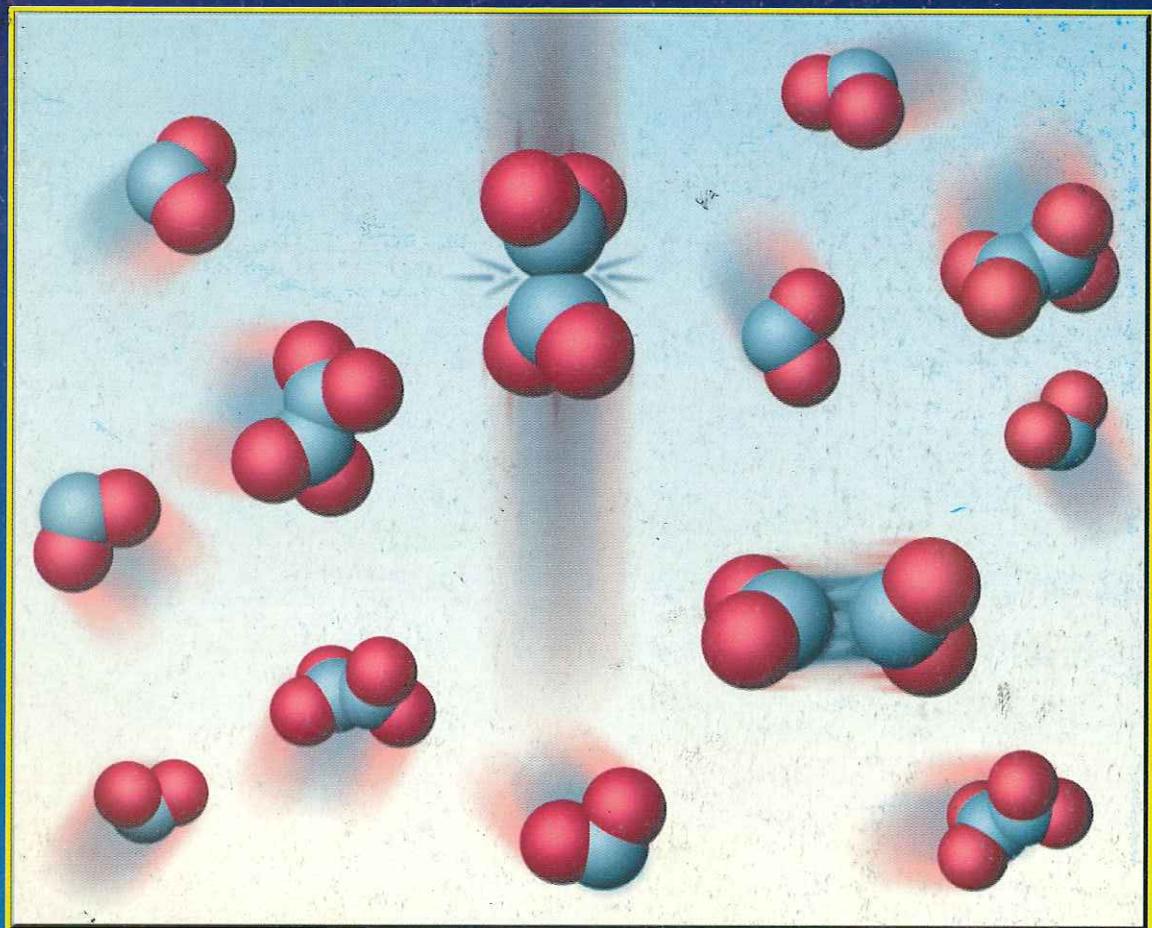


БОЈАН ШОПТРАЈАНОВ



ХЕМИЈА

ЗА ВТОРА ГОДИНА НА РЕФОРМИРАНОТО
ГИМНАЗИСКО ОБРАЗОВАНИЕ

БОЈАН ШОПТРАЈАНОВ

ХЕМИЈА

**ЗА ВТОРА ГОДИНА НА РЕФОРМИРАНОТО
ГИМНАЗИСКО ОБРАЗОВАНИЕ**

У ИЗМЕНЕТО И ДОПОЛНЕТО ИЗДАНИЕ



**ПРОСВЕТНО ДЕЛО АД
СКОПЛЕ, 2009**

Уредник
Весна Дуковска

Рецензенти

д-р Владимир Петрушевски, професор на Природно-математичкиот факултет – Скопје

Катерина Битракова, професор во Средното медицинско училиште „д-р Панче Карапозов“ – Скопје

Горица Илијоска, професор во ДСУ Гимназија „Никола Карев“ - Скопје

Со решение на Министерот за образование и наука на Република Македонија бр. 11-5195/1 од 30.09.2002 година, се одобрува употребата на овој учебник.

ПРЕДГОВОР

Учебникот е писуван во согласност со наставната програма за втората година на реформираното гимназиско образование и Концепцијата на учебник за основното и средното образование. Се работи, всушност, за *четвртио* (но проширено и дополнето) издание на учебникот **Хемија за втора година на реформираното гимназиско образование** чие трето издание беше отпечатено во 2006 година.

Како и во претходните изданија, во учебников, покрај основниот текст, има и прилози од различен карактер.

Најпрвин (во Прилогот А) е даден кус опис на експерименти што може да бидат изведени релативно едноставно, а би требало да помогнат да се види она за што се зборува во основниот текст. Тие се во врска со основниот текст покрај кој стои знак како оној лево.

Потоа, во Прилогот Б се дадени *основните* правила за образување на називите на неорганските соединенија, т.е. за нивната *номенклатура*. Одено е само во онолку подробности колку што се битни за средношколци.

Во Прилогот В се содржани повеќе табели – за основните и за некои изведени SI единици, за префиксите што се употребуваат во Меѓународниот систем на единици и, најнакрај, за називите, симболите и релативните атомски маси на хемиските елементи. Релативните атомски маси се доследно заокружувани до две децимални места зад запирката, а вредностите им се доведени во согласност со најновите податоци дадени од Меѓународната унија за чиста и применета хемија (IUPAC).

Прилогот Г е нов. Насловот му е, како и во учебникот за прва година од истиот автор, **АКО ТЕ ИНТЕРЕСИРА – ПРОЧИТАЈ!** Во него се собрани куси четива за нешта кои не е задолжително да бидат учени, но би можело да побудат интерес за хемијата и, воопшто, за природата и природните науки. Врската на основниот текст со ваквите четива е означена со знак како оној лево.

На крајот се дадени азбучен индекс и, се разбира, содржина.

Снаоѓањето во сегашниот текст секако ќе им биде полесно на учениците кои во прва година го ползвувале учебникот од истиот автор. Имено, запазена е основната структура на тој учебник, со релативно куси пасуси и со постоење на своевидни резимеа на содржината на секоја (поголема или помала) целина од основниот текст. Овие резимеа се отпечатени со поцрни букви и се повлечени надесно. Токму *тие* делови од текстот треба да се сметаат за неопходен *минимум* што треба да биде совладан за да се добие преодна оценка. Се разбира, учебникот не е потсетник и авторот не сугерира да се учи наизуст и да се „бубаат“ само оние делови од текстот што се истакнати на описанниот начин!

Големиот број илустрации, речиси сите во боја, како своја главна цел ја имаат помагањето на учениците да се запознаат со супстанци, реакции и уреди со кои не може да се сртнат во своите училиници. Сликите на модели за градбата на молекули и други агрегати на атоми (течности, кристали и слично), како и шематските прикази на процеси за кои се зборува во текстот ја имаат истата цел. Додатна полза е зголемената естетската вредност на учебникот.

Деловите што се отпечатени на сина заднина се своевидни предупредувања или потсеќавања, а оние што се придружени со стрелки и се отпечатени на кафеава заднина се, всушност, задачи што заинтересираните ученици би требало да ги извршиат.

Важно дополнение на учебников е прирачникот **ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ ПО ХЕМИЈА ЗА ВТОРА ГОДИНА НА РЕФОРМИРАНОТО ГИМНАЗИСКО ОБРАЗОВАНИЕ**. Во овој прирачник се поместени прашања (и задачи) во врска со изучуваното градиво. Одговарајќи на нив, учениците ќе можат не само да се самоконтролираат, туку и да го дополнуваат и продлабочуваат знаењето. Ако не успеат самите во тоа – во прирачникот постојат и целосни одговори. Тој прирачник треба да се смета за интегрален дел од учебников и ученикот е повикуван да го користи (насловите на овие повикувања се **РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?**). Насловот **РАЗБРА ЛИ?** (прво) **НАУЧИ ЛИ?** (потоа) не е случајно одбран. Имено, за содржина од хемијата вистински да се научи, **неопходно** е таа да биде **разбрана** и дури потоа научена. Се разбира, сè може и да се „набуба“, но таквото божемно знаење е краткотрајно и непримениливо.

Без секакво сомнение, **најискрена благодарност** заслужуваат рецензентите на учебников за вниманието со кое го прочитала ракописот и за редицата мошне корисни сугестиции (сите беа, со задоволство, прифатени). Авторот им е благодарен и на немногубројните ученици што му пишаа.

Авторот и самиот се трудеше да ги исправи сите пропусти и непрецизности што ги имаше во претходните изданија, но е свесен дека е практично невозможно да бидат согледани *сите* грешки и недостатоци. Затоа, тој ќе им биде благодарен на сите што ќе му укажат на слабостите (и општи и конкретни) што постојат во учебникот. Неговата адреса е Институт за хемија, ПМФ, Пошт. фах 162, 1001 Скопје. Корисниците на Интернет може да му пишат и на адресата bojan@pmf.ukim.edu.mk (не треба точка на крајот).

Најнакрај, авторот им пожелува секаков успех на сите идни корисници на учебников – учениците и нивните наставници.

Авторот

ВОВЕД ВО ХЕМИСКИТЕ ПРОЦЕСИ

ХЕМИСКИТЕ ПРОЦЕСИ – ОСНОВА НА ХЕМИЈАТА

Хемиските процеси се викаат хемиски реакции

Нема никаков сомнеж дека централно место во хемијата заземаат **хемиските реакции**, процеси при кои доаѓа до изменување на *составот* на изучуваниот систем. Дури и кога се работи за **теориска хемија**, целта на теориите најчесто е да се изнајдат законитостите според кои се одвиваат хемиските реакции.

Впрочем, хемијата е предимно **експериментална наука** (сл. 1.1).

Се разбира, во хемијата се изучуваат и *свойствите* на одделните супстанци, но и тоа е предимно во врска со реакциите во кои тие стапуваат.

Инаку, нека не те плаши горната карика-



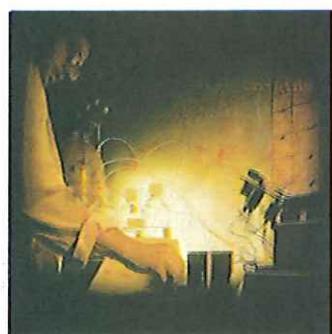
Сл. 1.1. Хемијата е експериментална наука



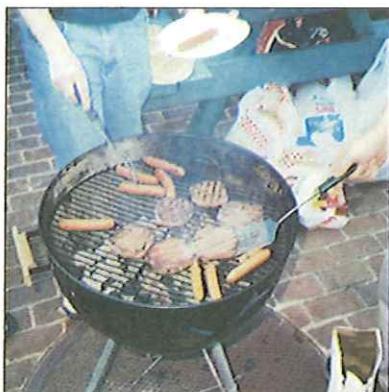
Сл. 1.2. Хемиските лаборатории се многу уредни места.

само што може да доведат до резултати што се
лоши во хемиски поглед, туку и да создадат ситуа-
ции што се *опасни* – по сопственото здравје, по

тура – хемијата воопшто не е некаква *ѓрда* или *ѓаволска* наука, а лабораториите се многу уредни места (сл. 1.2). Така и мора да биде затоа што неурядноста и невниманието не

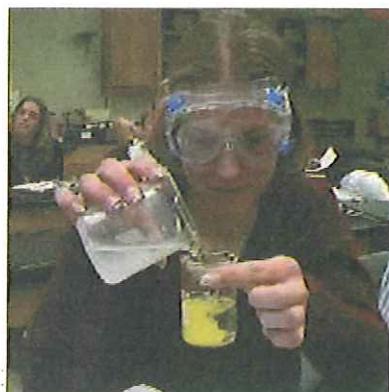


Сл. 1.3. Светлината што се гледа е знак дека тече хемиска реакција



Сл. 1. 4. При горењето (тоа е хемиска реакција) на јагленот се ослободува *топлина*
здравјето на другите, по облеката, по инвентарот.

Меѓутоа, ако се внимава и ако оној што работи тоа го прави претпазливо – опасност нема.



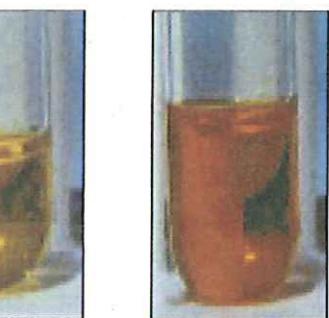
Сл. 1. 5. Образувањето на *шало \check{z}* е доказ дека се случува хемиска реакција



Сл. 1.6. Во епруветата се случува хемиска реакција – се ослободува *газ* и се создава pena



Сл. 1.7. Промена на бојата на растворот при додавање киселина е знак за хемиска промена (лево – пред додавањето киселина, десно – по додавањето)



Но, како знаеме дека се случува * хемиска реакција?

За жал, немаме сетило за регистрирање на хемиски *промени* и затоа, ако сакаме со набљудување да утврдиме се случува ли хемиска реакција, треба да утврдиме дали се ослободува енергија – во вид на светлина (како на сл. 1.3) или на топлина (сл. 1.4), дали при мешање на два раствора се образува цврста супстанца (*шало \check{z}* , сл. 1.5) или се ослободува некој гас (се гледаат меурчиња;

* Вообичаено е да се зборува и за *штетчење* или за *одвивање* на хемиските реакции.

сл. 1.6), дали се изменува бојата (сл. 1.7) или се ослободуваат супстанци што имаат карактеристична миризба.

Со други зборови, регистрираме *физички* промени од кои заклучуваме дека се одвиваат хемиски реакции.

Но, дали од горното треба да се заклучи дека ако ништо не видиме, не помирисаме или не почувствувааме, реакција не се случува? Се разбира – не значи! Имено, постојат реакции што *не се притуржени* со размена на забележливо количество енергија, со изменување на бојата или со образување на гас или на талог, но, тоа не значи дека во овие случаи реакција не се случува. Според тоа, мора да се најде поинаков критернум за тоа кога има, а кога нема течење на хемиска реакција.

Засега, да повториме:

- процесите во кои доаѓа до хемиски промени се викаат хемиски реакции;
- за течењето на хемиските реакции многу често се заклучува врз основа на *физички* промени (ослободување на енергија, создавање талог, појава на гас, изменување на бојата и слично).

Реакции и продукти

И, повторно се поставува прашањето: како знаеме дека се одвива хемиска реакција? Одговорот е единствен – знаеме затоа што во хемиските реакции се изменуваат количествата на супстанциите (најмалку – на две од нив).

Имено, при секоја хемиска реакција количеството на некоја супстанца (или на неколку супстанци од оние што се присутни во *реакциониот систем*^{*}) се *смалува*, а на друга супстанца (или супстанци) – се *наголемува*.

Ако во текот на една реакција се смалува количеството само на една супстанци, таа супстанци е *рекакцијата*. Ако, пак, тоа се случува со повеќе супстанци, во реакцијата *постојат повеќе реакции*.

Слично така, ако во реакциониот систем се наголемува количеството на само една супстанци, таа супстанца е *продукт на реакцијата*, а ако се зголемуваат количествата на две или повеќе супстанци, тие супстанци се *продукти на реакцијата*.

Кога ќе престане изменувањето на количествата на конституентите на еден реакционен систем, тоа ќе означи *крај* на реакцијата.

* Т.е. во системот во кој се случува хемиска реакција.

Хемиските реакции се *представуваат* со хемиски равенки (или, едноставно, *равенки*). Равенките се состојат од симболи или формули на реактантите и симболи или формули на продуктите на реакцијата. Симболите или формули на реактантите и оние на продуктите се сврзуваат со знакот „+“, а меѓу едните и другите се става знакот „→“. Меѓусебно сврзаните символични ознаки за реактантите се запишуваат, по правило, на *левата страна* од стрелката, а оние за продуктите – од *десната страна*.

Всушност, за *равенка* може да се зборува дури откако, со внесување на *стехиометриски коефициенти*, ќе се дојде до ситуација кога бројот на атоми од секој даден вид во формулните единки на реактантите ќе стане еднаков со оној во формулните единки на продуктите, т.е. дури откако равенката ќе биде *израмнета*. Кога израмнувањето ќе биде завршено, стрелката се заменува со знакот „=“.

Како што знаеме, за тоа до каде *дошла* реакцијата, се суди според вредноста на величината *досега на реакцијата*. Дефиницијата за досегот на реакцијата е:

$$\text{досег на реакцијата} = \frac{\text{промена на количеството на учесникот B}}{\text{стехиометриски коефициент на учесникот B}}$$

односно, со формула,

$$\xi = \frac{n(B) - n_0(B)}{\nu(B)} \quad \text{или} \quad \xi = \frac{\Delta n(B)}{\nu(B)}$$

при што со $\nu(B)$ е означен стехиометрискиот коефициент* за супстанцата B во реакционата равенка. Кога се чита, најдобро е да се наведе вистинскиот назив на супстанцата B и да се рече, на пример, *стехиометрискиот коефициент за азот* и слично. Дури и кога не се врзуваме за некаква конкретна супстанца, ништо не пречи супстанцата да ја означиме со D, или со X, или со кој и да е друг симбол. Впрочем, за сето погоре спомнатото, веќе е зборувано при изучувањето на хемијата во прва година.

Накусо речено,

- при хемиските реакции се намалува количеството на реактантите, а се наголемува количеството на продуктите;
- реакциите се представуваат со *равенки*;
- за тоа до каде, во своето протекчување, дошла реакцијата се суди според вредноста за *досега на реакцијата*;
- сè додека реакцијата тече, досегот на реакцијата се зголемува.

* Стехиометриските коефициенти се *броеви*. Понекогаш така и се викаат – *стехиометриски броеви*.

Насока на течењето на хемискиоте реакции

Зборувајќи за хемиските реакции, честопати зборуваме за **насока на течењето на хемиските реакции**. Се разбира, притоа тоа **не мислим** на насока, да речеме, *огледала наодолу*, како што зборувајќи за *текчење на реакциите* не подразбирааме под овој термин *истичување*, на начин на кој истичуваат течностите!

Се работи, едноставно, за терминологија што се вкоренила и станала неодминлива. Кога велиме дека *реакцијата тече*, сакаме да кажеме дека реакцијата *се случува*. Кога, пак, зборуваме за **насока на реакцијата**, мислим на тоа дека од супстанците што се присутни во реакциониот систем, некои ќе ги сметаме за реагенти, а други за продукти, водејќи сметка за тоа дека реагентите во текот на реакцијата ќе го намалуваат своето количество, додека количеството на продуктите ќе се наголемува. Насоката на течење на реакцијата е *од реагентите кон продуктите*.

Добро?

Да, но дали ние можеме, така да се рече, кои-где (*произволни*) супстанци да ги „прогласиме“ за реагенти, а други, исто така произволни, супстанци да ги вброиме во продукти? Се разбира, така не смееме да правиме.

Да погледнеме еден пример. Азотот (диазотот) и кислородот (дикислородот) во атмосферата постојат еден покрај друг и реагираат **единствено** при исклучителни услови (на висока температура, како при работењето на автомобилските мотори или при грмотевици). Според тоа, кислородот и азотот во атмосферата може да бидат, а може и да не бидат реагенти во реакцијата на меѓусебно сврзување, но тоа зависи од *условите*, а не од *нашиите очеуди*.

Како што гледаш, постојат некакви *природни закони* што определуваат дали една, замислена од нас, реакција може да тече или, наспроти тоа, нејзиното одвивање во замислената насока е **невозможно**. Законите постојат и за тоа во која насока *може*, а во која *не може* да течат и други процеси (на пример, процесите на испарување, сублимација, кристализација, растворување и слично). Така, при *загревање* на систем што се состои од течна вода и мраз, мразот ќе се стопи, додека водата нема да замрзне, а при *ладење* на системот ќе се случува замрзнување на течната вода, но нема да дојде до топење на мразот.

Засега, да повториме:

дали во еден систем ќе тече една хемиска реакција и, ако реакција се одвива, кои супстанци се реагенти (супстанци чиеншто количество се намалува), а кои се продукти (т.е. супстанци на кои количеството им се заголемува во текот на реакцијата) ќе зависи од условите.

КЛАСИФИКАЦИЈА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

Класификацијата е секогаш корисна

Бројот на различни видови хемиски реакции е *извонредно голем*. Тоа е јасно, ако се има предвид колку *многу* хемиски супстанци постојат. А секоја супстанца може да реагира со *повеќе* други супстанци. Можно е, дури, *истии супстанци* да учествуваат во *повеќе различни* хемиски реакции. Заради големиот број различни хемиски реакции, неопходно е тие на некој начин да се *класифицираат*. Впрочем, класификацијата и инаку е корисна работа.

Една можност за класификација е реакциите да се поделат на *неповратни* и *повратни**.

Неповратни се оние реакции кои се одвиваат сè додека макар еден од реагентите да *исчезне* од реакциониот систем. Со други зборови, тие течат сè додека количеството на макар еден од реагентите да стане практично *енакво на нула*. Кога ова ќе се случи, дадената реакција повеќе не може да тече, таа ќе заврши. Ова е јасно: за да има реакција, во реакциониот систем мора да бидат присутни *сите* супстанци што се реагенти! Ако отсуствува макар еден од реагентите, реакцијата не ќе може да се одвива, а досегот нема да може натаму да се зголемува. Во тој момент досегот има *максимална* можна вредност. Ова може да го означиме така што кон симболот за досегот ќе го додадеме индексот *max* (од *максимален*), т.е. така што ќе напишеме дека вредноста за досегот е ξ_{max} .

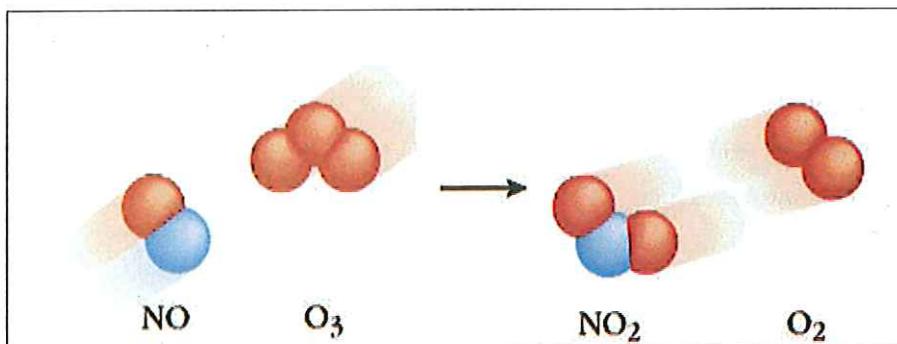
Меѓутоа, доста често се среќаваат хемиски реакции чие одвивање престанува, а ниеден од реагентите не е „потрошен“ или, со други зборови, вредноста за досегот не станала ξ_{max} . Количествата на учесниците во реакцијата, сепак, не се изменуваат понатаму.

За да си го објасниме ова, претпоставуваме дека *истовремено* се одвиваат два процеса: единиот во кој реагентите даваат продукти (*директна реакција*) и друг во кој продуктите се соединуваат меѓусебно и образуваат реагенти (*обратна реакција*). Притоа, како да настанува некој натпревар меѓу двата процеса. Директната реакција, така да се рече, постојано „води“, но и обратната „ги користи своите шанси“. Најнакрај, натпреварот како да станува из-

* Воопшто не чипи за *повратни* и за *неповратни* реакции да се зборува како за *реверзабилни* и *преверзабилни*. Води сметка за ова, не само сега, туку и тогаш кога (или ако) во некој од твоите наредни учебници ќе се сртниш со вакви употреба на термините *реверзабилен* и *преверзабилен*. За повратните реакции може да се употребува називот *увеселени*, а за неповратните – *еносителни*, но овие термини кај нас се доста неовоначаени.

едначен и количествата на учесниците не се менуваат повеќе. *Ваквиите* реакции ги викаме *поворатни*.

Се разбира, за да може *супстанциите* што ги викаме реактанти да се *претворат* во *супстанци* што се продукти на реакцијата, треба *единките* на реактантите *да се трансформираат* во *единки* на продуктите*. На пример, за да дојде до претворање на водород и јод во јодоводород, потребно е молекулите од водород и од јод да разменат атоми, образувајќи молекули од јодоводород. Ваквото трансформирање на единки едини во други го викаме, знаеме, **елементарен акт на хемиска трансформација**.



Сл. 1.8. Елементарен акт на хемиска трансформација во случајот на реакцијата меѓу азот моноксид и озон (шематски)

Ако реакцијата е неповратна, се случуваат (практично) само елементарни акти на хемиска трансформација во кои честички од реактантите се претвораат во честички од продуктите. Ако, пак, реакцијата е повратна, истовремено се случуваат и елементарни акти во кои честички од реактантите се претвораат во честички од продуктите, но и такви при кои честички од продуктите се трансформираат во честички од реактантите.

Значи,

на крајот на неповратните реакции (кај кои во елементарните акти на хемиска трансформација учествуваат само единки од реактантите) во реакционниот систем отсуствува најмалку еден од реактантите, а во случајот на повратни реакции, мерливи количества од сите реактанти (секако, и од продуктите) се присутни и на крајот на реакцијата.

* Единките за кои се зборува може, но не мора да бидат молекули. Така, во многу реакции (освен оние во раствор) учествуваат наелектризирани честички – *јони*.

Други можностии за класификација на реакции

Бројот на хемиски реакции, како што рековме, е мошне голем. Затоа, нивното групирање само во *две* големи класи (неповратни и повратни реакции) само малку ги ублажува проблемите така што мора да се бараат и други можности. Како и во други случаи, поделбата е донекаде условна, а *иста* реакција може да биде вклучена и во една и во некоја друга група хемиски процеси.

Всушност, поголемиот дел хемиски реакции може да се класифицира во неколку основни вида, од кои може да се наведат:

- реакциите на соединување;
- реакциите на разложување;
- реакциите на замена (и на двојна измена);
- реакциите на кондензација;
- реакциите на полимеризација и поликондензација;
- реакциите со размена на протони;
- реакциите со размена на електрони,

а постојат и *други видови* хемиски реакции.

Накусо речено,

според она што се случува во текот на реакциите, тие може да се поделат на неколку основни типови (реакции на соединување, на разложување, на замена, на кондензација, на полимеризација и поликондензација, на размена на протони и размена на електрони).

Реакции на соединување

Една од задачите на хемијата е да изнаоѓа начини за приготвување нови супстанци. Ова може да се постигне на различни начини, на пример, така што ќе се изведат реакции во кои поедноставни супстанци ќе се *соединат* во посложени. Ваквите реакции се викаат **реакции на соединување** или на **синтеза**. За вакви реакции си учел. Сепак, да изведеме два едноставни обида (1.1 и 1.2).

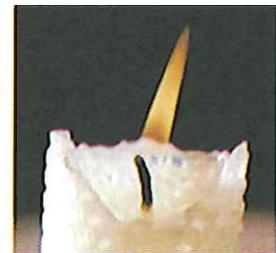
1.1 Во првиот случај, бакарот и сулфурот се соединуваат давајќи бакар сулфид (CuS), а во вториот хлороводородот и амонијакот што испаруваат од своите концентрирани раствори даваат амониум хлорид (NH_4Cl) како што се гледа на сл. 1.9.



Сл. 1.9. При соединување, гасовитиот хлороводород и гасовитиот амонијак образуваат аммониум хлорид

Постојат голем број важни процеси на соединување. Можеби на прво место треба да се спомнат различните процеси на **горење** (сл. 1.10). Како што знаеш, процесите на горење со кои обично се среќаваме во секојдневниот живот претставуваат реакции на *соединување* на горивата (или на нивни состојки*) со кислородот од воздухот.

Многу супстанци може *директно* да се соединуваат и да даваат продукти кои по ништо не се слични на реагентите. Така, натриумот (цврста метална супстанца) и хлорот (зеленикав *газ*) при



Сл. 1.10. Горењето е процес на соединување

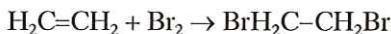
сврзување образуваат бела кристална супстанца натриум хлорид (сл. 1.11).



Сл. 1.11. Од металниот натриум и гасовитиот хлор се „родил“ натриум хлорид

* Во случајот на свеќата од сл. 1.10, горат и фитилот и материјалот од кој е направена свеќата.

Во реакции на соединување може да се вбројат и процесите на адиција што се карактеристични за незаситените органски соединенија, на пример



Да повториме,

процес во кој две (понекогаш и повеќе) супстанци се сврзуваат и обраzuваат продукт(и), се вика *реакција на соединување* (синтеза).

Води, притоа, сметка за фактот оти терминот **синтеза** денес многу често се употребува за различни процеси во кои се приготвуваат нови (па и познати) супстанци, вклучително и такви што според нашата класификација не се реакции на соединување.

Реакции на разложување

Реакциите на разложување се, на извесен начин, *стрийтивни* од оние на соединување. Велиме дека доаѓа до разложување тогаш кога од една супстанца се добиваат две или повеќе други. Добиените супстанци по својот состав се *погодноставни* од онаа што се разложила.

До разложување понекогаш доаѓа **спонтано** (само од себе). Ова се случува кога супстанцата е, како што се вели, **неустабилна**.

Почесто, до разложување доаѓа под дејство на доведена топлина (во ваков случај зборуваме за **пиролиза**), под дејство на електрична струја (**електролиза**), под дејство на светлина (во тој случај велиме дека дошло до **фотолиза**) или пак под дејство на т.н. јонизирачки зрачења (**радиолиза**).



Како што гледаш, во сите погоре наведени изрази за различни видови на процеси на разложување се јавува еден ист завршеток – „**лиза**“.

Би било корисно да најдеш (можеби во училишната или во друга библиотека) речник на странски зборови, лексикон или енциклопедија. Обиди се, со помош на тој речник, да утврдиш какво значење има и од каде доаѓа завршеток „**лиза**“.

Ако те интересира, најди го потеклото и на *првиите делови* од горните термини.

Многу процеси на разложување имаат практична важност. Сигурно знаеш најмалку за еден ваков процес: *пиролизата на калциум карбонатот*. Не дозволувај да те збунат зборовите што досега не си ги употребувал – процесот за кој зборуваме е она што во обичниот говор се вика **печење на варовникот**:

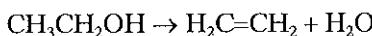


Процеси на пиролиза се користат и при преработката на нафтата. Во овој случај, цел е раскинување на подолгите јаглеводородни низи и добивање ја-

глеводороди со помала моларна маса*. За ова постои и одделен термин: разложувањето на долгите јаглеводородни низи на покуси се вика **кrekинг**, односно **кrekирање**.

Електролизата исто така има големо практично значење. Така, со електролиза на натриум хлорид се добива хлор којшто е важна индустриска сировина. За процесите на електролиза повеќе ќе зборуваме подоцна (в. стр. 114).

Со извесни резерви, во процеси на разложување може да се вбројат и т.н. **реакции на елиминација**[†]. Пример за ваква реакција е процесот во кој, под дејство на концентрирана сулфурна киселина или на некое друго средство за одземање на водата, од етанол се добива етен (етилен): .



И процесите на разложување може да ги илустрираме со обиди (тоа се обидите 1.3, 1.4 и 1.5).

Запомни,

реакции на разложување се оние кај кои една супстанца (сама од себе или под дејство на надворешни влијанија) дава две или повеќе други супстанци.

За реакциите на разложување до прости (**елементарни**) супстанци, порано се употребувал терминот **анализа**. Поради тоа што на овој начин можноло да се утврди и составот на сложените супстанци, истиот термин почнал да означува и процес на **утврдување на сосипавање**. Денес се задржало само второто значење: **утврдување на составот и тоа со помош на каков и да е начин**[‡].

Реакции на замена

И со **реакции на замена** (или **реакции на суспитуација** како што се зборува во органската хемија[§]) си се среќавал.

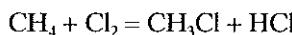
* Јаглеводородите со релативно куси низи се составни делови на моторниот бензин.

[†] Елиминација значи **отстранување** или **одземање**. Сети се, да речеме, на фудбалски клуб кој е **елиминиран** од натамошните куп натиревари.

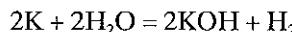
[‡] Заради она што е речено погоре, не е добро (макар што не е сосем **неправилно**) зборот **анализа** за да се употребува како синоним (збор со исто значење) за **реакција на разложување**. Ова дотолку повеќе што методите за утврдување на составот што се базирани на разложување до елементи денес го **задубиле** значењето кое порано го имале.

[§] Суспитуација е исто што и **замена**.

Реакции на супституција се, да речеме, процесите на хлорирање на алканите при што некои од водородните атоми од составот на молекулата на алканот се заменуваат со атоми од хлор:

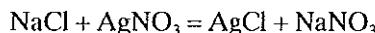


Кога се зборува за *реакции на замена*, честопати не се мисли само на вистинска замена на едни атоми од молекулата со други. Имено, во овој тип реакции се вклучуваат и оние кај кои доаѓа до замена (или размена) и на атомски групи коншто влегуваат во **составот на супстанците** што реагираат (дури и тогаш кога супстанците не се изградени од молекули). Така, во реакции на замена се вклучува процесот описан со равенката



макар што образуваниот калиум хидроксид е изграден од јони, а не од молекули.

Посебен вид реакции на замена се оние кај кои доаѓа до меѓусебна *размена* на атоми или атомски групи, на пример:



Ваквите реакции се викаат **реакции на двојна измена**.

За да се запознаеме со реакциите на замена, ќе ги изведеме обидите 1.6, 1.7 и 1.8.

1.6

Да утврдиме:

1.7

1.8

реакции на замена се сите оние процеси во кои атоми или атомски групи од една супстанца доаѓаат иаместо атоми или атомски групи што влегуваат во составот на друга супстанца; ако замената оди во обете насоки, т.е. ако се врши размена на атоми или атомски групи, тогаш зборуваме за **реакции на двојна измена** (или **двојна размена**).

Реакции на кондензација

Под терминот *реакции на кондензација* се подразбираат такви хемиски процеси во кои, гледано на молекуларно ниво, две честички даваат една друга, со одделување на некоја мала честичка (најчесто, молекула вода). Можно е кондензирање и на повеќе од две честички. Пример за ваква реакција е спонтаното образување (на температури повисоки од температурата на топење на фосфорната киселина) на т.н. *дифосфорна киселина*^{*}, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$:



* Порано бил употребуван називот *цирофосфорна киселина*, но тој денес се смета за застарен и треба да се избегнува.

Да повториме:

во текот на реакциите на кондензација, се случува сврзување на две (или повеќе) честички во една, со одделување на мали молекули (од вода, амонијак и слично).

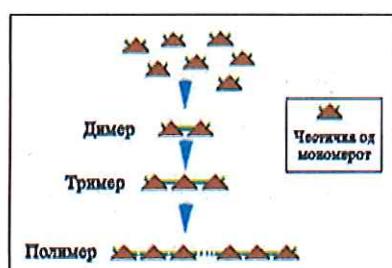
Реакции на полимеризација и поликондензација

За реакции на полимеризација секако, знаеш. Полимерите се толку распространети, тие се толку често околу нас, што за продуктите на реакциите на полимеризација (полимерите) знаат и оние кои никогаш не учеле хемија.

Сепак, што е полимеризација?

Кус одговор на горното прашање е дека:

полимеризација е процес во кој доаѓа до сврзување на поголем број помали молекули, при што се образуваат големи молекули, без да се добиваат други производи.



Сл. 1.12. Полимеризација (схематски)

супстанца (мономерот).

Пример за реакција на полимеризација е образувањето на полиетилен (полиетен) од мономерот етен:



Можно е полимеризирање и на различни мономери (во таков случај зборуваме за кополимеризација).

Макар што се најчести токму во органската хемија, полимери постојат и во неорганската хемија.

Големи молекули (макромолекули) се образуваат и при процесите на поликондензација. Куса дефиниција за овие процеси е дека

реакции на поликондензација се такви хемиски процеси кај кои од голем број помали молекули се добиваат макромолекули, а се одделуваат супстанци образувани од мали молекули (вода, амонијак и сл.).

ЕНЕРГЕТИКА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

Енергија, внатрешна енергија, енталпиија

Енергијата е едно од битните својства на материјата. Таа може да биде во врска со движењето на телата и на честичките од кои тие се составени. Овој дел од енергијата на еден систем се вика **кинетичка**. Така, кинетичка енергија имаат автомобил во движење (сл. 1.13) или молекула од некој гас (сл. 1.8).



Сл. 1.13. Автомобил во движење има определена кинетичка енергија што зависи од неговата маса и брзината со која се движи

Па и автомобилите немаат секогаш еднаква кинетичка енергија – кинетичката енергија на тркачките автомобили (сл. 1.14) на некоја патека за натпревари од серијата Формула 1 по правило е неспоредливо поголема од онаа што на градските улици ја има старото „фиќо“ од сл. 1.15. Всушност, колку побргу се движат телата (или честичките) и колку поголема е нивната маса, толку поголема е нивната кинетичка енергија.



Сл. 1.14. „Болидите“ во трките од Формула 1 имаат големи кинетички енергии



Сл. 1.15. Модерниот автомобил на сликата веројатно ќе има поголема кинетичка енергија од старото „фиќо“

Енергијата може да биде во врска и со **интеракциите** (заемните дејствија) што постојат меѓу честичките од кои се составени системите или меѓу телата што го сочинуваат системот и нивната околина (на пример, меѓу системот и Земјата во целост). Овој дел од енергијата го викаме **потенцијална енергија**.

Колку поголема е масата на системот и колку повисоко (во однос на Земјината површина) се наоѓа тој, толку поголема е неговата потенцијална енергија. Од друга страна, колку посилно е заемното дејство меѓу честичките, толку поголема е потенцијалната енергија што е во врска со таа интеракција.

Од вкупната енергија што ја има даден систем, еден дел е потенцијална енергија што зависи од положбата на системот *како целост*. Ако системот (пак земен како целост) се движи, тој ќе има и определена кинетичка енергија. Преостанатиот дел од енергијата се вика **внатрешна енергија на системот**.

Поинаку речено,

внатрешната енергија на системот е овој дел од неговата вкупна енергија што не е кинетичка енергија заради евентуалното движење на системот во целост и не е потенцијална енергија којашто е во врска со положбата на системот како целина.

Внатрешната енергија на еден систем се означува со U . Од хемиска гледна точка, внатрешната енергија е поинтересна одшто вкупната енергија на системот. При мерењето на енергијата во хемијата, како единица обично се употребува џул или илјада пати поголемата единица килоџул. Ознаки за овие единици се J и kJ, соодветно*.

Во внатрешната енергија удел внесуваат кинетичката енергија на секоја од честичките од коишто се состои системот, како и потенцијалната енергија што е резултат на заемните дејства меѓу честичките.

Во врска со енергијата е уште една величина што се вика **енталпија**. Енталпијата на еден систем е величина што се означува со H и, како и енергијата, се мери во џули или килоџули.

Енталпијата на еден систем е збир на внатрешната енергија и производот на волуменот на тој систем и притисокот што во него владее. Со други зборови,

$$H = U + PV$$

Значи,

во иднина главно ќе се занимаваме со *внатрешната енергија* на системите, а особено со една величина што е во врска со внатрешната енергија и се вика *енталпија*.

* Како и повеќето ознаки за единиците, и овие се од латиницата. Затоа, не смее да се пишува кJ (на кирилица)!

Енергијата може да се прими и да се предава

Како што веќе зборувавме, ако сакаме да *стопиме* едно цврсто тело, потребно е да го *загрееме* (да му ја повишите температурата). А, за да го стопиме тоа, треба на цврстото тело да му *доведеме топлина**. Топлина треба да *доведеме* и ако сакаме да *испариме* една течност. *Доведувањето топлина* всушност претставува *доведување енергија* на изучуваниот систем (цврсто тело, течност итн.). Се разбира, системите може не само да *примаат* енергија од својата околина, туку и да *оддават* енергија на околината. Според тоа, може да се зборува за *размена* на енергија меѓу системот и околината.

Размената на енергија може да се врши на различни начини. Така, во процесите на *типолиза*, енергијата се доведува во вид на топлина, во процесите на *фотолиза* светлинските зраци се носители на енергијата што реакциониот систем ја прима. Енергија може да се пренесува и како резултат на оддавање наелектризирани честички (на пример, електрони) од системот или на нивно доведување во системот.

За нас *заседа* најинтересно ќе биде примањето или оддавањето на енергија во вид на топлина. За таква размена на енергија зборувавме погоре.

Внимавај: Топлина и температура воопшто не е ис眇о!!!

Процесите што може да течат само доколку на системот однадвор му се доведува енергија во вид на топлина се викаат *ендотермни*[†]. Во други процеси, пак, енергија се ослободува.

Ако ослободената енергија се предава во вид на топлина, велиме дека процесот е *егзотермен* (поопштиот термин би бил *егзоенергетски*). Така, испарувањето на водата (сл. 1.16) е ендотермен процес, а кондензацијата на водната пара – егзотермен[‡].

 Нашата планета – Земјата – и самата прима и оддава енергија. Ако не се постигне определена рамнотежа, може да дојде до т.н. *lobalno затоплување* (види го четвртото Г1).

* За означување на количеството топлина што се разменува се користи ознаката q . Ако топлина му се доведува на системот, $q > 0$ (т.е. доведената топлина се смета за *позитивна*), а ако топлина се одведува од системот, $q < 0$, т.е. одведеното количество топлина се смета за *негативно*.

† Ако енергија се доведува, но не е јасно речено дека тоа се врши во вид на *топлина*, може да се употреби и терминот *ендоенергетски*. *Ендотермни* процеси секогаш се *ендоенергетски*, но не е сигурно дека секој *ендоенергетски* процес е *ендотермен* (енергија може да се доведува и на друг начин).

‡ Можеби си забележал дека зиме температурата на воздухот најчесто се покачува доколку почне да врне снег.



Сл. 1.16. За да се испари водата во чашата, треба да се доведе топлина (процесот е ендотермен)

Кога во вода се раствори концентрирана сулфурна киселина, се ослободува топлина, т.е. процесот е егзотермен.

Наспроти тоа, за да се раствори амониум нитрат, потребно е топлина да се доведува, т.е. тоа е ендотермен процес*.

При соединувањето на водород и кислород (во присуство на катализатор), топлина се ослободува, а за да се разложи водната пара, потребно е да се доведе значително количество топлина (првиот процес е егзотермен, а вториот – ендотермен).

Да повториме:

процесите (хемиски реакции или други видови процеси) што се придружени со ослободување на топлина и нејзино предавање на околината се викаат *егзотерми*, а процесите коишто може да течат само ако на системот му се доведува топлина се викаат *ендотерми*.

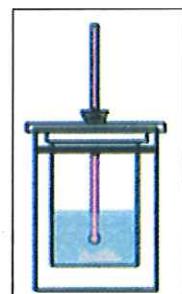
За да се запознаеме со некои егзотерми и ендотерми процеси, ќе направиме неколку обида.

Тойлински ефекти

Во погоре описаните обиди, работевме само **квалитативно**: повеќе набљудувавме одшто меревме.

Ако тоа ни е потребно, може и точно да се измери колку енергија во вид на топлина се *одделила* при протечување на еден процес (доколку тој е *егзотермен*), односно колку енергија во вид на топлина треба да му се *доведе* на системот (ако процесот е *ендотермен*). Доведеното, односно одведеното количество топлина е еднакво на промената на енталпијата на системот (оваа промена обично се означува со ΔH). За такви обиди се користат уреди што се викаат *калориметри* (сл. 1.17).

Се разбира, за еден хемичар, иден хемичар, ученик што учи хемија или некој што се интересира за хемијата, најинтересни се **хемиските реакции**. Меѓутоа, постојат и други процеси коишто исто така се важни, макар што не вклу-



Сл. 1.19. Едноставен калориметар

* Ако не е можно достаточно количество енергија да се *доведе* од околината, за течење на процесот се користи дел од внатрешната енергија и температурата на системот *оѓаа*.

