика 1.49 Микроскопски приказ на реакцијата на образување сребро хлорид

Друг пример на јонска реакција при која се добива талог е реакцијата помеѓу бариум хлорид и сулфурна киселина. Талогот што се добива е бариум сулфат, а во растворот остануваат водородните и хлоридните јони. Сумарно, равенката на оваа реакција може да се запише како:



Ако се измешаат два бистри раствори од олово(II) нитрат и од калиум јодид се образува талог од олово(II) јодид со интензивна жолта боја. Кога смесата се загрева, талогот се раствора, а при повторно ладење се издвојува во вид на сјајни жолтозлатни кристали.

Овој експеримент е познат под името „златен дожд“.

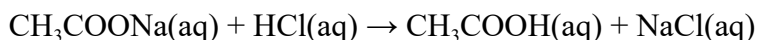


Јонски реакции при кои настанува слабо дисоцирано соединение

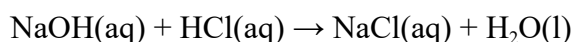
Некои слаби киселини и бази



Слабо дисоцирани соединенија (слаби електролити) се водата, слабите киселини и слабите бази. Јонските реакции при кои се образува слабодисоцирано соединение, исто така, течат до крај. Пример за таква реакција е онаа помеѓу растворот од натриум ацетат и од хлороводородна киселина.

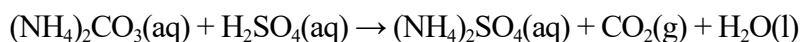
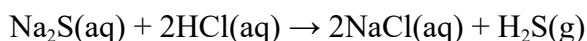


При реакциите на неутрализација (реакции помеѓу киселина и база) еден од продуктите е вода, многу слабо дисоцирано соединение. На пример:



Јонски реакции при кои настанува гас

Доколку при некоја реакција се ослободува гас, тој ќе го напушти системот, што значи дека ваквите реакции ќе бидат неповратни, односно ќе течат до крај. И во овој случај се работи за јонски реакции. Гасовитата супстанца се означува така што во хемиската равенка, веднаш до нејзината формула, се запишува ознаката (g).



Слика 1.50 Јонска реакција при која се ослободува гас

Размисли и одговори:

1. Напиши ги израмнетите хемиски равенки на реакциите помеѓу раствори од:
 - а) калциум нитрат и калиум карбонат
 - б) натриум хидрогенкарбонат и сулфурна киселина
 - в) бакар(II) хлорид и натриум хидроксид
 - г) амониум цијанид и хлороводородна киселина
 - д) калиум нитрат и натриум хлорид
2. Кои од овие реакции течат до крај? Образложи го твојот одговор!



ЈОНСКИ РАВЕНКИ

Хемиските реакции, вклучително и јонските реакции, вообичаено се запишуваат со т.н. **молекулски хемиски равенки**. Така беше постапувано и досега. Но, ваквиот начин на запишување не овозможува да се види кои супстанции се дисоцирани на јони, па не може да се добие вистинска претстава за она што се случува на микроскопско ниво.

Затоа, се користат **полните јонски равенки**. Во полната јонска равенка супстанциите што се целосно дисоцирани во раствор се запишуваат во јонски облик, а тоа не важи за слабо растворливите, слабо дисоцираните и гасовитите супстанции.

Во полните јонски равенки се наведени сите јони што настануваат со дисоцијација на супстанциите (реактанти или продукти). Но, може да се забележи дека некои јони од реактантите влегле во состав на слабо растворливиот, слабо дисоцираниот или гасовитиот продукт, а други останале во растворот. Јоните што остануваат во растворот, всушност, воопшто не се вклучени во хемиската промена. Јоните кои не учествуваат во реакцијата се познати како **„јони набљудувачи“**.

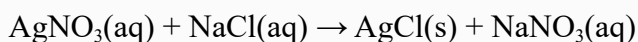
Доколку „јоните набљудувачи“ се изостават од полната јонска равенка, се добива **ефективна (скратена) јонска равенка**. Во неа се вклучени само оние јони кои ефективно учествуваат во хемиската реакција.

Пример 1.13.

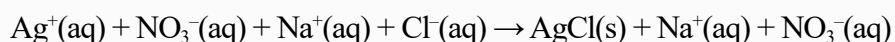
Напиши ги молекулската, полната јонска и ефективната јонска равенка на реакцијата помеѓу раствори од сребро нитрат и натриум хлорид изначи ги „јоните набљудувачи“!

Решение:

Најпрво треба да се предвидат продуктите на реакцијата. При реакција на сребро нитрат со натриум хлорид се образува сребро хлорид и натриум нитрат. Од Табела 1.8. се заклучува дека сребро хлоридот е талог. Равенката на реакцијата може да се запише како:

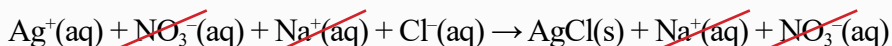


Ова е молекулска равенка. Таа мора да се израмни. Во овој случај таа е израмнета, па може да се запише полната јонска равенка така што ќе се наведат јоните на соединенијата што се целосно дисоцирани.

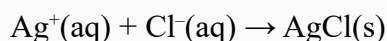


Во полната јонска равенка вкупниот полнеж на левата страна треба да биде еднаков на вкупниот полнеж на десната страна (лево: $+1-1+1-1=0$, десно: $0+1-1=0$). Ова е случај само ако равенката претходно е израмнета.

Се забележува дека Na^+ и NO_3^- јоните се среќаваат и на двете страни од полната јонска равенка. Тоа значи дека тие не учествуваат во реакцијата и се сметаат за „јони набљудувачи“.



Ако се запише равенката без овие јони, се добива ефективната јонска равенка.

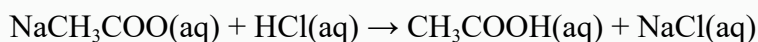


Пример 1.14.

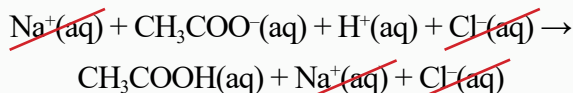
Напиши ги молекулската, полната јонска и ефективната јонска равенка на реакцијата помеѓу раствори од натриум ацетат и хлороводородна киселина и означи ги „јоните набљудувачи“!

Решение:

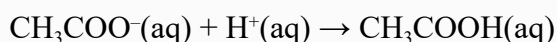
Се запишува израмнетата молекулска равенка на реакцијата како:



Оцетната киселина што се добива како продукт е слаба киселина, а тоа значи дека е делумно дисоцирана на јони. Таа останува во молекулски облик, а останатите супстанции се претставуваат во јонски облик. Така се добива полната јонска равенка.



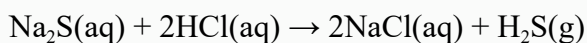
Na^+ и Cl^- се „јони набљудувачи“ бидејќи се среќаваат и на двете страни од полната јонска равенка. Ако се изостават, може да се запише ефективната јонска равенка како:

**Пример 1.15.**

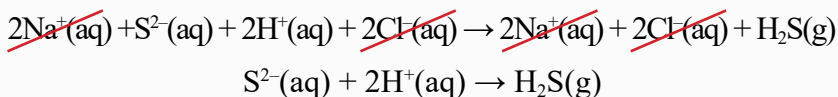
Напиши ги молекулската, полната јонска и ефективната јонска равенка на реакцијата помеѓу раствори од натриум сулфид и хлороводородна киселина и означи ги „јоните набљудувачи“!

Решение:

Израмнетата молекулска равенка на оваа реакција е:



Во оваа реакција се добива гасовит сулфуроводород. Постапувајќи како претходно, полната јонска и ефективната јонска равенка може да се запишат на следниов начин:



Na^+ и Cl^- јоните претставуваат „јони набљудувачи“.

**Активност**

Истражи зошто се додава хлор при третман на вода за пиење и како правилно се зема примерок за анализа. Потоа, земи примероци вода од различни извори (чешма, бунар, фонтана) и во лабораторија изведи ја јонската реакција за докажување на хлориди во водата за пиење. Напиши ги молекулската, полната јонска и ефективната јонска равенка. На крајот подготви кратка презентација и објасни ја важноста на јонските реакции при анализа на квалитетот на водата.

Размисли и одговори:

- Напиши ги молекулската, полната јонска и ефективната јонска равенка и означи ги „јоните набљудувачи“ за реакциите помеѓу раствори од:
 - цинк хлорид и калиум фосфат
 - калциум цијанид и хлороводородна киселина
 - натриум карбонат и сулфурна киселина
 - жива(II) нитрат и амониум сулфид
- Напиши ги ефективните јонски равенки на следниве реакции на неутрализација:
 - натриум хидроксид и сулфурна киселина
 - калиум хидроксид и хлороводородна киселина
 - бариум хидроксид и хлороводородна киселина
 Што забележуваш?
- Напиши ја ефективната јонска равенка на реакцијата за добивање талог од сребро сулфид.



Тематски тест

- Опреди ја диспергираната фаза и дисперзионата средина кај следниве дисперзни системи:
 а) масло во вода
 б) магла
 в) морска вода
 г) воздух
 д) желатин

10 б.

- Пресметај ја масата на калиум дихромат ($K_2Cr_2O_7$) потребна за подготовка на 250 g раствор во кој масениот удел на солта е 5 %!

10 б.

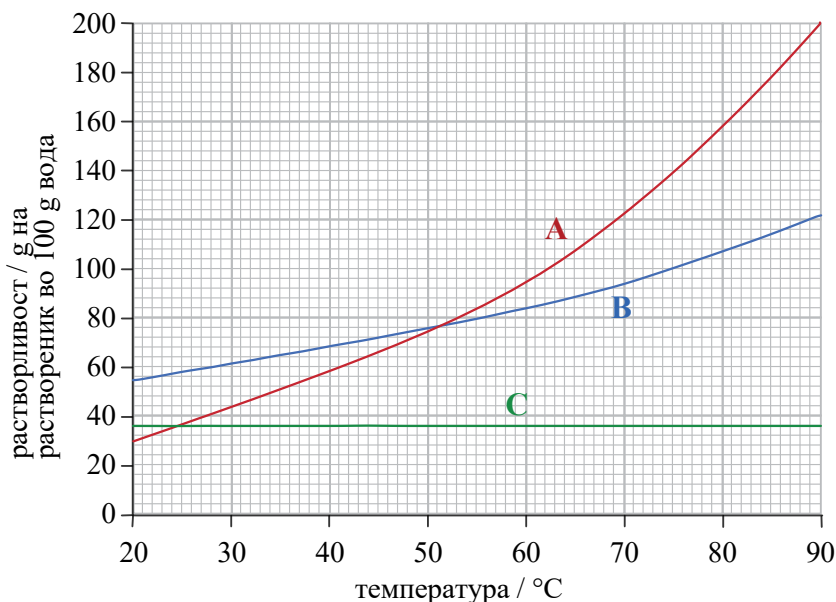
- Колку изнесува количествената концентрација на амониум хлорид, изразена во mol/dm^3 , ако 25 mL од растворот содржат 650 mg од солта? Опиши ја постапката за подготвување на овој раствор!

20 б.

- Раствор од 250 cm^3 содржи 18 g глюкоза ($C_6H_{12}O_6$). Густината на растворот е 1,03 g/cm^3 . Пресметај ја молалноста на глюкозата во растворот!

10 б.

- Врз основа на кривите на растворливост на супстанците А, В и С што се дадени на следнава слика, одговори на поставените барања!



- Колку изнесува растворливоста на В на 40 °C?
- На која температура растворливоста на А е еднаква на растворливоста на В?
- Колку грамови од А можат да се растворат во 50 g вода на 75 °C?
- На 50 °C се растворени 35 g од В во 100 g вода. Дали растворот е незаситен, заситен или презаситен?

20 б.

6. Претстави ја дисоцијацијата на јаглородната киселина во соодветен број чекори! Напиши ја сумарната равенка на дисоцијација за оваа киселина!

10 б.

7. Ако степенот на електролитна дисоцијација изнесува 3 %, тогаш најверојатно станува збор за раствор од:

- а) сулфурна киселина
- б) натриум хидроксид
- в) азотна киселина
- г) амониум хидроксид

5 б.

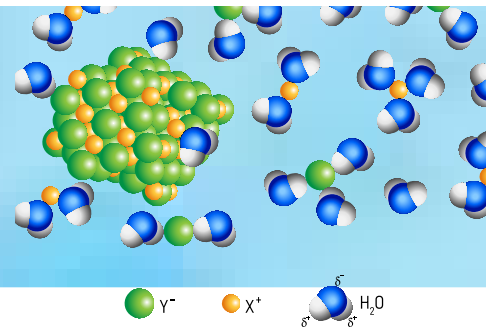
8. Ако рН-вредноста е 4,5, тогаш најверојатно станува збор за раствор од:

- а) хлороводородна киселина
- б) оцетна киселина
- в) натриум хидроксид
- г) амониум хидроксид

5 б.

9. Напиши ги молекулската, полната јонска и ефективната јонска равенка и означи ги „јоните набљудувачи“ за реакциите помеѓу раствори од бакар(II) хлорид и натриум карбонат (еден од продуктите е талог)!

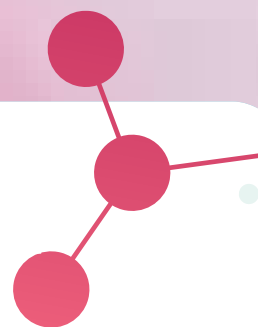
10 б.



РЕЗИМЕ

- Хетерогени системи се системи кај кои можат да се забележат гранични површини меѓу одделните компоненти.
- Хомогени системи се оние системи кај кои не постојат граници меѓу одделните компоненти.
- Фаза е хомоген дел на еден хетероген систем кој е во контакт со другиот дел, но е одделен со јасно дефинирани граници.
- Тиндлов ефект е појава на расејување на светлината и е показател дека системот е хетероген.
- Дисперзни системи се системи во кои честичките на една или повеќе супстанции се распределени (диспергирани) низ честичките на друга супстанца.
- Супстанцата што се распределува низ другата супстанца се нарекува диспергирана супстанца или диспергирана фаза, а онаа низ која се врши распределувањето на честичките се вика дисперзиона средина.
- Според големината на честичките од диспергираната супстанца дисперзните системи се делат на: грубо-дисперзни системи, колоидно-дисперзни системи и молекулско-дисперзни системи (раствори).
- Растворите се хомогени смеси во кои една или повеќе супстанции се рамномерно распоредени во друга супстанца. Супстанцата што се раствора се вика растворена супстанца (раствореник), а растворувач е супстанцата во која се раствора раствореникот.
- За изразување на квантитативниот состав се користат повеќе начини и различни физички величини, од кои најважни се: односи, удели и концентрации.
- Во зависност од количеството на раствореникот што е растворено во одреден волумен од растворувачот при определена температура, се разликуваат три вида раствори: незаситен, заситен и презаситен раствор.
- Незаситен раствор е раствор во кој при дадена температура може да се раствори уште од супстанцата (раствореникот).
- Заситен раствор е раствор во кој, на определена температура, е растворено максимално можно количество од раствореникот во определено количество растворувач.
- Растворливост е концентрацијата на раствореникот во заситениот раствор.
- Презаситен раствор е раствор кој содржи поголемо количество од раствореникот отколку што може да се раствори во определен волумен од растворувачот при дадена температура.
- Количеството супстанца што може да се раствори во одреден растворувач зависи од повеќе фактори: хемиската природа на раствореникот и растворувачот, притисокот, температурата и др.
- Со растење на притисокот, растворливоста на гасовите во течности се зголемува.
- Најчесто, растворливоста на цврстите супстанции во течности расте со растењето на температурата.
- Со растењето на температурата, растворливоста на гасовите во течности се намалува.
- Електролити се супстанции чии растопи или раствори содржат подвижни јони и спроведуваат електрична струја.
- Електролитна дисоцијација го претставува настанувањето на подвижни јони во раствор од супстанции изградени од јони или од поларни молекули под дејство на поларните молекули на растворувачот.
- Според теоријата на Арениус, киселини се супстанции што содржат водород во својот состав и при дисоцијација во вода даваат водородни јони (H^+), а бази се супстанции во чиј состав влегува хидроксидната група и при дисоцијација во вода даваат хидроксидни јони (OH^-).
- Степенот на електролитна дисоцијација претставува однос помеѓу бројот на дисоциирани молекули и бројот на вкупно растворени молекули.
- Мерка за концентрацијата на водородни јони во растворот е pH-вредноста.
- Индикатори се супстанции што ја менуваат бојата во кисел, неутрален или во базен раствор.
- Јонски реакции се реакции што се одвиваат помеѓу јоните во водни раствори.
- Јонските реакции ќе течат до крај ако барем еден од продуктите на реакцијата е слабо растворливо соединение (талог), слабо дисоциирано соединение или гас.
- Јонските реакции можат да се претстават со молекулски хемиски равенки, со полни јонски равенки и со ефективни (скратени) јонски равенки.
- „Јони набљудувачи“ се јоните што не учествуваат во реакцијата.

2. ХЕМИСКИ РЕАКЦИИ И ХЕМИСКИ РАВЕНКИ



Откако ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да класифицираш хемиски реакции, да претставуваш различни хемиски реакции со хемиски равенки и да го определуваш видот на реакцијата;
- да го објаснуваш квалитативното и квантитаивното значење на хемиската равенка и да вршиш пресметки врз основа на хемиски равенки на реакции во кои реактантите се земени во стехиометриски однос.



СОДРЖИНИ:

- 2.1 Класификација на хемиските реакции
- 2.2 Пресметувања врз основа на хемиски равенки

2.1. КЛАСИФИКАЦИЈА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

ПОВРАТНИ И НЕПОВРАТНИ ХЕМИСКИ РЕАКЦИИ

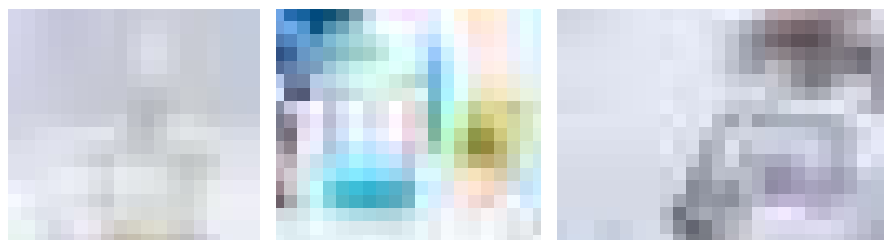
Поими:

неповратна реакција, повратна реакција, директна реакција, обратна реакција, реакција на соединување, реакција на разложување, пиролиза, електролиза, фотолиза, реакција на замена, реакција на двојна измена, реакција на кондензација

Во секојдневниот живот постојано се случуваат хемиски реакции, иако често не ги забележуваме. Кога железото 'рѓосува, тоа реагира со кислородот од воздухот. Согоорувањето на плин во домаќинствата претставува хемиска реакција, како и процесите на дишење и фотосинтеза, кои се неопходни за животот. Од грозјето се добива вино преку процес на ферментација, што исто така е хемиска реакција. Потемнувањето на сребрените предмети, готвењето и расипувањето на храната, исто така се хемиски реакции.

Општо, може да се каже дека **при хемиските реакции настанува промена на хемискиот идентитет на супстанците и доаѓа до образување нови супстанции што се разликуваат од појдовните**. За да се претворат едни супстанции во други, неопходна е трансформација на нивните честички. Ваквото трансформирање на едни честички во други е познато како *елементарен акти на хемиска трансформација*.

Дека се случила хемиска промена се заклучува индиректно, според разликите во физичките својства на појдовните и крајните супстанции. Понекогаш промените се очигледни, како на пример образување талог, ослободување гас, промена на бојата на супстанците, добивање супстанции со карактеристична миризба, ослободување енергија во вид на топлина или светлина и др. Но, понекогаш промените се потешко забележливи и потребна е подетална анализа за да се заклучи дека дошло до хемиска промена. Дури и кога хемиските промени не можат директно да се следат, не значи дека во системот не се случува хемиска реакција.



Слика 2.1 Примери за хемиски реакции

При хемиските реакции доаѓа до образување на нови супстанции, различни од појдовните. Супстанците што се присутни на почетокот на реакцијата се нарекуваат **реактанти**, а нивното количество во текот на реакцијата се намалува. Учесниците во хемиската реакција што се добиваат на крајот се наречени **продукти** и нивното количество се зголемува. Според тоа, критериум дека се случува хемиска реакција е промената на количеството на учесниците во реакцијата.

Според насоката на течење, реакциите се класифицирани како повратни и неповратни реакции.

Неповратни реакции се оние реакции што течат сè додека макар еден од реактантите исчезне од реакцискиот систем, односно се одвиваат во една насока – од реактанти кон продукти. Кај овие реакции се случуваат само елементарни акти на хемиска трансформација во кои честичките од реактантите се претвораат во честички од продуктите. При претставување на неповратните реакции со хемиски равенки се користи еднонасочна стрелка ($\rightarrow$), која ја означува насоката на течење на реакцијата од реактанти кон продукти.

Постојат и **повратни реакции**, кај кои истовремено се одвиваат процеси во кои реактантите се претвораат во продукти (*директна реакција*) и продуктите се претвораат во реактанти (*обратна реакција*). На крајот на повратната реакција, во реакциониот систем се присутни мерливи количества од сите реактанти и продукти. При запишување на хемиски равенки за повратни реакции се користи двојна стрелка ($\rightleftharpoons$) или, почесто двојна полу-стрелка ($\rightleftharpoons$), која ја претставува рамнотежата што се воспоставува помеѓу честичките на реактантите и оние на продуктите.

Сето ова е сумирано во Табела 2.1.

Неповратна реакција

реактанти $\rightarrow$ продукти

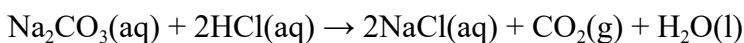
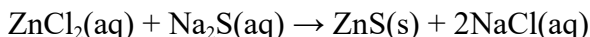
Повратна реакција

реактанти $\xrightleftharpoons[\text{обратна}]{\text{директна}}$ продукти

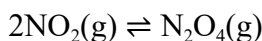
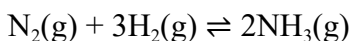
Табела 2.1. Класификација на реакциите на повратни и неповратни

	Неповратна реакција	Повратна реакција
Запис	реактанти $\rightarrow$ продукти	реактанти $\rightleftharpoons$ продукти
Елементарен акт на хемиска трансформација	само честички од реактанти се претвораат во честички од продукти	истовремено честички од реактанти се претвораат во честички од продукти и обратно
Крај на реакцијата	отсутствува најмалку еден од реактантите	присутни се мерливи количества од сите реактанти и продукти

Реакциите при кои се ослободува големо количество топлина обично се неповратни. Во неповратни реакции се вбројуваат и јонските реакции при кои се добива слабо растворливо соединење, слабо дисоцирано соединење или гас. На пример:



Следниве хемиски равенки означуваат повратни реакции:



Размисли и одговори:

- Кои се основните разлики помеѓу повратните и неповратните реакции?
- Кои од следниве равенки претставуваат неповратна, а кои повратна реакција:
 - $2\text{KOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g})$
 - $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
 - $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$
- Реакцијата што се одвива помеѓу гасовит водород и јодни пари на повисока температура е повратна. Напиши ја хемиската равенка на оваа реакција!

ДРУГИ МОЖНОСТИ ЗА КЛАСИФИКАЦИЈА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

Познати се голем број супстанции во природата, а бројот на хемиски реакции помеѓу нив е уште поголем. Индивидуалното проучување на секоја реакција подразбира многу време и средства, па затоа е потребно систематско изучување на хемиските реакции. Исто како што правилата за номенклатура помагаат систематски да се именуваат супстанциите наместо да се меморираат нивните имиња, така и класификацијата на хемиските реакции овозможува предвидување на продуктите на голем број реакции.

Според еден од начините на поделба на хемиските реакции (односно, според насоката на течење), се разликуват повратни и неповратни реакции. Меѓутоа, постојат и други можности за класификација на хемиските реакции. Така, според она што се случува во текот на реакцијата постојат:

- реакции на соединување
- реакции на разложување
- реакции на замена
- реакција на двојна измена
- реакции на кондензација
- реакции на полимеризација
- реакции со размена на протони
- реакции со размена на електрони

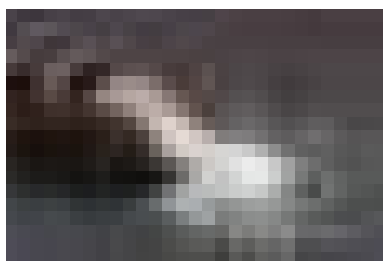
Сепак, иста реакција може да се вклучи во две или повеќе групи, па оваа поделба се смета за условна. Во овој дел ќе бидат разгледани првите пет типа реакции, а со останатите ќе се запознаеш подоцна.



а



б

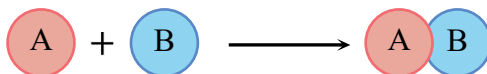


в

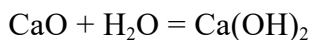
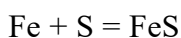
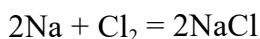
Слика 2.2 При соединување на натриум (а) и хлор (б) се образува натриум хлорид (в), соединение со сосема различни својства од оние на појдовните прости супстанции

Реакции на соединување

Како што може да се забележи и од самото име, **при реакциите на соединување се соединуваат две или повеќе супстанции и образуваат една посложена супстанца**. Реактантите можат да бидат или прости супстанции или соединенија, а продуктот е најчесто соединение.



Реакции на соединување има многу. Нивното прикажување со хемиски равенки е релативно едноставно.



Реакциите на соединување можат да се изведат и во лабораториски услови.



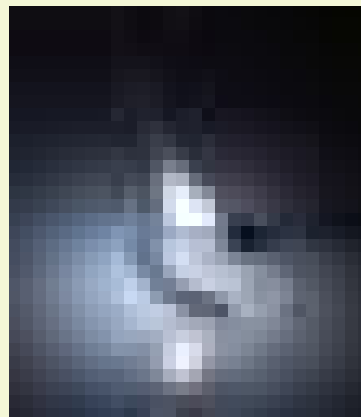
АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Соединување на магнезиум и кислород

Потребен прибор и супстанции: магнезиумова лента, метална машичка (или долга пинцета), гасна греалка (бренер) или шпиритусна ламба, запалка, порцеланско сатче, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Со метална машичка земи магнезиумова лента, долга 2-3 cm, и запали ја со помош на брентер или со шпиритусна ламба. Добиеениот продукт префрли го во порцеланско сатче и чувај го до следниот час. Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

Мерки на безбедност: Магнезиумот гори со интензивна светлина, па затоа не е препорачливо да се гледа директно во пламенот. Пожелно е овој експеримент да го изведува професорот/кајта.



Слика 2.3 Горење на магнезиумова лента



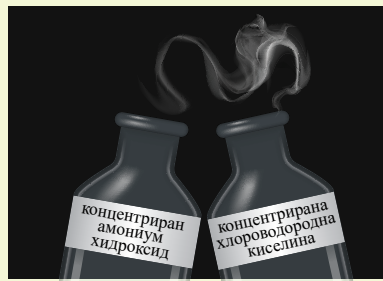
АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Соединување на амонијак и хлороводород

Потребен прибор и супстанции: концентриран раствор од амонијак (амониум хидроксид), концентриран раствор од хлороводородна киселина, две стаклени прачки, мантил, заштитни очила, ракавици.

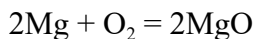
Постапка: а) Во концентриран раствор од амонијак потопи една стаклена прачка, а друга во концентриран раствор од хлороводородна киселина. Потоа, доближи ги прачките. Што забележуваш?

б) Доближи ги шишенцата со концентрираните раствори до отворите. Што забележуваш? Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!



Слика 2.4 Реакција помеѓу гасовит хлороводород и гасовит амонијак

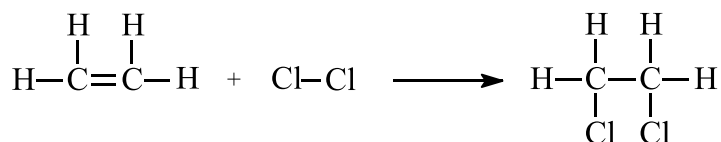
Во првиот експеримент може да се забележи дека магнезиумот гори на воздух и се добива бела прашкаста супстанца. Всушност, при горење, магнезиумот се соединува со кислородот од воздухот и образува магнезиум оксид. Равенката на оваа реакција на соединување е:



Во вториот експеримент настанува реакција на соединување на гасовитиот хлороводород и гасовитиот амонијак кои како пареа ги напуштаат шишенцата во кои се чуваат концентрираните раствори. Се забележува бел чад, кој, по хемиски состав претставува цврст амониум хлорид распределен низ воздух. Оваа реакција може да се претстави со следнава хемиска равенка:

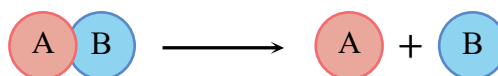


Во реакциите на соединување спаѓаат и **реакциите на адисија**, кои се карактеристични за незаситените органски соединенија.



Реакции на разложување

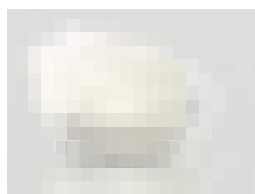
Реакции на разложување се оние реакции при коишто од една супстанца се добиваат две или повеќе супстанции. Добивените супстанции се поедноставни од онаа што се разложила. Продуктите на овој тип реакции можат да претставуваат различни комбинации на прости супстанции и соединенија, па понекогаш е потешко е да се предвидат.



Некои супстанции се разложуваат спонтано, сами од себе. Во ваков случај се вели дека супстанцата е нестабилна. Почесто, разложувањето се случува под дејство на некои надворешни фактори, па реакциите на разложување имаат посебни имиња. На пример:

- **пиролиза** – реакција на разложување под дејство на топлина
- **електролиза** – реакција на разложување под дејство на електрична струја
- **фотолиза** – реакција на разложување под дејство на светлина
- **радиолиза** – реакција на разложување под дејство на јонизиращко зрачење

Понекогаш, за да се нагласи влијанието на некој од овие фактори, над стрелката во хемиската равенка се запишува посебен симбол или се наведува името на факторот. На пример, ако реакцијата на разложување се одвива под дејство на топлина, може да се запише како:



а



б

Слика 2.5 При пиролиза на мермер (а) се образува калциум оксид (б)

АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

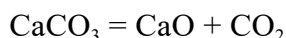
Разложување на мермер

Потребен прибор и супстанции: две парчиња мермер, метална машичка (или долга пинцета), гасна греалка (брeнер) или шпиритусна ламба, запалка, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Загревај парче мермер на пламен, прво постепено, а потоа силно. По 2 минути извади го од пламенот, остави го да се олади и спореди го со незагреваното парче мермер. Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!



Парчето пред жарењето има мазна и сјајна површина, а по жарењето е матно и трошливо. При оваа реакција доаѓа до разложување на калциум карбонатот и до образување на калциум оксид, познат и како негасена вар. Равенката на оваа реакција е:



Водата може да се разложи на гасовит водород и гасовит кислород под дејство на електрична струја. Тоа може да се покаже со следниов експеримент.

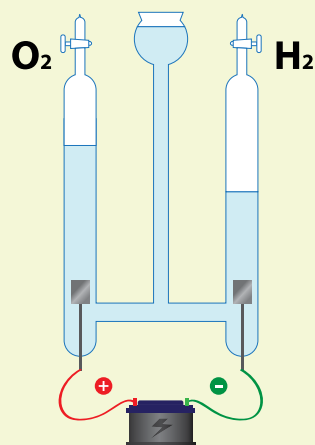


АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Разложување на вода под дејство на електрична струја (електролиза)

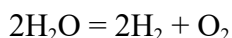
- 1) Наполни го Хофмановиот апарат со дестилирана вода во која е додадено мало количество сулфурна киселина! Течноста треба да ги исполнува двете странични цевки и да нема воздушни меури.
- 2) Поврзи ги двете електроди на Хофмановиот апарат со изворот на електрична енергија!
- 3) Вклучи го изворот на електрична енергија и набљудувај што се случува во страничните цевки!
- 4) Откако ќе собереш доволно од двата гаса во страничните цевки, докажи ја природата на новодобиените супстанции! Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

Мерки за безбедност: Ракувај внимателно со тасовиите, бидејќи еден од нив, водородот, е запалив! Биди сигурен дека електродите се правилно поврзани пред да ја вклучиш струјата!

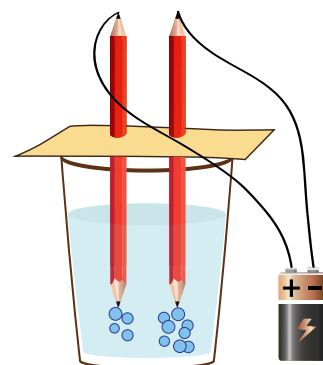
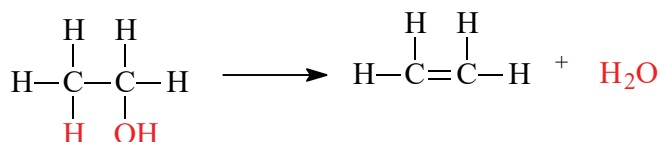


Слика 2.6 Електролиза на вода во Хофманов апарат

Природата на добиените гасови може да се докаже со отворање на славината на страничните цевки. Водородот може да се запали (се слуша слабо потпукнување) и гори со речиси безбоен пламен. Кислородот може да се докаже со приближување на зажарено дрвце, кое веднаш се распламтува.



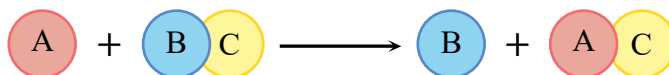
Во реакции на разложување се вбројуваат и т.н. **реакции на елиминација**, кои се изучуваат во органската хемија.



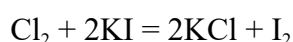
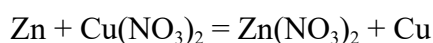
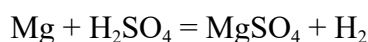
Слика 2.7 Едноставна апаратура за електролиза на вода

Реакции на замена

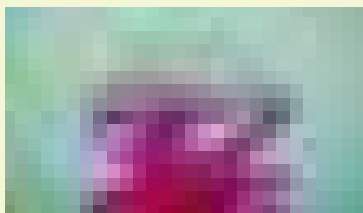
Реакциите при кои атоми од една супстанца доаѓаат на местото на атомите или јоните коишто влегуваат во составот на друга супстанца се познати како реакции на замена.



Примери за вакви реакции има многу. Тука се вбројуваат реакциите на најголем број метали со киселини, метали со соли, реактивни метали со вода и други.



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ



Слика 2.8 Реакција на натриум со вода

Реакција на натриум со вода

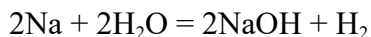
Потребен прибор и супстанции: натриум, дестилирана вода, индикатор фенолфталеин, течен детергент, стаклена кадичка, стаклена прачка, металка машичка или пинцета, скалпел, филтерна хартија, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во стаклена кадичка стави дестилирана вода до една четвртина или до една третина од нејзиниот волумен. Додај една капалка алкохолен раствор од фенолфталеин. Потоа, додај малку течен детергент и внимателно промешај без да создадеш пена (детергентот е потребен за да спречи судир на парчето натриум со сидовите на кадичката и да овозможи менување на насоката на движење на парчето). На филтерна хартија извади едно парче натриум од шишето во коешто се чува. Од него со скалпел пресечи мало парче натриум (колку зрно ориз!) и потсуши го од петролеумот, користејќи ја филтерната хартија (поради големата реактивност алкалните метали се чуваат во петролеј или парафинско масло).

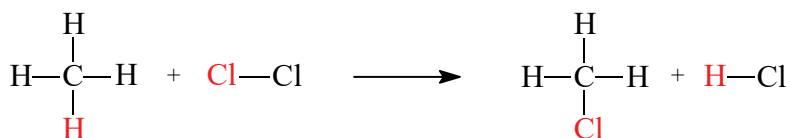
Остатокот од парчето натриум веднаш врати го во шишето и шишето постави го на поодалечено место. Со метална машичка или пинцета стави го малото парче во кадичката. Што забележуваш? Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

Мерки на безбедност: Оваа реакција се одвива многу брзо, при што се ослободува топлина. Пожелно е овој експеримент да го изведува професор или/или.

При самиот контакт со водата започнува бурна реакција, во која натриумот го истиснува водородот. Следнава хемиска равенка ја претставува оваа реакција:

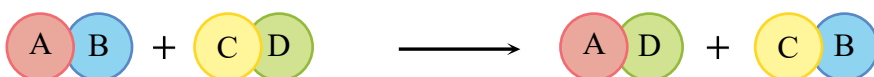


Во органската хемија реакциите на замена се познати како *реакции на суштитиција*.

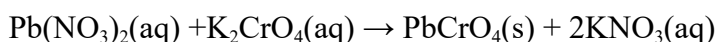


Реакции на двојна измена

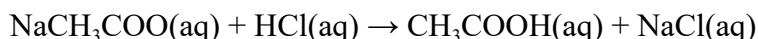
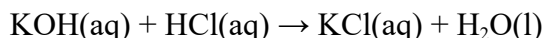
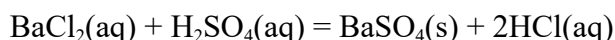
Посебен вид реакции на замена се т.н. реакции на двојна измена. Ако во реакциите доаѓа до меѓусебна размена на атоми или атомски групи коишто влегуваат во составот на реактантите, станува збор за реакции на двојна измена.



На пример, при меѓусебна реакција на две соли, се образуваат нови соли, од кои едната најчесто е талог (слабо растворливо соединение). Така, ако кон растворот од олово(II) нитрат се додаде раствор од калиум хромат, се образува жолт талог од олово(II) хромат, а во растворот остануваат јоните на калиум нитратот.



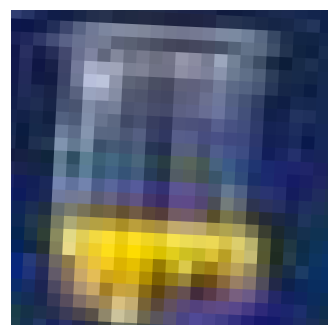
И други јонски реакции кои течат до крај претставуваат реакции на двојна измена. На пример:



Реакции на кондензација

При реакциите на кондензација, на микроскопско ниво, доаѓа до сврзување на две (или повеќе) честички во една, при што се одделува некоја мала честичка (најчесто молекула вода или амонијак).

Пример за ваква реакција е образување на дифосфорна киселина.



Слика 2.9 Образување на талог од олово(II) хромат

**Активност**

Истражи примери на хемиски реакции што се одвиваат во природата! Како пример, разгледај ги реакциите што доведуваат до уништување и регенерирање на озонската обвивка, реакциите што се поврзани со фотосинтезата, дишењето, 'рѓосувањето, киселите дождови итн. Подготви куса презентација и сподели ги заклучоците со соучениците!

Различните класификации на хемиските реакции помагаат за нивно полесно разгледување и проучување. Меѓутоа, сепак треба да се води сметка дека ваквите поделби се условни и дека една реакција може да припаѓа на неколку групи. На пример, реакцијата помеѓу раствори од натриум хидроксид и хлороводородна киселина при која се образува натриум хлорид и вода може да се смета за неповратна реакција, реакција на двојна измена или за реакција на неутрализација.

Размисли и одговори:

1. Класифицирај ги реакциите, претставени со следниве хемиски равенки, според она што се случува во текот на реакцијата!
 - а) $2\text{KOH} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{Zn}(\text{OH})_2$
 - б) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
 - г) $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
 - д) $2\text{H}_2\text{CrO}_4 = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
2. Препиши ги следниве примери во тетратка и напиши ги соодветните хемиски формули на празните места, а потоа израмни ги равенките и определи во која група спаѓаат според она што се случува во текот на реакцијата!
 - а) $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
 - б) $\underline{\hspace{2cm}} = \text{H}_2 + \text{Br}_2$
 - в) $\text{Mg} + \underline{\hspace{2cm}} = \text{MgO}$
 - г) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$
 - д) $2\text{H}_2\text{SO}_4 = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}}$

2.2. ПРЕСМЕТУВАЊА ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИ РАВЕНКИ

ХЕМИСКИ РАВЕНКИ

При **хемиските реакции** настануваат хемиски промени и доаѓа до образување на нови супстанции (продукти), кои се разликуваат од појдовните (реактанти). Хемиските реакции се прикажуваат со **хемиски равенки**, кои претставуваат симболичен запис на процесите што се одвиваат при хемиските промени. Од хемиската равенка може да се заклучи кои се учесниците во реакцијата, односно кои се реактантите (запишани на левата страна) и продуктите (запишани на десната страна).

Супстанците се користат во производството на речиси сите предмети што се користат во секојдневниот живот. За да биде еден производ исплатлив, трошоците за неговото производство не смеат да бидат поголеми од цената по која се продава. Затоа, хемиските процеси во индустријата мораат да се изведуваат економично и рационално. Во тоа значајна улога имаат **израмнетите хемиски равенки**. Тие покажуваат колкави количества од реактантите и во каков однос треба да се земат, но и колкави количества од продуктите можат да се очекуваат.

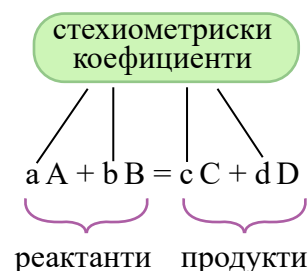
Според законот за запазување на масата, вкупната маса на сите учесници во хемиската реакција не се менува, а тоа значи дека вкупниот број атоми од секој елемент пред почетокот и по завршувањето на хемиската реакција мора да биде еднаков. Со други зборови, бројот на атоми од секој елемент лево од стрелката мора да биде еднаков со бројот на атоми од секој елемент десно од стрелката, односно хемиската равенка мора да биде израмнета. Тоа се постигнува со пишување на **стехиометриски коефициенти** пред хемиските симболи и формули во хемиската равенка.

Израмнетата хемиска равенка не само што покажува кои супстанции реагираат и кои се образуваат, туку дава и прецизни информации за количествените односи меѓу нив. Поради тоа, секоја хемиска равенка има квалитативно и квантитативно значење. Така, ако е наведено само кои супстанции учествуваат во хемиската реакција, се дава информација за **квалитативното значење на хемиската равенка**. Од хемиските симболи и хемиските формули што се запишани во равенката може да се дознае кои супстанции се реактанти, а кои продукти, додека од соодветните ознаки за агрегатната состојба може да се добие информација дали дадената супстанца е во цврста, течна или гасовита состојба, или во раствор.



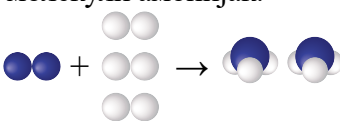
Поими:

стехиометриски коефициент,
досег на хемиска реакција



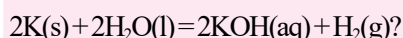
Хемиска равенка	$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$
Квалитативно значење	Гасовит азот реагира со гасовит водород и образува гасовит амонијак.

Квантитативното значење на хемиската равенка е во врска со стехиометриските коефициенти. На *макроскопско ниво*, хемиската равенка означува хемиска реакција, а хемиските симболи и формули означуваат супстанции. Во тој случај, односот на стехиометриските коефициенти на одделните учесници во реакцијата го дава односот на количествата на изреагираните реактанти, односно на образуваните продукти. Кога хемиската равенка се разгледува на *микроскопско ниво*, таа означува елементарен акт на хемиска трансформација, а хемиските симболи и формули означуваат единки. Тука, односот на стехиометриските коефициенти го дава односот на бројот на единки од реактантите или продуктите. Обично, со стехиометриски коефициенти се запишува најмалиот целоброен однос.

Хемиска равенка	$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$	
Квантитативно значење	<u>Макроскопско ниво</u> Во реакција стапуваат еден мол азот и три мола водород, при што се образуваат два мола амонијак, односно определено количество азот реагира со трипати поголемо количество водород и дава двапати поголемо количество амонијак	<u>Микроскопско ниво</u> Една молекула азот и три молекули водород се трансформираат, при што се образуваат две молекули амонијак. 
Однос на стехиометриски коефициенти	1 : 3 : 2	1 : 3 : 2

Пример 2.1.

Кое е квалитативното, а кое квантитативното значење на хемиската равенка



Решение:

Квалитативно значење: При реакција на калиум со вода се образува раствор од калиум хидроксид и се ослободува водород.

Квантитативно значење: Два мола калиум реагираат со два мола вода, при што се добиваат два мола калиум хидроксид и еден мол водород (макроскопско гледиште). Два атома калиум и две молекули вода се трансформираат и даваат две формулни единки калиум хидроксид и една молекула водород (микроскопско гледиште).

Ако се знае колку молови од една супстанца реагираат, со помош на стехиометриските коефициенти може да се пресмета колкаво количество од друга супстанца ќе се добие или ќе се потроши. Овие стехиометриски пресметки се од особено значење како во лабораториската практика, така и во хемиската индустрија.



Размисли и одговори:

- Израмни ја секоја од хемиските равенки, а потоа објасни го квалитативното и квантитативното значење на хемиската равенка!
 - $\text{Zn(s)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + \text{C(s)} \rightarrow \text{Fe(s)} + \text{CO(g)}$
 - $\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
- За секој од описите, напиши израмнета хемиска равенка, а потоа запиши го односот на количествата на сите учесници во реакцијата!
 - При разложување на калциум карбонат се образува калциум оксид и јаглерод диоксид.
 - Магнезиум оксид се добива при согорување на магнезиум во присуство на кислород.
 - При неутрализација на растворите од натриум хидроксид и од сулфурна киселина се образува раствор од натриум сулфат и вода.

ДОСЕГ НА ХЕМИСКА РЕАКЦИЈА

При протекувањето на хемиската реакција доаѓа до изменување на количествата на учесниците во реакцијата. Количеството на реактантите се намалува, а она на продуктите се зголемува со текот на времето. Реакцијата ќе стаса подалеку ако повеќе реактанти се претворат во продукти. За да се одговори на прашањето до каде стасала една хемиска реакција, се воведува величината *dosei* на реакција.

Доколку равенката $2\text{A}_2 + \text{B}_2 = 2\text{A}_2\text{B}$ означува елементарен акт на хемиска трансформација, може да се каже дека кога ќе се трансформираат две молекули A_2 и една молекула B_2 се образуваат две молекули A_2B . Со оглед на тоа што бројот на молекули е многу голем, позгодно е во разгледувањето да се користи величината количество супстанца. Така, од почетокот на реакцијата до даден момент изреагирале два мола A_2 и еден мол B_2 и се образувале два мола A_2B . Ако со n_0 се означи почетното количество, а со n количеството во даден момент на еден учесник во реакцијата, може да се запише:

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

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

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

Најчесто, промената се изразува како разлика меѓу крајната и почетната вредност. Ако ова се примени на горните изрази се добива:

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

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

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

За разликата во количествата на реактантите се добива негативна вредност, бидејќи количеството на реактантите се намалува, па од помала вредност се одзема поголема.

Обратно, разликата во количествата на продуктите е позитивна вредност бидејќи количеството на продуктите се зголемува со напредувањето на реакцијата. Сепак, овие промени на количествата не можат да бидат мерка за тоа до каде стасала реакцијата бидејќи се различни за секој учесник во реакцијата. Ако овие вредности се поделат со соодветните стехиометриски коефициенти (ознаката е ν), кои, по договор, за реактантите се сметаат за негативни, а оние на продуктите за позитивни вредности, се добива изразот за досег на реакцијата*.

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

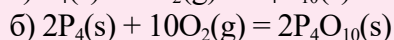
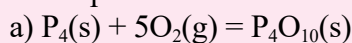
На почетокот на реакцијата, досегот има вредност нула, па $\Delta \xi = \xi - 0$, т.е. $\Delta \xi = \xi$. Следствено, пресметаната вредност за ξ може да се смета како промена на досегот од почетокот на реакцијата до дадениот момент. Според тоа,

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

Досегот на реакцијата претставува однос помеѓу промената на количеството супстанца за некој учесник во реакцијата (реактант или продукт) од почетокот на реакцијата до даден момент и стехиометрискиот коефициент на тој учесник во хемиската равенка. При тоа, треба да се внимава на начинот на кој е запишана равенката на реакцијата. Од горниот израз може да се заклучи дека SI единицата за досег на реакција е mol.

Пример 2.2.

Колку изнесува досегот на реакцијата ако согореле 0,57 g фосфор според следнава равенка:



Дадено е:

$$\Delta m(\text{P}_4) = -0,57 \text{ g}$$

Се бара:

$$\Delta \xi = ?$$

Решение:

За да се одговори на прашањето, најпрво треба да се пресмета количеството на фосфор.

$$\Delta n(\text{P}_4) = \frac{\Delta m(\text{P}_4)}{M(\text{P}_4)} = \frac{-0,57 \text{ g}}{4 \cdot 30,97 \text{ g/mol}} = -0,0046 \text{ mol}$$

$$\text{а) } \Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{P}_4)}{\nu(\text{P}_4)} = \frac{-0,0046 \text{ mol}}{-1} = 0,0046 \text{ mol}$$

$$\text{б) } \Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{P}_4)}{\nu(\text{P}_4)} = \frac{-0,0046 \text{ mol}}{-2} = 0,0023 \text{ mol}$$

Од решението на задачата се забележува дека ако реакцијата се запише на различен начин, иста промена на количеството на даден учесник ќе соодветствува на различна промена на досегот. Иако се работи за иста хемиска реакција и иста почетна маса на реактантот, бројната вредност на досегот на реакцијата е различна, бидејќи досегот зависи од стехиометриските коефициенти со кои е запишана хемиската равенка и претставува мерка за тоа колку пати се одвила реакцијата во таа форма.

* Грчката буква ξ се чита „кси“.

Сè додека реакцијата тече, досегот се зголемува. Неповратните реакции се одвиваат сè додека количеството на барем еден од реактантите не стане еднакво на нула. Во тој момент досегот не може повеќе да се зголемува, односно ја достигнува својата максимална вредност $\xi_{\max}$. Од друга страна, кај повратните реакции ниту еден од реактантите не е потрошен, па досегот не може да ја достигне својата максимална вредност. На крајот на повратните реакции досегот има вредност ξ_e , којашто е помала од $\xi_{\max}$.