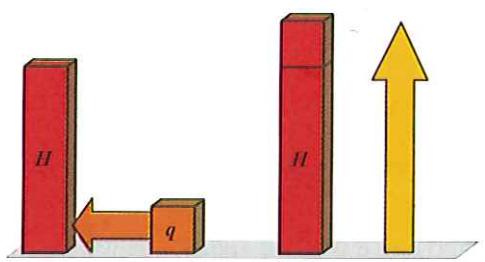
чуваат во себе хемиски промени. Такви се, на пример, процесите на испарување, топење, кристализација, па и процесот на растворување*.

За процес кај кој не доаѓа до изменување на составот (на пример, некој од погоре наброените), **топлинскиот ефект** се изразува како *промена на моларната енталпија на системот*, т.е. како ΔH_m (се чита **делта-ха-ем**). Промената на моларната енталпија е однос (количник) меѓу промената на енталпијата и количеството супстанца во системот.

Ако, пак, се работи за **хемиска реакција**, топлинскиот ефект се изразува со односот меѓу промената на енталпијата на системот и промената на досегот на реакцијата. На овој начин се дефинира една величина што се вика **реакционата енталпија**. Реакционата енталпија се означува со $\Delta_r H$ (се чита **делта-ер-ха**). Притоа, во обата случаја, се претпоставува дека температурата и притисокот *не се менуваат*.

Според она што беше речено,

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



Сл. 1.17. При ендотермните процеси, енталпијата на системот се зголемува (жолтата стрелка крајно десно); $\Delta H > 0$

хемиски реакции) ќе бидат **позитивни** величини (сл. 1.17), додека за егзотермните процеси тие ќе имаат **негативен** предзнак (сл. 1.18).

Единиците во кои се изразуваат ΔH_m и $\Delta_r H$ се **цули на мол** или **килоцули на мол** (J/mol или kJ/mol). Како што може да се види, реакционата енталпија е **бројно** (ама само бројно!) еднаква со промената на енталпијата до која доаѓа при единична промена на досегот.

Ако енергија се *доведува* на системот, тогаш ΔH_m (за процеси во кои нема промена на составот), односно $\Delta_r H$ (за

* При растворувањето честопати се случуваат процеси кои може да се сметаат и за хемиски.

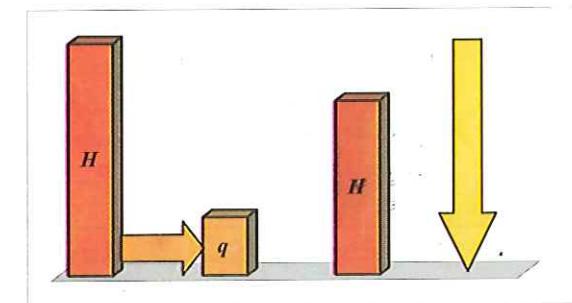
Од погоре дадениот израз за $\Delta_r H$, се гледа дека вредноста за ΔH може да се најде ако е позната вредноста за реакционата енталпија:

$$\Delta H = \Delta_r H \times \Delta \xi$$

со тоа што промената на досегот и количествата трансформирани учесници во реакцијата се сврзани со изразите

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

а



Сл. 1.18. При егзотермните процеси, енталпијата на системот се намалува; $\Delta H < 0$

$$\Delta n(X) = v(X) \times \Delta \xi$$

За ова треба да се води сметка особено во случаи кога промената на досегот не е единична.

Запомни:

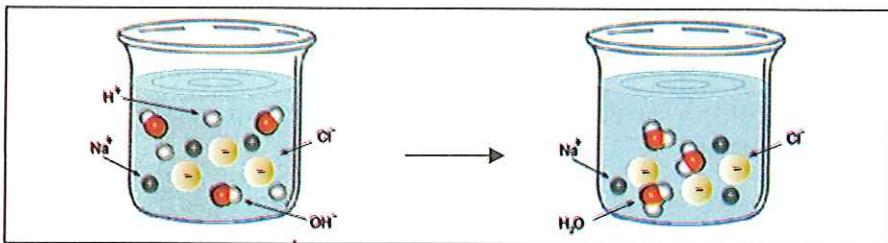
- во зависност од тоа дали се работи за процес на промена на агрегатната состојба или за хемиска реакција, топлинскиот ефект на процесот се изразува или со промената на **моларната енталпија** или со помош на т.н. **реакциона енталпија**;
- доколку промената на досегот не е единична, вредноста за оддадената или применета топлина се наоѓа како производ од реакционата енталпија и промената на досегот.

Термохемиски равенки

Кога промената на хемискиот состав во еден реакционен систем ја претставуваме со помош на хемиска равенка, од оваа не може ништо да се види за евентуалните топлински ефекти.

Ако сакаме да означиме колкав е топлинскиот ефект (а не само да ја претставиме промената на составот на реакционниот систем), се служиме со т.н. **термохемиски равенки**^{*}.

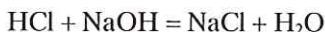
* Термохемија е делот од хемијата (попрецизно речено, на физичката хемија) кој се занимава со изучувањето на топлинските ефекти и на законите за процесите во кои доаѓа до појава на топлински ефекти.



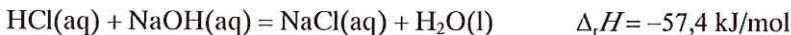
Сл. 1.20. Откако неутраланизацијата е завршена, во растворот практично нема водородни и хидроксидни јони

Како го правиме тоа, ќе покажеме врз примерот на *реакцијата на неутрализација* (да речеме, неутраланизацијата на хлороводородна киселина со натриум хидроксид; в. сл. 1.20).

Во *обичната хемиска равенка*, промената на составот е претставена на следниов начин*:



Како што рековме, од оваа равенка дури ни *квалитативно* не може да се види дека се работи за *егзотермна* реакција, а да не заборуваме за *големина* на топлинскиот ефект. *Термохемиска* равенка, пак, за истиот процес ќе изгледа така:



Веднаш се гледа дека отпрвин пишуваме дел од равенката којшто е сосем сличен на обичните (*стехиометриски*) равенки, со тоа што во него се дава и агрегатната состојба на учесниците во реакцијата. Последново се прави на тој начин што зад формулата се додава, во заграда, g, l или s со што се означува, соодветно, *газовита*, *течна* или *цврста* агрегатна состојба†. За супстанци што се наоѓаат во *воден раствор* се употребува ознаката aq.

Покрај овој дел, термохемиските равенки содржат уште еден, *величински*, дел во кој е дадена *големина* на *реакционата енталпија*. Овој дел се пишува или *веднаш во продолжение* на стехиометрискиот (тоа е почетниот начин!) или малку *пог нејз*.

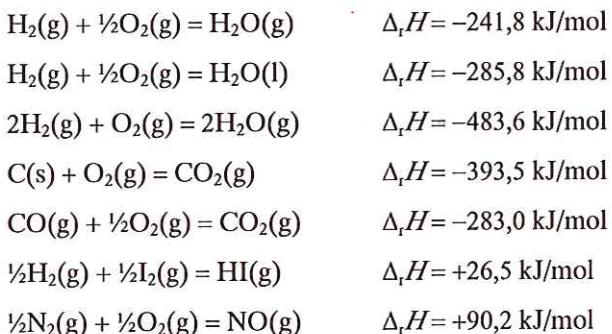
Значи,

термохемиските равенки се состојат од стехиометриски и величински дел; во првиот е претставена промената на хемискиот состав на реакциониот систем, а во вториот е дадена големината на реакционата енталпија.

* Всушност, во растворот нема да има молекули од натриум хлорид, туку натриумови и хлоридни јони.

† Се работи за првите букви од соодветните *англиски* зборови (gas, liquid, solid).

За многу хемиски реакции постои можност реакционата енталпија експериментално да се определат, а резултатите да се запишат со помош на термохемиски равенки. Неколку примера се:



Внимателно разгледај ги термохемиските равенки што се дадени погоре. Не се труди да ги запомниши!

Особено внимание обрни на првите три равенки: на начинот на кој равенките се запишани (на вредностите на стехиометриските коефициенти) и на агрегатната состојба на образуваната вода. Спореди ги вредностите за реакционите енталпии.

Можеш ли да видиш некаква правилност?

Помош: Испарувањето е *ендотермен* процес.

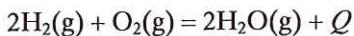
Како што се гледа и од горните примери, во термохемиските равенки почесто одошто обично се употребуваат стехиометриски коефициенти што не се цели броеви. Ова не е случајно. Цел е стехиометриските коефициенти да се одберат така што коефициентот пред продуктот што нè интересира (или, поретко, пред реактантот за кој сме заинтересирани) да биде *еднаков на единица*.

Примери за пишување и за полздување на термохемиските равенки има во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование*. Твојот наставник ќе ти укаже кои примери треба да ги обработуваш, а кои не. Се разбира, нема пречки да ги прочиташи и прашањата што наставникот нема да ги препорача, а и да ги разгледаш дадените одговори.

Води сметка дека порано се пишувале „равенки“ од видот



или



(дури, наместо коса, била употребувана *права* буква Q). Идејата на ваквите божемни равенки била дека покрај продуктот на реакцијата (во горните

примери тоа е водата) се „добива“ и топлина (или *определено количествово* топлина). Ако, пак, ознаката за разменето количество топлина (или вредноста за ова количество) се напишани на *левата* страна од равенката, тоа значело дека топлина треба да се доведе на системот, т.е. дека процесот е *ендоермен*.

Всушност, вака не смее да се постапува. Имено, величина може да се собира само со *истоимена величина*, а собирањето на *субстанца* (да речеме, вода) и величина (на пример, количество ослободена топлина) е како *собирањето на баби и жаби*. Затоа, ако некогаш сртнеш вакви изрази (тие не се равенки!), веднаш претвори си ги во нормални термохемиски равенки. При тоа, ако топлина се *ослободува*, предзнакот за Δ_H сметај го за *негативен*, а ако е потребно топлина да се доведе, Δ_H ќе има *позитивна* вредност.

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование* (глава 1), а се однесуваат на овој дел од учебников. Тоа ќе ти помогне подобро да научиш, а и да добиеш претстави за квалитетот на твоето знаење. Води сметка дека *високиското* знаење не е единствено *запомнување* на голем број факти, туку способност тоа знаење да го *примениши*.

КИНЕТИКА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ

ОСНОВНИ ПОИМИ

Брзина на хемискиите реакции

Хемиските реакции се изведуваат со определена цел. Некогаш цел е *да се добие некој продукт*. Другпат сакаме *да ја иолзуваме енергијата* што се ослободува во текот на некоја реакција. Еднаш сакаме реакцијата *да оди брзо*, на пример кај реакциите што се основа за дејствувањето на експлозивите. Во друг случај, пак (на пример, тогаш кога сакаме еден хемиски процес да го изучиме, па ни треба време за да ги изведеме сите потребни мерења), повеќе би ни одговарало тој *да се овивабавно*. Треба, значи, да се запознаеме со поимот за **брзина на хемиските реакции**.

Со поимот за **брзина** веќе си се сретнал – и во секојдневниот живот и при изучувањето на физиката. Физичарите брзината на едно тело што се движи ја дефинираат како *однос меѓу изминатиот пат и времето по потребно ова да се осигури*. Изминатиот пат, пак, претставува промена на положбата на телото.

И во хемијата се постапува слично. И кај хемиските реакции би можело да сметаме дека брзината ќе биде однос на изминатиот пат и времето што за тоа е потребно.

Добро, ама треба да видиме што би било пат изминат **од реакцијата**. Зашто, реакцијата не е ниту автомобил ниту пешак, па да изминува некаков пат. А реагентите и продуктите на реакцијата, супстанци од кои се состои реакциониот систем, најчесто се наоѓаат во садот во кој ја изведуваме реакцијата и од тука *не се помрднуваат!* Сепак, постои величина за којашто знаеме дека покажува до каде „стигнала“ хемиската реакција. Се разбира, тоа е **досегот на реакцијата**. Сега е полесно – брзината на реакцијата ќе ја дефинираме како однос на промената на досегот и времето што е потребно за да дојде до ваква промена:

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

За оваа величина сега се препорачува називот **брзина на конверзијата** (т.е. брзина на претворањето), додека терминот брзина на реакцијата би требало да се однесува на величината v којашто е дефинирана со изразот:

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

т.е.

$$v = \frac{J}{V}$$

каде што V е волуменот на реакциониот систем.

Ние, барем засега, за брзина на реакцијата ќе ја сметаме величината означена со J .

Запомни:

брзина на реакцијата е однос меѓу промената на нејзиниот досег и времето што е потребно да измине за да дојде до таква промена на вредноста на досегот на реакцијата.

Брзина на изменување на концентрацијата

Поради тоа што досегот не може директно да се мери, при практичното определување на брзината на хемиските реакции се ползуваат заемните врски (релациите) што постојат меѓу промената на досегот и промената на други, полесно мерливи, величини.

Многу често како мерка за изменувањето на досегот се зема промената на концентрацијата на некој од учесниците во реакцијата. Ако постапиме така, доаѓаме до величина што се вика **брзина на изменување на концентрацијата на дадениот учесник во реакцијата**. Оваа величина се означува со $v(X)^*$ и е дефинирана како **однос меѓу промената на концентрацијата на учесникот во реакцијата и тој сме го означиле со X и времето кое е потребно за да дојде до таква промена на концентрацијата**.

Употребувајќи ги симболите за величините, може да напишеме:

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

Во горниот израз **позитивен** предзнак на десната страна се зема ако супстанцата X е еден од **продукти на реакцијата**. Наспроти тоа, предзнакот е **негативен** во случај кога X е некој од **реактиви**. Вака се постапува за $v(X)$ секогаш да биде **позитивна** величина. Имено, концентрацијата на реактантите во текот на реакцијата се намалува, $\Delta c(X)$ е негативно, па и $v(X)$ би било негативно, ако не се стави, на десната страна, негативен предзнак[†].

* Се чита **ве-за-никс**, со тоа што, всушност, се наведува **називот** на супстанцата X .

† Можно е, наместо тоа, секаде да се земаат **абсолутни** вредности.

Ако предвид земаме различни учесници во реакцијата, брзините на изменување на нивната концентрација може (но и не мора) да бидат еднакви. Всушност, брзините на изменување на концентрацијата за различни учесници ќе бидат еднакви само тогаш кога сите стехиометрички коефициенти во реакционата равенка се меѓусебно *еднакви*, т.е. ако, при вообичаениот начин на запишување на реакционите равенки, сите стехиометрички коефициенти се еднакви на *единица*.

Во секој случај,

брзината на изменување на концентрацијата на даден реактант или продукт на реакцијата, т.е. односот меѓу изменувањето на концентрацијата на тој учесник и времето за кое дошло до ваква промена, не треба да се вика брзина на реакцијата.

Она за што зборувавме ќе биде подобро разбрано ако се обработат соодветни *примери* (да речеме, оние што се наоѓаат во прирачникот *Практика и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование*).

Заради сето погоре речено,

кога зборуваме за брзина на изменување на концентрацијата, мора да нагласиме за чија концентрација (т.е. за концентрацијата на кој учесник во реакцијата) се работи.

Og што зависи брзината на реакцијата?

 Некои реакции се брзи, други се бавни. Брзината, едноставно, зависи од природата на реакциониот систем. За да го покажеме ова, да изведеме два едноставни експеримента (2.1 и 2.2).

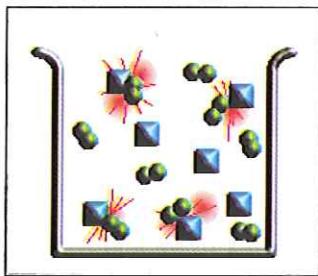
2.1
2.2

Од обидите што, да се надеваме, ги изведе, станува јасно дека

брзината на реакцијата зависи од природата на супстанците што учествуваат во реакцијата.

Дали тоа е сè? Дали *една определена* реакција тече секогаш еднакво брзо? Одговорот е – не! Врз брзината на реакцијата (или на брзината на изменување на концентрацијата на некој учесник во неа) влијаат повеќе фактори од кои најважни се концентрацијата на учесниците во реакцијата, температурата на која се изведува реакцијата и евентуалното присуство на катализатори.

Влијание на концентрацијата



Сл. 2.1. Кога концентрацијата на реактантите е поголема, честичките се поблиску едни до други

Од факторите што влијаат на брзината на реакциите, најлесно е да се разбере влијанието на **концентрацијата**. Имено, за да дојде до елементарен акт на хемиска трансформација, честичките од реактантите треба да дојдат **близу** една до друга. Кога концентрацијата на супстанците е поголема, во даден волумен од системот има **повеќе** честички. Тоа, пак, значи дека честичките се, општо земено, поблизу една до друга, а веројатноста тие да дојдат **толку близу** што да може да разменуваат атоми станува поголема. Во случајот на реакции меѓу гасови, повишувањето на **прицисокот** го има истиот ефект како зголемувањето на концентрацијата.

Совет: Пред да продолжиш, повтори што се тоа неповратни, а што се повратни реакции (в. стр. 10)!

Кога реакцијата е **неповратна**, од значење би требало да бидат само концентрациите на *реактанти*. Ова е доста јасно. Имено, бидејќи реакцијата се одвива така што само реактантите се претвораат во продукти, а обратната реакција не се одвива, само единки од реактантите се претвораат во единки од продуктите, а обратното не се случува. Во ваков случај не е битно колкави ќе бидат концентрациите на продуктите на реакцијата, туку само колкави се концентрациите на реактантите во даден момент.

Но, концентрацијата на реактантите со текот на времето се намалува, а тоа значи дека дадена неповратна реакција отпрвин тече побрзо, а потоа сè побавно и побавно.

Ако, пак, реакцијата е **повратна**, врз брзината на реакцијата би морала да влијае и концентрацијата на *реактанти* и онаа на *продукти*.

За да провериме дали заклучоците ни се правилни, ќе изведеме неколку едноставни обида (види лево).

Потврдувајќи ги нашите очекувања, резултатите од горните обиди укажуваат на важната карактеристика на **најголемиот број** (но не *сите*) реакции:

колку поголема е концентрацијата на реактантите, толку поголема е брзината на реакцијата.

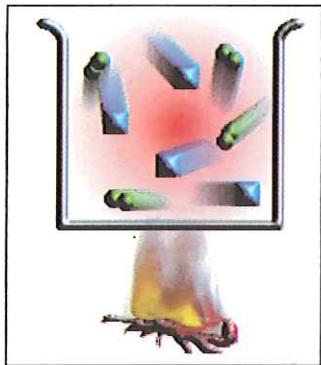
Поради тоа што концентрациите на реактантите се намалуваат со текот на времето, во **најголем број** случаи брзината ќе биде најголема на почетокот, а потоа реакцијата ќе тече сè побавно и побавно. Не смее да се заборава дека

- 2.3
- 2.4
- 2.5

постојат (не толку често) и реакции кај кои, барем за определен период, брзината на реакцијата се зголемува со текот на времето (в. стр. 41).

Влијание на температурата

Си помислил ли некогаш зошто при готвењето прехранбените продукти се загреваат, ако сакаме подолго да ги сочуваме, тие се ладат? Можеш ли да ја согледаш причината за тоа зошто т.н. *slaboko замрзнување* (т.е. значителното снижување на температурата) помага месото, млекото, зеленчукот или овошјето да останат *dolgo време* погодни за употреба, додека тие *брзу* се расипуваат ако се остават на собна температура (особено ако таа е висока)?



Сл. 2.2. На повисока температура, честичките имаат поголема енергија

Од хемиска гледна точка, и при готвењето и при расипувањето на прехранбените продукти доаѓа до **хемиски реакции** врз кои температурата има влијание: *покачувањето* на температурата ги забрзува, а нејзиното снижување ги забавува овие реакции.

Причините за ова се доста очигледни. Имено, кога температурата ќе се покачи, честичките од реагентите добиваат поголема енергија и, следствено, полесно може да стапат во елементарен акт на хемиска трансформација*.

Вака, впрочем, е и со најголем број од оние реакции со кои се среќаваме во хемиската лабораторија или индустриската:

хемиските реакции, по правило, се одвиваат побргу на повисока температура.

За да покажеме дека ова е навистина така, обидот 2.4. ќе го изведеме на малку поинаков начин: наместо да употребуваме различни концентрации од реагентите, ќе работиме со раствори со еднаква концентрација, но загреани до различна температура.

Влијанието на температурата врз брзината на реакцијата може и квантитативно да се изрази. Една можност е да се определи т.н. **температурен коефициент на реакцијата**, т.е. односот на брзините за иста реакција определени при две температури што меѓусебно се разликуваат за 10 K (или, што е исто,



2.6

* За теориите што го објаснуваат влијанието на температурата, види подолу (стр. 33).

за 10°C *. Експериментите покажуваат дека кај *многу* реакции (но не кај сите) температурниот коефициент[†] има вредности што се движат меѓу 2 и 4.

Со други зборови,

кај *многу* реакции брзината на реакцијата се зголемува од двапати до четирипати ако температурата се покачи за 10 K .

Меѓутоа, постојат и реакции кај кои температурниот коефициент е помал од 2 или поголем од 4, а и реакции кои на повисока температура течат *побавно* одшто на пониска.

Инаку, постојат и подобри начини за да се изрази влијанието на температурата врз брзината на хемиските реакции.

ТЕОРИЈА НА СУДИРИ И ТЕОРИЈА ЗА АКТИВИРАНИОТ КОМПЛЕКС

Теории во хемиската кинетика

За да се разбере влијанието на температурата врз брзината на реакцијата, згодно е хемиската реакција повторно да се разгледа како множество од одделни елементарни акти на трансформации на честичките од реагентите во честички на продуктите. Во текот на елементарниот акт на хемиска трансформација, нужно доаѓа до прераспределба не само на атомите, туку и на електроните што учествуваат во хемиското сврзување. Имено, некои од постојните врски во честичките на реагентите мора да се раскинат, а неопходно е да дојде и до образување на нови врски. А за да може сето тоа да се случи, честичките на реагентите треба да дојдат **близу** една до друга бидејќи само така тие може да разменат атоми и електрони.

Улогата на теориите во хемиската кинетика е двострана. Од една страна, потребно е да се објасни влијанието на концентрацијата на учесниците и, особено, влијанието на температурата врз брзината на хемиските реакции. Од друга страна, неопходно е да се *разбере* како, на молекуларно ниво, се одвиваат хемиските реакции. Се разбира, особено последново е работа на логични претпоставки кои може да се докажат само посредно. Во поново

* Условите при кои реакцијата е изведувана (со исклучок на температурата) во двата случаја треба да бидат *еднакви*.

† Температурниот коефициент се означува со грчката буква гама (γ).

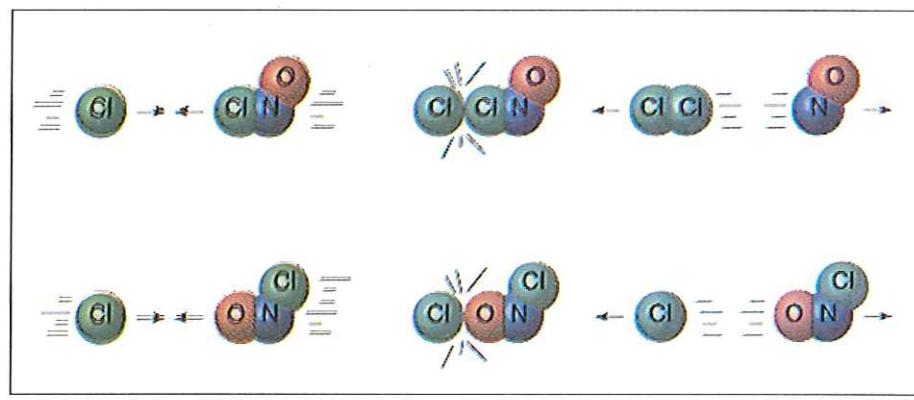
време, теориската хемија многу се користи за решавање и на проблеми од хемиската кинетика.

Значи,

теориите во хемиската кинетика се поставуваат главно за да го објаснат влијанието на температурата врз брзината на хемиските реакции и да протолкуваат како течат, на молекуларно ниво, хемиските реакции.

Теорија на судир

Според еден *сликовит* (но не сосем задоволителен) модел, може да се рече дека предуслов за случување на елементарен акт на хемиска трансформација е постоењето на судир меѓу честичките на реактантите (в. сл. 2.3).



Во зависност од тоа на кој начин ќе се судрат и колкава е енергијата што ја носат честичките што учествуваат во судирот, може да дојде до прераспределба на атомите од честичките на реактантите и до образување на честички од продуктите (т.е. судирот да биде *ефикасен* во поглед на остварување на елементарен акт на хемиска трансформација) или до тоа да не дојде, туку честичките од реактантите едноставно да се одбијат и да се оддалечат едини од други (тогаш судирот се смета за *неефикасен*). Шематски, ова е покажано на сл. 2.3 за судир меѓу молекула од нитрозил хлорид (NOCl) и атом од хлор. Се разбира, битно е и колку често доаѓа до судирни меѓу честичките на реактантите.

Со помош на ваквите претстави може да се објасни забрзувањето на реакциите при покачување на температурата. Како што рековме (стр. 31), на

повисока температура честичките се движат побргу, имаат поголема кинетичка енергија и, кога ќе се судрат, кинетичката енергија полесно ќе премине во потенцијална, врските меѓу деловите од честичките ќе се раскинат и, во истиот момент, ќе образуваат нови честички.

Од друга страна, зачестеноста на судирите е непосредно сврзана со концентрациите на учесниците во реакцијата. Ако се работи за *нейтровратаини* реакција, битни се само концентрациите на реактантите, додека кај *поворатни* реакции, важно е колкава се концентрациите и на реактантите и на продуктите на реакцијата.

Идејата за неопходноста од судир произлегува од аналогијата со телата во секојдневниот живот. Така, тркачките автомобили не се распаѓаат затоа што имаат голема кинетичка енергија кога се движат, туку тоа се случува дури при судир (сл. 2.4). Судирите, пак, се поворнати кога на мал простор се концентрирани повеќе автомобили.

Меѓутоа, малите честички не се однесуваат во согласност со законите за големите тела, а претставите за тоа дека или има судир и ќе дојде до хемиска трансформација на честичките или до судир нема да дојде и низашто нема да се случи не се во согласност со она што се знае за хемиското сврзување (како за процес на прераспределба на електрони) и за определената веројатност електронот да се најде каде и да е во просторот*. Според тоа, теоријата за судир не треба да се смета за целосно задоволителна.

Затоа, запомни:

претставите за тоа дека за да дојде до елементарен акт на хемиска трансформација честичките треба ефикасно да се судраат е само згоден и сликовит начин за да се описе одвивањето на хемиските реакции на молекуларно ниво, но не треба да се смета дека, пак, судирите се неопходен предуслов за да дојде до елементарен акт на хемиска трансформација.



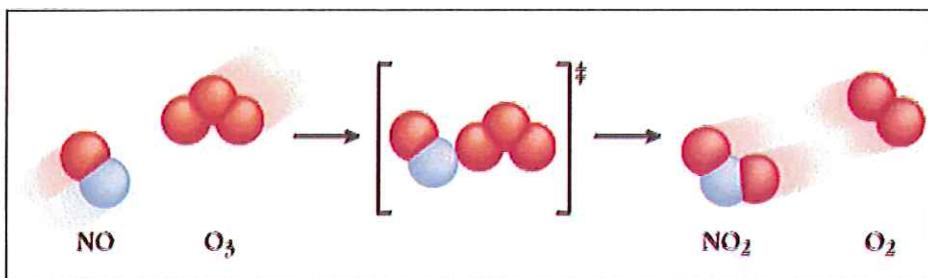
Сл. 2.4. Тркачкиот автомобил се распаднал по судирот во кој учествувал

Теорија за активираните комплекси

Во согласност со посовремените претстави, пред да дојде до претворање на честичките од реактанти во честички од продукти, првин се образува една групација од атоми што е наречена **активиран комплекс** во кој влегуваат, во

* Електроните се клучни во процесот на хемиското сврзување.

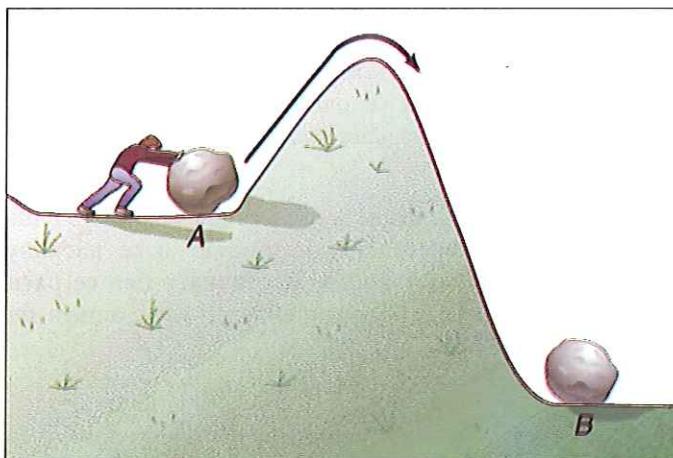
целост (т.е. со *сите* свои атоми), честичките од реагентите – учесници во елементарниот акт на хемиска трансформација (сл. 2.5).



Сл. 2.5. Пред да настанат честички од продуктите, се образува *активиран комплекс* – групација во која влегуваат *сите* атоми од честичките на реагентите што учествуваат во елементарниот акт на хемиска трансформација (активиријаниот комплекс е означен со знакот ‡)

За да дојде до образување на активиран комплекс, достатно е честичките од реагентите да се *приближат* на *мало* растојание, такво што овозможува размена на електрони. Кога ќе дојде до тоа, дел од електроните што учествувале во образување на врски во честичките од реагентите ќе се прераспределат и ќе започнат, на извесен начин, да ги поврзуваат атомите кои дотогаш не биле сврзани.

Меѓутоа, за да дојде до образување на честички од активниот комплекс, мора (како што обично се вели) да се совлада една *енергетска бариера*, а за тоа е потребна енергија (сл. 2.6).

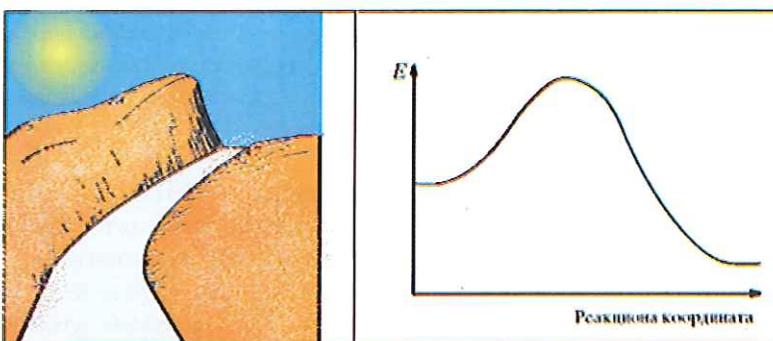


Сл. 2.6 За да се дојде, од реагенти (состојба A) до продукти (состојба B) треба да се совлада бариерата што постои на „патот“

Имено, со смашување на растојанието меѓу честичките, енергијата на системот составен од тие честички се *покачува* и добива *максимална* вредност тогаш кога ќе се образува активиран комплекс.

Потоа, кога со прегрупирање на атомите во активираниот комплекс, ќе се образуваат честички од продуктите и кога овие ќе почнат меѓусебно да се оддалечуваат, енергијата на системот почнува да *оѓаѓа*.

Ситуацијата може да ја споредиме со планински превој преку кој мине пат, а ако вредноста на енергијата на системот се разгледува одејќи долж она што може да го сметаме за *пат на реакцијата** се добива т.н. *реакционен профил* (сл. 2.7.).



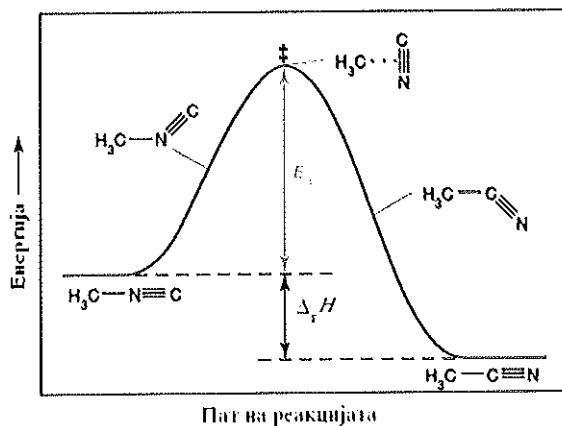
Сл. 2.7. Патот на реакцијата како да поминува преку планински превој (лево – сликовит приказ; десно – реакционен профил)

Активираниот комплекс е нестабилен и мошне бргу се претвора во честички од продуктите. Имено, во него доаѓа до прераспределба на електроните (од врските што дотогаш постоеле кон оние што ќе бидат образувани), а потоа некои од врските во активираниот комплекс се кинат и се образуваат нови. Честичките од продуктите потоа се оддалечуваат една од друга (сл. 2.5). Како што рековме, енергијата на системот од честички притоа постепено опаѓа.

Активирани комплекси се образуваат и кога се распаѓа само една честичка. И тогаш некои од врските постепено ослабуваат и се раскинуваат, а за сметка на тоа се образуваат нови врски. Честичката или се распаѓа или се претвора во честичка од *изомер* – соединение со иста општа формула, но различна градба†.

* Се употребува и називот *реакциона координата*.

† Процесот се вика *изомеризација*.



Сл. 2.8. Образување на активиран комплекс при изомеризација

тература образувањето на активирани комплекси е повеќејатно, така што се очекува и брзината на реакциите да биде поголема на повисока односно на пониска температура.

Во врска со *висината на бариерата** е и т.н. **енергија на активацијата**, величина што претставува енергија која треба да им се доведе на реактантите за реакцијата да може да го зголеми својот досег за еден мол. Енергијата на активацијата се означува со E_a и се мери (не сосем во согласност со својот назив) во J/mol или kJ/mol. Разликата, пак, меѓу енергијата на продуктите и онаа на реактантите (пресметани за промена на досегот за еден мол) ја дава вредноста на реакционата енталпија.

Важно е да се запомни:

- на патот на реакцијата, постои енергетска бариера што мора да се совлада;
- точката од патот во која енергијата има максимална вредност соодветствува на состојба во која сите атоми од честичките што учествуваат во елементарниот акт на хемиска трансформација се вклучени во образување на активиран комплекс;
- разликата меѓу енергијата на реактантите и онаа на продуктите е во врска со реакционата енталпија.

Поради постоењето на енергетска бариера на патот на хемиската реакција, честичките на реактантите мора да имаат енергија што е достатно голема за да се совлада таа бариера (сл. 2.8).

Како што поопштиено се учи во физиката, кинетичката енергија на честичките се зголемува со покачување на температурата. Заради тоа, на повисока тем-

* Може да се смета дека висината на бариерата ја одразува разликата меѓу енергијата на системот од честички на реактантите кога тие се *далеку* една од друга и енергијата на активираниот комплекс.

КАТАЛИЗА

Катализатори

Уште доста одамна се покажало дека некои реакции течат побрзо тогаш кога во реакционниот систем се присутни известни супстанци наречени **катализатори**. Ваквите реакции се викаат **катализитички**, а самата појава се нарекува **катализа**. Притоа, треба да се води сметка за фактот дека катализаторите **не може да предизвикаат течење на реакција која воопшто не би можела да се одвива ако тие не се присутни**.

Покрај катализаторите, постојат и супстанци наречени **инхибитори** во чие присуство реакциите се забавуваат.

Во зависност од тоа дали реакционниот систем (вклучувајќи го тука и *катализаторот*) е **хомоген** или **хетероген**, катализитичките реакции може да бидат реакции на **хомогена катализа** и реакции на **хетерогена катализа**. **Хомогените** катализитички реакции се одвиваат во **гасна фаза** или во **раствор**, а во реакциите на **хетерогена катализа** катализаторот најчесто е **цврст**.

Действувањето на катализаторите ќе го покажеме со обидите 2.7, 2.8 и 2.9.

Значи,

2.7
2.8
2.9

- катализатори се супстанци коишто, изменувајќи го шатот на реакцијата, доведуваат до нејзино забрзување, а на крајот на реакцијата излегуваат хемиски и количински неизменети;
- во зависност од тоа дали реактантите и катализаторот се или не се во иста фаза, катализитичките реакции може да бидат реакции на **хомогена** или на **хетерогена катализа**.

Карактеристики на катализаторите

Макар што меѓу катализаторите и начинот на нивното дејствување постојат значителни разлики, катализаторите имаат и некои заеднички карактеристики.

- по завршувањето на реакцијата, катализаторите остануваат хемиски неизменети, а и количествата им се еднакви со оние пред реакцијата, но тоа не значи дека катализаторите не учествуваат во реакциите што ги катализираат (за ова види подолу);
- катализаторите не може да предизвикаат реакции што се **невозможни**, но може да ги **забрзаат** (по некогаш и за стотици, па и милиони пати) реакциите кои, без присуство на катализатори би се одвивале **бавно**;



- катализаторите не може да ја изменат состојбата на рамнотежа до која доведуваат повратните реакции, но може да овозможат ваквата состојба бргу да се постигне;
- мали количства катализатори може да катализираат реакции во кон големи количства реактанти ќе се трансформираат;
- катализаторите се одликуваат со *специфичност* која може да се движи меѓу две крајности – катализаторот да катализира *шолем* број реакции на различни реактанти* или тој да биде *целосно специфичен*, т.е. да катализира само една определена реакција на само едни реактанти†;
- во случаите на хомогена катализа, при поголема концентрација на катализаторот доаѓа до поголемо зголемување на брзината на реакцијата, а кај процесите на хетерогена катализа влијание има големината на површината на катализаторот.

Како што гледаш:

постојат неколку многу важни заеднички карактеристики на катализаторите.

Механизам на дејствието на катализаторите

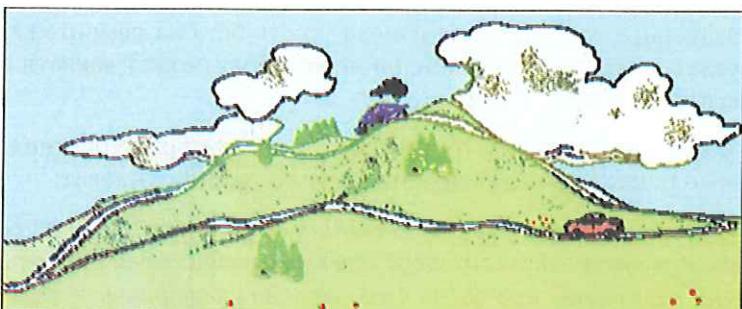
Во најголем број случаи на *хомогена катализа*, катализаторот стапува во интеракција со еден од реактантите (овој реактант се вика *субстрат* на катализаторот) и со него образува *меѓупродукт* (*интермедијарно соединение*).

Дури потоа, интермедијарот стапува во заемно дејство со другите реактанти за, на крајот, да се образуваат продукти. На молекуларно ниво, честичка од супстратот со честичка од катализаторот отпрвин образува активиран комплекс, потоа овој (губејќи енергија) се претвора во честичка од интермедијарот, оваа со честичка од другиот реактант повторно образува активиран комплекс (поинаков од првиот) од кој, најнакрај, се добиваат честички на продуктите.

Со други зборови, *патот на реакцијата* се изменува.

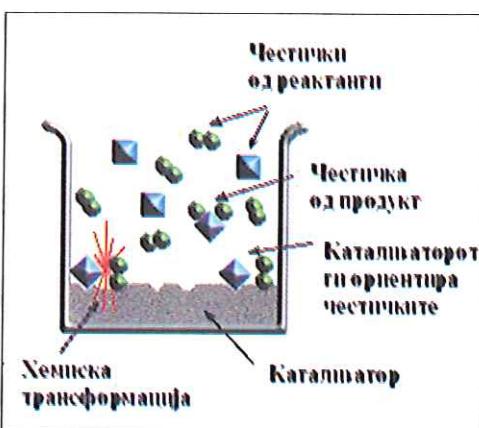
* Такви се, да речеме, водородните јони, колоидната платина и некои други.

† Вакви се некои *ензими* за чие дејство ќе стане збор подолу (стр. 43).



Сл. 2.9. Побрзо се преминува преку помали бариери

Макар што новиот пат изгледа како да е „позаобиколен“ и со повеќе енергетски бариери, преку него полесно се преминува (сл. 2.9.) затоа што висините на бариерите што постојат меѓу реактантите и интермедијарот и меѓу него и продуктите се помали од висината на бариерата меѓу реактантите и продуктите на некатализираната реакција.



Сл. 2.10. Влијание на цврстиот катализатор врз брзината

носачи – материјали што имаат голем однос меѓу површината и волуменот. Од носачите на катализатори може да се спомнат алуминиум оксидот, специјално приготвен силициум диоксид (*силикадел*) и некои други.

Во случајот на реакциите на *хетерогената катализа*, честички од реактантите се *апсорбираат** на површината на катализаторот, а потоа таму се случуваат елементарни акти на хемиска трансформација (сл. 2.10). И во овие случаи е можно образување на интермедијарни соединенија.

Бидејќи е битна *површина* на катализаторот†, цврстите катализатори најчесто се употребуваат во вид на прав или се нанесуваат на т.н.

* *Апсорбицацијата* е процес на локално зголемување на концентрацијата од некоја супстанци на *граничната површина* меѓу две фази (во овој случај, на површината на цврстиот катализатор, т.е. на границата меѓу цврстиот катализатор и растворот или гасот во кој се наоѓаат реактантите).

Обратен процес од апсорбицijата e процесот на *десорбицija*.

† Дури и не *сама* површина, туку само т.н. *активни центри* на неа.

Металните цврсти катализатори може да се употребуваат и во вид на мрежички и слично, сè со цел површината да им се зголеми, а масата да им остане еднаква*.

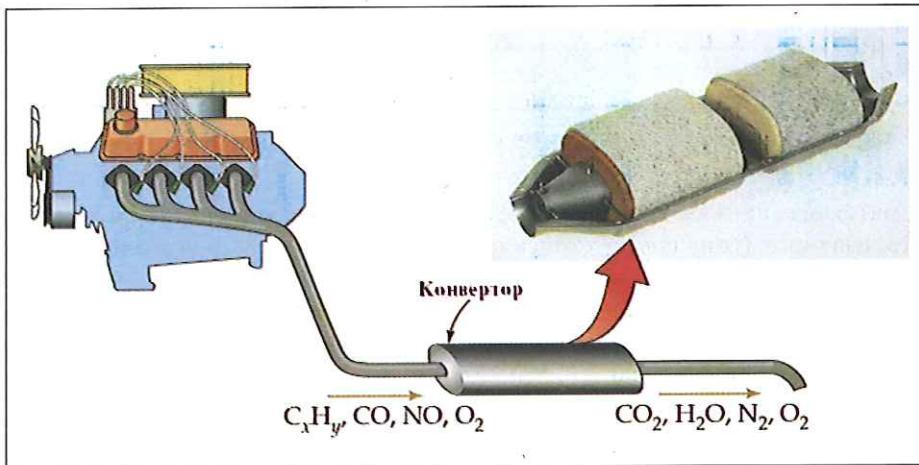
Понекогаш, каталитички дејствуваат и некои од продуктите на самата реакција (тоа се т.н. **автокатализитички реакции**). Бидејќи при одвивањето на ваква реакција количеството на катализаторот се наголемува, со текот на времето брзината се **наголемува**, наместо да се намалува.

Значи:

- катализаторите честопати образуваат интермедијарни соединенија со некој од реагентите (пивниот супстрат) и, на тој начин, го изменуваат патот на реакцијата;
- постојат и **автокатализитички** реакции.