Досегот на реакцијата е величина што ја карактеризира реакцијата, а не одделните учесници. Затоа, вредноста на промената на досегот ќе биде еднаква без оглед на тоа кој учесник се зема во пресметката. На пример, за реакцијата претставена со равенката $2A_2 + B_2 = 2A_2B$, се добива:

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

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

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

За **единична промена на досегот** се смета промената на количеството на даден учесник во реакцијата (реактант или продукт) којашто е бројно еднаква на стехиометрискиот коефициент пред тој учесник во равенката запишана на определен начин.

Аналогија: Превоз на патници

40 патници треба да се пренесат од местото А до местото Б. Ако автобусот има капацитет за 20 патници, тогаш сите патници ќе бидат пренесени со две возења. Доколку со автобусот можат да се пренесат 10 патници, ќе бидат потребни четири возења.

Иако вкупниот број патници е ист (иста хемиска реакција), бројот на возења (досегот) е различен бидејќи е различен капацитетот на автобусот (стехиометриските коефициенти т.е. начинот на запишување на хемиската равенка).

Аналогија: Пакување чоколади

Треба да се спакуваат 24 чоколади. Ако едно пакување содржи три чоколади, можат да се формираат осум пакувања. Но, ако едно пакување содржи шест чоколади, бројот на пакувања ќе биде четири.

Бројот на чоколади е ист во двата случаи (иста хемиска реакција), но бројот на пакувања (досегот) се менува затоа што различно е дефинирано што претставува едно пакување (стехиометриските коефициенти т.е. начинот на запишување на хемиската равенка).

И во хемијата може да се работи со исто количество супстанца (слично како патниците или чоколадите кај двете аналогии), но со различен досег на реакцијата, во зависност од тоа колку пати е „реализирана“ реакцијата според зададената хемиска равенка.

Имајќи го предвид изразот за досег на реакцијата $\Delta \xi = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$, за стехиометрискиот коефициент може да се запише изразот $\nu(X) = \frac{\Delta n(X)}{\Delta \xi}$. При единична промена на досегот ($\Delta \xi = 1$), стехиометриските коефициенти ќе бидат бројно еднакви на промената на количеството супстанца за даден учесник во реакцијата. Според тоа, равенката $2A_2 + B_2 = 2A_2B$ може да се прочита како: „При единична промена на досегот на реакцијата запишана на ваков начин, два мола A_2 реагираат со еден мол B_2 и образуваат два мола A_2B “.

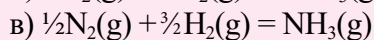
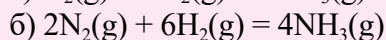
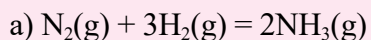
Ако се направи однос на стехиометриските коефициенти за два учесника во некоја реакција (на пример, X и Y), се добива:

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

Значи, односот на промените на количествата на трансформираниите (изреагирани или образувани) учесници во реакцијата е еднаков на односот на соодветните стехиометриски коефициенти. Овој израз важи без разлика на начинот на кој е запишана хемиската равенка и за колку се изменува досегот. Овој израз е многу важен за пресметувањата врз основа на хемиска равенка. Обично, во ваквите пресметки не се зема предзнакот на промената на количествата и стехиометриските коефициенти, па може да се смета дека *односот на количествата на учесниците во реакцијата е еднаков на односот на нивните стехиометриски коефициенти*.

Пример 2.3.

Опреди го односот на количествата на азот и на амонијак, ако реакцијата на образување амонијак е претставена како:



Решение:

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:

- Опреди ја точноста на тврдењата:
 - Досегот на крајот на реакцијата е 0.
 - Вредноста на досегот на реакцијата зависи од начинот на кој е запишана равенката на реакцијата.
 - Единична промена на досегот е промената на количеството на секој учесник чијшто стехиометриски коефициент е 1.
- Реакцијата на разложување на водород пероксид може да се претстави со следнава хемиска равенка: $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$. Колку изнесува досегот на реакцијата ако количеството на водород пероксид се намалило од 2 mol на 0,5 mol?



ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИ РАВЕНКИ

За хемиските пресметки врз основа на хемиски реакции најважен е односот на количествата на учесниците во реакцијата, кој може да се дознае од нивните стехиометриски коефициенти. Затоа, при ваквите пресметки хемиската равенка секогаш мора да биде израмнета.

Во некои случаи, на почетокот на реакцијата се земени реактанти чии количества се во однос онаков каков што е односот на стехиометриските коефициенти во израмнетата хемиска равенка. Се вели дека количествата на реактантите се земени во **стехиометриски однос**. Ако реакцијата е неповратна, на крајот во системот нема да има присутни реактанти, туку само продукти на реакцијата. Во случај кога количествата на реактантите не се во стехиометриски однос, барем еден од реактантите ќе остане во вишок, односно неговото количество нема целосно да изреагира. Во овој дел ќе бидат разгледани хемиски пресметки во кои количествата на реактантите се земени во стехиометриски однос.

Значи, во израмнета хемиска равенка, односот на количествата на два учесника е еднаков на односот на нивните стехиометриски коефициенти, односно

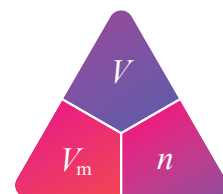
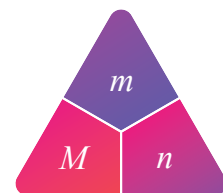
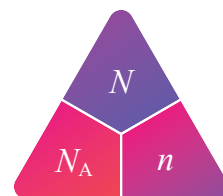
$$\frac{n(X)}{n(Y)} = \frac{v(X)}{v(Y)}$$

Количеството супстанца може да се поврзе со други физички величини, на пример со број на единици, со маса и со волумен според следниве изрази:

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

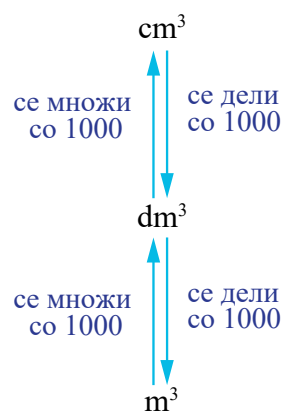
Ако овие изрази се вклучат во интерпретирањето на хемиските равенки, можат да се добијат многу корисни информации. На пример:

$N_2(g)$	+	$3H_2(g)$	=	$2NH_3(g)$	
	+		=		
2 атоми N	+	6 атоми H	=	2 атоми N и 6 атоми H	← бројот на атоми на двете страни од равенката мора да е ист
1 молекула N_2	+	3 молекули H_2	=	2 молекули NH_3	← 1:3:2
$1 \cdot 6,022 \cdot 10^{-23}$ молекули N_2	+	$3 \cdot 6,022 \cdot 10^{-23}$ молекули H_2	=	$2 \cdot 6,022 \cdot 10^{-23}$ молекули NH_3	← 1:3:2
1 mol N_2	+	3 mol H_2	=	2 mol NH_3	← 1:3:2
$28 \text{ g } N_2$	+	$3 \cdot 2 \text{ g } H_2$	=	$2 \cdot 17 \text{ g } NH_3$	← закон за запазување на масата
$\underbrace{\hspace{1.5cm}}_{34 \text{ g}}$		$\underbrace{\hspace{1.5cm}}_{34 \text{ g}}$			
1·22,4 L N_2	+	3·22,4 L H_2	=	2·22,4 L NH_3	← 1:3:2



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

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



При изведувањето на хемиските пресметки врз основа на хемиски реакции важно е:

- 1) да се запише и израмни хемиската равенка
- 2) да се постави однос на количествата на учесниците за кои станува збор
- 3) да се направи врска помеѓу количеството супстанца и друга физичка величина (број на единици, маса или волумен)
- 4) да се заменат бројните вредности на физичките величини и нивните единици и да се пресмета бараниот резултат

Пример 2.4.

Колку изнесува масата на јаглерод диоксид што се добива при целосно согорување на 1 kg пропан?

Дадено е:

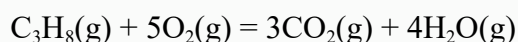
$$m(\text{C}_3\text{H}_8) = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

Се бара:

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

Решение:

Прво треба да се напише хемиската равенка за оваа реакција и да се израмни.



Потоа, се прави однос на количествата на јаглерод диоксид и пропан според нивните стехиометриски коефициенти во равенката.

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

Оттука следува дека количеството на јаглерод диоксид е тројно поголемо од количеството на пропан. Во последниов израз, количествата на супстанците можат да се изразат како однос помеѓу нивната маса и моларна маса.

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

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

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

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

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

Ако се заменат дадените вредности и нивните единици во добиениот израз, се добива:

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

Пример 2.5.

Колку мола и колку молекули кислород се добиваат при разложување на 45 g вода?

Дадено е:

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

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

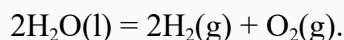
Се бара:

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

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

Решение:

Израмнетата хемиска равенка за оваа реакција е



Според израмнетата хемиска равенка, се поставува однос на количествата на кислород и на вода.

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

Оттука се заклучува дека количеството на кислород е двојно помало од количеството на вода. Во овој израз се заменуваат соодветните изрази со кои се поврзани количеството супстанца со масата и количеството супстанца со бројот на единици, а потоа се заменуваат дадените вредности и нивните единици.

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

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

На крај, се заменуваат бројните вредности и единиците во добиениот израз.

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

Количеството на кислород се пресметува како однос помеѓу бројот на молекули кислород и Авогадровата константа.

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

Пример 2.6.

При загревање на калиум хлорат се добива калиум хлорид и се ослободува кислород. Колку милилитри кислород, мерен при стандардни услови, се добива со разложување на 2 g калиум хлорат?

Дадено е:

$$m(\text{KClO}_3) = 2 \text{ g}$$

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

Се бара:

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

Решение:

Равенката на хемиската реакција е $2\text{KClO}_3(\text{s}) = 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$, од каде што следува

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

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

Сега, во овој израз соодветно се заменуваат бројните вредности и единиците на дадените физички величини. Моларниот волумен за гасови при стандардни услови изнесува $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$, а релативната моларна маса на KClO_3 се пресметува како $39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6$.

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

За да се изрази резултатот во милилитри (што е еднакво на кубни центиметри), потребно е добиената бројна вредност за волуменот да се помножи со 1000.

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

Во реалноста, при хемиските реакции не се тргнува секогаш од чисти супстанции како реагенти, туку од смеси на овие супстанции. Кога е ова случај, прво треба да се пресмета количеството или некоја друга физичка величина што се однесува на чистата супстанца, а дури потоа да се вршат соодветни пресметки во кои ќе се применат односи на количествата.

Пример 2.7.

Калциум карбонат реагира со раствор од хлороводородна киселина според равенката $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) = \text{CaCl}_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Колку грамови варовник, во кој масениот удел на калциум карбонат е 90 %, треба да се земат за да се добијат $33,6 \text{ dm}^3$ јаглерод диоксид, мерен при стандардни услови?

Дадено е:

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

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

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

Се бара:

$$m(\text{варовник}) = ?$$

Решение:

Во хемиска реакција со хлороводородната киселина учествува чистата супстанца калциум карбонат. Меѓутоа, во условот на задачата е наведено дека се тргнува од варовник, смеса од калциум карбонат и други супстанции. Врската помеѓу масата на варовникот и масата на чистиот калциум карбонат е дадена преку масениот удел на чистата супстанца.

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

Значи, за да се определи масата на варовникот прво треба да биде позната масата на калциум карбонатот. Оваа маса може да се најде преку споредување на количествата на јаглерод диоксид и на калциум карбонат, за што помагаат стехиометриските коефициенти на израмнетата равенка.

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

Постапувајќи слично како во претходните задачи, се заменува изразот што ги поврзува количеството и масата, односно количеството и волуменот соодветно за двете супстанции.

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

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

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

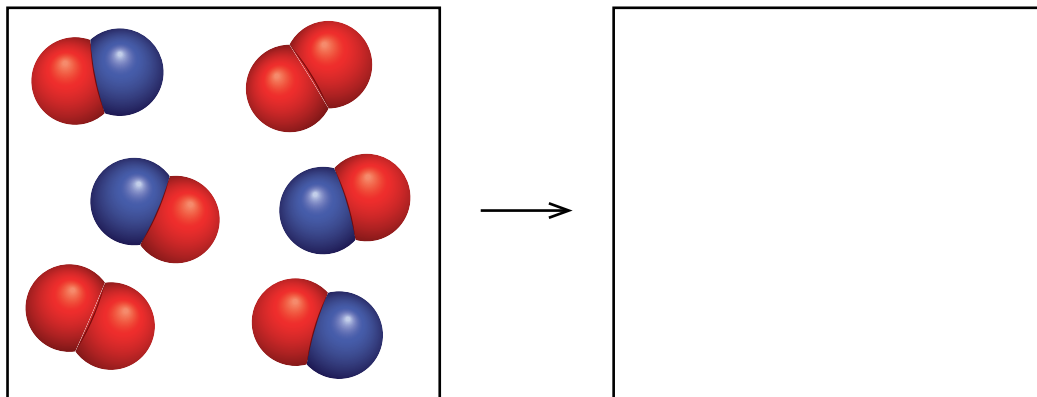
Сега, откако е позната масата на чистиот калциум карбонат, може да се најде масата на варовникот, применувајќи ја величинската равенка за масен удел дадена на почетокот.

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



Размисли и одговори:

- Дополни го следниот корпускуларен приказ ако знаеш дека во реакција помеѓу азот моноксид и кислород при којашто се образува азот диоксид, реактантите се земени во стехиометриски однос! Синото топче означува атом на азот, а црвеното – атом на кислород.



- Пресметај го волуменот на метан, мерен при стандардни услови, што е потребен за добивање на 4,5 g бакар според следнава хемиска равенка:
 $\text{CH}_4(\text{g}) + 3\text{CuO}(\text{s}) = \text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 3\text{Cu}(\text{s})$.
- Колку молекули амонијак се добиваат при реакција на 10 cm^3 азот со водород при стандардни услови?
- Колкава маса јод е потребна за добивање на 25 g јод хлорид? Хемиската равенка на оваа реакција е: $2\text{I}_2(\text{s}) + \text{KIO}_3(\text{s}) + 6\text{HCl}(\text{aq}) = 5\text{ICl}(\text{aq}) + \text{KCl}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- Варовникот во најголем дел е калциум карбонат, но содржи и други примеси. При загревање, калциум карбонатот се разложува до калциум оксид и јаглерод диоксид. Ако при пиролиза на 2 g варовник се добиле 0,7 g јаглерод диоксид, одговори на следниве барања:
 - Напиши ја равенката на реакцијата на пиролиза на калциум карбонат!
 - Колку изнесува масениот удел на калциум карбонатот во варовникот што се користи како реактант?
 - Колку грамови калциум оксид се образувале при оваа реакција?

Тематски тест

- Супстанциите чиешто количество се намалува во текот на реакцијата се викаат:
а) реагенти в) примеси
б) продукти г) реагенси

5 б.
- Разложувањето на магнезиум карбонат се одвива под дејство на топлина. Овој тип разложување е познат како:
а) фотолиза в) пиролиза
б) електролиза г) јонолиза

5 б.
- За реакцијата што е претставена со следнава равенка $\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ одговори на поставените барања:
а) Кои се реагенти, а кои продукти на реакцијата?
б) Кој учесник е во цврста агрегатна состојба?
в) Класифицирај ја реакцијата според насоката на течење!
г) Класифицирај ја реакцијата според она што се случува во текот на реакцијата!

10 б.
- Израмни ја хемиската равенка на реакцијата на согорување на метан, а потоа објасни го квалитативното и квантитативното значење на хемиската равенка!
 $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

15 б.
- Реакцијата на разложување на сулфур триоксид до сулфур диоксид и кислород во затворен систем е повратна. Напиши ја израмнетата хемиска равенка на оваа реакција!

5 б.
- Класифицирај ги реакциите што се претставени со следниве хемиски равенки, според она што се случува во текот на реакцијата!
а) $2\text{NaOH} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{NaNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2$
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.
- Магнезиумот реагира со кислородот од воздухот според равенката $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$. Ако согореле 1,5 mol магнезиум, пресметај го досегот на реакцијата!

15 б.
- При реакција на амонијак со кислород се добиваат азот моноксид и вода. Ако се образувале $3,5 \cdot 10^{24}$ молекули азот моноксид, колку грамови амонијак и колку грамови кислород треба да се земат за да изреагираат реагентите стехиометриски?

15 б.
- Колкав волумен кислород, мерен при стандардни услови, ќе се добие ако во процесот на фотосинтеза што е претставен со равенката: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$ учествуваат 500 mg CO_2 ?

15 б.



РЕЗИМЕ

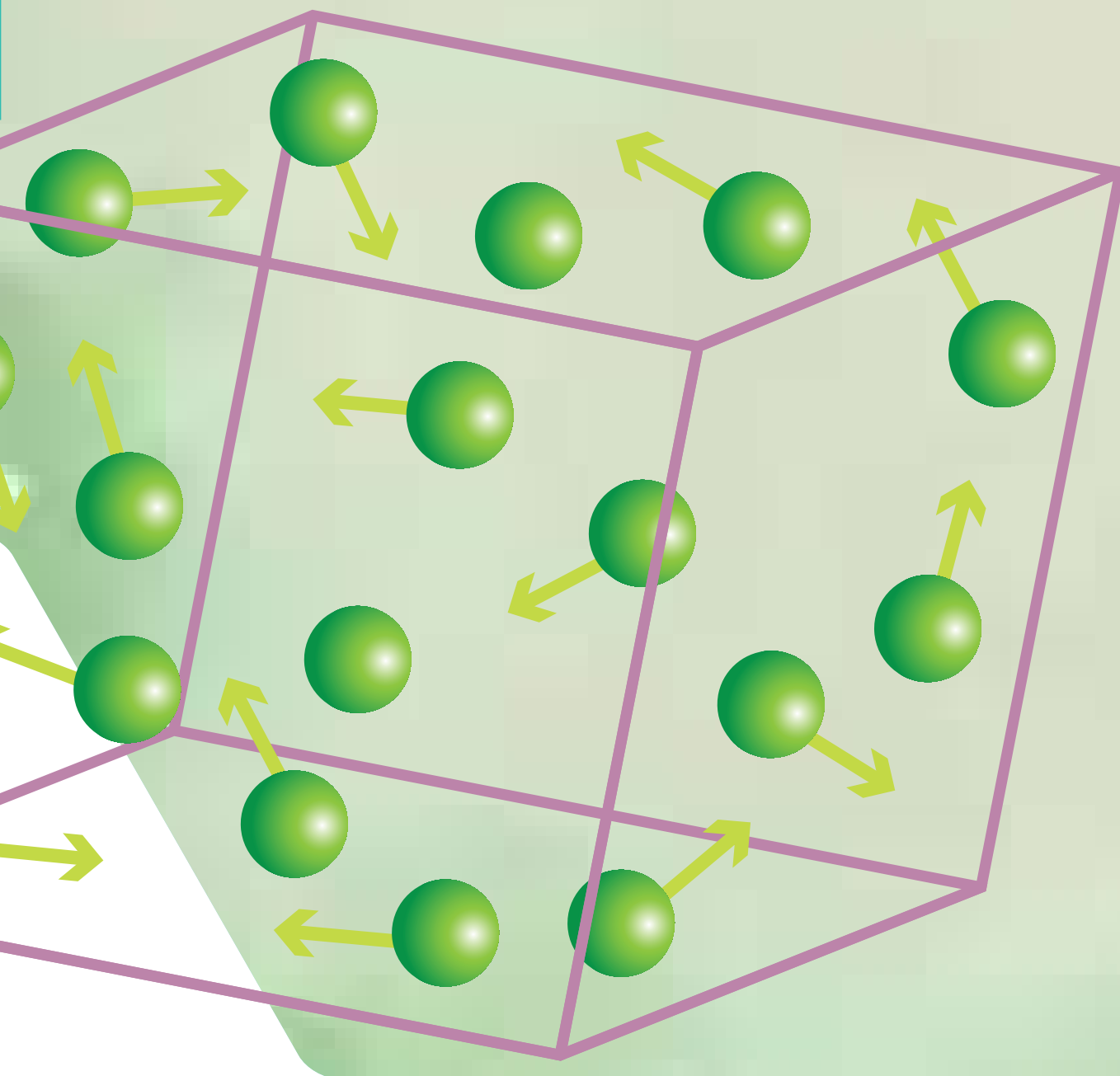
- При хемиските реакции настанува промена на хемискиот идентитет на супстанците и доаѓа до образување нови супстанции што се разликуваат од појдовните.
- Елементарен акт на хемиската трансформација претставува трансформирање на едни честички во други.
- Неповратни реакции се оние реакции што течат сè додека макар еден од реактантите исчезне од реакцискиот систем, односно се одвиваат во една насока – од реактанти кон продукти.
- Повратни реакции се реакции кај кои истовремено се одвиваат процеси во кои реактантите се претвораат во продукти (директна реакција) и продуктите се претвораат во реактанти (обратна реакција).
- Според она што се случува во текот на реакцијата постојат реакции на соединување, на разложување, на замена, на двојна измена, на кондензација и др.
- При реакциите на соединување две или повеќе супстанции се соединуваат и образуваат една посложена супстанца.
- Реакции на разложување се оние реакции при коишто од една супстанца се добиваат две или повеќе супстанции.
- Реакции на замена се реакциите при кои атомите од една супстанца доаѓаат на местото на атомите или јоните коишто влегуваат во составот на друга супстанца.
- Реакции на двојна измена се посебен вид реакции на замена, во кои доаѓа до меѓусебна размена на атоми или атомски групи коишто влегуваат во состав на реактантите.
- При реакциите на кондензација, на микроскопско ниво, доаѓа до сврзување на две (или повеќе) честички во една, при што се одделува некоја мала честичка (најчесто молекула вода или амонијак).
- Квалитативното значење на хемиската равенка дава информација за тоа кои супстанции учествуваат во хемиската реакција.
- Квантитативното значење на хемиската равенка е во врска со стехиометриските коефициенти. На макроскопско ниво, односот на стехиометриските коефициенти на одделните учесници во реакцијата го дава односот на количествата на изреагираните реактанти, односно на образуваните продукти. Кога хемиската равенка се разгледува на микроскопско ниво, односот на стехиометриските коефициенти го дава односот на бројот на единки од реактантите или продуктите.
- Досегот на реакцијата претставува однос помеѓу промената на количеството супстанца за некој учесник во реакцијата (реактант или продукт) од почетокот на реакцијата до даден момент и стехиометрскиот коефициент на тој учесник во хемиската равенка.
- За единична промена на досегот се смета промената на количеството на даден учесник во реакцијата (реактант или продукт) којашто е бројно еднаква на стехиометрскиот коефициент пред тој учесник во равенката запишана на определен начин.
- Односот на количествата на учесниците во реакцијата е еднаков на односот на нивните стехиометриски коефициенти.

3. ЕНЕРГЕТСКИ ПРОМЕНИ ПРИ ПРОЦЕСИТЕ

Откако ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

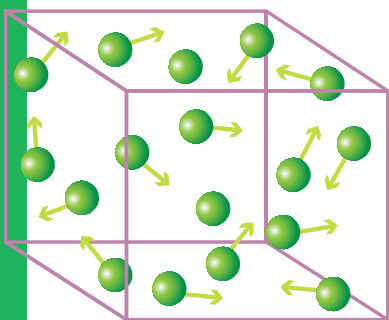
- да ги класифицираш системите според размената на супстанца и енергија меѓу системот и околината, да правиш разлика меѓу кинетичка, потенцијална и внатрешна енергија на системот и да ги разликуваш егзоенергетските (егзотермни) и ендеенергетските (ендотермни) физички и хемиски процеси преку наведување соодветни примери;
- да ја дефинираш физичката величина енталпија, да ја објаснуваш и претставуваш со дијаграм промената на енталпијата при ендотермен, односно егзотермен процес, да ја претставуваш со дефиниционен израз промената на моларна енталпија и реакциската енталпија и да вршиш термохемиски пресметки;
- да толкуваш термохемиски равенки, да претставуваш хемиски реакции со термохемиски равенки и да вршиш термохемиски пресметки врз основа на дадена термохемиска равенка.





СОДРЖИНИ:

- 3.1 Енергија и размена на енергија
- 3.2 Топлински ефекти при физички и хемиски процеси
- 3.3 Термохемиски равенки



Поими:

систем, околина на систем, изолиран систем, затворен систем, отворен систем, енергија, кинетичка енергија, потенцијална енергија, внатрешна енергија, егзоенергетски процес, ендоенергетски процес, егзотермен процес, ендотермен процес

3.1 ЕНЕРГИЈА И РАЗМЕНА НА ЕНЕРГИЈА

ЕНЕРГИЈА

Енергијата е поим што често се среќава во секојдневниот живот и претставува едно од основните својства на материјата. Таа е физичка величина што ја опишува способноста на системот да врши работа и/или да разменува топлина. Како единици за енергија најчесто се користат џул (J) и килоџул (kJ). За изразување на енергетската вредност на храната денес сè уште се користи постарата единица калорија ($1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$).

Енергијата се среќава во различни облици: топлинска, светлинска, механичка, електрична, нуклеарна, хемиска итн. Денес најмногу енергија се добива при горење на фосилните горива, но употребата на обновливи извори на енергија е сè позачестена и, долгорочно гледано, поважна.



Активност

Пресметај ја енергетската вредност на прехранбените продукти што ги конзумираш во текот на еден ден! Дали храната што дневно ја внесуваш обезбедува доволно енергија за нормално функционирање на твојот организам?



Активност

Истражи како може да се искористи енергијата на ветерот, енергијата на водата и соларната (сончевата) енергија! Пронајди примери за примената на нивната енергија во секојдневниот живот и во производството на електрична енергија! Објасни во кои облици на енергија се претвора енергијата при искористувањето на овие обновливи извори на енергија и наведи ги предностите од користењето!

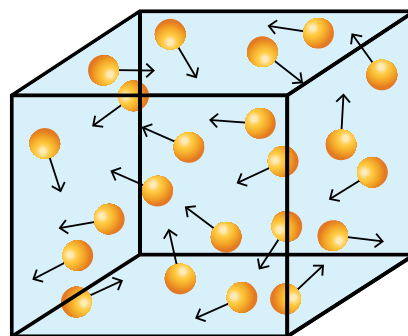


Слика 3.1 Производство на биогориво

Вкупната енергија на еден систем се состои од кинетичка (E_k), потенцијална (E_p) и внатрешна енергија (U). Енергијата што е поврзана со движењето на некое тело (или честичка) е наречена **кинетичка енергија**. Кинетичката енергија зависи од масата и од брзината на телото. На пример, кинетичката енергија на електронот во атомот ќе зависи од неговата маса и од брзината со којашто тој се движи околу јадрото.



а



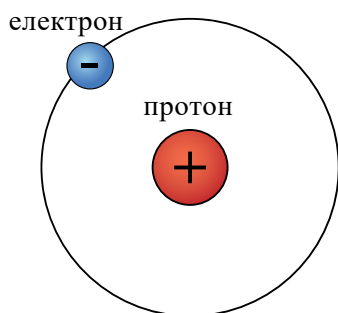
б

Слика 3.2 Автомобил во движење (а) и честички на гас (б) поседуваат одредена кинетичка енергија

Потенцијалната енергија е енергијата што ја има едно тело поради својата положба во просторот и е поврзана со интеракциите (заемните дејства) меѓу телата што го сочинуваат системот и нивната околина или меѓу честичките од кои е составен системот. Колку е поголема масата на системот и колку повисоко се наоѓа, толку неговата потенцијална енергија е повисока. Потенцијалната енергија е поголема кога заемното дејство меѓу честичките е посилено.

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

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

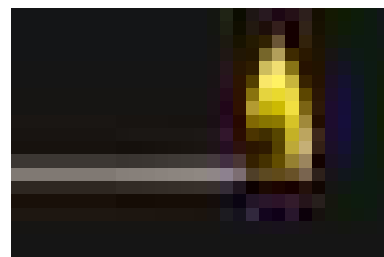


Слика 3.3 Електронот во атомот поседува определена потенцијална енергија

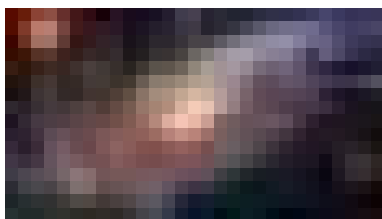


Слика 3.4 Колешински водопад во близина на Струмица. На врвот на водопадот водата поседува најголема потенцијална енергија (се наоѓа на најголема висина). Кога таа започнува да тече надолу, оваа енергија се претвора во кинетичка енергија.

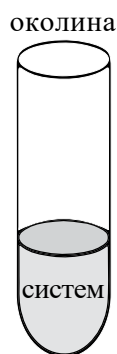
Според законот за запазување на енергијата таа не може ниту да се создаде, ниту да се уништи, туку може само да премине од еден облик во друг. На пример, во хидроцентралите, движењето на водата ја задвижува турбината, при што кинетичката енергија на водата се претвора во механичка енергија на вртење на турбината. Со помош на генератор, механичката енергија се претвора во електрична енергија, која се пренесува до домовите. Потоа, електричната енергија во домаќинствата се претвора во светлинска или во топлинска енергија, што покажува дека енергијата не исчезнува, туку дека се претвора од еден облик во друг и се пренесува од едно место на друго.



Слика 3.5 При горење на кибритче, хемиската енергија се претвора во светлинска и во топлинска енергија.



Слика 3.6 Дефиницијата за систем зависи од предметот на истражување – за астроном систем може да биде една галаксија, а околина соседните галаксии; за биологот заинтересиран за проучување на клетката, таа ќе претставува систем, а меѓуклеточната течност околина итн.



Слика 3.7 Систем и негова околина

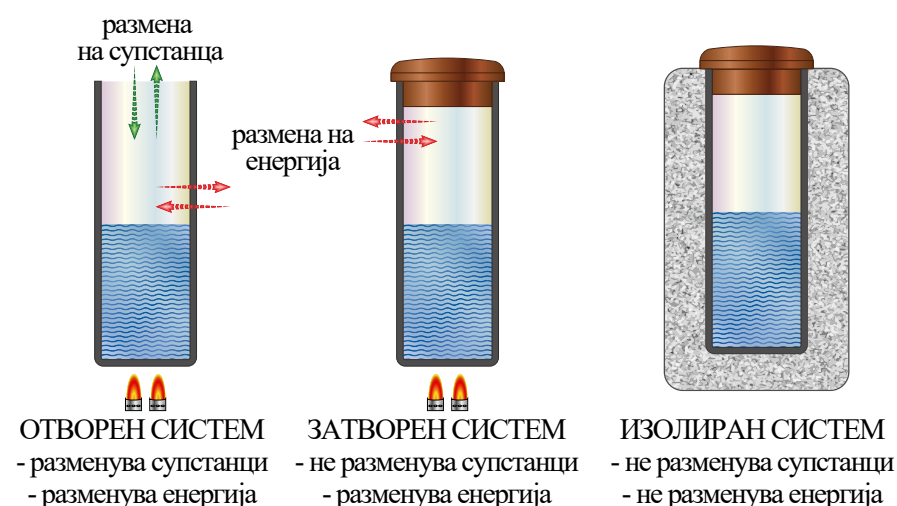
Од вкупната енергија што ја поседува даден систем, еден дел е потенцијална енергија на системот *во целост*, а ако системот се движи, еден дел ќе се однесува на кинетичката енергија на системот *во целост*. Преостанатиот дел од вкупната енергија е т.н. **внатрешна енергија**. За хемичарите најважна е внатрешната енергија затоа што во неа удел имаат кинетичката енергија која е во врска со движењето *на секоја од честичките* на системот и потенцијалната енергија што е резултат на заемните дејства *меѓу честичките*. Значи, внатрешната енергија е збир од кинетичката и потенцијалната енергија на сите честички во системот.

$$U = E_{k(\text{честички})} + E_{p(\text{честички})}$$

Вредноста на внатрешната енергија не може директно да се определи, но може да се определи нејзината промена. Промената на внатрешната енергија на системот настанува поради размената на топлина или поради вршење работа со околината. Затоа, прво треба да се дефинираат поимите систем и околина.

Систем е дел од природата за кој сме заинтересирани. На пример, систем може да биде епрувета во која се изведува некоја хемиска реакција. Останатиот дел од универзумот се смета за **околина**. Во пракса, за околина се зема делот од универзумот кој е релевантен за системот, односно што се наоѓа во непосредна близина на системот.

Во зависност од можноста за размена на супстанции и енергија со околината, системите можат да бидат отворени, затворени и изолирани. Во **отворениот систем** можна е размена и на супстанции и на енергија со околината, во **затворениот систем** може да се разменува само енергија, а во **изолираниот систем** не е можна размена ниту на супстанции ниту на енергија.



Слика 3.8 Видови системи од секојдневието: отворен (а), затворен (б) и изолиран систем (в)





Размисли и одговори:

1. Од кои видови енергија е составена вкупната енергија на еден систем?
2. Што е систем, а што околина? Наведи неколку примери!
3. Во чаша со вода се додаваат неколку гранули натриум хидроксид? Дефинирај што е систем, а што е околина! Дали ваквиот систем е отворен, затворен или изолиран? Образложи!

РАЗМЕНА НА ЕНЕРГИЈАТА

До промена на внатрешната енергија може да дојде како резултат на размена на топлина или на вршење работа со околината. Топлината е облик на енергија која системот ја разменува со својата околина и при тоа доаѓа до промена на температурата. Топлината обично се означува со Q , а се мери во џули (J). Делот од хемијата што ја проучува размената на топлина при хемиските реакции и физичките процеси се нарекува *термохемија*.

Внатрешната енергија е функција на состојбата на системот, што значи дека нејзината вредност зависи само од состојбата во која се наоѓа системот (на пример од температурата, притисокот и агрегатната состојба), а не од начинот на кој системот ја достигнал таа состојба. Ако системот премине од една состојба во друга, промената на внатрешната енергија ќе биде иста без оглед на тоа дали промената се случила брзо или бавно, преку еден или преку повеќе меѓучекори. Промената на вредноста на ваквите величини се определува како разлика помеѓу крајната и почетната состојба.

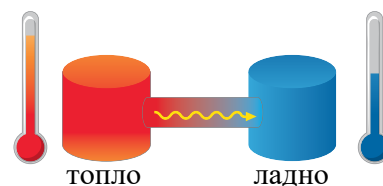
$$\Delta U = U_{\text{(крајна)}} - U_{\text{(почетна)}}$$

Топлина не е исто што и температура. Температурата ја опишува состојбата на системот и претставува мерка за просечната кинетичка енергија на честичките во него, додека топлината е енергија што се разменува меѓу системот и околината поради разликата во температурата. Топлината секогаш се пренесува од тело со повисока кон тело со пониска температура. Кога системот и околината ќе достигнат иста температура, размената на топлина престанува.

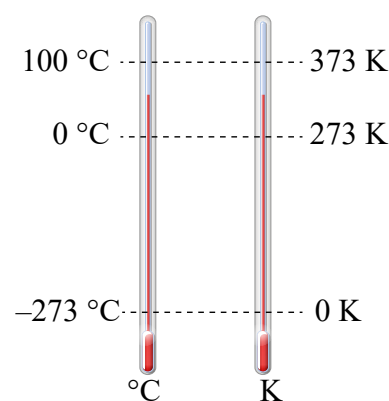
Температурата, исто така, е функција на состојбата на системот. Затоа, температурата ја опишува состојбата на системот во даден момент и не зависи од патот по кој системот стигнал до таа состојба. Така, внатрешната енергија на определена маса вода на 30 °C ќе биде иста без разлика дали водата е загревана од 20 до 30 °C или ладена од 50 до 30 °C.

Промената на внатрешната енергија може да се прикаже графички како на Слика 3.12, каде што со хоризонтални линии се означени почетната и крајната состојба на системот.

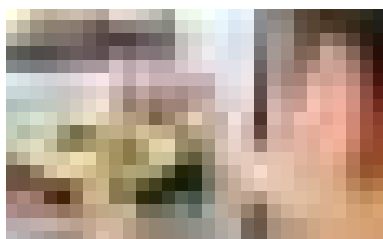
Има и поригорозни дефиниции за топлина, за кои ќе учиш подоцна.



Слика 3.9 Топлината секогаш се пренесува од потопло кон поладно тело



Слика 3.10 Споредба на Целзиусовата и Келвиновата температурна скала



а



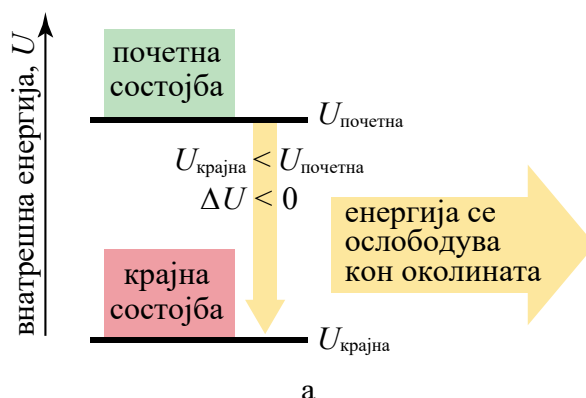
б

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.

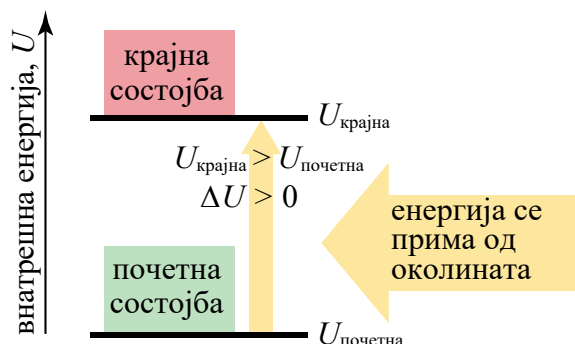
Промената на внатрешната енергија одговара на разликата во висината помеѓу овие две линии. Системот може да ја промени внатрешната енергија на два начина:

- 1) Кога енергија се разменува *од системот кон околината* (Слика 3.12 а), внатрешната енергија на системот се намалува ($\Delta U < 0$) и важи $U_{\text{крајна}} < U_{\text{почетна}}$.
- 2) Кога енергија се разменува *од околината кон системот* (Слика 3.12 б), внатрешната енергија на системот се зголемува ($\Delta U > 0$). Сега $U_{\text{крајна}} > U_{\text{почетна}}$.

И покрај тоа што во првиот случај енергијата се одведува од системот, а во вториот случај системот прима енергија, вкупната енергија не се менува: енергијата што е ослободена од системот се прима од околината и обратно.



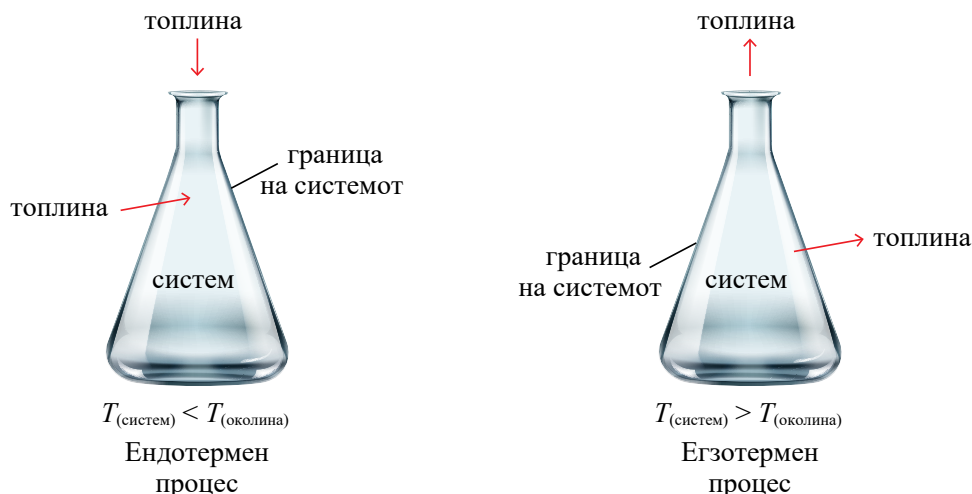
а



б

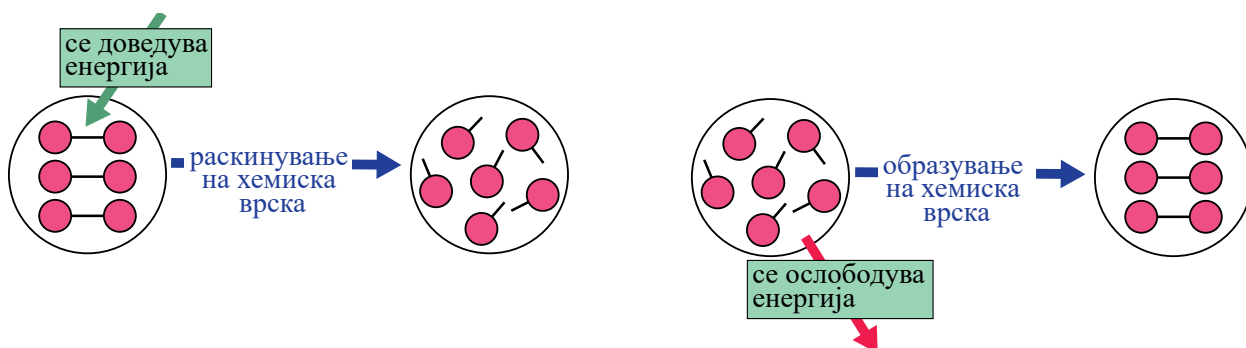
Слика 3.12 Промена на внатрешната енергија на еден систем во зависност од размената на енергија меѓу системот и околината: а) енергијата на системот се намалува; б) енергијата на системот се зголемува

Сите физички и хемиски процеси се одвиваат со размена на енергија меѓу системот и неговата околина. Кај некои процеси енергијата се ослободува од системот кон околината, додека кај други е неопходно енергијата да се доведе во системот за да се одвива процесот. Процесите при кои системот ослободува енергија се нарекуваат **егзоенергетски**, а оние за чие одвивање е потребно внесување енергија се нарекуваат **ендоенергетски** процеси. Кога размената на енергија меѓу системот и околината се одвива во облик на *топлина*, процесите се означуваат како **егзотермни** или **ендотермни**, во зависност од насоката на размената на топлината.



Слика 3.13 Разлика меѓу егзотермен и ендотермен процес

Практично секоја хемиска реакција е проследена со размена на енергија. Најчесто, при хемиските реакции системот прима или ослободува енергија во вид на топлина. На пример, согорувањето на горивата е егзотермен процес, бидејќи при него се ослободува енергија во облик на топлина. Реакциите на неутрализација се егзотермни, бидејќи температурата на системот по реакцијата се зголемува. Исто така, многу реакции на замена се егзотермни. При пиролизата е потребно да се доведе топлина, па оваа реакција се вбројува во ендотермните хемиски процеси.



Слика 3.14 При раскинување на хемиска врска потребно е да се доведе енергија, а при нејзино образување се ослободува енергија



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Егзотермна или ендотермна промена

Потребен прибор и супстанции: лабораториски чаша од 100 mL, раствор од бакар(II) сулфат, цинк, термометар, пинцета, стаклена прачка, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во лабораториска чаша стави по 40-50 mL раствор од бакар(II) сулфат. Со термометар измери ја температурата на растворот и забележи ја во твојот лабораториски дневник! Потоа, со пинцета додај неколку гранули цинк! Какви промени настануваат во системот? Откако реакцијата ќе заврши, повторно измери ја температурата! Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

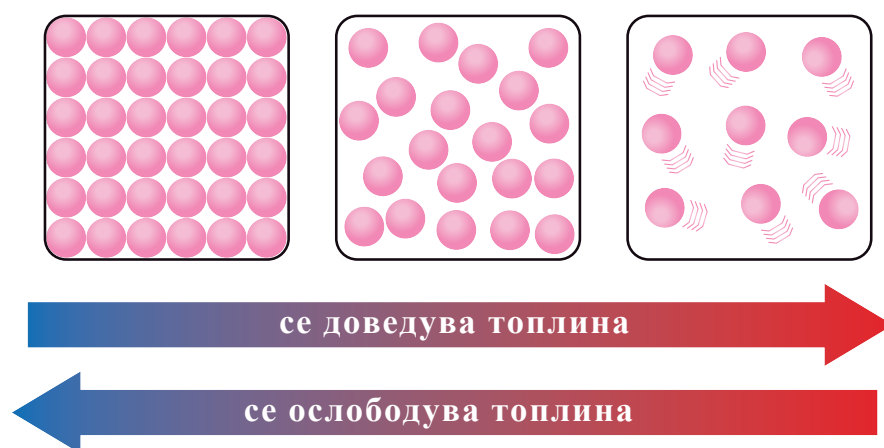
Изведи и други експерименти во кои ќе ја следиш промената на температурата и заклучи дали се егзотермни или ендотермни!

Активност

Наполни две епрувети со вода до половина! Во првата стави малку калциум хлорид, а во другата малку амониум хлорид! Затвори ги епруветите со затворац и промешај сè додека солта не се раствори! Допри ги надворешните сидови на епруветите и заклучи дали процесот на растворање е егзотермен или ендотермен!

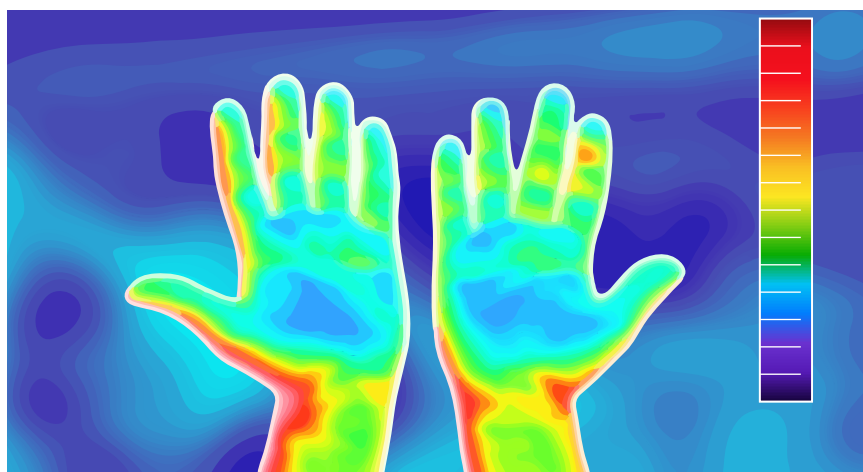
Според обезбојувањето на растворот од бакар(II) сулфат и според појавата на црвенокерамидеста цврста супстанца може да се заклучи дека настанува хемиска реакција. Температурата на реакциската смеса се покачила, што укажува на егзотермна реакција.

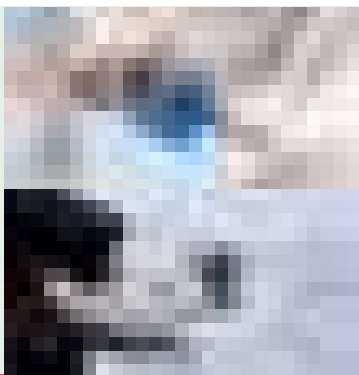
Размена на топлина е можна и при физичките процеси. Така, за премин од една агрегатна состојба во друга треба да се доведе топлина (топење или испарување) или пак, да се ослободи топлина (кондензација или мрзнење). Слично, растворањето на некои супстанции во вода може да биде егзотермен или ендотермен процес, во зависност од супстанцата што се раствора. На пример, растворањето на калциум хлорид во вода е егзотермен, а растворањето на амониум хлорид во вода е ендотермен процес.



Слика 3.15 Фазните претворби се придружени со размена на енергија во вид на топлина

Слика 3.16 Термограм на човечка рака снимен со термална камера. Термограмот ја покажува промената на температурата на површината на некој објект и наоѓа примена во медицината и ветерината за дијагностицирање на различни болести.

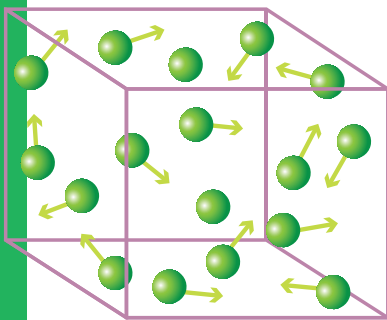


**Активност**

Инстантните ледени кесички се користат за смирување болки при спортски повреди, отоци и модринки. Со притискање на кесичката таа станува ладна. Инстантните топли облоги се користат за ублажување болки на мускулите. Со притискање на кесичката таа станува топла. Истражи повеќе за процесите што се одвиваат при нивното активирање, односно кои физички или хемиски процеси доведуваат до апсорбирање или ослободување на топлина.

**Размисли и одговори:**

1. Објасни ја разликата помеѓу термините топлина и температура!
2. Ако промената на температурата изнесува $10\text{ }^{\circ}\text{C}$, колку изнесува оваа промена во К (келвини)?
3. Дали температурата на системот ќе се зголеми или ќе се намали ако при хемиската реакција се доведува топлина?
4. Прочени ја точноста на следниве тврдења:
 - а) За да постои пренос на топлина треба да постои температурна разлика помеѓу системот и околината.
 - б) Растворањето на концентрирана сулфурна киселина во вода е ендотермен процес.
 - в) Хемиските процеси се егзотермни, а физичките процеси се ендотермни.
5. Кои од следниве процеси се егзотермни, а кои ендотермни:
 - а) $\text{KOH(aq)} + \text{HCl(aq)} = \text{KCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
 - б) $\text{Cu(s)} + 2\text{AgNO}_3\text{(aq)} = 2\text{Ag(s)} + \text{Cu(NO}_3)_2\text{(aq)}$
 - в) $\text{H}_2\text{O(l)} = \text{H}_2\text{O(g)}$



Поими:

енталпија, промена на енталпија, промена на моларна енталпија, реакциска енталпија

3.2 ТОПЛИНСКИ ЕФЕКТИ ПРИ ФИЗИЧКИ И ХЕМИСКИ ПРОЦЕСИ

ЕНТАЛПИЈА И ТОПЛИНСКИ ЕФЕКТИ ПРИ ФИЗИЧКИ И ХЕМИСКИ ПРОЦЕСИ

Со енергијата е поврзана и физичката величина **енталпија**. Се означува со H , а се мери во џули (J) или килоџули (kJ).

Од изразот:

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

може да се заклучи дека **енталпија на еден систем претставува збир од внатрешната енергија и производот на волуменот на тој систем и притисокот што владее во него.**

Енталпијата е функција на состојбата на системот, што значи дека зависи од условите во кој се наоѓа системот. Апсолутната вредност на енталпијата не може експериментално да се определи, туку се определува **промената на енталпијата** која претставува разлика помеѓу крајната и почетната состојба.

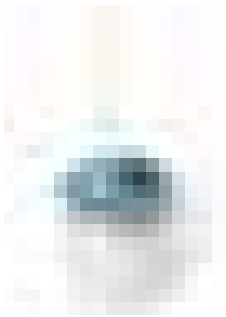
$$\Delta H = H_{(\text{крајна})} - H_{(\text{почетна})}$$

Количеството топлина (Q) што се разменува при некој физички или хемиски процес, при константен притисок, е еднакво на промената на енталпијата на системот.

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

При одвивање на некој процес, освен квалитативната информација дали се прима или ослободува топлина од системот, може и квантитативно да се измери колку топлина се разменила со околината. Уредите што служат за мерење на топлинските ефекти што се одвиваат при константен притисок (најчесто атмосферски) се наречени **калориметри**. Овие уреди претставуваат еден вид изолиран систем и се конструирани така што ја намалуваат размената на топлина со околината, со што се овозможува попрецизно следење на промената на температурата на системот. Врз основа на измерената промена на температурата и познатите својства на супстанците (маса и специфичен топлински капацитет), може да се пресмета и количеството топлина што се прима или ослободува при процесот.

За егзотермните процеси знаката е $\Delta H < 0$, односно крајната вредност за енталпијата е помала во однос на почетната. Кај ендотермните процеси енталпијата се зголемува и тогаш $\Delta H > 0$.

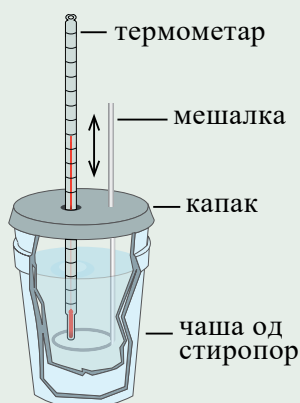


Слика 3.17 Лабораториски калориметар



Активност

Истражи како може да се направи калориметар со помош на прирачни средства (на пример, стиропор, пластични чаши и картон), а потоа обиди се да го конструираш!



И за егзотермен и за ендотермен процес количеството разменета топлина зависи од количеството супстанца. Значи, промената на енталпијата е екстензивно својство. Така, ако количеството на реактантите се зголеми двојно, при исти услови и за ист процес, и разменетото количество топлина ќе биде двојно поголемо.

Ако се направи однос помеѓу промената на енталпијата на системот и количеството супстанца се добива интензивна величина наречена **промена на моларна енталпија, ΔH_m** .

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

Топлинскиот ефект за физичкиот процес, односно за процесот кај кој не доаѓа до изменување на составот, се изразува како промена на моларната енталпија на системот. Единица за промената на моларната енталпија е J/mol или kJ/mol. При егзотермните физички процеси $\Delta H_m < 0$, а при ендотермните $\Delta H_m > 0$.

Растворањето на голем број соли во вода е физички процес и може да биде проследено со ослободување или со доведување на топлина. Понатаму, фазните промени, односно промените на агрегатната состоја, исто така, претставуваат физички промени. Така, при топење на еден мол мраз на 0 °C и атмосферски притисок се апсорбираат (примаат) 6,01 kJ топлина од околината. Ова претставува ендотермен процес. Обратниот процес, мрзнењето, е егзотермен. Може да се запише:

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

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

Од равенките се забележува дека, за исто количество супстанца, количеството на разменета топлина при еден процес е еднакво по апсолутна вредност со количеството на разменета топлина при обратниот процес. Ако едниот процес е егзотермен, обратниот процес ќе биде ендотермен.

Кога станува збор за хемиски процеси, се зборува за **реакциска енталпија, $\Delta_r H$** , величина што се изразува како однос помеѓу промената на енталпијата на системот и промената на досегот на реакцијата. Реакциската енталпија е *бројно* еднаква на промената на енталпијата при единична промена на досегот. Единиците во кои се мери реакциската енталпија се исти како и оние за промената на моларната енталпија, односно J/mol или kJ/mol.

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

Исто така, реакциската енталпија претставува разлика помеѓу крајната вредност (кога се присутни продуктите) и почетната вредност за енталпијата на системот (кога се присутни реактантите), па може да се запише:

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



Активност

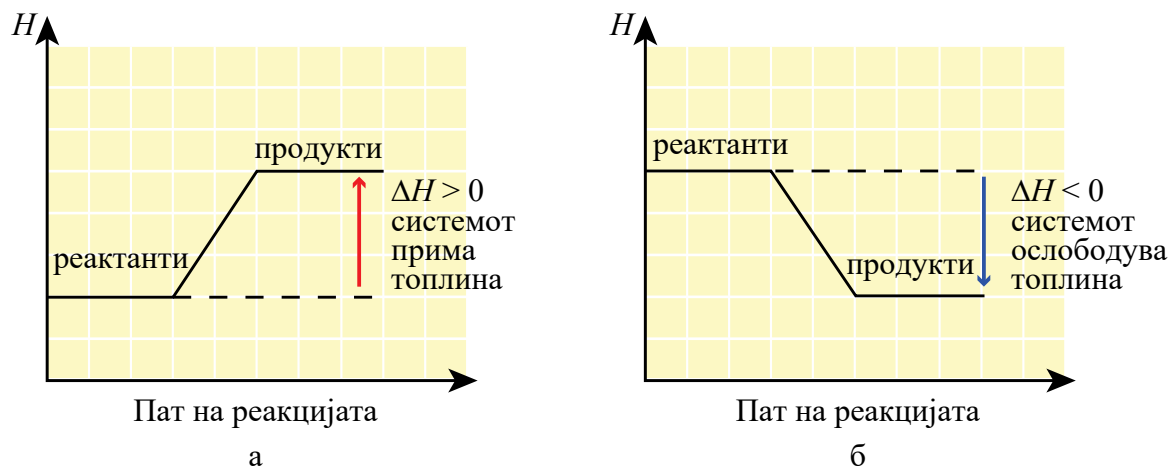
Истражи како природните (на пример, дишењето и вулканските ерупции) и антропогените егзотермни процеси (на пример, согорувањето на фосилните горива) влијаат врз климатските промени!

Ако се доведува топлина за одвивање на некоја хемиска реакција, тогаш тоа е ендотермна реакција и $\Delta_r H$ е позитивна величина, а ако се ослободува топлина од системот тоа е егзотермна реакција и $\Delta_r H$ е негативна величина.

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

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

Промената на реакциската енталпија може да се претстави графички:



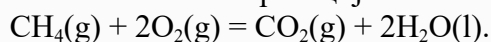
Слика 3.18 Графички приказ на промената на енталпијата при ендотермна (а) и егзотермна реакција (б)

Пример 3.1.

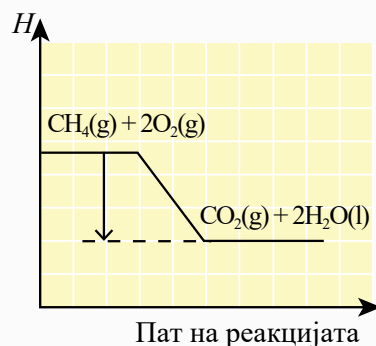
Претстави ја со дијаграм промената на енталпијата за реакцијата на согорување на метан! Правилно означи ги оските, $H_{(\text{продукти})}$, $H_{(\text{реактанти})}$ и покажи дали $\Delta_r H$ е позитивна или негативна вредност!

Решение:

Равенката на оваа реакција е:

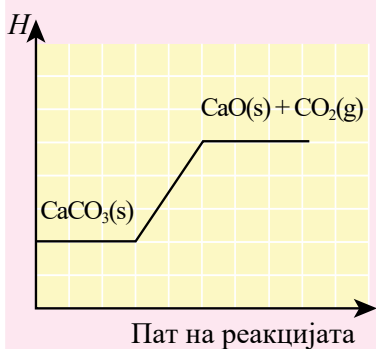


При согорувањето на природен гас, чија главна компонента е метанот, во околината се ослободува топлина. Според тоа, ова е егзотермна реакција, па $\Delta_r H$ има негативен предзнак. Тоа значи дека енталпијата на реактантите е поголема од онаа на продуктите, па графичкиот приказ ќе биде:



Пример 3.2.

Врз основа на графичкиот приказ на промената на енталпијата при реакцијата на разложување на калциум карбонат определите дали станува збор за ендотермна или за екзотермна реакција. Образложи го одговорот!



Решение:

Од графичкиот приказ се забележува дека енталпијата на реактантот е помала од енталпијата на продуктите, односно $H_{\text{(продукти)}} - H_{\text{(реактанти)}}$ е позитивна величина. Со други зборови, $\Delta_r H > 0$, што значи дека за да се одвива оваа реакција треба да се доведе топлина во системот. Ова соодветствува на ендотермна реакција.



Размисли и одговори:

- За секој од следниве описи, определите дали се работи за екзотермен или за ендотермен процес:
 - При образување вода од гасовит водород и гасовит кислород се ослободуваат 285,83 kJ топлина.
 - При втечнување на еден мол водна пареа системот и околината разменуваат 44,02 kJ топлина.
 - За реакцијата $\text{CaO(s)} + 3\text{C(s)} = \text{CaC}_2\text{(s)} + \text{CO(g)}$, енталпијата на продуктите е поголема од енталпијата на реактантите.
- Една хемиска реакција се одвива во калориметар. Температурата на системот пред отпочнување на експериментот била 25 °C, а по завршување на реакцијата вредноста на температурата се покачила на 43 °C. Дали вредноста на реакциската енталпија на реакцијата е позитивна или негативна?
- Претстави ја со дијаграм промената на енталпијата за реакцијата на разложување на жива(II) оксид при што се добива елементарна жива и кислород!

ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ ШТО ВКЛУЧУВААТ ТОПЛИНСКИ ЕФЕКТИ

Топлинските ефекти за физички процеси се изразуваат преку промената на моларната енталпија на системот.

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

Оттука, топлината што се разменува при еден физички процес може да се пресмета како

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

За хемиски процеси се применува реакциската енталпија за изразување на топлинските ефекти.

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

Разменетата топлина ќе биде производ од реакциската енталпија и од промената на досегот.

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

Досегот на реакцијата е дефиниран како

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

Оттука следува дека

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

Количеството супстанца е поврзано со други физички величини, како што се масата и волуменот, па затоа со користење на соодветни релации може да се пресметаат масата или волуменот на учесниците во физички и хемиски процеси, како и разменетата топлина.

Пример 3.3.

Реакциската енталпија за реакцијата на неутрализација помеѓу хлороводородна киселина и натриум хидроксид изнесува $-57,3 \text{ kJ/mol}$. Пресметај колку топлина се ослободила ако при оваа реакција се образувале 9 g вода.

Дадено е:

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

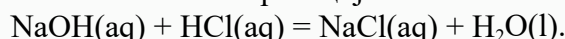
$$\Delta m(\text{H}_2\text{O}) = 9 \text{ g}$$

Се бара:

$$\Delta H = ?$$

Решение:

Равенката на оваа реакција е:



На почетокот, пред да отпочне реакцијата, во системот немало присутни количества од продуктите, па $n_0(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ mol}$.

Бидејќи се работи за хемиска реакција, ослободената топлина се пресметува според изразот $\Delta H = \Delta_r H \cdot \Delta \xi$. За таа цел, прво треба да се пресмета количеството вода што се образувало и досегот на реакцијата. Водата е продукт на реакцијата, па во изразот за промената на досегот на реакција стехиометрискиот коефициент се зема со позитивен предзнак.

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

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

Оттука, за ослободената топлина се добива:

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

Пример 3.4.

При добивање амонијак од прости супстанции се ослободиле 192,5 kJ топлина. Количеството на водородот на почетокот било 30 mol, а по извесно време се намалило на 23,75 mol. Пресметај ја реакциската енталпија! Равенката на реакцијата е $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$.

Дадено е:

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

Се бара:

$$\Delta_r H = ?$$

Решение:

Од изразот $\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$ може да се заклучи дека за да се пресмета вредноста на реакциската енталпија, треба да биде позната промената на досегот на реакцијата. Тоа се пресметува на следниов начин:

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

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

Во овој израз стехиометрискиот коефициент на водородот има негативен предзнак бидејќи водородот е реактант. Со замена во изразот за реакциска енталпија се добива:

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

Според тоа, реакциската енталпија изнесува $\Delta_r H = -92,55 \text{ kJ/mol}$.

Пример 3.5.

Познато е дека за реакцијата што е претставена со хемиската равенка $\text{CaCO}_3(\text{s}) = \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ реакциската енталпија изнесува +178 kJ/mol. Ако врз системот се пренесат 106,8 kJ топлина, да се пресмета:

- промената на досегот на реакцијата
- масата на разложениот калциум карбонат
- волуменот на јаглерод диоксидот, мерен при стандардни услови

Дадено е:

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

Се бара:

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

Решение:

а) Користејќи го изразот $\Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi}$, може да се пресмета промената на досегот како:

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

б) За да се пресмета масата на калциум карбонатот, претходно треба да е познато неговото количество. Тоа може да се пресмета применувајќи ја добиената вредност за промената на досегот на реакцијата.

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

При оваа реакција, калциум карбонатот се разложува, што значи дека на крајот на реакцијата неговото количество изнесува 0 mol. Значи, се разложило 0,6 mol калциум карбонат.

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

в) Волуменот на јаглерод диоксид може да се пресмета ако е познато неговото количество. Затоа, прво се користи промената на досегот на реакцијата да се пресмета количеството на јаглерод диоксид, а потоа со помош на вредноста за моларниот волумен се пресметува волуменот од гасот што се ослободил при оваа реакција.

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

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

Значи, при условите што се дадени во оваа задача, се разложило 60 g калциум карбонат и се образувале 13,44 dm³ јаглерод диоксид.

Пример 3.6.

Промената на моларната енталпија при испарување на еден мол вода на $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ изнесува $40,7\text{ kJ/mol}$.

а) Пресметај го потребното количество разменета топлина за да испарат 45 g вода!

б) Колкав волумен водна пареа ќе се добие при стандардни услови?

Дадено е:

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

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

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

Се бара:

а) $\Delta H = ?$

б) $V(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение:

а) За да се пресмета количеството разменета топлина прво треба да се пресмета количеството вода, а потоа оваа вредност да се замени во изразот $\Delta H = \Delta H_m \cdot n$.

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

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

Предзнакот за ΔH е позитивен, што значи дека при процесот на испарување се доведува топлина, па процесот е ендотермен.

б) Волуменот на добиената водна пареа се пресметува на следниов начин:

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

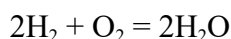
Размисли и одговори:

- Колкава топлина се ослободува при согорување на 5 mol метан според равенката $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Познато е дека реакциската енталпија е -890 kJ/mol .
- За реакцијата што е претставена со следнава хемиска равенка $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ реакциската енталпија изнесува -572 kJ/mol . Ако изреагирале 4 g водород, пресметај ги:
 - досегот на реакцијата
 - количеството разменета топлина
 - масата на добиената вода
- Добивањето сулфур триоксид од сулфур диоксид може да се претстави со следнава хемиска равенка: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{SO}_3(\text{g})$. Реакциската енталпија изнесува -198 kJ/mol . Пресметај го разменетото количество топлина ако се образувале $8,96\text{ dm}^3$ сулфур триоксид!
- При топење на еден мол мраз на температура од $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ промената на моларната енталпија изнесува $+6,01\text{ kJ/mol}$. Пресметај:
 - колкаво количество мраз се стопило ако се апсорбирале 3340 J топлина
 - колкава маса мраз се стопила
- При ладење на вода од $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ на $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ промената на моларната енталпија изнесува $-4,51\text{ kJ/mol}$. Определи:
 - колкаво количество топлина се ослободува при ладење на 250 g вода
 - дали процесот е егзотермен или ендотермен

3.3 ТЕРМОХЕМИСКИ РАВЕНКИ

ТЕРМОХЕМИСКИ РАВЕНКИ

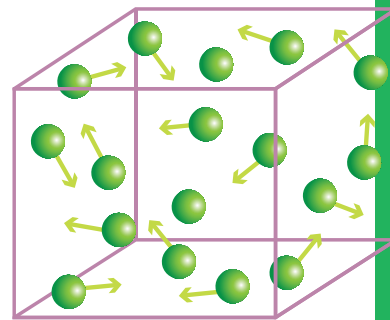
Хемиски реакции се процеси при кои од едни супстанции (реактанти) настануваат нови супстанции (продукти) со различни својства. На пример, ако се запали смеса од водород и кислород се образува вода. Хемиските реакции се претставуваат со хемиски равенки. Реакцијата на добивање вода може да се претстави со следнава хемиска равенка:



Ова е **обична (стехиометриска) хемиска равенка**, од која може да се заклучи кои се реактантите и продуктите на реакцијата, а со стехиометриските коефициенти се прикажува односот меѓу нив. Така, кога два мола водород согоруваат се троши еден мол кислород и се образуваат два мола вода, односно стехиометрискиот сооднос на учесниците во реакцијата е 2 : 1 : 2. Меѓутоа, од стехиометриските равенки не може да се заклучи дали реакцијата е егзотермна или ендотермна, односно не може да се добие никаква информација за количеството разменета топлина. Експериментално е докажано дека се ослободува 483,6 kJ енергија при добивање два мола вода од простите супстанции на 25 °C (298,15 K). Ако е важно да се означи колкав е топлинскиот ефект се служиме со т.н. *термохемиски равенки*.



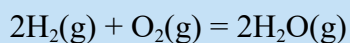
Термохемиските равенки се состојат од стехиометриски и од величински дел. Првиот дел од равенката е *стехиометрискиот дел*, во кој, на сличен начин како во стехиометриските равенки, е претставена промената на хемискиот состав на реакцискиот систем и може да се изведе заклучок за хемиската природа на реактантите и продуктите во реакцијата, како и за нивниот стехиометриски сооднос. Во овој дел задолжително се наведуваат и агрегатните состојби на учесниците во реакцијата (s – цврста, l – течна, g – гасовита, aq – воден раствор). Во продолжение на стехиометрискиот дел на термохемиската равенка се запишува *величинскиот дел*, во кој е дадена големината на реакциската енталпија која, всушност, го претставува топлинскиот ефект на реакцијата онака како што е запишана равенката. Од горната равенка се забележува дека величинскиот дел е $\Delta_r H = -483,6 \text{ kJ/mol}$. Според предзнакот на реакциската енталпија се заклучува дека оваа реакција е егзотермна, а се добива и информација за количеството разменета енергија во вид на топлина.



Поими:

термохемиска равенка, стехиометриски дел, величински дел

Термохимиска равенка

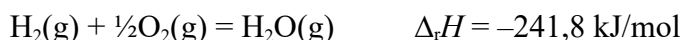
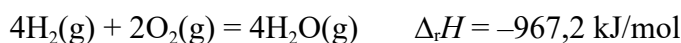


Стехиометриски дел

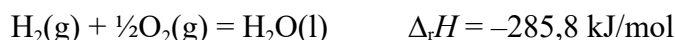
$$\Delta_r H = -483,6 \text{ kJ/mol}$$

Величински дел

Количеството разменета топлина во оваа и во која било друга реакција зависи од количествата на реактантите и продуктите. Конкретно, количеството ослободена топлина при образување вода од водород и кислород е пропорционално со количеството вода што се добива. Имено, за добивање двапати поголемо количество вода потребни се двапати поголеми количества од реактантите, но при тоа се ослободува двапати поголемо количество топлина. Ако количеството вода што се образува е двојно помало, при реакцијата ќе се ослободи двојно помалку топлина.



Агрегатните состојби на учесниците во реакцијата треба секогаш да се вклучени во термохимиските равенки, бидејќи од нив зависи вкупното количество топлина што ќе се размени со околината. Така, на пример, ако наместо водна пареа се образува течна вода, ослободеното количество топлина ќе биде поголемо, бидејќи при преминот од гасовита во течна состојба дополнително се ослободува топлина (т.н. топлина на кондензација или енталпија на кондензација).



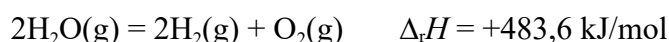
Преминот од гасовита во течна вода може да се претстави со следнава термохимиска равенка:



Значи, при образување течна вода се ослободува повеќе топлина отколку при образување водна пареа. Затоа агрегатната состојба на реактантите и продуктите мора секогаш јасно да се наведе во термохимиските равенки.

Според тоа, термохимиски равенки можат да се пишуваат и за физички процеси, односно за процеси при кои не доаѓа до промена на хемискиот состав на супстанциите.

Обратниот процес, разложување на водната пареа до водород и кислород, е ендотермен процес. Потребното количество доведена топлина за одвивање на оваа реакција, според апсолутната вредност, е еднакво со количеството топлина што се ослободува при образување на водна пареа.



Општо земено, при пишувањето и толкувањето на термохемиските равенки треба да се обрне внимание на следниве нешта:

- 1) Односот на коефициентите во равенката го претставува односот на количествата од соодветните учесници во реакцијата.
- 2) Стехиометриските коефициенти можат да бидат и децимални броеви (дропки). Ова произлегува од договорот вредност 1 да има стехиометрискиот коефициент пред оној учесник за којшто сме заинтересирани.
- 3) Количеството разменета топлина е пропорционално на количеството на супстанците што претрпуваат промена.
- 4) Во термохемиската равенка треба да бидат наведени ознаките за агрегатната состојба на супстанците.
- 5) Обратниот процес има иста вредност за $\Delta_r H$ или за ΔH_m , но спротивен предзнак.

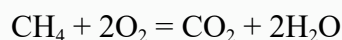
Пример 3.7.

За следниве описи напиши ги термохемиските равенки и заклучи каков е процесот (егзотермен или ендотермен):

- а) Кога еден мол метан согорува во присуство на кислород (при што се образуваат јаглерод диоксид и течна вода) се ослободува топлина чија апсолутна вредност изнесува 890,3 kJ.
- б) За топење на еден мол мраз потребно е да се доведе топлина чија апсолутна вредност изнесува 6,01 kJ.

Решение:

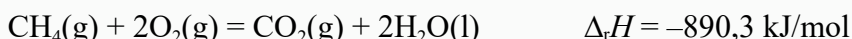
а) Во условот на задачата е наведено дека станува збор за еден мол метан, што значи дека стехиометрискиот коефициент пред метанот во равенката треба да биде 1. Бидејќи се *ослободува* топлина ΔH е негативна величина. Обичната (стехиометриска) равенка може да се запише како:



При согорување на еден мол метан, досегот се изменува за 1 mol, односно $\Delta \xi = \frac{\Delta n(\text{CH}_4)}{\nu(\text{CH}_4)} = \frac{-1 \text{ mol}}{-1} = 1 \text{ mol}$.

$$\text{Според тоа, } \Delta_r H = \frac{\Delta H}{\Delta \xi} = \frac{-890,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -890,3 \text{ kJ/mol}.$$

Конечно, термохемиската равенка е:



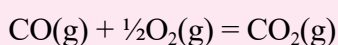
Може да се заклучи дека согорувањето на метан е егзотермна хемиска реакција.

б) Во овој случај станува збор физички процес (топење) за кој е потребно да се доведе топлина. Според тоа, ΔH е позитивна величина, а процесот е ендотермен. Термохемиската равенка е:



Пример 3.8.

Што означува следнава термохемиска равенка:



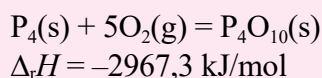
$$\Delta_r H = -283 \text{ kJ/mol}$$

Решение:

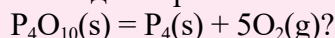
Оваа термохемиска равенка ја претставува реакцијата за добивање јаглерод диоксид од јаглерод монооксид, што може да се забележи од стехиометрискиот дел на равенката. Величинскиот дел укажува на тоа дека при согорување на еден мол јаглерод монооксид се ослободува топлина (негативен предзнак) од 283 kJ.

Пример 3.9.

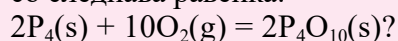
Горењето на фосфор може да се прикаже со следнава термохемиска равенка:



а) Колку изнесува $\Delta_r H$ за реакцијата што е претставена со следнава равенка:



б) Колку изнесува $\Delta_r H$ за реакцијата што е претставена со следнава равенка:

**Решение:**

а) Оваа равенка го прикажува обратниот процес од оној што е опишан во условот на задачата. Оттука, следува дека според апсолутната вредност количеството разменета топлина при оваа реакција е еднакво со количеството разменета топлина при реакцијата на добивање тетрафосфор декаоксид, но има спротивен предзнак. Значи, $\Delta_r H = +2967,3 \text{ kJ/mol}$.

б) Стехиометриските коефициенти во оваа равенка се двојно поголеми од оние во равенката што е дадена во условот на задачата. Според тоа, и вредноста за $\Delta_r H$ е двојно поголема, па може да се запише дека $\Delta_r H = -5934,6 \text{ kJ/mol}$.

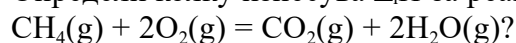
Размисли и одговори:

- Процесите, чии описи се дадени во опциите подолу претстави ги со термохемиски равенки, и заклучи дали процесот е егзотермен или ендотермен:
 - Кога еден мол магнезиум гори во кислород се ослободува топлина чија апсолутна вредност изнесува 601 kJ.
 - За да се образува еден мол глюкоза во процесот на фотозинтеза, тргнувајќи од гасовит јаглерод диоксид и течна вода, потребно е да се доведе топлина чија апсолутна вредност изнесува 2800 kJ.
 - За да сублимира еден мол јаглерод диоксид потребно е да се доведе топлина чија апсолутна вредност изнесува 25 kJ.
 - При соединување на амонијак и хлороводород се забележува чад (амониум хлорид распределен низ воздух) и при тоа се ослободува топлина чија апсолутна вредност изнесува 175,3 kJ.
- Толкувај ги следниве термохемиски равенки:
 - $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{SO}_2(\text{g})$ $\Delta_r H = -296,9 \text{ kJ/mol}$
 - $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$ $\Delta_r H = -91,8 \text{ kJ/mol}$
 - $2\text{NH}_3(\text{g}) = \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ $\Delta_r H = +91,8 \text{ kJ/mol}$
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H_m = +44,0 \text{ kJ/mol}$
- Врз основа на термохемиските равенки:

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

$$\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta H_m = -44,0 \text{ kJ/mol}$$

Опредили колку изнесува $\Delta_r H$ за реакцијата претставена со следнава равенка:



ПРЕСМЕТУВАЊЕ ТОПЛИНСКИ ЕФЕКТИ НА РЕАКЦИИ ВРЗ ОСНОВА НА ДАДЕНА ТЕРМОХЕМИСКА РАВЕНКА

Во претходните лекции беа разгледани хемиските пресметки што вклучуваат топлински ефекти, како и начинот на запишување и толкување на термохемиските равенки. Врз основа на овие знаења, во продолжение ќе се поврзат поимите за *количество супстанца*, *реакциска енталпија* и *разменета топлина*, за да се извршуваат пресметки на топлинските ефекти на реакции врз основа на дадена термохемиска равенка.

Пример 3.10.

Врз основа на термохемиската равенка
 $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) = 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$
 $\Delta_r H = -25 \text{ kJ/mol}$
 пресметај го количеството топлина што ќе се ослободи ако изреагираат 16 g Fe_2O_3 и масата на добиеното железо!

Дадено е:

$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g}) = 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}_2(\text{g})$
 $\Delta_r H = -25 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -16 \text{ g}$

Се бара:

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

Решение:

Во условот на задачата е дадена масата на Fe_2O_3 . Бидејќи масата не може директно да се поврзе со количеството разменета топлина, прво треба да се определи количеството на Fe_2O_3 , а потоа оваа вредност да се замени во изразот за ΔH .

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

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

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

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

За да се пресмета масата на железото се постапува на следниов 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.

Магнезиумот согорува во присуство на кислород според равенката
 $\text{Mg}(\text{s}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) = \text{MgO}(\text{s})$.
 При согорување на 9 g магнезиум ослободени се 222,6 kJ топлина кон околината. Пресметај ја реакциската енталпија!

Дадено е:

$\Delta m(\text{Mg}) = -9 \text{ g}$
 $\Delta H = -222,6 \text{ kJ}$

Се бара:

$\Delta_r H = ?$

Решение:

Со помош на масата и моларната маса на магнезиумот може да се пресмета неговото количество, а оттаму досегот на реакцијата.

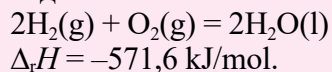
$$\Delta n(\text{Mg}) = \frac{\Delta m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{-9 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}} = -0,37 \text{ mol}$$

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

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

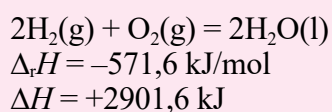
Пример 3.12.

Термохемиската равенка за реакцијата на образување вода гласи:



Пресметај го волуменот на водород што ќе се образува ако 2901,6 kJ топлина се пренесат врз системот во кој се одвива реакција на разложување на вода!

Дадено е:



Се бара:

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

Решение:

Во условот на задачата е зададена термохемиската равенка на добивање вода, но разменетото количество топлина се однесува на обратната реакција – разложување на вода. Според тоа, за оваа реакција може да се запише следнава термохемиска равенка:



Решението на задачата започнува со пресметување на промената на досегот на реакцијата. Потоа, оваа величина може да се поврзе со количеството и со волуменот на водородот.

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

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

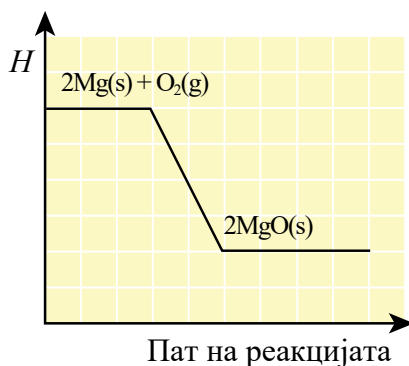
$$\Delta V(\text{H}_2) = \Delta n(\text{H}_2) \cdot V_m = 10,16 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 227,6 \text{ dm}^3$$

Размисли и одговори:

1. Кога 1,34 g цинк целосно реагираат со раствор од хлороводородна киселина, се ослободуваат 3,14 kJ топлина. Пресметај ја реакциската енталпија за реакцијата што е претставена со равенката $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) = \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$!
2. При изведување на реакција на неутрализација помеѓу раствори од хлороводородна киселина и од натриум хидроксид се ослободиле 11,46 kJ топлина. Пресметај ја промената на досегот на реакцијата и масата на натриум хидроксид што изреагирала при реакцијата! Термохемиската равенка е $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) = \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta_r H = -57,3 \text{ kJ/mol}$.
3. Дадена е термохемиската равенка $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta_r H = -890 \text{ kJ/mol}$. Пресметај ја промената на досегот на реакцијата и количеството ослободена топлина ако изгорат 8 g метан!

Тематски тест

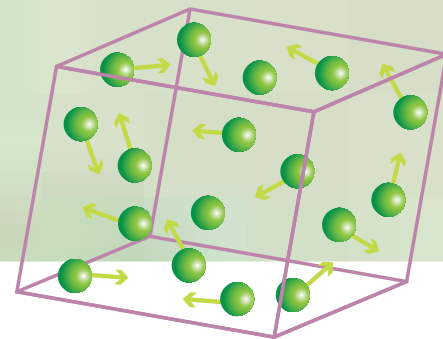
- При ендотермна реакција:
а) се прима топлина од околината, а температурата на околината се покачува
б) се ослободува топлина кон околината, а температурата на околината се покачува
в) се прима топлина од околината, а температурата на околината се снижува
г) се ослободува топлина од околината, а температурата на околината се снижува
5 б.
- За секој од следниве физички или хемиски процеси наведи дали е егзотермен или ендотермен.
а) пиролиза на магнезиум карбонат
б) неутрализација на KOH и HCl
в) горење на алкохол
г) фотосинтеза
д) топење на мраз
15 б.
- При растворање на амониум хлорид во вода настанува _____ процес и температурата на смесата _____.
а) ендотермен; опаѓа
б) ендотермен; расте
в) егзотермен; опаѓа
г) егзотермен; расте
5 б.
- Температурата на системот пред отпочнување на хемиската реакција била 25 °C, а по завршувањето се покачила на 35 °C. Каква е вредноста на реакциската енталпија?
а) $\Delta_r H = 0$
б) $\Delta_r H > 0$
в) $\Delta_r H < 0$
г) нема доволно податоци за да се процени вредноста
5 б.
- Врз основа на графичкиот приказ на промената на енталпијата при реакцијата на соединување на магнезиум и кислород определи:
а) дали станува збор за ендотермна или егзотермна реакција
б) дали на системот му се доведува топлина или топлина се одведува од системот
в) дали $\Delta_r H$ е позитивна или негативна величина



15 б.

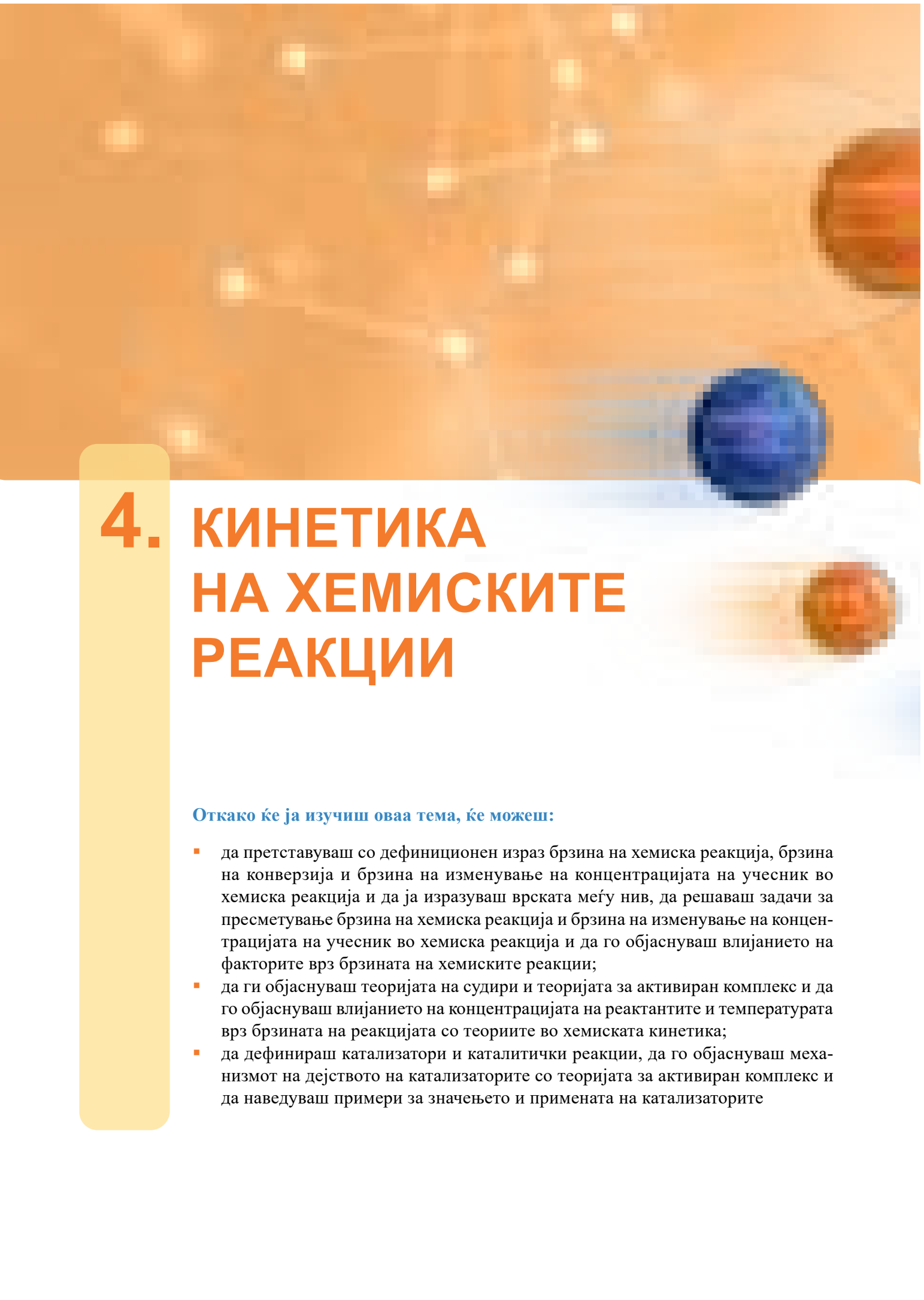
6. Врз основа на следниве описи напиши ги термохемиските равенки на процесите.
- а) За да се одвива реакција помеѓу еден мол раствор од натриум хидрогенкарбонат и раствор од хлороводородна киселина врз системот треба да се пренесат 11,8 kJ топлина.
- б) При горење на еден мол метанол ($\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$), кон околината се ослободуваат 726 kJ топлина.
- 10 б.
7. Во воден раствор, 0,05 mol HCl реагира со 0,05 mol NaOH, при што се ослободуваат 2,9 kJ топлина. Напиши ја термохемиската равенка за неутрализација на 1 mol раствор од HCl со раствор од NaOH.
- 15 б.
8. Реакциската енталпија за реакцијата на разложување на натриум хидрогенкарбонат (познат и како сода бикарбона), при што се добиваат натриум карбонат, јаглерод диоксид и вода, изнесува 85,66 kJ/mol.
- а) Напиши ја термохемиската равенка на оваа реакција! (5 б.)
- б) Претстави ја со дијаграм промената на енталпијата за реакцијата на разложување на натриум хидрогенкарбонат. Правилно означи ги оските, $H_{(\text{продукти})}$, $H_{(\text{реактанти})}$ и покажи дали $\Delta_r H$ е позитивна или негативна вредност! (10 б.)
- в) Пресметај колку топлина е потребно за разложување на 200 g NaHCO_3 ! (5 б.)
- г) Пресметај колкава маса Na_2CO_3 се добива при разложување на 200 g NaHCO_3 ! (5 б.)
- д) Пресметај колкав волумен CO_2 се добива при разложување на 200 g NaHCO_3 ! (5 б.)

30 б.



РЕЗИМЕ

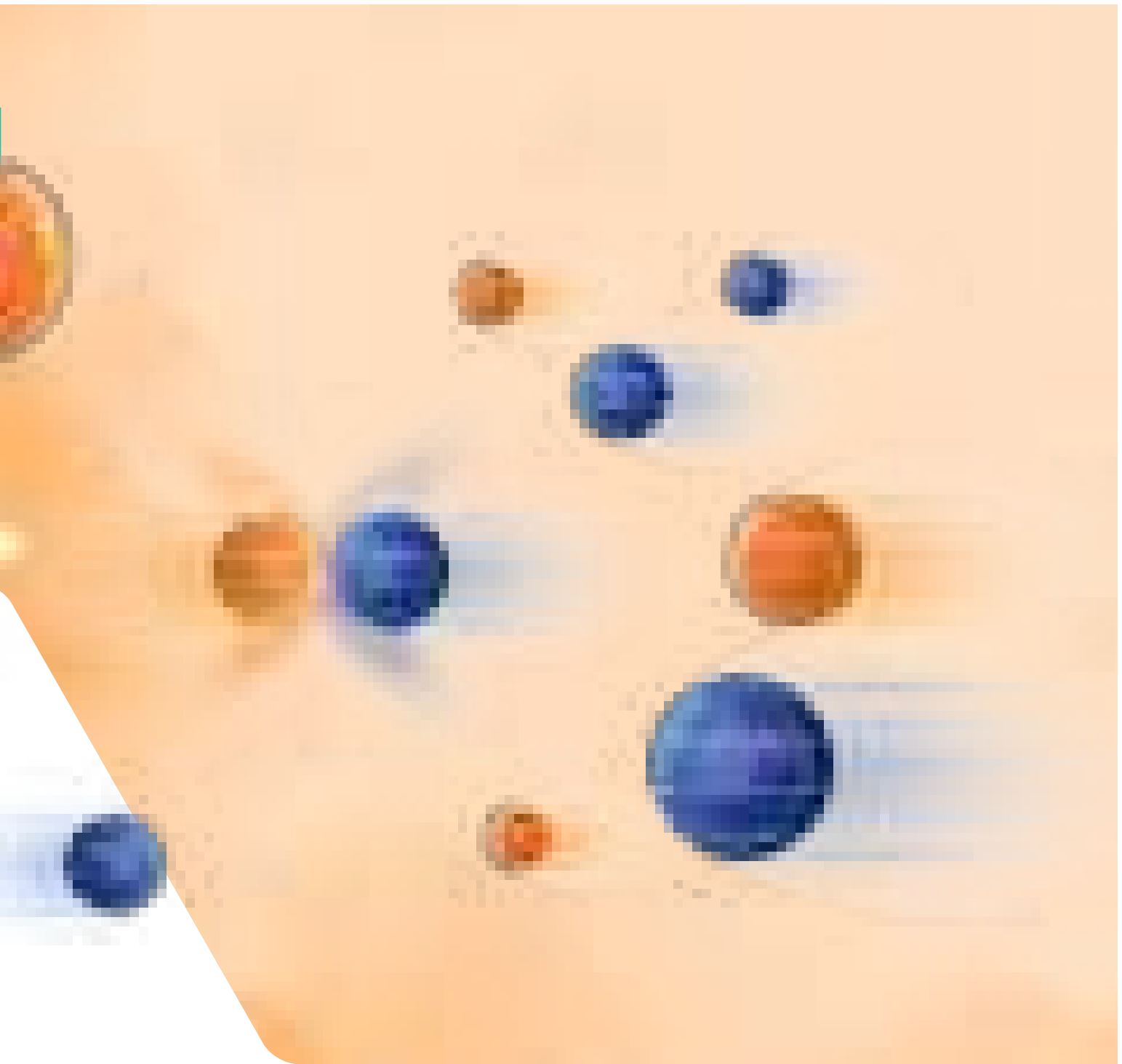
- Вкупната енергија на еден систем се состои од кинетичка и потенцијална енергија на системот во целина и внатрешна енергија.
- Кинетичка енергија е енергијата што е поврзана со движењето на некое тело (или честичка).
- Потенцијална енергија е енергијата што ја има едно тело поради својата положба во просторот и е во врска со интеракциите (заемните дејства) меѓу телата што сочинуваат еден систем и нивната околина или меѓу честичките од кои е составен системот.
- Внатрешната енергија е збир од кинетичката и потенцијалната енергија на сите честички во системот.
- Систем е дел од природата за кој сме заинтересирани. Останатиот дел од универзумот се смета за околина.
- Системите можат да бидат отворени, затворени и изолирани. Во отворен систем можна е размена и на супстанции и на енергија со околината, во затворен систем може да се разменува само енергија, а во изолиран систем не е можна размена ниту на супстанции ниту на енергија.
- Топлина не е исто што и температура.
- Кога се разменува енергија од системот кон околината, внатрешната енергија на системот се намалува ($\Delta U < 0$), а кога се разменува енергија од околината кон системот внатрешната енергија на системот се зголемува ($\Delta U > 0$).
- Егзоенергетски се оние процеси при кои системот ослободува енергија, а ендоенергетски оние за чие одвивање е потребно внесување енергија. Ако енергијата е во вид на топлина, процесите се наречени егзотермни или ендотермни.
- Енталпија на еден систем претставува збир од внатрешната енергија и производот на волуменот на тој систем и притисокот што владее во него.
- Калориметри се уреди што служат за мерење на топлинските ефекти што се одвиваат при константен притисок.
- Промена на моларната енталпија, ΔH_m , е величина која претставува однос помеѓу промената на енталпијата на системот и количеството супстанца.
- Реакциска енталпија, $\Delta_r H$, е величина која се изразува како однос помеѓу промената на енталпијата на системот и промената на досегот на реакцијата.
- За ендотермни процеси $\Delta H_m > 0$ т.е. $\Delta_r H > 0$, а за егзотермни $\Delta H_m < 0$ т.е. $\Delta_r H < 0$.
- Промената на реакциската енталпија може да се претстави графички со т.н. енталписки дијаграм.
- Термохемиските равенки се состојат од стехиометриски и од величински дел. Стехиометрискиот дел ја дава промената на хемискиот состав на реакцискиот систем, а величинскиот дел го претставува топлинскиот ефект на реакцијата онака како што е запишана равенката.



4. КИНЕТИКА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

Откако ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да претставуваш со дефиниционен израз брзина на хемиска реакција, брзина на конверзија и брзина на изменување на концентрацијата на учесник во хемиска реакција и да ја изразуваш врската меѓу нив, да решаваш задачи за пресметување брзина на хемиска реакција и брзина на изменување на концентрацијата на учесник во хемиска реакција и да го објаснуваш влијанието на факторите врз брзината на хемиските реакции;
- да ги објаснуваш теоријата на судири и теоријата за активиран комплекс и да го објаснуваш влијанието на концентрацијата на реактантите и температурата врз брзината на реакцијата со теориите во хемиската кинетика;
- да дефинираш катализатори и каталитички реакции, да го објаснуваш механизмот на дејството на катализаторите со теоријата за активиран комплекс и да наведуваш примери за значењето и примената на катализаторите



СОДРЖИНИ:

- 4.1 Брзина на хемиските реакции
- 4.2 Теорија на судири и теорија за активиран комплекс
- 4.3 Катализа

4.1 БРЗИНА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

БРЗИНА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

Поими:

брзина на хемиска реакција, брзина на конверзија, брзина на изменување на концентрација на учесник во хемиска реакција, температурен коефициент

Нештата во природата се одвиваат со различна брзина. На пример, животните се движат со различна брзина – полжавот се движи многу бавно, додека гепардот може да достигне исклучително голема брзина. Срцето кај различни луѓе чука со различна брзина, а кај ист човек може да чука побрзо при физичка активност и побавно во состојба на мирување. Растенијата растат со различна брзина, брзината на движење на пешакот и велосипедистот е различна, различни небесни тела се движат со различна брзина итн.

И хемиските реакции се одвиваат со различна брзина. На пример, железото има способност да 'рѓосува под дејство на кислородот од воздухот и водата. Овој процес е многу бавен. Од друга страна, ако железна волна се внесе во пламен, веднаш се забележуваат искри, што укажува на брза реакција. Хемиските реакции во организмот можат да траат дел од секунда или со години.

Проучувањето на брзината на хемиските реакции има големо значење во индустријата, бидејќи овозможува да се утврди колку брзо се создаваат продуктите и кои услови овозможуваат најефикасен и најекономичен принос. Овие знаења се корисни и во ситуации кога е потребно реакциите да се забават, како на пример реакциите што доведуваат до уништување на озонот во стратосферата или реакциите при кои загадувачите во воздухот се соединуваат и создаваат смог. Во други случаи, важно е да се знае колку долго ќе трае одредена реакција, како на пример радиоактивното дејство на радиоактивниот отпад. Делот од хемијата што се занимава со проучување на брзината на хемиските реакции и со факторите што влијаат врз брзината на хемиските реакции се нарекува **хемиска кинетика**.

Што е брзина на хемиска реакција?

Во физиката брзината се дефинира како однос помеѓу измениот пат и времето што е потребно да се измине тој пат. И во хемијата се постапува слично. Величината којашто покажува до каде напреднала реакцијата е досегот на реакцијата. Според тоа, како мерка за брзината со која напредува реакцијата може да се земе односот меѓу промената на досегот на реакцијата и времето што е потребно да дојде до ваква промена.

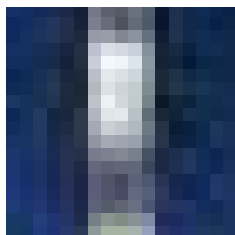
$$J = \frac{\Delta \xi}{\Delta t}$$



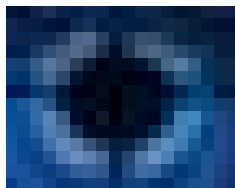
а



б



в



г

Слика 4.1 Некои хемиски реакции се бавни (а, б), а некои брзи (в, г)

Всушност, оваа величина се нарекува **брзина на конверзијата (претворањето)** и се мери во mol/s, односно mol·s⁻¹.

Брзината на реакцијата се однесува на величината којашто е дефинирана на следниов начин:

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

каде што V е волуменот на системот.

Кај голем број реакции (особено во течна и цврста фаза) може да се смета дека волуменот е константен. Ако изразот за промена на досегот $\Delta \xi = \frac{\Delta n(X)}{\nu(X)}$ се замени во изразот за брзина на реакцијата, оваа величина може да се изрази и како:

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

Брзината на реакцијата е величина што ја опишува реакцијата како целина и не зависи од тоа за кој реактант или продукт во реакцијата се пресметува. Соодветно, единицата за брзината на реакцијата е mol/(dm³·s) или mol·dm⁻³·s⁻¹. Брзината на реакцијата треба да биде позитивна вредност, па затоа, по договор, стехиометриските коефициенти на реактантите се земаат со негативен предзнак (концентрацијата на реактантите се намалува со текот на времето и $\Delta c < 0$), а стехиометриските коефициенти на продуктите се позитивни (концентрацијата на продуктите се зголемува со текот на времето и $\Delta c > 0$).