Важност на катализаторите

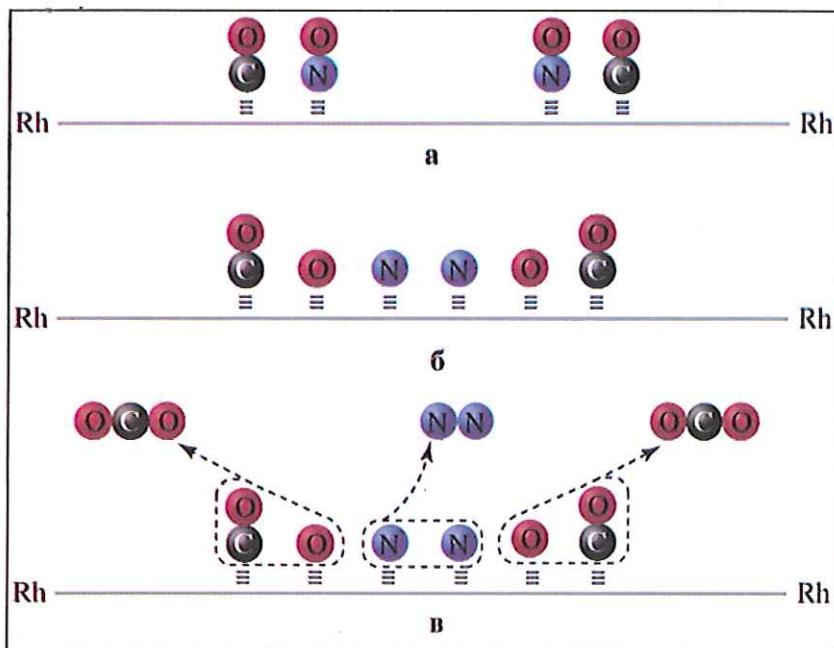
Забрзувањето на хемиските реакции во присуство на катализатори е многу важно и корисно, а катализитичките реакции наоѓаат широка примена. За некои индустриски важни катализитички процеси ќе зборуваме во последното поглавје на овој учебник.



Сл. 2.11. За отстранување на отровниот јаглерод моноксид и еколошки штетниот азот моноксид, во современите автомобили се употребуваат катализитички конвертори (претворувачи) во кои катализатори се родиум и платина нанесени на соодветни носачи

* Многу хетерогени катализатори (платина, паладиум, родиум и други) се скапи!

Практична важност имаат т.н. *каталитички конвертори* (претворувачи; в. сл. 2.11) што се поставуваат на патот на издувните гасови кај автомобилите. Под дејство на катализатори (родиум, платина), јаглерод моноксидот се претвора во неопасниот (но еколошки штетен^{*}) јаглерод диоксид, а еколошки штетниот азот моноксид во азот.



Сл. 2.12. Молекуларен модел за случувањата во катализичките конвертори

Шематскиот приказ на процесите што се случуваат на површината на катализаторот (означен со хемискиот знак за родиумот) е даден на сл. 2.12. Како што се гледа, молекулите од јаглерод моноксид и азот моноксид отпрвин се атсорбираат на површината од катализаторот (а), потоа, на површината, молекулите од азот моноксид се дисоцираат (б) и, најнакрај, се образуваат молекули од јаглерод диоксид и азот (в).

Запомни:

катализаторите имаат голема практична важност: многу индустриски процеси се можни само при употребата на катализатори, а катализаторите (применети во автомобилските конвертори) помагаат и во заштитата на околнината.

* Зголемувањето на содржината на јаглерод диоксид во атмосферата придонесува за појава на т.н. *ефекти на стапаклена градина* и, со тоа, до *глобално затоплување на Земјата*.

Катализа со ензими

Каталитички се и многу реакции што се случуваат во живите организми. Тука, како некој вид *биокатализатори*, делуваат супстанци што се викаат **ензими**. И делувањето на парчето црн дроб во обидот 2.6 се објаснува со постоење во крвта (па и во црниот дроб) на еден ензим (*пероксиаза*) кој ја зголемува брзината на реакцијата на разложување на водород пероксид за околу $1,5 \cdot 10^{12}$ (т.е. 1 500 000 000 000) пати.

Постоењето и дејствувањето на ензимите се битни за правилното функционирање на организмите. Така, синтезата на протеините (белковините) е невозможна без дејствувањето на ензими. При нарушување на функциите на ензимите, доаѓа до нарушување на некои животно важни процеси, па и до смрт на организмот.

Ензимите се протеини образувани од *макромолекули* чии размери се меѓу оние на обичните молекули или јони и агрегатите од вакви честички (цврстите супстанци). Токму затоа, катализата со ензими има карактеристики што ја приближуваат и до хомогената и до хетерогената катализа. Понекогаш, дејствувањето на ензимите е невозможно или е значително отежнато доколку не се присутни супстанци што се викаат *коензими*.

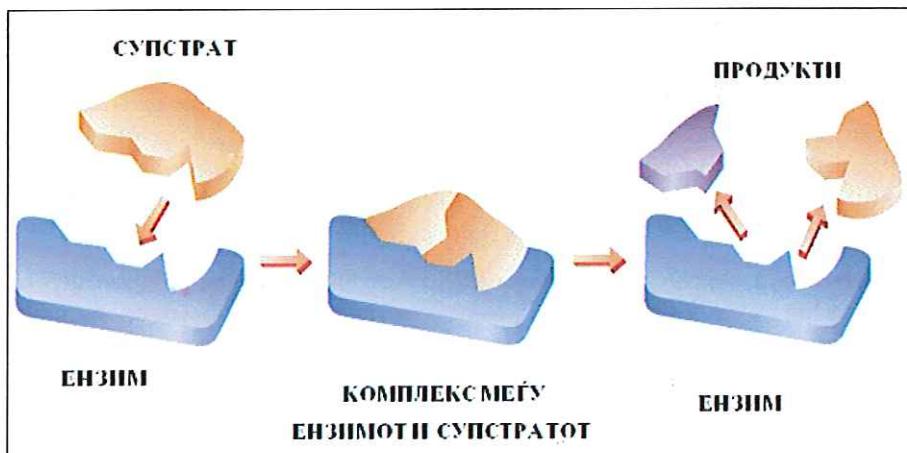
Најголемиот дел од ензимите се одликуваат со извонредна *специфичност* – тие може да дејствуваат или само врз еден супстрат, катализирајќи само една реакција или тоа да го прават на неколку структурно близки супстрати, катализирајќи една или неколку слични хемиски реакции. Со други зборови, ензимот и супстратот се однесуваат како патент-ключ и брава – клучот може да отклучи само една брава*.

Во молекулата на ензимот постои дел кој е структурно сличен со градбата на супстратот врз кој дејствува ензимот. Токму во тој дел се вградува супстратот кој со ензимот образува некој вид комплекс во кој доаѓа до преуредување на атомите и образување на честички од продуктите.

Овие честички потоа се одделуваат од ензимот, овозможувајќи тој да прими нови честички од супстратот (сл. 2.13).

Така, мали количества ензим може да ја катализираат соодветната реакција кај големо количество супстрат и да ја забрзуваат таа реакција и по стотици илјади пати или повеќе. Резултат е – од повеќе можни реакции, со забележлива брзина да тече само една.

* Може да си замислите дека ензимот е клуч, отклучувањето е катализирањето на определена реакција, а брава е супстратот.



Сл. 2.13. Супстратот и ензимот структурно се совпаѓаат

Меѓутоа, молекулите на ензимите имаат определена флексибилност и може да си ја изменуваат формата. На овој начин може да се објасни фактот што некои ензими не се апсолутно специфични, туку може да катализираат реакции и кај неколку или повеќе супстрати.

Како резиме, може да се рече дека

- катализата со ензими има карактеристики и на хомогена и на хетерогена катализа;
- голем дел од ензимите покажуваат извонредна специфичност;
- мали количества ензими може мошне значително да ја наголемат брзината на реакцијата.

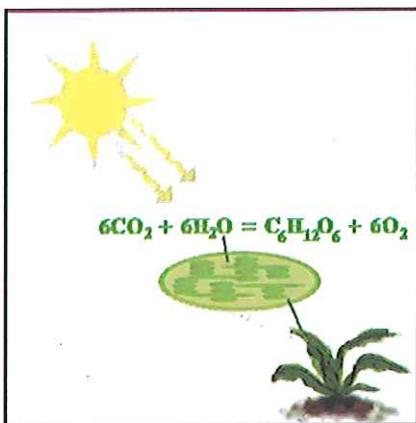
Фотохемиски реакции

Фотохемиски реакции се оние кои се случуваат под дејство на светлина.

Си помислил ли како би изгледала Земјата кога вакви реакции не би се случувале?

Растенија не би можело да има: нивното постоење е сврзано со процесот на фотосинтеза – реакција во текот на која од јаглерод диоксид и вода се добиваат јаглеидрати и се ослободува кислород. За да биде можна оваа реакција, неопходно е да постои супстанцата хлорофил. Таа ги апсорбира (ги вртива) сончевите зраци и овозможува процесот на фотосинтеза да се одвива (сл. 2.14). А растенијата се основата на постоењето на сиот жив свет. Не би имало кој да го надополнува кислородот во атмосферата, а не би имало ниту

јаглен или нафта – тие се образувани од остатоци од некогашните растенија. Не би имало храна за тревопасните животни, житарици, зеленчук и овошје за луфето. Не би...



Сл. 2.14. Фотосинтеза во растение (шематски)

во кои светлината претставува своевиден *реактан*, се викаат *фотолитички*.

Од друга страна, можно е светлината да дејствува како некој вид *катализатор*: под нејзино дејство реакцијата да *започне*, а потоа самата натаму да се одвива. Ваквите реакции се викаат *фотокаталитички*.

Кај фотолитичките реакции брзината на реакцијата е пропорционална со количеството апсорбирана светлина, а од оваа величина зависи и количеството на образувани продукти. Наспроти тоа, количеството продукти што се образуваат во фотокаталитичките реакции не зависи (барем не – право пропорционално) од тоа колку светлина е апсорбирана.

Од photoхемиските реакции, покрај веќе спомнатата фотосинтеза, може да спомнат:

- реакциите што доведуваат до формирање и разрушување на озонскиот слој во атмосферата*;
- процесите кои се основа на фотографијата (црно–белата или колор фотографија);
- процесите што доведуваат до избледување на боите на ткаенините кога овие се изложени на светлина;

* За истражувањата на ова поле, на тројца научници, Круцен [Crutzen], Молина [Molina] и Роуланд [Rowland] им е доделена Нобеловата награда за хемија во 1995 година.



- реакцијата во која смеса од водород и хлор (која е постојана во темнина), експлодира ако биде осветлена со сина светлина која хлорот ја апсорбира

и уште многу други. Потруди се да најдеш, меѓу реакциите што ги познаваш или процесите со кои се среќаваш, такви што се photoхемиски по својата природа.

Да заклучиме,

photoхемиските реакции се оние кои се случуваат под дејството на апсорбирана светлина или се катализирани со неа; photoхемиските реакции може да се поделат на фотолишнички и фотокаталинички.

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

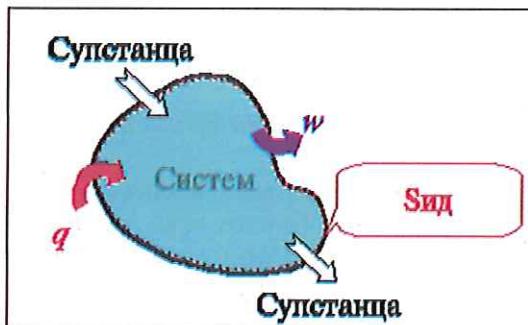
Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование* (глава 2), а се однесуваат на овој дел од учебников.

ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА

СИСТЕМ – ВИДОВИ И СВОЈСТВА

Системи

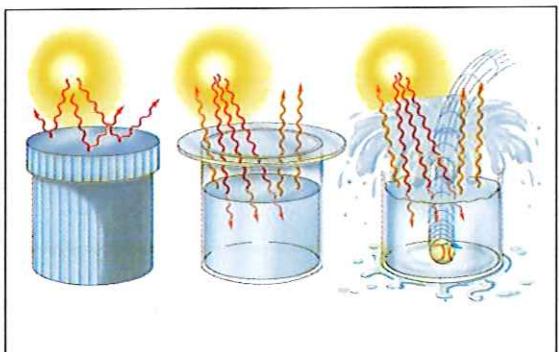
Како што е познато, *систем* е дел од природата за кој сме заинтересирани, за кој знаеме од каде почнува и каде завршува, за кој знаеме кои му се границите (или, како што обично се вели, кои му се *сивовите**). Она што не се наоѓа меѓу сивовите на системот го викаме *околина* на тој систем (види сл. 3.1)



Сл. 3.1. Систем што може да прима топлина q од околнината, да врши работа w во однос на околнината и да прима и оддава супстанца(и)

Во зависност од тоа какви се сивовите, т.е. што пропуштаат, а што не пропуштаат, системите се делат на **изолирани, затворени и отворени**.

* Не е неопходно сивовите да биде реални. Тие може да бидат и замислени, но и ваквите сивови овозможуваат да се знае до каде се протега изучуваниот систем.



Сл. 3.2. Изолиран (лево), затворен (во средината) и отворен систем (десно)

Накусо, пак, претходното може вака да се резимира:

според тоа дали ѕидовите од системот овозможуваат или спречуваат размена на енергија и размена на супстанци, системите се делат на изолирани, затворени и отворени.

Кога во еден систем (каков и да е тој) се случуваат хемиски реакции, зборувавме за *реакционен систем*.

Насока на спонтаното течење на процесите



Сл. 3.3. На патот на секавицата се образува азот моноксид

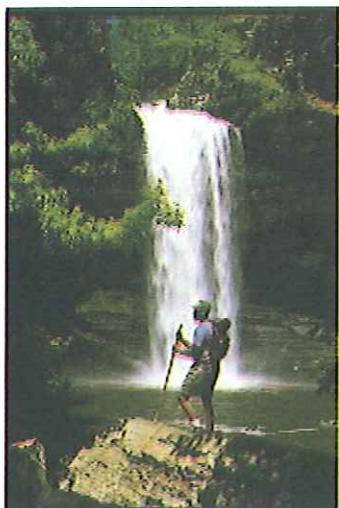
Како што знаеме, многу хемиски реакции течат, *сами од себе* (или, како што се вика, *спонтано*) во определена насока – од реагенти кон продукти. Се разбира, *кои* супстанци ќе бидат реагенти, а кои продукти не зависи од тоа што сакаме *ние*. Така, азотот и кислородот во воздухот може да постојат еден покрај друг и воопшто да не стапат во реакција, но ако низ воздухот помине секавица, ќе дојде до образување на азот моноксид[†]. Според тоа, во зависност од условите, азотот и кислородот може да бидат, а може и да не бидат реагенти.

Прашањето за тоа во која насока хемиските реакции може да се одвиваат спонтано, а во која реакциите *не може* сами од себе да течат е едно од важните прашања во

* Енергијата најчесто се разменува (се прима или се оддава) како *теплотина* или како *работа*. Ознаката за работа е *w*.

† Азот моноксид се образува и при работењето на автомобилските мотори (в. стр. 9).

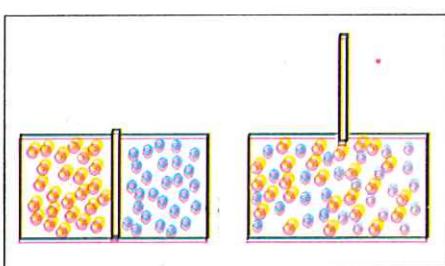
хемијата. Всушност, ова прашање е тесно поврзано со прашањето за тоа во која насока спонтано може да тече каков-где процес, процес кој може да биде, но може и да не биде хемиска реакција.



Сл. 3.4. Водата сама од себе нема да почне да тече нагоре

веројатна (или *помалку стабилна*) состојба ќе се мине кон *поверојатна* или *постабилна* состојба.

Во физиката се учи дека *стабилни* се состојбите карактеризирани со *минимална потенцијална енергија*. Така, водата на врвот од водопадот од сл. 3.4 има поголема потенцијална енергија од онаа во езерцето под него и, сосем според очекувањата, водата спонтано паѓа надолу (намалувајќи ја својата потенцијална енергија), а не се искачува нагоре.



Сл. 3.5. Два гаса спонтано ќе се измешаат, без да дојде до изменување на енергијата на системот

Меѓутоа, не е сè во енергијата. Така, растворувањето е можно и ако се работи за егзотермен и ако се работи за ендотермен процес.

Натаму, во изолиран систем може да има два гаса затворени во два дела од системот. Кога ќе се отстрани преградата што ги разделива, гасовите спонтано ќе се измешаат (сл. 3.5). При овој процес во изолиран систем енергијата

* На пример, *електрична* работа како во случајот на ладилниците (фрижидерите).

не се изменува, а не би се изменила ниту во случај смесата од гасови спонтано да се раздели – единиот гас да се собере во единиот, а другиот гас, во другиот дел од садот. Се разбира, првиот процес ќе се случува самиот од себе, а вториот нема да тече.

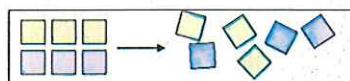


Сл. 3.6. Нередот лесно се постигнува

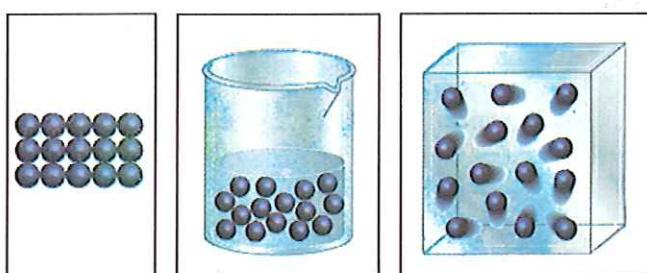
Според тоа, покрај енергетскиот, мора да постои и некој додатен критериум за тоа во која насока процесите може спонтано да течат.

Тој додатен критериум е во врска со *степенот на неред* во системот. Општо земено, при други исти услови, повеќето карактеризирани со поголем степен на неред. Така, многу полесно и повеќето е во твојата соба да направиш неред (сл. 3.6), одошто да си ја средиш.

Полесно е редот да се одржува одошто нередот да се средува.



Сл. 3.7. Ентропијата се зголемува



Сл. 3.8. Најголем ред има во цврстите супстанци (лево), а најголем неред – во гасовите (десно); течностите (средина) се меѓу едните и другите

Мерка за степенот на неред во еден систем е величина што се вика **ентропија**, а се обележува со *S*. Колку поголем е степенот на неред, толку поголема е ентропијата на системот (сл. 3.7).

Во цврстите супстанци редот е најголем, а во гасовите – најмал (сл. 3.8). Со изменување на условите и доведување или одведување енергија можно е процесите да одат и во едната и во спротивната насока.

Во изолиран систем, единствениот критериум за спонтано течење на процесите е *зголемувањето на ентропијата*. Ако, пак, системот не е изолиран, но температурата и притисокот му се константни, спонтано ќе течат процеси што се придржани со *намалување* на една величина што се вика **Гибсовата енергија**^{*}, а се бележи со симболот *G*.

Инаку, Гибсовата енергија е дефинирана со изразот

$$G = H - TS$$

* Во чест на американскиот физикохемичар Џозаја Вилард Гибс [Gibbs] (1839–1903).

Значи:

во изолиран систем можни се само процеси што се придржани со наполнување на ентропијата, а во затворен систем – оние што се придржани со намалување на Гибсовата енергија.

Совет: Обрни внимание на тврдењето дека наброените процеси се *можни*, што значи дека тие можеби и нема да се случуваат.

Спонтано течење на хемискиот реакции

Се разбира, примерите што се дадени погоре, не докажуваат дека и **хемиските реакции** ќе се однесуваат на истиот начин. Меѓутоа, вака навистина е и кај хемиските реакции, со тоа што насоката и на нивното спонтано течење претставува своевиден компромис помеѓу двете природни тенденции: постигнување на што е можно *йониска енергија* и што е можно *појолем стапен на неред*.

Така, практично до крај ќе течат хемиски реакции во кои се ослободува големо количество енергија (силно егзотермни реакции). Во ваков случај, имено, *крајна состојба* (во која постојат продукти на реакцијата) е со значително *помала енергија* од *почетната* (онаа кога биле присутни реактантите), па и не е толку важно колкав е, при тоа, степенот на неред.

Од друга страна, по престанување на животните процеси, настанува постепено разградување на остатоците од живиот организам. Се работи за хемиски реакции во кои големите молекули кои учествуваат во градбата на живите организми се разложуваат до сè помали и помали, со што од состојба на

појолем рег се поминува во состојба на *појолем нерег*. За раскинување на врските потребно е да се доведе енергија, но сепак преовладува ефектот на постигање на *појолем стапен на несреденост*.

Меѓутоа, сè додека живиот организам е жив, овие процеси на разградување не преовладуваат и организмот* продолжува да постои во состојба на *рег*. Во него, дури, течат процеси на изградба на посложени молекули од поедноставни (сл. 3.9). Кај растенијата за ова директно се ползува сончевата енергија.



Сл. 3.9. Фотосинтезата кај растенијата доведува до намалување на ентропијата

изградба на посложени молекули од поедноставни (сл. 3.9). Кај растенијата за ова директно се ползува сончевата енергија.

* Се разбира, живите организми не се *изолирани* системи!

Не завлекувајќи во натамошни подробности, засега може да заклучиме:

хемиските процеси одат во насока којашто претставува компромис помеѓу тенденцијата за постигнување на што е можно помала енергија и за постигнување на што е можно поголема несреденост.

Рамнотежа

Поимот за *рамнотежа* е, во своето основно значење, *механички*. Така, децата што седат на клацкалката на сл. 3.10 би се наоѓале во рамнотежа доколку нивната тежина би била еднаква. Во рамнотежа е и вагата на сл. 3.11.

За рамнотежи од овој вид многу повеќе се учи во физиката (односно, во оној нејзин дел што се вика *механика*). Засега може

само да речеме дека *стабилна* рамнотежа има тогаш кога *потенцијалната енергија на системот* е најмала. За тело потпрано одоздола, стабилна рамнотежа ќе има доколку проекцијата на тешиштето* паѓа во допирната површина.

Во ваков случај, системот ќе остане во таа состојба неограничено долго време, се разбира доколку некаква надворешна сила не го изведе од таа состојба. Со други зборови, рамнотежата ќе биде *статична*.

Накусо речено,

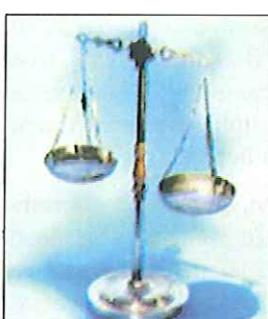
рамнотежите за кои е заинтересирана механиката се статични.

Дали и хемиската рамнотежа е статична? Дали, кога зборувавме за хемиска рамнотежа мислиме на нешто слично на она што е покажано на сл. 3.12 – вага наповарена со хемикалии?

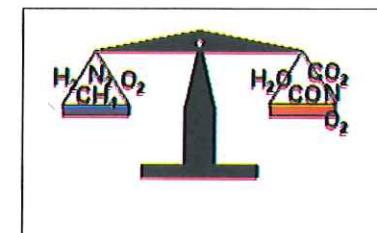
Одговорот е – се разбира, не!



Сл. 3.10. Кога двете деца би биле еднакво тешки, клацкалката би била во рамнотежа



Сл. 3.11. Вага во рамнотежа



Сл. 3.12. Хемиска рамнотежа?

* Тешиштето е замислена точка во која како да е концентрирана смета маса на телото.

Како што знаеме, во секоја хемиска реакција, сè додека таа тече, количеството на реагентите се намалува, она на продуктите се наголемува, а краен резултат на протекчувањето на една хемиска реакција претставува состојбата на **хемиска рамнотежа**.

Откако ќе се воспостави хемиска рамнотежа, количествата на реагентите и продуктите повеќе не се менуваат.

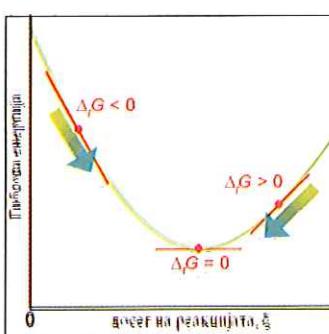
Вака ќе биде не само тогаш кога реакцијата е *нейтрална*, туку и тогаш кога таа е *повратна*. Навидум, сè е како и во случајот на механичката рамнотежа.

Меѓутоа, од тоа што при состојба на рамнотежа количествата на учесниците не се менуваат, *не следува* дека во системот *ништо* не се случува.

Всушност, честички од реагентите и натаму се претвораат во честички од продуктите. Меѓутоа, колку што честички од продуктите се образувани, исто толку честички од продуктите образуваат честички од реагентите (сл. 3.13). Зборувајќи поинаку, велиме дека хемиската рамнотежа има **динамички карактер**.

Сл. 3.13. Динамичка рамнотежа во системот $\text{NO}_2-\text{N}_2\text{O}_4$ (во средината, на горниот дел од слика, две молекули од азот диоксид образуваат димер; малку подолу и надесно, молекула од димерот се распаѓа)

Ако сакаме да најдеме аналогија со динамичката рамнотежа, може уште еднаш да ја погледнеме сл. 3.5. Ако нивото на водата во езерцето под водопадот е постојано (т.е. ниту се подига ниту се спушта), тоа значи дека во езерцето исто толку вода доаѓа, колку што од него истекува. Со други зборови, водата во езерцето се наоѓа во динамичка рамнотежа.



Сл. 3.14. Реакцијата може да тече само додека реакционата Гибсова енергија има *неотрицателен* предзнак.

Но, да се вратиме на хемијата. До кога ќе тече реакцијата? Кога ќе се воспостави рамнотежа? Дали тогаш кога системот ќе добие најмала можна енергија? Или тогаш кога ќе постигне најголем степен на неред?

Всушност, ниту едното, ниту другото, туку тогаш кога *Гибсовата енергија* на реакциониот систем ќе стане најмала (сл. 3.14). Како мерка за тоа може да служи *реакционата Гибсова енергија*, $\Delta_r G$ којашто е дефинирана како

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

Кога Гибсовата енергија ќе добие *најмала* вредност, реакционата Гибсова енергија станува еднаква на нула (сл. 3.14). Тука, при соодветната вредност за досегот, е *крајот на реакцијата*, барем тогаш кога се разгледуваат количествата на супстанците што го сочинуваат реакциониот систем.

Се разбира, тоа е крај на реакцијата разгледувана вака, но не е крај на она што се случува на *молекуларно ниво*. Имено, и кога ќе се воспостави рамнотежа, честички од реагентите ќе се претвораат во честички од продуктите и обратно.

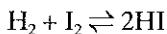
Со други зборови,

- хемиската рамнотежа е *динамична*,
- реакцијата може спонтано да се одвива сè додека реакционата Гибсова енергија да стане еднаква на нула.

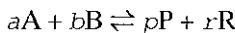
Повратни реакции

За натамошното излагање од поголем интерес се *поворатни* реакции. Впрочем, и бројот на реакции за кои може да се смета дека се неповратни е многу помал од оној на повратните реакции.

За да истакнеме дека се работи за рамнотежа воспоставена како резултат на протечување на *поворатни* реакции, во реакционата равенка наместо знакот на равенство ќе употребуваме ** двојна стрелка* (\rightleftharpoons^*). Така, рамнотежата кај реакцијата во која од водород и јод се образува јодоводород (тоа е еден од примерите за повратна реакција) ќе ја запишеме како



а равенката на реакцијата[†] во која, *при единствена промена на нејзиното додека*, реагираат a мола од реагентот А и b мола од реагентот В, за да дадат p мола од продуктот Р и r мола од продуктот R ќе биде



^{*} Според меѓународните препораки, ова е ознаката за рамнотежа воспоставена како резултат на течење на повратна реакција. Порано се употребувала ознаката \rightleftharpoons но таа нема да биде користена во овој учебник.

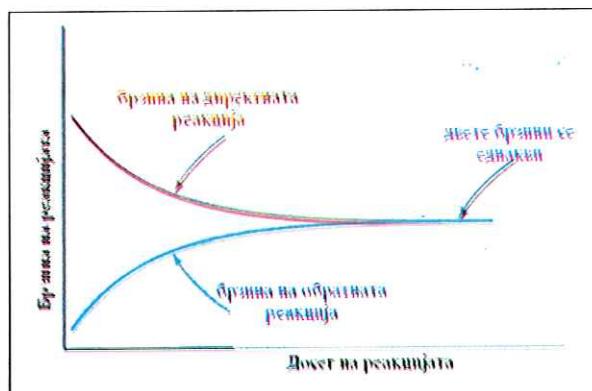
[†] Во равенката што следува, a , b , p и r се стехиометриските коефициенти (броеви) за учесниците А, В, Р и R соодветно.

И така,

кога повратна реакција ќе доведе до состојба на рамнотежа, во системот ќе има конечни, поголеми или помали, количества од сите реактanti и продукти и овие количества понатаму нема да се изменуваат.

Во извесна смисла, може да се смета дека неповратните реакции се специјализирани вид повратни реакции кај кои, при воспоставување на рамнотежа, количествата од присутни реактантни (или, барем, на некој или некои од нив) се неизмерливо мали, т.е. толку мали што не може да се измерат.

Како што беше речено, неповратни ќе бидат реакции што се проследени со ослободување на големо количество енергија (силно егзотермни реакции). Од реакциите кои се случуваат во раствор, неповратни ќе бидат оние кај кои некој (или некои) од продуктите е гас или нерастворлива супстанца. Постојат и други случаи на неповратни реакции*.



Сл. 3.15. Кога ќе се воспостави рамнотежа, брзините на директната и на обратната реакција се изедначуваат

Ако си замислиме дека повратната реакција претставува истовремено проточување на две реакции: едната во која од реактантни се образуваат продукти (*директна* реакција) и друга, во која од продукти се образуваат реактантни (*обратна* реакција), може да речеме дека:

* Кога сакаме јасно да истакнеме дека се работи за *неповратна* реакција, наместо знак за равенство, употребуваме (и тогаш кога равенката е изразимеѓа) стрелка (\rightarrow). Не забораваш, нели, дека не треба да ги користиш термините *преверзibilни* и *реверзibilни* реакции тогаш кога мислиш на *неповратни* и *повратни* реакции? Можеш, евентуално, да викаш *едносостранни* и *двосостранни* реакции.

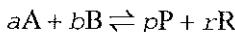
Дури и ако некогаш во некој (свој или туѓ) учебник ги сртнетеш термините *преверзibilни* и *реверзibilни* реакции кога се мисли на неповратни и повратни реакции, знај дека тоа *не е вред*.

при рамнотежка, брзината на директната реакција е еднаква со брзината на обратната реакција.

Треба да се напомне дека во случајот на катализитички реакции, состојбата на рамнотежа во присуство на катализатор не се разликува од онаа кога катализатор нема. Катализаторите само го забрзуваат достигнувањето на состојбата на рамнотежа.

Константа на хемиската рамнотежка

Кога повратната реакција



ќе доведе (при константни вредности за температурата и притисокот) до состојба на хемиска рамнотежка, со помош на *рамнотежниите концентрации на одделните реактанти и продукти на реакцијата* може да се дефинира т.н. **константа на хемиската рамнотежа**:

$$K_c = \frac{[c(P)]^p [c(R)]^r}{[c(A)]^a [c(B)]^b}$$

или, ако сакаме да бидеме сосем прецизни,

$$K_c = \left(\frac{[c(P)]^p [c(R)]^r}{[c(A)]^a [c(B)]^b} \right)_e$$

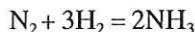
каде што индексот **e** (од англискиот збор *equilibrium*) означува дека се работи за *рамнотежниите концентрации* на учесниците. Вака, обично, не се постапува и се подразбира дека се работи за рамнотежни вредности.

Како што се гледа, во броителот на десната страна од горното равенство се наоѓа производ на **концентрациите на продуктите** на реакцијата, а во именителот – производ од **концентрациите на реактаните**, со тоа што стехиометриските коефициенти од реакционата равенка се јавуваат како степенови показатели за соодветните концентрации*.

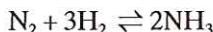
Од начинот на кој се дефинирани, се гледа дека константите на хемиската рамнотежка *само по исклучок* се бездимензионални величини (чисти броеви). Всушност, единиците за константите на рамнотежка ќе зависат од тоа колкуви се стехиометриските коефициенти на одделните учесници во реакционата равенка.

* Така, стехиометричниот коефициент *a* за реактантот A во реакционата равенка е степенов показател за рамнотежната концентрација на оваа супстанца, а слично е и со сите други учесници во реакцијата.

Горните тврдења можеби ќе ти станат појасни ако разгледаме една *конкретна* хемиска реакција – образувањето на амонијак од азот и водород:



Всушност, реакцијата е *поворачна* и равенката за неа, кога ќе се воспостави рамнотежа, треба да ја напишеме:



при што во реакциониот систем ќе има и водород и азот и амонијак, а константата на рамнотежа ќе биде:

$$K_c = \frac{[c(\text{NH}_3)]^2}{[c(\text{H}_2)]^3 [c(\text{N}_2)]}$$

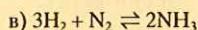
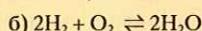
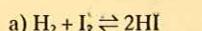
Притоа, како што веќе рековме, концентрациите што влегуваат во овој израз се оние што амонијакот, азотот и водородот ги имаат *откако системот ќе јоге во состојба на рамнотежа*.

Запомни:

вредностите на концентрациите кои влегуваат во изразот за константата на хемиската рамнотежа се оние што одделните учесници ги имаат тогаш кога ќе се воспостави рамнотежа.



Какви ќе бидат единиците во кои ќе бидат изразени вредностите за константите на рамнотежа K_c во случајот на реакциите



ако концентрациите секогаш ги изразуваме во mol/dm^3 ?

Совет: Напиши ги првичните изрази за константите на рамнотежа. Бидејќи не знаеш колкави се рамнотежните концентрации, стави дека тие изнесуваат $a \text{ mol}/\text{dm}^3$ за првиот реактант, $b \text{ mol}/\text{dm}^3$ за вториот реактант и $c \text{ mol}/\text{dm}^3$ за продуктот. Потоа изврши ги потребните пресметувања.

Константите на хемиската рамнотежа имаат постојана вредност **само при определени услови**. Така, константите на рамнотежа се изменуваат (некои повеќе, некои помалку) при **промена на температурата**. Треба да знаеш дека покрај со помош на рамнотежните *концентрации*, константите на рамнотежа може да се изразуваат и со помош на рамнотежните вредности на други величини (на пример, со вредностите на молските удели).

Инаку, општата ознака за константа на хемиската рамнотежа е K , а со **долен индекс** се означува кои величини влегуваат во изразот за константата на

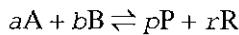
рамнотежа. Така, во горниот пример, долниот индекс беше c затоа што во изразот влегуваат рамнотежните *концентрации* на учесниците во реакцијата.

Поместување на рамнотежата

Да видиме, сега, што ќе се случи ако, во реакционен систем којшто дошол во рамнотежа, *се изменит количеството на некој од учесниците*.

За, така да се рече, да си го упростиме животот, да претпоставиме дека волуменот на системот не се изменува и дека, според тоа, ако количеството на некој учесник во реакцијата се намали на половина од првобитната вредност, на половина од вредноста што ја имала на почетокот ќе опадне и концентрацијата на тој учесник.

Ако, повторно, предвид земеме *произволна* реакција, запишана како



за чија константа на рамнотежа може да го напишеме изразот

$$K_c = \frac{[c(P)]^p [c(R)]^r}{[c(A)]^a [c(B)]^b}$$

при определена температура, константата на рамнотежа ќе има некаква *определена* вредност. За конкретна реакција, таа вредност може и да се најде, но засека тоа не е важно. Ако *температура* не се изменува, K_c за тој систем мора да ја запази својата вредност.

Ако, сега, се изменит количеството на некој учесник во реакцијата, по определено време*, се воспоставува *инаква* состојба на рамнотежа (со понакви рамнотежни концентрации на учесниците).

Да претпоставиме дека во рамнотежниот систем сме *дојаде* определено количеството од реактантот A со што се *зголемила* неговата концентрација. Математички гледано, сме ја зголемиле вредноста за еден од множителите во именителот на десната страна од изразот

$$Q = \frac{[c(P)]^p [c(R)]^r}{[c(A)]^a [c(B)]^b}$$

На прв поглед, изгледа како на десната страна да стои израз за константата на рамнотежа K_c .

* Отпирвин, состојбата *пема* да биде рамнотежна.

Меѓутоа, во тој израз величините не се однесуваат на *рамнотежна* состојба и, затоа, тој веќе не е еднаков со константата на рамнотежата.

Како што рековме, за константата на рамнотежа да остане неизменета, мора да дојде до промени во целиот состав на системот и да се воспостави нова состојба на рамнотежа.

Дел од присутното количество од реактантот А ќе се сврзе со дел од количеството на реактантот В, при што ќе се образуваат нови количества од продуктите на реакцијата и, на тој начин, ќе се воспостави *нова* состојба на рамнотежа.

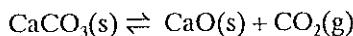
Константата на рамнотежа *не смее* да се измени, но составот на рамнотежниот систем ќе *преизпрети* промени. Во него, имено, ќе има повеќе продукти на реакцијата одшто имало пред додавањето на реактантот. По воспоставувањето на новата состојба на рамнотежа, ќе се наголеми броителот во изразот за константата на рамнотежа, а и зголемувањето на вредноста на именителот нема да биде толку големо колку што би следувало ако предвид би се земало *одделено* количство од реактантот А.

 Г4 Поголема, се разбира, ќе биде и вредноста за *досегашната* на *реакцијата* при која рамнотежата *повторно* ќе се воспостави. Изразувајќи се *сликовито*, велиме дека рамнотежата *се поместила* кон десно, т.е. *кон поголеми вредности за досегашната* *реакцијата*.

До ист резултат (т.е. до *поместување на рамнотежата кон десно*) ќе доведе и *намалувањето* на концентрацијата на некој од *продуктите* на реакцијата.

Од друга страна, ако се *наголеми* концентрацијата на некој од *продуктите* на *реакцијата* (или, паќ, ако се *намали* концентрацијата на некој од *реактантите*), рамнотежата ќе *се помести* кон лево (кон помали вредности на досегот на *реакцијата*). Со други зборови, ќе дојде до претворање на дел од *продуктите* во *реактанти*.

Како пример може да ја земеме *реакцијата на „печењето“ на варовникот*:



Ако *печењето* го вршиме во *затворена* варница, ќе се воспостави некаква рамнотежа меѓу калциум карбонатот, калциум оксидот и јаглерод диоксидот. Меѓутоа, ако гасовитиот јаглерод диоксид што се образува при *пиролизата* на CaCO_3 повремено го *одведуваме* од системот, ќе добиеме повеќе калциум оксид (*негасена вар*) заради тоа што рамнотежата ќе се поместува кон десно. Секако знаеш дека токму *негасената вар* е *продуктот* за кој сме заинтересирани повеќе одшто за јаглерод диоксидот. Ако сметаме дека и овој ќе ни биде потребен, нема пречки и него да го „фатиме“ и, евентуално, да го обработиме (на пример, да го втечниме или да го употребиме за „газирање“ на пијалаци).

Значи

затоа што при определени услови константата на рамнотежка има определена вредност, изменувањето на концентрациите на некој од учесниците во реакцијата доведува до нејзино „поместување“ (кон лево, т.е. кон добивање на *по-мало количество* продукти или кон десно, односно кон добивање на *по-големо количество* продукти).

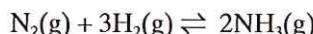
Влијание на температурата и притисокот врз константите на рамнотежка

Погоре (стр. 57) накусо спомнавме дека константите на хемиската рамнотежа имаат постојана вредност **само при дадени услови**.

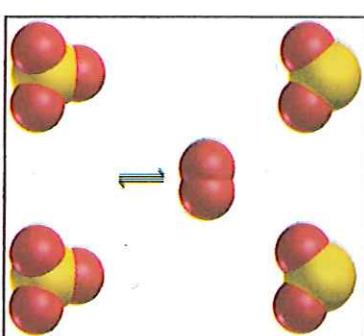
Така, константите на рамнотежа се изменуваат при **промена на температурата**, а честопати, и при промена на **притисокот** во реакциониот систем.

И, најпосле, константите на рамнотежа, зависат од тоа каков е **составот на системот**, а не само од тоа каква е температурата (односно, какви се температурата и притисокот). Со влијанието на составот, освен она за што веќе зборувавме, нема да се занимаваме.

Во некои случаи, температурната зависност на константите на рамнотежа е јасно изразена. Така, за веќе спомнатата реакција



константата на рамнотежа на температура од 398 К е за околу сто пати *по-мала* од што на температура 298 К. За реакцијата, пак, на дисоцијација на сулфур триоксидот :



Сл. 3.16. Рамнотежа меѓу сулфур триоксид, кислород и сулфур диоксид

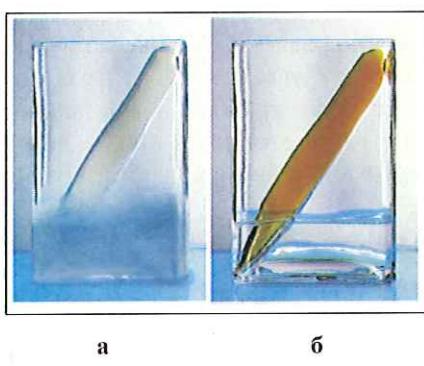
на температура од 400 К константата на рамнотежата е за повеќе од 24 000 пати *по-голема* од што на температура од 298 К. Меѓутоа, постојат и хемиски реакции кај кои температурната зависност на константите на рамнотежата не е толку изразена.

Прашањето што самото се наметнува е: зошто некои константи на рамнотежата се *зголемуваат* со *порастојќи на температурата*, а други *спануваат* *по-големи походи* *кога температурата се озага?*

Всушност, тоа зависи од тоа дали реакцијата е *еозотермна* или *ендоотермна*.

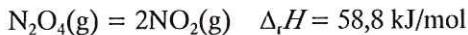
Ако реакцијата е *егзотермна*, зголемувањето на температурата предизвикува поместување на рамнотежата кон лево (кон образување на помалку продукти), а при *снижување на температурата* количеството од образуваните продукти е *поголемо*. Спротивното се случува при промени на температурата на систем во кој се одвива *ендотермна* реакција. Во ваков случај повеќе продукти се добиваат на повисока температура (рамнотежата се поместува кон десно).

Од двете погоре спомнати реакции, првата е егзотермна, а втората ендотермна.



Сл. 3.17. На ниска температура (а) има повеќе диазот тетраоксид, а на повисока – повеќе азот диоксид (б)

тетраоксидот може да се опише со термохемиската равенка



од која се гледа дека реакцијата е *ендотермна*. Сосема во согласност со очекувањата, на повисока температура во ампулата има повеќе азот диоксид.

Зависноста од температурата ќе биде толку поизразена колку поголем (по *ајсолутина вредност*) е топлинскиот ефект на реакцијата. Со други зборови, со изменување на температурата повеќе ќе се изменуваат константите на рамнотежа за реакциите коишто се *силно егзотермни* или *силно ендотермни*, односно оние што се придржани со *мали температурни ефекти*.

Според тоа, при добивањето на амонијак пожелно е температурата да биде што пониска*, додека термичкото разложување на сулфур триоксидот полесно ќе „оди“ на повисоки температури, а неговото *добивање* – на пониски.

Влијанието на температурата врз рамнотежата убаво се гледа на сл. 3.17.