Во хемијата, многу поважно е да се знае колку брзо реактантите се претвораат во продукти, односно колку брзо се образуваат продуктите. Досегот не може директно да се измери, па затоа, по договор, многу почесто се користи величината **брзина на изменување на концентрацијата на учесник во хемиската реакција**, којашто се дефинира како однос помеѓу промената на концентрацијата на даден учесник во реакцијата и времето потребно да дојде до ваква промена на концентрацијата. Единицата за брзината на изменување на концентрацијата на учесник во хемиската реакција е mol/(dm³·s) или mol·dm⁻³·s⁻¹.

$$v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$$

Брзина на
конверзија

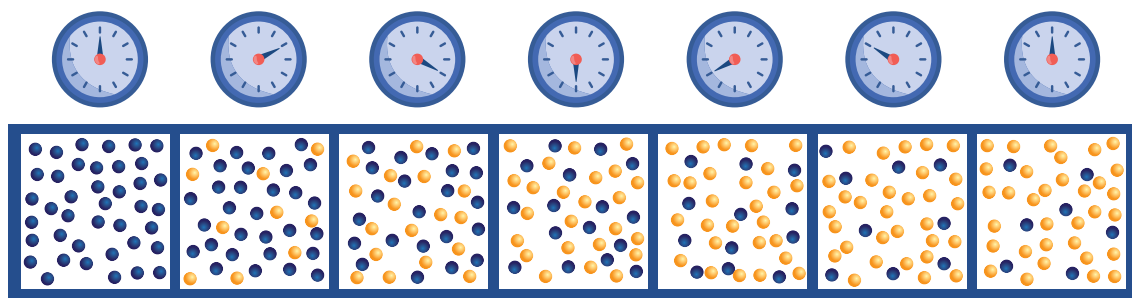
$$J = \frac{\Delta \xi}{\Delta t}$$

Брзина на
реакција

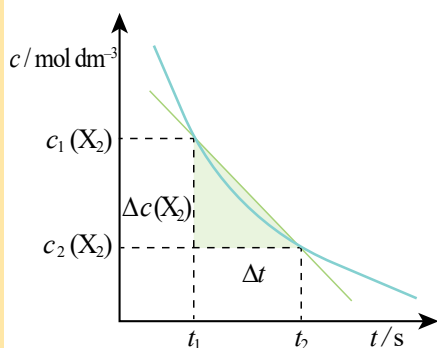
$$v = \frac{\Delta c(X)}{\nu(X) \cdot \Delta t}$$

Брзината на
изменување
на концен-
трацијата
на даден
учесник

$$v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$$



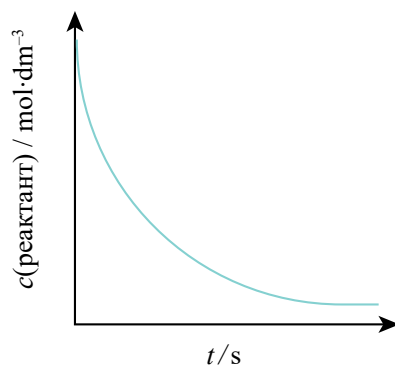
Слика 4.2 Напредување на реакцијата претставена со равенката $X \rightarrow Y$. На почетокот се присутни само честички од реактантот X (сини топчиња), а со текот на времето се образуваат честички на продуктот Y (жолти топчиња).



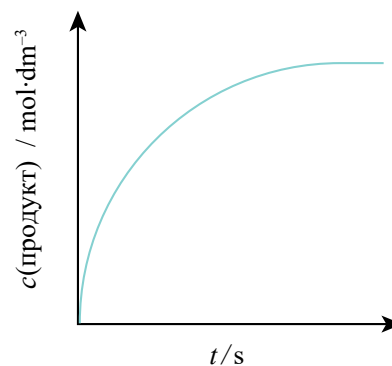
Слика 4.3 Промена на концентрацијата на реактантот X во даден временски интервал

По договор, негативен предзнак се зема кога X е реактант, бидејќи концентрацијата на реактантите опаѓа со текот на времето, па $\Delta c < 0$. Ако X е продукт, неговата концентрација се покачува и $\Delta c > 0$, па се зема позитивен предзнак. Вака се постапува за брзината секогаш да биде позитивна величина.

Брзините на изменување на концентрацијата на различни учесници во реакцијата обично не се еднакви. Всушност, еднакви ќе бидат само ако сите стехиометриски коефициенти се меѓусебно еднакви. Затоа, кога се зборува за брзина на изменување на концентрацијата мора да се нагласи за кој учесник станува збор.



Слика 4.4 Концентрацијата на реактантите се намалува со текот на времето



Слика 4.5 Концентрацијата на продуктите се зголемува со текот на времето

Од горните изрази може да се забележи дека ако брзината на изменување на концентрацијата на учесник во хемиска реакција се подели со апсолутната вредност на стехиометрискиот коефициент на дадениот учесник, се добива изразот за брзина на реакцијата.

$$v = \frac{v(X)}{\nu(X)}$$

Пример 4.1.

Реакцијата на добивање азот диоксид од азот моноксид, претставена со следнава хемиска равенка

$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{NO}_2(\text{g})$,
е испитувана експериментално и добиени се следниве резултати:

t/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

Пресметај ја:

а) брзината на изменување на концентрацијата на азот моноксид, кислород и азот диоксид од 50-тата до 100-тата секунда.

б) брзината на реакцијата од 50-тата до 100-тата секунда.

Дадено е:

$$t_1 = 50 \text{ s}$$

$$t_2 = 100 \text{ s}$$

Се бара:

а) $v(\text{NO}) = ?$

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

$$v(\text{NO}_2) = ?$$

б) $v = ?$

Решение:

а) Тргувајќи од изразот $v(X) = \pm \frac{\Delta c(X)}{\Delta t}$ се заменуваат вредностите за концентрациите на учесниците во реакцијата што се дадени во табелата, при што треба да се води сметка дека NO и O₂ се реактанти.

$$\Delta t = t_2 - t_1 = 100 \text{ s} - 50 \text{ s} = 50 \text{ s}$$

$$v(\text{NO}) = - \frac{\Delta c(\text{NO})}{\Delta t} = - \frac{(0,06 - 0,08) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = - \frac{-0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0004 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v(\text{O}_2) = - \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} = - \frac{(0,03 - 0,04) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = - \frac{-0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v(\text{NO}_2) = + \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{\Delta t} = \frac{(0,04 - 0,02) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = \frac{0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{50 \text{ s}} = 0,0004 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

Се забележува дека брзините на изменување на концентрацијата на различни учесници во реакцијата се различни. Овие брзини се еднакви за NO и NO₂ бидејќи стехиометриските коефициенти пред овие учесници во реакцијата се еднакви. Брзината на изменување на концентрацијата на кислородот е двојно помала од онаа на NO или на NO₂.

б) Брзината на реакцијата во дадениот временски интервал може да се пресмета земајќи ја промената на концентрацијата на кој било учесник во реакцијата. Во секој случај, добиената вредност ќе биде иста.

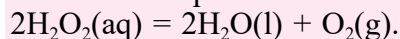
$$v = \frac{\Delta c(\text{NO})}{v(\text{NO}) \cdot \Delta t} = \frac{(0,06 - 0,08) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-2 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{-0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-100 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v = \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{v(\text{O}_2) \cdot \Delta t} = \frac{(0,03 - 0,04) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-1 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{-0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{-50 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

$$v = \frac{\Delta c(\text{NO}_2)}{v(\text{NO}_2) \cdot \Delta t} = \frac{(0,04 - 0,02) \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{2 \cdot 50 \text{ s}} = \frac{0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{100 \text{ s}} = 0,0002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

Пример 4.2.

Разложувањето на водород пероксид е дадено со следнава хемиска равенка:



Во сад со волумен 250 mL на почетокот имало 0,680 g H_2O_2 , а по 120 s останале 0,612 g. Пресметај ја:

а) брзината на изменување на концентрацијата на водород пероксид.

б) брзината на изменување на концентрацијата на кислород

Дадено е:

$$m_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,680 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,612 \text{ g}$$

$$V = 250 \text{ mL} = 0,25 \text{ L} = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$t = 120 \text{ s}$$

$$t_0 = 0 \text{ s}$$

Се бара:

а) $v(\text{H}_2\text{O}_2) = ?$

б) $v(\text{O}_2) = ?$

Решение:

$$\Delta t = t - t_0 = 120 \text{ s} - 0 \text{ s} = 120 \text{ s}$$

$$\text{а) } \Delta m(\text{H}_2\text{O}_2) = m(\text{H}_2\text{O}_2) - m_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,612 \text{ g} - 0,680 \text{ g} = -0,068 \text{ g}$$

$$\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\Delta m(\text{H}_2\text{O}_2)}{M(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{-0,068 \text{ g}}{34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = -0,002 \text{ mol}$$

$$\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V} = \frac{-0,002 \text{ mol}}{0,25 \text{ dm}^3} = -0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}_2) = -\frac{\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2)}{\Delta t} = -\frac{-0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{120 \text{ s}}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}_2) = 6,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

б) Брзината на изменување на концентрацијата на кислород може да се пресмета на два начина.

Прв начин – преку пресметување на брзината на реакцијата:

$$v = \frac{\Delta c(\text{H}_2\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \Delta t} = \frac{-0,008 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{-2 \cdot 120 \text{ s}} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot v = 1 \cdot 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Втор начин – преку пресметување на односот помеѓу количествата на кислород и водород пероксид:

$$\frac{\Delta n(\text{O}_2)}{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)}$$

$$\Delta n(\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot 1}{-2} = \frac{-0,002 \text{ mol} \cdot 1}{-2} = 0,001 \text{ mol}$$

$$\Delta c(\text{O}_2) = \frac{\Delta n(\text{O}_2)}{V} = \frac{0,001 \text{ mol}}{0,25 \text{ dm}^3} = 0,004 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$v(\text{O}_2) = \frac{\Delta c(\text{O}_2)}{\Delta t} = \frac{0,004 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{120 \text{ s}} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Оттука, може да се изведе заклучок дека односот помеѓу брзината на изменување на концентрацијата на еден учесник и брзината на изменување на концентрацијата на друг учесник во реакцијата е еднаков на односот помеѓу нивните стехиометриски коефициенти, земени по апсолутна вредност.

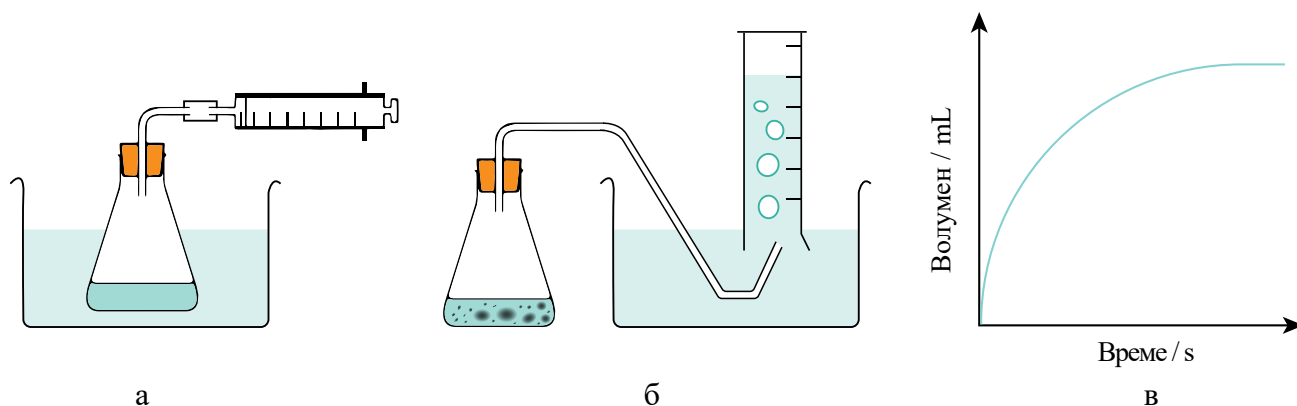
$$\frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{\frac{\Delta n(\text{O}_2)}{V \cdot \Delta t}}{\frac{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V \cdot \Delta t}} = \frac{\Delta n(\text{O}_2)}{\Delta n(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{H}_2\text{O}_2)} = \frac{1}{2}$$

$$v(\text{O}_2) = \frac{v(\text{H}_2\text{O}_2)}{2} = \frac{6,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}}{2} = 3,33 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Како експериментално може да се следи брзината на реакцијата?

Иако во задачите најчесто се користи промената на концентрацијата, таа не може директно да се измери при одвивање на реакција. Наместо тоа, експериментално се мерат други величини што се во врска со концентрацијата, како што се масата на супстанцата, волуменот на гасот, рН-вредноста, електричната спроводливост, притисокот и др.

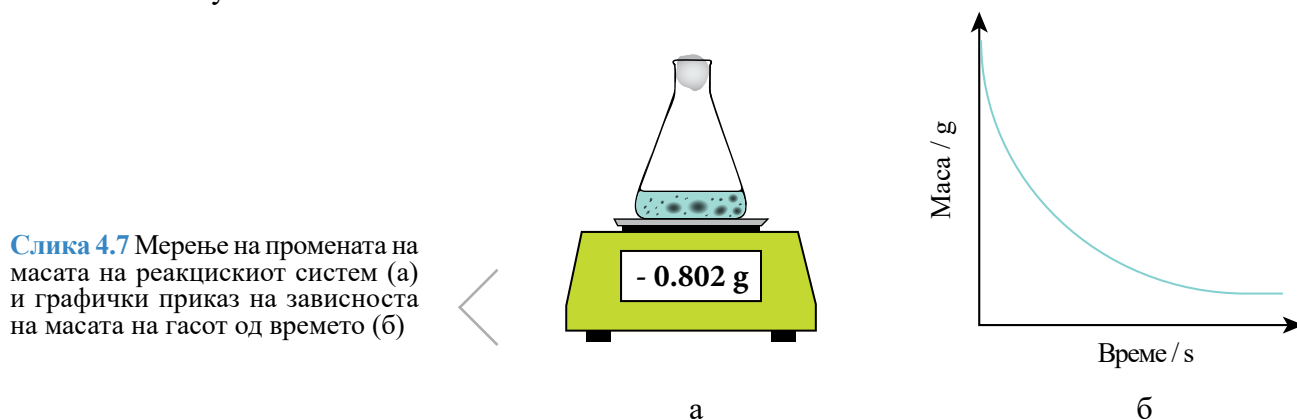
Така, на пример, ако еден од продуктите на хемиската реакција е гас, тој може да се собира со помош на шприц и да се мери промената на волуменот во одредени временски интервали, а потоа графички да се претстави промената на волуменот на гасот како функција од времето. Гасот може да се собира и под вода, со истиснување на водата од превртена мензура. За да може да се примени овој метод, гасот треба да е нерастворлив во вода.



Слика 4.6 Собирање и мерење на волуменот на гасот (а, б) и графички приказ на зависноста на волуменот на гасот од времето (в)

Од графичкиот приказ може да се заклучи дека брзината на реакцијата е најголема на почетокот. Всушност, колку што е пострмен наклонот на кривата, толку реакцијата побрзо се одвива.

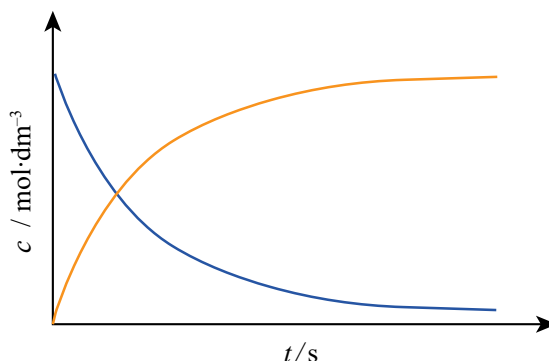
Брзината на реакцијата може да се следи и преку промената на масата. Ако се добива гасовит продукт, тогаш масата на реакциониот систем ќе се намалува со текот на времето поради тоа што гасот ќе го напушта системот.



Слика 4.7 Мерење на промената на масата на реакциониот систем (а) и графички приказ на зависноста на масата на гасот од времето (б)

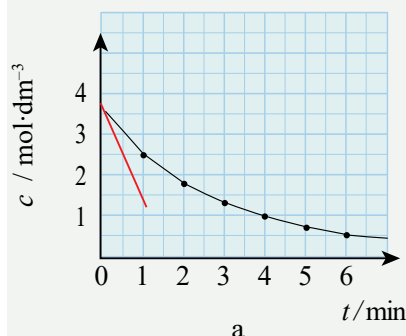
Ако графички се претстави зависноста на концентрацијата на реактантите и продуктите од времето, се добива приказ сличен како оној на Слика 4.8, од каде што може да се забележи дека концентрацијата на реактантите се намалува, а онаа на продуктите се зголемува со текот на времето.

Слика 4.8 Графички приказ на зависноста на концентрацијата на реактантите и продуктите од времето

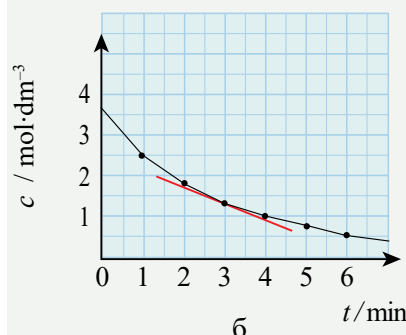


НАУЧИ ПОВЕЌЕ

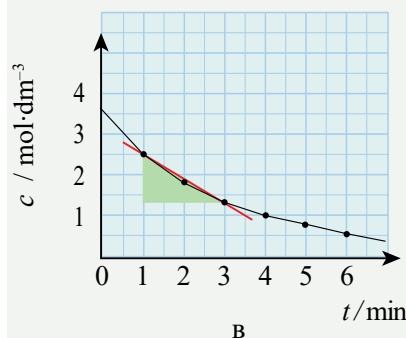
Која е разликата помеѓу почетната, моментната и просечната брзина?



Почетна брзина на хемиската реакција е брзината на почетокот на реакцијата. Таа е најголема бидејќи на почетокот концентрациите на реактантите се највисоки. Како што реакцијата напредува и концентрацијата на реактантите се намалува, се намалува и брзината на реакцијата, што може јасно да се забележи од обликот на кривата.



Моментна брзина на хемиската реакција е брзината на реакцијата во точно определен момент од времето. Таа се определува како наклон на тангентата на кривата во избраната точка. Колку е поголем (по апсолутна вредност) наклонот на тангентата, толку е поголема моментната брзина на реакцијата.



Просечна брзина на хемиската реакција се определува за одреден временски интервал и претставува однос меѓу промената на концентрацијата на реактантите или продуктите и времето во тој интервал. Графички, таа се прикажува со наклонот на секантата што ги поврзува почетната и крајната точка на интервалот.



Размисли и одговори:

- Кои од следниве процеси се сметаат за брзи, а кои за бавни?
 - скапување на овошје
 - горење на дрво
 - експлозија на гас
 - хемиска ерозија на карпите
 - разградување на пластични материјали
 - претворање на дијамант во графит
- Колку изнесува брзината на изменување на концентрацијата на азот ако брзината на изменување на концентрацијата на амонијак е $0,7 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$? Равенката на реакцијата е $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) = 2\text{NH}_3(\text{g})$.
- При оксидација на амонијак во атмосфера на кислород концентрацијата на амонијак се намалила од $0,120 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ до $0,084 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ за 300 s. Колку изнесува брзината на реакцијата? Равенката на хемиската реакција е $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) = 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
- Реакцијата на разложување на калиум хлорат е дадена со следнава хемиска равенка: $2\text{KClO}_3(\text{s}) = 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$. Ако брзината на изменување на концентрацијата на калиум хлорид е $0,48 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$, пресметај ги брзината на реакцијата, брзината на изменување на концентрацијата на кислород и брзината на изменување на концентрацијата на калиум хлорат!
- Разложувањето на азот диоксид е дадено со следнава хемиска равенка: $2\text{NO}_2(\text{g}) = 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. Во сад со волумен 200 mL на почетокот имало 0,150 g NO_2 , а по 40 s останале 0,126 g. Пресметај ги брзината на изменување на концентрацијата на азот диоксид и брзината на изменување на концентрацијата на кислород!
- Билјана и Зулејха изведувале реакција помеѓу калциум карбонат и разреден раствор на хлороводородна киселина, земена во вишок, на собна температура. За да добијат информација за брзината на реакцијата, тие ја мереле масата на реакцискиот систем во текот на времето. Потоа, врз основа на добиените податоци ја пресметале просечната брзина на создавање на CO_2 како однос $\Delta m(\text{CO}_2)/\Delta t$ за секој временски интервал. Резултатите ги претставиле табеларно на следниов начин:

t/min	Преостаната $m(\text{систем})/\text{g}$	$\Delta m(\text{систем})/\text{g}$	$m(\text{CO}_2)/\text{g}$	$\Delta m(\text{CO}_2)/\text{g}$	$\Delta t/\text{min}$	$v(\text{CO}_2)/\text{g} \cdot \text{min}^{-1}$
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 детална постапка за изведување на овој експеримент! Наведи ги лабораторискиот прибор и потребните супстанции!
- Препиши ја табелата во тетратка и дополни ги празните места!
- Претстави ја графички зависноста на масата на јаглерод диоксид од времето!
- Колку време траела реакцијата? Образложи го одговорот!
- Колку грама јаглерод диоксид се добиле? Образложи го одговорот!
- Во кој временски интервал реакцијата била најбрза?

ФАКТОРИ ШТО ВЛИЈААТ ВРЗ БРЗИНАТА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

Хемиските реакции не се одвиваат со еднаква брзина. За да се случи хемиска реакција честичките од коишто се изградени реактантите треба да се доближат едни до други и да се судрат на погоден начин. Движењето на честичките е најголемо кај гасовитите супстанции, па затоа се очекува реакциите помеѓу гасовите да бидат брзи. Исто така, брзи се и јонските реакции што се одвиваат помеѓу јоните во раствор.

Брзината на реакцијата зависи од реакцискиот систем. Секоја промена на условите што влијае на честотата и ефикасноста на судирите меѓу честичките ќе влијае и на брзината со која се одвива реакцијата. Постојат повеќе фактори што влијаат врз брзината на хемиските реакции, од кои најважни се:

- природата на супстанците
- големината на површината на реактантот во цврста агрегатна состојба
- концентрацијата на реактантите
- температурата
- катализаторите

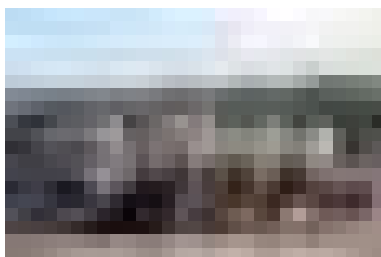
Влијание на природата на супстанците врз брзината на реакцијата

Еден од основните фактори од кој зависи брзината на реакцијата е самата природа на супстанците што стапуваат во реакција. Така, водородот реагира бурно со хлорот, а при истите услови неговата реакција со азотот е бавна. Реакцијата на натриумот со кислородот е многу побрза одошто реакцијата помеѓу железото и кислородот при исти услови, реакциите на различни метали со раствор од хлороводородна киселина се одвиваат со различни брзини итн.

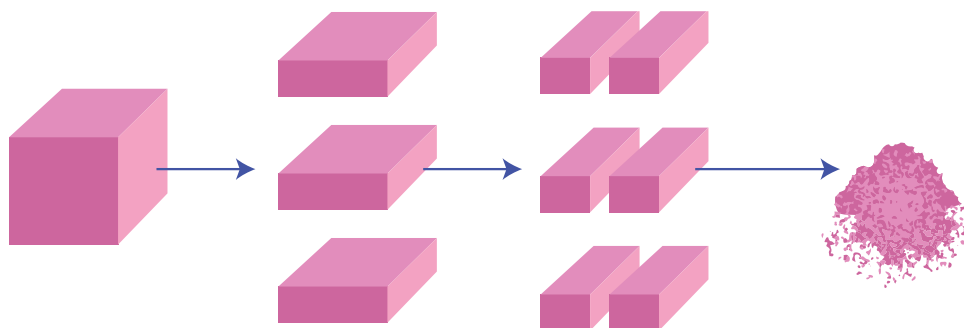
Влијание на големината на површината на реактантот во цврста агрегатна состојба врз брзината на хемиските реакции

Кога реактантите се во гасовита агрегатна состојба или во раствор, честичките се лесно подвижни и почесто настануваат ефикасни судири меѓу нив, па ваквите реакции се брзи. Меѓутоа, ако еден од реактантите е во цврста агрегатна состојба, брзината на реакцијата ќе зависи од неговата допирна површина. Допирната површина е мерка за тоа колкав дел од површината на цврстата супстанца е во контакт со другиот реактант. Колку што супстанцата е поиситнета, толку нејзината допирна површина е поголема.

Така, парче јаглен гори бавно кога ќе се запали на воздух. Брзината на горењето може да се зголеми ако јагленот се скрши на помали парчиња, бидејќи поголема површина од јагленот е изложена на воздух. Ако јагленот се спраши и потоа се запали додека е диспергиран во воздухот, тој гори експлозивно. Ова е причината за експлозии во рудниците за јаглен.



Слика 4.9 Експлозија предизвикана од јагленова прашина



Слика 4.10 Со ситнење на цврста супстанца се зголемува нејзината допирна површина

Зголемувањето на допирната површина доведува до зголемување на брзината на реакцијата. Тоа може да се покаже со следниов експеримент.



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Влијание на големината на површината на цврст реактант врз брзината на реакцијата

Потребен прибор и супстанции: две лабораториски чаши од 100 mL, лажичка, цврст калциум карбонат (варовник), разреден раствор од хлороводородна киселина, аванче со толчник, вага, мензура, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во две чаши стави еднаков волумен од разредениот раствор од хлороводородна киселина (на пример, 30 mL). Издоби варовник со помош на аванчето и толчникот. На вага, измери едно парченце варовник и еднаква маса спрашен варовник. Во првата чаша додај го парчето варовник, а во втората спрашениот варовник. Што забележуваш? Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

Од експериментот може да се заклучи дека поинтензивно ослободување меурчиња се забележува во чашата во којашто е ставен спрашениот варовник. Допирната површина на варовникот е многу поголема во овој случај, па поголем дел од површината е во контакт со киселината. Ова доведува до почести судири меѓу честичките на варовникот и честичките на киселината, а со тоа и до побрзо одвивање на реакцијата. Од друга страна, во првата чаша честичките на киселината можат да реагираат само со честичките од варовникот што се наоѓаат на површинскиот слој од парчето, додека честичките во внатрешноста на парчето воопшто не се во контакт со честичките од киселината. Затоа во овој случај реакцијата е побавна. Равенката на оваа реакција е:



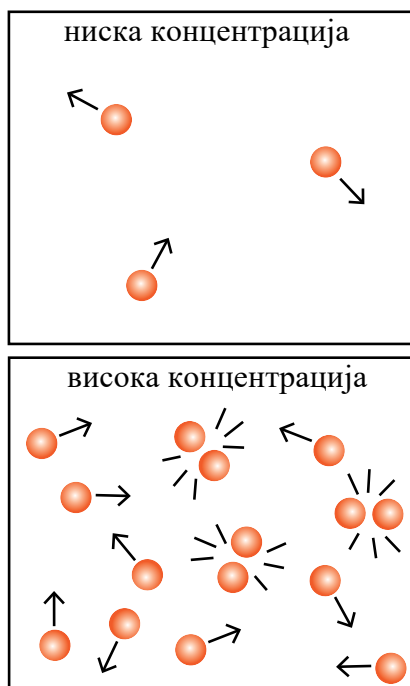
Влијание на концентрацијата на реактантите врз брзината на хемиските реакции

Горењето на супстанците во чист кислород е многу поинтензивно одошто на воздух затоа што во чистиот кислород неговата концентрација е околу пет пати поголема од онаа во воздухот (во воздухот има околу 21 % кислород). Така на пример, горењето на јаглен ќе зависи не само од допирната површина на цврстата супстанца, туку и од концентрацијата на гасовитата супстанца.

Во хомоген систем, брзината на реакцијата зависи од концентрацијата на реактантите. Општо, со **зголемување на концентрацијата на реактантите се зголемува и брзината на реакцијата**. Ако се зголеми концентрацијата на еден или на повеќе реактанти, во даден волумен ќе бидат присутни поголем број честички, па веројатноста за судири помеѓу нив се зголемува. Со тоа, се зголемува и брзината на реакцијата.

Ако реакцијата е неповратна, на брзината на реакцијата влијае само концентрацијата на реактантите, а во случај на повратна реакција влијае и концентрацијата на реактантите и онаа на продуктите. Сепак, во некои случаи е тешко да се предвиди зависноста на брзината на реакцијата од концентрацијата, затоа што реакцијата може да се одвива во повеќе степени, а само еден од нив да ја одредува брзината на реакцијата. Затоа, таа треба експериментално да се определува.

За реакциите што се одвиваат помеѓу гасови, притисокот го има истиот ефект, односно зголемувањето на притисокот на системот предизвикува зголемување на брзината на реакцијата.



Слика 4.11 Кога концентрацијата на реактантите е повисока, присутни се поголем број честички кои се поблиску едни до други, па поголема е веројатноста да се судрат



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

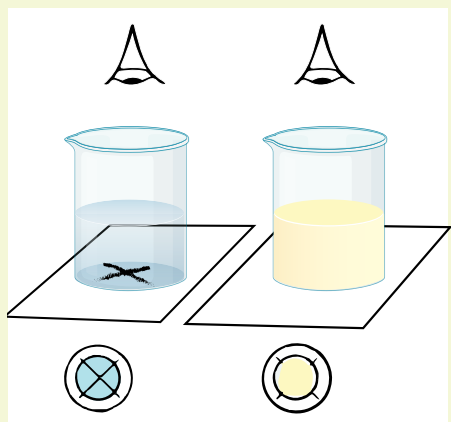
Влијание на концентрацијата врз брзината на реакцијата

Потребен прибор и супстанции: пет лабораториски чаши од 100 mL, две мензури од 50 mL, шприц, маркер, пет стаклени стапчиња, штоперица, дестилирана вода, раствор од натриум тиосулфат ($c = 0,15 \text{ mol/L}$), раствор од хлороводородна киселина ($c = 2 \text{ mol/L}$), мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: На дното на секоја чаша, од надворешната страна, со маркер, напиши знак „X“, а потоа означи ги чашите со 1-5 соодветно. Под чашите постави бел лист хартија. Со две одделни мензури, во чашите додај од растворот од натриум тиосулфат и од дестилираната вода на следниов 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

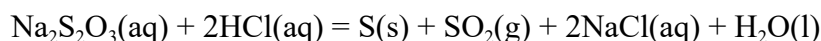
Пресметај ја концентрацијата на натриум тиосулфат во секоја од чашите! Со шприц (без игла) измери 10 mL од растворот од HCl и додај ги во првата чаша! Вклучи ја штоперицата во моментот кога растворот од HCl целосно е додаден. Промешај 3-4 пати со стаклено стапче! Немој дополнително да го мешаш растворот во текот на реакцијата. Мери го времето сè додека знакот „X“ стане невидлив! Набљудувањата врши ги гледајќи одозгора низ растворот во чашата кон знакот „X“. Повтори ја постапката и со останатите чаши! По завршување на реакцијата во секоја од чашите, веднаш измиј го користениот лабораториски прибор!



Графички претстави ја: а) зависноста на времето (во секунди) од концентрацијата на $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и б) зависноста на реципрочната вредност на времето од концентрацијата на $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

Мерки на безбедност: При оваа реакција се добива сулфур диоксид, па затоа изведувај го експериментот во вентилација.

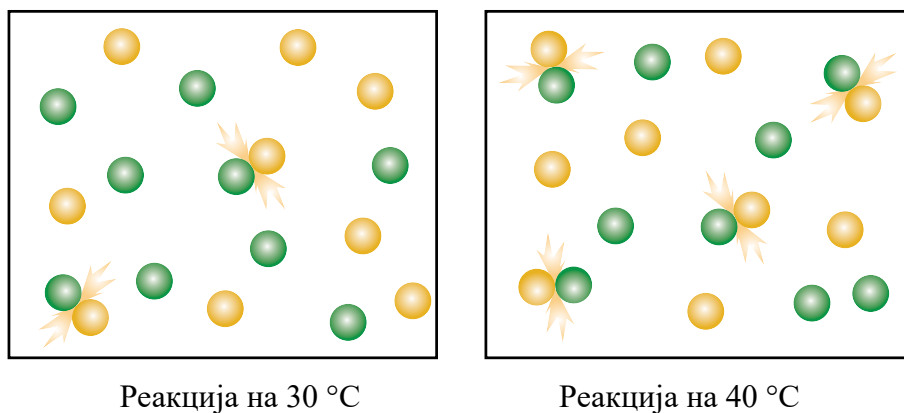
Резултатите што се добиени од овој експеримент го потврдуваат тврдењето дека со зголемување на концентрацијата на реактантот, се зголемува и брзината на реакцијата. Затоа, времето измерено до појава на заматување кое оневозможува да се види знакот „X“ е најмало (најмало време соодветствува на најголема брзина) во чашата во која концентрацијата на $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ е најголема. Заматувањето е резултат на издвојувањето на колоиден сулфур. Равенката на реакцијата е:



Влијание на температурата врз брзината на хемиските реакции

Температурата има значајно влијание врз брзината на хемиските реакции што се одвиваат во секојдневниот живот. При повисока температура храната побрзо се расипува, бидејќи хемиските реакции што се поврзани со разградувањето на нејзините состојки се одвиваат побрзо. Затоа храната се чува во фрижидер, каде што пониската температура ги забавува овие реакции и ја продолжува нејзината свежина. Слично, тестото побрзо нараснува на топло, железото побрзо 'рѓосува во топли и влажни услови итн.

Според тоа, температурата е уште еден фактор што влијае на брзината на реакциите. Зголемувањето на температурата доведува до зголемување на просечната кинетичка енергија на честичките. Поради тоа, честичките се движат побрзо и почесто се судираат меѓусебно. Како резултат на почестите судири, хемиската реакција се одвива побрзо, односно нејзината брзина се зголемува. Значи, *кај толем број хемиски реакции йокачувањето на йтемйераййураиѝ йредизвикува зйолемување на брзината на реакцијата.*



Слика 4.12 Судириле помеѓу честичките се почести на повисока температура

АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Влијание на температурата врз брзината на реакцијата

Потребен прибор и супстанции: четири лабораториски чаши од 100 mL, мензура од 50 mL, шприц, термометар, маркер, четири стаклени стапчиња, штоперица, решо, раствор од натриум тиосулфат ($c = 0,15 \text{ mol/L}$), раствор од хлороводородна киселина ($c = 2 \text{ mol/L}$), мантил, заштитни очила, ракавици.



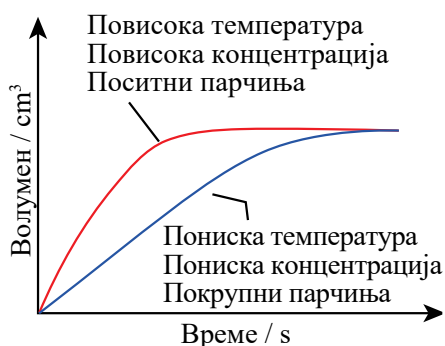
Постапка: На дното на секоја чаша, од надворешната страна, со маркер напиши знак „X“, а потоазначи ги чашите со 1-4, соодветно! Под чашите постави бел лист хартија. Со мензура додај 50 mL од растворот од натриум тиосулфат во првата чаша! Измери ја температурата на растворот. Со шприц (без игла) измери 10 mL од растворот од HCl и додај ги во првата чаша! Следи ја постапката опишана во експериментот во кој го испитуваше влијанието на концентрацијата врз брзината на оваа реакција. Потоа, растворите од натриум тиосулфат и од хлороводородна киселина загреј ги на водна бања на температура што е за 10 °C повисока од претходно измерената! Ако температурата била, на пример, 25 °C (собна температура), сега растворите треба да бидат загреани на 35 °C. Изведи ја реакцијата на оваа температура, а потоа и на температура која е за 20 и за 30 °C повисока од собната температура! Температурата на смесата измери ја веднаш по додавањето на растворот од HCl. Не се препорачува загревање над 55–60 °C. Графички претстави ја: а) зависноста на времето (во секунди) од температурата и б) зависноста на реципрочната вредност на времето од температурата. Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

Експериментот со реакцијата меѓу натриум тиосулфат и хлороводородна киселина јасно покажува дека со зголемување на температурата, се намалува времето што е потребно да исчезне знакот „X“, односно реакцијата се одвива побрзо. Ова значи дека брзината на реакцијата расте со растењето на температурата.

За да се опише квантитативно влијанието на температурата врз брзината на реакцијата, се воведува **константата на брзината на реакцијата (k)**, величина која ја карактеризира брзината на дадена реакција при определена температура. Колку е поголема вредноста на k , толку реакцијата е побрза. Бидејќи константата на брзината се зголемува со порастот на температурата, се воведува и **температурниот коефициент на реакцијата**, кој се изразува како однос на брзините за иста реакција определени при две температури што меѓусебно се разликуваат за 10 °C (или 10 K). Температурниот коефициент покажува за колку пати се зголемува брзината на реакцијата (или константата на брзината) при зголемување на температурата за 10 °C, при непроменети други услови (концентрација, притисок, катализатор и сл.). Обично се означува со γ (гама).

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T}$$

Во експериментот со натриум тиосулфат и хлороводородна киселина, брзината на реакцијата не се мери директно, туку индиректно, преку времето што е потребно да исчезне знакот „X“. Бидејќи во експериментот концентрациите на супстанциите се непроменети на различни температури, може да се смета дека брзината на реакцијата е обратнопропорционална на измереното време, односно $k \sim \frac{1}{t}$.



Слика 4.13 Промената на факторите што влијаат врз брзината на реакцијата го менува и изгледот на кривата

Ако реакцијата се изведе на две различни температури T и $T+10$ и се измери времето t_T и t_{T+10} за исчезнување на знакот „X“, тогаш за температурниот коефициент може да се запише изразот:

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T} = \frac{\frac{1}{t_{T+10}}}{\frac{1}{t_T}} = \frac{t_T}{t_{T+10}}$$

Експериментално е покажано дека кај голем број реакции брзината се зголемува за два до четири пати со покачување на температурата за 10°C . Ако температурниот коефициент има вредност γ , тогаш при зголемување на температурата за 10°C брзината на реакцијата станува γ пати поголема. На пример, ако $\gamma = 2$, тоа значи дека при секое зголемување на температурата за 10°C брзината на реакцијата се удвојува; ако $\gamma = 3$, брзината се зголемува трипати. При зголемување на температурата за повеќе од 10°C , зголемувањето на брзината се пресметува како степен на γ , во зависност од бројот на интервали од 10°C .

Пример 4.5.

За одредена реакција е утврдено дека покачувањето на температурата од 25 до 35°C ја зголемува брзината на реакцијата за двапати. На 30°C реакцијата завршува за 10 минути. За колку време ќе заврши оваа реакција ако се изведува на температура од 60°C ?

Дадено е:

$$\gamma = 2$$

$$t_{30} = 10 \text{ min} = 600 \text{ s}$$

Се бара:

$$t_{60} = ?$$

Решение:

За температурниот коефициент може да се запише

$$\gamma = \frac{t_{30}}{t_{40}} = \frac{t_{40}}{t_{50}} = \frac{t_{50}}{t_{60}}$$

од каде што следува дека

$$t_{30} = \gamma \cdot t_{40} = \gamma \cdot \gamma \cdot t_{50} = \gamma \cdot \gamma \cdot \gamma \cdot t_{60} = \gamma^3 \cdot t_{60}.$$

Според тоа,

$$t_{60} = \frac{600 \text{ s}}{2^3} = 75 \text{ s} = 1,25 \text{ min}.$$

Влијание на катализаторот врз брзината на хемиските реакции

Голем број хемиски реакции можат да се забрзаат со додавање мало количество од одредени супстанции, кои не фигурираат во хемиската равенка. Овие супстанции се нарекуваат **катализатори**. Значи, брзината на хемиската реакција зависи и од присуството на катализатори. Тие овозможуваат реакцијата да се одвива побрзо дури и при пониска температура. Нивната улога и начинот на дејствување ќе бидат подетално обработени подоцна.



Размисли и одговори:

- Во врска со реакцијата помеѓу натриум тиосулфат и хлороводородна киселина која се користи за испитување на влијанието на концентрацијата и на температурата врз брзината на реакцијата, истражи и одговори на следниве прашања:
 - Зошто треба да се измие лабораторискиот прибор веднаш по завршување на реакцијата?
 - Зошто е важно иста личност да го врши набљудувањето при различните обиди?
 - Зошто знакот „X“ не треба да се натопа?
 - Зошто не се препорачува реакцијата да се изведува на температура повисока од $60\text{ }^{\circ}\text{C}$?
 - Кои се зависната променлива, независната променлива и контролните променливи за секој од експериментите?
- За секој од случаите определи кога брзината на реакцијата ќе биде поголема!
 - 1 g Zn со 1 mol/L HCl или 1 g Zn со 1 mol/L CH_3COOH
 - 1 g Zn со 1 mol/L HCl или 1 g Zn со 2 mol/L HCl
 - 1 g Mg со ладна вода или 1 g Mg со топла вода
 - 1 g S со чист кислород или 1 g S со кислород од воздухот
 - 1 g гранули Zn со 1 mol/L HCl или 1 g прав Zn со 1 mol/L HCl
- Во кој случај реакцијата меѓу двата гаса ќе биде најбрза?
 - 0,5 g водород и 0,5 g хлор во сад со волумен 5 dm^3
 - 1,0 g водород и 1,0 g хлор во сад со волумен 5 dm^3
 - 2,0 g водород и 2,0 g хлор во сад со волумен 15 dm^3
- Една реакција завршува за 24 минути на $30\text{ }^{\circ}\text{C}$. Пополни ја табелава во тетратка со вредности за времето што е потребно да заврши оваа реакција на дадените температури (температурниот коефициент изнесува 2).

$T / ^{\circ}\text{C}$	10	20	30	40	50	60
t / min			24			

- Матеј изведувал експеримент за да ја испита брзината на реакцијата помеѓу варовник и раствор од хлороводородна киселина така што го мерел волуменот на гасот што се ослободувал при реакцијата. Ги добил следниве резултати:

t / 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 кој лабораториски прибор му е потребен на Матеј!
- Претстави ја графички зависноста на волуменот на јаглерод диоксид од времето!
- Во кој момент реакцијата е најбрза?
- Колку милилитри јаглерод диоксид биле собрани во 45-тата секунда?
- Колку време било потребно да се соберат 30 cm^3 јаглерод диоксид?
- Како ќе изгледа кривата ако во експериментот се користи поразредена киселина? Нацртај ја оваа крива на истиот координатен систем!
- Како ќе изгледа кривата ако во експериментот се користи спрашен калциум карбонат? Нацртај ја и оваа крива на истиот координатен систем!

4.2 ТЕОРИЈА НА СУДИРИ И ТЕОРИЈА ЗА АКТИВИРАН КОМПЛЕКС

ТЕОРИЈА НА СУДИРИ

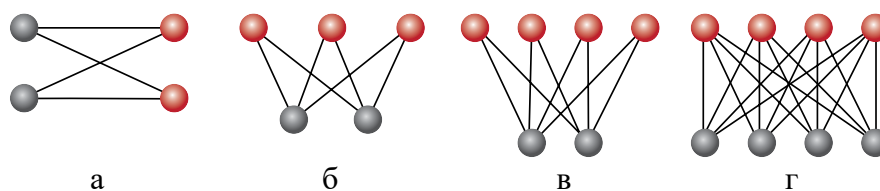
Поими:

ефикасен судир, неефикасен судир, активиран комплекс, енергија на активација

Влијанието на концентрацијата и температурата врз брзината на хемиските реакции може да се објасни со помош на теориите во хемиската кинетика: *теоријата на судири* и *теоријата за активиран комплекс*. Овие теории помагаат и да се разбере одвивањето на реакциите на микроскопско (молекуларно) ниво.

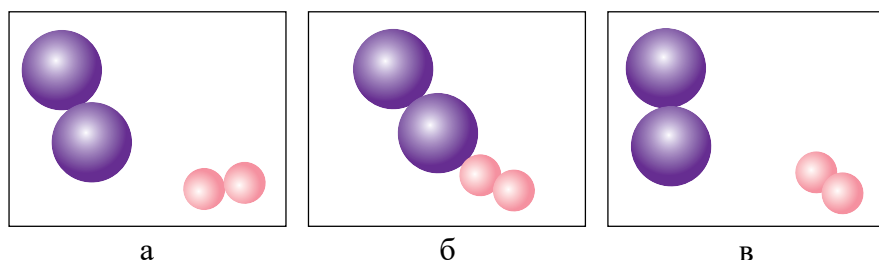
На микроскопско ниво, хемиската равенка означува елементарен акт на хемиска трансформација. Во текот на елементарниот акт на хемиска трансформација настанува прераспределување на атомите и на електроните што учествуваат во хемиското сврзување. Оваа трансформација вклучува раскинување на постоечките врски во честичките на реактантите и до образување на нови врски. За ова да биде можно, честичките на реактантите треба да бидат близу една до друга. Во тој случај може да се судир помеѓу нив.

Општо земено, хемиските реакции се случуваат како резултат на *судирите* помеѓу честичките, па би се очекувало брзината на реакцијата да биде пропорционална со бројот на судири во секунда. *Потолема број честички на реактантиите во даден волумен, односно повисока концентрација на реактантиите, подразбира потолем број судири и побрза реакција.*

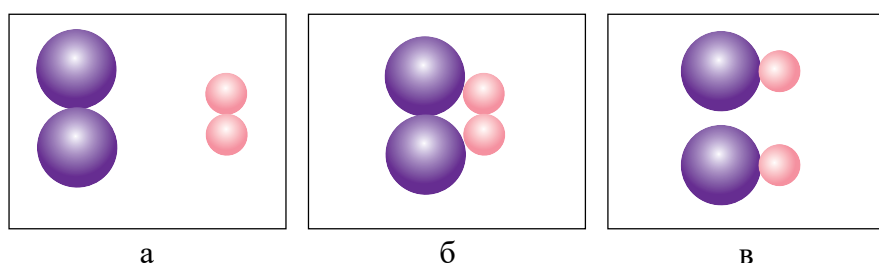


Слика 4.14 Веројатноста за судири меѓу честичките на две супстанции X и Y се зголемува со зголемување на бројот на честички во системот: четири судири помеѓу две X и две Y честички (а), шест судири помеѓу три X и две Y честички (б), осум судири помеѓу четири X и две Y честички (в) и шеснаесет судири помеѓу четири X и четири Y честички.

Меѓутоа, врската помеѓу брзината на реакцијата и бројот на судири не е толку едноставна, бидејќи секој судир не доведува до реакција. **За судирот да биде ефикасен потребно е честичките на реактантите да бидат правилно ориентирани едни кон други и да поседуваат доволно енергија.** Имено, судирот мора да се случи на „правилен начин“, односно честичките на реактантите да се приближат така што атомите меѓу кои треба да се формира хемиска врска да бидат ориентирани едни кон други и навистина да дојдат во контакт. Судирите при кои не се случува трансформација се нарекуваат **неефикасни судири**.



Слика 4.15 Неэффекен судир: честичките на реактантите се доближуваат (а), но не се правилно ориентирани и судирот е неефикасен (б), па честичките на реактантите се одалечуваат (в) и не се образуваат честички од продуктите.

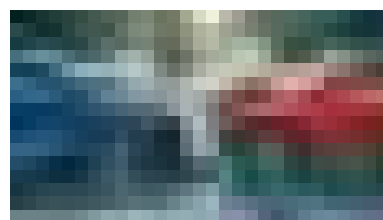


Слика 4.16 Ефикасен судир: честичките на реактантите се доближуваат (а) со правилна ориентација што овозможува ефикасен судир (б), па честичките на реактантите се трансформираат во честички од продуктите (в).

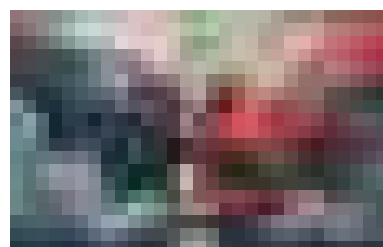
Секоја честичка во движење поседува кинетичка енергија, а колку побрзо се движи, толку таа енергија е поголема. Честичките на секоја супстанца се во постојано движење и имаат различни вредности за кинетичката енергија. Обично се зема средната кинетичка енергија на честичките, која е директно поврзана со температурата мерена во келвини. При судирите, дел од кинетичката енергија на честичките преминува во потенцијална и, ако почетните кинетички енергии се доволно големи, доаѓа до раскинување на едни и формирање на други врски, што е прв чекор кон образување продукти. Ако почетните кинетички енергии се мали, честичките ќе се одбијат едни од други и ќе останат непроменети. Тоа значи дека честичките мора да имаат одредена минимална енергија за да настане ефикасен судир.

Зголемувањето на температурата ја зголемува средната кинетичка енергија на честичките, што доведува до поголем број ефикасни судири, а со тоа и до поголема брзина на реакцијата.

Според тоа, за да биде судирот ефикасен, мора да бидат исполнети два основни предуслова: честичките да имаат доволно енергија при судирот и да се судрат со соодветна ориентација. Ако е исполнет само еден од предусловите, реакција нема да се случи.



а



б

Слика 4.17 Судири што доведуваат до промена (а) и судири без ефект (б)



Размисли и одговори:

1. Што од следново одредува дали ќе настане хемиска реакција:
 - i. Ориентацијата на честичките на реактантите
 - ii. Енергијата на честичките на реактантите
 - iii. Волуменот на садот
 - а) само iii
 - б) i и ii
 - в) i и iii
 - г) i, ii и iii
2. Процени ја точноста на следниве тврдења:
 - а) Со зголемување на концентрацијата на реактантите, во ист волумен има повеќе честички. Поради тоа, честичките почесто се судираат. Кога бројот на судири е поголем, се зголемува и бројот на ефикасни судири, па брзината на реакцијата се зголемува.
 - б) Со зголемување на температурата, честичките се движат побрзо. Побрзото движење доведува до зголемување на растојанието меѓу честичките, па бројот на судири се намалува. Ова резултира со помала брзина на реакцијата.

ТЕОРИЈА ЗА АКТИВИРАН КОМПЛЕКС

Според современите претстави, доволно е честичките на реактантите да дојдат на блиско растојание за да можат да разменуваат електрони. Во тој момент започнува раскинување на постоечките врски и формирање нови, при што се образува групација од атоми наречена **активиран комплекс**. Активираниот комплекс е еден вид преодна состојба и ги содржи сите честички од коишто се изградени реактантите и кои учествуваат во елементарниот акт на хемиска трансформација. Како што се намалува растојанието меѓу честичките, така се покачува енергијата на системот и ја достигнува максималната вредност во моментот на формирање на активираниот комплекс. Затоа, оваа групација е нестабилна и брзо се претвора во честички од продукти. Кога честичките од продуктите ќе почнат да се одалечуваат една од друга, доаѓа до намалување на енергијата.