При ладење, во затоплената ампула има главно безбоен диазот тетраоксид. Меѓутоа, при загревање (на пример, со жешка вода), содржината на ампулата се обвојува кафеаво од азот диоксидот образуван со разложување на димерот. Реакцијата на разложување на диазот тетраоксидот може да се опише со термохемиската равенка

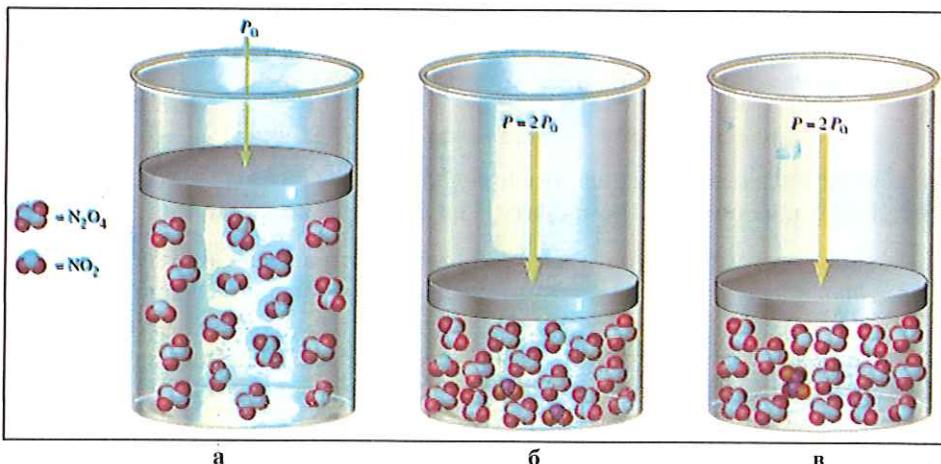
* Меѓутоа, температурата не смее да биде *многу ниска* затоа што во вакви услови реакцијата би одела *многу бавно*, дури и во присуство на катализатор. За ова ќе зборуваме во последното поглавје од овој учебник.

Накусо речено,

- во случајот на егзотермни реакции, повишувањето на температурата ја поместува рамнотежата кон лево;
- кај ендотермни реакции на повисока температура рамнотежата се воспоставува при повисоки вредности за досегот, одшто на по-ниска;
- за реакции што не се придржени со позабележителни топлински ефекти, температурата незначително влијае врз вредноста за константата на рамнотежата.

Изменувањето, пак, на притисокот ќе влијае на вредностите за константите на рамнотежата главно кај реакциите што се случуваат во гасна фаза или оние во коишто барем некои од учесниците се гасовити. Влијанието ќе биде забележливо особено тогаш кога збирот на стехиометриските коефициенти на гасовитите **реактанти** е различен од збирот на стехиометриските коефициенти на гасовитите **продукти**.

Во реакционен систем, во кој збирот на стехиометриските коефициенти за гасовитите реакциони продукти е *појолем* од збирот на коефициентите на гасовитите реагенти (вако е случајот со реакцијата на термичкото разлагање на сулфур триоксидот или на пиролизата на калциум карбонатот), рамнотежата се поместува кон лево при *покачување на притисокот*, додека *повеќе продукти се добиваат при смалување на притисокот*.



Сл. 3.18. На повисок притисок, молекули од азот диоксид (оние во кои, на сликата **б**, атомот од азот е потемно обоеан) се сврзуваат во диазот тетраоксид (**в**)

Наспроти тоа, ако збирот на стехиометриските коефициенти на продуктите е *по мал* од збирот на овие коефициенти на реагентите (вако е во случајот на реакцијата на синтеза на амонијакот или на димеризацијата на азот

диоксидот), повишувањето на притисокот ја поместува рамнотежата кон десно (сл. 3.18), а неговото снижување – кон лево. Во согласност со ова, при добивањето на амонијак од азот и водород се работи *при повишен притисок* (во некои случаи – до 100 MPa^{*}).

Како што се гледа,

во реакции кај кои количеството на гасовити учесници во системот се зголемува при течење на реакцијата, повеќе продукти се добиваат на пониски притисоци; за реакции кај кои количеството на гасовити учесници се намалува, ситуацијата е обратна.

Принциј на Ле Шателје и Браун

Она што погоре е описано се примери за важењето на т.н. **принциј на Ле Шателје[†] и Браун[‡]**.

Овој принцип се формулира така:

кога со влијание однадвор ќе се измени некоја од величините од кои зависи рамнотежата во еден систем, во системот ќе настапат промени што доведуваат до намалување на надворешното влијание.



Сл. 3.19. Анри Луј Ле Шателје и Карл Фердинанд Браун

Така, кога реакцијата е *өзотермна*, образувањето продукти доведува до *оддавање* топлина на околината[§]. Ако, пак, сакаме да ја покачиме температурата, топлина треба да му *доведуваме* на системот. На ваквото влијание однадвор, реакциониот систем, така да се рече, ќе реагира на тој начин што во него ќе се создаваат *тешкотии* продукти, неутрализирајќи го надворешното влијание.

* Види стр. 61.

† Анре Луј Ле Шателје [Le Chatelier] (1850–1936).

‡ Карл Фердинанд Браун [Braun] (1850–1918). Честопати се зборува само за Ле Шателје, а Браун не се спомнува. Браун добил Нобелова награда за физика во 1909 година, но за истражувања од сосем друг вид.

§ Ако ослободената топлина не може бргу да се одведе, ќе се покачи температурата на реакциониот систем.

Ако, пак, сакаме да ја *снижиме* температурата, од рамнотежниот реакционен систем треба да одведуваме топлина. На ваквото надворешно влијание системот ќе се „спротиставува“ на тој начин што рамнотежата ќе се помести кон поголеми вредности за досегот, ќе се создаваат повеќе продукти, а со тоа ќе доаѓа до поголемо ослободување топлина во текот на реакцијата.

Обратно ќе бидејќи реакцијата е *ендоштермна*.

Од друга страна, доколку збирот на стехиометриските коефициенти за гасовитите продукти е поголем од збирот на стехиометриските коефициенти за гасовитите реактанти, со течењето на реакцијата бројот на молекули што се присутни во гасната фаза ќе се зголемува, а тоа би довело до зголемување на волуменот на рамнотежниот систем (ако притисокот е константен). Волуменот уште повеќе би се зголемил ако дојде до намалување на надворешниот притисок. На надворешното влијание системот „ќе реагира“ така што при понизок надворешен притисок ќе се образуваат повеќе продукти. И тука, зголемувањето на притисокот има обратен ефект – добивање на помалку продукти.

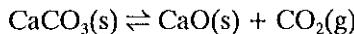
Се разбира, ефектите се во обратната насока за реакции кај кои збирот на стехиометриските коефициенти за продуктите е *помал* од збирот на стехиометриските коефициенти за реактантите (таква е, да речеме, повеќепати спомнуваната реакција на синтеза на амонијакот или онаа во која азот диоксидот се димеризира).

Треба да се има предвид дека

принципот на Ле Шателје и Браун не е ограничен на хемиски реакции и може да се примени и на процеси какви што се испарувањето, топењето и слично.

Хешерогена рамнотежа

Интересен е случајот кога во рамнотежа се наоѓаат цврсти и гасовити учесници во реакцијата. Така е, меѓу другото, при рамнотежата воспоставена при пиролизата на калциум карбонат:

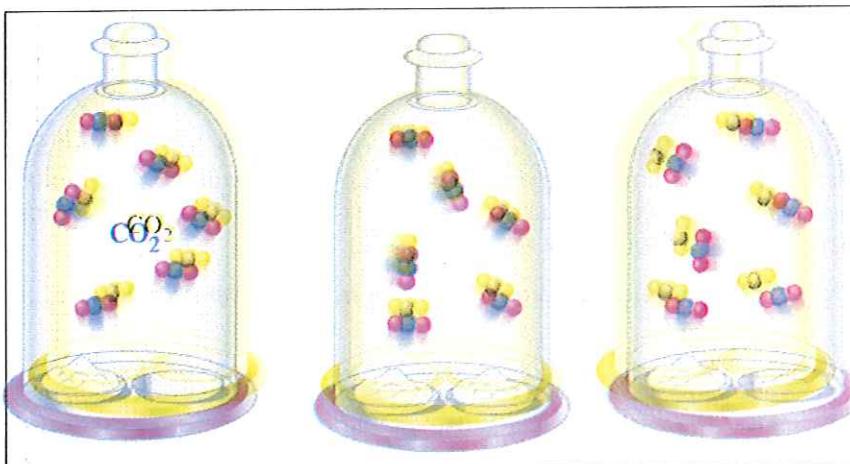


Во овој случај изразот за константата на рамнотежа кој, формално, гласи:

$$K_c = \frac{c[\text{CaO}(\text{s})] c[\text{CO}_2(\text{g})]}{c[\text{CaCO}_3(\text{s})]}$$

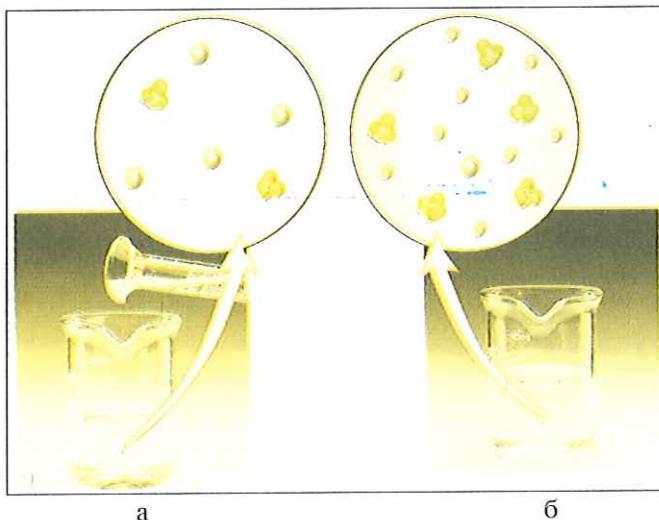
всушност се сведува на рамнотежната концентрација на јаглерод диоксидот бидејќи концентрацијата на цврстите супстанци е постојана и не зависи од температурата или од притисокот.

Токму затоа, доколку температурата и притисокот се одржуваат константни, додавањето на калциум оксид или на калциум карбонат во системот (сл. 3.20) нема да ја измени состојбата на рамнотежа.



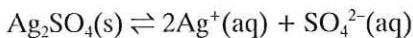
Сл. 3.20. Концентрацијата на јаглерод диоксидот образуван со пиролиза на калциум карбонат (крајно лево) не зависи од тоа дали додаваме калциум карбонат (во левото чанче) или калциум оксид (во десното чанче)

Друг важен случај на хетерогена рамнотежа е оној кога во системот постои тешко растворлива цврста супстанца и засигтен раствор во кој се наоѓаат јони образувани со дисоцијација на растворениот дел од супстанцата.



Сл. 3.21. Во засигтиениот раствор од сребро(I) сулфат се додава раствор од натриум сулфат (а); дел од Ag^+ јоните на растворениот сребро(I) сулфат се сврзуваат со SO_4^{2-} јоните и се образува талог (б)

Како пример, на сл. 3.21 а е покажан заситениот раствор од сребро(I) сулфат, Ag_2SO_4 во кој е воспоставена рамнотежата:



и во кој се додава раствор од натриум сулфат (во него сулфатните јони се заеднички со оние во заситениот раствор од тешко растворливата супстанца).

Во ваков случај, рамнотежата меѓу цврстата супстанца и растворот ќе се помести *налево*, т.е. кон образување на тешко растворливата супстанца (во случајов – бел сребро сулфат кој, при повнимателно гледање, се забележува на дното од чашата на десниот дел од сликата).

Она што се случува е познато под називот *ефект на заедничкиот јон*.

Значи,

- кога во рамнотежа се паѓаат гасовити и цврсти супстанци, рамнотежата зависи само од концентрацијата на гасовитите супстанци;
- од процесите во врска со хетерогените рамнотежи секако треба да се спомнат оние во кои доаѓа до ефект на заедничкиот јон.

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

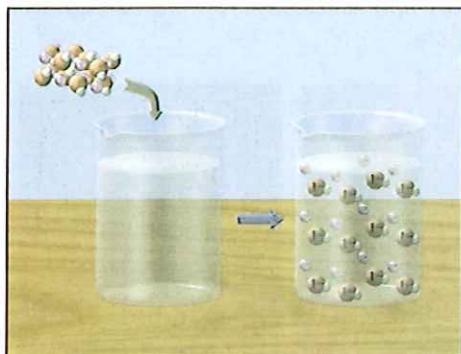
Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование* (глава 3), а се однесуваат на овој дел од учебников.

ПРОТОЛИТИЧКИ ПРОЦЕСИ

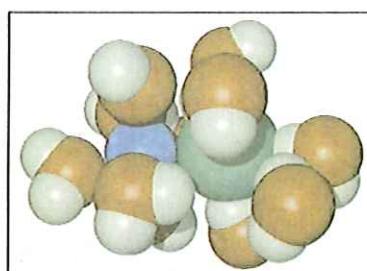
ЈОНСКИ РЕАКЦИИ

Реакциите меѓу водни раствори од електролити се јонски

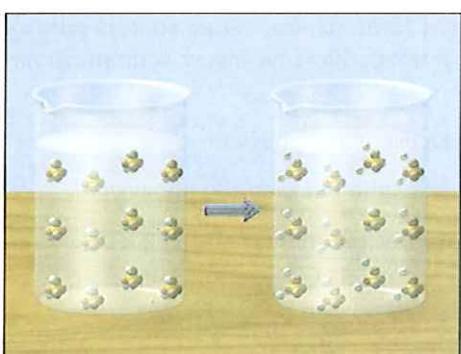
Во хемијата извонредно чести се реакциите меѓу водни раствори од електролити. Електролитите, како што си учел, се супстанци (киселини, бази, соли) чии водни раствори спроведуваат електричество.



Сл. 4.1. Електролитна дисоцијација на натриум хидроксид



Сл. 4.2. Молекули вода околу јоните во цврстиот натриум хлорид



Сл. 4.3. Електролитна дисоцијација на сулфурната киселина

Ваквата способност е резултат на нивната *дисоцијација* на позитивно наелектризирани јони (*катјони*) и негативно наелектризирани јони (*анјони*).

Понекогаш, јони постојат веќе во чистите супстанци чии раствори се однесуваат како електролити (на пример, во натриум хлоридот; сл. 4.1). Во ваков случај, поларните молекули од водата се собираат околу јоните од цврстата супстанца (сл. 4.2), ги разделуваат едини од други и потоа ги разнесуваат низ растворот.

Во други случаи, поларните молекули што постојат во чистата супстанца (на пример, во сулфурната киселина) првич се *јонизираат* (т.е. се раздедлуваат на јони), а потоа јоните се оддалечуваат, т.е. доаѓа до дисоцијација (сл. 4.3).

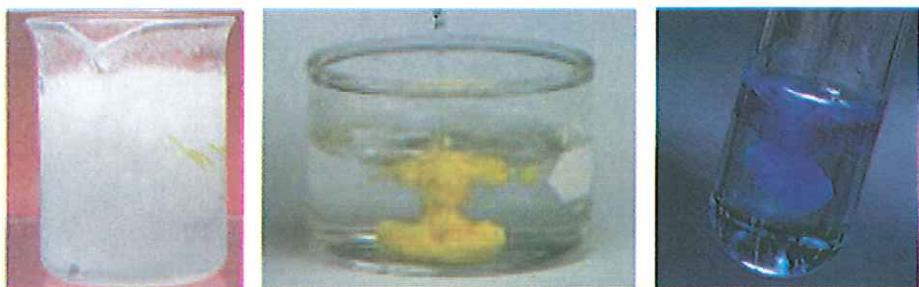
Како и да е, реакциите што се случуваат кога ќе се измешаат два раствора од електролити, се реакции меѓу *јоните* што постојат во растворите.

Како што си учел и порано:

во водните раствори од електролити постојат позитивно наелектризирани јони (катјони) и негативно наелектризирани јони (ајони).

Услови за јонскиот реакции да одаат до крај

Во некои случаи, мешањето на два раствора од електролити не доведува до никаква забележлива реакција. Така ќе биде, на пример, ако двата раствора содржат калиум хлорид и натриум сулфат или магнезиум сулфат и амониум нитрат и уште во многу, многу други случаи.



Сл. 4.4. Примери на јонски реакции што одат до крај: образување на гас (лево), образување на талог (средина), образување на комплексно соединение (десно)

За да дојде до реакција што ќе оди до крај (или, барем, таква во која рамнотежата е значително поместена надесно), потребно е да бидат исполнети неколку важни предуслови;

- во реакциониот систем да се образува гасовит продукт;
- во реакциониот систем да се образува слабо растворлив продукт;
- во реакциониот систем да се образува соединение што содржи стабилни комплексни јони;
- во реакциониот систем да се образува слабо дисоциран продукт.

Примери за првите три типа од овие реакции се покажани на сл. 4.4. Реакцијата на *неутрализација* – процес во кој раствор од киселина и рас-

твор од база се образува вода (сосема слабо дисоцирано соединение) беше порано спомнувана (в. стр. 24 и сл. 1.20).

И, така,

јонските реакции ќе одат до крај кога се образуваат гасовити, слабо растворливи или слабо дисоциирани соединенија или соединенија што содржат стабилни комплексни јони.

ПРОТОЛИТИ

Кои супстанци ги смешаме за киселини, а кои за бази?

И за киселини* и за бази си учел и порано†. Впрочем, штотуку зборувавме за реакциите на неутрализација.

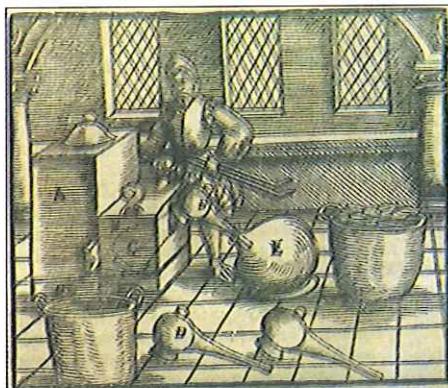
За киселини се знаело уште од најстари времиња. Да речеме, сигурно е дека виното скиснувало од секогаш, поточно од тогаш кога луѓето започнале да го произведуваат. А кога виното ќе скисне, тоа се претвора во оцет. Сосема ти е јасно дека оцетот содржи една органска киселина чиј назив, наполно соодветно, е *оцетна киселина*.



Сл. 4.5. Алхемиски симбол за азотна киселина

Виното скиснувало од секогаш, поточно од тогаш кога луѓето започнале да го произведуваат. А кога виното ќе скисне, тоа се претвора во оцет. Сосема ти е јасно дека оцетот содржи една органска киселина чиј назив, наполно соодветно, е *оцетна киселина*. Впрочем, во некои наши краишта оцетот се вика, едноставно, *киселина*.

Во алхемискиот период биле најдени и други киселини. За алхемичарите особено важна била *азотната киселина* (сл. 4.5), како и нејзината смеса со хлороводородна киселина – *царска вода* (сл. 4.6). Бројот на супстанци што денес ги вклучуваме во оваа класа соединенија е извонредно голем. Бази има, исто така, многу.



Сл. 4.6. Добивање на царска вода (крај на XVI век)

* Секако треба да се чита *киселина*, а не *киселина*!

† Во основното училиште и во прва година од реформираното гимназиско образование.

Но, прашањето за тоа како знаеме дека една супстанца е, токму *киселина* (а не нешто друго), сè уште останува неодговорено. На ова прашање во различно време биле давани различни одговори.

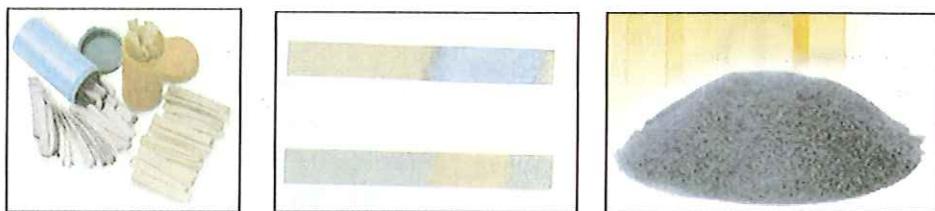


Сл. 4.7. Роберт Бојл

Згоден начин да се утврди дали супстанцата (за која сакаме да провериме дали е киселина или база) *ја изменува бојата* на некои други супстанци, наречени **индикатори**. Сигурно си чул за *лакмус*, еден од најпознатите индикатори. Дека лакмусот ја менува бојата под дејство на киселини знаел првиот вистински хемичар Роберт Бојл* (сл. 4.7) уште во XVII столетие, а изгледа дека пет века порано, за лакмус и за неговите својства знаеле некои алхемичари.

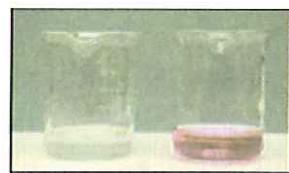
Киселините ја менуваат бојата на *синиот лакмус во црвена*†, а растворите од супстанците што ги сметаме за *бази* имаат обратно дејство – бојата на *црвениот лакмус* ја менуваат во *сина*.

Киселините и базите ја менуваат бојата и на други индикатори. Често употребуван индикатор е фенолфталеинот кој во кисела средина е безбоен, а во базна – малиново црвен (сл. 4.9).



Сл. 4.8. Сина и црвена лакмусова хартија (лево); капка база врз црвена лакмус хартија и капка киселина врз сина лакмус хартија (средина) и цврст лакмус (десно)

Со развитокот на хемијата се барале посигурни критериуми за определувањето на припадноста на соединенијата кон определена класа. Тоа се однесува и на киселините и базите. Требало да се најде таков белег што ќе *определува* дали една супстанца е *киселина* или *база* или, пак, не е *ништу една* и *ништу друго*.



Сл. 4.9. Фенолфталеин во кисела средина (лево) и во базна (десно)

* Роберт Бојл [Boyle] (1627–1691).

† Она што го викаме *син* и *црвен лакмус* се, всушност, две обоени форми на една *иста* природна боја – *лакмусот*.

Славниот хемичар Лавоазје* (сл. 4.10) сметал дека *сите* киселини содржат кислород, па токму заради тоа вака и го нарекол овој елемент. Наскоро потоа се покажало дека Лавоазје тута *немал право* бидејќи постоеле супстанци (на пример, хлороводородната киселина) што се однесувале како киселини, но *не содржеле* кислород (*бескислородни киселини*).



Сл. 4.11. Арениус на млади години

Голем чекор напред било сфаќањето на Арениус† (сл. 4.11). Тој, во рамките на својата терерија за електролитната дисоцијација, предложил за **киселини** да се сметаат супстанците коишто при својата дисоцијација во воден раствор даваат **водородни јони** како *единствен вид катјони*.

Од друга страна, според Арениус, бази би биле електролитите кои при својата дисоцијација во воден раствор даваат **хидроксидни јони** како *единствен вид анјони*.

Подоцна биле предложени и други теории од кои поподробно ќе ја обработиме (стр. 74) онаа што ја дале Бренштед‡ и Лаури§ (сл. 4.12).



Сл. 4.10. Антоан Лавоазје



Сл. 4.12. Јоханес Бренштед и Томас Лаури

Во овој момент, ќе повториме:

макар што не се секогаш сигурни, како белези според кои една супстанца може да биде сметана за киселина се: менувањето на бојата на некои индикатори и образувањето на водородни јони (како единствен вид катјони) при електролитната дисоцијација; базите, така ја менуваат бојата на индикаторите), при дисоцијација образуваат хидроксидни јони како единствен вид апјони.

* Антоан Лавоазје [Lavoisier] (1743–1794).

† Сванте Август Арениус [Arrhenius] (1859–1927).

‡ Јоханес Николаус Бренштед [Brønsted] (1879–1947).

§ Томас Мартин Лаури [Lowry] (1874–1936). Овој научник кај нас обично се вика Лори, но Лаури е многу иблизу до оригиналниот изговор.

Размена на йони

Јоните на водородот се неспоредливо помали од другите јони затоа што се единствените што не содржат електрони.

Ако се работи за катјони на обичната форма на водородот (*йон на водородот*), водородните јони се, всушност, **протони**. Бидејќи во природниот водород има не само протиум, туку и деутериум и тритиум, не е сосем правилно (но не е ниту претерано лошо^{*}) називот *йон* секогаш да се употребува. Подобро е, кога не сакаме да се врзуваме токму за јадрото[†] на атом од протиумот, да го употребуваме називот **хидрон**. Овој назив и натаму ќе го користиме.

Заради своите мали размери, во воден раствор хидроните (повеќе од сите други јони) привлекуваат молекули од растворувачот. Најмалку по една молекула од вода цврсто се сврзува со секој од водородните јони што може да се најдат во растворот (процесот се вика *хидратација*). На тој начин се образуваат H_3O^+ јони. Ваквите јони се и натаму хидратизирани и, според тоа, за нив поправилна би била ознаката $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. Како и нехидратизираните јадра на атомите од водородот, и хидратизираните H_3O^+ јони ќе ги викаме **хидрони** или, едноставно, **водородни јони**[‡].

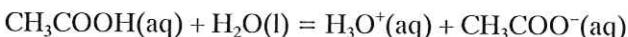
Важно е да се запомни дека

во воден раствор не постојат слободни хидрони и најмалата честичка за која со право може да се смета дека постои во воден раствор е H_3O^+ јонот.

Во согласност со она што беше речено, реакциите на дисоцијација на киселините (да речеме на хлороводородната или на оцетната) во воден раствор би требало да се претставват со равенки како што се:



или



Како што се гледа, процесите на дисоцијација на киселините претставуваат, во својата основа, процеси на **пренос на протони**. Ако разгледаме една произ-



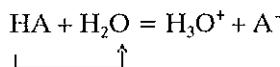
Сл. 4.13. Прос-
торен модел на
 H_3O^+ јон

* Ова може да има оправдание во фактот што застапеноста на *йон на водородот* во природната смеса на изотопи е неспоредливо поголема од онаа на деутериумот и, особено, на тритиумот. Ако сакаме да бидеме прецизни, може да зборуваме за *йони на водородниот изотоп*, *деутериони* и *тритиони*.

† Се работи за *јадро без електронска обвивка*.

‡ Порано биле употребувани називите **хидроксониум** и **хидрониум**. Според препораките на Меѓународната унија за чиста и применета хемија, овие термини сега се сметаат за **неправилни**.

волна киселина НА, реакцијата на нејзината дисоцијација може да се претстави на следниот начин:



каде што стрелката ја покажува насоката на пренос на протони.

Честичката што *оддава* протон(и) се вика **протон–донор**, а онаа што *прима* протон(и) се вика **протон–акцептор**. Истите називи се употребуваат и за *субстанции* што се составени од вакви честички*. Реакциите во кои доаѓа до пренос на протони се викаат **протолитички**, а супстанците што може да учествуваат во протолитички реакции се викаат **протолити**. Поради тоа што во воден раствор не може да има *слободни* протони, за да може да дојде до пренос на протони, во системот мора истовремено да биде присутна и супстанца што може да оддава протони (протон–донор) и супстанца што тие протони може да ги прими (протон–акцептор).

Силни и слаби йонолити

Некои супстанци *полесно оддаваат* одшто примаат протони. Други, пак, *полесно примаат*, а потешко оддаваат протони. Се разбира, има и супстанци ниту може да примат протони, ниту, пак, може да оддадат протони.

Силни протолити се оние супстанци коишто или се *добри йон–донори* (лесно оддаваат протони или, како што се вели, имаат изразени *йоногенни* својства) или се *добри йон–акцептори* (лесно примаат протони, т.е. имаат изразени *йонопримачни* својства). Слабите протолити, пак, *тешко оддаваат* или *тешко примаат* протони. Постојат и супстанци коишто речиси еднакво лесно (односно, еднакво тешко) и оддаваат и примаат протони. За нив се употребува називот **амфијонолити** (таква е водата).

Значи,

силните протолити лесно оддаваат или лесно примаат протони; слабите протолити тешко оддаваат (или тешко примаат) протони, а амфијонолитите приближно еднакво лесно оддаваат и примаат протони.

Всушност, практично секој протолит може да биде било протон–донор, било протон–акцептор. Дали тој, во една протолитичка реакција, ќе ја има единствена или другата улога, ќе зависи од тоа *каков е другиот партнер* од протолитичката двојка.

Имено, ако партнериот е подобар протон–акцептор, разгледуваниот протолит ќе биде протон–донор. Ако, пак, партнериот е подобар протон–донор, раз-

* Донор значи *давачел*, а акцептор – *примачел*.

гледуваниот протолит ќе ја преземе улогата на акцептор на протони. Така, оцетната киселина во воден раствор е слаб *протон-донор*, растворена во *тешен* амонијак таа е силен *протон-донор*, а кога самата е растворувач за HCl, таа е слаб *протон-акцептор*.

Потруди се да ги разбереш горните тврдења. Немој да ги учиш напамет!

Како што гледаш,

без да се наведе *тарнеров* во протолитичката реакција, за дадена супстанца не треба да се кажува дали таа е протон-донор или протон-акцептор.

Киселини и бази според теоријата на Бренштед и Лаури

Како што рековме (стр. 71), во рамките на својата теорија Арениус сметал дека киселини се супстанциите што при електролитна дисociјација во воден раствор даваат водородни јони како *единствен вид* катјони, а бази оние кои при дисociјација даваат хидроксидни јони како *единствен вид* анјони*. Оваа теорија долго била владејачка, но подоцна била заменета со една посекопфатна теорија којашто (во 1923 година) ја дале истовремено, но независно еден од друг, Бренштед и Лаури.

Според теоријата на Бренштед и Лаури, киселините и базите се *протолипи*, т.е. супстанци што се способни да разменуваат протони. Супстанцата којашто во една протолитичка реакција е протон-донор се смета за **киселина**, а онаа што во таа реакција е протон-акцептор се смета за **база**. Остатокот на киселината[†] е *способен* *одново* да *прими* *протон*. Тој остаток, според тоа, е потенцијална **база**. Оваа база, велиме, е *конјугирана*[‡] со киселината од која настанала. Откако, пак, честичка од базата ќе прими протон, *твој протон може и да го отиде*. Со примање протон, значи, дотогашната база станува **киселина** (*конјугирана* со базата од која потекнува).

Ако за киселина ја употребиме ознаката[§] A, а за база ознаката B, она што погоре беше речено може да се запише на следниот начин:

* Обрни внимание на потцртаните зборови – водородните јони кај киселините морат да бидат единствените катјони што се добиваат при дисociјација, а само ако хидроксидните јони се единствените анјони што се добиваат при дисociјација, електролитот ќе биде база.

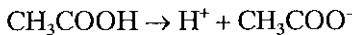
† Т.е. овој дел од молекулата од киселината кој преостанал по оддавањето на протон.

‡ Конјугиран значи – *спретнат*. Внимавај на пишувањето: не се пишува конјугиран!

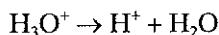
§ Од ознаката не се гледа веднаш дека супстанцата A е протон-донор (никаде не е напишан симболот за водородот). Сепак, треба да се *подразбере* дека супстанцата содржи заменливи водородни атоми (еден или повеќе) кои, при дисociјација, ќе се претворат во водородни јони (хидрони).



Според оваа теорија, не е важно дали честичките од кои се образувани супстанците *A* и *B* се електронеутрални или имаат електричен полнеж. Така, киселина може да биде, да речеме, *оцетната киселина* (образувана од молекули), а нејзина конјугирана база да бидат *ацетатниот јон* (множество од негативно наелектризиирани честички):



Меѓутоа, како киселина може да се третираат и *водородниот јон* (позитивно наелектризиирани), бидејќи е можна реакцијата



Притоа, конјугирана база за хидроните (наелектризиирани честички) е *водичка* (образувана од молекули).

Значи,

според Бренштед–Лауриевата теорија, киселини и бази може да бидат супстанци што се електронеутрални, но и множества од наелектризиирани честички; во секој случај, киселината има поголем позитивен (или помал негативен) полнеж од базата што со неа е конјугирана.

Во системот треба да има и киселина и база

Како што видовме, процесот на оддавање на протони нема да може да оди ако нема присутен протон–акцептор и обратно.

Според тоа, не може да има *киселина* ако нема присутна и супстанца што може да биде *база* (протон–акцептор). Исто така, не може да постои *база* (протон–акцептор) ако нема супстанца којашто може да биде протон–донор (*киселина*).

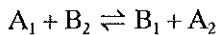
За да може да се зборува за киселина или за база, во системот мора да има:

- супстанца *A₁* (киселина) која оддавајќи протони, се претвора во својата конјугирана база *B₁*,

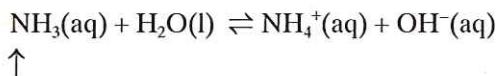
но и

- супстанца *B₂* (база) која примајќи ги оддадените протони, се претвора во својата конјугирана киселина *A₂*.

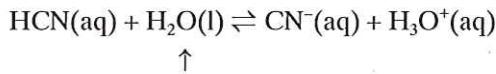
Реакцијата што ќе се случува во ваков систем ќе биде:



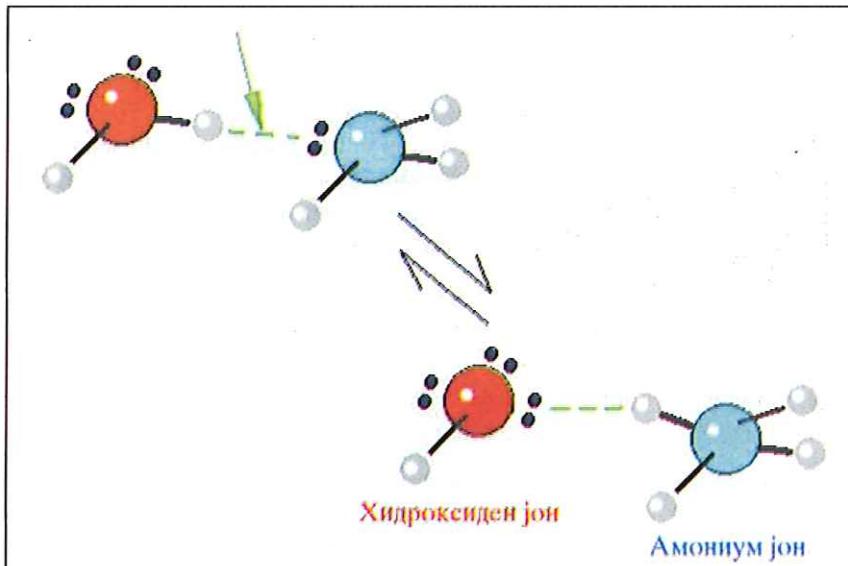
Една иста супстанца во една протолитичка реакција може да биде протон–донор (киселина), а во друга да биде протон–акцептор (база). Така, во реакцијата



(сл. 4.14) водата е *киселина* (нејзина конјугирана база се OH^- јоните), додека во реакцијата



водата е *база* (нејзина конјугирана киселина се H_3O^+ јоните).



Сл. 4.14. Преносот на протон од молекула од вода кон молекула од амонијак доведува до образување на амониум јон и на хидроксиден јон (шематски)

Внимавај:

- секоја протолитичка реакција е *исѣтоврѣмен* процес на оддавање протони од страна на супстанца што има поизразени протогени својства (киселина) и примање протони од страна на супстанца што е во поголема мерка протофилна (т.е. се однесува како база);
- како резултат се добива база којашто е конјугирана со првобитната киселина и киселина што е конјугирана со супстанцата која претходно била база.

Протолитички рамнотежжи

Како и сите други хемиски реакции, и реакциите на протолиза доведуваат до состојби на хемиска рамнотежжа (тие, во овој случај, се нарекуваат состојби на протолитичка рамнотежжа).

Во некои случаи, протолитичките реакции одат практично докрај, додека во други тие се одвиваат нецелосно, а состојбата на рамнотежжа е карактеризирана со присуство *и* на реактанти *и* на продукти. Кога протолитичката реакција е **повратна**, има смисла да се зборува и за константа на рамнотежжата за таа реакција. Како и во другите случаи, константите на рамнотежжата со кои ќе се среќаваме ќе бидат дадени со изрази во чиј броител ќе биде производот на рамнотежните концентрации на продуктите на реакцијата (секоја од тие концентрации степенувана со соодветниот стехиометрички коефициент од реакционата равенка), додека во именителот ќе се јави производот од рамнотежните концентрации на реактантите (и тука, секоја концентрација е степенувана со соодветниот стехиометрички коефициент од реакционата равенка).

За константите на рамнотежжата на некои конкретни протолитички реакции ќе стане збор подоцна.

Засега само да запомниме:

за константи на рамнотежжата на протолитички реакции има смисла да се зборува само тогаш кога овие реакции се повратни.

АВТОПРОТОЛИЗА И pH

Автопротолитички реакции

Иста супстанца може, видовме, да биде и бренштедовска киселина* и бренштедовска база†. Ако супстанцата има *протоѓени* и *протофилни* својства што се изразени во еднаква мерка (таква е *вода*‡), во **една иста** реакција§ таа може да биде и киселина и база. Ваква реакција се вика **автопротолитич-**

* Т.е. киселина во смисла на теоријата на Бренштед и Лаури.

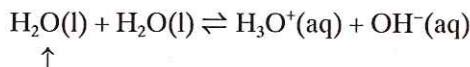
† Т.е. база во смисла на теоријата на Бренштед и Лаури.

‡ Во значително помала мерка ова може да се каже и за други слаби електролити, на пример, за оцетната киселина. За значењето на термините *протоѓени* и *протофилни*, в. стр. 73.

§ Во различни реакции, секој протолит може да биде било киселина, било база.

ка. Во помала мерка, автопротолитички реакции се можни и кај други супстанци со *приближно еднакво* изразени протогени и протофилни својства.

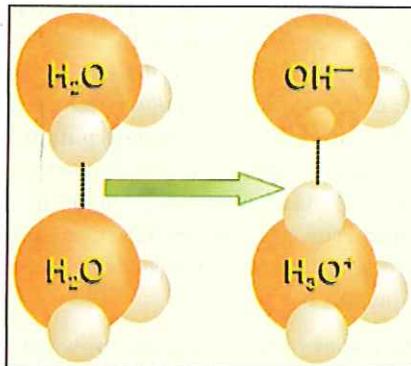
Автопротолитичката реакција кај водата (сл. 4.15) може да ја претставиме на следниов начин:



Ако повнимателно се погледне оваа равенка, ќе се види дека таа истовремено го претставува процесот на дисоцијација на водата (разгледувајќи го овој процес како протолитички). Рамнотежата, при тоа, е значително поместена кон лево (водата, знаеме, е сосема слаб електролит).

Откако ќе се воспостави рамнотежа, со помош на *рамнотежниите концентрации* на учесниците може да се дефинира *константа на рамнотежа**:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$



Сл. 4.15. Автопротолиза на водата (схематски)

Концентрацијата на течната вода е практично константна (постојана). Заради тоа, ако со квадратот на таа концентрација се помножи константата на рамнотежа K_c , ќе се добие *нова константа* којашто се означува со K_w :

$$K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Како што се гледа,

*константата K_w претставува производ на *рамнотежниите концентрации на водородните и на хидроксидните јони* и се вика, соодветно на тоа, *јонски производ на водата*.*

Вредноста на јонскиот производ на водата зависи, доста значително, од температурата. Така, при температура од 328 K, јонскиот производ на водата е за околу 64 пати поголем односно при температура од 273 K. На температура од 298 K (25 °C) вредноста на K_w е приближно $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$.

* Заради поедноставно пишување, испуштени се ознаките aq и l. Тие треба да се подразбираат. Покрај тоа, во самата формула не е јасно истакнато дека се работи за *рамнотежни концентрации*.

Од друга страна, вредноста на K_w не зависи од тоа дали се работи за чиста вода или за раствор, дури и таков во кој има повеќе или помалку водородни јони, односно повеќе или помалку хидроксидни јони одшто во чистата вода.

Имено, ако во вода се раствори супстанца која ја зголемува концентрацијата на водородните јони (на пример, некоја киселина), еден дел од овие ќе се сврзе со дел од присутните хидроксидни јони, образувајќи недисоциирани молекули вода. Вредноста на јонскиот производ на водата ќе остане неизменет, но во растворот ќе има повеќе водородни одшто хидроксидни јони.

Овој ефект е, во основа, еднаков со ефектот на заедничкиот јон во случајот на рамнотежа меѓу цврстата фаза на слабо растворлива супстанца и јоните настанати со дисociјација на нејзиниот растворен дел (в. стр. 66).

Кога имаме чиста вода, велиме дека средината е неутрална, т.е. не е ниту кисела, ниту базна*. Се разбира, во чиста вода концентрациите на водородните и на хидроксидните јони се меѓусебно еднакви и секоја од нив претставува квадратен корен од јонскиот производ на водата†.

Во чиста вода, па температура од $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, концентрациите на водородните и на хидроксидните јони се, речиси точно, $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$ и таква концентрација обично се смета за карактеристична за неутрална средина. Меѓутоа, при температура од $37\text{ }^{\circ}\text{C}$ (блиска до телесната), средината ќе биде неутрална, а концентрациите на водородните и на хидроксидните јони ќе бидат еднакви тогаш кога тие ќе изнесуваат, приближно, $1,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, т.е. тогаш кога овие концентрации ќе бидат за околу 50 % поголеми одшто на $25\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Запомни:

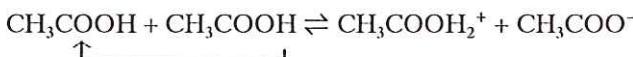
во воден раствор:

- средината ќе биде неутрална ако концентрациите на водородните и на хидроксидните јони се еднакви (точната вредност ќе зависи од температурата),
- средината ќе биде кисела ако концентрацијата на водородните јони е поболема од онаа на хидроксидните,
- средината ќе биде базна тогаш кога во растворот се присутни повеќе хидроксидни одшто водородни јони.

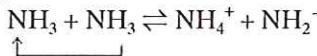
* На пример, лакмусот во чиста вода не ја менува својата боја.

† Покажи дека навистина е така!

Автопротолитички реакции има и кај оцетната киселина:



или кај течниот амонијак:



но тие се случуваат во многу помала мерка односно кај водата.

Водороден показател (pH)

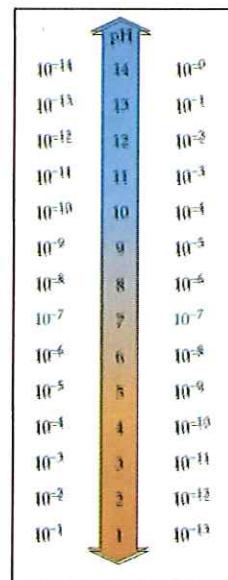
Наместо да се задаваат концентрациите на водородните јони, згодно е ако како мерка за тоа дали средината е кисела, неутрална или базна се воведе една нова величина којашто се вика **водороден показател**. Ознака за водородниот показател е **pH** (се чита **пе-ха**)^{*}.

Водородниот показател може да го дефинираме[†] како негативен декаден логаритам од бројната вредност на концентрацијата на водородните јони изразена во mol/dm³:

$$\text{pH} = -\log \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{\text{mol dm}^{-3}}$$

Инаку, *декаден логаритам е број со кој треба да се степенува бројот 10 за да се добие бројот од кој се бара логаритам*. Така, логаритам од 0,1 е -1 заради тоа што $10^{-1} = 1/10$, т.е. $10^{-1} = 0,1$.

Ако ти е позната концентрацијата на водородните јони, приближната вредност за pH може да ја најдеш со помош на скалата на сл. 4.16. Ако имаш електронски калкулатор на кој постои тастер со ознака LOG, вредноста за pH можеш и поточно да ја пресметаш.



Сл. 4.16. Сооднос меѓу концентрацијата (изразена во mol/L) на водородните јони (левата колона), концентрацијата на хидроксидните јони (колоната десно) и pH (во средината)

* Интересно е дека оваа ознака за физичка величина се пишува со *прави*, а не со *коси* букви. За тоа постојат причини во кои ние нема да завлекуваме.

† Постои и поточна дефиниција за pH.

Од друга страна, вредноста на pH во еден раствор може експериментално да

се определи со помош на т.н. *универзална индикациска хартија* (сл. 4.17), но точноста на ова определување е ограничена.



Сл. 4.17. Универзална pH хартија

За поточно определување на pH вредностите служат уреди наречени *пехаметри*. Пехаметрите може да бидат лабораториски или преносни (сл. 4.18).



Сл. 4.18. Преносен пехаметар

Како што видовме, во воден раствор при температура од 25 °C средината е неутрална ако концентрацијата на водородните (а и онаа на хидроксидните) јони е 10^{-7} mol/dm³. Во ваков случај, pH на средината ќе биде 7 (сл. 4.16).



Како што рековме, со пораст на температурата се зголемува вредноста на јонскиот производ на водата, а со тоа и концентрацијата на присутните водородни и хидроксидни јони.

Ќе се зголемува ли (или ќе се намалува) вредноста на pH на чиста вода при покачување на температурата? Смееме ли да речеме дека неутрална средина ќе имаме доколку нејзината pH вредност е 7, без при тоа да наведеме некакви ограниченија?

Ако правилно размислуваше, сигурно утврди дека во неутрална средина pH ќе биде **точно 7** само ако температурата е 25 °C, а ќе опаѓа со порастот на температурата. Така, веќе на 37 °C, средина што е неутрална (на пример, чиста вода) ќе има pH околу 6,8, а на 55 °C нејзината pH вредност ќе биде околу 6,6!

Внимавај: Немој да сметаш (освен ако знаеш дека температурата е 25 °C) дека pH вредноста во неутрална средина е точно 7! Освен тоа, води сметка оти pH е *чист број* и дека тој не може да се собира со *концентрација* или со друга величина којашто *не е чист број*. Ако вакво нешто најдеш во некој текст (дури и ако текстот е *учебник*), знај дека авторите *не се во право!!!*

Инаку, ако средината е *кисела* (концентрацијата на водородните јони е **поголема** од што во неутрална средина), pH ќе биде **помало** од што во неутрална средина*. Обратно ќе биде ако средината е *базна* (pH ќе биде **поголемо** од што во неутрална средина).

* Така, на пример, при температура од 25 °C, pH ќе биде *помало* од 7!

Значи:

во неутрална средина pH изнесува околу 7 (точната вредност зависи од температурата); во кисела средина вредност на pH е помала, а во базна – поголема односно во неутрална.

ХИДРОЛИЗА

И хидролизата на соли е прополишчики процес

Промена на бојата на индикаторите предизвикуваат не само киселините и базите, туку и некои соли. На пример, судејќи според бојата на некои индикатори, средината е кисела во воден раствор од амониум хлорид, а базна во раствор од натриум ацетат или калиум цијанид, макар што во сите овие примери се работи за соли коишто, на прв поглед, би требало да бидат неутрални. Инаку, постојат и кисели соли чии водни раствори реагираат базно (на пример, натриум хидрогенкарбонатот).



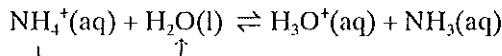
4.1

Порано се сметало дека во вакви случаи се одвива специјален вид реакција со водата, позната под името хидролиза. Всушност, процесите на хидролиза лесно може да се објаснат врз основа на теоријата на Бренштед и Лаури. Ова ќе го покажеме со обидот 4.1, како и со неговото објаснение.

Резултатите од експериментот може вака да се објаснат. Во воден раствор од амониум хлорид (се работи за силен електролит) ќе се одвива, пред сè, реакцијата



Секој од образуваните амониум јони може на молекула од водата да предаде протон, претворајќи се во молекула од амонијак:



На тој начин *концентрацијата на водородниите јони ќе се зголеми*, а со тоа ќе се зголеми и киселоста на средината*.

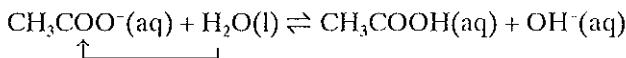
Како што гледаме, амониум јоните може да ги сметаме за бренштедовска киселина, а амонијакот за бренштедовска база (онаа што е конјугирана со амониум јоните). Хлоридните јони, коишто исто така се присутни во растворот,

* Всушност, само мал дел од присутните амониум јони ќе станат во ваква реакција. Од образуваните *хидрони*, пак, дел ќе се сврзе со присутните хидроксидни јони, при што ќе се образуваат молекули вода.

нема да станат во реакција со водата. Тие, имено, се многу слаби протон–акцептори*.

Слично ќе се однесуваат и водните раствори на други соли образувани од слаба база и силна киселина, без оглед на *штипот* на солта (т.е. без оглед на тоа дали солта е нормална или кисела).

Од друга страна, во водниот раствор од натриум ацетат биле присутни Na^+ (aq) и CH_3COO^- (aq) јони. Од овие, натриумовите јони нема да станат во протолитичка реакција со водата. Би се образувал, имено, раствор од натриум хидроксид, но овој би бил целосно дисоциран на јони. Наспроти тоа, ацетатните јони (база што е конјугирана на слабата оцетна киселина) може од молекулите вода да примат протони:



зголемувајќи ја, на тој начин, концентрацијата на хидроксидните јони. Дел од овие ќе се сврзат со некои од хидроните образувани при автопротолиза на водата, со што *концентрацијата на водородните јони ќе стане помала* од онаа на хидроксидните јони. Се разбира, тоа е карактеристика за базна средина.

Ситуацијата ќе биде слична и во водните раствори на други соли на слаби киселини и силни бази.

Со други зборови, *победува посилниот*[†] (ако има таков) и тој определува каква ќе биде средината – кисела или базна.

Запомни:

- како резултат на протолитичка реакција меѓу вода и сол на силна киселина и слаба база, средината ќе биде **кисела**, а резултат на протолитичка реакција меѓу вода и сол на слаба киселина и силна база ќе биде **базна средина**;
- ваквите реакции се викаат и реакции на **хидролиза**.

Не се хидролизираат сите соли

Меѓутоа, ако работи за сол образувана од силна киселина и силна база (таков е, на пример, натриум хлоридот), водните раствори се неутрални, т.е. кај нив (како и кај чистата вода) концентрациите на хидроните и на OH^-

* Кога не би било така, хлороводородната киселина во воден раствор не би се однесувала како силен електролизан, т.е. како добар *протон-донор*.

† Т.е., посилната киселина или посилната база.

јоните се *еднакви*. Имено, катјоните што се образувани при дисоцијацијата на ваква сол не се протон–донори, а анјоните не се (или се сосем слаби) протон–акцептори, така што до протолитички реакции не може да дојде.

Значи,

во водните раствори на соли образувани од силна киселина и силна база нема да дојде до хидролиза.

Се разбира, меѓу силните киселини има и посилни и послаби, а таков е случајот и со силните бази. Ако јачината на киселината и базата е приближно еднаква, процесот на хидролиза нема да тече во позначителна мерка.

Во секој случај, *хидролизата е протолитички процес* и нема никакви осебени причини таа да биде разгледувана како специјална појава.

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование* (глава 4), а се однесуваат на овој дел од учебников.

ОКСИДАЦИОНО-РЕДУКЦИОНИ ПРОЦЕСИ

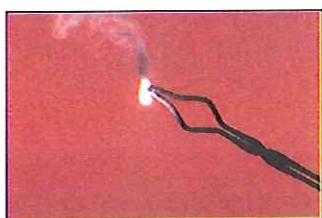
РЕДОКС ПРОЦЕСИ

Оксидацијата не е само соединување со кислород

За *оксидација* си учел. Знаеш дека овој назив се употребува за да се означи хемиски процес во кој некој елемент *се сврзува со кислород*. Така, кога водород се сврзува со кислород, велиме дека водородот се *оксидирал*, образувајќи оксид на водородот – вода. Кога во воздух горат јаглерод и сулфур, тие исто така се *оксидираат* и образуваат оксиди. И сврзувањето на металите со кислород (на пример, горењето на лента од магнезиум или горењето на тенки усвитени жички од железо внесени во кислород) е *оксидација*. Да разгледаме што се случува, на молекуларно ниво, при овие процеси.

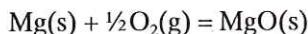


Г6



Сл. 5.1. Горење на магнезиум во воздух

При горењето на магнезиумот во кислород



електрони се пренесуваат од магнезиумот (што ги оддава) кон кислородот* којшто оддадените електрони ги прима. Целиот процес може да се замисли како да е резултат на два одделни процеса (*полуреакции*[†]). Едната полуреакција вклучува оддавање, а втората – примање на електрон (или електрони).

Равенките на полуреакциите се (сметајќи дека половина молекула од O_2 е исто што и еден атом)

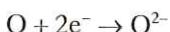
* Ако се договориме дека дефинирана единка за кислородот е $\frac{1}{2}\text{O}_2$, тогаш може да сметаме дека единки се, всушност, атоми од кислород сврзани во молекула.

Вака е постапено во текстот погоре. Меѓутоа, како што знаеме, дефинираните единки воопшто не мора да бидат честички коишто реално постојат.

† Ваквиот назив укажува на фактот дека тие два процеса се случуваат истовремено и не се можни единиот без другиот. Тие се, така да се рече, само *половинки* од реакцијата.



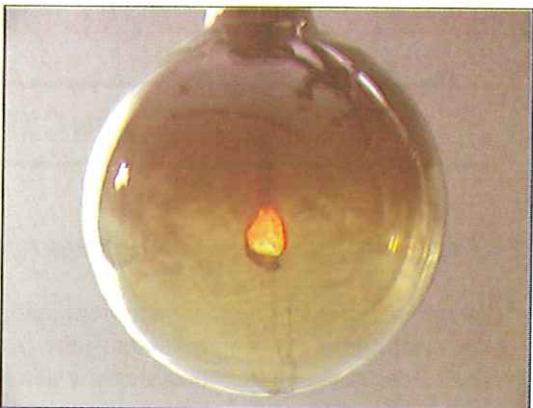
и



така што процесот на *оксидација* на магнезиумот може да се разгледува и како процес на пренос на електрони.

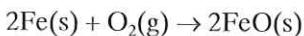


Сл. 5.2. Горење на челична волна во воздух

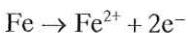


Сл. 5.3. Претходно усвитено железо гори во атмосфера од хлор

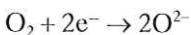
До размена на електрони доаѓа и при сврзувањето на железото со кислород (на пример, тогаш кога ќе се запали челична жица; в. сл. 5.2):



при што може да се смета дека атомите од железо оддаваат електрони:

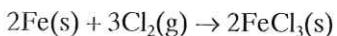


додека атомите од кислородот ги примаат оддадените електрони:

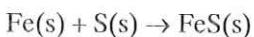


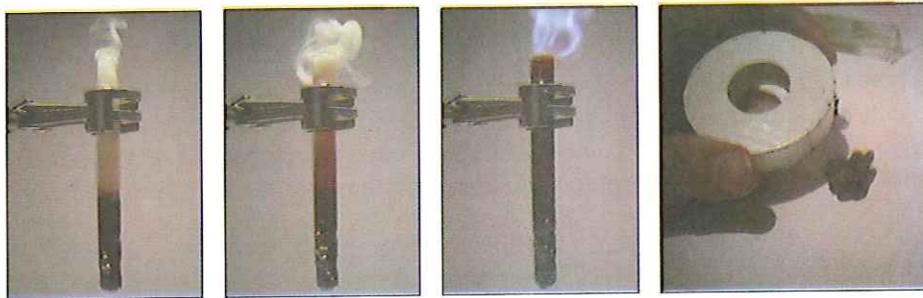
Двата разгледани процеса претставуваат *сврзување со кислород* и, според тоа, несомнено се работи за процеси на *оксидација*.

Меѓутоа, атомите од железо *оддаваат електрони* и тогаш кога железото се сврзува со хлор (на пример, кога усвитена железна жичка се спушти во гасовит хлор; в. сл. 5.3):



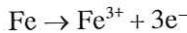
или при сврзувањето на железо со сулфур (сл. 5.4):





Сл. 5.4. При загревање на смеса од железо и сулфур во прав, најнакрај се добива железо(II) сулфид на кој магнетот не дејствува

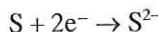
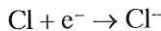
Во првиот случај секој атом од железо оддава три, а во вториот – два електрона:



односно



Оддадените електрони во првиот случај ги примаат атомите од хлорот, а во вториот – атомите од сулфурот:



Како што се гледа, **размената на електрони** која се случува при реакциите на сврзување со кислородот, на молекуларно ниво е карактеристична и за други реакции, а не само за оние во кои доаѓа до сврзување токму со кислородот. Горните примери, имено, покажуваат дека размена на електрони има и тогаш кога доаѓа до сврзување на метали со хлорот или со сулфурот, а и во многу други случаи.

Впрочем, сличноста на реакциите со кислород и со сулфур и не треба особено да изненадува. Имено, кислородот и сулфурот припаѓаат на истата група од периодниот систем и имаат иста електронска конфигурација (ако предвид се земат само валентните електрони).

Врз основа на сличноста на процесите што се случуваат на молекуларно ниво*, сега

како процеси на оксидација се сметаат сите процеси во кои доаѓа до оддавање електрони.

* Згоден начин да се запомни дека оксидацијата е процес на оддавање електрони е земањето предвид на фактот дека, *сосема случајно*, и зборот оксидација и зборот оддавање започнуваат со истата самогласка – самогласката о!

Сврзувањето, пак, со кислород денес се разгледува само како еден од можните процеси на оксидација, но не и единствениот ваков процес.

Си учел дека, спротивно на реакциите во кои настанува *сврзување* со кислородот, постојат и реакции во кои кислород се *одзема* од соединение што го содржи. Ваквите реакции го носат името процеси на **редукција**. Со проширувањето на поимот за оксидација, пошироката смисла добил и поимот за редукција*.

Така, денес

под **редукција** се подразбира секој процес во кој доаѓа до *примање електрони*.

Редокс процеси

Како што видовме и во погоре наведените примери, *оддавањето* на електрони *секогаш е поврзано* со нивно *примање*. За слична ситуација веќе знаеме: во системите не може да постојат слободни протони, и затоа во процесите на протолиза до оддавање на протони може да дојде само ако е присутен протон-акцептор. Вака е и кај процесите на размена на електрони – за да може да бидат *оддадени* електрони (да дојде до оксидација), мора да постои и супстанца чии атоми се способни оддадените електрони да ги примат. Во горните примери, *акцептори* за оддадените електрони беа атомите од кислородот, хлорот или сулфурот.

Аналогија на погоре спомнатите современи претстави за природата на оксидацијата, може да се рече дека нема да дојде до редукција (процес на *примање електрони*) доколку нема присутна супстанца која, оксидирајќи се, *оддава електрони*.

Како што се гледа, процесите на **редукција** и на **оксидација** се меѓусебно *неразделно поврзани*. Заради тоа, секогаш треба да се зборува за **редокс процеси**, односно за **оксидационо-редукциони процеси**†.

Накусо речено,

редокс процеси се оние во кои доаѓа до размена (оддавање и примање) на електрони.

* Забележи дека и редукција и примање започнуваат со согласка.

† Честопати се употребува и терминот *оксиdo-редукциони процеси*. Овој термин по секоја цена треба да се *одбегнува*, заради тоа што неговиот прв дел (*оксиdo*) повеќе потсеќава на зборот *оксид*, односно на зборот *оксидација*.

Оксидациони и редукциони средсїва

Во секоја редокс реакција разликуваме **оксидационо средство и редукционо средство**.

Оксидационо средсїво е супстанца која *предизвикува оксидацija* на некој од другите реактанти (притоа самата се редуцира). Колку *полесно* атомите од една супстанца *примаат електрони*, толку таа супстанца е *добро оксидационо средсїво*. *Редукционо средсїво*, пак, е супстанца која може да *предизвика редуцирање* на некоја друга супстанца при што самата, се разбира, мора да се *оксидира*.

Така, кислородот или хлорот во погоре разгледаните примери се *оксидационо* средства (тие самите при тоа се редуцираат), додека металите ја играат улогата на *редукциони* средства (при што самите се оксидираат).



Во некоја таблица, најди ги вредностите за електронегативностите на елементите коишто во горните примери оддаваат електрони (т.е. се оксидираат) и на оние што електрони примиат, редуцирајќи се при тоа.

Утврди во која „насока“ се пренесуваат електрони: од елемент со помала кон елемент со поголема електронегативност или обратно. Ти изгледа ли тоа логично?

Ако, засега, разгледуваме само прости (елементарни) супстанци, може да се рече дека кај простите супстанци образувани од елементите од една определена *група* на периодниот систем, оксидационите својства, по правило, *слабеат со расپењето на атомскиот број* на елементот. Во рамките на една *периода*, пак, оксидационите својства на простите супстанци *се засилуваат со зголемувањето на атомскиот број* на елементот од дадената период. Така, од халогените елементи најсилно оксидационо средство е флуорот, а најслабо – јодот. Од елементите на втората периода, пак, најсилно оксидационо средство е флуорот, а најслабо – литиумот.

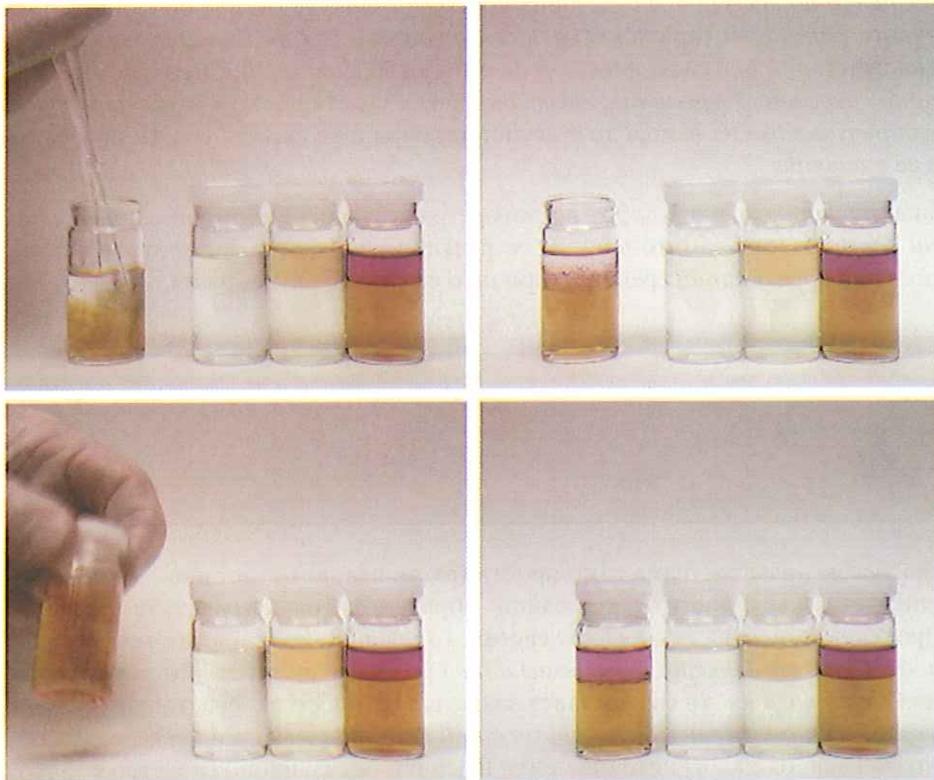
Провери колку горното тврдење се согласува со начинот на кој се изменува вредноста на електронегативноста!

Бидејќи флуорот полесно прима електрони од хлорот, елементарниот флуор може да прими електрони и од хлоридни јони што се во составот на некој хлорид*. Резултат е, како што обично се вика, *истипнување* на хлорот од страна на флуорот – процес што доведува до образување на флуорид и

* И бромидни јони што се во составот на некој бромид или јодидни јони во составот на некој јодид.

елементарен хлор*. Слично така, хлорот го истиснува бромот од бромидите и јодидите (сл. 5.5), а бромот го истиснува јодот од јодидите.

Предупредување: Флуорот не го истиснува хлорот од други соединенија, туку само од хлоридите, а слично е и со другите халогени елементи.



Сл. 5.5. Горе лево: во шишче со воден раствор од хлор (хлорна вода) се додава јодид[†] горе десно: водниот слој се обвојува кафеаво од издвоен јод; долу лево: шишето се клумка; долу десно: хексанскиот слој се обвојува виолетово од растворениот јод. Во трите шишиња десно во секоја слика има хлор, бром и јод соодветно во систем кој се состои од воден и хексански раствор на соодветната елементарна супстанција

Инаку, од оксидационите средства што се ползуваат во хемиските лаборатории може да се спомнат калиум перманганатот, калиум хлоратот, калиум ди-хроматот, хлорот итн.

* Можно е истиснување и на бром и на јод од страна на флуорот.

† Во горниот слој на трите шишиња десно се наоѓаат раствори од хлор, бром и јод во хексан. Тие служат за споредба.

Од друга страна, колку *полесно* една супстанца *оддава електрони*, толку таа е подобро *редукционо* средство. Заради тоа што релативно лесно ги оддаваат своите електрони, повеќето *метали* се *редукциони* средства. Од овие, пак, најдобри редукциони средства се алкалните метали, при што редукционата способност им расте одејќи од литиумот кон цезиумот.

Се согласува ли ова со вредностите на електронегативностите?

Ако една супстанца е добро оксидационо средство, нејзината редуцирана форма* ќе биде слабо редукционо средство и обратно. Исто така, оксидирани форми† на редукционите средства ќе бидат толку послаби оксидациони средства, колку посилно биле изразени редукционите својства на првобитната супстанца.

Ова е јасно:

ако една супстанца лесно прима електрони, супстанцата што при тоа настапува, електроните тешко ќе ги оддава и обратно.



Гледаш ли некаква аналогија со киселините и базите според теоријата на Бренштед и Лаури?

Оксидациони броеви

Разгледувањето на процесите на оксидација и редукција може, барем во формална смисла, да се поедностави ако се воведе поимот за **оксидационен број**‡ на атомите во една молекула, јон или дефинирана формулна единка (може да биде позитивен, негативен, па и со вредност нула).

Вредностите за оксидационите броеви може да се најдат врз основа на неколку релативно едноставни правила коишто **треба да се запомнат**:

* Тоа значи – супстанцата што се добива при редукција на првобитната супстанца (оксидационо-то средство).

† Т.е. онаа супстанца којашто се образува при оксидација на првобитната супстанца, онаа што била редукционо средство.

‡ Доста често, во истата смисла се употребува и терминот **оксидациона состојба**.

1. Оксидационите броеви на едноатомски јони се еднакви со *релативниот полнеж** што јоните го имаат.
2. Оксидационите броеви на атомите во простите супстанци (супстанците што се наоѓаат во елементарна состојба) се еднакви на нула.
3. Оксидационите броеви на атомите од алкалните метали (литиумот, натриумот, калиумот, рубидиумот, цезиумот) се секогаш еднакви на +1, а оние на атомите од т.н. земноалкални метали (берилиумот, магнезиумот, калциумот, стронциумот, бариумот) се секогаш еднакви на +2.
4. Вредноста на оксидациониот број за атомите од флуорот е секогаш еднаква на -1.
5. Оксидациониот број на атомите од кислородот во **најголем дел** од неговите соединенија† е -2.
6. Оксидациониот број на атомите од водородот во **најголем дел** од неговите соединенија‡ е +1.
7. *Збирот* на оксидационите броеви на сите атоми во една молекула или неутрална дефинирана единка е еднаков на нула, а во еден јон е бројно еднаков на *релативниот полнеж на јонот*.

Оксидационите броеви се пишуваат над симболот на дадениот елемент во формулата на молекулата, јонот или дефинираната единка. При тоа, првина се пишува предзнакот (+ или -), а потоа, со арапска бројка, се запишува бројната вредност на оксидациониот број.

Соодветни примери ќе најдеш во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование*.

* Релативниот електричен полнеж с односот меѓу електричниот полнеж што го има една наелектризирана честичка и елементарниот електричен полнеж (т.е. полнежот што го исти седен електрон). Во согласност со горното правило, оксидациониот број на натриумот во Na^+ јоните ќе биде +1, на магнезиумот во Mg^{2+} катјоните ќе биде +2, на сулфурот во сулфидните јони (S^{2-}) ќе биде -2 и слично.

Обрни внимание на разликата во пишувањето на *релативниите полнежи* и на *оксидационите броеви!* Во првият случај знаците + и - следуваат *по* цифрата, а при означувањето на оксидационите броеви знаците + и - се пишуваат *пред* соодветната цифра. Освен тоа, кога се означува релативниот полнеж, цифрата 1 не се пишува, додека при запишувањето на оксидационите броеви, *зајолжително* треба да се напише +1 или -1.

† Исклучок претставуваат *пероксидите* каде што оксидациониот број на кислородните атоми е -1 и некои други соединенија што поретко се среќаваат.

‡ Исклучок се *хидридите на металите* во кои оксидациониот број на водородот е -1.

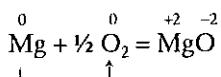
Накусо речено,

- врз основа на релативно едноставни правила, на атомите од различните елементи во едно соединение може да им се припишат определени вредности за т.н. *оксидациони броеви*;
- во некои случаи вредноста на оксидационите броеви може да се доведе во непосредна врска со релативниот полнеж на наелектризираните честички, по оксидациони броеви може да се припишат и на атомите што влегуваат во составот на неутрални честички или други дефинирани единики.

Треба да се напомне дека честопати се зборува не само за оксидациони броеви на *атомите* од даден елемент, туку и за вредност на оксидациониот број за тој даден *елеменит*.

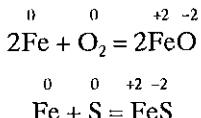
Во редокс процесите некои оксидациони броеви се изменуваат

Да разгледаме уште единци, но сега во светлината на она што го научивме, некои од погоре спомнатите редокс процеси. Ако повторно започнеме со процесот на горење на магнезиумот во атмосфера од кислород, може да напишеме*:



Како што се гледа, магнезиумот[†] ја зголемува вредноста на својот оксидационен број: овој се изменува од 0 во +2. Се разбира, ова е очекувано: магнезиумот оддава електрони (негативно наелектризиирани честички), образувајќи позитивно наелектризиирани јони. Од друга страна, кислородот ја намалува вредноста на оксидациониот број (-2 е помало од нула!).

Слично е и во случајот на реакциите на железото со кислородот, односно со сулфурот:



Лесно се види дека и тута атомите од железото (елементот што оддава електрони) ја зголемуваат вредноста на својот оксидационен број. Атомите,

* Стрелката, во овој случај, ја означува насоката на пренесување (целосно или делумно) на електрони.

† Во овој процес магнезиумот се оксидира.

пак, од елементите што се *редуцираат*, т.е. оние што *примаат* електрони (такви се кислородот во првата од горните реакции и сулфурот во втората) си ја *намалуваат* вредноста на оксидационниот број.

Вака е и воопшто:

- во редокс реакција вредноста на оксидациониот број на атомите од елемент што се оксидира се наголемува, а онаа на атомите на елемент што се редуцира се намалува;
- оксидационо–редукциона е секоја реакција во која доаѓа до изменување на вредноста на оксидационите броеви на некои од атомите што влегуваат во состав на учесниците во реакцијата (реактанти и продукти).

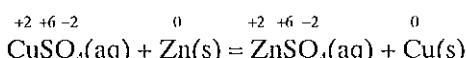
Ако *сите* видови атоми што се наоѓаат во составот на една супстанца ја имаат **најголемата можна вредност** на оксидациониот број, таа супстанца не може да се оксидира. Ако, пак, иниден вид атоми во супстанцата не може да ја намали вредноста на својот оксидационен број, супстанцата не може да се редуцира. Се разбира, вака ќе биде ако сите видови атоми ја имаат **најмалата можна вредност** на оксидациониот број.

Овие тврдења ќе ти станат појасни ако одговориш на соодветните прашања што се содржани во прирачникот *Практика и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование*.

Како пример може да послужи реакцијата на бакар сулфат со цинк. Нејзината хемиска равенка (напишана на вообичаениот начин) гласи:

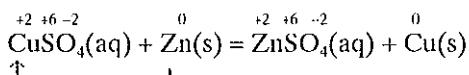


Ако ги внесеме вредностите за оксидационите броеви, горната равенка ќе изгледа вака:



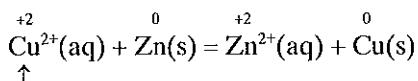
Во оваа реакција, оксидационите броеви на сулфурот и на кислородот (овие елементи ги образуваат сулфатните јони) не се изменуваат. Меѓутоа, во реакција се изменуваат оксидационите броеви на бакарот (овој број се намалува) и на цинкот (тој се наголемува).

Според тоа, и во овој случај доаѓа до *размена на електрони*, т.е. се работи за *оксидационо–редукциона реакција*. Насоката во која електрони се пренесуваат може да ја означиме со стрелка, па ќе имаме:



Зборувајќи поинаку: бакарот во оваа реакција се редуцира, а цинкот се оксидира.

Наместо полната равенка на реакцијата, може да ја напишеме и скратената (ефективна) јонска равенка:



од која појасно се гледа дека

во случајот на јонски редокс реакции, до промени во вредноста на оксидационите броеви доаѓа само кај оние учесници што *ефективно* учествуваат во процесот.

Оксидационите броеви и именувањето на оксиди, хидроксиди и соли

Познавањето на вредноста за оксидационите броеви овозможува називите на оксидите, хидроксидите и солите да се образуваат на систематичен начин.

Така, наместо да биде наречено *дигелезо триоксид*, соединението



може да се вика и железо(III) оксид, со тоа што римската бројка ставена во загради ја означува **вредноста на оксидациониот број**. За ваков начин на образување на називите на соединенијата стануваше збор и при изучувањето на хемијата во прва година кога сметавме дека бројката ја означува **валентноста на атомот од соодветниот елемент**. Сегашното значење е она *високинскојо!*

Двата оксида на бакарот, пак,



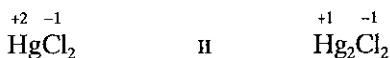
може да се викаат не само дубакар оксид и бакар оксид, туку и бакар(I) оксид и бакар(II) оксид (последните називи треба да се претпочитаат).

Така, при овој последен начин за образување на називите на *оксидите*,

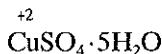
покрај името на елементот за чијшто оксид се работи, во заграда, со римски цифри, се означува вредноста на оксидациониот број на тој елемент, а потоа се додава зборот *оксид*.

Предзнакот + при тоа не се пишува, туку се подразбира, а заградата се пишува **слеано** – веднаш до името на елементот (не се остава празнина).

На сличен начин може да се образуваат и називите на хидроксидите и на солите. Така, солите



се викаат жива(II) хлорид и жива(I) хлорид соодветно*, а соединението



се вика бакар(II) сулфат пентахидрат.

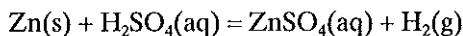
Значи, при образувањето на називите на соли на металите,

покрај името на елементот за чија сол се работи, со римски цифри напишани, слеано, во заграда се означува вредноста на оксидациониот број за металот, а потоа се додава називот на ајонот.

Кога елементот има само една можна вредност за оксидациониот број (на пример, кај алкалните или земноалкалните метали), излишно е таа да се најдува. Така, *редовно* зборуваме за натриум хлорид, а не за натриум(I) хлорид. *Не се употребуваат* ниту називите калиум(I) нитрат, калциум(II) оксид, бариум(II) сулфат и слично.

Реакции на металите со киселини; електрохемска низа на металите

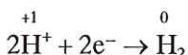
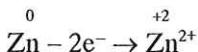
Си учел за добивањето на гасовит водород. Во хемиска лабораторија тоа најчесто се прави така што врз метален цинк се делува со разредена киселина (на пример, сулфурна):



[обично се додава и малку бакар(II) сулфат]. Лесно е да се види дека во текот на оваа реакција оксидациониот број на цинкот се зголемува (од 0 на +2), а на водородот се намалува (од +1 на 0).

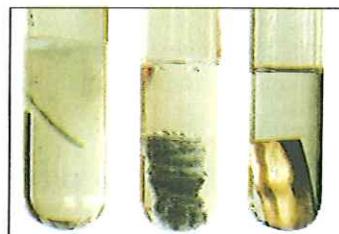
* Во молекулата на жива(I) хлоридот двата атома жива се сврзани еден за друг и, секој од нив, за по еден атом од хлор. Така, во ова соединение живата е двовалентна, но нејзиниот оксидационен број е еднаков на +1. Употребениот назив, според тоа, е правилен само ако римската бројка ја означува вредноста на оксидациониот број, а не на валентиоста! Постојат и други вакви примери.

Реакцијата, според тоа, е оксидационо–редукциона и може да се претстави со равенките на полуреакциите*:



И други метали (магнезиум, алуминиум, железо итн.) реагираат со силни киселини (сл. 5.6), а алкалните метали дури и со толку слаба киселина каква што е водата. При ваквите реакции се ослободува гасовит водород.

Меѓутоа, во некои случаи, доаѓа до т.н. *пассивирање* на металите. Така, реакцијата на олово со сулфурна киселина не тече во позначителна мерка, заради тоа што на површината се образува тешко растворлив олово(II) супфат. Алуминиумот, пак, се пассивира со азотна киселина затоа што на површината се образува слој од нерастворлив алуминиум оксид.

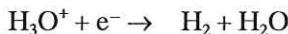


Сл. 5.6. Магнезиумот (лево) бурно реагира со разредена сулфурна киселина, цинкот (во средината) реагира побавно, а бакарот (десно) не реагира

Реакциите на металите со киселини може да се илюстрираат со едноставните обиди 5.1 и 5.2. Како што може да се види ако горните обиди се *изведат*, некои метали со киселините реагираат, ослободувајќи водород. Меѓутоа, има и метали (на пример, бакарот и живата, потоа благородните метали – среброто, златото, платината и други) коишто не стапуваат во вакви реакции (сл. 5.6).

Разлики постојат и меѓу металите што *реагираат* со киселини. Некои реагираат и со слаби и со силни киселини (во последниот случај реакцијата ќе тече побурно), некои само со силни киселини, а разлики има и во однос на брзината со која реакциите се одвиваат (сл. 5.6). Разликите може да се објаснат ако се потсетиме дека се работи, всушност, за *редокс* реакции, т.е. за процеси на размена на електрони.

Металите коишто реагираат со киселините (а тоа значи, со водородните јони) *полесно отдаваат електрони* од гасовитиот водород. Заради тоа, спонтано (сама од себе) ќе може да се одвива полуреакцијата



* Како што рековме, кога зборуваме за *полуреакции*, замисуваме дека *одделно* се случуваат реакциите на оддавање и на примање електрони. Тоа, се разбира, не е точно (без да има кој да ги прими, електрони не може да бидат оддадени), но на овој начин, така да речеме, ни се олеснува животот!

како и полуреакцијата во која металот се претвора во соодветни јони (на пример, натриумот во Na^+ јони; алуминиумот во Al^{3+} јони итн.).

Ако, пак, металот *йошешко оддава електрони* одошто гасовитиот водород, горните полуреакции нема да може спонтано да се случуваат. Ваквите метали (на пример, бакарот) нема да реагираат со киселините и нема да ослободуваат водород при дејствувањето на киселини врз нив.

Меѓутоа, ако киселината може да дејствува оксидационо (при што треба да се измени оксидациониот број на некој друг елемент од составот на киселината, а не на водородот) до реакција може да дојде (сл. 5.7).

Запомни:

во реакција со киселини, водород може да ослободуваат само метали коишто полесно оддаваат електрони одошто гасовитиот водород.

Реакции на метали со киселини се случуваат и во некои извори на електрична струја*, ако постојат метални спроводници потопени во раствори од киселини. Ако, да речеме, потопиме една бакарна и една цинкова шипка во раствор од сулфурна киселина, ќе се добие извор на електрична струја којшто се вика[†] *Волтова акумулатори* (стр. 110). И во оловниште акумулатори постојат метални плочи (вистина, малку обработени) потопени во раствор од сулфурна киселина. Оловни акумулатори (за нив веќе си учел) се наоѓаат, да речеме, во автомобилите, а имаат и различни други примени.

Во зависност од *леснотојаја* со која металите реагираат со киселини, а и врз основа на некои други својства, попознатите метали може да се подредат во следнава низа:

Li	K	Ca	Na	Al	Zn	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	H_2	Cu	Ag	Hg	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	--------------	----	----	----	----

Поради врската меѓу реакциите на металите со киселини и електрохемиските процеси, низа како онаа погоре се вика **електрохемска низа на металите**.

Како што се гледа, во низата е вклучен и водородот, макар што тој не е метал. Тоа е сторено заради тоа што водородот служи како своевидна основа за споредување. Имено, ако еден метал во електрохемиската низа се наоѓа *пред*

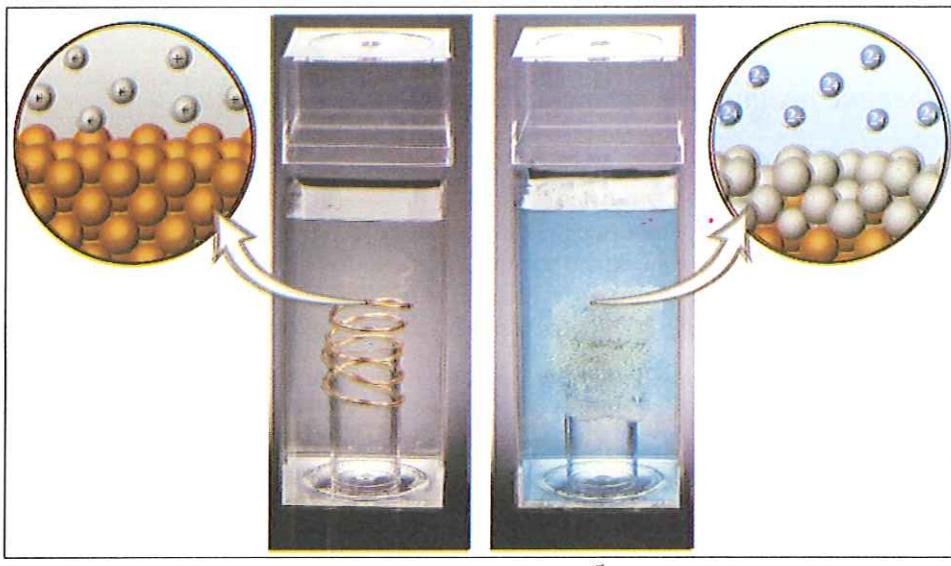


Сл. 5.7. Бакарот реагира со азотната киселина (кафеавиот гас е азот диоксид)

* За извори на електрична струја накусо ќе зборуваме подоцна (стр. 108).

† Во чест на италијанскиот физичар Алесандро Волта [Volta] (1745–1827).

водородот, тогаш ќе биде можно со реакција на тој метал со киселините да се добие гасовит водород, а ако металот се наоѓа *зад* водородот, ваква реакција *нема да може* спонтано (самата од себе) да тече.



Сл. 5.8. Поставена во раствор од сребро нитрат, бакарната спирала (а) го истиснува среброто (б) – на спиралата се издвојуваат кристалчиња од метално сребро, а растворот се обојува сино од присутните Cu^{2+} јони

Освен тоа, метал што се наоѓа *понаред* во електрохемиската низа ќе може, по правило, од неговите соединенија да истиснува кој и да е метал што во низата се наоѓа *зад* него*. Така, со раствор на бакар сулфат ќе реагираат, ослободувајќи елементарен бакар, сите метали во електрохемиската низа, заедно со оловото. Се разбира, и бакарот може да ги истиснува металите што се наоѓаат зад него во електрохемиската низа. Таков е случајот со среброто (сл. 5.8).

Да повториме:

- ако во електрохемиската низа еден метал се наоѓа *понаред* од некој друг метал, тој ќе може да реагира со сол на вториот метал;
- продукти на ваква реакција ќе бидат сол на металот што полесно оддава електрони и металот (во елементарна состојба) којшто потешко оддава електрони.

* Соединенијата за коишто се зборува се соединенија на металот што се наоѓа *понаредно* во електрохемиската низа. Ако мислевме на соединенија на металот што се наоѓа *поналево*, ќе речевме „*од* своите соединенија“!

РАВЕНКИ НА ОКСИДАЦИОНО-РЕДУКЦИОННИТЕ РЕАКЦИИ

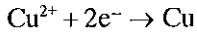
И редокс реакциите се претставуваат со равенки

Како и сите други хемиски процеси, и оксидационо–редукционите реакции може да се претстават со помош на равенки. Впрочем, ние погоре веќе постапувавме така. Во основа, нема суштински разлики меѓу равенките на редокс процесите и оние на други типови хемиски реакции. И тута на левата страна се наведуваат суштините што се *реактанди*, а на десната оние што се *продукти* на реакцијата, па потоа равенката се *израмнува*.

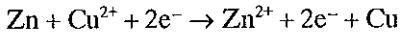
Меѓутоа, *размената на електрони* (а токму тоа е карактеристично за оксидационо–редукционите реакции) не се претставува во равенките запишани на вообичаениот начин*. Заради тоа, не е секогаш† веднаш јасно дали една равенка се однесува или не се однесува на редокс реакција.

Ако сакаме да го истакнеме фактот дека електрони се разменуваат, може со равенки одделно да ги претставиме процесот на оддавање на електрони (процесот на оксидација) и овој на примање на електрони (процесот на редукција). Со други зборови, може првии да ги напишеме равенките на соодветните *полуреакции*.

Така, за процесот во кој цинк реагира со бакарни јони (оваа реакција беше разгледана погоре) може да напишеме:



Како што знаеме, полуреакциите (процесите на оддавање и на примање на електрони) не може да се случуваат одделно еден од друг. Всушност, **вистинската** реакција е резултат на *истновременото* протечување на обете полуреакции. Водејќи сметка за ова, може да ги собереме равенките на полуреакциите:



* Барем не во таков вид што тоа да може *виднати* да се види.

† Особено ако равенката е покомплицирана.

Поради тоа што и на левата и на десната страна се јавува членот $2e^-$, тој може и да не се пишува (т.е. може да се *йонизира*^{*}, онака како што се постапува со еднакви членови на двете страни од обичните, алгебарски, равенки). Така, равенката на оксидационо–редукционниот процес ќе го добие својот краен вид:



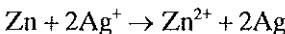
И во други (особено во поедноставните) случаи,

равенките на оксидационо–редукционите реакции се своевиден збир на равенките на двете полуreakции – оддавањето и примањето на електрони, т.е. оксидацијата и редукцијата.

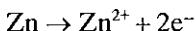
Бројот на отдалечени електрони треба да биде еднаков со оној на примени електрони

Во горниот пример, бројот на отдалечени и примени електрони во двете полуreakции е еднаков: *при единична промена на нивниот досег*, два мола електрони се и отдалечени и примени. Поинаку речено, една формулна единка од редукционото средство (цинкот) отпушта два електрона, додека една формулна единка на оксидационото средство (бакарните јони) прима, исто така, два електрона.

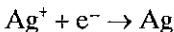
Поинаку стојат работите ако се работи за слична реакција во која цинкот реагира со јони од среброто:



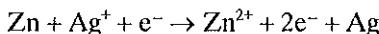
Во овој случај, имено, една формулна единка од редукционото средство (цинкот) отдава два електрона, додека една формулна единка од оксидационото средство (јоните од среброто) прима **еден** електрон:



а



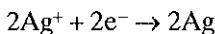
Очигледно, ако во овој случај едноставно се соберат равенките на двете полуreakции:



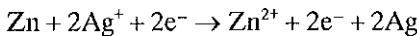
на левата страна ќе има помалку електрони одшто на десната и добиениот израз *нема да биде равенка*.

* Внимавај: Да се *йонизира*, не е исто што и да се *скрија*!

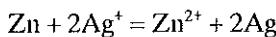
За да може да се напише конечна равенка во која нема да се појавуваат електрони, онаа за втората полуреакција треба да се помножи со два (тоа треба да се стори со **секој** член):



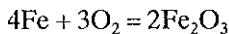
и дури тогаш да се собере со равенката за првата полуреакција:



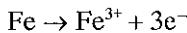
Ако, сега, се поништат членовите коишто на двете страни означуваат електрони, се добива вистинската равенка на процесот:



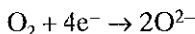
Во случајот, пак, на реакцијата на оксидација на железото со кислород (на пример, при *корозија*),



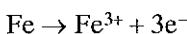
равенките на обете полуреакции



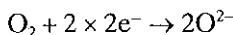
и



треба да се помножат со соодветни фактори (4 и 3 соодветно), за да се постигне членовите што содржат електрони да бидат еднакви во едната и во другата. Инаку, во последната од горните равенки коефициентот 4 се јавува заради тоа што секој од двата атома кислород треба да прими по два електрона за да добие оксидационен број -2. Всушност, би можело првин да напишеме



и



па потоа равенките на двете полуреакции да ги напишеме во *скрайтен вид*. Вака може и ти да постапуваш додека да се здобиеш со потребното искуство. Во учебников, меѓутоа, така *нема* да биде правено.