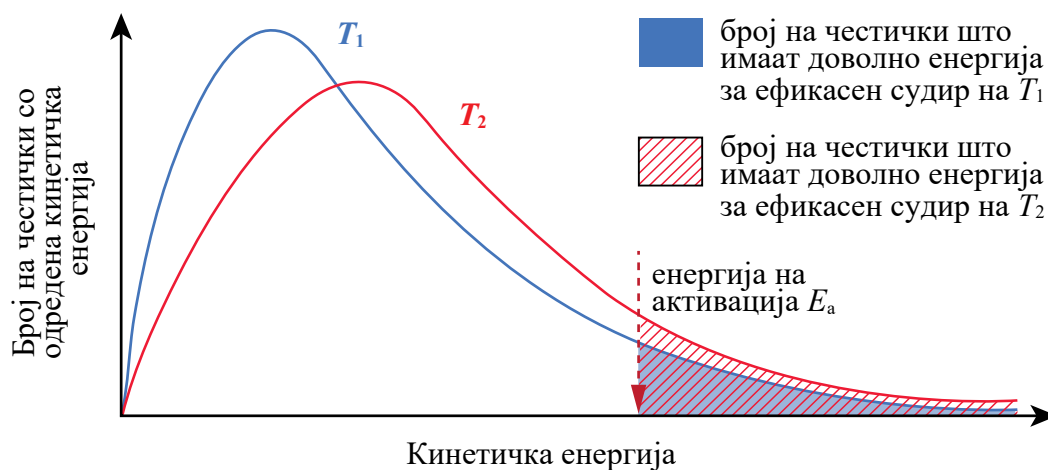
За да дојде до образување на активиран комплекс, честичките треба да ја совладаат т.н. **енергетска бариера**. За да се случи ова, честичките треба да поседуваат достатно голема енергија за да можат да ја совладаат бариерата. Ова минимално количество енергија што е потребно за да почне хемиската реакција се нарекува **енергија на активација**. Поточно, енергијата на активација е енергијата што треба да се доведе на реактантите за да се зголеми досегот на реакцијата за еден мол. Оваа величина се означува со E_a и се мери во J/mol или kJ/mol. Големината на енергијата на активација значително се разликува од една реакција до друга и претставува важен фактор при одредување на брзината на реакцијата. Општо, реакциите што се карактеризираат со висока енергија на активација се одвиваат побавно, бидејќи само мал број честички ја поседуваат потребната енергија за остварување на ефикасен судир.

Значи, за да настане трансформација на честичките на реактантите, тие треба да поседуваат вкупна кинетичка енергија што е еднаква или поголема од енергијата на активација. Честичките што се судираат со помала енергија, нема да реагираат меѓу себе. Според тоа, само еден дел од честичките, оние што најбрзо се движат, поседуваат доволно енергија да ја совладаат енергетската бариера. На повисока температура бројот на честички што имаат доволно голема енергија е поголем, па образувањето на активираниот комплекс е поверојатно. Следствено, брзината на реакцијата е поголема на повисока температура. Обратно, ако температурата на системот се намали, просечната кинетичка енергија на честичките се намалува, тие се судираат поретко и со помала енергија, па бројот на ефикасни судири е помал, а со тоа и брзината на реакцијата.

Всушност, со зголемувањето на температурата значително се зголемува бројот на честички кои поседуваат доволно енергија за да настане ефикасен судир (Слика 4.19). Површината под двете криви е иста, бидејќи таа го претставува вкупниот број честички во примерокот. Меѓутоа, при повисока температура, поголем дел од честичките имаат поголеми вредности на кинетичката енергија, па распределбата е поместена надесно. Ова го зголемува и уделот на честичките чии вредности на кинетичката енергија се доволно големи за да овозможат ефикасен судир.

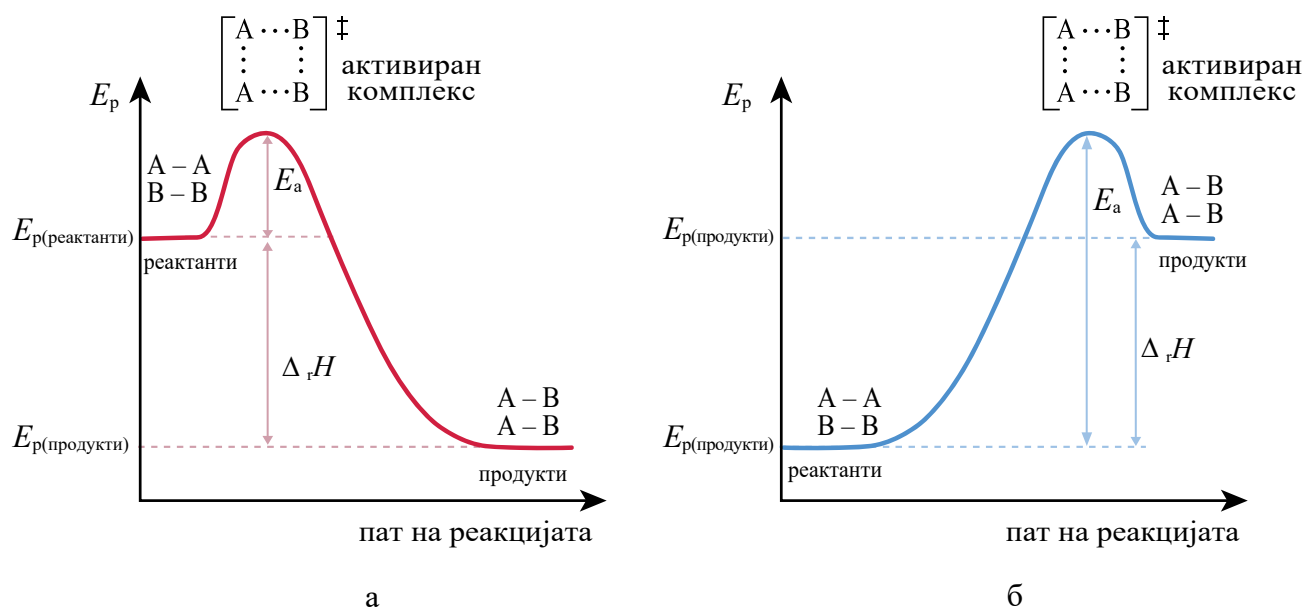


Слика 4.18 Потребно е доволно количество енергија за да се стигне до врвот на планината



Слика 4.19 Графички приказ на распределбата на кинетичката енергија на честичките при пониска (T_1) и повисока (T_2) температура.

За една хемиска реакција може да се прикаже т.н. **реакциски профил**. Реакциски профил за реакцијата претставена со равенката $A_2 + B_2 = 2AB$ е прикажан на Слика 4.20 а, кога таа е егзотермна и на Слика 4.20 б, кога е ендотермна.



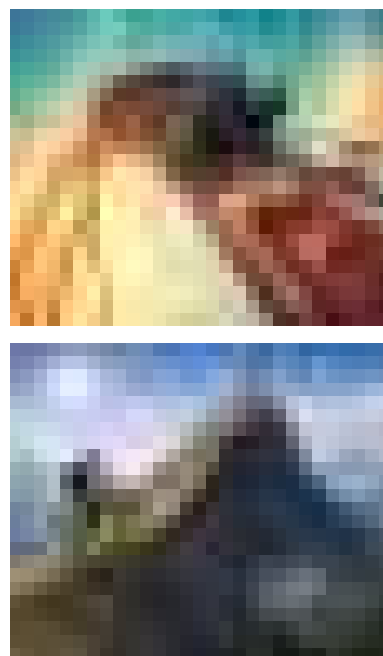
Слика 4.20 Реакциски профил на егзотермна (а) и ендотермна (б) реакција

При раскинување на хемиските врски потребно е да се доведе енергија (ендотермен процес), а при формирање на врските се ослободува енергија (егзотермен процес).

Реакцискиот профил на хемиската реакција дава квалитативна слика за промените на потенцијалната енергија при претворање на реактантите во продукти. На почетокот на реакцијата, доближувањето на честичките на реактантите ја зголемува потенцијалната енергија (кривата се искачува нагоре). Честичките што имаат правилна ориентација и доволно енергија успеваат да ја совладаат енергетската бариера. Висината на енергетската бариера, всушност, ја претставува енергијата на активација (на кривата тоа е разликата меѓу енергиите на активираниот комплекс и на реактантите). Потоа, овие честички на реактантите формираат активирани комплекс (врвот на кривата). Во овој момент, врските $A-A$ и $B-B$ почнуваат да се раскинуваат и истовремено почнуваат да се формираат врските $A-B$. Новоформираните честички AB се оддалечуваат едни од други што доведува до намалување на потенцијалната енергија (кривата се движи надолу). Ако честичките на реактантите не поседуваат доволно енергија или ако не се правилно ориентирани, нема да дојде до формирање на нови врски и нема да се образуваат честички на продуктот.

Кривата на Слика 4.20 а се однесува на егзотермна реакција бидејќи потенцијалната енергија на реактантите (A_2 и B_2) е поголема од онаа на продуктот (AB). Енергија се ослободува кон околината и промената на реакциската енталпија е негативна ($\Delta_r H < 0$). На Слика 4.20 б енергија на продуктот (AB) е поголема од онаа на реактантите (A_2 и B_2), па $\Delta_r H > 0$, што значи дека овој реакциски профил се однесува на ендотермна реакција (топлина се прима од околината).

Теориите во хемиската кинетика овозможуваат да се разбере зошто и како хемиските реакции се одвиваат со различна брзина. Според овие теории, секој судир меѓу честичките не доведува до реакција, туку само оние судири при кои честичките имаат доволно енергија и соодветна ориентација за да ја совладаат енергетската бариера на реакцијата. Поради тоа, и реакции кои се термодинамички поволни (спонтани) можат да се одвиваат многу бавно или речиси воопшто да не се забележуваат при собна температура, ако енергијата на активација е голема. На пример, реакцијата меѓу јаглерод и кислород е термодинамички можна и егзотермна, но на собна температура е исклучително бавна, практично незабележлива. Причината за тоа е што оваа реакција има висока енергија на активација. На собна температура честичките на кислородот и на јаглеродот немаат доволно енергија за раскинување на врските и за формирање активиран комплекс. Затоа, иако реакцијата е можна од енергетска гледна точка, судирите меѓу честичките не се доволно енергетски ефикасни за да почне реакцијата. Кога јаглеродот се загрева (на пример при палење), се обезбедува потребната енергија, па реакцијата со кислородот започнува и се одвива брзо како согорување.



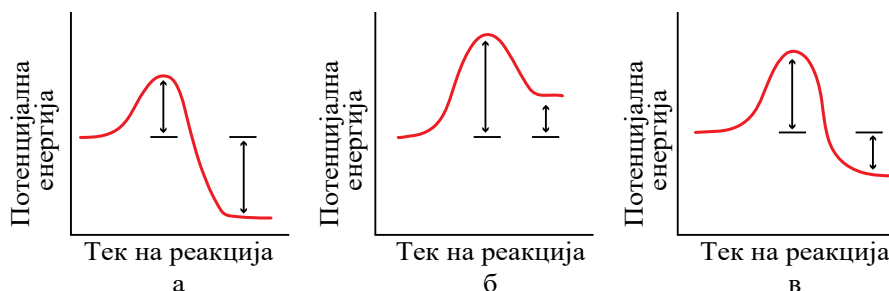
Слика 4.21 За совладување на одредена пречка, потребно е доволно енергија



Размисли и одговори:

- Процени ја точноста на следниве тврдења:
 - По ефикасен судир настанува активиран комплекс.
 - Најголема енергија на реакцискиот профил има активираниот комплекс.
 - При судир на честичките на реактантите настануваат честички на продуктите.
 - Енергија на активација е најголемото количество енергија кое треба да го поседуваат честичките за да настане ефикасен судир.
- Термохемиската равенка на реакцијата на образување вода е:

$$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \Delta_r H = -571,6 \text{ kJ/mol на } 298,15 \text{ K.}$$
 - Објасни зошто не настанува моментна реакција при мешање на водород и кислород на собна температура!
 - Нацртај го и означи го реакцискиот профил за оваа реакција!
 - Нацртај го и означи го реакцискиот профил за обратната реакција (разложување на вода до водород и кислород)!
- При една хемиска реакција, честичките на реактантите се судираат со енергија којашто е поголема од енергијата на активација, но сепак не доаѓа до образување на активиран комплекс и честички на продукти. Која би можело да биде причината за ова?
- Разгледај ги следниве графички прикази и одговори на следниве барања:
 - Подреди ги реакциите според нивите брзини, почнувајќи од најбавната!
 - За секоја реакција наведи дали е егзотермна или ендотермна!



4.3 КАТАЛИЗА

КАТАЛИЗАТОРИ И КАТАЛИТИЧКИ РЕАКЦИИ

Катализатори и инхибитори

Понекогаш реакцијата мора да се забрза за да биде корисна. Во индустријата брзината на реакцијата често одредува дали производството на некој производ е економично. Понекогаш, забрзувањето на реакциите се постигнува со покачување на температурата, но тоа може да биде скапо. Затоа, згодно е во реакцискиот систем да се внесат супстанции, наречени катализатори, што можат да ја забрзаат реакцијата. **Катализаторите се супстанции што ја забрзуваат хемиската реакција, а при тоа излегуваат хемиски и количински неизменети.**

Така, при синтеза на амонијак се користи железото како катализатор, ванадиум(V) оксидот се користи во производството на сулфурна киселина, платината или родиумот во каталитичките конвертори во автомобилите, никелот при хидрогенацијата на растителните масла при производството на маргарин, итн.

Секој катализатор има посебен начин на дејствување. Сепак, катализаторите имаат неколку заеднички карактеристики:

- По завршување на реакцијата, катализаторите остануваат хемиски и количински неизменети; можно е само физички да се променат.
- Катализаторите можат да забрзаат реакции што бавно се одвиваат, но не можат да забрзаат реакции што се невозможни.
- Мали количества катализатори можат да катализираат реакции со големи количества реактанти и да предизвикаат големи промени во брзината на реакцијата.
- Катализаторите се одликуваат со специфичност. Некои катализатори можат да катализираат голем број реакции со различни реактанти, а други катализатори катализираат само една определена реакција или определен тип реакции.
- Катализаторите не можат да ја изменат состојбата на рамнотежа кај повратните реакции, но овозможуваат ваквата состојба побрзо да се постигне.
- Катализаторите не предизвикуваат добивање на поголем принос од продуктите, туку само нивно побрзо добивање.

АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Влијанието на катализаторот врз брзината на реакцијата

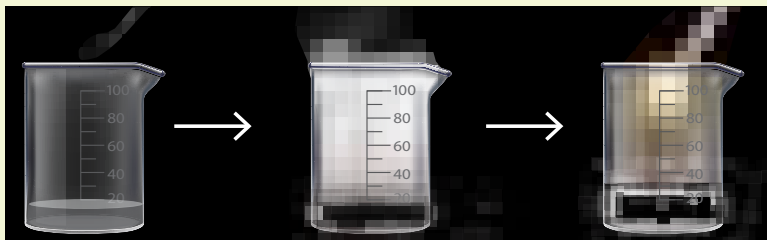
Потребен прибор и супстанции: две лабораториски чаши од 100 mL, воден раствор од водород пероксид (3–6 %), манган(IV) оксид, пипета или капалка, лажичка, дрвце, гасна греалка или шпиртна ламба, запалка, мантил, заштитни очила, ракавици.

Поими:

катализатор, каталитичка реакција, катализа, инхибитор, хомогена катализа, хетерогена катализа, преодна состојба, интермедијарна состојба, интермедијар/меѓупродукт, автокаталитичка реакција, биокатализатор, фотокаталитичка реакција



Постапка: Во две лабораториски чаши, со пипета или капалка, стави околу 10–15 mL раствор од водород пероксид. Принеси зажарено дрвце блиску до отворот на првата чаша. Што забележуваш? Потоа, во втората чаша додај манган(IV) оксид на врв на лажичка и повторно принеси зажарено дрвце на истиот начин. Што забележуваш? Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!



Слика 4.22 Каталитичко разложување на водород пероксид

Разложувањето на водород пероксидот е многу бавна реакција, па затоа во првиот случај не се забележува ништо при доближување на зажареното дрвце. Во вториот случај, манган(IV) оксидот е катализатор и ја забрзува оваа реакција, па затоа издвојувањето на кислород е поинтензивно. Природата на гасот може да се докаже така што зажареното дрвце се разгорува. По завршување на реакцијата, на дното на чашата останува цврста црна супстанца која претставува манган(IV) оксид и која може повторно да се искористи за разложување на ново количество водород пероксид. Равенката на реакцијата е:



Покрај супстанции што ја забрзуваат реакцијата, постојат и супстанции наречени **инхибитори**, коишто ја забавуваат хемиската реакција, а во некои случаи можат и целосно да ја запрат. Тие дејствуваат така што го попречуваат нормалниот тек на реакцијата, на пример со врзување за честичките на реактантите или со блокирање на активните места (т.н. активни центри) на катализаторите. За разлика од катализаторите, кои ја забрзуваат реакцијата, инхибиторите имаат спротивен ефект, односно ја забавуваат реакцијата.

Инхибиторите имаат големо практично значење. Тие се користат за заштита од корозија, за забавување на расипувањето на храната, како и во медицината, каде што многу лекови дејствуваат токму како инхибитори на одредени процеси во организмот.

Во некои случаи инхибиторот дејствува директно врз катализаторот, а не врз реактантите. Ова е познато како *троење на катализаторот*. Класичен пример е троењето на метални катализатори (како платина или никел) со сулфурни соединенија, кои се врзуваат за нивната површина и ги блокираат активните центри. Оваа појава е особено важна во индустриските процеси, каде што чистотата на реагенсите е клучна за ефикасна и долготрајна примена на катализаторите.

Активност



Пронајди информации на интернет за експериментите познати како „Слоновска паста за заби“ и „Дух од шише“! Која е реакцијата што се одвива во секој од овие експерименти и кој е катализаторот што се користи за нејзино забрзување?

Каталитички реакции и катализа

Реакциите што се одвиваат во присуство на катализатори се наречени **каталитички реакции**, а самата појава **катализа**. Во зависност од тоа дали катализаторот и реактантите се во иста фаза или не, каталитичките реакции можат да бидат реакции на хетерогена катализа и реакции на хомогена катализа.

При **хетерогена катализа** катализаторот и реактантите се во различни фази, односно образуваат хетероген систем. Најчесто, катализаторот е во цврста состојба, а реактантите се во гасовита или течна состојба или во раствор. Хетерогената катализа е значајна за синтеза на голем број супстанции во индустријата. Реакцијата на разложување на водород пероксид во присуство на манган(IV) оксид се вбројува во хетерогена катализа.

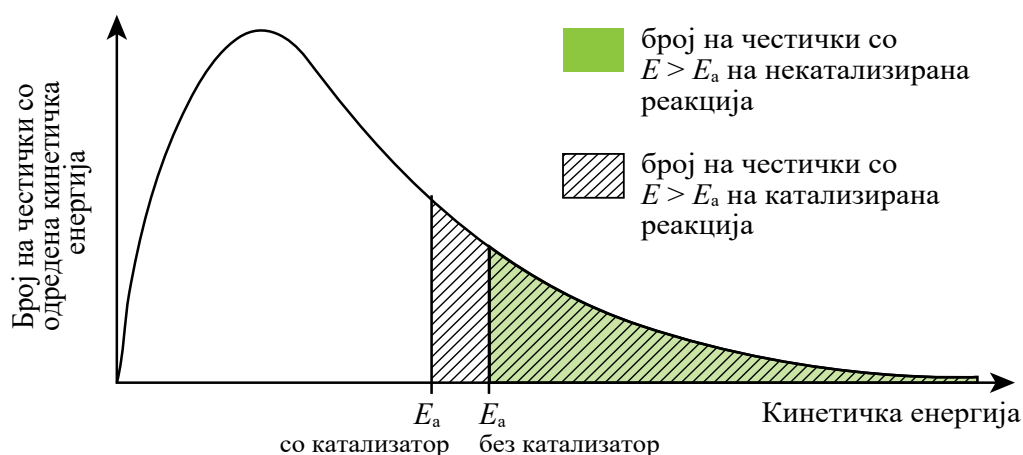
При **хомогена катализа** катализаторот и реактантите се во иста фаза, обично во гасна фаза или во раствор. Реакциите што се катализирани со некоја киселина или база се едни од најважните реакции на хомогена катализа во раствор. Пример за хомогена катализа во гасна фаза е и реакцијата на оксидација на сулфур диоксид во сулфур триоксид, којашто многу поефикасно се одвива во присуство на азот диоксид, кој игра улога на катализатор.

Кај хомогената катализа, зголемувањето на концентрацијата на катализаторот обично доведува до зголемување на брзината на реакцијата, бидејќи се зголемува бројот на честички што учествуваат во каталитичкиот процес. Кај хетерогената катализа, најголемо влијание врз брзината на реакцијата има допирната површина на катализаторот, односно бројот на достапни активни центри на неговата површина. Кога активните центри на катализаторот се зафатени со честички на реактантот, натамошното зголемување на концентрацијата на реактантот не доведува до значително зголемување на брзината на реакцијата, бидејќи процесот станува ограничен од површината на катализаторот.

Постојат и **автокаталитички реакции**, кај кои еден од продуктите на реакцијата делува како катализатор и ја забрзува истата таа реакција. Поради тоа, брзината на реакцијата на почетокот е мала, но како што се создава сè поголемо количество од продуктот катализатор, реакцијата се забрзува.

Механизам на дејство на катализаторите

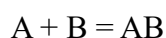
Катализаторот ја забрзува реакцијата така што го менува патот на реакцијата. Енергетската бариера на овој алтернативен пат е помала, односно енергијата на активација е пониска. Тоа значи дека, без да се покачи температурата, поголем број честички на реактантите имаат доволно енергија за да ја совладаат енергетската бариера и да се трансформираат во честички на продукти. Според тоа, катализаторот овозможува поголем број од судирите меѓу честичките на реактантите да бидат ефикасни, на тој начин зголемувајќи ја брзината на реакцијата.



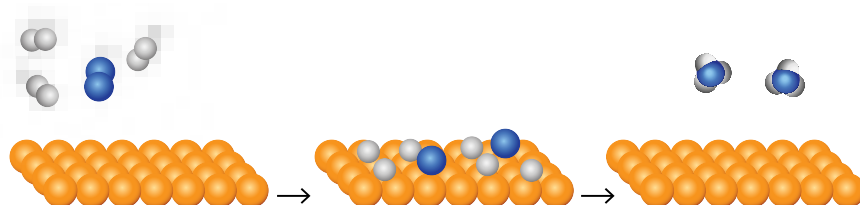
Слика 4.23 Ефект на катализаторот на зголемувањето на бројот на честички со доволна енергија за ефикасен судир

Кај хомогената катализа, катализаторот најчесто стапува во интеракција со едниот реактант и образува меѓупродукт (чекор 1). Реактантот кој стапува во реакција со катализаторот е наречен *суисџрајн*, а меѓупродуктот е познат уште и како *интермедијарно соединение или интермедијар*. Потоа, интермедијарот реагира со другиот реактант и образува продукт на реакцијата, а катализаторот се регенерира (чекор 2). Значи, катализаторот не се троши при хемиската реакција, туку излегува од неа хемиски и количински непроменет.

За реакција што е претставена со равенката $A + B = AB$ која се одвива во присуство на катализатор K може да се запише:

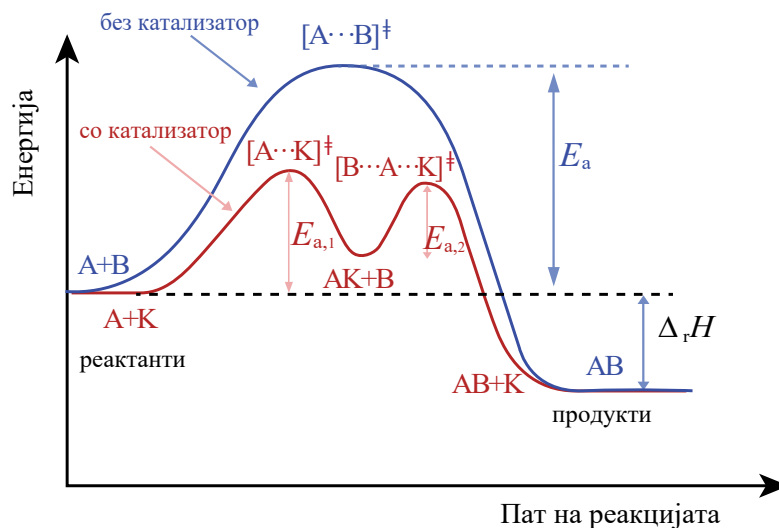


Кај хетерогената катализа честичките од реактантите се адсорбираат на површината на цврстиот катализатор. И тука е можно да се образуваат интермедијари. Цврстите катализатори се поефикасни ако нивната допирна површина е поголема, па затоа тие се употребуваат во вид на прав или се нанесуваат на т.н. носачи. Металните цврсти катализатори можат да се употребуваат и како мрежа бидејќи на тој начин се зголемува нивната површина, а масата останува иста. Поголемата допирна површина на катализаторот ги олеснува контактите меѓу честичките на реактантите, што ја зголемува брзината на реакцијата.



Слика 4.24 Хетерогена катализа: механизам на дејството на катализаторот при синтезата на амонијак

На Слика 4.25 е прикажан реакциски профил на катализирана и реакциски профил на некатализирана реакција претставена со равенката $A + B = AB$. Се работи за егзотермна реакција бидејќи енергијата на продуктите е пониска од енергијата на реактантите, односно $\Delta_r H < 0$.



Слика 4.25 Реакциски профил на катализирана и реакциски профил на некатализирана реакција

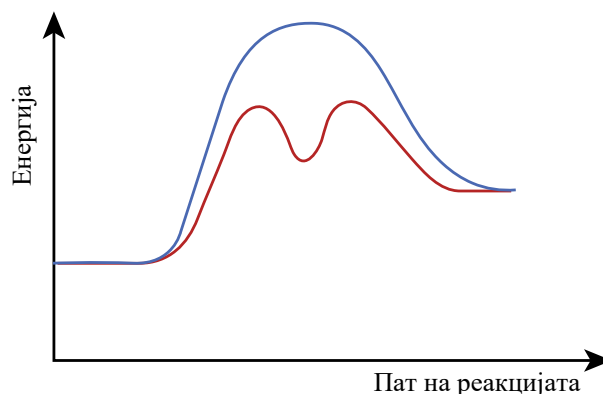
Од графичкиот приказ на промената на потенцијалната енергија за време на одвивањето на реакцијата може да се забележи дека катализираната реакција се одвива во два чекора: прво се добива интермедијарот, кој потоа се трансформира во продукт, а катализаторот останува хемиски непроменет.

На микроскопско ниво, може да се каже дека катализаторот учествува во два елементарни акта. Во првиот, честички на реактантот А се поврзуваат со честички на катализаторот К, при што се формира активиран комплекс $[A \cdots K]^\ddagger$ (првиот максимум на кривата на катализираната реакција). Веднаш потоа настанува првиот интермедијар АК. Во вториот елементарен акт, честички на интермедијарот АК стапуваат во интеракција со честички на реактантот В и се формира уште еден активиран комплекс $[B \cdots A \cdots K]^\ddagger$ (вториот максимум на кривата на катализираната реакција). Во овој активиран комплекс, врските меѓу честичките на реактантот и на катализаторот постепено ослабуваат и во еден момент се раскинуваат. Електроните се прераспоредуваат и се формираат врски помеѓу честичките на продуктите. Конечно, се формира крајниот продукт АВ, а катализаторот К се ослободува. На овој начин, катализаторот е подготвен повторно да реагира со реактантот А во следен циклус.

Според тоа, **катализаторот го менува патот на реакцијата со намалување на енергијата на активација на реакцијата**. Катализираната реакција се одвива во две фази со пониски енергии на активација, наместо во една фаза со висока енергија на активација. Треба да се нагласи дека вкупната енергија на реактантите и на продуктите не зависи од присуството на катализатор. Исто така, катализаторот не го менува конечниот принос на продуктите, туку само ја зголеμουва брзината на реакцијата.

**Размисли и одговори:**

1. Прочени ја точноста на следниве тврдења:
 - а) Катализаторите ја зголемуваат енергијата на активација.
 - б) Катализаторите излегуваат од реакциите хемиски и физички непроменети.
 - в) Катализаторите не можат да забрзаат невозможни реакции.
 - г) Катализаторите овозможуваат добивање поголем принос од продуктот.
 - д) Катализаторите се одликуваат со специфичност.
2. Разложувањето на раствор од водород пероксид во присуство на раствор од калиум јодид е пример за ____ катализа, а во присуство на манган(IV) оксид за ____ катализа.
 - а) хомогена, хомогена
 - б) хетерогена, хетерогена
 - в) хомогена, хетерогена
 - г) хетерогена, хомогена
3. Една реакција има енергија на активација од 100 kJ/mol. Катализаторот А ја намалува енергијата на активација на 85 kJ/mol, а катализаторот Б на 60 kJ/mol. Кој катализатор овозможува побрза реакција? Образложи!
4. Доврши ја скицата на реакцискиот профил на некатализирана и катализирана ендотермна реакција изначи ги: положбата на реактантите и на продуктите, положбата на активираниите комплекси на некатализираната и катализираната реакција, енергиите на активација на некатализираната и катализираната реакција и реакциската енталпија. Објасни што претставува овој графички приказ на микроскопско ниво!



ЗНАЧЕЊЕ И ПРИМЕНА НА КАТАЛИЗАТОРИТЕ

Катализаторите имаат исклучително важна улога во хемијата и во секојдневниот живот, бидејќи овозможуваат хемиските реакции да се одвиваат побрзо и поефикасно. Каталитички реакции се користат секој ден, на пример во каталитичките конвертори во автомобилите, каде што штетните гасови се претвораат во помалку штетни. Во живите организми, ензимите дејствуваат како биолошки катализатори и овозможуваат сите животни важни процеси, како варењето на храната и дишењето, да се одвиваат при телесна температура. Катализаторите имаат огромно значење и во индустријата, каде што се користат при производството на амонијак, сулфурна киселина, горива, пластика и многу други производи, со што се заштедува енергија и се зголемува економската и еколошката ефикасност на процесите.



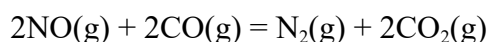
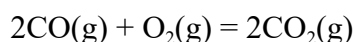
Слика 4.26 Маглата се должи на загадувањето што е предизвикано од емисии на штетни гасови од издувни системи без катализаторски уреди

Катализаторите во индустријата

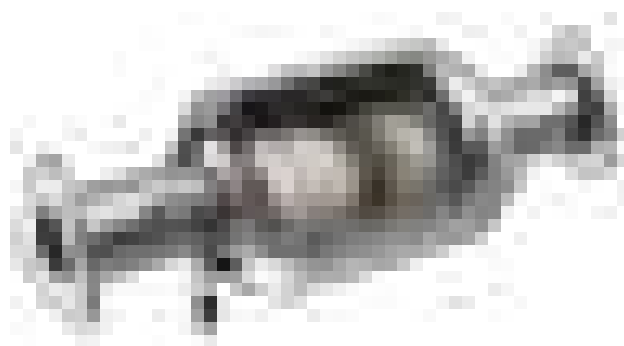
При високи температури во моторите на автомобилите азотот и кислородот реагираат меѓусебно и образуваат азот монооксид, кој се испушта во атмосферата и се сврзува со кислородот од воздухот, формирајќи азот диоксид. Дополнително, при нецелосно согорување се образува и јаглерод монооксид, а присутно е и несогорено гориво што содржи испарливи органски соединенија.

Сите овие супстанции се отровни и се главен извор на загадување на воздухот. Затоа, европските регулативи налагаат користење на **каталитички конвертори во автомобилите**. Во каталитичките конвертори на автомобилите се одвиваат хемиски реакции со кои штетните издувни гасови се претвораат во помалку штетни супстанции.

Во нив се наоѓаат катализатори, најчесто платина, паладиум и родиум, нанесени на голема допирна површина. Овие катализатори овозможуваат реакциите, како што се оксидацијата на јаглерод монооксид до јаглерод диоксид и разградувањето на азотните оксиди до азот, да се одвиваат побрзо и при пониски температури. Притоа, катализаторите не се трошат, туку само го забрзуваат одвивањето на реакциите.



Од еколошки аспект, каталитичките конвертори имаат големо значење бидејќи значително ја намалуваат емисијата на токсични и загадувачки гасови, придонесуваат за подобар квалитет на воздухот и го намалуваат негативното влијание на сообраќајот врз здравјето на луѓето и животната средина.



Слика 4.27 Каталитички конвертор за автомобил

Хабер–Бошовиот процес е еден од најзначајните индустриски процеси во хемијата и се користи за добивање амонијак од елементарен азот и водород. Реакцијата се одвива при висока температура и притисок, а како катализатор најчесто се користи *железо со додајоци на алуминиум оксид*. Улогата на катализаторот

е да ја намали енергијата на активација и да овозможи реакцијата да се одвива со доволно голема брзина под индустриски услови.

Благодарение на катализаторот, процесот станува економски исплатлив и овозможува масовно производство на амонијак, кој е основна сировина за производство на вештачки ѓубрива, а со тоа има огромно значење за земјоделството и исхраната на светското население.

Оствалдовиот процес се користи за индустриско добивање азотна киселина, при што амонијакот прво се оксидира со кислород. Во првата и клучна фаза од процесот, како катализатор се користи *џлаџина* (често легирана со *родиум*). Катализаторот овозможува брза и контролирана оксидација на амонијакот до азотни оксиди, кои понатаму се преработуваат до азотна киселина. Катализаторот има пресудна улога, бидејќи без него реакцијата би се одвивала многу бавно или би довела до несакани продукти.

Сулфурната киселина се добива индустриски со т.н. **контактен процес**, при што сулфур диоксидот се оксидира до сулфур триоксид. Во оваа фаза како катализатор се користи *ванадиум(V) оксид*. Катализаторот овозможува реакцијата да се одвива побрзо и при пониски температури, што ја зголемува ефикасноста и безбедноста на процесот.

НАУЧИ ПОВЕЌЕ



Синтезата на амонијак добила особено значење во почетокот на XX век, а нејзината улога станала клучна за време на Првата светска војна. Амонијакот е основна сировина за добивање азотна киселина, а преку неа и за производство на експлозиви. Во тоа време, многу држави зависеле од природни извори на нитрати, кои биле ограничени и тешко достапни, особено во услови на војна и блокади. Затоа, можноста амонијакот да се произведува индустриски од азотот од воздухот претставувала огромна стратешка предност.

Сепак, синтезата на амонијак не била едноставна. Врските во молекулите на азотот се силни, па азотот тешко реагира со водород. На прв поглед, изгледало дека реакцијата треба да се изведува при што пониска температура и што повисок притисок. Меѓутоа, при ниски температури реакцијата се одвива многу бавно и практично не е погодна за индустриска примена. За да се одвива реакцијата, било потребно да се користат високи температури и притисоци, како и ефикасен катализатор. Овие услови претставувале голем технички и инженерски предизвик, бидејќи опремата морала да издржи екстремни услови без да се оштети.

Германскиот хемичар Фриц Хабер, експериментирајќи со голем број различни супстанции, утврдил дека железото, со додаток на алуминиум оксид како промотор, претставува ефикасен катализатор за оваа реакција. За ова откритие, во 1918 година Хабер ја добил Нобеловата награда за хемија. Индустриската примена на ова откритие ја овозможил Карл Бош, кој го приспособил процесот за работа при високи температури и притисоци. Така, познатиот Хабер–Бошов процес се изведува при температура од околу 450–500 °C и притисок од приближно 20 MPa, во присуство на железо како катализатор. Овој процес претставува еден од најзначајните примери за примена на катализата во индустриската хемија и има огромно значење за производството на вештачки ѓубрива и за исхраната на светското население.

Биокатализатори

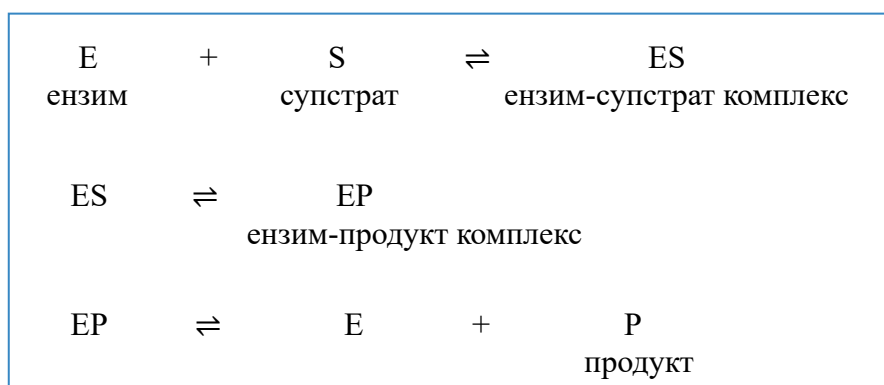
Ензимите (или ферментите) се биокатализатори, супстанции што овозможуваат хемиските реакции во живите организми да се одвиваат многу побрзо и при благи услови (умерена температура, нормален притисок и определена рН-вредност). Како и сите катализатори, ензимите не се трошат во реакцијата и не го менуваат конечниот принос на продуктите, туку ја зголемуваат брзината на реакцијата со тоа што ја намалуваат енергијата на активација.

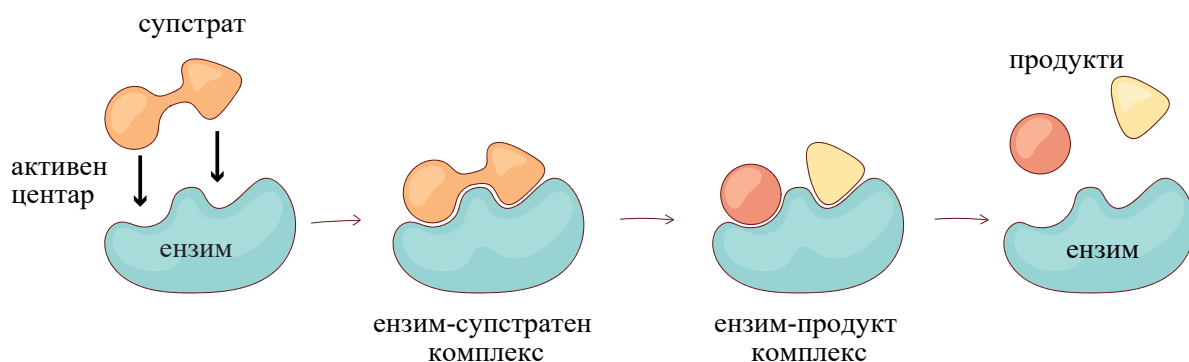
Ензимите можат да имаат значителен ефект на реакцијата што ја катализираат. На пример, енергијата на активација за разложување на раствор од водород пероксид е 76 kJ/mol. Ако се додадат јодидни јони, енергијата на активација се намалува на 57 kJ/mol, што ја забрзува реакцијата за околу 2000 пати. Енергијата на активација кога оваа реакција се одвива во присуство на ензимот каталаза изнесува 8 kJ/mol, а брзината на реакцијата е поголема за 10^{15} пати.

Обично, ензимската катализа се смета за хомогена бидејќи и ензимот и супстратот се присутни во воден раствор. Сепак, ензимите претставуваат макромолекули, честички со поголеми размери, па ензимската катализа има карактеристики и на хомогена и на хетерогена катализа.

Една од најважните карактеристики на ензимите е нивната специфичност. Секој ензим може да катализира само еден вид реакција или да дејствува на еден определен супстрат или супстрати што имаат слична структура. Ова може да се објасни со **моделот на клуч и брава**, според кој активниот центар на ензимската молекула е структурно компатибилен со молекулата на супстратот, слично како што клучот одговара на определена брава. Кога супстратот ќе се врзе за ензимот, се формира ензим-супстратен комплекс, во кој реакцијата се одвива полесно. Потоа продуктите се ослободуваат, а ензимот е подготвен повторно да дејствува.

За едноставна ензимска реакција може да се запише:





Слика 4.28 Механизам на дејството на ензимите

На почетокот брзината на реакцијата расте со зголемувањето на концентрацијата на супстратот, но откако сите активни центри на ензимот се зафатени, брзината на реакцијата не се менува. Од овој момент брзината на реакцијата зависи од тоа колку брзо се распаѓа интермедијарот ES.

Познат пример за ензимска катализа е разложувањето на водород пероксид. Кога во раствор од водород пероксид ќе се додаде ситно исечкан компир или квасец, реакцијата значително се забрзува и се ослободува кислород. Причината е присуството на ензимот каталаза, кој се наоѓа во растителните и во животинските клетки. Освен компир и квасец, каталаза има и во црниот дроб, во крвта и во многу микроорганизми, па и тие можат да се користат како извор на ензим.

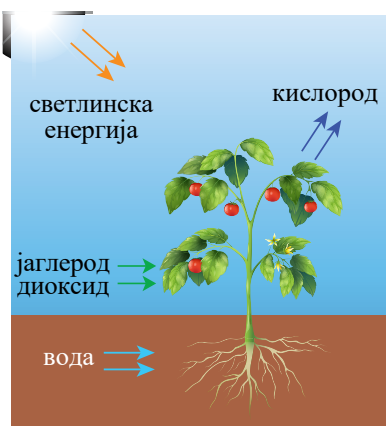
Ензимите имаат огромно значење и во прехранбената индустрија. Тие се користат при производството на јогурт, кисело млеко и сирење, каде што ензимите и микроорганизмите овозможуваат ферментација и создавање на карактеристичен вкус и текстура. Во производството на бебешка храна, ензимите се користат за разградување на сложените молекули на помали и полесно сварливи, со што храната станува побезбедна и полесна за варење. Ензимите се применуваат и во пекарството, во производството на сокови, чоколада, како и во фармацевтската и биотехнолошката индустрија.



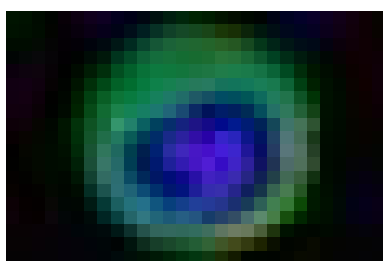
Слика 4.29 Примена на ензимите во индустријата

Фотокаталитички реакции

Светлината може да има важна улога во одредени хемиски реакции, коишто се наречени фотохемиски реакции. Тоа се реакции што се одвиваат под дејство на светлина, најчесто сончева. Во некои реакции светлината е неопходна за да почне реакцијата, а во други таа ја забрзува реакцијата. Кога светлината ја забрзува реакцијата со помош на супстанца што ја апсорбира светлината (т.н. фотокатализатор), се зборува за **фотокаталитички реакции**. Во ваквите реакции светлината дејствува како своевиден катализатор бидејќи овозможува реакцијата да започне, а потоа самата да се одвива.



Слика 4.30 Улогата на светлината, водата и јаглерод диоксидот во фотосинтезата



Слика 4.31 Сателитска снимка на озонската дупка над Антарктикот

Типичен пример е *фотосинтезата*, при која хлорофилот ја апсорбира светлината и овозможува од јаглерод диоксид и вода да се создадат органски супстанции, при што се ослободува кислород. Хлорофилот не се троши во процесот, туку постојано учествува во реакцијата, што е карактеристично за катализаторите.

Светлината има важна улога и во природните процеси во атмосферата, како што се *реакциите поврзани со озонскиот слој*, кои се одвиваат под дејство на сончевото зрачење. Разрушувањето на озонскиот слој во стратосферата во голема мера е поврзано со каталитичкото дејство на соединенија што содржат хлор и бром, особено хлорофлуоројаглеводородите (CFCs). Намалувањето на концентрацијата на озон овозможува поголемо количество штетно UV-зрачење да стигне до површината на Земјата, што има сериозни последици за живиот свет и за човековото здравје.

Покрај тоа, фотокаталитички реакции се користат и во современата технологија, на пример за *разградување на загадувачки супстанции во воздухот и водата*.

Размисли и одговори:

- Каталитичките конвертори се користат во автомобилите за претворање на штетните во помалку штетни гасови.
 - Напиши ги равенките на реакциите што предизвикуваат намалување на емисијата на токсични и загадувачки гасови!
 - Зошто металните катализатори (платина, паладиум и родиум) честопати се нанесуваат како тенок слој врз керамичка подлога?
 - Истражи зошто каталитичкиот конвертор обично не работи ефикасно додека моторот на автомобилот не се загрее до работна температура!
 - Дискутирај дали употребата на каталитички конвертори во автомобилите целосно го решава проблемот со загадувањето на воздухот од сообраќајот!
 - Истражи на кои други начини може да се придонесе за заштита на животна средина од загадување и наведи ја улогата на катализаторите во овие процеси!
- Ензимите во квасецот учествуваат во ферментацијата на глукозата. Истражи и објасни зошто при покачување на температурата на $45\text{ }^{\circ}\text{C}$ се создава многу помало количество етанол во споредба со количеството што се создава на собна температура!
- Наведи примери за фотокаталитички реакции и објасни кое е нивното значење!



Тематски тест

1. Моника и Мила ја испитувале реакцијата меѓу калциум карбонат (мермер) и хлороводородна киселина. Во кој случај реакцијата била најбрза?
- 1 g парчиња од мермер со 50 mL хлороводородна киселина на 20 °C
 - 1 g прав од мермер со 50 mL хлороводородна киселина на 20 °C
 - 1 g парчиња од мермер со 50 mL хлороводородна киселина на 30 °C
 - 1 g прав од мермер со 50 mL хлороводородна киселина на 30 °C

5 б.

2. Заокружи ја точната комбинација што покажува каков ефект ќе имаат следниве промени врз брзината на хемиската реакција:

додавање катализатор *сnižување на температурата*

- | | |
|----------------------|-------------------|
| а) забрзува реакција | забрзува реакција |
| б) забрзува реакција | забавува реакција |
| в) забавува реакција | забрзува реакција |
| г) забавува реакција | забавува реакција |

5 б.

3. Заокружи ја буквата пред точната опција која покажува како катализаторот и температурата влијаат на бројот на судири и на енергијата на активација!

додавање катализатор

зголемување на температурата

- | | |
|--|--------------------------------------|
| а) поголем број судири | поголем број судири |
| б) енергијата на активација се намалува | поголем број судири |
| в) поголем број судири | енергијата на активација се намалува |
| г) енергијата на активација се зголемува | забавува реакција |

5 б.

4. Наведи две карактеристики на катализаторите!

5 б.

5. Објасни ја улогата на каталитичките конвертори во автомобилите и напиши ги хемиските равенки на реакциите што се одвиваат!

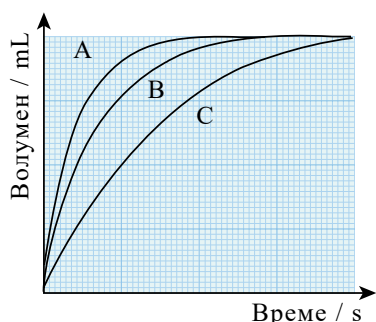
10 б.

6. Матеа извела експеримент во кој ја испитувала реакцијата меѓу магнезиум и сулфурна киселина за да открие како зависи брзината на реакцијата од температурата. Реакцијата ја извела на три различни температури: 30 °C, 40 °C и 50 °C.

I. Напиши ја хемиската равенка на реакцијата! Означи ги агрегатните состојби на сите учесници во реакцијата веднаш зад хемиските симболи/формули, користејќи ги следниве ознаки: s – цврсто, l – течно, g – гасовито и aq – воден раствор!

II. Кои фактори треба Матеа да ги одржува константни за да бидат резултатите веродостојни?

III. Добиените резултати ги претставила графички.



Која крива соодветствува на реакцијата изведена на 50 °C?

- кривата А
- кривата В
- кривата С
- нема доволно податоци за да се определи

10 б.

7. Претстави го графички реакцискиот профил на реакцијата претставена со следнава термохемиска равенка: $S(g) + O_2(g) = SO_2(g)$ $\Delta_r H = -296 \text{ kJ/mol}$ без и со присуство на катализатор!
- Означи ги положбата на реактантите и на продуктите, положбата на активираниот комплекс, енергијата на активација и реакциската енталпија на некатализираната реакција!
 - Означи ги положбата на реактантите и на продуктите, положбата на активираниот комплекс, енергијата на активација и реакциската енталпија на катализираната реакција!
 - Објасни што претставува графички приказ на катализираната реакција на микроскопско ниво!

30 б.

8. При разложување на азот моноксид концентрацијата на реактантот во првите 1200 секунди се променила од $0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ до $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Колку изнесува брзината на реакцијата? Равенката на хемиската реакција е $2NO(g) = N_2(g) + O_2(g)$.

10 б.

9. Согорувањето на пропан е претставено со следнава хемиска равенка:
 $C_3H_8(g) + 5O_2(g) = 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$. Ако брзината на изменување на концентрацијата на јаглерод диоксид изнесува $0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$, да се определат:
- брзината на реакцијата
 - брзината на изменување на концентрацијата на пропан

10 б.

10. Температурниот коефициент на една неповратна реакција изнесува 3. Реакцијата завршува за 10 минути на температура од 50°C . Пресметај за колку време ќе заврши истата реакција на 30°C !

10 б.

РЕЗИМЕ

- Брзината на реакцијата е величина што ја опишува реакцијата како целина и не зависи од тоа за кој реактант или продукт во реакцијата се пресметува. Единицата за брзината на реакцијата е $\text{mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$ или $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$.
- Брзина на изменување на концентрацијата на учесник во хемиската реакција се дефинира како однос помеѓу промената на концентрацијата на даден учесник во реакцијата и времето потребно да дојде до ваква промена на концентрацијата. Единицата е $\text{mol}/(\text{dm}^3 \cdot \text{s})$ или $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$.
- Постојат повеќе фактори што влијаат врз брзината на хемиските реакции, од кои најважни се: природата на супстанците, големината на површината на реактантот во цврста агрегатна состојба, концентрацијата на реактантите, температурата и катализаторите.
- Зголемувањето на допирната површина доведува до зголемување на брзината на реакцијата.
- Со зголемување на концентрацијата на реактантите се зголемува и брзината на реакцијата.
- Кај голем број хемиски реакции покачувањето на температурата предизвикува зголемување на брзината на реакцијата.
- Константата на брзината на реакцијата (k) е величина која ја карактеризира брзината на дадена реакција при определена температура. Колку е поголема вредноста на k , толку реакцијата е побрза.
- Температурниот коефициент на реакцијата (γ) се изразува како однос на брзините за иста реакција определени при две температури што меѓусебно се разликуваат за 10°C (или 10 K). Експериментално е покажано дека кај голем број реакции брзината се зголемува за два до четири пати со покачување на температурата за 10°C .
- Влијанието на концентрацијата и температурата врз брзината на хемиските реакции може да се објасни со помош на теориите во хемиската кинетика: теоријата на судири и теоријата за активираниот комплекс.
- За судирот да биде ефикасен потребно е честичките на реактантите да бидат правилно ориентирани едни кон други и да поседуваат доволно енергија.
- Активираниот комплекс е еден вид преодна состојба и ги содржи сите честички од коишто се изградени реактантите и кои учествуваат во елементарниот акт на хемиска трансформација.
- Минималното количество енергија што е потребно за да почне хемиската реакција се нарекува енергија на активација. Оваа величина се означува со E_a и се мери во J/mol или kJ/mol .
- Катализаторите се супстанции што ја забрзуваат хемиската реакција, а при тоа излегуваат хемиски и количински неизменети. Тие го менуваат патот на реакцијата со намалување на енергијата на активација на реакцијата.
- Инхибитори се супстанции коишто ја забавуваат хемиската реакција, а во некои случаи можат и целосно да ја запрат.
- Реакциите што се одвиваат во присуство на катализатори се наречени каталитички реакции, а самата појава катализа.
- При хетерогена катализа катализаторот и реактантите се во различни фази, односно образдуваат хетероген систем. При хомогена катализа катализаторот и реактантите се во иста фаза, обично во гасна фаза или во раствор.
- Кај автокаталитичките реакции еден од продуктите на реакцијата делува како катализатор и ја забрзува истата таа реакција.
- Катализаторите имаат широка примена во индустријата.
- Ензимите (или ферментите) се биокатализатори, супстанции што овозможуваат хемиските реакции во живите организми да се одвиваат многу побрзо и при благи услови.
- Кога светлината ја забрзува реакцијата со помош на супстанца што ја апсорбира светлината (т.н. фотокатализатор), се зборува за фотокаталитички реакции. Во ваквите реакции светлината дејствува како своевиден катализатор бидејќи овозможува реакцијата да започне, а потоа самата да се одвива.

5. ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

Откако ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да го објаснуваш настанувањето на состојбата на хемиска рамнотежа, да го објаснуваш динамичкиот карактер на хемиската рамнотежа и да правиш разлика меѓу состојбата на хемиска рамнотежа кај повратни и неповратни хемиски реакции и меѓу хомогена и хетерогена рамнотежа;
- да претставуваш израз за константа на хемиска рамнотежа преку рамнотежните количествени концентрации на учесниците за различни хемиски реакции и да ја пресметуваш нејзината вредност изразена во соодветната единица;
- да го објаснуваш влијанието на промената на концентрацијата на учесниците, температурата и притисокот врз хемиската рамнотежа и да ја определуваш насоката на поместувањето на хемиската рамнотежа со примена на принципот на Ле Шателје и Браун.



СОДРЖИНИ:

- 5.1 Хемиска рамнотежа
- 5.2 Константа на хемиска рамнотежа
- 5.3 Поместување на хемиската рамнотежа

5. 1 ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

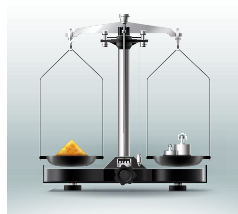
Поими:

хемиска рамнотежа, динамички карактер на хемиска рамнотежа, хомогена рамнотежа, хетерогена рамнотежа

Во секојдневниот живот често се користи поимот рамнотежа. Кога две деца седат на клацкалка и таа мирува, или кога вагата со два таса покажува еднаква маса од двете страни, се вели дека системот е во рамнотежа. Во овие ситуации состојбата не се менува со текот на времето и ништо видливо не се случува. Ова се нарекува **статична рамнотежа**, поим што веќе е изучуван во физиката. Меѓутоа, во хемијата рамнотежата има поинакво значење. Хемиските реакции можат да се одвиваат во две спротивни насоки и дури кога системот изгледа непроменет, на микроскопско ниво постојано се случуваат промени. Таквата состојба се нарекува **динамична рамнотежа**. Таа може да се спореди со жичница или со подвижни ескалатори, кога луѓето непрекинато се движат и во едната и во другата насока. Ако брзината на движење на луѓето во двете насоки е еднаква, вкупниот број луѓе на едната и на другата страна на жичницата или на ескалаторите во даден момент останува ист. Слично на тоа, во хемиската рамнотежа *честичките на реакцијата и на продукцијата постојано се претвораат едни во други, со иста брзина, на составот на системот останува непроменет.*



а



б



в

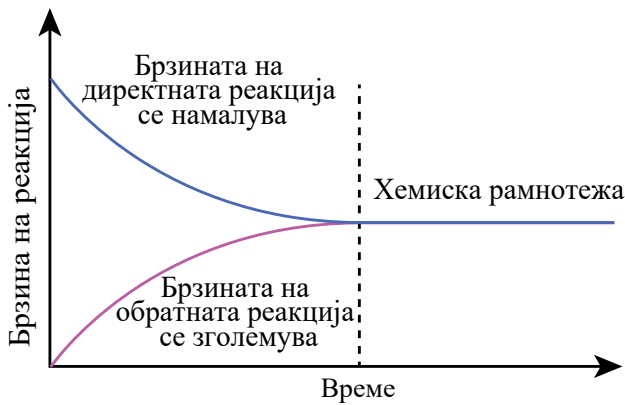


г

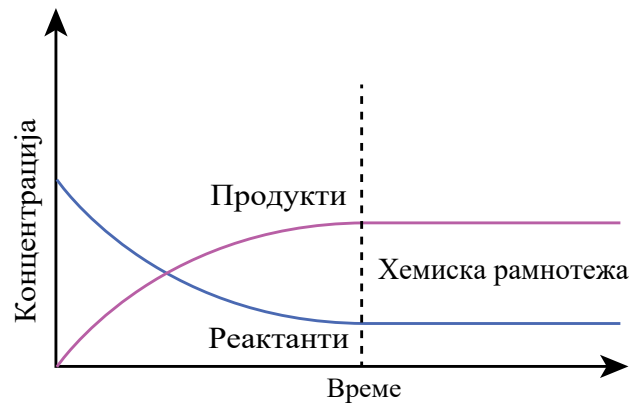
Слика 5.1 Аналогија на статична (а, б) и динамична (в, г) рамнотежа

Ако на почетокот на хемиската реакција, во реакцискиот систем се присутни само реактанти, ќе настанува трансформација на честичките на реактантите, при што ќе почнат да се образуваат честички на продукти. Во овој момент тече **директната реакција**, од реактанти кон продукти. Откако во системот ќе бидат присутни и честички на продуктите, започнува да тече и **обратната реакција**, односно честичките на продуктите почнуваат да се трансформираат во честички на реактанти. Значи, во текот на хемиската реакција количеството на реактантите се намалува, а количеството на продуктите се зголемува. Во еден момент брзините на директната и на обратната реакција ќе се изедначат и се воспоставува состојба на **хемиска рамнотежа**.

Иако и директната и обратната реакција продолжуваат да се одвиваат истовремено, количествата (а со тоа и концентрациите) на реактантите и на продуктите повеќе не се менуваат и на макроскопско ниво не се забележува промена во составот на системот. Меѓутоа, на микроскопско ниво постојано се случуваат хемиски претворања и поради тоа се вели дека хемиската рамнотежа има динамички карактер.



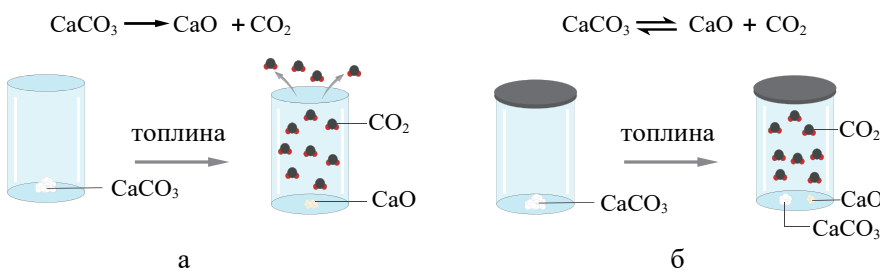
Слика 5.2 На почетокот брзината на директната реакција е поголема, но со текот на времето, како што се зголемува количеството на продукти, се забрзува и обратната реакција. Во одреден момент системот достигнува рамнотежа, при што брзините на директната и на обратната реакција стануваат еднакви.



Слика 5.3 Во текот на хемиската реакција концентрацијата на реактантите се намалува, а концентрацијата на продуктите се зголемува. Од моментот на постигнување рамнотежа концентрациите на реактантите и продуктите остануваат константни во текот на времето.

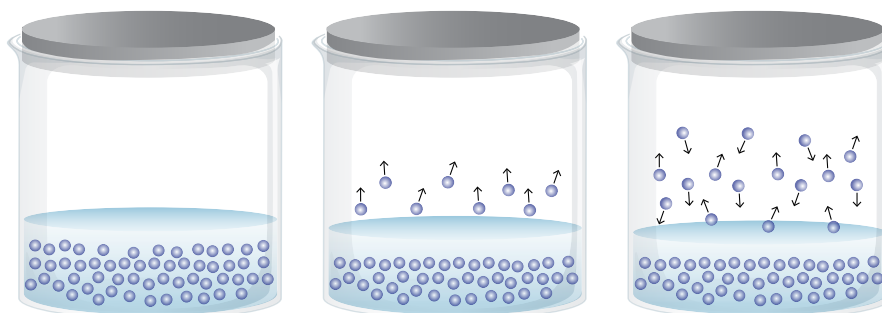
Строго земено, хемиска рамнотежа се воспоставува и кај неповратните и кај повратните реакции. *Нейовраќајните реакции* течат сè додека не може да се детектира присуство на макар еден од реактантите од реакцискиот систем. Тогаш се воспоставува состојба на хемиска рамнотежа и количествата на реактантите и на продуктите остануваат константни. Сепак, во овој случај во рамнотежната смеса доминираат продуктите, додека количеството на реактантите е занемарливо мало. Затоа, се вели дека неповратните реакции течат до крај. Такви примери се реакциите на согорување и јонските реакции при коишто се образува талог, гас или слабо дисоцирано соединение. Кај *повраќајните реакции*, во рамнотежната смеса се присутни мерливи количества од сите реактанти и продукти. Рамнотежата што се воспоставува помеѓу честичките на реактантите и оние на продуктите овозможува нивните количества да останат константни.

Важно е да се напомене дека, и покрај тоа што количествата на реактантите и на продуктите во рамнотежа не се менуваат, не значи дека тие се еднакви меѓу себе.



Слика 5.4 Рамнотежа може да се постигне во затворен систем. При разложување на варовник, во отворен систем јаглерод диоксидот го напушта садот, па реакцијата протекува до крај (а). Во затворен систем јаглерод диоксидот е присутен во системот и се воспоставува рамнотежа (б).

Кога се зборува за хемиска рамнотежа, реактантите и продуктите претставуваат различни супстанции. Меѓутоа, рамнотежа може да се воспостави и кај физички процеси. На пример, ако вода се остави да стои во затворен сад на собна температура, молекулите вода од површинскиот слој на течноста, ќе ја напуштаат течната и ќе преминуваат во гасовита фаза (се одвива процесот наречен испарување). Бидејќи се работи за затворен систем, молекулите вода не можат да го напуштат системот, па нивната концентрација во гасовитата фаза со текот на времето ќе се зголемува и ќе почне процес на кондензација. Во еден момент брзината на кондензација ќе се изедначи со брзината на испарување, па количествата на течна вода и на водна пареа понатаму не се менуваат. Системот достигнал рамнотежа. На микроскопско ниво, бројот на молекули што ја напуштат течноста е еднаков на бројот на оние што се враќаат во течната фаза.



Слика 5.5 Рамнотежа кај физички процеси во затворен систем

Сумарно, за системите во рамнотежа може да се наведат следниве заеднички карактеристики:

- 1) Рамнотежата е динамична. Реакцијата не запира, туку директната и обратната реакција се одвиваат со еднаква брзина.
- 2) Рамнотежата се воспоставува во затворен систем. Во затворен систем не постои размена на супстанца со околината, па можни се трансформации и од реактанти во продукти и од продукти во реактанти.
- 3) Во состојба на рамнотежа количествата на реактантите и на продуктите остануваат константни. Реактантите и продуктите се трошат и се создаваат со иста брзина.
- 4) При рамнотежа нема видлива макроскопска промена во системот. Макроскопските својства на супстанците (пример, боја и густина) не се менуваат, бидејќи тие зависат од количеството на компонентите во рамнотежната смеса. Меѓутоа, на микроскопско ниво постојано се случуваат хемиски претворања.
- 5) Рамнотежата може да се постигне во двете насоки на одвивање на реакцијата. Истата рамнотежна смеса ќе се добие ако, под истите услови, се започне само со реактанти, само со продукти или со смеса од реактанти и продукти.

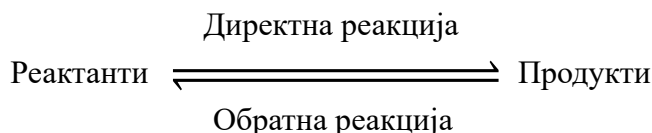


Размисли и одговори:

- Кои од следниве тврдења се точни во врска со хемиската рамнотежа?
 - Директната и обратната реакција продолжуваат да се одвиваат.
 - Брзините на директната и обратната реакција се еднакви.
 - Концентрациите на реактантите и на продуктите се еднакви.
 - i и ii
 - i и iii
 - ii и iii
 - i, ii и iii
- Процени ја точноста на следниве тврдења во врска со смеса од мраз и течна вода при рамнотежа на константна температура?
 - Брзината на топење е еднаква на брзината на мрзнење.
 - Не постои видлива промена во системот.
 - Количествата на течна вода и на мраз се еднакви.
 - Истатата состојба на рамнотежа ќе се постигне со ладење на водата или со загревање на мразот.

ПРЕТСТАВУВАЊЕ НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ ВО СОСТОЈБА НА ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

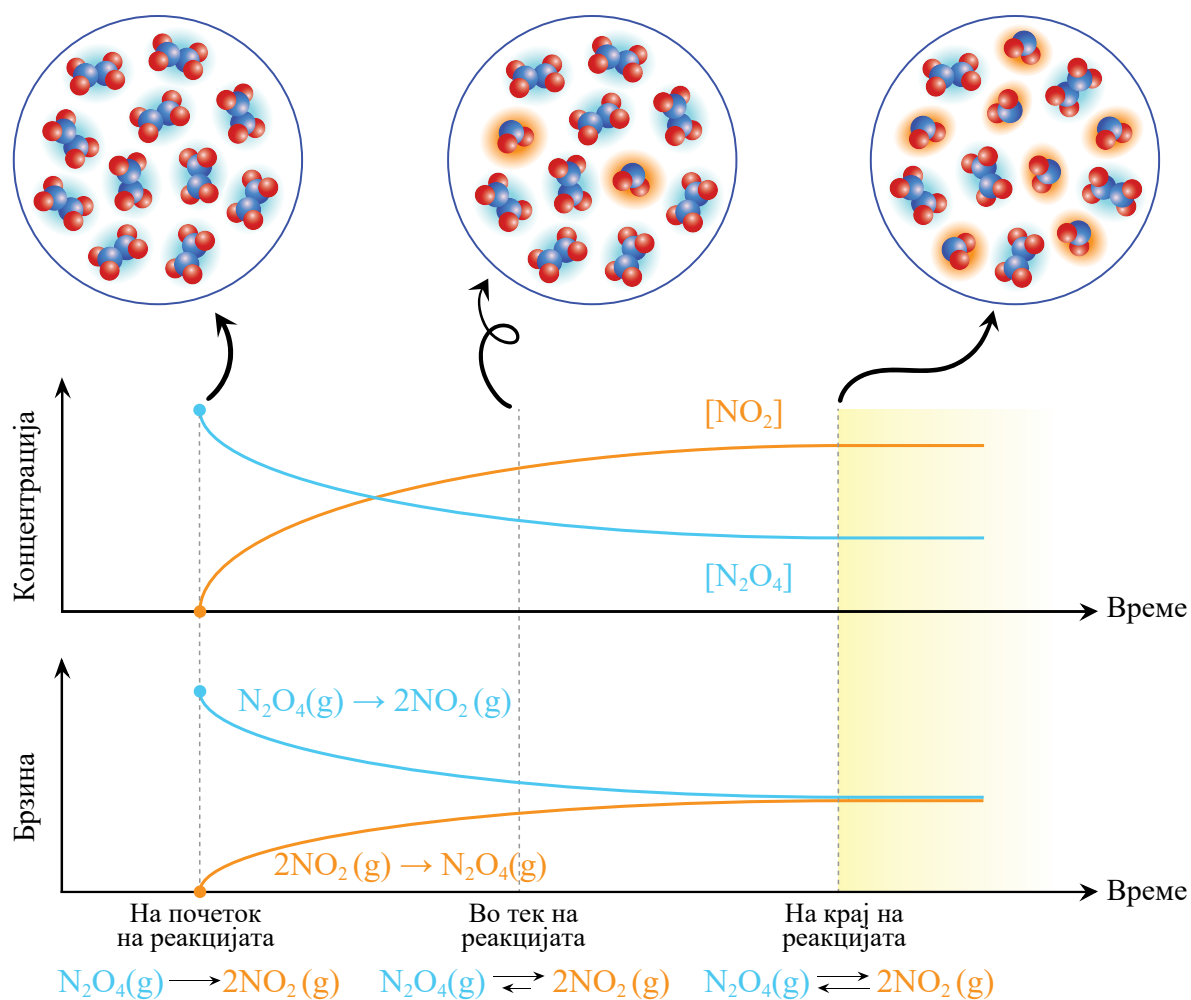
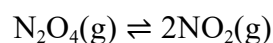
При запишување на хемиски равенки со кои се означува хемиски систем во рамнотежа се користи двојна полустрелка ($\rightleftharpoons$). Полустрелката насочена надесно ја претставува директната реакција (претворбата на реактанти во продукти), а со полустрелката насочена налево се означува обратната реакција (претворбата на продукти во реактанти).



Понекогаш реакциите се претставуваат со равенки во кои стрелките имаат нееднаква должина. Овој запис квалитативно ја покажува положбата на рамнотежата, односно кои учесници се застапени со поголема концентрација во рамнотежната смеса. Ако стрелката што ја означува директната реакција е подолга, тоа значи дека во рамнотежа продуктите се застапени со поголема концентрација. Често, во ваков случај, се вели дека е фаворизирана директната реакција. Обратно, ако стрелката што ја означува обратната реакција е подолга, реактантите се позастапени со поголема концентрација (фаворизирана е обратната реакција). Притоа треба да се има предвид дека и во двата случаи директната и обратната реакција се одвиваат со еднаква брзина, што е основна карактеристика на хемиската рамнотежа.



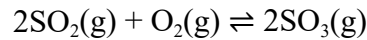
Текот на реакцијата во која учествуваат азот диоксид (NO_2) и диазот тетраоксид (N_2O_4) може лесно да се следи затоа што азот диоксидот е темнокафеав гас, а диазот тетраоксидот безбоен. Ако на почетокот во системот има само диазот тетраоксид, не се забележува никакво обојување. Но, веднаш штом почнат да се создаваат молекули на азот диоксид се појавува кафеаво обојување. Бојата постепено се интензивира сè до воспоставувањето на рамнотежа. Во овој момент во реакцискиот систем се присутни мерливи количества и од диазот тетраоксид и од азот диоксид. Потоа, нема промена на бојата бидејќи концентрациите на двата гаса остануваат константни. Иако нема промена на бојата, при рамнотежа претворбите на диазот тетраоксид во азот диоксид и на азот диоксид во диазот тетраоксид сè уште се случуваат, но брзините на директната и обратната реакција се еднакви. Оваа повратна реакција може да се запише на следниов начин:



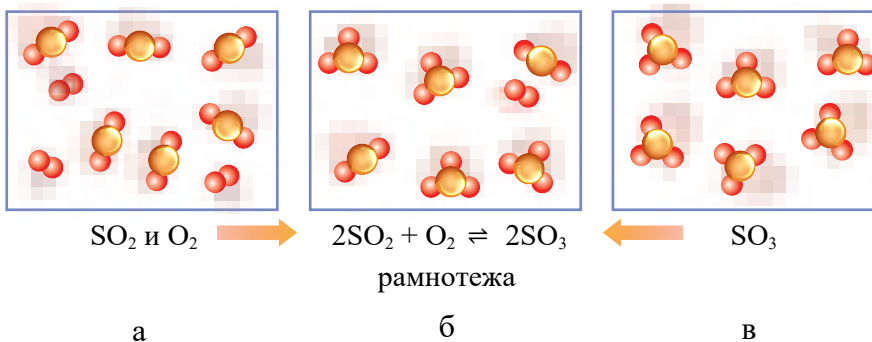
Слика 5.6 Воспоставување динамична рамнотежа меѓу диазот тетраоксид и азот диоксид

До состојба на рамнотежа може да се дојде и ако се тргне од азот диоксид. На почетокот бојата е темнокафеава, а откако молекулите на азот диоксидот ќе почнат да се сврзуваат и да се трансформираат во молекули на диазот тетраоксид, бојата почнува да бледнее сè додека не се воспостави рамнотежа. До состојба на рамнотежа може да се дојде и ако се тргне од смеса од овие два гаса.

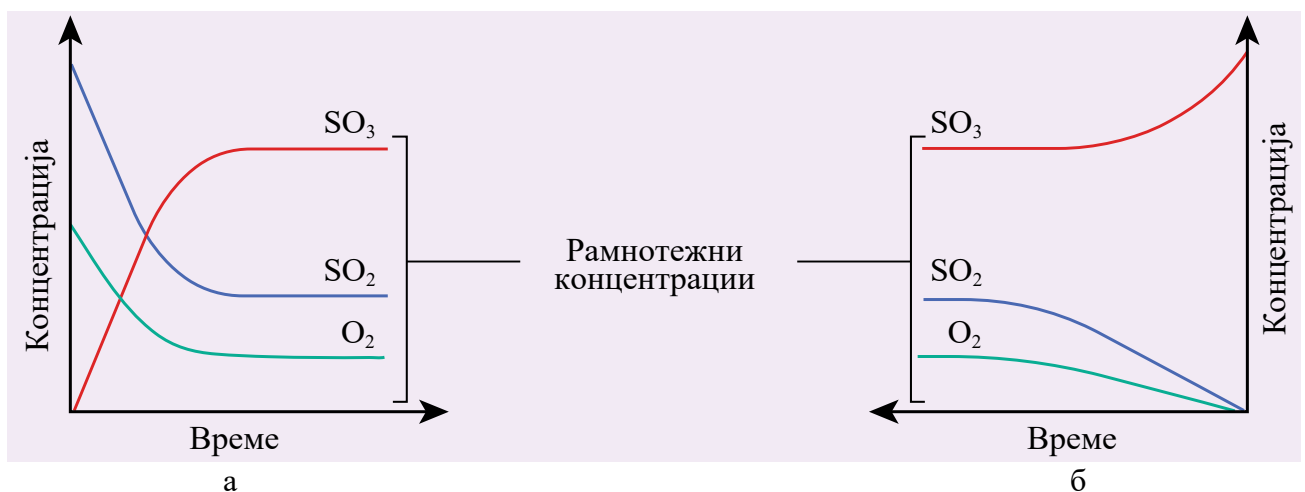
Друг пример на повратна реакција е реакцијата меѓу сулфур диоксид и кислород, при што се добива сулфур триоксид.



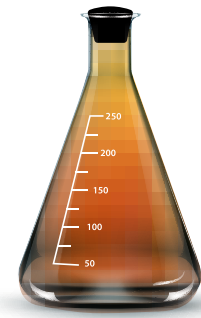
Ако се тргне од сулфур диоксид и кислород, тие меѓусебно реагираат и на почетокот се одвива само директната реакција. Брзината на обратната реакција е нула, бидејќи сè уште нема формирано сулфур триоксид, кој би се разложувал до сулфур диоксид и кислород. Со зголемувањето на концентрацијата на сулфур триоксид, се зголемува и брзината на обратната реакција. Од друга страна, брзината на директната реакција се намалува, бидејќи сулфур диоксидот и кислородот се трошат. Во еден момент брзините на директната и на обратната реакција се изедначуваат и се воспоставува хемиска рамнотежа.



Слика 5.8 Молекулите на сулфур диоксид реагираат со молекулите на кислород (а). Молекулите на сулфур триоксид се разложуваат до молекули на сулфур диоксид и на кислород (в). Во рамнотежа, присутни се сите три вида молекули (б).



Слика 5.9 Составот на рамнотежната смеса е ист без разлика дали на почетокот биле присутни само сулфур диоксид и кислород (а) или само сулфур триоксид (б)



Слика 5.7 Рамнотежна смеса составена од NO₂ и N₂O₄



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ



Слика 5.10 Раствори од калиум дихромат и од калиум хромат

Испитување на хемиската рамнотежа

Потребен прибор и супстанции: две лабораториски чаши од 100 mL, разредени водни раствори од калиум хромат и од хлороводородна киселина, мензура, пипета или капалка, мантил, заштитни очила, ракавици.

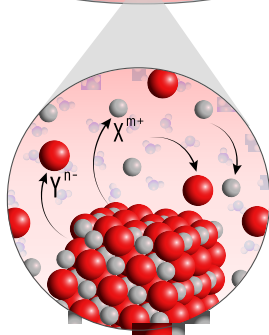
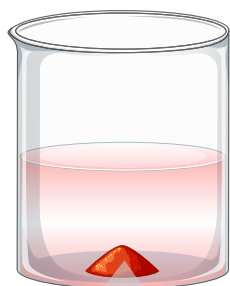
Постапка: Во две лабораториски чаши, со мензура, стави околу 30 mL раствор од калиум хромат. Каква е бојата на растворот? Потоа, со пипета додавај раствор од хлороводородна киселина сè до промена на бојата на растворот. Каква е бојата на растворот сега? На крајот, кон вака добиениот раствор додавај дестилирана вода. Што забележуваш?

Реакцијата на калиум хромат со хлороводородна киселина е пример за повратна реакција. Со додавање на раствор од хлороводородна киселина, жолтата боја на растворот се променува во портокалова. Ова е показател дека во кисела средина е фаворизирано трошењето на хроматните јони (жолт раствор) и образувањето на дихроматни јони (портокалов раствор). Со додавање вода кон растворот од дихромат, реакцијата тече во насока на образување на хроматни јони, при што повторно се забележува жолта боја на растворот.



жолт раствор

портокалов раствор

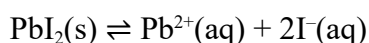


Слика 5.11 Рамнотежа помеѓу талог и негов заситен раствор

Доколку сите учесници во состојбата на хемиска рамнотежа се во иста агрегатна состојба (поточно, во иста фаза) се зборува за **хомогена рамнотежа**. Таков пример е рамнотежата што се воспоставува помеѓу азот диоксидот и диазот тетраоксидот. Од друга страна, ако агрегатните состојби на супстанциите што учествуваат во реакцијата се различни, станува збор за **хетерогена рамнотежа**. На пример, при загревање на калциум карбонат во затворен сад се образува рамнотежа што е претставена со следнава хемиска равенка:

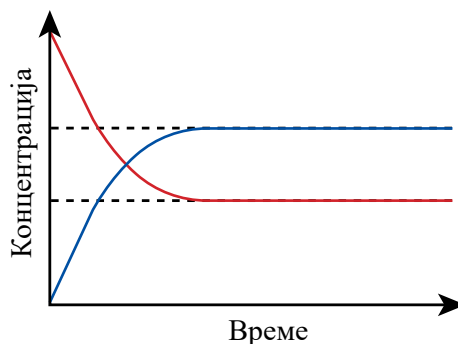


Друг пример за хетерогена рамнотежа е оној кога во системот постојат слабо растворливо соединение (талог) и негов заситен раствор. Во заситениот раствор постојат јони добиени со дисоцијација на растворениот дел од супстанцијата. Се воспоставува динамична рамнотежа при која честички од талогот дисоцираат и преминуваат во растворот и истовремено, со еднаква брзина, јоните од растворот се рекомбинираат и се таложат.



**Размисли и одговори:**

1. Претстави ги описите на следниве хемиски реакции во состојба на рамнотежа со соодветни хемиски равенки, а потоа наведи во кои случаи се работи за хомогена, а во кои за хетерогена рамнотежа:
 - а) При загревање на цврст натриум хидрогенкарбонат се образуваат натриум карбонат, јаглерод диоксид и водна пареа.
 - б) При соединување на водород и хлор се образува хлороводород.
 - в) Во воден раствор оцетната киселина дисоцира на водородни и на ацетатни јони.
 - г) При дејство на водна пареа на јаглерод се добиваат јаглерод моноксид и водород.
 - д) Талогот од сребро сулфат е во рамнотежа со јоните што постојат во заситен раствор од оваа сол.
2. На следниов графички приказ е претставена зависноста на концентрациите на реактантите и продуктите од времето за реакција во која на почетокот се присутни само водород и јод. Црвената крива ја означува хемиската претворба на гасовит водород и гасовит јод во гасовит јодоводород, а сината крива се однесува на обратната реакција.
 - а) Прикажи ја графички зависноста на концентрациите од времето за истата реакција, при исти услови, ако на почетокот е присутен само јодоводород!
 - б) Дали оваа реакција е пример за хомогена или за хетерогена рамнотежа?





5.2 КОНСТАНТА НА ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

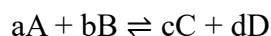
КОНСТАНТА НА ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

Поими:

константа на хемиска рамнотежа, рамнотежна количествена концентрација

Во основата на хемиските реакции е претворањето на реактантите во посакувани продукти. Вообичаено, хемичарите настојуваат што поголем дел од овие реактанти да ги претворат во продукти. Степенот до кој реактантите се трансформирани во продукти се изразува преку бројната вредност на константата на рамнотежа.

Општо, повратната реакција во која реактантите А и В реагираат при што се образуваат продукти С и D во момент на рамнотежа може да се претстави со следнава општа хемиска равенка:



Откако ќе се воспостави рамнотежата, концентрациите на А, В, С и D повеќе не се менуваат, доколку условите останат исти. Тоа значи дека и односот на рамнотежните концентрации ќе биде константен. Со помош на рамнотежните концентрации се дефинира константата на хемиската рамнотежа на следниов начин:

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

Ако равенката на повратната реакција се запише во спротивната насока, тогаш нејзината константа на рамнотежа е реципрочна вредност од првобитната константа на рамнотежа.

Константата на рамнотежа зависи од тоа како е изразена хемиската равенка.

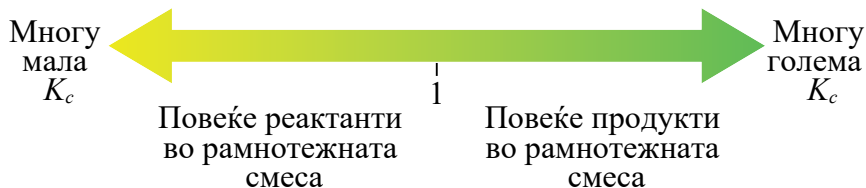
Според тоа, **константата на хемиската рамнотежа** претставува однос помеѓу производот на рамнотежните концентрации на продуктите и производот на рамнотежните концентрации на реактантите, секоја степенувана на соодветниот стехиометриски коефициент. Средни загради се користат за да се означи дека станува збор за **рамнотежни количествени концентрации**, односно за концентрации што ги постигнуваат реактантите и продуктите во моментот на воспоставување на рамнотежа. Оваа константа не зависи од почетните концентрации на учесниците.

Овој израз, во 1864 година, го формулирале норвешките хемичари Гулдберг и Воге и претставува математички израз за **законовитост за дејствието на масиите**.

При рамнотежа, брзините на директната и на обратната реакција се еднакви. Бидејќи брзината на хемиската реакција зависи од температурата, и константата на хемиската рамнотежа, исто така, ќе зависи од температурата. Нејзината вредност е константна само при дадена температура.

Нумеричката вредност на K_c за одреден рамнотежен систем се добива експериментално. Вредноста на K_c за дадена реакција при одредена температура покажува до кој степен реактантите се претвораат во продукти. Ако вредноста на K_c е мала, директната реакција се одвивала во многу мала мера пред да се воспостави рамнотежа и во рамнотежната смеса преовладуваат реактантите. Голема вредност на K_c укажува дека во реакцискиот систем во моментот на рамнотежа има повеќе продукти отколку реактанти, што значи дека директната реакција протекла во поголем степен.

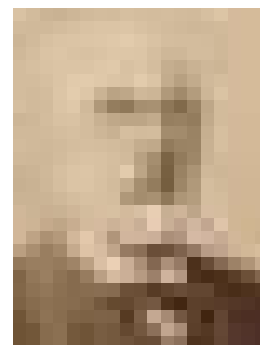
Вредноста на K_c не дава информација за брзината со којашто се одвива реакцијата, ниту за брзината со која се воспоставува рамнотежата, туку само за природата на рамнотежната смеса.



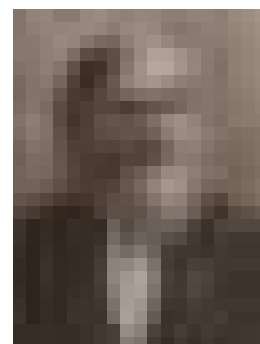
Вредност на K_c	Степен на протекување на реакцијата
$K_c \ll 1$	Реакцијата речиси и да не се одвива.
$K_c < 1$	Во рамнотежната смеса има повеќе реактанти.
$K_c \approx 1$	Во рамнотежната смеса се присутни значителни количества и од реактантите и од продуктите.
$K_c > 1$	Во рамнотежната смеса има повеќе продукти.
$K_c \gg 1$	Реакцијата речиси тече до крај.

Во изразот за K_c се вклучуваат само концентрациите на супстанциите што навистина можат да се менуваат. Тоа значи дека чистите цврсти супстанции и течности се изоставуваат, бидејќи нивните концентрации практично не се менуваат.

Единицата за константата на рамнотежа на дадена реакција зависи од тоа колкави се стехиометриските коефициенти пред секој од учесниците во хемиската равенка. Во случај кога збирот на стехиометриските коефициенти на реактантите е еднаков на збирот на стехиометриските коефициенти на продуктите K_c е бездимензионална величина.



Слика 5.12 Като Гулдберг (Cato Maximilian Guldberg, 1836 – 1902)



Слика 5.13 Петер Воре (Peter Waage, 1833 – 1900)

Пример 5.1.

Претстави ги изразите за константата на хемиската рамнотежа преку рамнотежните количествени концентрации на учесниците и определи ги нејзините единици за реакциите што се запишани со следниве хемиски равенки:

- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$
- $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
- $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- $\text{P}_4(\text{s}) + 6\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{PCl}_3(\text{l})$

Решение:

а) Според изразот за K_c во броителот се наведува концентрацијата на продуктот HI степенувана на стехиометрскиот коефициент, кој изнесува 2. Во именителот се наведува производот од концентрациите на реактантите, секоја степенувана на соодветниот стехиометриски коефициент (во овој случај, коефициентите се 1). Според тоа, изразот за K_c е:

$$K_c = \frac{[\text{c}(\text{HI})]^2}{[\text{c}(\text{H}_2)] \cdot [\text{c}(\text{I}_2)]}$$

Коефициентот пред HI во равенката е 2
 Коефициентот пред H₂ во равенката е 1
 Коефициентот пред I₂ во равенката е 1

Врз основа на овој израз може да се изведе единицата во која се мери K_c на следниов начин:

$$\frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2} = 1$$

или

$$\frac{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}]^2} = 1$$

Според тоа, K_c е бездимензионална величина.

Постапувајќи на сличен начин, може да се запишат изразите за K_c за другите реакции и да се определат соодветните единици. Притоа, треба да се води сметка дека концентрациите за чистите цврсти супстанции и течности не фигурираат во изразите за K_c .

$$\begin{aligned} \text{б)} \quad K_c &= \frac{[c(\text{NH}_3)]^2}{[c(\text{H}_2)]^3 \cdot [c(\text{N}_2)]} \\ &= \frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^3 \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]} = \frac{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^4} = \frac{1}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2} \\ &= \frac{1}{\text{mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}} = \text{dm}^6 \cdot \text{mol}^{-2} = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{в)} \quad K_c &= \frac{[c(\text{Ag}^+)] \cdot [c(\text{Cl}^-)]}{[c(\text{AgCl})]} = [c(\text{Ag}^+)] \cdot [c(\text{Cl}^-)] \\ [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}] &= [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2 = \text{mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6} = \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{г)} \quad K_c &= \frac{[c(\text{PCl}_3)]^4}{[c(\text{P}_4)] \cdot [c(\text{Cl}_2)]^6} = \frac{1}{[c(\text{Cl}_2)]^6} \\ \frac{1}{[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^6} &= \frac{1}{\text{mol}^6 \cdot \text{dm}^{-18}} = \text{dm}^{18} \cdot \text{mol}^{-6} = \text{L}^6 \cdot \text{mol}^{-6} \end{aligned}$$

Размисли и одговори:



1. Равенката на реакцијата во моментот кога е постигната рамнотежа на дадена температура е $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$, а константата на рамнотежа на таа температура изнесува $2,7 \cdot 10^{-18}$. Дали во рамнотежната смеса има повеќе реактанти или продукти?
2. Претстави ги изразите за константата на хемиската рамнотежа преку рамнотежните количествени концентрации на учесниците и определи ги нејзините единици за реакциите што се запишани со следниве хемиски равенки:
 - 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. Врз основа на изразот за константата на рамнотежа напиши ја израмнетата хемиска равенка на реакцијата, наведувајќи ги агрегатните состојби на сите учесници!

$$K_c = \frac{[c(\text{CO})] \cdot [c(\text{H}_2)]^3}{[c(\text{CH}_4)] \cdot [c(\text{H}_2\text{O})]}$$

ХЕМИСКИ ПРЕСМЕТКИ ШТО ВКЛУЧУВААТ КОНСТАНТА НА ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

Состојбата на хемиската рамнотежа може да се опише преку рамнотежните концентрации на учесниците во реакцијата. Доколку се познати овие концентрации, може да се пресмета и вредноста на константата на хемиската рамнотежа, која е карактеристична за дадена реакција при определена температура. Откако ќе се одреди нејзината вредност, таа може да се искористи за пресметување на непознати рамнотежни концентрации и за предвидување на составот на рамнотежната смеса. Притоа треба да се нагласи дека константата на рамнотежа има константна вредност само при дадена температура, а со промена на температурата се менува и нејзината вредност.

Пример 5.2.

Рамнотежната смеса на 1500 K се состои од азот, кислород и азот моноксид чии количествени концентрации се $6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ и $1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ соодветно. Пресметај ја константата на рамнотежа при оваа температура за реакцијата што е претставена со хемиската равенка $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$.

Дадено е:

$$[c(\text{N}_2)] = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{O}_2)] = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{NO})] = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Се бара:

$$K_c = ?$$

Решение:

Бидејќи се дадени рамнотежните количествени концентрации за сите учесници во реакцијата, потребно е само тие да се заменат во изразот за константа на рамнотежа.

$$K_c = \frac{[c(\text{NO})]^2}{[c(\text{N}_2)] \cdot [c(\text{O}_2)]}$$

$$K_c = \frac{[1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}]^2}{[6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}] \cdot [1,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}]}$$

$$K_c = 0,111 \cdot 10^{-4} = 1,11 \cdot 10^{-5}$$

Пример 5.3.

На 298 K се воспоставува рамнотежа претставена со хемиската равенка $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$. Во сад со волумен 10 L во рамнотежа постојат 2 mol N_2O_4 и 0,344 mol NO_2 . Пресметај ја константата на рамнотежа!

Дадено е:

$$V = 10 \text{ L}$$

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = 2 \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}_2) = 0,344 \text{ mol}$$

Се бара:

$$K_c = ?$$

Решение:

Рамнотежните количествени концентрации на учесниците во реакцијата не се познати, но можат да се пресметаат користејќи ги нивните количества.

$$[c(\text{N}_2\text{O}_4)] = \frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)}{V} = \frac{2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[c(\text{NO}_2)] = \frac{n(\text{NO}_2)}{V} = \frac{0,344 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,0344 \text{ mol/L}$$

Потоа, овие вредности се заменуваат во изразот 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 рамнотежата претставена со хемиската равенка

$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
во сад со волумен 5 L во рамнотежа се наоѓаат 2,56 g SO_2 , 0,96 g O_2 и 6,4 g SO_3 . Пресметај ја константата на рамнотежа!

Дадено е:

$$m(\text{SO}_2) = 2,56 \text{ g}$$

$$m(\text{O}_2) = 0,96 \text{ g}$$

$$m(\text{SO}_3) = 6,4 \text{ g}$$

$$V = 5 \text{ L}$$

Се бара:

$$K_c = ?$$

Решение:

Во овој случај се дадени масите на учесниците во реакцијата, па прво треба да се пресметаат моларните маси и соодветните концентрации, а потоа тие да се заменат во изразот 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.

Рамнотежната смеса се состои од водород, јод и јодоводород. Концентрациите на водородот и на јодот се еднакви и изнесуваат $0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Пресметај ја рамнотежната концентрација на јодоводород ако константата на рамнотежа за реакцијата претставена со равенката

$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$
на 425 °C изнесува 54,34.

Дадено е:

$$[c(\text{H}_2)] = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[c(\text{I}_2)] = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$K_c = 54,34$$

Се бара:

$$[c(\text{HI})] = ?$$

Решение:

Од изразот $K_c = \frac{[c(\text{HI})]^2}{[c(\text{H}_2)][c(\text{I}_2)]}$ следува дека концентрацијата на јодоводород може да се пресмета како:

$$[c(\text{HI})] = \sqrt{K_c \cdot [c(\text{H}_2)][c(\text{I}_2)]}$$

$$[c(\text{HI})] = \sqrt{54,34 \cdot 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,015 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$$[c(\text{HI})] = 0,11 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

**Размисли и одговори:**

1. На 700 K се воспоставува следнава рамнотежа: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$. Рамнотежните концентрации на учесниците се: $c(\text{H}_2) = 0,422 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $c(\text{CO}_2) = 0,484 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $c(\text{H}_2\text{O}) = 0,148 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ и $c(\text{CO}) = 0,148 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Пресметај ја константата на рамнотежа за оваа реакција!
2. Во сад со волумен 2 L во рамнотежа се наоѓаат 0,6 mol PCl_5 , 0,12 mol PCl_3 и 0,12 mol Cl_2 . Пресметај ја константата на рамнотежа за реакцијата претставена со хемиската равенка $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$!
3. На температура од 450 °C се воспоставува следнава рамнотежа: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. Во сад со волумен од 10 L во рамнотежа се наоѓаат 14 g азот, 3,02 g водород и 0,52 g амонијак. Пресметај ја константата на рамнотежа!
4. Бром хлорид се разложува според хемиската равенка $2\text{BrCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$. На дадена температура на која се изведува реакцијата е воспоставена рамнотежа и е утврдено дека константата на рамнотежа изнесува 11,1. Ако реакцијата се одвива во сад од 1 L и ако при рамнотежа се присутни 4 mol хлор и 4 mol бром, пресметај го количеството на бром хлорид што е присутно во рамнотежната смеса!



5.3 ПОМЕСТУВАЊЕ НА ХЕМИСКАТА РАМНОТЕЖА

ФАКТОРИ ШТО ВЛИЈААТ ВРЗ ХЕМИСКАТА РАМНОТЕЖА

Поими:

принцип на Ле Шателје и Браун

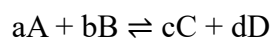
Даден систем ќе се наоѓа во рамнотежа сè додека се еднакви брзината на директната и на обратната реакција. Доколку ова се наруши, на пример при промена на некои надворешни фактори, рамнотежните услови веќе нема да бидат исполнети. Така, промените на експерименталните услови можат да ја нарушат рамнотежата. Во таков случај, системот прави приспособувања кои се потребни за повторно воспоставување рамнотежа. Меѓутоа, положбата на нововоспоставената рамнотежа се разликува од положбата на првобитната рамнотежа. Оваа разлика е позната како **поместување на рамнотежата**. Со поместување на рамнотежата во посакуваната насока, хемичарите можат да го подобрат приносот на продуктот што сакаат да го добијат при дадена хемиска реакција.

Фактори коишто влијаат врз хемиската рамнотежа се концентрацијата, притисокот и температурата. Катализаторот не доведува до поместување на рамнотежата, ниту пак до поголем принос, поради тоа што подеднакво ги забрзува и директната и обратната реакција намалувајќи ги во иста мера нивните енергии на активација. Тој овозможува рамнотежата побрзо да се воспостави, но нема никакво влијание врз константата на рамнотежа.

Влијание на промената на концентрацијата на учесниците врз хемиската рамнотежа

Промената на концентрацијата на некој учесник во хемиската реакција доведува до поместување на рамнотежата. До промена на концентрацијата може да дојде при додавање или одземање одредено количество од некој учесник во системот чиј волумен не се менува.

Ако се разгледува општата равенка на реакцијата

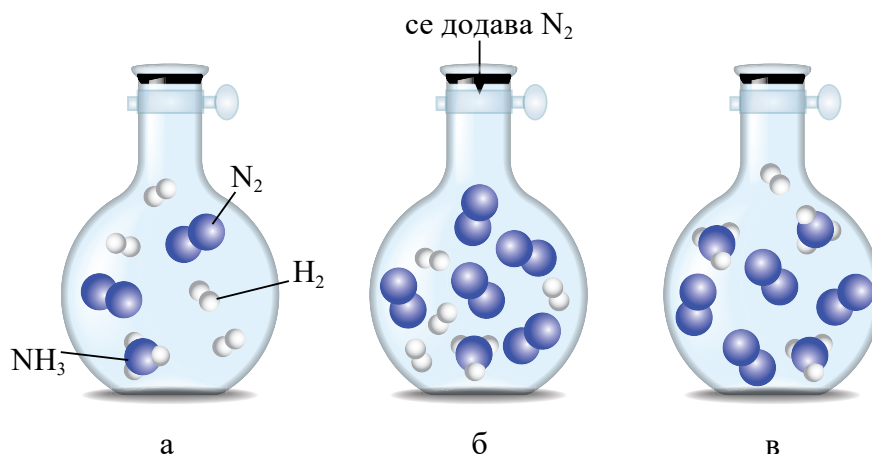


може да се каже дека додавањето на определено количество од реактантот А доведува до зголемување на неговата концентрација. Имајќи го предвид изразот за константата на рамнотежа

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

јасно е дека производот во именителот се зголемил. Доколку температурата не се промени, константата на рамнотежа не ја менува својата вредност, па оттука следува дека треба да се зголеми вредноста во броителот за да вредноста на K_c остане константна. Тоа значи дека во системот ќе се образуваат повеќе продукти, односно ќе се зголеми брзината на директната реакција.

Се вели дека рамнотежата се поместува кон десно. Значи, составот на рамнотежниот систем претрпува промени и се воспоставува нова состојба на рамнотежа. Во овој случај, вредноста на досегот на реакцијата при повторното воспоставување рамнотежа е поголема.



Слика 5.14 Азот, водород и амонијак постојат во рамнотежа во затворен систем (а). Додавањето на азот ја нарушува рамнотежата и ја фаворизира директната реакција (б). По извесно време се воспоставува нова рамнотежна положба во која концентрациите на азот и на амонијак се повисоки, а концентрацијата на водород пониска од оние во првобитната рамнотежа.

Истиот ефект (поместување на рамнотежата кон десно) се постигнува и ако еден од продуктите се одведува од реакцискиот систем, односно ако се намалува неговата концентрација. Оваа постапка има важна примена за зголемување на приносот при индустриското добивање на одредени продукти. Така, ако продуктот постојано се одведува од системот, системот ќе настојува да создаде нови количества од продуктот така што реактантите ќе реагираат меѓу себе, со што ќе се забрзува директната реакција која води кон образување на продукти.

Слично, рамнотежата се поместува кон лево (кон помали вредности на досегот), односно кон добивање повеќе реактанти, ако во системот се зголеми концентрацијата на некој од продуктите или ако се намали концентрацијата на некој од реактантите.

Влијание на промената на притисокот врз хемиската рамнотежа

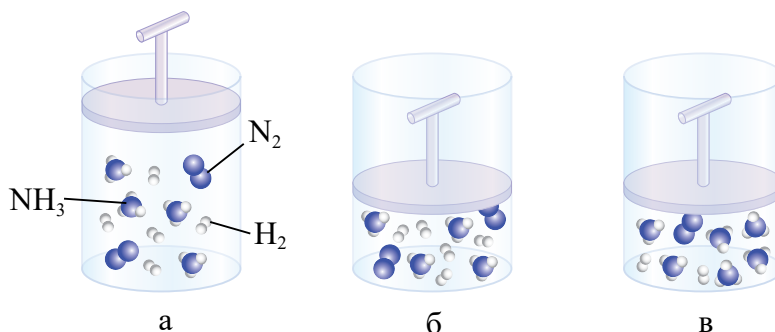
Промената на притисокот влијае врз рамнотежните системи во кои се вклучени гасовити учесници. Течностите и цврстите супстанции не се компресибилни, па промената на притисокот на системот нема да влијае врз нивните концентрации. Влијанието на притисокот е значително кога збирот на стехиометриските коефициенти на гасовитите реактанти е различен од збирот на стехиометриските коефициенти на гасовитите продукти.

Макроскопски гледано, ова значи дека вкупното количество на гасовитите учесници на левата страна од равенката треба да биде различно од вкупното количество на гасовитите учесници на десната страна. На микроскопско ниво, вкупниот број молекули на гасовитите учесници на левата страна треба да биде различен од вкупниот број молекули на гасовитите учесници на десната страна.

Притисокот и волуменот се обратнопропорционални, што значи дека зголемувањето на притисокот доведува до намалување на волуменот. Доколку се случи ова, ист број молекули ќе се наоѓаат во помал волумен, па концентрацијата ќе се зголеми ($c = n/V$).