Преостанатите чекори до добивање на конечната равенка на овој редокс процес можеш и сам да ги направиш. **Стори го тоа – ќе ти користи!**

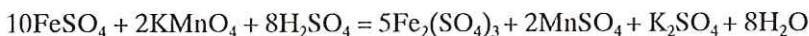
Треба да запомниш:

кога конечната равенка се добива со собирање на равенките на полуреакциите, многу често е неопходно најпрвин да се изврши множење на тие равенки со множители коишто обезбедуваат во секоја од нив да се јавува ист број (или, при дадена промена на досегот, исто количество) разменети електрони.

Се разбира, ова е неопходно: колку што електрони се оддадени во текот на оксидационо–редукционата реакција, исто толку мора да бидат и примени!

Внимавај: Крајната равенка на оксидационо–редукциониот процес не секогаш со држи само формули на супстанците (или на формулните единки) што се оксидираат, се редуцираат или се настанати при оксидацијата на редукционото средство и со редукција на оксидационото средство. За ова треба да се води сметка при израмнувањето.

Така, во реакцијата описана со равенката*



покрај супстанците што учествуваат во размената на електрони (*најди кои се π тие!*) има и еден реактант којшто ниту оддава, ниту прима електрони (*побарај $\tilde{\sigma}$ и не $\tilde{\sigma}$*). И меѓу продуктите на реакцијата има такви што содржат само елементи чии оксидациони броеви не ја измениле својата вредност во текот на реакцијата (*кои се π тие?*).

Во вакви случаи, конечната равенка *не може едносоставно* да се добие од равенките на полуреакциите на оксидација и редукција.

Израмнување на равенките на редокс реакции

Хемиските равенки на оксидационо–редукционите реакции може да се израмнуваат на ист начин како и сите други.

Меѓутоа, постои и поедноставен (и посигурен) начин за израмнување на равенките на оксидационо–редукционите реакции. Тој е основан на ползување на вредностите на оксидационите броеви и на фактот дека при каква и да е промена на досегот на реакцијата, бројот на оддадени и на примени електрони мора да биде еднаков. Притоа, не е неопходно да има *целосно* оддавање, односно *целосно* примање електрони.

За да се израмни равенката на овој начин, постапуваме на следниов начин:

1. Се наоѓаат елементите чии атоми ја менуваат вредноста на оксидациониот број.
2. Се составува шема во која се наведуваат:
 - симболите на овие елементи, разделени со стрелка (и лево и десно од стрелката, симболот на истиот елемент);
 - ако во некоја од формулите покрај симболот на елементот има *индекс*, се пишува и тој.

* Во неа отсуствуваат ознаките (aq).

- над симболите на елементите се запишуваат вредностите на нивниот оксидационен број;
 - шемата се комплетира со запишување на бројот на електрони што треба да бидат оддадени или примени за да дојде до соодветно изменување на вредноста на оксидациониот број.
3. Со множење со погодни множители, се изедначува бројот на оддадени и на примени слектрони. Се разбира, еднаков мора да биде и бројот на атоми (последново е важно ако индексите покрај симболите на елементот во формулите на реактантите и продуктите не се еднакви).
4. Коефициентите што на таков начин се појавуваат пред симболите од елементите во шемата се пренесуваат во неизрамната равенка.
5. Не менувајќи ги повеќе овие коефициенти, по вообичаениот начин се завршува израмнувањето на равенката.

Доколку во реакцијата учествуваат супстанци што содржат кислород, најдобро е ако исправноста на сета постапка се потврди на тој начин што на крајот на израмнувањето ќе се провери дали бројот на кислородни атоми е еднаков на двете страни на равенката.

Начинот на израмнување на равенките на оксидационо–редукционите реакции ќе ти стане поблизок и полесен ако ги обработиш примерите што се дадени во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование*.

Запомни:

израмнувањето на равенките на оксидационо–редукционите реакции (како и на сите хемиски равенки) треба да се увежбува.

Препорачливо е *оштрвин* сите чекори одделно да се пишуваат. Дури откако израмнувањето ќе биде добро увежбано, може неопходните операции да се изведуваат „на памет“ (се разбира, ако не се бара да се покажат сите чекори).

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование* (глава 5), а се однесуваат на овој дел од учебникот.

ЕЛЕКТРОХЕМИСКИ ПРОЦЕСИ

ЕЛЕКТРОХЕМИСКИ ПРОЦЕСИ

Електрохемија и електрохемиски процеси

Делот од хемијата* кој се занимава со хемиските процеси што се одвиваат под дејство на електрична струја се вика **електрохемија**. Вакви се процесите што се случуваат при **електролиза** и оние што служат како основа за добивање **електрична струја**.

Електролиза, како што знаеш, е процес кај кој, под дејство на еднонасочна струја доведена на еден електролит (раствор или растоп), во системот се случуваат хемиски промени (издвојување на гасови, таложење на метали врз електродите итн.).

Совет: Со примери за електролиза веќе си се сретнал. *Обнови си ги знаењата за процесите на електролиза за кои си учел!*

Сигурно си употребувал и батериска џебна светилка, батериски транзисторски приемник или електронски калкулатор што работи на батерији. Можеби, дури, си туркал автомобил чиј акумулатор „откажал“, па не може да се „запали“. Како и она на уредите за електролиза, и работењето на изворите на еднонасочна струја (батерии, акумулаторите) е резултат на одвивање на електрохемиски процеси.

Постои, значи, врска меѓу електричната струја и некои хемиски реакции. Реакциите за кои станува збор или течат поради тоа што низ системот поминува електрична струја, или самите служат како основа за добивање електрична струја. Ваквите реакции ги викаме **електрохемиски**. Како што ќе видиме, електрохемиските процеси по својот карактер се **редокс процеси**, т.е. придружени се со размена на електрони.

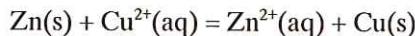
Со други зборови,

електрохемиски реакции се оние кои се случуваат при преминување на електричество низ електролити (при електролиза) или такви што овозможуваат да се направат извори на еднонасочна струја.

* Попрецизно речено, делот од *физичката хемија*.

Електрохемиски редокс процеси

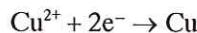
Како што видовме, при реакциите меѓу металите и киселините, се разменуваат електрони. Електрони се разменуваат и во реакции каква што е онаа меѓу метален цинк и бакарни јони:



При тоа, како што исто така видовме, може да се смета дека размената на електрони е резултат на протекчување на полуреакцијата во која доаѓа до оксидација на цинкот:



и на истовремената полуреакција во која јоните на бакар(II) се редуцираат:



Ако метален цинк се потопи во раствор што содржи бакарни јони, електроните се пренесуваат директно од металниот цинк кон јоните од бакар, а од металната шипка во растворот преминуваат цинкови јони.

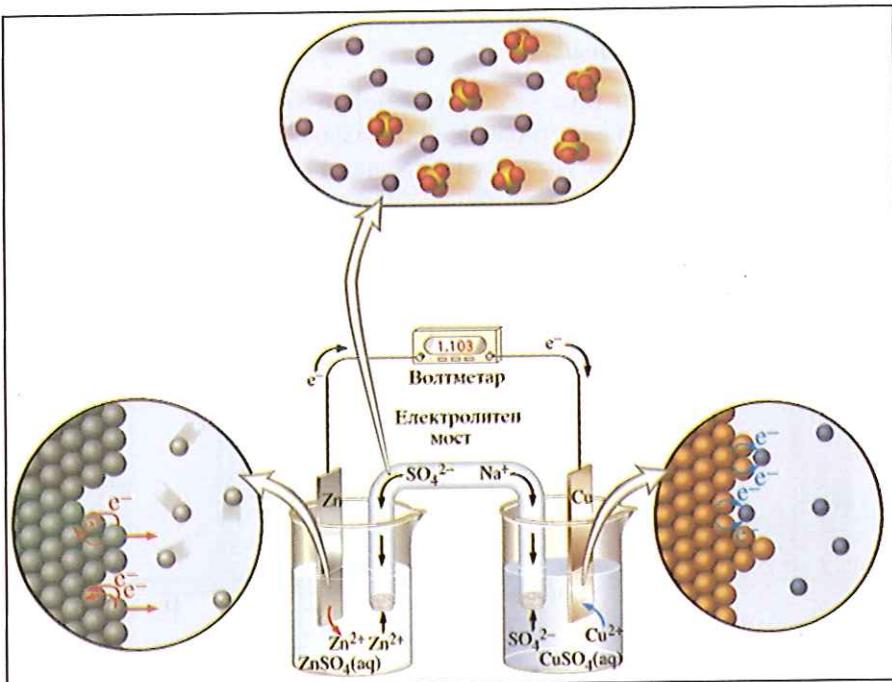


Сл. 6.1. Меѓу цинковата плочка и растворот што содржи Zn^{2+} јони се воспоставува динамичка рамнотежа

електризираат (ќе го загубат полножет). Со други зборови, ќе се воспостави динамичка рамнотежа и *ништо* видливо нема да се случи (сл. 6.1). Слично ќе биде и ако бакарна плочка се потопи во раствор што содржи Cu^{2+} јони.

Меѓутоа, ако двата раствора се сврзат со т.н. *електролитен мост**^{*}, а металните плочки се сврзат со надворешен спроводник на кој се наоѓа ин-

* Електролитен мост е свиткана цевка во која има раствор од електролит. Електролитниот мост овозможува двата раствора да бидат електрично поврзани (јони може да минат низ мостот), но да не се измешаат.



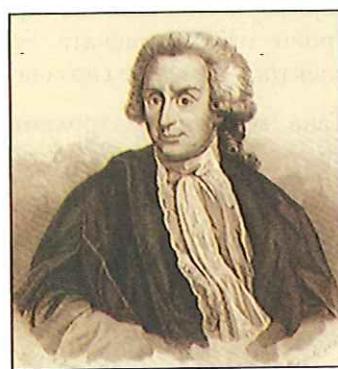
Сл. 6.2. Даниелов галвански елемент

струмент за мерење на напонот (како на сл. 6.2), ќе се добие, како што покажува волтметарот, *извор на електрична струја*.

Ваков извор на електрична струја се вика **галвански елемент**. За галвански елементи поподробно ќе зборуваме подолу.

Инаку, називот **галвански елемент** е во врска со презимето на италијанскиот лекар (но и физичар) Галвани* (сл. 6.3) кој, доста случајно, направил открытие со долгочни и важни последици.

За открытието на Галвани се зборува во четвртото Г7. Прочитај го ова четиво (а и другите од Прилогот Г): можеби тоа ќе ти се допадне, а и ќе научиш нешто ново и интересно. Ако, пак, ти е „преку глава“ од читanje – немој да ги читаш четивата од Прилогот Г. Та, нели, нивниот заеднички наслов е „Ако те интересира – прочитај“!

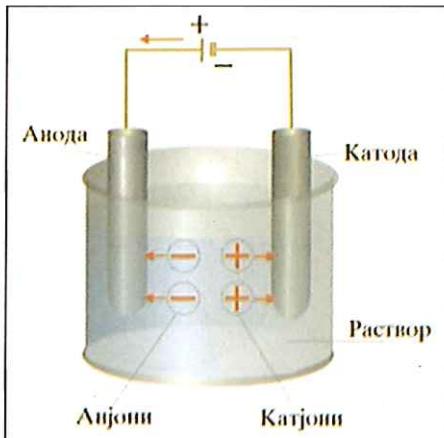


Сл.6.3. Луици Галвани

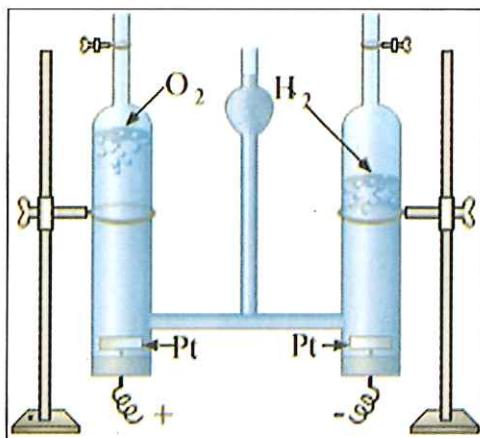
* Луици Галвани [Galvani] (1727–1789).

Галванските елементи за кои досега стануваше збор се еден од двата важни типа **електрохемиски елементи**.

Вториот тип (за кој исто така ќе зборувавме) се **ќелиите за електролиза**. Шематски, една ќелија за електролиза е прикажана на сл. 6.6. Можеби уште се сеќаваш за Хофмановиот уред за разложување на водата за кој си учел во седмо одделение (сл. 6.5). Се разбира, повторно се работи за ќелија за електролиза.



Сл. 6.4. Ќелија за електролиза



Сл. 6.5. Хофманов апарат за електролиза на вода

И во ваквите електрохемиски елементи (ќелиите за електролиза) се случуваат процеси на оддавање и примање електрони, но сега тие се одвиваат под дејство на еднонасочна струја доведена однадвор – катјоните примаат електрони од негативната електрода, а анјоните предаваат електрони на електродата што е сврзана со позитивниот пол на надворешниот извор.

Така, во **сите** електрохемиски елементи постои *еден дел* во кој се случува процес на *оксидација* и *друг дел*, во кој се одвива процес на примање на електрони (*редукција*).

Овие два дела на електрохемискиот елемент се викаат **полуелементи**.

Процесите, пак, на примање електрони (во делот околу катодата), односно на предавање на електроди (во делот околу анодата) се викаат **полуреакции**. Се разбира, не може да се случува *само една* полуреакција затоа што во растворот не може да има ниту вишок, ниту кусок електрони. Комбинацијата на двете полуреакции* ја дава целокупната реакција.

* При ова неопходно е бројот на предадени и на примени електрони да биде **еднаков**.

Полуелементот во кој се случува оксидација се вика анода, а оној во кој полуреакцијата е редукција, го носи називот катода*.

Истите називи се употребуваат и за означување на металните (или слични) спроводници потопени во растворот: плочи, шипки и слично.

Така,

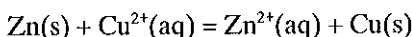
- кај секој електрохемиски елемент, во единиот полуелемент, на анодата, се случува полуреакцијата на оксидација,
- во другиот полуелемент, пак (на катодата), се одвива полуреакцијата на редукција.

ГАЛВАНСКИ ЕЛЕМЕНТИ

Галвански елементи

Како што рековме, основа за работењето на галванските елементи е хемиска реакција што се случува во нив. Оваа хемиска реакција е, по својата природа, оксидационо–редукциона, т.е. реакција на размена на електрони. За да добиеме претстава за она што се случува при работењето на галванските елементи, ќе ги разгледаме процесите во Даниеловиот елемент, макар што тој сега нема поголема *практична* важност.

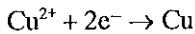
Реакцијата што претставува основа за работењето на Даниеловиот елемент ни е веќе позната:



само што сега полуреакциите



и



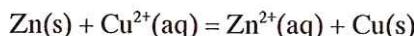
се случуваат на две просторно оддалечени места – првата во садот со цинкова шипка потопена во раствор од цинк сулфат, а втората во оној каде што бакарна шипка е потопена во раствор од бакар(II) сулфат. Во првиот сад цинковата шипка, оддавајќи во растворот јони†, постепено се раствора, а во

* Згоден начин да се запомни дека на анодата се врши оксидација е да се забележи дека обата збора (и *оксидација* и *анода*) почнуваат со *само*гласка. Наспроти тоа, и *редукција* и *катода* почнуваат со *со*гласка.

† Всушност, истовремено, но во помала мерка, тече и спротивниот процес.

вториот бакарните јони, примијќи електрони, се претвораат во елементарен бакар кој се таложи на бакарната шипка* (сл. 6.2). Цинковата шипка е негативниот (-) пол на елементот, а бакарната – неговиот позитивен (+) пол.

Електроните што во металниот цинк остануваат во вишок заради оддавање на катјони во растворот, се пренесуваат низ металните спроводници и низ бакарната шипка до местото каде што оваа се допира со растворот и тука биваат примани од бакарните јони од растворот на бакар сулфат. Само благодарејќи му на ваквото пренесување на електрони, можно е да тече вкупната (*сумарна*) реакција



Електролитниот мост, пак, овозможува сулфатни јони да преминуваат од растворот на бакар(II) сулфат кон оној од цинк сулфат, одржувајќи ја *електронеутралноста* на двата раствора.

Не само во Даниеловиот елемент, туку и воопшто:

како основа за работење на еден галвански елемент е хемиска реакција којашто може да се оствари така што оддавањето на електрони да се врши на едно место, а примањето на електрони да се врши на друго, просторно оддалечено, место.

Практично важни галвански елементи



Сл. 6.6. А. Волта

Макар што откритието на Галвани (стр. 108) може да се смета за основа на сите подоцнежни галвански елементи, првиот практично употреблив извор на еднонасочна струја го конструирал сонародникот на Галвани – Александро Волта† (сл. 6.7). Овој уред, наречен *Волтин столб* (сл. 6.8), долго време бил единствениот што бил ползуван и со него биле направени низ важни откритија.

Волтиниот столб, всушност, се состоел од поголем број плочи од цинк што биле во директен контакт со плоча од бакар, а секоја ваква двојка од другата била одделена со ткаенина натопена со



Сл. 6.7. Волтин столб

* И во овој случај, истовремено тече и спротивниот процес, но и тој е помалку изразен.

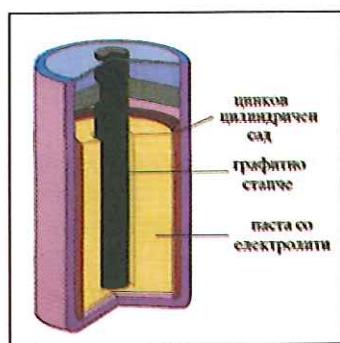
† Александро Волта [Volta] (1744–1827).

разредена сулфурна киселина. Комбинацијата метален цинк–раствор од сулфурна киселина–метален бакар се вика *Волтин елемент*.

Од галванските елементи веројатно најчесто среќавани се т.н. Лекланшеов* (сл. 6.8) сув елемент† и акумулаторите‡.

Лекланшеовиот сув елемент (сл. 6.9) наоѓа широка практична употреба. Еден или повеќе вакви елементи се наоѓаат во обично употребуваните „батерии“§ (оние за џебни батериски светилки и за други слични цели). Тој се вика **сув** заради тоа

што наместо течни раствори, во него има густа паста**. Едната паста (таа е нанесена околу графитното стапче што се наоѓа во средината и е **позитивниот пол** на елементот) содржи мangan(IV) оксид, додека другата (таа го исполнува остатокот од просторот во цинковото садче коешто е **негативниот пол** на Лекланшеовиот елемент) содржи NH_4Cl и ZnCl_2 .

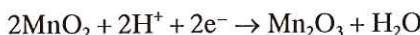


Сл. 6.9. Лекланшеов сув елемент (современа форма)

Полуреакциите на оксидација и редукција што се случуваат во сувиот елемент може **приближно** да се претстават на следниов начин (тие, всушност, се покомпликувани):



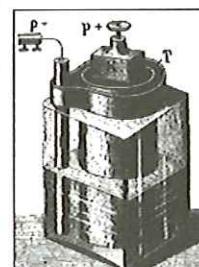
и



Во текот на работата пастите стануваат поретки (во реакцијата се образува вода), а ѕидовите на цинковото садче стануваат сè потенки и може дури и да се дупнат. Тогаш, како што велиме, батеријата тече.



Сл. 6.8. Ж.
Лекланше



Сл. 6.10. Оригиналниот Лекланшеов елемент

* Се чита Лекланшев, а не Леклánшеов.

† Според презимето на неговиот конструктор Жорж Лекланше [Leclanché] (1839–1882). Инаку, оригиналниот Лекланшеов елемент изгледал малку поинаку од неговата современа форма (сл. 6.10.).

‡ Внимавај на правописот: не се пишува акумулатор!

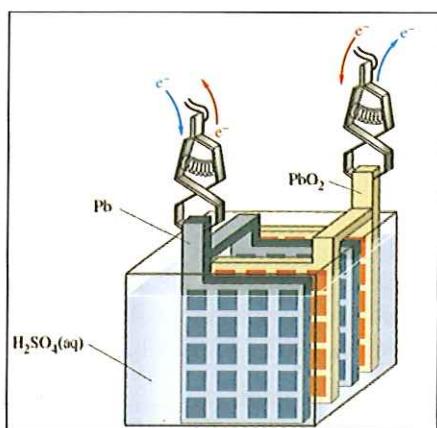
§ Терминот „батерија“ би требало, всушност, да се употребува само тогаш кога заедно се спакувани неколку галвански елементи (како во широките батериии од 4,5 волти), а не и тогаш кога се работи за само еден елемент (како во „батериите“ од 1,5 волт). Можеби си чул за „батерија топлови“?

** Овие пасти, сепак, содржат вода и, според тоа, елементот не е **сосем сув**.

Напонот на нов Лекланшеов елемент изнесува околу 1,5 V, но тој постепено опаѓа. Кога напонот ќе опадне до околу половина од првобитната вредност, велиме дека батеријата „се испразнила“ и таа тогаш треба да се фрли.

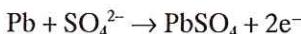
Акумулатори

Постојат и галвански елементи коишто може, откако ќе се „испразнат“, повторно да се „наполнат“ ако се приклучат кон извор на еднонасочна струја. Ваквите елементи се викаат **акумулатори**.

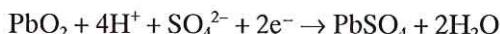


Сл. 6.11. Оловен акумулатор

Кога **оловниот акумулатор** работи како извор на струја (види ги црвените стрелки на сл. 6.11), во него се случуваат следниве полуреакции:



и



додека при полнење на акумулаторот (насоката на поминување на електроните е покажана со сините стрелки на сл. 6.10) процесите одат во спротивната насока.

Покрај оловниот, постојат и други видови акумулатори, на пример, т.н. *батериии што се пополнат* кои имаат форма и големина како обичните суви батериии (сл. 6.12), но кога ќе се „испразнат“ може повторно да се наполнат во соодветен „полнач“.

Инаку, запомни

акумулатор е секој галвански елемент коишто, откако ќе се „испразни“ и напонот ќе му опадне, може пак да биде „наполнет“.



Сл. 6.12. Батериите што се пополнат се акумулатори

 Излегувајќи од равенките на полуреакциите што се случуваат во Лекланшеов елемент, состави ја равенката на целокупниот оксидационо–редукционен процес.

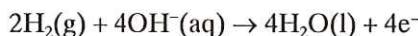
Напиши ја и конечната (сумарната) равенка на редокс процесот што се случува во оловниот акумулатор.

Немој напамет да ги учиш овие реакции!

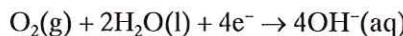
Обиди се да се запознаеш и со други видови галвански елементи (и акумулатори). Во електронските калкулатори се употребуваат т.н. никел–кадмиумови „батерии“. Во други случаи се употребуваат соодветни акумулатори – батерии кои може да се полнат.

Горивни ќелии

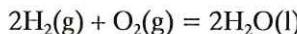
Интересен вид галвански елементи се т.н. горивни ќелии. Во нив се случуваат процеси на оксидација и на редукција кои, во целина, се еднакви со реакциите што се случуваат при горењето (оттаму им е и називот). Така, при некои вселенски летови како извори на електрична струја се употребувани горивни ќелии (сл. 6.13) во кои полуреакциите се



и



Равенката на оксидационо–редукциониот процес во целост ќе биде

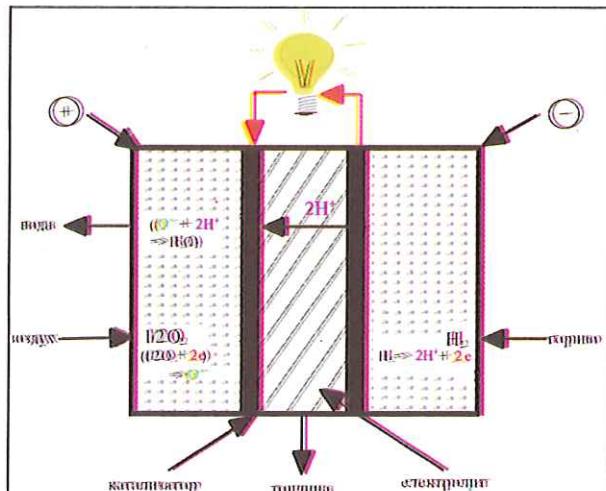


значи, навистина еднаква како онаа што го опишува процесот на горење на водородот.

Електродите во ваквите горивни ќелии се порозни и содржат соодветен катализатор (обично, платина).

Во услови на вселенски лет, ваква горивна ќелија обезбедува не само енергија туку, што е важно, и вода којашто може да се употребува за пиење.

Во последно време се прават и прототипови на



Сл. 6.13. Еден вид горивна ќелија



Сл. 6.14. Прототип на автомобил со горивна ќелија

автомобили што за своето работење користат горивни ќелии (сл. 6.14). Очигледно, работењето на горивна ќелија од овој тип на никаков начин не ја загадува средината.

Токму затоа, горивните ќелии, можеби, во иднина ќе бидат еден од најважните типови електрохемиски елементи.

Инаку, постојат и други видови горивни ќелии, на пример, такви во кои „горива“ се метанолот и воздухот.

ЕЛЕКТРОЛИЗА

Процеси на електролиза

Електролиза, како што знаеме, се вика процес во кој под дејство на еднонаправна струја од надворешен извор, во електролитот (раствор или растоп) настанува оксидационо–редукциона реакција.

И други постапки (на пример хромирањето, пониклувањето, поцинкувањето и слично, т.е. обложувањето на еден метал со тенок слој од друг) се базирани врз процеси на електролиза. Заедничко име на ваквите процеси е *галванизација*. Галванизацијата се врши и во индустриски размери, на пример, во постројки како онаа на сл. 6.15.

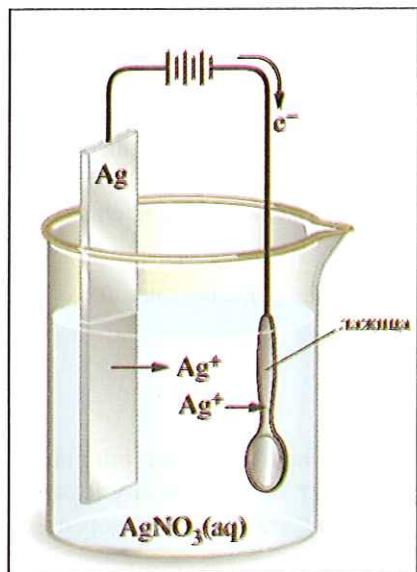


Сл. 6.15. Постројка за галванизација

Со електролиза врз предмети од еден метал се нанесува друг (на пример, сребро). Ваквите процеси се викаат процеси на *галваностапенија* (сл. 6.16).

- 6.2
- 6.3
- 6.4

Со некои процеси на електролиза ќе се запознаеме ако ги изведеме обидите 6.2, 6.3 и 6.4.



Сл. 6.16. Посребрување (еден вид галваностегија)

Кој од присутните катјони ќе ги прими електроните од катодата, ќе зависи од различни фактори, на прво место од тоа колку лесно даден катјон прима електрони (т.е. од местото на елементот во електрохемиската низа).

Во првиот од трите посочени обида, во водниот раствор на бакар хлорид се присутни бакар(II) катјони и хидрони (водородни јони). Првите полесно примаат електрони (бакарот *попецико отдава електрони од водородот*) и заради тоа на катодата се таложи бакар.

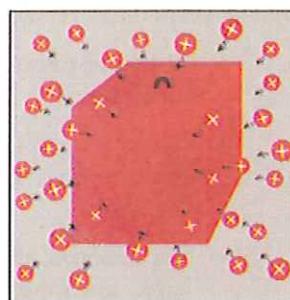
Наспроти тоа, ако се врши електролиза на раствор од натриум сулфат (или на некоја друга натриумова сол), на катодата ќе се одделува водород (*атомите*

Со помош на електролиза може металните предмети и да се бојадисуваат (сл. 6.17).

Во суштина, сите процеси на електролиза се меѓусебно слични.

Имено, кога низ раствор на некоја сол, база или киселина се пропушти единона- сочна струја, јоните што се присутни во растворот ќе започнат *насочено* да се движат кон спротивно наелектризираната електрода: катјоните кон негативната електрода (катодата), а анјоните кон позитивно наелектризираната електрода (анодата)*.

Кога катјоните ќе дојдат во непосредна близина на катодата, тие од неа може да *примат електрони* и да се *редуцираат*.



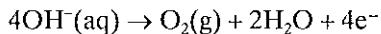
Сл. 6.17. Ако бојата содржи наелектризирани честички, боенето на метални предмети може да се врши и со електролиза

* Не треба да забораваме дека катјоните и анјоните од растворената супстанција не се единствените јони што постојат во растворот. Покрај нив, во водниот раствор има и водородни катјони и хидроксидни анјони настанати со дисоцијација на водата.

од натриумот лесно *оддаваат* електрони, а натриумовите *јони*, соодветно на тоа, *пешико примиат* електрони)*.

Од друга страна, кога анјоните во достатна мерка ќе се приближат до анодата, тие на електродата може да предаваат електрони и да се *разелектиризираат* (т.е. да го *изгубат* својот *полнеж*). Ваков е случајот со хлоридните јони во првиот од горните обиди кои, во анодната полуреакција, оддаваат електрони и образуваат атоми од хлор кои, меѓутоа, веднаш се сврзуваат во молекули.

Во вториот обид, пак, анодната полуреакција може да се претстави како:



и на анодата се одделува гасовит кислород.

Кога анодата е направена од метал (како во последниот од погоре описаните експерименти), наместо врз неа да се издвојуваат продукти на електролизата, таа може самата да се *растворува*, оддавајќи катјони во растворот.

Понекогаш продуктите што се издвојуваат на електродите може да стапуваат во дополнителни хемиски реакции, а можни се и други компликации за кои сега нема да зборуваме.

Она што треба да се запомни е дека

- и при процесите на електролиза доаѓа до оксидационо–редукциони реакции;
- на катодата некои од присутните катјони примаат електрони и се редуцираат, а на анодата се врши оддавање на електрони (оксидација)
- на анодата или се одделуваат продукти на електролизата (на пример, кислород, хлор и слично) или пак самата анода се раствори, давајќи катјони во растворот.

Процесите на електролиза имаат голема практична важност. На ваков начин се добиваат, меѓу другото, алиминиум, хлор, натриум хидроксид, водород и уште многу важни продукти.

Со електролиза се пречистува бакарот (стр. 142).

За некои вакви процеси ќе зборуваме во следното поглавје.

* Покрај од местото на елементите во електрохемиската низа, за тоа **што точно** ќе се издвојува на катодата, влијанието ќе имаат и концентрациите на одделените јони, како и материјалот од кој е направена катодата.

КОРОЗИЈА НА МЕТАЛИТЕ

Корозија



Сл. 6.18. Корозија на железен предмет

Сигурно си видел како изгледаат железни предмети кои, незаштитени, подолго време стоеле на отворено. Ваквите предмети се покриени со кафеав слој од 'рѓа. Во други случаи само на некои места на металната површина се појавуваат петна од 'рѓа (сл. 6.18).



Сл. 6.19. Наполно кородиран железен предмет

Овие петна со текот на времето се шират и се продлабочуваат, *разјадувајќи* го железниот предмет (сл. 6.19).

'Рѓосувањето е една од манифестиците на т.н. корозија на металите.

Општо земено,

корозија е секој процес во којшто под влијание на околната, некој материјал ги губи првобитните својства и се разрушува.

Така, постепеното пропаѓање на материјалот (мермер, варовник) од кој се направени некои споменици треба да се смета за процес на *корозија* на тој материјал (сл. 6.20). Дури и стаклото при подолго стоење во почвата е подложно на корозија.



Без сомнение, најголемо значење имаат процесите на корозија на *металиите*, особено на железото. Корозијата на металите е, од практична гледна точка, *мошне штетен процес* и против неа се води постојана борба.

Кај металите, корозијата може да биде **хемиска** или **електрохемиска**.

Хемиската корозија е резултат на непосредното делување на **суви гасови** (кислород, хлор, сулфур диоксид, јаглерод диоксид) врз металот.

Сл. 6.20. Камен лик (гардојл) оштетен од корозија

Се разбира, најчеста е хемиската корозија на металите под дејство на *кислородот од воздухот* при што на површината на металот се образува тенок слој од оксид (т.н. **оксиден филм**). Ако градбата на металниот оксид не се разликува премногу од структурата на самият метал, слојот од метален оксид цврсто ќе налегнува на површината на металот. Ваков оксиден филм може да ја спречи натамошната корозија и да го заштити металот од процесите на корозија (таков е случајот со алуминиумот). За жал, продуктот на заемното дејство на железото со кислородот ги нема овие својства и, дури, ги *катализира* процесите на корозија.

Значи,

до хемиска корозија доаѓа во средина што не дозволува спроведување на електричество, а причини за неа се агресивни гасови.

До *електрохемиска корозија*, пак, ќе доаѓа во средина којашто може да спроведува електричество (на пример, вода во која има растворено јаглерод диоксид, сулфур диоксид или некои други гасови). Ако капка од ваква вода се најде на место каде што во контакт се наоѓаат два различни метала (или метал и метална или друга нечистотија што во него постои), ќе се образува своевиден електрохемиски елемент, а електрохемиските процеси кои течат во него се честа причина за корозијата на материјалот. Влијанието на постоењето на втор метал за отпочнување и одвивање на процесите на корозија може да се илустрира со обидот 6.5.

По правило,

за да дојде до електрохемиска корозија на металите треба:

- да постои контакт меѓу два различни метала (или меѓу метал и некоја нечистотија што во него е вклучена, па дури и меѓу метал и некој негов дел којшто е истегнат или на друг начин деформиран) и
- да постои вода (макар и во вид на сосем ситни капки или тенок слој) во која има растворено соли или гасови (особено такви што при своето растворување образуваат киселини, на пример јаглерод диоксид, сулфур диоксид, сулфуроводород, оксиди на азот и други).

Заштита на металите од корозија

Заштитата на металите од корозија може да се врши на различни начини.

Така, како што веќе видовме, железото може да се покрие со тенок слој од некој друг метал којшто самият не е толку подложен на корозија (на пример, хром) или чија корозија може да се дозволи (на пример, цинк).



Сл. 6.21. Галванизиран челик

на улога – така металните предмети се штитат од корозија.

Всушност, со повеќето од овие постапки се зголемува и *убавината* на предметите, (сл. 6.22), а и тоа не е неважно.

Емајлирањето на садовите за домаќинството исто така има за цел да ги заштити од корозија.

Нанесувањето на заштитните метални облоги најчесто се врши со помош на електролиза*. Ваквата постапка се вика **галванизација**.

Галванизационата постапка во која предмети од алуминиум или легури на алуминиумот се обложуваат со цврст слој *оксид* се вика **елоксирање**.

Премачкувањето на металите со бои, лакови и слични материјали има предимно *заштитни*-



Сл. 6.22. Од елоксиран алуминиум може да се изработуваат предмети со практична употреби, но и објекти што имаат уметничка вредност



Порано многу честа била употребата на тепсии, котлина, гумови и други садови изработени од бакар.

За да се заштитат од корозија (продуктите на корозијата на бакар се *отровни*), ваквите садови биле *калаусувани* (покривани со слој од калај).

Дали ова била ефикасна заштита и во случај ако на калајната облога би се појавила мала гребнатинка? Би напредувала ли, во ваков случај, корозијата на бакарот или на корозија би бил изложен калајот?

Дали, во овој поглед, ситуацијата би била иста ако се калаиса сад направен од железо?

Совет: Погледни во електрохемиската низа на металите!

Цевководи закопани в земја се штитат од корозија на тој начин што ќе бидат поврзани со *негативниот пол* од извор на еднонасочна струја, додека за по-зитивниот пол се сврзува метален блок којшто се „жртвува“ и треба, од време на време, да биде заменуван со друг. Друга можност е на цевководот директно да се сврзе некој активен метал (на пример, магнезиумова шипка) којшто ќе кородира, заштитувајќи го железото од корозија.

* Предметот што се заштитува ја има улогата на катода, а растворот во ќелијата за електролиза содржи иони на металот од кој се образува облогата.



Сл. 6.23. Предмети од челик што не 'рѓосува

Со додавање на определени додатоци при производството на челик, може да се добие материјал (челик што не 'рѓосува; сл. 6.23) којшто е отпорен на корозија, а постојат и други начини за заштита.

Во секој случај, важно е да се знае дека

хемијата помага металите да се заштитат од корозија.

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование* (глава 6), а се однесуваат на овој дел од учебников.

ХЕМИСКИ РЕАКЦИИ ВО ИНДУСТРИЈАТА

АМОНИУМ ХИДРОКСИД И НАТРИУМ ХИДРОКСИД

Хемиски реаќции – основа за индустриска промишленост

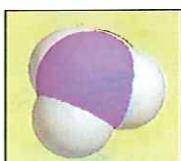
Хемиските процеси се интересни и самите за себе затоа што овозможуваат да се запознаат, така да се рече, *тешкотие на природата*. Важно е да се знае кои се условите под кои реакциите течат, колкава е брзината со која се одвиваат, какви се рамнотежите до кои доведуваат. Сето тоа го збогатува фондот на знаења на човештвото и овозможува натамошни чекори во запознавањето на природата.

Меѓутоа, изучувањето на хемиските реакции има уште една, многу попрактична, страна. Имено, сета *хемиска индустриска промишленост* е базирана врз изведување на хемиски реакции. Притоа, цел е реакциите да се одвиваат во посакуваната насока, да даваат што повеќе од бараните продукти за покусо време, производството да биде поекономично, а трошоците помали. А за сево ова да се постигне потребни се основни (фундаментални) познавања од различни гранки на хемијата. Процесите што ќе ги изучиме ќе го покажат ова.

Да заклучиме:

изучувањето на хемиските процеси е важно не само од гледиште на хемијата, туку и заради примената на сознанијата во хемиската индустриска промишленост.

Амонијак и амониум хидроксид – градба и својства

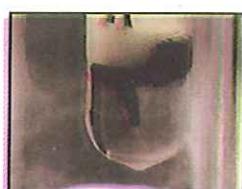


Сл. 7.1. Модел за молекулата на амонијак

Еден од најважните продукти на хемиската индустриска промишленост е соединението **амонијак** чија формула, како што знаеш, е NH_3 , а градбата на молекулата (со која повеќепати се среќававме), е покажана на сл. 7.1.

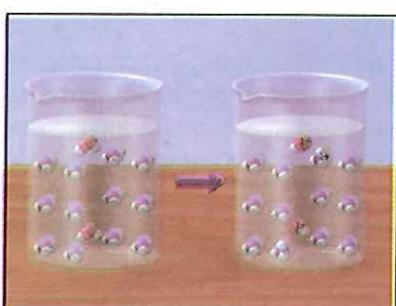
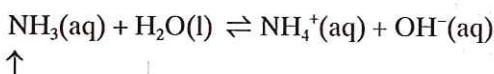
При обични услови, амонијакот е гас со силна непријатна миризба.

На температура од околу -33°C може да се втечни, при што течниот амонијак е растворувач кој има слични својства како водата.



Сл. 7.2. Електролиза на течен амонијак

изнесува околу 28 %, а концентрацијата му е околу 15 mol/L. Растворот на амонијак во вода вообичаено се вика *амониум хидроксид* (в. сл. 7.4):



Сл. 7.4. Само мал дел од молекулите од амонијак со молекули од вода образуваат амониумови и хидроксидни јони

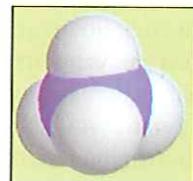
Инаку, како што видовме, гасовитиот амонијак е бренштедовска база, а амониумовите јони се бренштедовска киселина.

Како чиста супстанца, амониум хидроксид не постои.

Со многу метални јони се образуваат *аммински комплекси*. Така, со повеќе метални јони (на пример, Ni^{2+} , Co^{2+} и други) се образуваат хексаамминметал(2+) јони (сл. 7.5), со раствори што содржат бакар(2+) јони се

Едно од интересните својства на течниот амонијак е можноста во него да се растворува метален натриум (а и другите алкални метали, како и калциум, стронциум и бариум). Се добива темносин раствор за кој се верува дека содржи електрони солватизирани со молекули од амонијак. Сличен продукт изгледа се образува и при електролиза на течниот амонијак (сл. 7.2).

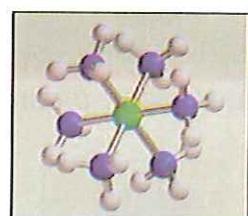
Гасовитиот амонијак мошне добро се растворува во вода. Во заситениот раствор масениот удел на амонијакот изнесува околу 28 %, а концентрацијата му е околу 15 mol/L. Растворот на амонијак во вода вообичаено се вика *амониум хидроксид* (в. сл. 7.4):



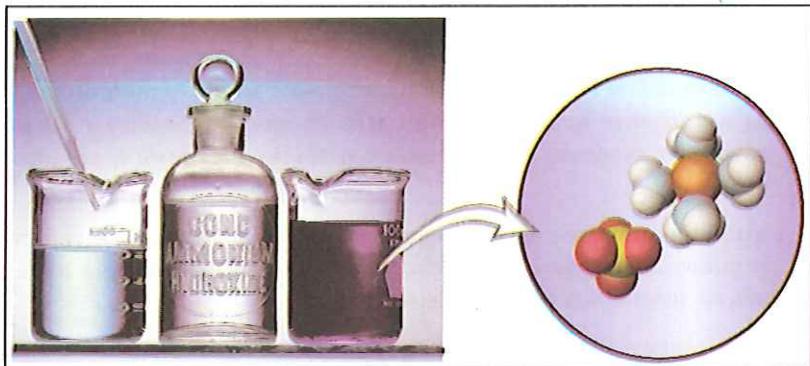
Сл. 7.3. Модел за амониум јон

Всушност, само мал дел од NH_3 молекулите примиат протони од молекулите вода (сл. 7.4) и затоа растворите од амонијак се однесуваат како *многу слаба база* во арениусовска смисла.

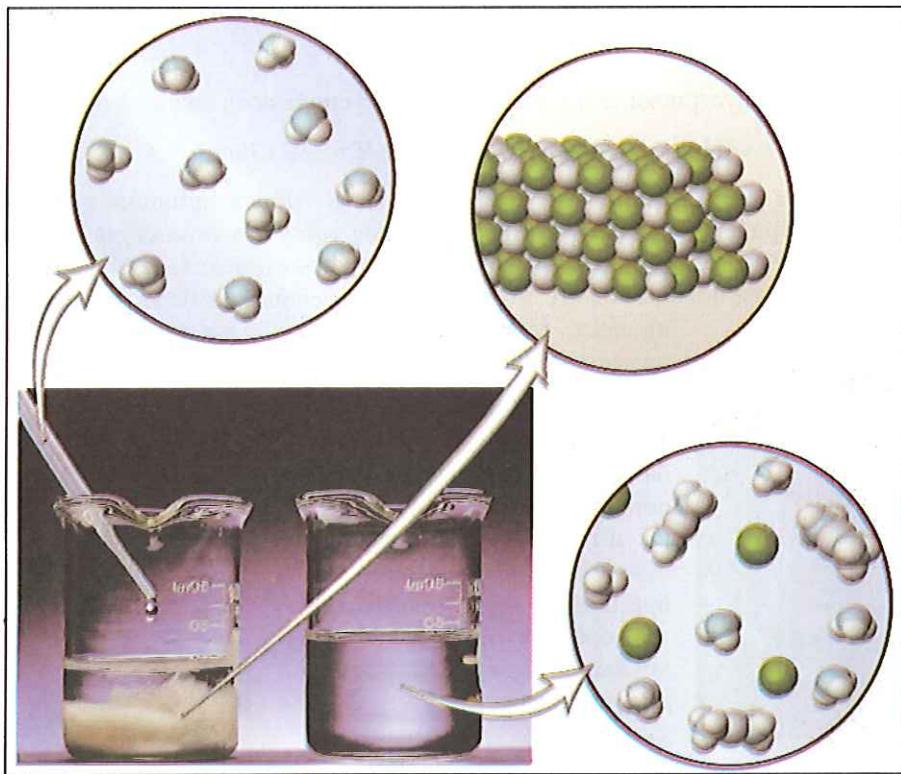
Силните бази (на пример, раствор од натриум хидроксид) го *искапнуваат* амонијакот од неговите водни раствори. Тоа се чувствува по миризбата или по промената на бојата на навлажена црвена лакмусова хартија.