Концентрациите на различните учесници во изразот за константата на хемиската рамнотежа се подигнати на различен степен зависно од стехиометриските коефициенти, па покачувањето на притисокот повеќе ќе го зголемува или броителот или именителот, во зависност од реакцијата. Општо, зголемувањето на притисокот ја фаворизира реакцијата во којашто се намалува вкупното количество на гасовитите учесници (помал збир на стехиометриските коефициенти), а намалувањето на притисокот ја фаворизира реакцијата во којашто се зголемува вкупното количество на гасовитите учесници (поголем збир на стехиометриските коефициенти). Кај реакциите во коишто нема промена во вкупното количество на гасовитите учесници промената на притисокот нема да влијае врз положбата на рамнотежа.

Слика 5.15 Влијание на промената на притисокот врз хемиската рамнотежа
 $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$



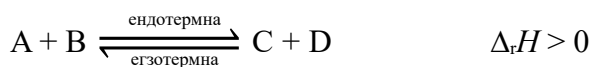
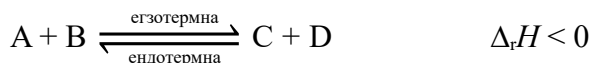
При одвивање на реакцијата што е претставена со равенката $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ се воспоставува рамнотежа во која има азот, водород и амонијак (Слика 5.15 а). Ако равенката се разгледува на микроскопско ниво, може да се каже дека на левата страна има четири молекули, а на десната две. Зголемувањето на притисокот ја нарушува рамнотежата (Слика 5.15 б) и покрај тоа што доведува до зголемување на концентрацијата на сите гасовити учесници, предизвикува поместување на рамнотежата кон десно затоа што бројот на молекули е помал, а ова настојува да го компензира зголемувањето на притисокот. За секои две молекули амонијак што се образуваат се трошат четири молекули од реактантите (една молекула азот и три молекули водород). Според тоа, во нововоспоставената рамнотежа (Слика 5.15 в) вкупниот број молекули е помал.

Влијание на промената на температурата врз хемиската рамнотежа

Промените на концентрацијата и на притисокот (или волуменот) можат да ја променат положбата на рамнотежата, но вредноста на константата на рамнотежата останува иста. Само промената на температурата може да ја промени константата на рамнотежа. Константата на рамнотежа зависи од температурата, па затоа секоја промена на температурата на системот доведува и до промена на вредноста на K_c . За да може да се предвиди во која насока ќе се менува K_c потребно е да се земат предвид топлинските ефекти на реакцијата. Кај егзотермните реакции се ослободува топлина кон околината ($\Delta_r H < 0$), додека кај ендотермните реакции системот прима топлина ($\Delta_r H > 0$). Промените на енталпијата за директната и за обратната реакција се еднакви по апсолутна вредност, но имаат спротивни знаци.

$$\Delta_r H_{\text{директна}} = -\Delta_r H_{\text{обратна}}$$

Значи, ако директната реакција е егзотермна, тогаш обратната реакција е ендотермна. Обратно, ако директната реакција е ендотермна, тогаш обратната реакција е егзотермна. Кога ќе се воспостави рамнотежа, топлинскиот ефект е нула бидејќи нема нето-реакција.



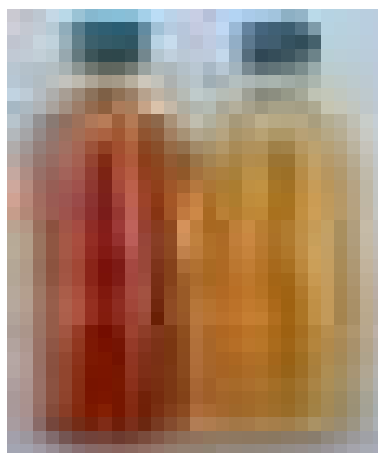
Зголемувањето на температурата ја забрзува и директната и обратната реакција, но во различен степен. Може да се каже дека зголемувањето на температурата на системот ја фаворизира ендотермната реакција, а намалувањето на температурата егзотермната реакција.

Влијанието на температурата врз рамнотежата може визуелно да се следи кај системот во кој во рамнотежа постојат азот диоксид (кафеав гас) и диазот тетраоксид (безбоен гас).



Негативниот предзнак на $\Delta_r H$ укажува дека оваа реакција е егзотермна. Ако температурата на рамнотежниот систем се намали, директната реакција започнува да протекнува во поголем степен, односно рамнотежата се поместува кон десно. Во овој случај, се образува повеќе диазот тетраоксид, па интензитетот на бојата на смесата се намалува (Слика 5.16 б). Потоа, се воспоставува нова состојба на рамнотежа и вредноста на K_c се зголемува. Значи, оваа реакција ќе има поголем принос на продуктот при пониска температура.

Од друга страна, ако температурата на системот се зголеми, ќе биде фаворизирана обратната реакција, којашто е ендотермна. Според тоа, рамнотежата ќе се помести кон лево, а вредноста на K_c ќе се намали. Реакциската смеса станува потемна поради зголемувањето на концентрацијата на азот диоксид (Слика 5.16 а).

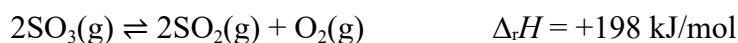


а б

Слика 5.16 Влијание на промената на температурата врз хемиската рамнотежа во рамнотежниот систем $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$

Иако во овој случај пониската температура доведува до рамнотежна смеса со поголем удел на продукти, треба да се има предвид дека при ниски температури брзината на реакцијата е помала. Затоа, иако со текот на времето може да се постигне поголем принос, за практични и економски потреби (особено во индустриски услови) тоа често не е прифатливо, бидејќи процесот би траел премногу долго.

За ендотермната реакција што е претставена со термохемиската равенка



зголемувањето на температурата ќе ја помести рамнотежата кон десно (фаворизирана е ендотермната реакција) и ќе се образуваат повеќе продукти (K_c се зголемува). Ако температурата на системот се намалува, рамнотежата се поместува кон лево и K_c се намалува.

Значи, зголемувањето на температурата ја фаворизира ендотермната реакција, а намалувањето на температурата ја фаворизира егзотермната реакција. Со зголемување на температурата, вредноста на K_c се зголемува за ендотермна реакција, а се намалува за егзотермна реакција. Со други зборови, при зголемување на температурата рамнотежата се поместува во насока што ја апсорбира додадената топлина, а при намалување на температурата во насока што ослободува топлина.

Зависноста на температурата е поизразена ако е поголем топлинскиот ефект (по апсолутна вредност). Според тоа, со промената на температурата повеќе ќе се изменуваат константите на рамнотежа за силно егзотермните и за силно ендотермните реакции отколку оние што се проследени со мал температурен ефект.



Размисли и одговори:

- Каков ефект има одведувањето на еден од продуктите од реакцискиот систем и каква индустриска примена има оваа постапка?
- Објасни што ќе се случи ако се намали притисокот во рамнотежните системи што се претставени со следниве равенки:
 - $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$
 - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$
- Со зголемување на температурата се зголемува количеството на хлор во рамнотежниот систем претставен со равенката $\text{PCl}_5(\text{s}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Кое е најдоброто објаснување за ова?
 - Зголемувањето на температурата ја зголемува само брзината на директната реакција.
 - Зголемувањето на температурата ја зголемува само брзината на обратната реакција.
 - Зголемувањето на температурата ги зголемува брзините и на директната и на обратната реакција, но влијанието е поголемо врз директната отколку врз обратната реакција.
 - Зголемувањето на температурата ги зголемува брзините и на директната и на обратната реакција, но влијанието е поголемо врз обратната отколку врз директната реакција.

ПРИНЦИП НА ЛЕ ШАТЕЛЈЕ И БРАУН

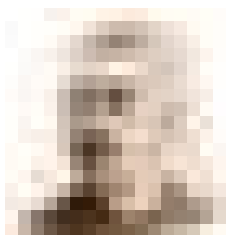
Промената на некои надворешни фактори доведува до промена на состојбата на рамнотежа. Промените на концентрациите и притисокот можат да ги изменат рамнотежните концентрации, но не ја менуваат вредноста на константата на рамнотежа сè додека температурата не се промени. Дадена реакција на одредена температура може да има различни рамнотежни положби, но само една вредност за K_c на таа температура. Катализаторот ги зголемува брзините на директната и на обратната реакција, но не влијае ниту врз константата на рамнотежа ниту врз рамнотежните концентрации на учесниците; катализаторот само овозможува рамнотежата побрзо да се воспостави. Сумарно, ова е претставено во Табела 5.1.

Табела 5.1. Влијание на надворешните фактори врз хемиската рамнотежа

Влијание на	Промена на состојбата на рамнотежа	Промена на вредноста на K_c
концентрацијата	Да	Не
притисокот	Да, ако вкупното количество на гасовитите реактанти и продукти е различно	Не
температурата	Да	Да
катализаторот	Не	Не

АКТИВНОСТ

Истражи и наведи примери за индустриски процеси каде што се применува принципот на Ле Шателје и Браун!

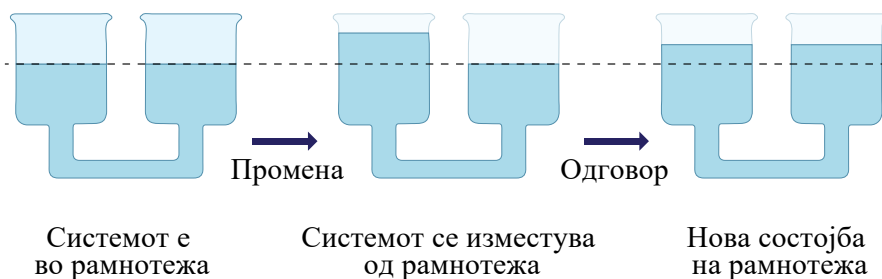


Слика 5.18 Анри Луј Ле Шателје (Henry Louis Le Chatelier, 1850 – 1936)



Слика 5.19 Карл Фердинанд Браун (Karl Ferdinand Braun, 1850 – 1918)

Постои општо правило кое овозможува да се предвиди поместувањето на рамнотежата при промена на концентрацијата, на притисокот или на температурата. Според ова правило, познато како **принцип на Ле Шателје и Браун**, ако врз систем кој се наоѓа во рамнотежа се примени надворешно дејство што ја нарушува рамнотежната состојба, во системот настануваат промени што се спротивставуваат на тоа дејство, сè додека не се воспостави нова рамнотежна положба. Со други зборови, системот реагира така што го намалува ефектот од промената што е предизвикана и се стреми да воспостави нова состојба на рамнотежа.



Слика 5.17 Аналогија со резервоар за вода за илустрирање на принципот на Ле Шателје и Браун

Принципот на Ле Шателје и Браун може да се примени и за хемиски реакции и за физички промени. Исто така, примената на овој принцип е можна и кај системи кај кои постои хомогена рамнотежа и кај оние кај кои постои хетерогена рамнотежа.

Пример 5.6.

Опреди ја насоката на поместување на хемиската рамнотежа за реакцијата што е претставена со термо-хемиската равенка

$$\text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g})$$

$$\Delta_r H = +41,8 \text{ kJ/mol}$$

доколку:

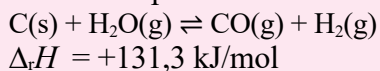
- се намали количеството на сулфур диоксид
- се зголеми количеството на азот монооксид
- се намали температурата
- се зголеми притисокот
- се додаде катализатор

Решение:

- Ако се намали количеството на сулфур диоксид, а со тоа и неговата концентрација, системот реагира така што создава повеќе сулфур диоксид. Затоа, рамнотежата се поместува кон десно, односно во насока на директната реакција.
- Зголемувањето на количеството (концентрацијата) на азот монооксид ја изместува положбата на рамнотежа, а системот се спротивставува на оваа промена така што го троши додадениот азот монооксид. Така, азот монооксидот реагира со сулфур три-оксидот, па рамнотежата се поместува кон десно (се образуваат повеќе продукти).
- Позитивниот предзнак на реакциската енталпија укажува на тоа дека се работи за ендотермна реакција. Намалувањето на температурата ја фаворизира егзотермната реакција, а во овој случај тоа е обратната реакција. Според тоа, рамнотежата се поместува кон лево, односно кон образување на реактанти.
- Притисокот нема да ја помести рамнотежата, бидејќи збирот на стехиометриските коефициенти на гасовитите реактанти е еднаков на збирот на стехиометриските коефициенти на гасовитите продукти, односно бројот на молови гас е еднаков на двете страни.
- Катализаторот не ја менува положбата на рамнотежата, туку овозможува таа побрзо да се воспостави.

Пример 5.7.

Опреди ја насоката на поместување на хемиската рамнотежа за реакцијата што е претставена со термохемиската равенка



доколку:

- а) се намали количеството на водна пареа
- б) ако во системот се додаде јаглерод
- в) се зголеми температурата
- г) се намали притисокот
- д) се додаде катализатор

Решение:

а) Системот се спротивставува на намалувањето на количеството (концентрацијата) на водната пареа така што се стреми да го зголеми, односно да создаде повеќе водна пареа. Затоа, рамнотежата се поместува кон лево, во насока на обратната реакција.

б) Јаглеродот е цврста супстанца, а кај хетерогена рамнотежа концентрацијата на цврстите супстанции е константна и не влегува во изразот за K_c . Затоа, додавањето повеќе јаглерод не ја менува положбата на рамнотежата, сè додека јаглеродот е присутен како цврста фаза.

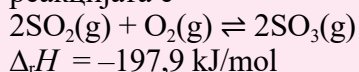
в) Зголемувањето на температурата ја фаворизира ендотермната (во случајов директната) реакција, па рамнотежата се поместува кон десно.

г) Збирот на стехиометриските коефициенти на гасовитите реактанти е еднаков на 1 (стехиометрскиот коефициент пред јаглеродот не се зема предвид бидејќи се работи за цврст реактант), а збирот на стехиометриските коефициенти на гасовитите продукти е 2. Намалувањето на притисокот ја фаворизира насоката во која се зголемува вкупното количество гас, па рамнотежата се поместува кон десно.

д) Катализаторот не ја менува положбата на рамнотежата, туку овозможува таа побрзо да се воспостави.

Пример 5.8.

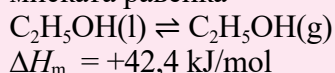
Опреди како треба да се променат концентрацијата на учесниците, температурата и притисокот за да се помести хемиската рамнотежа кон десно. Термохемиската равенка на реакцијата е

**Решение:**

Во согласност со принципот на Ле Шателје и Браун, рамнотежата се поместува кон десно ако се зголеми концентрацијата на некој од реактантите (SO_2 или O_2) или ако се намали концентрацијата на продуктите (SO_3). Бидејќи на левата страна има 3 mol гасови, а на десната страна 2 mol гасови, зголемувањето на притисокот ја фаворизира страната со помало количество гас, па рамнотежата се поместува кон десно. Реакцијата е егзотермна ($\Delta_r H < 0$), па затоа намалувањето на температурата ја поместува рамнотежата кон десно и овозможува образување на поголемо количество сулфур триоксид.

Пример 5.9.

Опреди ја насоката на поместување на рамнотежата за процесот на испарување на етанол што е претставен со термохемиската равенка



доколку:

- а) се зголеми притисокот
- б) се зголеми температурата

Решение:

а) Зголемувањето на притисокот ја фаворизира насоката во која се намалува количеството на гасна фаза. Затоа рамнотежата се поместува кон лево, односно се фаворизира кондензацијата (премин од гас во течност).

б) Испарувањето е ендотермен процес ($\Delta H_m > 0$), па зголемувањето на температурата го фаворизира директниот процес (испарување) и рамнотежата се поместува кон десно.

Ако во систем во кој постои хетерогена рамнотежа помеѓу талогот и неговите дисоцирани јони во заситен раствор се додаде раствор што содржи заеднички јони со талогот, доаѓа до таложење на солта. Ова е познато како *ефект на заеднички јон*.

Така, ако во системот во кој постои рамнотежа претставена со равенката $\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ се додаде раствор од натриум хлорид, се зголемува концентрацијата на хлоридните јони во растворот. Според принципот на Ле Шателје и Браун, системот се спротивставува на оваа промена така што ја намалува концентрацијата на хлоридните јони, односно рамнотежата се поместува кон лево, што резултира со таложење на сребро хлорид.

Размисли и одговори:



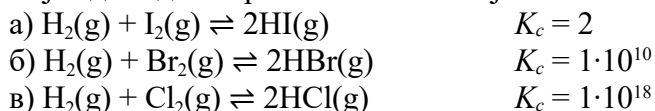
- Опреди ја насоката на поместување на хемиската рамнотежа за реакцијата што е претставена со термохемиската равенка $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$ $\Delta_r H = -184,6 \text{ kJ/mol}$ доколку:
 - се намали количеството на водород
 - се зголеми температурата
 - се зголеми притисокот
 - се додаде катализатор
- Опреди ја насоката на поместување на хемиската рамнотежа за реакцијата што е претставена со термохемиската равенка $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ $\Delta_r H = +178,1 \text{ kJ/mol}$ доколку:
 - се намали количеството на јаглерод диоксид
 - се зголеми количеството на калциум карбонат
 - се зголеми температурата
 - се намали притисокот
- Опреди како треба да се промени концентрацијата на учесниците, температурата и притисокот за да се помести хемиската рамнотежа кон десно. Термохемиската равенка на реакцијата е $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$ $\Delta_r H = +180,5 \text{ kJ/mol}$
- Во затворен систем во кој истовремено се присутни мраз и течна вода, при температура околу 0°C (при нормален атмосферски притисок) е воспоставена рамнотежа што е претставена со равенката $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{s})$. Во која насока ќе се помести рамнотежата ако температурата се зголеми?

Тематски тест

1. Прогени ја точноста на следниве тврдења во врска со повратните реакции при кои се воспоставува хемиска рамнотежа:
- Концентрацијата на реактантите е најголема на почетокот на реакцијата.
 - Брзината на реакцијата е најголема во состојба на рамнотежа.
 - Во состојба на рамнотежа концентрациите на реактантите и на продуктите се еднакви.
 - Во состојба на рамнотежа брзината на директната и обратната реакција се еднакви.
 - Хемиска рамнотежа може да се воспостави само на повисока температура.

10 б.

2. Која од следниве рамнотежни состојби има многу продукти во рамнотежната смеса?



5 б.

3. Врз основа на изразот за константата на рамнотежа напиши ја израмнетата хемиска равенка на реакцијата, наведувајќи ги агрегатните состојби на сите учесници!

$$K_c = \frac{[c(\text{NH}_3)]^2 \cdot [c(\text{H}_2\text{O})]^4}{[c(\text{NO}_2)]^2 \cdot [c(\text{H}_2)]^7}$$

5 б.

4. За следнава рамнотежа $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ наведи како се менува положбата на рамнотежа и вредноста на K_c при намалување на температурата!

Рамнотежата се поместува кон	Вредноста на K_c
а) лево	се намалува
б) лево	се зголемува
в) десно	се намалува
г) десно	се зголемува

5 б.

5. Каква улога има додавањето катализатор во Хабер-Бошовиот процес за синтеза на амонијак на брзината на формирање на NH_3 и на количеството на образуван NH_3 ?

Брзината на формирање на NH_3	Количеството на образуван NH_3
а) се зголемува	се зголемува
б) се зголемува	се намалува
в) се зголемува	нема промена
г) нема промена	се зголемува

5 б.

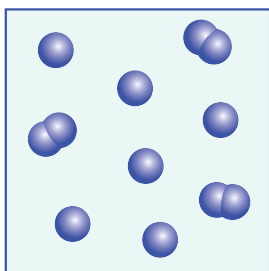
6. Какви вредности за температурата и притисокот ќе овозможат образување на најголемо количество азот диоксид? Термохемиската равенка е



Температура	притисок
а) ниска	низок
б) ниска	висок
в) висока	висок
г) висока	низок

5 б.

7. Дијаграмот ја прикажува реакцијата што е претставена со равенката $2A(g) \rightleftharpoons A_2(g)$ при рамнотежа. Притисокот на системот се намалува, а тоа доведува до промена на концентрациите на учесниците. Како ќе се променат концентрациите на A и на A_2 кога ќе се воспостави нова рамнотежа? Претстави го тоа со дијаграм!



5 б.

8. Во сад со волумен 2,5 L во рамнотежа на 25 °C се наоѓаат 0,1 mol NO_2 и 0,0276 mol N_2O_4 . Пресметај ја константата на рамнотежа за реакцијата што е претставена со хемиската равенка $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$!

10 б.

9. Константата на рамнотежа за рамнотежниот систем $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$ на 800 K изнесува $7,9 \cdot 10^4$ L/mol. Рамнотежната концентрација на SO_2 е $1 \cdot 10^{-3}$ mol/L, а на O_2 е $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Пресметај ја рамнотежната концентрација на SO_3 !

10 б.

10. За рамнотежниот систем што е претставен со термохемиската равенка



одговори на поставените барања:

I. Напиши го изразот за константа на рамнотежа!

II. Определи ги единиците на константата на рамнотежа!

III. Определи ја насоката на поместување на хемиската рамнотежа доколку:

а) се намали количеството на озон

б) се зголеми температурата

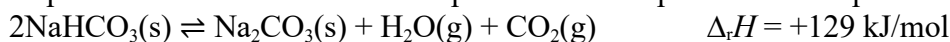
в) се намали притисокот

г) се додаде катализатор

IV. Дали станува збор за хомогена или за хетерогена рамнотежа?

20 б.

11. За рамнотежниот систем што е претставен со термохемиската равенка



одговори на поставените барања:

I. Напиши го изразот за константа на рамнотежа!

II. Определи ги единиците на константата на рамнотежа!

III. Определи ја насоката на поместување на хемиската рамнотежа доколку:

а) се намали количеството на јаглерод диоксид

б) се додаде извесно количество $NaHCO_3$

в) се намали температурата

г) се намали притисокот

IV. Дали станува збор за хомогена или за хетерогена рамнотежа?

20 б.

РЕЗИМЕ

- Хемиската рамнотежа има динамички карактер, што значи дека честичките на реактантите и на продуктите постојано се претвораат едни во други, односно брзините на директната и на обратната реакција се еднакви.
- Кај хомогена рамнотежа сите учесници се во иста фаза; во спротивно, станува збор за хетерогена рамнотежа.
- Константа на хемиската рамнотежа претставува однос помеѓу производот на рамнотежните концентрации на продуктите и производот на рамнотежните количествени концентрации на реактантите, секоја степенувана на соодветниот стехиометриски коефициент.
- Единицата за константата на рамнотежа на дадена реакција зависи од тоа колкави се стехиометриските коефициенти пред секој од учесниците во хемиската равенка.
- Фактори коишто влијаат врз хемиската рамнотежа се концентрацијата, притисокот и температурата. Катализаторот не доведува до поместување на рамнотежата, туку овозможува рамнотежата побрзо да се воспостави.
- Со зголемување на концентрацијата на некој од реактантите или намалување на концентрацијата на некој од продуктите рамнотежата се поместува кон десно (добивање повеќе продукти). Рамнотежата се поместува кон лево (кон добивање повеќе реактанти) ако во системот се зголеми концентрацијата на некој од продуктите или ако се намали концентрацијата на некој од реактантите.
- Зголемувањето на притисокот ја фаворизира реакцијата во којашто се намалува вкупното количество на гасовитите учесници (помал збир на стехиометриските коефициенти), а намалувањето на притисокот ја фаворизира реакцијата во којашто се зголемува вкупното количество на гасовитите учесници (поголем збир на стехиометриските коефициенти).
- Зголемувањето на температурата ја фаворизира ендотермната реакција, а намалувањето на температурата ја фаворизира егзотермната реакција. Со зголемување на температурата, вредноста на K_c се зголемува за ендотермна реакција, а се намалува за егзотермна реакција.
- Според принципот на Ле Шателје и Браун, ако врз систем кој се наоѓа во рамнотежа се примени надворешно дејство што ја нарушува рамнотежната состојба, во системот настануваат промени што се спротивставуваат на тоа дејство, сè додека не се воспостави нова рамнотежна положба.

6. ОКСИДАЦИСКО–РЕДУКЦИСКИ ПРОЦЕСИ

Откако ќе ја изучиш оваа тема, ќе можеш:

- да ги наведуваш и да ги применуваш правилата за определување на оксидациските броеви;
- да ги дефинираш и да ги идентификуваш врз основа на хемиска равенка редокс-реакцијата, оксидацијата, редукцијата, оксидациското средство и редукциското средство и да израмнуваш равенки на редокс-реакции со електронска шема;
- да ги објаснуваш редукциските својства на металите во реакциите со киселини, односно раствори од соли на други метали со помош на електрохемиската низа на металите и да ги претставуваш реакциите со хемиски равенки.



СОДРЖИНИ:

- 6.1 Оксидациски броеви
- 6.2 Оксидациско-редукциски реакции
- 6.3 Електрохемиска низа на металите

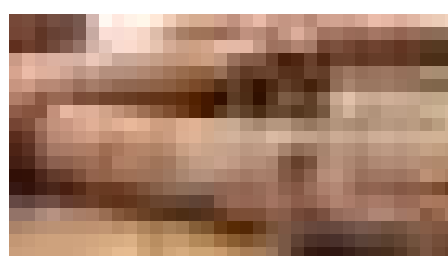
6.1 ОКСИДАЦИСКИ БРОЕВИ

ОКСИДАЦИСКИ БРОЕВИ

Голем број хемиски реакции се одвиваат како резултат на размена на електрони. Таквите реакции се нарекуваат **оксидациско-редукциски реакции (или редокс-реакции)** и имаат големо значење, бидејќи претставуваат основа на бројни процеси во природата и во секојдневниот живот. Редокс-реакции се: согорувањето на горивата, 'рѓосувањето на металите, дишењето кај живите организми, фотосинтезата, реакциите што се одвиваат во батериите и др.

Поими:

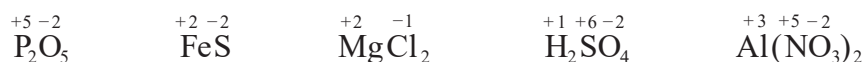
оксидациски број



Слика 6.1 Редокс-реакции што се среќаваат во секојдневниот живот

За полесно изучување и опишување на ваквите реакции се воведува поимот **оксидациски број** – број што им се припишува на атомите од различни елементи во дадена молекула, јон или во формулна единка. Оксидацискиот број е поврзан со поимите валентност и електричен полнеж, но не е ист со нив. Тој претставува формален број полнежи што би го имал еден атом во дадена единка, доколку електроните целосно се пренесат на поелектронегативниот атом, односно ако се претпостави дека врските се целосно јонски. Понекогаш не се зборува само за оксидациски број на атомите од еден елемент во дадена единка, туку и за оксидациски број на самиот елемент.

Оксидацискиот број може да има и позитивни и негативни вредности, како и вредност нула. Тој се запишува над симболот на елементот, така што прво се запишува предзнакот (позитивен или негативен), а потоа со арапски број се запишува неговата бројна вредност. На пример:



Вредностите на оксидациските броеви можат да се определат со примена на неколку едноставни правила:

- 1) Оксидациските броеви на атомите на простите супстанции се еднакви на нула.
- 2) Оксидациските броеви на едноатомските јони се еднакви на релативниот електричен полнеж на јоните.
- 3) Оксидациските броеви на атомите на алкалните метали во нивните соединенија се секогаш еднакви на +1.

Оксидацискиот број се нарекува и оксидациона состојба или оксидациски степен.

- 4) Оксидациските броеви на атомите на земноалкалните метали во нивните соединенија се секогаш еднакви на +2.
- 5) Оксидацискиот број на атомите на флуорот во неговите соединенија е секогаш еднаков на -1.
- 6) Оксидацискиот број на атомите на кислородот во неговите соединенија е најчесто еднаков на -2.
- 7) Оксидацискиот број на атомите на водородот во неговите соединенија е најчесто еднаков на +1.
- 8) Збирот на оксидациските броеви на сите атоми во една единка (молекула или формулна единка) е еднаков на нула, а во еден полиатомски јон бројно е еднаков на неговиот релативен полнеж.

Исклучоци:

пероксиди, на пр. $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$,
 супероксиди, на пр. $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+1}{\text{O}}_2$,
 кислород дифлуорид $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$
 хидриди, на пр. $\overset{+1}{\text{Li}}\overset{-1}{\text{H}}$

Пример 6.1.

Колку изнесува оксидацискиот број на секој од атомите во: Na, O₂, O²⁻ и Na₂O?

Решение:

Симболичните ознаки Na и O₂ се однесуваат на прости супстанции, па затоа во овие два случаи оксидацискиот број ќе биде 0.

Може да се запише: $\overset{0}{\text{Na}}$ и $\overset{0}{\text{O}}_2$

Симболичната ознака O²⁻ означува едноатомски јон. Од второто правило следува дека оксидацискиот број на кислородот е -2 и може да се запише $\overset{-2}{\text{O}}^{2-}$. Треба да се внимава на разликата во начинот на запишување на оксидациските броеви и на полнежите на јоните. Оксидацискиот број се запишува над симболот на елементот и тоа прво знакот, а потоа соодветната цифра. Полнежот се запишува горе десно над симболот, наведувајќи ја прво цифрата, а потоа знакот. При запишување на полнежите цифрата 1 не се пишува.

Соединението Na₂O се состои од два елемента: натриум, алкален метал чиј оксидациски број е +1 и кислород, чиј оксидациски број е -2. Според тоа, може да се запише $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-2}{\text{O}}$.



Размисли и одговори:

1. Која е разликата помеѓу оксидациски број и полнеж?
2. Колку изнесува оксидацискиот број на секој од атомите во: Ca, F₂, F⁻ и CaF₂?

ОПРЕДЕЛУВАЊЕ НА ОКСИДАЦИСКИ БРОЕВИ

Со помош на оксидациските броеви може да се утврди дали станува збор за редокс-реакција. Определувањето на оксидациските броеви на атомите во дадена молекула, јон или формулна единка може да се направи релативно едноставно со примена на правилата за определување на оксидациските броеви. Податоци за оксидациските броеви се дадени во таблицата на Периодниот систем на елементите. Во различните верзии на оваа таблица, вредностите за оксидациските броеви можат да се најдат на различно место во квадратчето за соодветниот елемент.

24	хром	1,66
6,3,2		Оксидациски броеви
Cr	2672 1857 7,19	
[Ar]3d ⁵ 4s ¹	51,996	

Доколку се познати оксидациските броеви на атомите на елементите во дадена единка може да се определи хемиската формула на соединението. Всушност, оксидациските броеви се применуваат при именувањето на некои соединенија.

Пример 6.2.

Колку изнесува оксидацискиот број на секој од атомите во PbO_2 ?

Решение:

Оксидацискиот број на атомите на кислородот е -2 , додека атомите на оловото можат да имаат две вредности за оксидацискиот број: $+2$ и $+4$. Знаејќи дека збирот на оксидациските броеви на сите атоми во неутрална единка е еднаков на нула, оксидацискиот број на атомите на оловото може да се пресмета на следниов начин:

$$x \cdot 1 + (-2) \cdot 2 = 0 \qquad x = +4$$

Во една единка од ова соединение има два атома кислород, па затоа оксидацискиот број на кислородот се множи со 2. Ако се запишат оксидациските броеви на соодветните места во формулата, се добива $\overset{+4}{\text{Pb}}\overset{-2}{\text{O}}_2$.

Пример 6.3.

Колку изнесува оксидацискиот број на секој од атомите во H_3PO_4 ?

Решение:

И во овој случај се работи за неутрална единка, па збирот на оксидациските броеви на сите атоми треба да биде еднаков на нула. Атомите на кислородот имаат оксидациски број -2 , а на водородот $+1$. Постапувајќи како во претходниот пример, се добива:

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0 \qquad x = +5$$

Значи, може да се запише $\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$.

Пример 6.4.

Колку изнесува оксидацискиот број на секој од атомите во $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

Решение:

Атомите на калиумот имаат оксидациски број $+1$, а на кислородот -2 . Применувајќи го правилото дека збирот на оксидациските броеви на сите атоми во неутрална единка изнесува нула, може да се запише:

$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0 \qquad x = +6$$

Се добива записот $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$.

Пример 6.5.

Колку изнесува оксидацискиот број на секој од атомите во NO_3^- ?

Решение:

Во овој пример треба да се определат оксидациските броеви на атомите во полиатомски јон. Оксидацискиот број на атомите на кислородот е -2 . Бидејќи се работи за честичка којашто не е неутрална, збирот на оксидациските броеви на сите атоми нема да биде еднаков на нула, туку на релативниот полнеж на јонот.

$$1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -1 \qquad x = +5$$

Според тоа, записот е $\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3^-$.

Пример 6.6.

Колку изнесува оксидациониот број на секој од атомите во $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

Решение:

Атомите на кислородот имаат оксидациони број -2 . Оксидациониот број на атомите на азот може да се определи или од формулата на нитратниот јон или од онаа на азотната киселина. Според решението на претходниот пример, оксидациониот број на атомите на азотот изнесува $+5$. Сега, оксидациониот број на атомите на бакарот може да се определи на два начина.
 Прв начин: $1 \cdot x + 2 \cdot (+5) + 6 \cdot (-2) = 0$, односно $x = +2$
 Втор начин: Нитратниот јон може да се разгледува како една единка, чиј оксидациони број е -1 (бројно еднаков на полнежот). Според тоа, $1 \cdot x + 2 \cdot (-1) = 0$ или $x = +2$.

Пример 6.7.

Оксидациониот број на атомите на железо во формулната единка на негов оксид изнесува $+3$. Определи ја емпириската формула на овој оксид?

Решение:

Во овој пример познати се оксидационите броеви, но не и индексите во хемиската формула на соединението, па може да се запише Fe_xO_y . Збирот од производите од оксидационите броеви на атомите на елементите и нивните индекси треба да биде еднаков на нула. За да се определат индексите во формулата, треба да се најде најмалиот заедички содржател (НЗС) за броевите 3 и 2. Потоа, вредноста на НЗС се дели со соодветните оксидациони броеви и се определуваат индексите ($6 : 3 = 2$ и $6 : 2 = 3$). Хемиската формула е Fe_2O_3 .

**Размисли и одговори:**

- Колку изнесува оксидациониот број на секој од атомите во:

а) $\text{Zn}(\text{OH})_2$	д) As_2S_3
б) CrO_3	ѓ) FeCO_3
в) H_2	е) NH_4^+
г) Na_3PO_4	ж) MnO_4^-
- Во која супстанца атомите на сулфурот имаат најмал оксидациони број?
 - сулфурна киселина
 - елементарен сулфур
 - сулфуроводород
 - сулфур диоксид
 - калциум сулфат
- Подреди ги следниве единки според растењето на оксидациониот број на азотот: N_2 , NH_3 , NO_3^- , HNO_2 и N_2O_4 !
- Напиши ги хемиските формули на оксидите на елементите од третата периода во кои атомите на овие елементи имаат најголем можен оксидациони број!

6.2 ОКСИДАЦИСКО-РЕДУКЦИСКИ РЕАКЦИИ

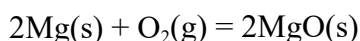
РЕДОКС-РЕАКЦИИ

Оксидација и редукција

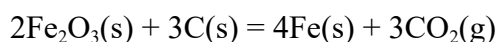
Поими:

оксидациско-редукциска реакција/редокс-реакција, полуреакција на оксидација, полуреакција на редукција, оксидациско средство, редукциско средство, реакција на диспропорционирање, електронска шема

Долго време поимот *оксидација* означувал хемиски процес во кој некоја проста супстанца се сврзува со кислород и образува оксид. Така, магнезиумот гори во присуство на кислород, при што се добива магнезиум оксид. Може да се каже дека магнезиумот се оксидирал.



Обратниот процес, губење на кислород, се сметал за *редукција*. Исто така, и реакцијата со водород се сметала за редукција. На пример, редукцијата на железна руда во железо се врши со јаглен (јаглерод) и подразбира отстранување на кислородот.

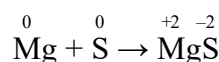


Оксидацијата и редукцијата се одвиваат истовремено. Како што оксидот на железото се редуцира до железо губејќи кислород, така јаглеродот се оксидира во јаглерод диоксид со присоединување на кислород.

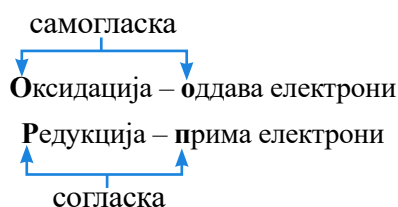
Подоцна се развиени посеопфатни дефиниции за оксидација и редукција, кои се применуваат и за реакции што не вклучуваат кислород. Во основата на овие дефиниции е размената на електрони. Така, **под оксидација се подразбира процес при кој се оддаваат електрони, а редукција претставува процес на примање електрони.**

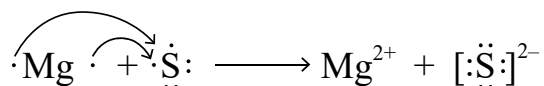
За да може да се одвива оддавањето на електрони, мора да постои супстанца чии атоми ќе ги примат овие електрони. Не може да дојде до редукција ако истовремено не се одвива процес на оксидација. Затоа, се зборува за **оксидациско-редукциски реакции или за редокс-реакции**, реакции при кои електроните се пренесуваат од единките на една супстанца на единките на друга супстанца. Во редокс-реакциите доаѓа до измена на оксидациските броеви на некои од атомите што влегуваат во состав на учесниците во реакцијата.

При реакцијата на соединување на магнезиум и сулфур доаѓа до промена на оксидациските броеви на магнезиумот и на сулфурот, што е карактеристично за секоја редокс-реакција.



Всушност, при реакцијата доаѓа до пренос на електрони од металот кон неметалот и се образува јонското соединение магнезиум сулфид.





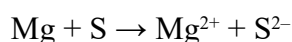
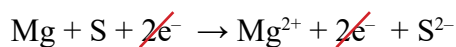
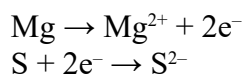
Атомот на магнезиум оддава два електрона и се оксидира во магнезиумов јон. Истовремено, атомот на сулфур прима два електрона и се редуцира до сулфиден јон. Целиот процес може да се претстави со равенки на две полуреакции: полуреакција на оксидација и полуреакција на редукција.

Полуреакција на оксидација: $\text{Mg} \xrightarrow{-2e^-} \text{Mg}^{2+}$ или $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$ (оддава електрони)

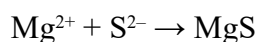
Полуреакција на редукција: $\text{S} \xrightarrow{+2e^-} \text{S}^{2-}$ или $\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$ (прима електрони)

Се забележува дека во полуреакцијата на оксидација, оксидациониот број на атомот расте, а во полуреакцијата на редукција доаѓа до намалување на оксидациониот број на атомот.

Општо, бројот на оддадени и примени електрони мора да е еднаков. Бидејќи тоа е исполнето за реакцијата помеѓу магнезиум и сулфур можат да се соберат двете равенки на полуреакциите на оксидација и на редукција и да се напише сумарна равенка на реакцијата.



Магнезиумовите и сулфидните јони се сврзуваат и образуваат формулна единка од магнезиум сулфид.



Оксидациски и редукциски средства

Во секоја редокс-реакција супстанцата што се оксидира (оддава електрони) се нарекува **редукциско средство** затоа што врши редукција на другата супстанца со која стапува во реакција. Оксидациониот број на еден од атомите на редукциското средство се зголемува. Супстанцата што се редуцира (прима електрони) врши оксидација на другиот реактант, па затоа претставува **оксидациско средство**. Оксидациониот број на еден од атомите на оксидациското средство се намалува. Така, магнезиумот го редуцира сулфурот, а самиот се оксидира. Сулфурот го оксидира магнезиумот, а самиот се редуцира.



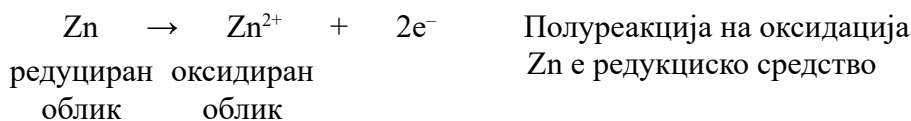
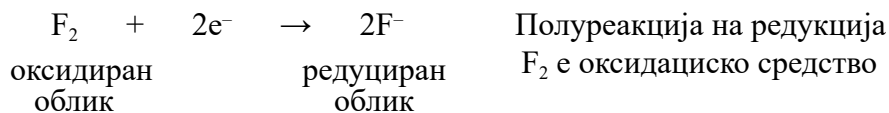
Поим	Оксидацискиот број на даден атом се	Електрони се
Оксидација	зголемува	оддаваат
Редукција	намалува	примаат
Оксидациско средство	намалува	примаат
Редукциско средство	зголемува	оддаваат

Оксидациските и редукциските способности на различни супстанции се различни. Некои супстанции можат да бидат само оксидациски средства, некои само редукциски, а некои и оксидациски и редукциски. Тоа може да се заклучи врз основа на електронската конфигурација и можните оксидациски броеви. Супстанцата во која атомот на даден елемент има максимален оксидациски број може да биде само оксидациско средство, а супстанцата во која атомот на даден елемент има минимален оксидациски број може да се однесува само како редукциско средство. На пример, азотот може да има оксидациски броеви од -3 до $+5$, па во зависност од оксидацискиот број, неговите соединенија ќе се однесуваат како оксидациски или како редукциски средства.

NH_3	N_2H_4	NH_2OH	N_2	N_2O	NO	NO_2^-	NO_2	NO_3^-
-3	-2	-1	0	$+1$	$+2$	$+3$	$+4$	$+5$
Само редукциско средство			И оксидациско и редукциско средство					Само оксидациско средство

Слика 6.2 Примери за соединенија со различни оксидациски броеви на азот

Флуорот може да има две оксидациски состојби, 0 и -1 , а цинкот исто така две, 0 и $+2$. Тоа значи дека кога реагираат цинк и флуор, флуорот ќе биде оксидациско средство (оксидацискиот број се променува од 0 до -1), а цинкот редукциско средство (го менува оксидацискиот број од 0 до $+2$).



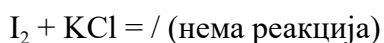
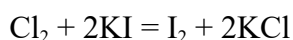
Парот единки кои го сочинуваат оксидираниот и редуцираниот облик на еден вид атоми се нарекува **редокс-пар**. Редокс-парот се запишува така што прво се наведува оксидираниот облик, а потоа редуцираниот облик. На пример, $F_2/2F^-$ и Zn^{2+}/Zn .

Силни оксидациски средстви се супстанции што имаат тенденција лесно да примаат електрони, односно имаат атоми со високи вредности за оксидациските броеви. Неметалите, главно се силни оксидациски средства затоа што лесно примаат електрони (имаат висока вредност за електронегативноста). Такви се флуорот, хлорот, бромот, јодот, кислородот, озонот и др.

Флуорот има голем афинитет кон електронот и највисока вредност за електронегативноста, па затоа претставува најсилно оксидациско средство. Силното оксидациско средство преминува во слабо редукиско средство, па затоа флуоридните јони ќе бидат слаби редукиски средства.

Други супстанции што се сметаат за силни оксидациски средства се: перманганатите (пр. $KMnO_4$), дихроматите (пр. $K_2Cr_2O_7$), хлоратите (пр. $KClO_3$), перхлоратите (пр. $NaClO_4$), киселините што имаат оксидациски својства (пр. HNO_3 и H_2SO_4) и др.

Разликите во јачината на оксидациските средства можат да се илустрираат преку реакциите во кои тие стапуваат. Кај простите супстанции што се образувани од елементите од една периода, оксидациските својства се засилуваат со растењето на атомскиот број на елементот. Во рамките на една група во таблицата на Периодниот систем, оксидациските својства, по правило, слабеат со растењето на атомскиот број на елементот. На пример, флуорот може да ги истисне сите халогени елементи под него во групата од соодветните халогениди. Хлорот може да ги истисне бромот и јодот, а бромот го истиснува само јодот.



Силни редукиски средстви се супстанции што лесно оддаваат електрони. Реактивните метали се примери за силни редукиски средства. На пример, литиумот може да се оксидира до литиумови јони. Литиумовите јони немаат афинитет да примаат електрони, па затоа претставуваат слаби оксидациски средства. Според јачината како редукиски средства, металите се подредени во т.н. електрохемиска низа на металите, за што ќе стане збор подоцна.

Освен металите, добри редукиски средства се и водородот, елементарниот јаглерод, јаглерод моноксидот, сулфуроводородот, амонијакот и други супстанции што содржат атоми со мал оксидациски број.

Редукиски средства	Оксидациски средства
Li	Li ⁺
K	K ⁺
Ca	Ca ²⁺
Na	Na ⁺
Mg	Mg ²⁺
Al	Al ³⁺
Zn	Zn ²⁺
Cr	Cr ³⁺
Fe	Fe ²⁺
Ni	Ni ²⁺
Sn	Sn ²⁺
Pb	Pb ²⁺
H ₂	H ₃ O ⁺
H ₂ S	S
Cu	Cu ²⁺
I ⁻	I ₂
MnO ₄ ²⁻	MnO ₄ ⁻
Fe ²⁺	Fe ³⁺
Hg	Hg ₂ ²⁺
Ag	Ag ⁺
NO ₂ ⁻	NO ₃ ⁻
Br ⁻	Br ₂
Mn ²⁺	MnO ₂
SO ₂	H ₂ SO ₄ (конц.)
Cr ³⁺	Cr ₂ O ₇ ²⁻
Cl ⁻	Cl ₂
Mn ²⁺	MnO ₄ ⁻
F ⁻	F ₂

Се зголемува јачината

Се зголемува јачината

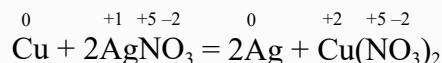
Слика 6.3 Релативна јачина на редукиските и оксидациските средства

Пример 6.8.

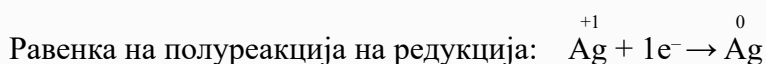
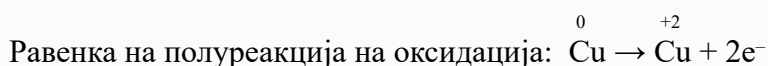
За реакцијата на замена претставена со равенката $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ напиши ги равенките на полуреакциите на оксидација и на редукција, определи ги атомите на елементот што се оксидира и на оној што се редуцира и наведи која супстанца е оксидациско, а која редукциско средство!

Решение:

На почетокот треба да се определат оксидациските броеви на атомите на сите елементи.

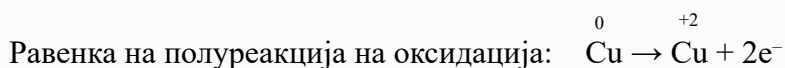


Равенките на полуреакциите можат да се запишат како:

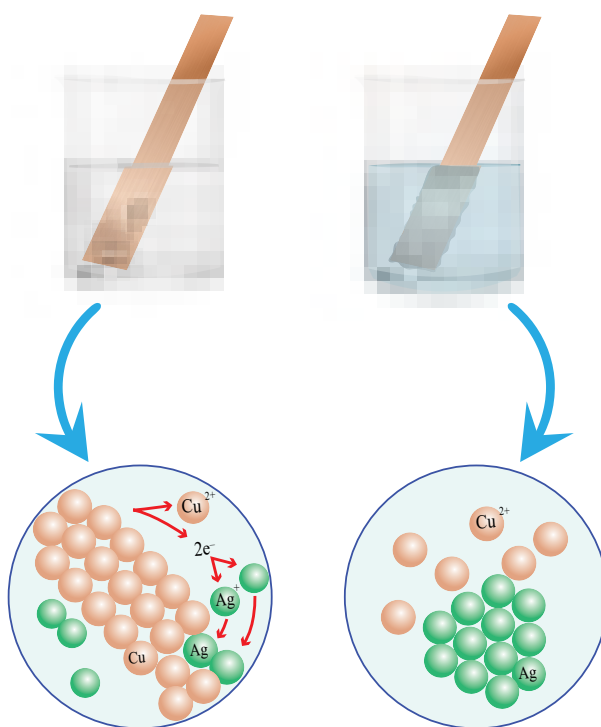


Бидејќи бројот на примени и на оддадени електрони треба да биде ист, втората равенка треба да се помножи со два.

Се добива:

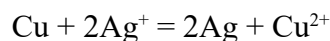


Се забележува дека атомите на бакарот го зголемуваат својот оксидациски број, што значи дека се оксидираат. Според тоа, бакарот е редукциско средство. Оксидацискиот број на атомите на сребро се намалува (тие се редуцираат), па сребро нитратот е оксидациско средство.

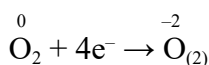
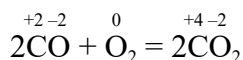


Слика 6.4 Редокс-реакција помеѓу бакар и раствор од сребро нитрат

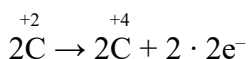
Понекогаш, се користат ефективните јонски равенки за да се прикажат редокс-реакциите, наведувајќи ги само оние учесници кај кои доаѓа до промена на оксидациските броеви. Така, равенката на реакцијата помеѓу бакар и сребро нитрат може да се запише како:



Редокс-реакции се одвиваат и помеѓу ковалентни соединенија, односно во случаи кога не доаѓа до целосен трансфер на електрони. На пример, при реакција на јаглерод моноксид и кислород доаѓа до одвивање на процеси на оксидација и на редукција.



Полуреакција на редукција
O₂ е оксидациско средство



Полуреакција на оксидација
CO е редукциско средство

Освен реакциите на соединување и замена, во редокс-реакциите се вбројуваат и голем број реакции на разложување.

Активност

Истражи примери на оксидациски и редукциски средства што се користат во средствата за чистење и во биолошките процеси кај живите организми!