Сл. 7.5. Модел за градбата на $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ јон



а



б

Сл. 7.6. Додавањето на концентриран амониум хидроксид кон раствор од бакар(II) сулфат доведува до образување на темносин раствор од тетраамминбакар(II) сулфат (а); а додавањето на амонијак доведува до растворување на талогот од сребро(I) хлорид со образување на диамминсребро(I) хлорид (б)

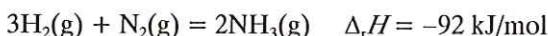
образуваат $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ јони и растворот се обовјува темносино (сл. 7.6 а), а со јони од сребро настануваат диамминсребро(I) јони, $[Ag(NH_3)_2]^+$ што доведува до растворување на талогот од $AgCl$ (сл. 7.6 б).

Да заклучиме:

- амонијакот е гас со непријатна миризба, добро е растворлив во вода и неговите водни раствори што ги викаме *амониум хидроксид* веушност содржат само релативно малку амониум и хидроксидни јони;
- амонијакот може да се втечи, а едно од интересните својства на течниот амонијак е неговата способност да растворува алкални и некои земноалкални метали;
- амонијакот образува голем број *аммински комплекси*.

Амонијак – добивање

Амонијакот индустриски се добива со директна синтеза од водород и азот:



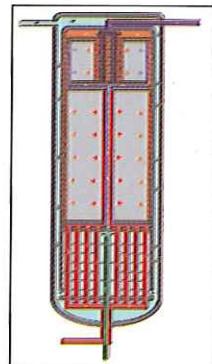
Како што се гледа, реакцијата е *взетермна* и според принципот на Ле Шателје и Браун, *покачувањето на температурата* ја поместува рамнотежата кон лево. Од друга страна, збирот на стехиометриските коефициенти на реагентите е поголем од стехиометрискиот коефициент на единствениот продукт, така што *покачувањето на притисокот* ја поместува рамнотежата кон десно и го зголемува притисокот на амонијак.



Сл. 7.7. Фриц Хабер

Така, на прв поглед, би требало да се работи на што пониска температура и колку што е можно повисок притисок. Но, така е само на прв поглед; имено, на ниска температура реакцијата тече *многубавно*. Решението самото се наметнува – треба да се најде *катализатор* што ќе ја забрза реакцијата.

Проблемот за изнаоѓање на погоден катализатор особено остро се наметнал во Германија во времето на Првата светска војна. Дотогаш, нитрати (неопходни при производството на експлозиви) се увезувале од Чиле, но воените дејствија тоа го спречувале. Токму затоа, биле вложени големи напори да се најде начин како амонијак да се синтетизира од достапните азот и водород.



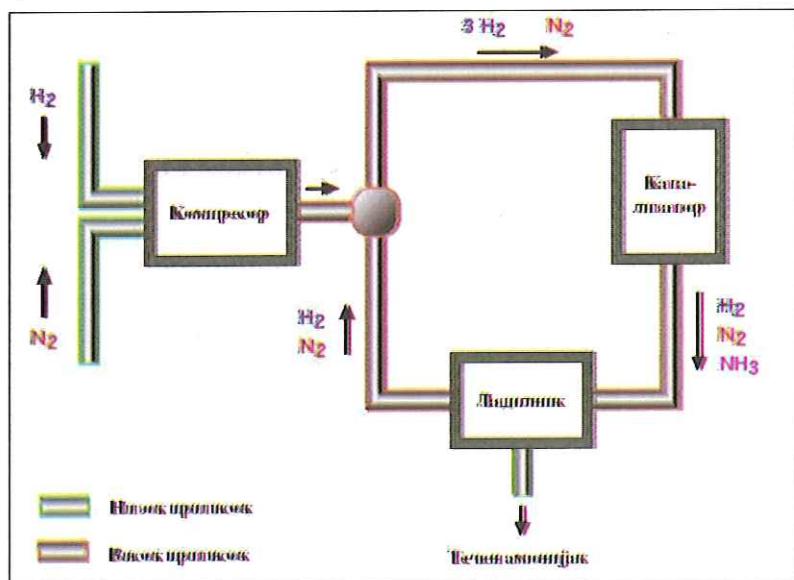
Сл. 7.8. Реакторска комора за каталитичко добивање на амонијак

Експериментирајќи со стотици различни супстанци, до решение дошол германскиот хемичар Хабер* (сл. 7.7) кој најнакрај утврдил дека згоден катализатор е железото (со додаток на алуминиум оксид).

За откривањето на начинот за добивање на амонијакот Хабер ја добил Нобеловата награда за 1918 година. Процесот го подобрил и го прилагодил за индустриска примена (сл. 7.8) еден друг германски хемичар, Карл Бош† кој, и самиот, добил Нобелова награда (во 1931 год.) заедно со Фридрих Бергиус.

Откако бил најден погоден катализатор, можело да се пристапи кон индустриско производство на амонијак. Тука главен бил придонесот на Бош кој работел врз проблемите сврзани со примена на високи притисоци.

Процесот се изведува на температура од околу $500\text{ }^{\circ}\text{C}$ и притисок од 20 MPa (сл. 7.9).



Сл. 7.9. Синтеза на амонијак (схематски)

Запомни:

амонијакот се добива со процес кој се вика **Хаберов** (или **Хабер-Бошов**) и се состои од катализичка реакција на директно соединување на азот и водород при температура од околу $500\text{ }^{\circ}\text{C}$ и притисок од околу 20 MPa .

* Фриц Хабер [Haber] (1868–1934).

† Карл Бош [Bosch] (1874–1940).

Амонијак и амониум хидроксид – применена

Амонијакот има голема и разнообразна примена. Можеби најважната од нив е неговата употреба како сировина при производството на азотна киселина (види подолу). Азотната киселина, пак, се користи при производството на вештачки губрива, експлозиви и други важни производи. И самиот амонијак (кога е втечнет) може да се употребува како вештачко губриво (сл. 7.10).

Фактот што процесот за синтеза на амонијакот ја направил Германија независна од увозот на нитрати и ѝ овозможил непречено производство на експлозиви и муниција можеби ја продолжил Првата светска војна. Како и во други случаи, значајно научно открытие може да се користи и за полезни цели (на пример, производство на вештачки губрива и, со тоа, зголемување на приносите) и за цели кои се штетни.

Важно е да не заборавиш дека

амонијакот се употребува како вештачко губриво (самиот или посредно, како амониум нитрат или уреа – супстанци во чие добивање се употребува амонијакот), во производството на експлозиви, ракетни горива и како сировина за производството на азотна киселина.



Сл. 7.10. Со течен амонијак се наѓубрува почвата

Натриум хидроксид – градба, својства и применена

Натриум хидроксидот е бела цврста супстанца (сл. 7.11). Изграден е од Na^+ и OH^- ѕони. Под дејство на јаглерод диоксидот (тој е секогаш присутен во воздухот), површината на зрнцата (*гранули*) од натриум хидроксид се покрива со слой од натриум хидрогенкарбонат.



Сл. 7.11. Гранули од натриум хидроксид

При допир, ја оштетува кожата, предизвикувајќи рани кои тешко зараснуваат (*живи рани*). Заради тоа, при ракување со натриум хидроксид треба да се биде особено претпазлив, а супстанцата да се зема само со спатула или со лажичка.

Во воден раствор, натриум хидроксидот е целосно дисоциран (в. сл. 4.1).

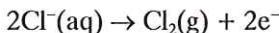
Натриум хидроксидот се користи при производството на сапуни и детергенти, во индустријата за хартија, текстил и нафта и за многу други цели. Порано се употребувал и во домаќинството.

Значи:

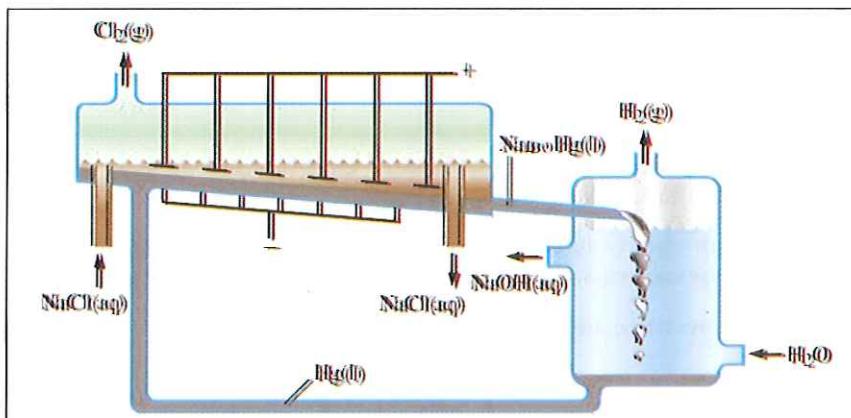
- натриум хидроксидот е цврста, јонски градена супстанца, а неговите водни раствори се однесуваат како силни бази;
- се користи при производството на сапуни и детергенти, во индустријата за хартија, текстил и нафта и за други цели.

Натриум хидроксид – добивање

Индустриски, натриум хидроксидот се добива со електролиза на водни раствори од натриум хлорид. Кон позитивната електрода (анодата) се приближуваат хлоридните јони, тие на електродата ѝ предаваат електрони, се разелектризираат и образуваат молекули од хлор:



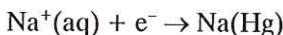
Од друга страна, кон негативната електрода (катодата) се приближуваат Na^+ јоните, но електрони примаат молекулите од водата давајќи хидроксидни јони и молекули од водород:



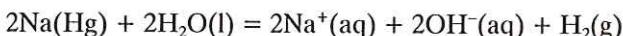
Сл. 7.12. Електролиза на воден раствор од натриум хлорид во живина ќелија



Меѓутоа, ако катодата е направена од жива (сл. 7.12), електрони од неа ќе примат натриумовите јони, а образуваниот натриум веднаш се растворва во живата, давајќи амалгам:

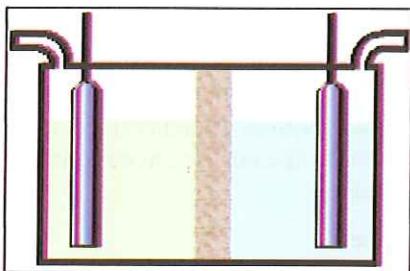


Амалгамот* потоа се воведува во вода при што се добива раствор од натриум хидроксид и гасовит водород:



а живата се ослободува и се враќа во процесот. Незгодата на овој процес е што дел од живата може да „избега“ и да ја загади околината.

Така, покрај натриум хидроксид се добиваат и гасовит водород и гасовит хлор (обете супстанци се мошне важни индустриски производи) и, во извесна смисла, може да се смета дека натриум хидроксидот е некој вид спореден продукт на процесот.



Сл. 7.13. Електролиза на воден раствор од натриум хлорид во уред со дијафрагма (шематски)

Инаку, постојат и други начини за добивање на натриум хидроксид со електролиза на водни раствори од натриум хлорид (на пример, т.н. *метод со дијафрагма*; сл. 7.13). Процесот е еколошки позгоден од оној со живина ќелија, но натриум хидроксидот што вака се добива не е сосем чист.

По правило, најчист натриум хидроксид се добива во живините ќелии.

Натриум хидроксидот е еден од десетината најважни производи на хемиската индустрија.

И, така,

- натриум хидроксидот се добива со електролиза на водни раствори од натриум хлорид (*готварска сол*);
- ако при процесот се користи т.н. *живина ќелија*, првин се добива натриум амалгам кој со вода дава натриум хидроксид и водород;
- во процесот се добива и гасовит хлор.

* Како што видовме, амалгам е раствор на некој метал (во овој случај – натриум) во жива. Поголем број различни метали може да образуваат амалгами.

СУЛФУРНА КИСЕЛИНА И АЗОТНА КИСЕЛИНА

Оксиди и киселини на сулфурот

Сулфурот образува два оксида. Во единот (сулфур диоксидот) оксидационниот број на сулфурот е +4, а во другиот (сулфур триоксидот) сулфурот има оксидационен број +6.

Многу почесто се среќава **сулфур диоксидот** кој настанува при горење на сулфурот во воздух, како и при загревањето (*пржење*) на сулфидни минерали и руди (види подолу). Настанува и при горењето на јаглени и други **фосилни горива** (на пример, мазут) што со-држат сулфур. Од друга страна, за добивање на сулфурна киселина (види стр. 131) многу пова-жен е сулфур триоксидот кој е *анхидрид* на сулфурната киселина.

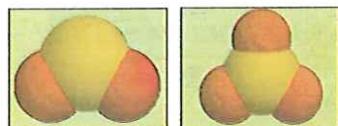
Сулфур диоксидот добро се растворува во вода, при што водните раствори обично се викаат **сулфуреска киселина**. Ваквиот назив можеби и не е соодве-тен, затоа што *слободна* сулфуреста кисе-лина не е позната.



Сл. 7.15. Ефект на киселите дож-дови врз шумската вегетација

во воздухот образуваат ситни капки сулфурна киселина, така што се обра-зува *маѓла*, а не чад.

Сулфур триоксидот може да се раствори во вода, но побезбедно е ако се раствори во концентрирана сулфурна киселина. Добиениот продукт се вика **олеум**. Со делумно разредување на олеумот, пак, се добива **концентрирана сулфурина киселина** во која масениот удел на H_2SO_4 е околу 0,98.



Сл. 7.14. Модели за молеку-лите на сулфур диоксид и сулфур триоксид

Растворањето во вода на сулфур диокси-дот кој во атмосфера се наоѓа како *зага-дувач* е еден од најважните фактори при настанувањето на *киселии дождови* – причинители на сериозно нарушување на животната средина (сл. 7.15).

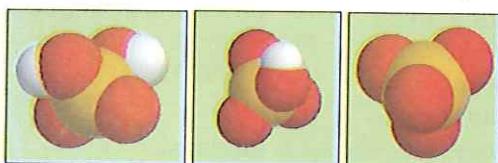
Сулфур триоксидот на обична температу-ра е течност која на воздух „чади“. Всуш-ност, парите од сулфур триоксид и влагата

Како што можеби веќе знаеше:

- од оксидите на сулфурот почесто се среќава диоксидот, гас кој се образува при горење на сулфурот и на други супстанци што содржат сулфур; сулфур диоксидот може да се смета за анидрид на сулфурестата киселина; тој е мошне сериозен загадувач на животната средина;
- на обична температура сулфур триоксидот е течност; тој е анидрид на сулфурната киселина во која добро се растворува, образувајќи олеум.

Сулфурна киселина – својства

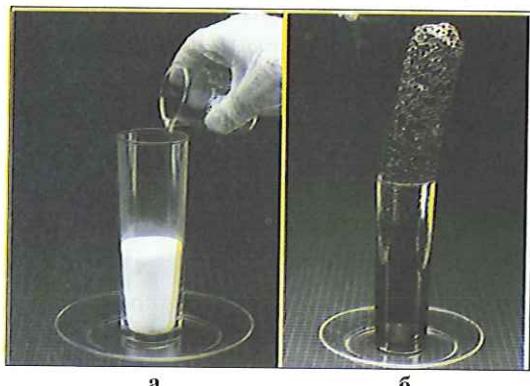
Сулфурната киселина (сл. 7.16) е безбојна масловидна течност. Густината ѝ е околу двапати поголема од онаа на водата.



Сл. 7.16. Модели за молекулите на сулфурна киселина и за хидрогенсулфатен и сулфатен јон

ветно (сл. 7.16). Во согласност со ова, сулфурната киселина образува два вида соли – **сулфати** и **хидрогенсулфати**.

Сулфурната киселина е **силна киселина**, една од најсилните.



Сл. 7.18. Додавањето (а) на концентрирана сулфурна киселина на обичен шеќер доведува до јагленисување (б)

Во молекулата на сулфурната киселина постојат два водородни атоми што може да се одделат од неа. При постепеното „откинување“ на овие атоми од молекулата, се образуваат HSO_4^- и SO_4^{2-} јон соод-



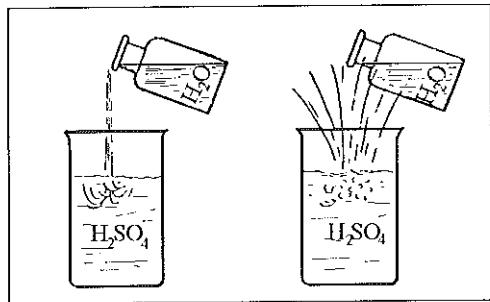
Сл. 7.17. Алхемиски симбол за сулфур на киселина

Таа им била позната и на алхемичарите кои за неа го користеле симболот покажан на сл. 7.17.

Концентрираната сулфурна киселина дејствува *дехидратационо*, т.е. одзема вода од воздухот (се употребува како средство за сушење на воздухот), од кожата (на која предизвикува „изгореници“), па дури и од супстанци во кои нема **молекули** вода, туку атоми од водород и од кислород сврзани

за атоми од јаглерод, на пример во шеќерот (сахарозата), целулозата итн. (сл. 7.18).

Токму затоа, дури и мали капки сулфурна киселина што ќе паднат на облеката предизвикуваат кинење на ткаенините. Оттаму, **многу претпазливото работење со концентрирана сулфурна киселина е повеќе од неопходно.**



Сл. 7.19. Сулфурната киселина не се разредува вака!

При разредувањето на концентрирана сулфурна киселина (тоа е силно *егзотермен* процес) секогаш треба да се додава (во тенок млаз) супернатата киселина во вода, а никако обратно. Имено, водата (чија густина е многу помала) останува на површината на концентрираната супернатата киселина, а големото количество топлина што се ослободува доведува до вриење и прскање на капки од сè уште

концентрирана киселина (сл. 7.19) кој може да доведат до оштетување на очите, кожата и другите ткива, а и на ткаенините од облеката.

Секако треба да запомниши:

- супернатата киселина е течност со густина што е речиси двапати поголема од онаа на водата;
- во молекулата на супернатата киселина има два замениливи атома од водород и затоа оваа киселина може да образува два вида соли – хидрогенсулфати и супфати;
- потребна е голема претпазливост при работењето со супернатата киселина (особено со концентрираната).

Сулфурна киселина – добивање и примена

Сулфурната киселина е, без сомнение, најважното соединение на суперот и еден од најважните производи на хемиската индустрија воопшто.

Основна суровина при добивањето на супернатата киселина е супер диоксидот. Во земјите каде што има самороден супер, супер диоксид се добива со согорување на суперот. Кај нас, супер диоксид се добива како отпаден продукт на производството на бакар, олово и/или цинк.

Супер диоксидот се претвора во супер триоксид со каталитичка оксидација.

Порано како катализатор се користел азот диоксид:



а издвоениот азот моноксид се оксидирал со воздушниот кислород во азот диоксид кој се враќал во процесот. Целата постапка се изведувала во т.н. **оловни комори**.

Денес практично единствено употребуван е т.н. **коніакїен процес** во кој катализаторот е диванадиум пентаоксид*.

Со делумно разредување на олеумот, се добива **концентрирана сулфурна киселина** во која масениот удел на H_2SO_4 е околу 0,98.

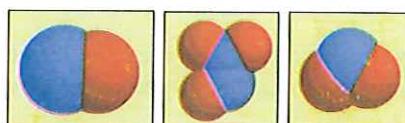
Сулфурната киселина наоѓа широка примена во индустриската (за добивање други киселини, во производството на вештачки ѓубрива и за други цели) како и во лабораториската практика. Во оловните акумулатори (в. стр. 112) како електролит се користи раствор од сулфурна киселина.

Накусо речено:

- **сулфурната киселина се добива од сулфур диоксид кој првин катализчки се оксидира до сулфур триоксид, а потоа овој се растворува во вода или, подобро, во сулфурна киселина (во последниот случај се добива олеум);**
- **во т.н. *коніакїен процес*, како катализатор се користи ваниадиум пентаоксид;**
- **сулфурната киселина наоѓа примена во производството на вештачки ѓубрива, на голем број други хемикалии и во лабораториската практика;**
- **раствори од сулфурна киселина се користат во оловните акумулатори.**

Оксиди и кислородни киселини на азотот

Азотот образува повеќе оксиди. Во нив оксидациониот број на азотот може да биде +1, +2, +3, +4 или +5, а формулите им се N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 и N_2O_5 . Како што и порано беше спомнато (стр. 62), азот диоксидот може да се димеризира, образувајќи диазот тетраоксид.



Сл. 7.20. Модели за молекулите на азот моноксид, диазот триоксид и азот диоксид

* Може да се ползува и платина, но овој катализатор е поскап, а и полесно се „труе“, т.е. се деактивира.

Моделите за молекулите на три од овие оксиди се покажани на сл. 7.20, а оној на диазот пентаоксидот е даден на сл. 7.21.

Од спомнатите оксиди, диазот моноксидот е индиферентен оксид и нема значење доколку станува збор за азотната киселина.

Азот моноксидот не реагира со вода, но затоа лесно се оксидира до азот диоксид кој, пак, при растворувањето во вода се *гистропорционира*, т.е. делумно се оксидира, а делумно се редуцира:

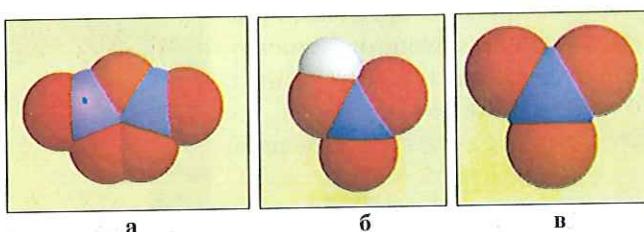


Така, азот диоксидот може да се смета за *мешан анхиидрид* на азотестата и азотната киселина.

Вистински анхиидрид на азотестата киселина е диазот триоксидот:



Азотестата киселина е постојана само во раствор. Нејзините соли се викаат *нитратии*.



Сл. 7.21. Модели за молекулите на диазот пентаоксид (а) и азотна киселина (б) и за нитратен јон (в)

Анхиидрид на азотната киселина е диазот пентаоксидот:



Солите на азотната киселина се викаат *нитратии*.

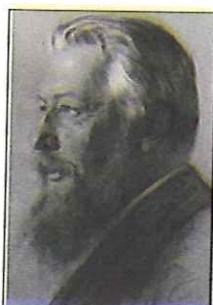
Модели за градбата на молекулите од диазот пентаоксидот и азотната киселина, како и на нитратниот јон се покажани на сл. 7.21.

Како што гледаш:

- азотот образува оксиди во кои неговиот оксидационен број може да биде +1, +2, +3, +4 или +5;
- азот моноксидот лесно се оксидира до азот диоксид кој е мешан анхиидрид на азотестата и азотната киселина.

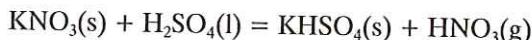
Азотна киселина – добивање

Азотната киселина спаѓа во групата најважни неоргански киселини затоа што претставува основа за производство на вештачки тубрива, експлозиви, пластични маси и цела низа други важни производи и затоа вистински предизвик било изнаоѓањето на практични и евтини начини за нејзино добивање. Инаку, уште алхемичарите знаеле начин за приготвување на азотна киселина.



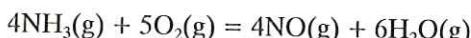
Сл. 7.22. Вилхелм Оствалд

Долго време азотната киселина се приготвувала со загревање на калиум нитрат со концентрирана сулфурна киселина:



Оваа метода му се припишува на германскиот хемичар и јатрохемичар од седумнаесеттиот век Глаубер*):

Главниот начин за производство на азотна киселина што сега се применува е процесот предложен (во 1901 година) од славниот германски хемичар Оствалд† (сл. 7.22). Во основа, тоа е оксидацija на амонијак со воздух или со кислород во присуство на катализатор од платина и родиум (сл. 7.23)‡:



Температурата на која се работи треба да биде повисока од 750 °C.



Сл. 7.23. Катализатор од платина и родиум (зголемено)

Реакцијата е егзотермија, така што добиениот азот моноксид е загреан на висока температура и треба да се излади. Се разбира, азот моноксидот е само првиот меѓупродукт при добивањето на азотната киселина, но токму горната реакција е онаа што е битна.

* Јохан Рудолф Глаубер [Glauber] (1604–1668).

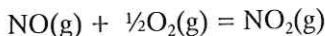
Глаубер го открил натриум сулфатот чиј декахидрат, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ го нарекол *чудесна сол* (*sal mirabile*). Од овој назив е изведен минералскиот назив *мирабилишт* за натриум сулфат декахидратот. Тривијалниот назив, пак, на оваа супстанца е *Глауберова сол*.

Во чест на Глаубер, минералот со состав $\text{Na}_2\text{Ca}(\text{SO}_4)_2$ се вика *глауберий*.

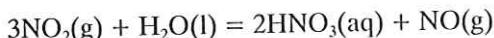
† Вилхелм Оствалд [Ostwald] (1853–1932), добитник на Нобеловата награда за хемија за 1909 година.

‡ Катализаторот се употребува во вид на густа мрежичка.

Добиениот азот моноксид се оксидира до азот диоксид (за ова не е потребен катализатор):



а образуваниот азот диоксид се растворува во вода при што се образува смеса од азотна киселина и азот моноксид (тој се враќа во процесот):



На ваков начин се добиваат релативно разредени раствори од азотна киселина во кои масениот удел на HNO_3 е околу 50–70 %.

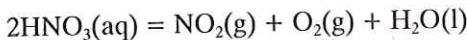
Натамошното концентрирање се врши со дестилација во присуство на концентрирана сулфурна киселина која служи како дехидратационо средство.

И, така,

- азотната киселина се добива со катализичка оксидација на амонијак од кој отпрвин се добива азот моноксид кој се оксидира до азот диоксид, а овој се растворува во вода;
- за добивање на концентрирана азотна киселина, разредената киселина се дестилира со концентрирана сулфурна киселина.

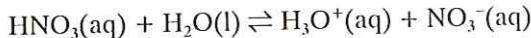
Азотна киселина – својства и примена

Чистата азотна киселина е безбојна течност (сл. 7.24) со температура на вриење од 83°C и температура на мрзнење од -42°C . Во концентрираните водни раствори, азотната киселина се разлага:



Азот диоксидот се растворува во азотната киселина, обогувајќи ја жолто или кафеаво.

Азотната киселина е силна киселина (една од најсилните), така што во воден раствор е практично целосно дисociрана:



Концентрираната азотна киселина ($\omega \approx 0,7$) е силно оксидационо средство при што самата се редуцира до азот диоксид.

При дејство на умерено концентрирана азотна киселина врз сребро како продукт се образува NO :

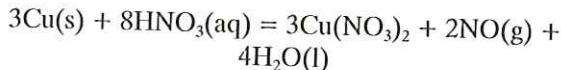


Сл. 7.24. Чистата азотна киселина е безбојна течност

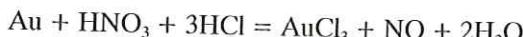


Сл. 7.25. Оксидација на бакар со разредена азотна киселина

Оксидационо средство е и разредената азотна киселина. Како што се гледа на сл. 7.25, разредената азотна киселина го оксидира и бакарот:

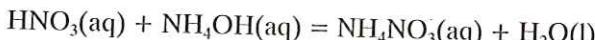


Многу силен оксидационо средство е смесата од концентрирана азотна и концентрирана хлорово-дородна киселина во која волуменскиот однос на двете киселини е $\approx 1 : 3$. Ваквата смеса се вика **царска вода** заради тоа што може да го растворува и златото – „царот“ на сите метали:



Во царска вода, инаку, се растворва и платината.

Азотната киселина има многустраница практична примена. Покрај тоа што е важна лабораториска хемикалија, многу се применува и во индустриската. Можеби најважна од индустриските примени е онаа што е базирана на нејзината неутрализација со амонијак:



Амониум нитратот е веројатно најважното вештачко азотно топливо*, а составен дел е и на многу експлозиви.

Азотната киселина (обично, заедно со сулфурната која служи како дехидратационо средство) се користи во производството и на други експлозиви (на пример, *тринитротолуен* и *глациерил тринитрат*[†]). Со реакција меѓу азотната киселина и целулозата се добива смеса од нитрати на целулозата (смесата обично се вика *нитроцелулоза*) од која се приготвуваат лакови. Со нитрирање на бензенот се добива *нитробензен* кој, со редукција, дава *анилин*. Од анилинот се изведуваат голем број синтетички бои.

Да сумираме:

- азотната киселина е силен оксидационо средство;
- се користи во индустриската за вештачки топливи, експлозиви, лакови и за многу други цели.

* Содржината на азотот во него е $\pi(\text{N}) \approx 0,35$.

† Ова соединение обично се вика *нитроглациерин*.

БАКАР И ОЛОВО

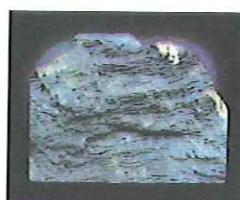
Наоѓање во природата



Сл. 7.26. Самороден бакар (лево) и куприт (десно)

Во природата бакарот може да се јави како самороден (сл. 7.26), но поголемо значење за неговото добивање имаат *рудите* на бакар кои содржат минерали какви што се **купритот**, Cu_2O (сл. 7.26), **халкозинот**, Cu_2S **ковелинот**, CuS , **халкопиритот**, CuFeS_2 , **малахитот**, $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ и доста други (сл. 7.27).

Главен минерал на оловото е **галенитот**, PbS кој многу често се јавува заедно со **сфалеритот**, ZnS . Токму затоа обично се зборува за **оловно-цинкови руди**. Инаку, постои и *самородно олово* (сл. 7.28).



Сл. 7.27. Минерали на бакарот: халкозин, ковелин, малахит, халкопирит (од лево на десно)



Сл. 7.28. Галенит (лево), галенит и сфалерит (средина) и самородно олово (десно)

Како што се гледа,

- постојат поголем број практично важни минерали на бакарот, додека најважен минерал на оловото е галенитот, PbS ;
- галенитот обично се јавува заедно со сфалеритот (ZnS) и затоа рудите што ги содржат овие минерали се викаат **оловно-цинкови**;
- доста ретко, се среќаваат и самороден бакар и самородно олово.

Својства и применена

Чистиот бакар е метал со карактеристична светлоцрвеникава боја (сл. 7.29). Мек е и ковлив. Одличен спроводник е на електричество и на топлина*. Според тоа, не е чудно што најголем дел од произведениот бакар се употребува за производство на електрични спроводници – жици, кабли итн. (сл. 7.31).

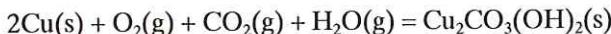


Сл. 7.30. Макари со бакарни жици



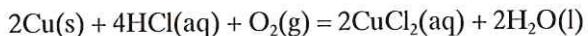
Сл. 7.29.
Метален бакар

На воздух, бакарот се покрива со слој оксид што му дава потемна, кафеавоцрвена, боја. Во присуство, пак, на влага и на јаглерод диоксид на површината на бакарните предмети се образува (сл. 7.30) зеленикав слој од $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$:



Сл. 7.31. Уметнички предмет делумно исчистен од образуваниот дихакар карбонат дихидроксид

Во присуство на кислород, бакарот постепено се растворува во разредени киселини (дури и такви што немаат оксидациони својства), но без издвојување на водород:



Соли на бакар(II) се добиваат и при растворување на бакар во азотна или концентрирана сулфурна киселина. Покрај вода, притоа се добиваат и оксиди на азотот, односно на сулфурот†.

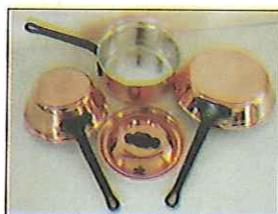
* Подобар метален спроводник на електричество и на топлина од бакарот е само среброто.

† При растворување во концентрирана сулфурна киселина (реакцијата може да тече само при загревање), како продукт се добива SO_2 , растворувањето во разредена азотна киселина доведува до издвојување на азот моноксид, а во концентрирана азотна киселина – на азот диоксид.

Добиените раствори се обоени *сино* поради присуството на $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, односно $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ јони – хидратизирани катјони на бакар(2+).

Значи,

- **бакарот не е толку благороден метал како среброто и златото (на воздух постепено се оксидира);**
- **од разредени киселини не може да го истиенува водородот, но при загревање се растворува во азотна и во концентрирана сулфурина киселина (во присуство на кислород, дури и во киселини што не покажуваат оксидациони својства), давајќи сино обоени раствори од соли на бакар(II).**



Сл. 7.32. Бакарни тавчиња

Бакарот порано се употребувал за производство на садови за домаќинството (сл. 7.32) кои, поради тоа што соединенијата на бакар се **отровни**, морале да бидат **калаисувани**, т.е. покривани со тенок слој калај (може да бидат калаисани и други предмети; сл. 7.33). Макар што веќе речиси не се употребува во домаќинството, од бакар и сега се изработуваат садови, цевки и



Сл. 7.33. Калаисани бакарни клеми

други предмети за примена во *индустријата*.



Сл. 7.34. Украсно индиско слонче од месинг и етрурско бронзено своно

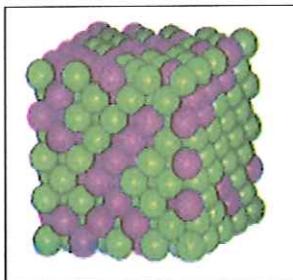
Бакарот се употребува и при производството на некои важни **легури**. Така, **бронзата** е легура на бакар и калај, а **месингот** – легура на бакар и цинк* (сл. 7.34).

Бронзата е потврда од бакарот, па така можело да биде употребувана за производство на орудија и оружја уште во древни времиња (потсети се за **бронзениот период** во развитокот на цивилизацијата).



Г10

* За да запомниш дека легурата со цинк е месинг (а не, да речеме, бронза), можеби ќе ти помогне фактот што зборовите **цинк** и **месинг** речиси се *римуваат*.



Сл. 7.35. Модел за структура на месингот (првени топчиња претставуваат атоми од цинк, а зелените – од бакар



Сл. 7.36. Легури на бакарот се користат при изработката на монети, музички инструменти и други предмети

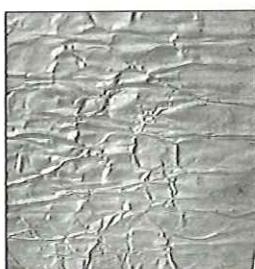
Бакарот образува легури и со други метали. Од овие, *никелинот* (легура со никелот) се користи за производство на отпорнички жици за електрични грејачи, а бакарот влегува и во составот на легури од кои се изработуваат монети (метални пари) и некои дувачки и удирни музички инструменти (сл. 7.36).

Поради тоа што чистото злато е меко, за изработка на *златен накит* се употребува злато *лештано со бакар* (или, поретко, со сребро).

Освен тоа, бакарот се употребува и за добивање на некои соединенија коишто имаат практична примена (на пример – $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и други).

Запомни,

- **бакарот е првеникав, мек метал чија тврдина може да се зголеми ако се легира со калај, со цинк или со други метали;**
- **чистиот бакар е одличен спроводник на електричество и на топлина, додека неговите легури (бронза, месинг) се послаби спроводници.**



Сл. 7.37. Метално олово

Оловото е мек и мошне лесно ковлив метал (сл. 7.37). Кога е тукушто пресечено, оловото е сјајно сив метал, но на воздух бргу се оксидира и се покрива со темносив слој кој се состои од смеса од олово и олово моноксид. Овој слој дејствува заштитно и ја спречува натамошната корозија на металот.

При контакт со хлороводородна или со сулфурна киселина, се прекрива со тенок слој од нерастворливи PbCl_2 , односно PbSO_4 . Овие нерастворливи соли го прават оловото отпорно на натамошното дејство на киселините.

Има релативно ниска температура на топење (327°C), а уште полесно се топат некои негови легури какви што се оние со калајот, со калајот и биз-

мутот и некои други. Има голема густина ($11,35 \text{ g/cm}^3$). Добро ги апсорбира високоенергетските зрачења (на пример, рендгенски-те).



Сл. 7.38. Оловна коцка за играње од пред повеќе од 1500 години

Оловото било познато од дамнешни времиња (сл. 7.38).

Металното олово се користи за заштита од зрачења, како облога за подземни или подводни кабли, во индустријата на муниција, за производство на лесно топливи легури и за други намени. Заради отровноста на оловото, тоа сè помалку се користи во производството на водоводни и одводни (канализациони) цевки (сл. 7.39). Една од главните примени на оловото и на неговите соединенија е во производството на акумулатори.



Сл. 7.39. Употребата на оловни цевки сега се одбегнува



Сл. 7.40. Премачкување на бродско корито со миниум

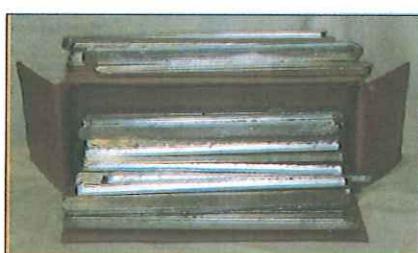
Примена имаат и многу негови соединенија. Така, олово моноксидот се користи при производството на т.н. *кристијално стакло* (во него масениот удел на олово моноксидот може да достигне и до 30 %), а *миниумоид** се користи при заштитата на железните и челичните предмети (на пример, коритата на чамци и бродови (сл. 7.40)).

Соединенија на оловото се користат како пигменти. Така, олово хроматот, PbCrO_4 е жолт, а базичниот олово

карбонат, $\text{Pb}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$ е бел.

Таканаречениот *калај за лемење* (сл. 7.41) е, всушност, легура на калајот и оловото.

Употребата на тетрастилолово [$\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$] како додаток на бензините сè повеќе се одбегнува заради опасноста од загадување на животната средина.



Сл. 7.41. „Калајот за лемење“ е легура на калај со олово

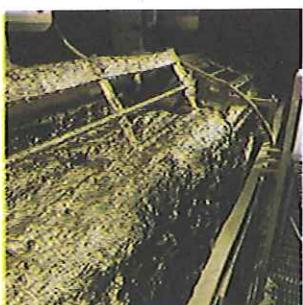
* Вообично е формулата на ова соединение да се пишува како Pb_3O_4 , макар што би било поправилно тоа да се третира како олово(II) плумбат, Pb_2PbO_4 . Со други зборови, се работи за сол, а не за оксид.

И, така:

- оловото е мек, ковлив метал со голема густина и, заради образувањето на нерастворливи соединенија на неговата површина, тоа е отпорно на дејството на состојки во воздухот и на сулфуриата и хлороводородната киселина;
- главната примена на оловото е во производството на оловни акумулатори, за заштита од зрачења, како облога на кабли, во индустријата за муниција, за производство на лесно топливи легури, а сè помалку се користи за правење на водоводни и канализациони цевки;
- олово(II) оксидот се користи во производството на т.н. *криштално стакло*, некои соединенија на оловото се користат како пигменти, а тетраестилоловото сè уште служи како додаток на моторните бензини.

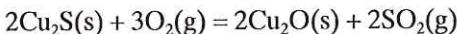
Добивање и пречистување

Бакарните руди се доста *сиромашни*, т.е. содржината на бакар во нив е мала.

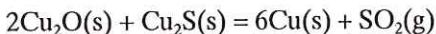


Сл. 7.42. Флотација на халкопирит

Задри тоа, од нив најпрвин се добива т.н. *концентрат*. Со постапка што се вика *флотација* (сл. 7.42), сулфидните минерали на бакарот се одделуваат од некорисните минерали (*жаловината*), а потоа со жарење се добива соодветниот оксид:

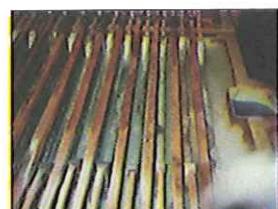


Редукцијата на образуваниот оксид може да се врши со некое погодно редукционо средство, на пример, со водород или со јаглерод. Уште почесто, редукцијата се врши со сè уште присутниот бакар сулфид :

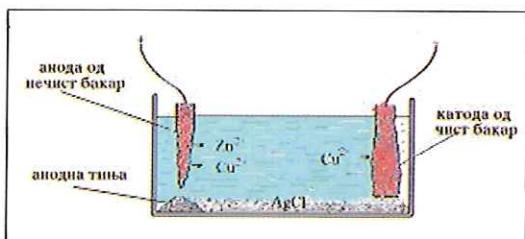


Вака се добива **сиров бакар** којшто не е сосем чист.

Натамошното пречистување се врши со *електролиза* (сл. 7.43). Притоа, сировиот бакар се користи како позитивна електрода (анода), а катодата е од сосем чист бакар.



Сл. 7.43. Електролитичко рафинирање на бакар



Сл. 7.44. Електролитичко рафинирање на бакарот (шематски)

примаат електрони, се разелектризираат и врз катодата се таложи чист, т.н. **електролитички бакар**. Златото коешто обично го придржува бакарот паѓа под анодата, а евентуално присутното сребро образува нерастворлив сребро хлорид. Тука ќе се најде и платината, ако и таа е присутна. Вака се образува т.н. *анодна птиња* којшто служи како извор за добивање злато, сребро и платина.

Скапоцена *птиња*, нема што!

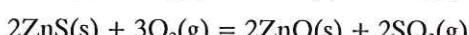
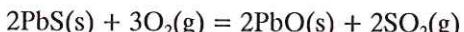
Да повториме:

- **сиров бакар се добива од неговите руди со флотација на корисните минерали проследена со пржење на концентратот и, потоа, редукција на оксидот;**
- **пречистувањето на сировиот бакар се врши со електролиза.**



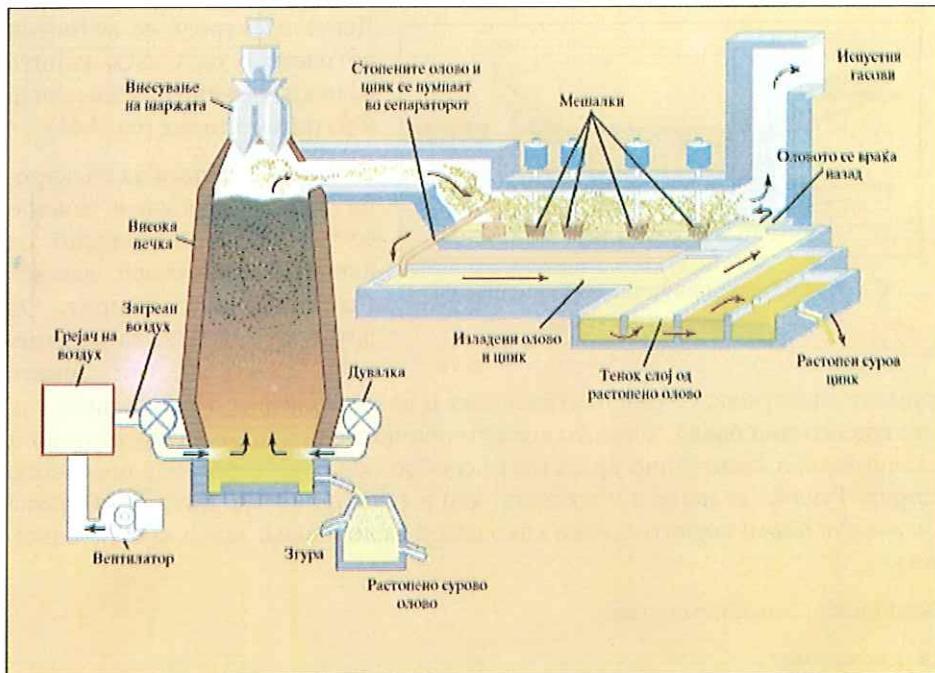
Сл. 7.45. Флотација на оловно–цинкова руда

Оловото се добива од оловно–цинковите руди од кои првин, со флотација (сл. 7.45), се добива концентрат кој потоа се суши и се „*пржи*“ (т.е. се загрева на висока температура која изнесува околу $1400\text{ }^{\circ}\text{C}$) при што сулфидите (галенитот и сфалеритот) се оксидираат до соодветните оксиди:

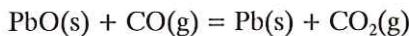


При пржењето се додава и варовник (тој, со остатоците од јаловината, образува *згур* и кокс).