Размисли и одговори:

- За секоја од следниве равенки на реакции определи ги оксидациските броеви на атомите на сите елементи, а потоа одреди со кои равенки се претставени редокс-реакции!
 - $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 - $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
 - $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$
 - $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$
 - $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 = 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- За секоја од редокс-реакциите во претходниот пример:
 - определи ги атомите на елементот што се оксидира и на оној што се редуцира
 - напиши ги равенките на полуреакциите на оксидација и на редукција
 - определи која супстанца е оксидациско, а која редукциско средство
- Што **не може** да биде оксидациско средство?
 - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 - MnO_4^-
 - Br^-
 - Cl_2

ИЗРАМНУВАЊЕ НА РАВЕНКИТЕ НА РЕДОКС-РЕАКЦИИТЕ

При израмнувањето на хемиските равенки важно е бројот на атоми на левата страна да биде еднаков на бројот на атоми на десната страна од равенката, во согласност со законот за запазување на масата. Кога станува збор за равенки на редокс-реакции постои дополнителен критериум – бројот на примени и оддадени електрони мора да биде еднаков. Затоа, при израмнувањето на равенките на редокс-реакциите се користи т.н. електронска шема. При израмнувањето на равенките на редокс-реакциите се следат неколку чекори:

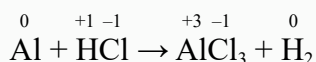
- 1) Се определуваат оксидациските броеви на атомите на сите елементи и се наоѓаат оние атоми чии оксидациски броеви се изменуваат.
- 2) Се составува електронска шема на следниов начин:
 - Се запишуваат равенките на полуреакциите на оксидација и на редукција, при што ако во некоја хемиска формула покрај симболот на елементот има индекс, се запишува и тој.
 - Се запишуваат оксидациските броеви над соодветните симболи на елементите.
 - Се бара НЗС за бројот на примени и оддадени електрони.
 - Со делење на вредноста на НЗС со бројот на оддадени, односно примени електрони се одбираат соодветни коефициенти.
- 3) Овие коефициенти се пренесуваат во неизрамнетата хемиска равенка пред соодветните симболи и формули на учесниците во реакцијата што претрпеле целосна оксидација или редукција.
- 4) Без да се менуваат овие коефициенти се израмнува останатиот дел од хемиската равенка. Обично, атомите на водородот и на кислородот се израмнуваат последни.
- 5) Се врши проверка на бројот на атоми од секој вид и вкупниот полнеж на двете страни од равенката.

Пример 6.9.

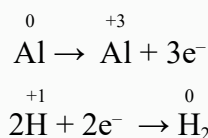
Израмни ја следнава равенка:
 $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$

Решение:

Прво треба да се определат оксидациските броеви на атомите на сите елементи.

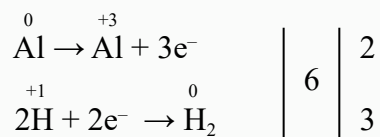


Потоа, се составува електронска шема со користење на равенките на полуреакциите на оксидација и на редукција.

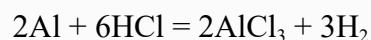


Покрај симболот на елементот водород, на десната страна од равенката има индекс 2, па и тој се запишува во равенката на полуреакцијата. Бидејќи бројот на атоми од левата и од десната страна треба да биде еднаков, се додава коефициент 2 пред симболот на елементот водород на левата страна. На овој начин се добива „вкупниот“ оксидациски број на атомите. Поради ова, вкупно се примаат два електрона.

Понатаму, се бара НЗС за бројот на примени и оддадени електрони (тоа е бројот 6) и се определуваат можните коефициенти што треба да се сместат во неизрамнетата равенка.



Значи пред Al и AlCl₃ треба да се стави коефициент 2, пред H₂ коефициент 3, а пред HCl коефициент 6 (3 · 2).



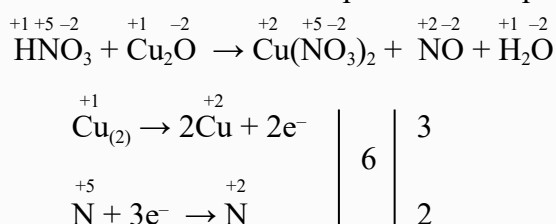
На крајот, се проверува бројот на атоми од секој вид и вкупниот полнеж на двете страни од равенката. Во овој случај, има по два атома алуминиум, шест водород и шест хлор на секоја страна од равенката, а вкупниот полнеж е нула. Значи, равенката е израмнета.

Пример 6.10.

Израмни ја следнава равенка:
 $\text{HNO}_3 + \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Решение:

Се определуваат оксидациските броеви и се составува електронска шема на сличен начин како во претходниот пример.



Значи, пред Cu₂O треба да се стави коефициент 3, а пред Cu(NO₃)₂ коефициент 6 (3 · 2). Од равенката може да се забележи дека дел од азотот од азотната киселина се редуцирал (до азот моноксид), но еден дел од азотот не го променил оксидацискиот број (оксидацискиот број на азотот и во азотната киселина и во бакар(II) нитратот е +5). Бидејќи дел од нитратните јони не претрпеле редокс-промена, не се става коефициент 2 пред формулите на супстанциите што содржат нитратни јони. Се добива:



Понатаму, равенката се израмнува преку пребројување на атомите од секој вид на двете страни. Конечно, израмнетата равенка е:



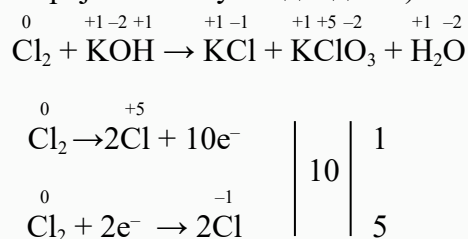
Посебен вид редокс-реакции се **реакциите на диспропорционирање**. Во овие реакции атомите на ист елемент истовремено и се оксидираат и се редуцираат, па една иста супстанца се однесува и како редукциско и како оксидациско средство. Во продуктите постојат супстанции во кои има атоми од овој елемент и со поголеми и со помали оксидациски броеви.

Пример 6.11.

Израмни ја следнава равенка:
 $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Решение:

Ова е пример за равенка на реакција на диспропорционирање, во која атомите на хлорот истовремено се оксидираат (оксидацискиот број се изменува од 0 до +5) и се редуцираат (оксидацискиот број се изменува од 0 до -1).



Коефициентите што се добиени од електронската шема се ставаат пред формулите на продуктите и тоа 2 пред KClO_3 ($2 \cdot 1$) и 10 пред KCl ($2 \cdot 5$). Пред формулата на реактантот што се диспропорционира се запишува коефициент 6 со цел вкупниот број на атоми на хлор да биде 12 (што е збир од двата претходно добиени коефициенти).



Откако ќе се израмни останатиот дел од хемиската равенка се добива:



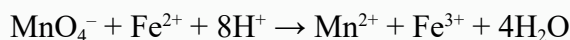
Во израмнетата хемиска равенка сите коефициенти се парни, па можат да се поделат со 2. Обично, во израмнетите хемиски равенки се запишуваат најмалите целобројни коефициенти, доколку нема посебни причини да се постапи поинаку.

**Пример 6.12.**

Израмни ја следнава равенка:
 $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow$
 $\text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$

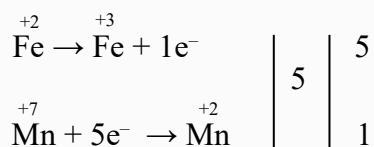
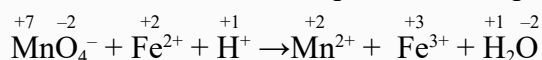
Решение:

Равенките на редокс-реакциите можат да се запишат и во јонски облик, како што е случај со оваа равенка. Доколку оваа равенка се израмува без електронска шема се добива:

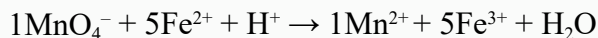


Во вака израмнетата равенка бројот на атоми од секој вид на двете страни на равенката е еднаков, но не е еднаков вкупниот полнеж. Затоа, секогаш се препорачува редокс-равенките да се израмуваат со помош на електронска шема.

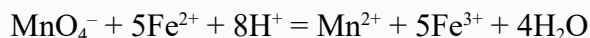
Се определуваат оксидациските броеви и се составува електронска шема на сличен начин како во претходниот пример.



Со замената на коефициентите на соодветните места во равенката, се добива:



Коефициент 1 обично не се пишува во хемиските равенки, но во текот на израмнувањето пожелно е да се запише за да се има предвид дека овој коефициент не смее да се менува. Откако ќе се изедначи бројот на кислородните и на водородните атоми, израмнетата равенка е:



На крајот, треба да се провери дали вкупниот полнеж на левата и на десната страна од равенката е еднаков.

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 следниве хемиски равенки означува реакција на диспропорционирање?
 - $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 - $\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
 - $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
 - $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- Израмни ги равенките од претходното прашање со помош на електронска шема!
- Израмни ги следниве равенки во јонски облик со помош на електронска шема!
 - $\text{S}^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{S} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{I}^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnO}_2 + \text{OH}^-$
 - $\text{SO}_3^{2-} + \text{IO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

6.3 ЕЛЕКТРОХЕМИСКА НИЗА НА МЕТАЛИТЕ

ЕЛЕКТРОХЕМИСКА НИЗА НА МЕТАЛИТЕ

Поими:

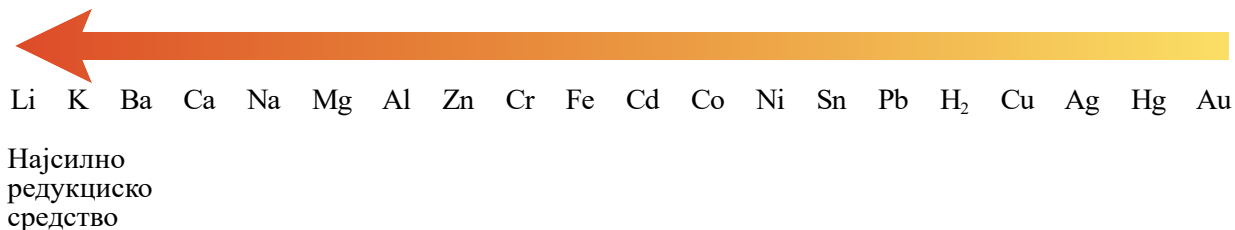
електрохемиска низа на металите

Електрохемиската низа на металите е позната и како напонски ред.

Металите меѓусебно се разликуваат по голем број карактеристики: бојата, агрегатната состојба, густината, температурите на топење и вриење, електричната и топлинската спроводливост итн. Покрај физичките својства, металите се разликуваат и според хемиското однесување, односно според нивната склоност да оддаваат електрони и да учествуваат во редокс-реакции. Поради тоа, металите се разликуваат и по јачината како редуциски средства, што овозможува нивно подредување во електрохемиската низа на металите.

Електрохемиската низа на металите е низа што ја прикажува нивната релативна реактивност во редокс-реакциите, при што металите се подредени според нивната склоност да оддаваат електрони, односно според јачината како редуциски средства.

Се зголемува реактивноста на металите

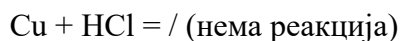
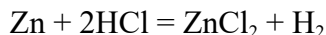
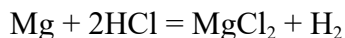
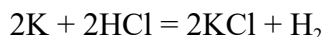


Слика 6.5 Електрохемиска низа на металите

Во оваа низа е вклучен и водородот, кој служи како основа за споредување на металите. Металите што се наоѓаат најлево во оваа низа имаат пониски вредности за електронегативноста, полесно оддаваат електрони и се посилни редуцатори.

Металите во оваа низа што се наоѓаат пред водородот можат да го истиснат водородот од киселините, при што во реакција на метал со киселина се образува гасовит водород. Металите што се наоѓаат зад водородот не го истиснуваат водородот од киселините. Некои од овие метали воопшто и не реагираат со киселини.

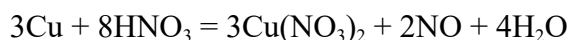
Брзината и интензитетот на реакцијата на металите со киселини можат да се предвидат врз основа на положбата на металот во електрохемиската низа на металите, односно на неговата одалеченост од водородот. Така, калиумот, како многу реактивен метал, ќе реагира многу брзо и многу бурно со хлороводородната киселина. Магнезиумот, исто така, ќе реагира бурно, но со помал интензитет. Цинкот ќе реагира побавно, додека бакарот нема да реагира со хлороводородна киселина.



Сепак, бакарот може да реагира со киселини што имаат оксидациони својства (пр. H_2SO_4 и HNO_3), но како еден од продуктите нема да се издвои водород.



концентрирана
сулфурна киселина

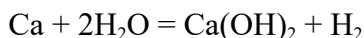
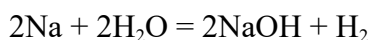


разредена
азотна киселина



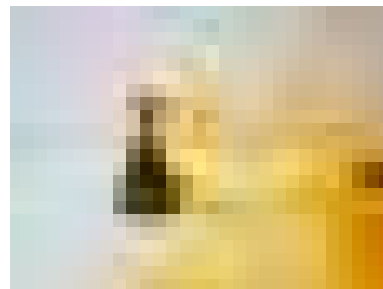
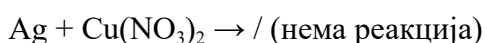
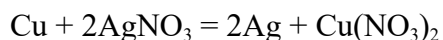
концентрирана
азотна киселина

Алкалните метали и некои земноалкални метали се толку силни редукирски средства што можат да го истиснат водородот и од водата.



Електрохемиската низа на металите може да се користи за да се предвиди однесувањето на металите со раствори од соли на други метали. **Метал што е посилено редукирско средство може да истисне друг метал што се наоѓа десно од него во електрохемиската низа на металите и е послабо редукирско средство.**

На пример, ако бакарна жица се стави во раствор од сребро нитрат, почнува да се таложи елементарно сребро, а растворот станува светло син поради присуството на бакар(II) јоните од образуваната сол. Ова е можно поради тоа што бакарот е посилено редукирско средство од среброт и се наоѓа пред него во електрохемиската низа на металите. Доколку парче сребро се стави во раствор од бакар(II) нитрат, нема да се одвива реакција.



Слика 6.6 Реакција на бакар со концентрирана азотна киселина

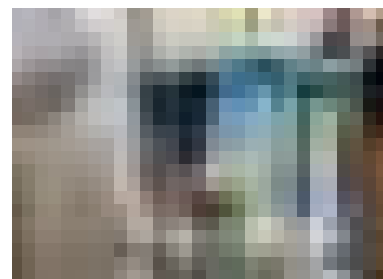


Активност

Истражи како се добиваат металите од нивните руди и каква улога имаат редокс-реакциите во тие процеси! Избери метали (на пример: железо, бакар, алуминиум, натриум или злато) и одговори:

- 1) Во каква форма се среќаваат металите во природата (како прости супстанции или како соединенија)?
- 2) Зошто некои метали, како златото, се среќаваат како самородни, а други, како натриумот, не?
- 3) Кои редокс процеси се користат за добивање на металите од нивните руди?

Извлечи заклучок за врската меѓу реактивноста на металите, за нивната појава во природата и за начинот на нивно добивање!



Слика 6.7 Реакција на бакар со раствор од сребро нитрат



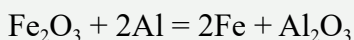
НАУЧИ ПОВЕЌЕ



Слика 6.8 Термитна реакција
– реакција меѓу алуминиум и
железо(III) оксид

Електрохемиската низа на металите може да се применува не само кај реакциите што се одвиваат во раствор, туку и кај реакции во цврста фаза. Реакциите на замена, во кои еден метал истиснува друг од негово соединение (на пример, оксид), имаат широка примена во металургијата за добивање чисти метали од нивните руди.

Термитната реакција е силно егзотермна редокс-реакција во која алуминиумот, како пореактивен метал и посилно редукичко средство, истиснува друг метал од неговиот оксид. Најпознат пример е реакцијата меѓу железо(III) оксид и алуминиум.



Во металургијата, термитната реакција се користи за добивање метали што тешко се редуцираат со јаглерод (хром, манган и ванадиум), при што алуминиумот служи како редуктор. Овој начин на добивање метали е познат како алуминотермија. Дополнително, термитната реакција широко се применува и за заварување на железнички шини, бидејќи стопеното железо што се создава при реакцијата може директно да ги спои металните делови на местото на изведување, без потреба од печки или сложена опрема.

Размисли и одговори:



- Кој елемент од секој пар е посилно редукичко средство?
 - калциум или магнезиум
 - железо или цинк
 - цинк или бакар
 - злато или сребро
- Определни кои реакции на замена што се претставени со следниве хемиски равенки можат да се одвиваат, а потоа предвиди ги продуктите. На крајот, израмни ги равенките со помош на електронска шема.
 - $\text{Ca} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
 - $\text{Fe} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$
 - $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{conc.}) \rightarrow$
 - $\text{Zn} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$
 - $\text{Mg} + \text{KCl} \rightarrow$
 - $\text{Al} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
 - $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Cu} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$
- Некои метали, како златото и бакарот, биле познати уште во древните цивилизации, додека други, како натриумот и калиумот, биле откриени дури во 19 век. Како реактивноста на металите и начинот на нивното добивање влијаеле врз времето на нивното откривање?

ИСПИТУВАЊЕ НА ЕЛЕКТРОХЕМИСКАТА НИЗА НА МЕТАЛИТЕ

Електрохемиската низа на металите претставува важна алатка за споредување на нивната реактивност и за предвидување на текот на многу хемиски реакции. Со нејзина помош може да се утврди кои метали полесно оддаваат електрони и затоа се посилни редукциски средства, како и кои метали можат да истиснат други метали од нивните соединенија. Електрохемиската низа може експериментално да се потврди преку испитување на реакции на метали со киселини, при што се набљудува дали се ослободува гасовит водород, како и преку реакции на метали со раствори од соли на други метали. Врз основа на ваквите експерименти се воспоставува врската меѓу реактивноста на металите и нивната положба во електрохемиската низа.



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

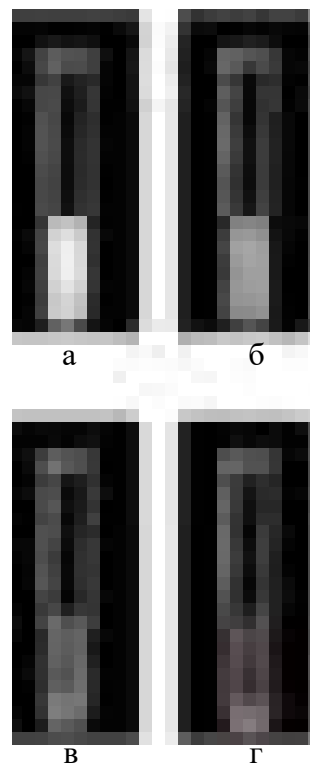
Реакции на метали со киселини

Потребен прибор и супстанции: четири епрувети, пинцета, сталка за епрувети, безбедносна запалка или кибрит, раствор од хлороводородна киселина ($c = 2 \text{ mol/dm}^3$), магнезиум, цинк, железо, бакар, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во четири епрувети стави раствор од HCl до $\frac{1}{3}$ или $\frac{1}{4}$ од нивниот волумен! Во првата епрувета стави парченца магнезиум, во втората цинк, во третата железо и во четвртата бакар. Забележи во која епрувета се одвива хемиска реакција и каде е таа најбурна. Во епруветата каде што реакцијата е најбурна доближи запалено кибритче или безбедносна запалка до отворот! Што забележуваш? Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

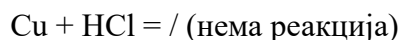
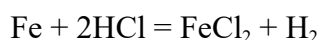
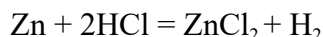
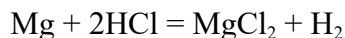
При додавање различни метали во раствор од хлороводородна киселина се забележува дека реакција не се одвива со сите метали и дека нејзиниот интензитет е различен. Бакарот не покажува видлива реакција, а кај железото, цинкот и магнезиумот се забележуваат меурчиња како резултат на ослободување на гас. Реакцијата со цинкот е поинтензивна од онаа со железото, додека најбурна реакција се одвива со магнезиумот, при што се ослободува значително количество гасовит водород. Ослободениот гас се потврдува со карактеристично потпукнување при приближување на запалено кибритче, по што гасот гори со речиси безбоен пламен.

Овие набљудувања се во согласност со електрохемиската низа на металите, според која магнезиумот, цинкот и железото се наоѓаат пред водородот и можат да го истиснат од киселините, додека бакарот се наоѓа зад водородот и не реагира со неоксидирачки киселини, каква што е хлороводородната киселина.



Слика 6.9 Реакција на хлороводородна киселина со магнезиум (а), цинк (б), железо (в) и бакар (г)

Магнезиумот, цинкот и железото ги редуцираат водородните јони од хлороводородната киселина до елементарен водород, а самите метали се оксидираат до соодветни јони кои преминуваат во растворот. Интензитетот на реакцијата се поврзува со положбата на металот во низата и неговата редукциска способност. Колку што е металот понапред во низата, толку е побрза реакцијата.



АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

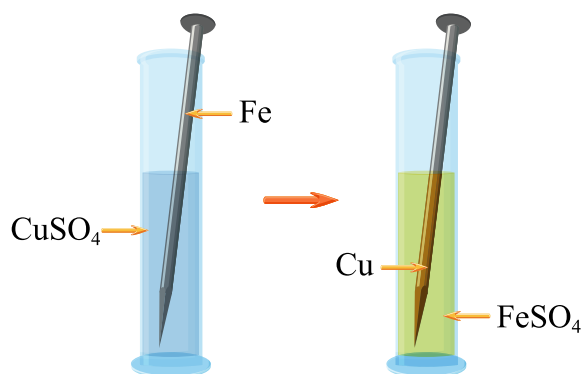
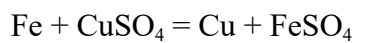


Реакција меѓу железо и раствор од бакар(II) сулфат

Потребен прибор и супстанции: железно клинче, раствор од бакар(II) сулфат, епрувета, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во епрувета стави раствор од бакар(II) сулфат приближно до $\frac{1}{2}$ од нејзиниот волумен. Потоа, внимателно спушти едно железно клинче и набљудувај ги промените во текот на времето. Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!

При внесување на железно клинче во раствор од бакар(II) сулфат се забележува постепена промена: на површината на железото се издвојува црвенокерамидест слој од бакар, а сината боја на растворот со текот на времето преминува во зеленкаста, поради образување на железо(II) сулфат. Овие промени укажуваат дека железото го истиснува бакарот од неговото соединение, односно железото се оксидира до железо(II) јони, а бакар(II) јоните се редуцираат до метален бакар. Ваквото однесување е во согласност со електрохемиската низа на металите, според која железото се наоѓа пред бакарот и има поголема редукциска способност.



Слика 6.10 Железото го истиснува бакарот од раствор од бакар(II) сулфат

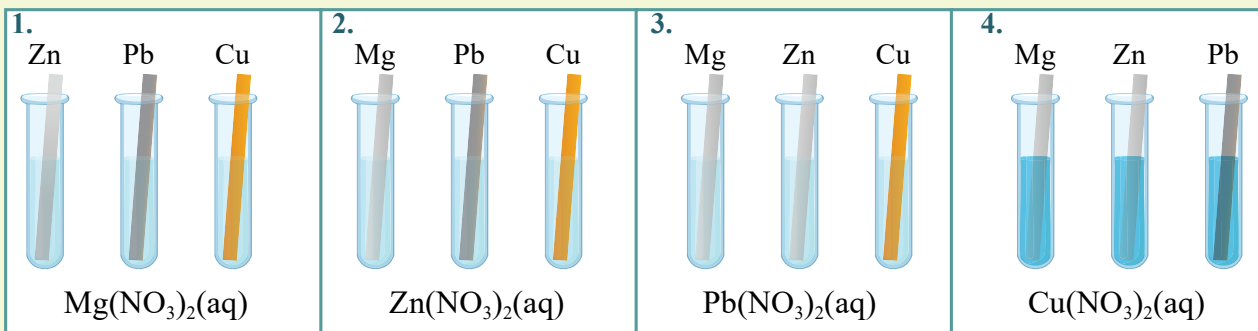


АЈДЕ ДА ИСТРАЖУВАМЕ

Кој кого истиснува?

Потребен прибор и супстанци: лентички од магнезиум, цинк, олово и бакар, раствори од магнезиум нитрат, цинк нитрат, олово(II) нитрат и од бакар(II) нитрат (количествената концентрација на сите супстанци во растворот е $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$), 12 епрувети, пинцета, мантил, заштитни очила, ракавици.

Постапка: Во 12 епрувети стави комбинација од метална лентичка и раствор од нитрат како на скицата. Забележи што се случува по извесно време. Резултатите вметни ги во твојот лабораториски извештај!



При потопување на лентички од различни метали во водни раствори од соли на други метали се забележува дека реакција на истиснување се одвива само во одредени комбинации. Кога метал со поголема редукциска способност се наоѓа во раствор од сол на помалку реактивен метал, доаѓа до издвојување на металот од растворот или до промена на бојата на растворот, што укажува на одвивање на редокс-реакција. На пример, цинкот може да го истисне бакарот од раствор на бакар(II) сулфат, при што се издвојува метален бакар, додека обратната појава не е можна – бакарот не може да го истисне цинкот од раствор на негова сол. Овие резултати се во согласност со електрохемиската низа на металите, според која металите се подредени според нивната реактивност и редукциската способност.

Метал 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	✗	✗	✗	–

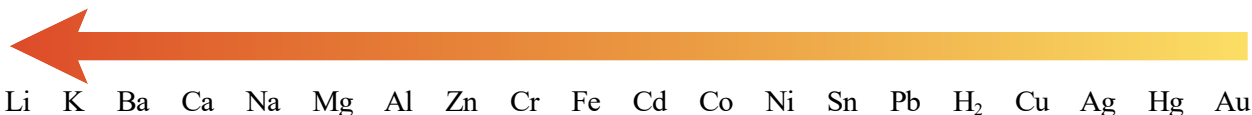
Размисли и одговори:



1. Напиши ги израмнетите равенки на реакциите што се одвиваат во експериментот *Кој којто истиснува!*
2. Кои фактори треба да се одржуваат константни за да бидат коректно направени истражувањата во експериментите *Кој којто истиснува* и *Реакции на метали со киселини*?
3. Во табелата се прикажани резултати од експерименти во кои ленти од пет различни метали (А–Е) се потопувани во водни раствори на сулфати. Со знакот „✓“ е означено дека дошло до истиснување на метал од растворот, а со знакот „X“ дека реакција не се одвивала.
 - а) Врз основа на дадените податоци, подреди ги металите А–Е според нивната реактивност, од најреактивен до најмалку реактивен!
 - б) Објасни како од резултатите може да се заклучи кој метал има поголема редукциска способност!

	ASO ₄	BSO ₄	CSO ₄	DSO ₄	ESO ₄
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 H₂ Cu Ag Hg Au

1. Колку изнесува оксидацискиот број на секој од атомите во:

- а) Ca(OH)₂ г) FeSO₄
б) PbO₂ е) H₂CO₃
в) Cl₂ ж) ClO₃⁻
г) K₃PO₃ з) Li₃N
д) CuS с) SO₂

20 б.

2. Во која група соединенија атомите на азот имаат ист оксидациски број?

- а) NH₃, (NH₄)₂SO₄, NaNO₂
б) N₂O₄, NO₂, HNO₃
в) (NH₄)₂CO₃, (NH₄)₂Cr₂O₇, NH₄NO₃
г) HNO₃, N₂O₅, Mg(NO₃)₂

10 б.

3. Оксидацискиот број на хлорот при некоја реакција, се променил од +5 во -1. Што е точно за атомот на хлор?

- а) примил четири електрони
б) оддал четири електрони
в) се оксидирал
г) се редуцирал

5 б.

4. Која супстанца претставува оксидациско средство во реакцијата што е претставена со хемиската равенка $\text{AgNO}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{AgNO}_3 + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$?

- а) AgNO₂
б) Cl₂
в) KOH
г) KCl

5 б.

5. Што **не може** да биде редуциско средство?

- а) Fe²⁺
б) MnO₄⁻
в) S²⁻
г) Br₂

5б.

6. За редокс-реакцијата претставена со следнава хемиска равенка
 $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$:
 а) определи ги оксидациските броеви на атомите на сите елементи (6 б.)
 б) напиши ги равенките на полуреакциите на оксидација и на редукција (10 б.)
 г) определи која супстанца е оксидациско, а која редукциско средство (4 б.)
 д) израмни ја равенката со помош на електронска шема (10 б.)
- 30 б.
7. Определи кои реакции на замена што се претставени со следниве хемиски равенки можат да се одвиваат, а потоа доврши ги равенките.
 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. Врз основа на податоците во табелата, подреди ги металите А–D според нивната реактивност, од најреактивен до најмалку реактивен!

	ANO_3	BNO_3	CNO_3	DNO_3
A	–	X	✓	X
B	✓	–	✓	✓
C	X	X	–	X
D	✓	X	✓	–

10 б.

РЕЗИМЕ

- Оксидациско-редукциски реакции (или редокс-реакции) се хемиски реакции што се одвиваат како резултат на размена на електрони, односно реакции при кои се пренесуваат електрони од единките на една супстанца на единките на друга супстанца.
- Оксидациски број е број што им се припишува на атомите од различни елементи во дадена молекула, јон или формулна единица. Оксидацискиот број се запишува над симболот на елементот, така што прво се запишува предзнакот (позитивен или негативен), а потоа со арапски број се запишува неговата бројна вредност.
- Оксидација е процес при кој се оддаваат електрони, а редукција претставува процес на примање електрони.
- Супстанцата што се оксидира (одава електрони) се нарекува редукциско средство затоа што врши редукција на другата супстанца со која стапува во реакција. Оксидацискиот број на атомите на редукциското средство се зголемува.
- Супстанцата што се редуцира (прима електрони) врши оксидација на другиот реактант, па затоа претставува оксидациско средство. Оксидацискиот број на атомите на оксидациското средство се намалува.
- Парот единици кои сочинуваат оксидиран и редуциран облик на еден вид атоми се нарекува редокс-пар.
- Силни оксидациски средства се супстанци што имаат тенденција лесно да примаат електрони, односно имаат атоми со високи вредности за оксидациските броеви. Такви се флуорот, хлорот, бромот, јодот, кислородот, озонот, перманганатите, дихроматите, хлоратите, перхлоратите, киселините што имаат оксидациски својства и др.
- Силни редукциски средства се супстанци што лесно оддаваат електрони. Такви се реактивните метали, водородот, елементарниот јаглерод, јаглерод монооксидот, сулфуроводородот, амонијакот и др.
- При израмнувањето на равенките на редокс-реакциите се користи т.н. електронска шема.
- Во реакциите на диспропорционирање атомите на ист елемент истовремено и се оксидираат и се редуцираат, па една иста супстанца се однесува и како редукциско и како оксидациско средство.
- Електрохемиска низа на металите е низа што ја прикажува нивната релативна реактивност во редокс-реакциите, при што металите се подредени според нивната склоност да оддаваат електрони, односно според јачината како редукциски средства.
- Металите што се наоѓаат пред водородот во електрохемиската низа на металите можат да го истиснат водородот од киселините, при што во реакција на метал со киселина се образува гасовит водород. Металите што се наоѓаат зад водородот не го истиснуваат водородот од киселините.
- Метал што е посилено редукциско средство може да истисне друг метал што се наоѓа десно од него во електрохемиската низа на металите и е послабо редукциско средство.

ТЕРМИНОЛОШКИ РЕЧНИК

pH-вредност – мерка за концентрација на водородните јони.

А

Автокаталитички реакции – реакции во кои еден од продуктите на реакцијата дејствува како катализатор и ја забрзува истата таа реакција.

Аеросол – дисперзен систем во кој течната или цврстата диспергирана фаза е распределена низ течна дисперзиона средина.

Активиран комплекс – еден вид преодна состојба што ги содржи сите честички од коишто се изградени реактантите и кои учествуваат во елементарниот акт на хемиската трансформација.

Б

Бази – супстанции во чиј состав влегува хидроксидната група и при дисоцијација во вода даваат хидроксидни јони (според теоријата на Арениус).

Брзина на изменување на концентрацијата на учесник во хемиската реакција – величина што се дефинира како однос помеѓу промената на концентрацијата на даден учесник во реакцијата и времето што е потребно да дојде до ваква промена на концентрацијата.

Брзина на конверзија – величина што претставува однос меѓу промената на досегот на реакцијата и времето коешто е потребно да дојде до ваква промена.

Брзина на реакцијата – величина што ја опишува хемиската реакција како целина и што го претставува односот меѓу промената на досегот на реакцијата и производот од волуменот и времето што е потребно да дојде до ваква промена.

Броен однос – односот меѓу бројот на единици на двата конституента.

Броен удел – односот (количник) меѓу бројот на единици на конституентот В и вкупниот број единици на сите конституенти.

Бројна концентрација – односот меѓу бројот на единици на конституентот В и волуменот на растворот.

В

Внатрешната енергија – збир од кинетичката и потенцијалната енергија на сите честички во системот.

Волуменска концентрација – односот меѓу волуменот конституентот В и волуменот на растворот.

Волуменски однос – односот меѓу волумените на двата конституента.

Волуменски удел – односот (количник) меѓу волуменот на конституентот В и збирот на волумените на сите конституенти.

Г

Грубо-дисперзни системи – хетерогени дисперзни системи во кои големината на честичките од диспергираната супстанца се поголеми од 1000 nm.

Д

Директна реакција – реакција што тече од реактанти кон продукти.

Диспергирана супстанца – супстанцата што се распределува низ другата супстанца.

Диспергирана фаза – види диспергирана супстанца.

Дисперзиона средина – супстанцата низ која се врши распределувањето на честичките.

Дисперзни системи – системи во кои честичките на една или на повеќе супстанции се распределени (диспергирани) низ честичките на друга супстанца.

Досег на реакцијата – однос помеѓу промената на количеството супстанца за некој учесник во реакцијата (реактант или продукт) од почетокот на реакцијата до даден момент и стехиометрискиот коефициент на тој учесник во хемиската равенка.

Е

Егзоенергетски процеси – процеси при кои системот ослободува енергија.

Егзотермни процеси – процеси при кои системот ослободува енергија во вид на топлина.

Единична промена на досегот – промена на количеството на даден учесник во реакцијата (реактант или продукт) којашто е бројно еднаква на стехиометрискиот коефициент пред тој учесник во равенката запишана на определен начин.

Електролити – супстанции чии растопи или раствори содржат подвижни јони и спроведуваат електрична струја.

Електролитна дисоцијација – настанување на подвижни јони во раствор од супстанции што се изградени од јони или од поларни молекули под дејство на поларните молекули на растворувачот.

Електрохемиска низа на металите – низа што ја прикажува нивната релативна реактивност во редокс-реакциите, при што металите се подредени според нивната склоност да оддаваат електрони, односно според јачината како редукциски средства.

Елементарен акт на хемиската трансформација – трансформирање на едни честички во други.

Емулзија – дисперзен систем во кој течната диспергирана фаза е распределена низ течна дисперзиона средина.

Ендоенергетски процеси – процеси за чие одвивање е потребно внесување енергија.

Ендотермни процеси – процеси за чие одвивање е потребно внесување енергија во вид на топлина.

Енергија на активација – минималното количество енергија што е потребно за да почне хемиската реакција.

Ензими – супстанции што овозможуваат хемиските реакции во живите организми да се одвиваат многу побрзо и при благи услови.

Енталпија – величина која се изразува како збир од внатрешната енергија и производот на волуменот на тој систем и притисокот што владее во него.

Ефективни јонски равенки – равенки во кои се вклучени само оние јони кои ефективно учествуваат во хемиската реакција.

Ефикасен судир – судир при кој честичките на реактантите се правилно ориентирани едни кон други и поседуваат доволно енергија.

З

Заситен раствор – раствор во кој, на определена температура, е растворено максимално можно количество од раствореникот во определено количество растворувач.

Затворен систем – систем во кој може да се разменува само енергија.

И

Изолиран систем – систем во кој не е можна размена ниту на супстанции ниту на енергија.

Индикатори – супстанции што ја менуваат бојата во кисел, неутрален или во базен раствор.

Инхибитори – супстанции што ја забавуваат хемиската реакција, а во некои случаи можат и целосно да ја запрат.

Ј

Јони набљудувачи – јони што не учествуваат во реакцијата.

Јонски реакции – реакции што се одвиваат помеѓу јоните во водни раствори.

К

Калориметри – уреди што служат за мерење на топлинските ефекти што се одвиваат при константен притисок.

Катализатори – супстанции што ја забрзуваат хемиската реакција, а при тоа излегуваат хемиски и количински неизменети.

Каталитички реакции – реакциите што се одвиваат во присуство на катализатори.

Кинетичка енергија – енергија што е поврзана со движењето на некое тело (или честичка).

Киселини – супстанции што содржат водород во својот состав и при дисоцијација во вода даваат водородни јони (според теоријата на Арениус).

Количествен однос – однос меѓу количествата на двата конституента.

Количествен удел – однос (количник) меѓу количеството на конституентот В и вкупното количество од сите конституенти.

Количествена концентрација – однос меѓу количеството на конституентот В и волуменот на растворот.

Колоидно-дисперзни системи – хетерогени дисперзни системи во кои големината на честичките од диспергираната супстанца се помеѓу 1 и 1000 nm.

Константа на хемиската рамнотежа – величина која претставува однос помеѓу производот на рамнотежните концентрации на продуктите и производот на рамнотежните количествени концентрации на реактантите, секоја степенувана на соодветниот стехиометриски коефициент.

Константата на брзината на реакцијата – величина што ја карактеризира брзината на дадена реакција при определена температура.

Крива на растворливост – графички приказ на зависноста на растворливоста на супстанцата од температурата; покажува колкаво количество од дадена супстанца може да се раствори во определена маса растворувач (најчесто 100 g) на различни температури.

М

Масен однос – однос меѓу масите на двата конституента.

Масен удел – однос (количник) меѓу масата на конституентот В и вкупната маса на сите конституенти.

Масена концентрација – однос меѓу масата на конституентот В и волуменот на растворот.

Моалност – однос (количник) помеѓу количеството на раствореникот и масата на растворувачот.

Молекулски хемиски равенки – вообичаен начин на претставување на хемиските реакции.

Молекулско-дисперзни системи – хомогени дисперзни системи во кои големината на честичките од диспергираната супстанца се помали од 1 nm.

Молска концентрација – види количествена концентрација.

Молски однос – види количествен однос.

Молски удел – види количествен удел.

Н

Незаситен раствор – раствор во кој при дадена температура може да се раствори дополнително количество од раствореникот.

Неповратни реакции – реакции што течат сè додека најмалку еден од реактантите целосно не исчезне од реакцискиот систем, односно се одвиваат само во една насока – од реактанти кон продукти.

О

Обратна реакција – реакција што тече од продукти кон реактанти.

Околина – дел од универзумот што се наоѓа во непосредна близина на системот.

Оксидација – процес при кој се оддаваат електрони.

Оксидациски број – број што им се припишува на атомите од различни елементи во дадена молекула, јон или формулна единка.

Оксидациско средство – супстанцата што се редуцира (прима електрони) и врши оксидација на другиот реактант.

Оксидациско-редукциски реакции – хемиски реакции што се одвиваат како резултат на размена на електрони, при што електроните се пренесуваат од честичките на една супстанца кон честичките на друга супстанца.

Отворен систем – систем во кој е можна размена и на супстанции и на енергија со околината.

П

Пена – дисперзен систем во кој гасовитата диспергирана фаза е распределена низ течна дисперзиона средина.

Повратни реакции – реакции кај кои истовремено се одвиваат процеси во кои реактантите се претвораат во продукти (директна реакција) и продуктите се претвораат во реактанти (обратна реакција).

Полни јонски равенки – равенки во кои се наведени сите јони што настануваат со дисоцијација на супстанците (реактанти или продукти).

Потенцијална енергија – енергија што едно тело или систем ја поседува поради својата положба во просторот и заемните дејства (интеракции) меѓу телата во системот, како и меѓу честичките од кои е составен системот и нивната околина.

Презаситен раствор – раствор што содржи поголемо количество од растворениот отколку што може да се раствори во определен волумен од растворувачот при дадена температура.

Принцип на Ле Шателје и Браун – принцип според кој ако врз систем што се наоѓа во рамнотежа се примени надворешно дејство што ја нарушува рамнотежната состојба, во системот настануваат промени што се спротивставуваат на тоа дејство, сè додека не се воспостави нова рамнотежна положба.

Продукти – супстанции што се добиваат на крајот на хемиската реакција; нивното количество во текот на реакцијата се зголемува.

Промена на моларната енталпија – величина што претставува однос помеѓу промената на енталпијата на системот и количеството супстанца.

Р

Растворена супстанца – супстанцата што се раствора во определен растворувач.

Раствореник – види растворена супстанца.

Раствори – види молекулско-дисперзни системи

Растворливост – концентрација на растворениот во заситениот раствор.

Растворувач – супстанцата во која се раствора растворениот.

Реактанти – супстанции што се присутни на почетокот на реакцијата; нивното количество во текот на реакцијата се намалува.

Реакции на двојна измена – посебен вид реакции на замена, во кои доаѓа до меѓусебна размена на атоми или атомски групи коишто влегуваат во состав на реактантите.

Реакции на диспропорционирање – редокс-реакции во кои атомите на ист елемент истовремено и се оксидираат и се редуцираат, па една иста супстанца се однесува и како редукциско и како оксидациско средство.

Реакции на замена – реакции при кои атомите од една супстанца доаѓаат на местото на атомите или јоните коишто влегуваат во составот на друга супстанца.

Реакции на разложување – реакции при коишто од една супстанца се добиваат две или повеќе супстанции.

Реакции на соединување – реакции при кои две или повеќе супстанции се соединуваат и образуваат една посложена супстанца.

Реакциите на кондензација – реакции при кои, на микроскопско ниво, доаѓа до сврзување на две (или повеќе) честички во една, при што се одделува некоја мала честичка (најчесто молекула на вода или амонијак).

Реакциска енталпија – величина која се изразува како однос помеѓу промената на енталпијата на системот и промената на досегот на реакцијата.

Редокс-пар – пар единки кои сочинуваат оксидиран и редуциран облик на еден вид атоми.

Редокс-реакции – види оксидациско-редукциски реакции.

Редукција – процес на примање електрони.

Редукциско средство – супстанцата што се оксидира (одава електрони) и што врши редукција на другата супстанца со која стапува во реакција.

С

Систем – дел од природата за кој сме заинтересирани и кој може да разменува супстанции и/или енергија со околината.

Степен на електролитна дисоцијација – однос помеѓу бројот на дисоцирани молекули и бројот на вкупно растворени молекули.

Суспензија – дисперзен систем во кој цврста диспергирана фаза е распределена низ течна дисперзиона средина.

Т

Температура – мерка за просечната кинетичка енергија на честичките во него.

Температурен коефициент на реакцијата – величина што се изразува како однос на брзините на иста реакција определени при две температури што се разликуваат меѓусебно за 10 °C (или 10 K).

Термохемиски равенки – равенки кои се состојат од стехиометриски и од величински дел. Стехиометрискиот дел ја дава промената на хемискиот состав на реакцискиот систем, а величинскиот дел го претставува топлинскиот ефект на реакцијата онака како што е запишана равенката.

Тиндлов ефект – појава на расејување на светлината што поминува отстрана низ хетероген систем.

Топлина – енергија што се разменува меѓу системот и околината поради разликата во температурата.

Ф

Фаза – хомоген дел на еден хетероген систем кој е во контакт со другиот дел, но е одделен со јасно дефинирани граници.

Фотокаталитички реакции – реакции во кои светлината дејствува како своевиден катализатор бидејќи овозможува реакцијата да започне, а потоа самата да се одвива.

Х

Хемиска рамнотежа – состојба во која честичките на реактантите и на продуктите постојано се претвораат едни во други, односно брзините на директната и на обратната реакција се еднакви.

Хемиски равенки – симболичен запис на процесите што се одвиваат при хемиските промени.

Хемиски реакции – процеси при кои настанува промена на хемискиот идентитет на супстанциите и доаѓа до образување нови супстанции што се разликуваат од појдовните.

Хетероген систем – систем во кој можат да се забележат гранични површини меѓу одделните компоненти.

Хетерогена катализа – катализа при која катализаторот и реактантите се во различни фази, односно образуваат хетероген систем.

Хетерогена рамнотежа – хемиска рамнотежа во која агрегатните состојби на супстанциите што учествуваат во реакцијата се различни.

Хомоген систем – систем во кој не постојат граници меѓу одделните компоненти

Хомогена катализа – катализа при која катализаторот и реактантите се во иста фаза, обично во гасна фаза или во раствор.

Хомогена рамнотежа – хемиска рамнотежа во која сите учесници се во иста агрегатна состојба (поточно, во иста фаза).

АЗБУЧЕН ИНДЕКС

Автокаталитичка реакција	132	Ефективна јонска равенка	51
Аеросол	12	Индикатор	45
Активиран комплекс	126	Интермедијар	133
Биокатализатор	138	Интермедијарна состојба	133
Брзина на изменување на концентрација на учесник во хемиска реакција	109	Инхибитор	131
Брзина на конверзија	109	Јони „набљудувачи“	51
Брзина на хемиска реакција	109	Јонска равенка	51
Величински дел	97	Јонска реакција	48
Внатрешна енергија	84	Катализа	132
Грубо-дисперзен систем	12, 13	Катализа, хетерогена	132
Динамички карактер на хемиска рамнотежа	146	Катализа, хомогена	132
Директна реакција	59	Катализатор	130
Диспергирана супстанца	12	Каталитичка реакција	132
Диспергирана фаза	12	Колоидно-дисперзен систем	12, 13
Дисперзен систем	12	Константа на хемиска рамнотежа	154
Дисперзиона средина	12	Концентрација	20
Досег на хемиска реакција	69	Концентрација, бројна	20
Егзоенергетски процес	86	Концентрација, волуменска	20
Егзотермен процес	86	Концентрација, количествена	20
Електролиза	62	Концентрација, масена	20
Електролит	35, 36	Крива на растворливост	31
Електролит, силен	37	Меѓупродукт	133
Електролит, слаб	37	Молалност	21
Електролитна дисоцијација	38	Молекулско-дисперзен систем	12, 13
Електронска шема	184	Неелектролит	36
Емулзија	12, 13	Неповратна реакција	59
Ендоенергетски процес	86	Обратна реакција	59
Ендотермен процес	86	Однос	17
Енергија на активација	126	Однос, броен	17
Енергија	82	Однос, волуменски	17
Енергија, кинетичка	82	Однос, количествен	17
Енергија, потенцијална	83	Однос, масен	17
Енталпија	90	Околина на систем	84
		Оксидациски број	174

Оксидациско средство	179, 181	Систем	84
Оксидациско-редукциска реакција	178	Систем, затворен	84
Пена	12	Систем, изолиран	84
Пиролиза	62	Систем, отворен	84
Повратна реакција	59	Скратена јонска равенка	51
Полна јонска равенка	51	Солватација	38
Полуреакција на оксидација	179	Спроводник од втор вид	35
Полуреакција на редукција	179	Спроводник од прв вид	35
Поместување на хемиска рамнотежа	160	Степен на електролитна дисоцијација	42
Преодна состојба	133	Стехиометриски дел	97
Принцип на Ле Шателје и Браун	165, 166	Стехиометриски коефициент	67
Промена на енталпија	90	Судир, ефикасен	124
Промена на моларна енталпија	91	Судир, неефикасен	124
Рамнотежа, хетерогена	152	Суспензија	12, 13
Рамнотежа, хомогена	152	Температурен коефициент	121
Рамнотежна количествена концентрација	154	Теорија на Арениус	40
Раствор	12, 15	Термохемиска равенка	97
Раствор, заситен	27	Тиндлов ефект	11
Раствор, незаситен	27	Удел	19
Раствор, презаситен	28	Удел, броен	19
Растворена супстанца	15	Удел, волуменски	19
Раствореник	15	Удел, количествен	19
Растворливост	27	Удел, масен	19
Растворувач	15	Фаза	10
Реакција на двојна измена	65	Фотокаталитичка реакција	139
Реакција на диспропорционирање	186	Фотолиза	62
Реакција на замена	64	Хемиска рамнотежа	146
Реакција на кондензација	65	Хетероген систем	10
Реакција на разложување	62	Хидратација	38
Реакција на соединување	60	Хомоген систем	10
Реакциска енталпија	91		
Редокс-реакција	178		
Редукциско средство	179, 181		

КОРИСТЕНА ЛИТЕРАТУРА

Јовановски, Г., Петрушевски, В., Алексовска, С., Бачева Андоновска, К., Богданов, Ј., Буклески, М., Групче, О., Иваноска Дациќ, А., Ивановски, В., Петреска Станоева, Ј., Стафилов Т., и Стојановска, М. (2024). *Македонска научна и сѝручна ѝерминологија. Хемија* (Том I). Скопје: Македонска академија на науките и уметностите, Лексикографски центар „Георги Старделов“; Сојуз на хемичарите и технолозите на Македонија.

Достапно на: 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 Дациќ, А., Ивановски, В., Петреска Станоева, Ј., Стафилов Т., и Стојановска, М. (2024). *Македонска научна и сѝручна ѝерминологија. Хемија* (Том II). Скопје: Македонска академија на науките и уметностите, Лексикографски центар „Георги Старделов“; Сојуз на хемичарите и технолозите на Македонија.

Достапно на: https://sctm.mk/publications/Recnik-hemija/Terminoloski_recnik_hemija.pdf

Ченг, Р. (2011). *Хемија* (10. издание, превод од англиски). Скопје: 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	водород
---	-------	----------	---------

2

3	6.94	4	9.012	Li	берилиум
---	------	---	-------	-----------	----------

3

11	22.99	12	24.31	Na	натрий
----	-------	----	-------	-----------	--------

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	K	калий
----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----------	-------

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	рубидий
----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	-----------	---------

6

55	132.9	56	137.3	Cs	цезий
----	-------	----	-------	-----------	-------

7

87	[223]	88	[226]	Fr	франций
----	-------	----	-------	-----------	---------

18

2	4.003	He	гелий
---	-------	-----------	-------

2

10	20.18	Ne	неон
----	-------	-----------	------

3

17	35.45	Cl	хлор
----	-------	-----------	------

4

35	79.90	Br	бром
----	-------	-----------	------

5

85	[210]	At	астат
----	-------	-----------	-------

6

86	[222]	Rn	радон
----	-------	-----------	-------

7

118	[294]	Og	оганесон
-----	-------	-----------	----------

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	лантан
----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	-----------	--------

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	актиний
----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	----	-------	-----	-------	-----	-------	-----	-------	-----	-------	-----------	---------