Продуктот на пржењето, по претходна обработка, се топи (заедно со кокс) во високи печки (сл. 7.46). Воздух се продувува низ печката во која се дос-тигнува температура од околу $1200\text{ }^{\circ}\text{C}$ и од коксот се образува јаглерод моноксид кој и самиот дејствува редукционо:



Сл. 7.46. Шема на добивањето на олово и цинк со топење



Сл. 7.47. Сурово олово

Слични се и реакциите во кои учествува оксидот на цинк.

Од растопот оловото и цинкот се разделуваат и сировите метали (сл. 7.47) натаму се пречистуваат*.

Голем дел од чистото олово се добива со рециклирање на отпадното олово (од водоводни цевки и, особено, од акумулатори).

Како што се гледа, при пржењето на оловно-цинковите руди се образува големо количество сулфур диоксид кој мора да се отстрани и, обично, се користи за производство на сулфурна киселина†, а оваа натаму се користи за производство на вештачки губрива и за други цели.

* За ова постојат повеќе различни постапки. Покрај олово и цинк, се добиваат и кадмиум, сребро и некои други метали.

† Ова е и економски оправдано.

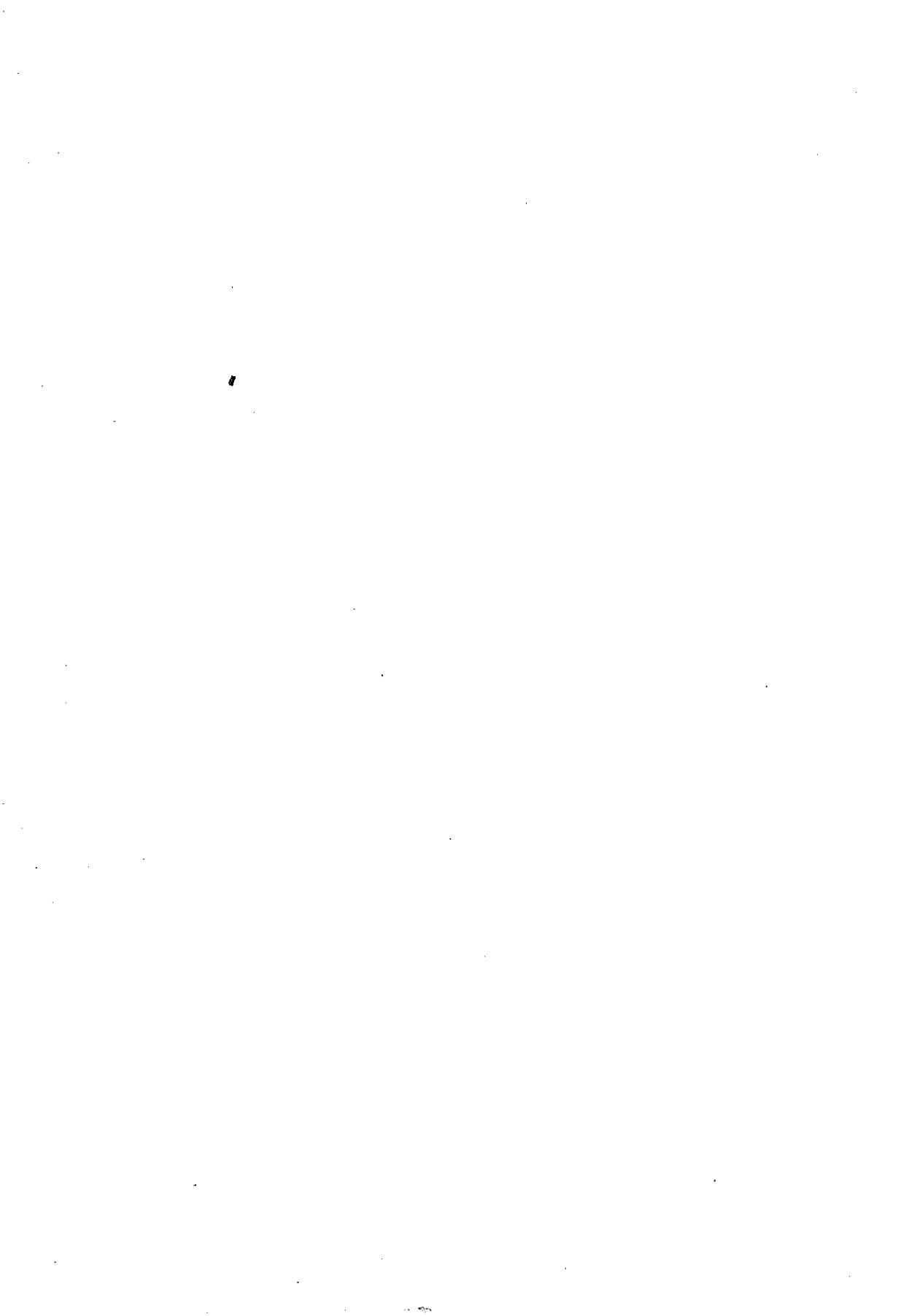
Сепак, како што покажува примерот со топилницата за олово и цинк во Велес, доколку постојано не се преземаат строги мерки за контрола на работењето, производството на овие метали мошне силно ја загадува средината и доведува до катастрофални последици по здравјето на лубето (меѓу другото, заради труење со олово) и по квалитетот на воздухот, водата и почвата.

Во заклучок, може да се рече:

- како и при добивањето на бакарот, првата постапка при добивањето на оловото е флотацијата, проследена со сушење и пржење на концентратот кој се состои главно од галенит и сфалерит;
- при пржењето се ослободува големо количество сулфур диоксид кој се фаќа и се користи за добивање на сулфурна киселина;
- топењето на концентратот се врши во високи печки при што се добива смеса од степени олово и цинк;
- оловото и цинкот се разделуваат и дополнително се пречистуваат;
- оловото и неговите соединенија се *оштровни* и претставуваат сериозен загадувач на животната средина.

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Практика и задачи по хемија за II година на реформираното гимназиско образование* (глава 7), а се однесуваат на овој дел од учебников.





ПРИЛОЗИ



ОБИДИ

Обид 1.1

Во епрувета прицврстена (вертикално) на статив, стави сулфур во прав. Загревај отпрвин по слабо, а потоа посилно, сè додека сулфурот да почне да врие. Кога епруветата ќе почне да се полни со пари од сулфур, уфрли во неа снопче тенки бакарни жички (од соголен електричен кабел). Бакарот ќе се запали и ќе изгори во сулфурот.

Внимавај: Епруветата може да се скрши. Заради тоа, под неа стави порцеланско аванче. Избегнувај да ги вдишуваш гасовите што излегуваат од епруветата! Работи во дигестор (дел од лабораторија од кој, со помош на вентилатор, воздухот се исфрла надвор од просторијата). Ако обидите не ги вршиш во лабораторија, тогаш секако работи покрај отворен прозорец.

Обид 1.2

Земи две чисти стаклени прачки. Едната потопи ја во концентриран раствор од хлороводородна киселина, а другата во концентриран раствор од амонијак.

Доближи ги стапчињата. Што ќе се случи? На што се должи белиот чад што ќе почне да се крева?

Обид 1.3

Во епрувета стави малку (околу половина грам) HgO . Подобро е тоа да го стори наставникот. Епруветата затвори ја со затка низ која е провлечена тенка стаклена цевка, а потоа загревај ја. По известно време, кон крајот на цевката приближи дрвено стапче или чорче што тлее.

Што се случува? Разгледај ја, заедно со своите другари, преостанатата содржина на епруветата. Забележуваш ли нешто?

Внимавај: Содржината на епруветата по експериментот не смее да се истура во канализацијата, туку во посебен сад. Наставникот подоцна ќе се погрижи за неговата содржина. Имено (за ова веќе зборувавме) и оксидот на живата и металната жива што се добива со негово разложување се **отровни!**

Обид 1.4

Во епрувета стави малку $Cu_2CO_3(OH)_2$. Држи ја (со штипка) епруветата в раце (или прицврсти ја на статив), но така што нејзиното дно да биде малку повисоко од отворот.

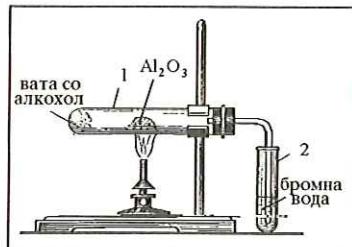
Загревај ја солта отпрвин поблизу до отворот. Набљудувај што ќе се случи. Обрни внимание и на сидовите на епруветата близу до отворот, таму каде што не загреваш. Кога солта ќе почне да поцрнува, посилно загревај ја епруветата поблизу до нејзиното дно.

Откако приближно половина од земената сол поцрнела, кон отворот на епруветата доближи друга епрувeta во која има бистер раствор од калциум хидроксид (оваа епрувeta држи ја или прицврсти ја вертикално). Продолжи да загреваш уште неколку минути.

Исклумкај ја епруветата со варовна вода. Што забележуваш?

Обид 1.5

На дното на епрувета (1) стави парче вата натопена во алкохол (в. сл. А.1). Прицврсти ја, во хоризонтална положба, оваа епрувeta на статив и потоа, близку до нејзината средина, додај една лажичка безводен алуминиум оксид. Затвори ја епруветата со гумена затка низ која е провлечена стаклена цевка свиткана под прав агол. Во друга епрувeta (2) која треба да стои вертикално, додај воден раствор од бром („бромнa вода“) и во овој раствор потопи го слободниот крај од свитканата цевка.



Сл. А.1. Апаратура за обидот 1.5

Загревај ја првата епруветата на местото каде што е алуминиум оксидот. Набљудувај што се случува со бромната вода. Знаеш ли зошто таа се обезбојува?

Запиши ги резултатите од набљудувањата. Напиши ги равенките на реакциите што се случиле при последните три обида.

Обид 1.6

Стави во епрувета воден раствор од бакар(II) сулфат. Овој раствор може да го добиеш ако раствориши син камен ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) во вода.

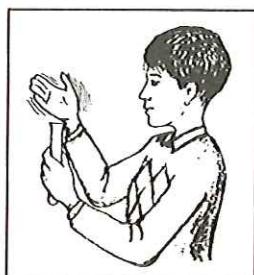
Во епруветата уфрли неколку грутчиња цинк. Загреј ја слабо епруветата и клумкај ја нејзината содржина. Набљудувај како се изменува бојата на растворот.

Откако растворот ќе се обезбои, извади ги и со вода исплакни ги грутчињата цинк. Забележуваш ли на нив некакви промени?

Обид 1.7

Во епрувета стави некој ацетат. Додај малку разредена сулфурина киселина.

Претпазливо мирисни. Епруветата никогаш не ја ставај директно под нос; наместо тоа, мавтај со раката, тераяќи го воздухот кон носот (в. сл. А.2). Ти изгледа ли миризбата позната?



Сл. А.2. Вака се испитува миризбата на гасовитите супстанци

Обид 1.8

Парченце бакарен лим потопи во чашка во која има концентрирана азотна киселина. Лимот држи го со пинцета. Внимавај пинцетата да не дојде во контакт со киселината.

Работи во дигестор или покрај отворен прозорец.

Кога ќе почне да се издвојува кафеав гас, извади го парчето лим и исплакни го со вода. Веднаш потопи го во раствор од жива(II) нитрат. Остави го да стои известно време, а потоа извади го од растворот, исплакни го со вода и протриј го со книжно шамиче.

Забележуваш ли разлика во изгледот на лимот?

Обидот можеш да го изведеш и со монета што е направена од некоја легура на бакарот, а е повлечена од употреба (со вижечки пари не смее да се вршат обиди!).

Внимавај: На крајот од експериментот, добро измиј ги рацете. Како што веќе рековме (в. стр. III), соединенијата на живата се **отровни**.

Запиши ги резултатите од набљудувањата. Напиши ги равенките на реакциите што се случиле при трите обида.

Обид 1.9

Во две епрувети стави дестилирана вода. Остави ги да стојат извесно време за да ја изедначат својата температура со температурата на просторијата. Провери ја температурата со помош на термометар. Ако во лабораторијата постои прецизен термометар, употреби го него.

Во едната епрувeta додади исушен калциум хлорид, а во другата – калиум нитрат. Промешај со термометарот за да го забрзаши растворувањето на солите и, истовремено, за да ја следиш промената на температурата.

Се менува ли температурата? Расте ли таа или опаѓа? Што можеш да заклучиш во однос на егзотермноста, односно ендотермноста на процесите на растворување на овие две супстанци?

Забелешка: Наместо калиум нитрат може да се употреби амониум или натриум нитрат, а наместо исушен калциум хлорид може да се земе исушен бакар сулфат или безводен натриум карбонат.

Обид 1.10

Во поширока епрувeta или во мала лабораториска чаша стави раствор од хлороводородна киселина. Волуменот на растворот нека биде околу 10 кубни центиметра, а концентрацијата на хлороводородна киселина во него нека биде 1 mol/dm^3 .

Измери ја температурата, по можност – со прецизен термометар.

Во растворот од хлороводородна киселина постепено додавај раствор од натриум хидроксид. Волуменот на растворот и концентрацијата на растворената супстанца нека бидат еднакви како во случајот на растворот од хлороводородна киселина.

Промешај со термометарот, истовремено мерејќи ја температурата. Се изменила ли таа? Се покачила ли или се снижила?

Напиши ја равенката на процесот што се случил. Егзотермен ли е тој или ендотермен? Врз основа на што го заклучи тоа?

Обид 1.11

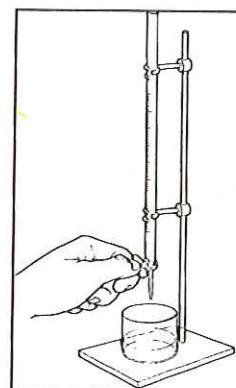
Стави, една во друга, неколку чисти и празни пластични чаши од јогурт. Помеѓу нив стави вата. Во последната чаша додај раствор од хлороводородна киселина. Волуменот на растворот нека биде 25 кубни центиметра, а концентрацијата на хлороводородната киселина нека биде околу $1 \text{ mol}/\text{dm}^3$.

Измери ја температурата.

Од бирета (сл. А.3) постепено додавај раствор од натриум хидроксид во кој $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol}/\text{dm}^3$. Труди се секогаш да додадеш еднаква порција од растворот (на пример, по еден кубен центиметар). По секоја додадена порција, промешај со термометарот, истовремено мејќи ја температурата. Вкупно додај најмалку 30 cm^3 од растворот на NaOH .

На милиметарска хартија нацртај график. На апсесната оска нанесуј го вкупниот волумен на растворот од натриум хидроксид додаден до соодветното мерење, а на ординатната – измерената температура.

Како изгледа графикот? Можеш ли да го објасниш неговиот изглед?



Сл. А.3. Бирета

Обид 2.1

Во четири мали лабораториски чашки стави воден раствор од хлороводородна киселина (вolumенскиот однос на концентрирана хлороводородна киселина и вода нека биде 1 : 1).

Во едната чаша уфрли парче магнезиумова лента, во втората грутче цинк, во третата железно клинче, а во четвртата парче бакарен лим.

Во чашата каде што си го ставил магнезиумот ќе почнат брзо да се одделуваат меурчиња. Тоа е знак за протечување на некаква хемиска реакција.

Набљудувај што се случува во другите три чаши. Секаде ли се образуваат меурчиња гас? Еднакво ли бргу тоа се случува?

Забелешка: При горниот обид споредувањето се врши без да бидат запазени истите услови во сите случаи. Имено, површината на четирите метални предмета не е сосем еднаква, а брзината на одделување на водород зависи од тоа колкава е таа површина.

Обид 2.2

Во една лабораториска чаша стави раствор од хлороводородна киселина, а во друга раствор од оцетна киселина.

Концентрациите на растворената киселина нека бидат еднакви во двата случаја (да речеме, тие концентрации може да бидат по 1 mol dm^{-3}).

Во двете чаши стави по едно парче мермер (тоа е скоро чист калциум карбонат). Парчињата нека бидат што е можно поблиски по големина. Набљудувај што се случува? И тука се одделуваат меурчиња гас, но се случува ли тоа еднакво бргу?

Знаеш ли што е хемискиот состав на гасот што се одделува? Дали тој гас е ист како оној што се образува во обидот 1.12?

Запиши ги резултатите од набљудувањата. Напиши ги равенките на реакциите што се случуваат во двета обида.

Обид 2.3

Приготви разредени водни раствори од калиум јодид и од сулфурна киселина (концентрацијата на растворената супстанца во обата случаја нека биде $0,001 \text{ mol/dm}^3$). Приготви и еднопроцентен (по маса) воден раствор (поточно – колоид) од скроб (нишесте) и воден раствор од водород пероксид (волуменскиот удел на H_2O_2 нека биде $0,03 - 0,04$).

Во одмерен цилиндар (мензура) стави по 10 кубни центиметра од растворите на калиум јодид и сулфурна киселина, 5 кубни центиметра од растворот на скроб, а потоа додај уште 20 кубни центиметра вода. Добро промешај.

Во ист таков одмерен цилиндар додај по 20 кубни центиметра од растворите на калиум јодид и сулфурна киселина и 5 кубни центиметра од растворот на скроб (вода не додавај). Добро промешај го растворот.

Така двата раствора имаат еднаков волумен, но во првиот концентрациите на калиум јодид и на сулфурна киселина се двапати помали односно во вториот.

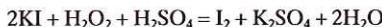
Почни да го мериш времето и, во истиот момент, додај го, при мешање, растворот од H_2O_2 (вкупно 5 кубни центиметра).

Забележи колку време треба да помине па да се појави сино обојување од комплексот на скроб и јодот што е издвоен во реакцијата со водород пероксид.

Истата постапка повтори ја и со вториот раствор (додај ист волумен од растворот на водород пероксид).

За исто ли време се појавува синото обојување?

Реакцијата што се случува може да ја претставиме со равенката



Сл. А.4.
Мензура



Обид 2.4

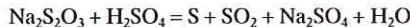
Во две чаши стави раствори од натриум тиосулфат, ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), а во други две чаши раствори од сулфурна киселина. Волумените на растворите нека бидат еднакви, но концентрациите на растворите што се ставаат во секоја од првата двојка чаши нека бидат двапати помали односно во чашите од втората двојка. Концентрациите може да бидат, на пример, $0,5$ и $1,0 \text{ mol/L}$.

Растворот од киселина од првата двојка додај го во растворот од натриум тиосулфат од првата двојка раствори.

Колку бргу ќе се замати (од издвоениот сулфур) растворот во чашата?

Истото стори го со двата раствора од втората двојка. Колку бргу сега ќе се замати растворот?

Реакцијата може, приближно, да се претстави со равенката



(равенката не мора да се запомни!).

Згодно е ако времето се мери од додавањето на киселината до првидното исчезнување на знак напишан со молив на бела хартија ставена под чашата. Со други зборови, времето мери го од моментот кога си ги смешал реагентите до моментот кога знакот нема да може да се види гледајќи одозгора низ растворот во чашата.

Обид 2.5

Повтори го, но во изменета форма, претходниот обид.

Во едната чаша стави 20 кубни центиметра од растворот од натриум тиосулфат, исто толку раствор од сулфурна киселина и 20 кубни центиметра вода (концентрациите на растворените супстанци нека бидат $0,5 \text{ mol}/\text{dm}^3$).

Во втората чаша првии стави 20 кубни центиметра од растворот од натриум тиосулфат и исто толку раствор од натриум сулфат (тоа е еден од продуктите на реакцијата). Концентрацијата на растворената супстанца нека биде, и во овој раствор, $0,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Кон добиениот раствор додај 20 кубни центиметра од растворот на сулфурна киселина $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,5 \text{ mol}/\text{dm}^3$.

Спореди го времето за кое сега се издвојува сулфур со она во обидот 1.16. Има ли разлика?

Обид 2.6

Приготви четири чаши (означи ги со А, Б, В и Г) и во секоја од нив стави по 20 кубни центиметра од раствор на натриум тиосулфат со концентрација на растворената супстанца еднаква на $0,5 \text{ mol}/\text{dm}^3$.

Одделно приготви четири чаши во кои има по 20 cm^3 раствор од сулфурна киселина (и концентрацијата на киселината нека биде $0,5 \text{ mol}/\text{L}$). Овие чаши означи ги, да речеме, со а, б, в и г.

Смешај ги растворите од натриум тиосулфат и од сулфурна киселина од чашите А и а и измери го времето потребно за да се оддели толку сулфур што знакот под чашата да „исчезне“ (т.е., да престане да се гледа).

Растворите од чашите Б и б загреј ги на 40°C (мери со термометар), а потоа смешај ги. Мери го времето на ист начин како порано.

Повтори го истото со растворите од чашите В и в, како и Г и г, но во првиот случај растворите загреј ги до 50°C , а во вториот – до 60°C .

Кога најбрзу, а кога најбавно нацртаниот знак исчезнува од вид?

Запиши ги резултатите од набљудувањата и од мерењата на температурата и на времето потребно за знакот да „исчезне“.

Обид 2.7

Во две епрувети стави раствор од водород пероксид, H_2O_2 . Во едната епрувeta додај, како катализатор, малку мangan диоксид, MnO_2 . Набљудувај што се случува.

Приближи чкорче кибрит што тлее првии кон епруветата што не содржи мangan диоксид. Се разгорува ли тоа? Повтори го тоа со епруветата во која има катализатор. Има ли разлика?

Зашто се разгорува чкорчето во вториот случај? Кој е гасот што се ослободува и го помага горењето? Напиши ја равенката на реакцијата што при тоа се случува (катализаторот не го вклучувај во равенката).

Обид 2.8

Повтори го експериментот 2.7, но сега во едната епрувeta додај мangan диоксид, а во другата парче сиров црн дроб.

Спореди ги брзините на одделување на кислород во двата случаја.

Еднакви ли се тие?

Кога реакцијата тече побргу?

Обид 2.9

Во две мали чаши стави по 10 кубни центиметра раствор од натриум оксалат (концентрацијата на солта нека биде $0,1 \text{ mol}/\text{dm}^3$).

Растворите од натриум оксалат закисели ги со по 10 кубни центиметра разредена сулфурна киселина (концентрацијата на сулфурната киселина треба да биде околу $2 \text{ mol}/\text{dm}^3$).

Во едната од чашите додај околу 1 кубен центиметар раствор од манган(II) сулфат. Концентрацијата на растворената супстанца во овој раствор нека биде $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Додај (првин во едната, па во втората чаша) по три капки разреден раствор од калиум перманганат (KMnO_4), мерејќи го времето потребно за да дојде до обезбојување на секој од растворите.

Еднакво ли е тоа време? Која од употребените супстанци е катализатор?

Обиди се да ја напишеш равенката на реакцијата меѓу натриум оксалат и калиум перманганат што се одвива во присуство на сулфурна киселина.

Запиши ги резултатите од сите набљудувања.

Обид 3.1

Пригответ заситен раствор од калциум сулфат (ваквиот раствор честопати се вика *шилсна вода*). Откако си сигурен дека растворот е навистина заситен, раздели го на два дела.

Остави ги двата раствора да мируваат за да може цврстите честички да паднат на дното. Откако течноста се избистрила, во единиот раствор внимателно додавај раствор од калциум хлорид, а во другиот – раствор од натриум сулфат.

Набљудувај што се случува. Ако не се забележуваат промени, почекај до утредента.

Напиши ги јонските равенки на реакциите што се причина за образување на талог во двата случаја.

Обид 4.1

Во една епрувета раствори амониум хлорид, во друга – натриум ацетат, а во трета – натриум хлорид. Во последната епрувета стави само вода.

Со помош на лакмус хартија (или, подобро, на т.н. универзална индикаторска хартија) определи дали средината е неутрална, базна или кисела, споредувајќи ја бојата на индикаторската хартија со онаа што ја има кога таа ќе биде потопена во чиста вода.

Запиши ги резултатите од експериментот.

Обид 5.1

Во шест епрувети стави раствор од сулфурна киселина (концентрацијата на киселината нека биде $1 \text{ mol}/\text{dm}^3$).

Во секоја од епруветите стави по едно парче или ливче метал: магнезиум, алуминиум, цинк, железо, олово, односно бакар.

Набљудувај што се случува. Спореди со експериментот 2.1.

Запиши си ги резултатите од набљудувањата. Напиши равенки на процесите што се случуваат. За секоја реакција што тече, напиши ги равенките и на полуреакциите на оксидација и редукција.

Обид 5.2

Парче олово стави во раствор од хлороводородна киселина (концентрацијата на киселината нека биде 1 mol/L). Набљудувај што се случува.

Внимателно загреј ја течноста во епрувата. Има ли промена во однос на ситуацијата пред загревањето?

Напиши равенки на процесите што се случуваат.

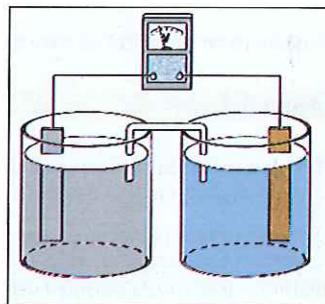
Води сметка дека на собна температура олово(II) хлоридот е слабо растворлив, додека на повишена температура растворливоста му е значително поголема.

Обид 6.1

Состави апаратура како онаа десно. Таа се состои од шипка или плочка од метален цинк потопена во раствор од цинк сулфат и шипка или плочка од метален бакар потопена во раствор од бакар(II) сулфат. Двата раствора се поврзани со помош на т.н. *електролишен мосӣ* – свиткана стаклена цевка исполнета со желатин во кој се наоѓа некој електролит, на пример, раствор од калиум сулфат*.

На двете метални шипки (цинковата и бакарната) прицврсти електрични спроводници. Спроводниците сврзи ги со волтметар (тоа е уред за мерење на електричниот напон).

Што се случува?



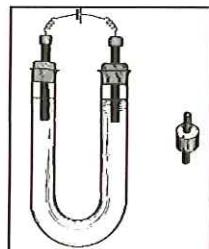
Сл. А.5. Апаратура за обидот 6.1

Обид 6.2

Состави апаратура како на сл. А.6.

Низ затките коишто отстрана се засечени, провлечи графитни стапчиња (на пример, од истрошени батерији).

Во свитканата стаклена цевка стави толку раствор од бакар(II) хлорид што, кога на двета краја ќе се стават тапите, графитните стапчиња (електродите) да бидат потопени за 3 до 4 центиметра во растворот. Масениот удел на солта во растворот нека биде 0,1.



Сл. А.6. Апаратура за обидот 6.2

* Растворот од солта претходно се меша со загреан и втечнет желатин, се става во цевката, чии отвори се затвораат со тампон од вата или филтерна хартија и сè се остава да се излади.

Приклучи ги електродите кон извор на еднонасочна струја (на сликата тој е означен со една подолга црта и, паралелно со неа, една покуса црта).

Набљудувај ја површината на графитното стапче сврзано со негативниот пол на изворот на струја. Забележуваши ли нешто?

Претпазливо, туркајќи го со дланка кон себе, миришни го воздухот над електродата поврзана со позитивниот пол на изворот на струја. Чувствуваши ли карактеристична остра миризба?

Немој да миришаш наведнувајќи се директно над цевката: продуктот на електролизата е отровен!

Запиши ги резултатите од набљудувањата.

Можеш ли да ги напишеш равенките на полуreakциите што се случуваат на двете електроди?

Обид 6.3

Измиј го садот употребен во претходниот обид, исчисти ги електродите, а потоа наполни го садот со околу десетпроцентен (по маса) раствор од натриум сулфат во кој е додаден малку раствор од индикаторот фенолфталеин (или, уште подобро, од индикаторот тимол сино). Електродите сврзи ги со извор од еднонасочна струја (напонот треба да биде најмалку 15 V).

Забележуваши ли што се случува на катодата? Се менува ли бојата на растворот во нејзината близина?

Се случува ли нешто на анодата? Принеси чкорче кибрит што тлее кон отворот на ташата виз кој е провлечена оваа електрода. Што се случува?

Запиши ги резултатите од набљудувањата.

Обид 6.4

Во чаша стави раствор од бакар сулфат и во него потопи едно парчче добро исчистен алюминиумов лим (тоа ќе биде катода) и едно ливче од бакар што ќе служи како анода. Двете метални ливчиња сврзи ги со извор од еднонасочна струја.

Што се случува со површината на алюминиумовиот лим? Се одделува ли гас на анодата?

Запиши ги резултатите од набљудувањата.

Можеш ли да ги напишеш равенките на полуreakциите што се случуваат?

Овој обид е, во основата, сличен со индустриското пречистување (рафинирање) на сировиот бакар.



Обид 6.5

Во епрувeta стави разредена сулфурна киселина и во неа уфрли парченце хемиски чист цинк. Се издвојуваат ли меурчиња гас?

Со бакарна жица допри го парчето цинк (сл. А.7). Забележи колку интензивно-сега се одделуваат меурчињата гас.

Кој е тој гас?

Сл. А.7. Дејство на бакар врз корозијата на цинк

Б

НОМЕНКЛАТУРА НА НЕОРГАНСКИТЕ СОЕДИНЕНИЈА

Именување на простите супстанци

Кога простата супстанца е изградена од градбени единки чиј точен состав не е познат, како и тогаш кога составот на овие единки не претставува особен интерес, називот на простата супстанца е, едноставно, називот на елементот. Листата со називите на елементите е дадена во Прилогот В. Со називот на елементот се изменуваат и цврстите супстанци во чија градба не учествуваат одделни молекули (такви се металите, на пример, алуминиум).

Ако, пак, составот на градбените единки е познат, а и важно ни е тоа да го истакнеме, тогаш пред називот на елементот се додава префикс (*моно-, ди-, три-, тетра-, пент-а-, хекс-а-, хепта-, окта-, нона-, дека-, ундека-, додека-* итн.) којшто го покажува бројот на атоми од дадениот елемент во градбената единка (горенаведените префикси означуваат 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 и 12 атома од елементот во градбената единка на простата супстанца).

Префиксите што ќе ги среќаваш се*:

Префикс	Значи	Префикс	Значи
моно	1	хепта	7
ди	2	окта	8
три	3	нона	9
тетра	4	дека	10
пента	5	ундека	11
хекса	6	додека	12

Така, ако сакаме да го истакнеме фактот дека се работи за проста супстанца кислород изградена од *двоатомски* молекули, ќе го употребиме називот **дикислород**. Од друга страна, за т.н. *насцентиен* (или атомарен) кислород што е изграден од *одделни атоми* кислород, називот ќе биде **монокислород**, а озонот, образуван од *триатомски* молекули O_3 , ќе биде **трикислород**.

* Се разбира, има и други префикси, за броеви поголеми од 12.

При постоење на алотропски модификации, или се употребуваат привидни називи (на пример, дијамант) или, кај цврстите супстанци, на некаков начин се укажува на структурата на кристалите (на пример, моноклиничен сулфур).

Значи,

називите на простите супстанци или се еднакви со називот на елементот од чии атоми тие се образувани или пред називот на елементот се додава префикс што го означува бројот на атоми од елементот во градбената единка на простата супстанца или, пајнакрај, се даваат податоци за кристалната структура (ако се работи за цврста супстанца).

Именување на едноатомски катјони и анјони

Едноатомските **катјони** се именуваат со давање на *naciоnalni* назив на елементот од кој е изведен дадениот катјон. Ако од еден елемент може да се изведе повеќе од еден ваков катјон (т.е. ако има повеќе катјони што ќе се разликуваат по својот релативен полнеж и, според тоа, по вредноста на оксидациониот број), во заграда, со римски цифри се означува вредноста за оксидациониот број. Заградата се пишува слеано со името на елементот, а знакот + не се пишува.

За елементи кај кои постои само една можна вредност на оксидациониот број (на пример, кај алкалните или земноалкалните метали), вредноста на оксидациониот број не се пишува.

Така, се пишува **бакар(I)** катјони или **бакар(II)** катјони, но само натриум катјони или калциум катјони*.

Наместо да се дава оксидациониот број, може да се посочи вредноста за *релативниот полнеж* на катјонот. Ова се прави така што во заграда (повторно напишана слеано со називот на елементот) со арапска цифра следена со знакот +, се запишува вредноста на релативниот полнеж. Може, значи, да се напише бакар(2+) јони, алуминиум(3+) јони и слично.

Накусо речено,

единатомските катјони имаат називи што се еднакви со називот на соодветниот елемент, со тоа што во заграда (напишана слеано со називот на елементот) може да се даде или вредноста на оксидациониот број напишана со римски цифри или вредноста на релативниот полнеж напишана со арапски цифри.

Едноатомските **анјони** имаат називи што се образувани од коренот на *латинскиот* назив на елементот, со додавање на наставката *-ug*. Овие корени се, за водородот хидр-, за кислородот окс-, за сулфурот сулф- (но за селенот селен-), за флуорот флуор- (слично и за јоните на другите халогени елементи) итн. Така, на пример, се зборува за хидрид јони, оксид јони, сулфид јони и слично. Акцентот е на *последниот* слог. Со други зборови, се изговара оксид (а не боксид), хлорид, сулфид итн.

* Поради тоа што ознаката за вредноста на оксидациониот број напишана со римски цифри не содржи предзнак (+ или -), подобро е да се зборува за бакар(II) катјони, заместо за бакар(II) јони.

Значи,

називите на едноатомските ајони се состојат од коренот на латинскиот назив на елементот на кој е додадена наставката *-иј*.

Како и кај катјоните, може на крајот, во заграда да се даде вредноста на релативниот полнеж на ајонот (арапска бројка, следена со знакот $-$).

На сличен начин се образуваат називите и на јони што се состојат од повеќе од еден атом на ист елемент, со тоа што пред називот се додаваат претставки (префикси) што го означуваат бројот на атоми (*моно-*, *ди-* итн.; овие префикси се еднакви како оние што се користат при именувањето на простите супстанци; види стр. XII). Префиксот *моно-* може и да се испушти, а може да се додадат, во загради, оксидациониот број или релативниот полнеж на јоните (напишани согласно на она што беше погоре зборувано). Така, јонот O_2^- ќе се вика **диоксид(1-)**, а јонот O_2^{2-} ќе се вика **диоксид(2-)**.

Именување на киселините

Бескислородните киселини имаат називи што се состојат од називот на елементот којшто е сврзан со водород на кој е додадена наставката *-о* и, напишано слеано, водородна, а потоа, (напишано разделено) киселина (на пример, флуороводородна киселина, хлороводородна киселина и слично). Внимавај: се изговара **киселина**, а не **киселіна**!

За да има *систем*, бескислородната киселина на сулфурот се вика **сулфуроводородна**, а не (како што е доста вообичаено) **сулфурводородна** (без првото *о*).

Називите на **кислородните киселини** може да се образуваат на неколку начина, од кои ние ќе употребуваме само еден – оној што е, така да се рече, **традиционн***.

Сепак, може да се напомне дека еден од овие начини е киселините да се именуваат **слично** како солите (в. стр. XV), но соли на водородот. Така, **азотната киселина**, според овој начин, може да се вика **водородништарај** или **хидројенништарај**.

Во препораките на Меѓународната унија за чиста и применета хемија (IUPAC) од 1990 година **нема** препорачан начин што кај нас понекогаш се употребува. Не е препорачан, да речеме, назив **ништарина киселина** како алтернатива за називот **азотна киселина**. Ваквите називи **никако** не треба да се користат!

Според традиционалниот начин за именување на киселините, првин се одбира киселината во која елементот за чија киселина се работи има **највообичаена** вредност за оксидациониот број и таа киселина добива назив што се состои од називот на елементот на кој е додадена наставката *-на* или *-ова* и од зборот **киселина** напишан разделено.

* Традиционалниот начин на образување на називите на киселините е ограничен на повообичаените киселини, какви што се оние со кои што е единствено и ќе се скрејваме. За другите кислородни киселини постојат неколку систематски начини на именување. Тие се покомплицирани и за нив нема да зборуваме.

Така, има називи какви што се **сулфурна киселина**, **азотна киселина**, **фосфорна киселина** (понекогаш и **ортофосфорна киселина**), **хлорна киселина** итн., како и **селенова киселина**, **силициумова киселина** (и **ортосилициумова киселина**) и слично.

Потоа, киселината во која оксидациониот број на елементот е следниот помал, добива назив што се состои од името на елементот на кој е додадена наставката **-еста** и, напишано разделено, зборот **киселина** (на пример, **сулфуреста киселина**, потоа **азотеста, фосфореста, хлореста, селенеста** итн. **киселина**).

Ако има киселина во која оксидациониот број е уште помал, пред зборот што завршува на **-еста** се додава (напишан слеано) префиксот **хипо-** (на пример, **хипохлореста киселина**). Ако, пак, има киселина во која оксидациониот број на елементот е поголем одшто во киселината во чиј назив постои наставката **-на** или **-ова**, пред зборот во кој се јавува ваква наставка се додава префиксот **пер-** (на пример, **перхлорна киселина**).

Има и називи какви што се **дихромна киселина** или **метафосфорна киселина**, но во начинот на образување на овие имиња нема да навлегуваме.

И така,

кислородните киселини имаат називи образувани од називот на елементот чијашто киселина е таа, со додавање на наставките **-на** или **-ова**, односно **-еста** и зборот киселина; ако е потребно, можно е овие називи и да се прошират со додавање на префикси (**орто-**, **хипо-**, **пер-**, **ди-**, **мета-** и други).

Номенклатура на солите

Називите на солите се образуваат со наведување на името на катјонот кон кој се дава (напишан **разделено**) називот на апјонот. Така, се пишува **натриум хлорид, железо(II) сулфат** и слично.

Кога се изговараат називите на апјоните, акцентот доаѓа на **последниот** слог! Со други зборови, не се вика ниту хлорид, ниту сулфат, ниту нитрит, туку **хлорид сулфат, нитрит** и слично!

Во случајот на двојни соли што во формулната единка содржат два **катјона**, првин се кажуваат (или се пишуваат) имињата на катјоните (наведени по **азбучен ред**), а потоа се дава името на апјонот (да речеме, **калиум натриум сулфат**). Слично се постапува и кога двојната сол во формулната единка содржи два **апјона***, како во случајот на **калциум хипохлорит хлорид, CaCl(OCl)**. Во формулите, симболите на јоните се пишуваат по **абецеден ред**.

Кога се работи за **хидроген соли**, пак првин се дава името на катјонот, а потоа, разделено, називот на апјонот. Според препораките на Меѓународната унија за чиста и применета хемија (IUPAC), зборот **хидроген** се пишува слеано со називот на апјонот.

* Ова е значително поредок случај.

По потреба се додаваат и префикси што го означуваат бројот на катјоните или анјоните во формулната единка. Примери за називи на вакви соли се натриум хидрогенкарбонат, NaHCO_3 , калијум дихидрогенфосфат, KH_2PO_4 и слично.

Наспроти тоа, хидроксид солите се третираат како *двојни соли* во кои постои хидроксид ајон, OH^- . Слично се постапува и со солите што содржат оксид ајони, O^{2-} . Примери за вакви називи се дубакар карбонат дихидроксид, $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ или димаинган трихидроксид хлорид, $\text{Mn}_2\text{Cl}(\text{OH})_3$ и слично (кој азбучен ред, хидроксид доаѓа зад карбонат и пред хлорид, а бројните префикси не се сместаат при определувањето на редоследот).

Внимавај: Зборот хидроксид содржи само *една* буква **о**. Со други зборови, не се вика (ниту се пишува, ниту се изговара) хидрооксид! Се изговара хидроксайд (аналогно со оксид).

Како што се гледа од горните примери, при пишувањето на формулите, јоните се наведуваат по абецеден ред којшто може и да не биде еднаков со редоследот на имињата на ајоните во називот на солта (последниот, како што рековме, е азбучен).

Во називите на солите што се кристалохидрати, содржината на водата се изразува со зборот -хидрат, со тоа што наместо цртичката стои *префиксот* што го одразува бројот на молекули вода во формулната единица на супстанцата (а не во супстанцата!). Така, соединението $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ е **бакар(II) сулфат пентахидрат**, но не може да се рече дека **бакар сулфатот содржи пет молекули вода** или дека се работи за **бакар сулфат со пет молекули вода**. Замисли си колку незначителна би била содржината на вода ако во некакво разумно количество син камен би имало само пет молекули од неа. Тоа, за секакви практични цели, би било *безвоеен* бакар сулфат.

Всушност, сегашните препораки на IUPAC содржат и поинакви начини за именување на кристалохидратите.

Описано земено,

- при образувањето на *називите на соли* се наведува првши називот на катјонот (ако ги има повеќе, тогаш називите на катјоните се даваат по азбучен ред), па потоа називот или називите на ајонот односно ајоните, пак наведени по азбучен ред; по потреба може да се употребуваат префикси што го означуваат бројот на катјони и/или ајони во формулната единици; при пишувањето на формулите се користи абецеден ред;
- при пишувањето на *формулите на соли* што содржат повеќе катјони или повеќе ајони, тие се наведуваат по абецеден ред; овој редослед може да биде и поинаков односно е азбучниот редослед во називите.

Називи на оксидите и хидроксидите

Оксидите и хидроксидите имаат називи што се образуваат на сличен начин како оние на солите: кон називот на катјонот (образуван онака како што беше посочено горе) се додава (напишан разделено) зборот оксид или хидроксид. По потреба, може да се употребуваат и префикси (*моно-, ди-* итн.) што го означуваат бројот на катјони, односно оксидни или хидроксидни ајони во формулната единка. И во случајот на зборовите *оксид* и *хидроксид*, акцентот е на *последниот* слог.

При употребата на префиксите, задолжително се пишува и се изговара целиот префикс. Вака е и кога префиксот завршува на буквата (или гласот) а. Така, се пишува и се изговара пентаоксид, декаоксид и слично (значи, не *пентиоксид* или *декоксид*). Единствен исклучок е зборот моноксид (не се вика *монооксид*).

Според тоа, може да се збурува за бакар(I) оксид (или дигакар оксид) или за јаглерод диоксид [односно, јаглерод(IV) оксид], за тетрафосфор декаоксид или за хром(III) хидроксид [односно, хром(3+) хидроксид] и слично.

Значи,

називите на оксидите и хидроксидите се состојат од називот на соодветниот катјон и зборот оксид (или хидроксид) напишан разделено.

Формули и називи на комплексните соединенија

Според правилата на IUPAC, при запишувањето на формулите, деловите од формулната единка што се комплексни, се одделуваат со ставање во средни загради, додека мали загради се употребуваат за да се одделат формулите на лигандите.

Ова е важно:

во формулите на комплексните соединенија делот што претставува комплекс се пишува во средни загради, формулите на лигандите се пишуваат во мали загради, а нивниот број се запишува како индекс зад малите загради.

Ако во комплексот има повеќе различни лиганди, во формулата првин се наведуваат (по абецеден ред) оние за кои се смета дека се *негативни*, а потоа (исто така по абецеден ред) оние што се *неутрални*.

Образувањето на називите на комплексните соединенија зависи од тоа дали се работи за јонско соединение или за неутрален комплекс.

Кај јонските комплексни соединенија, секогаш првин се дава називот на катјонот, а потоа називот на анјонот, онака како што се постапува и кај соединенијата кои не се комплексни.

Ако катјонот е комплексен, тогаш неговиот назив се образува на следниов начин:

- првин се дава бројот на лиганди, а потоа нивниот назив (бројот се означува со префиксите *моно-*, *ди-*, *три-* итн., а називите на лигандите се образуваат според правилата што се дадени подолу);
- на крајот се наведува називот на елементот комушто му припаѓа централниот атом (јон) со давање, ако е потребно, вредноста на оксидацијониот број (запишана со римски цифри во загради) или релативниот полнеж на јонот (запишан, во загради, со арапска цифра следена со знакот +);
- заградите, во сите случаи, се пишуваат слеапо (а не одделено) – тетраамминбакар(II) или тетраамминбакар(2+), а не тетраамминбакар (II) или тетраамминбакар (2+).

И така, кога се работи за комплексен катјон, се дава:

- првии бројот на лиганди,
- потоа нивниот назив и
- накрај називот на централниот атом (односно јон).

Целиот назив на комплексниот јон се пишува слеано.

Ако соединението содржи комплексен аијон, називот на аијонот се образува на следниов начин:

- повторно, првии се дава бројот на лиганди и нивниот назив;
- се продолжува (слеано!) со коренот на латинскиот назив* на елементот комушто му припаѓа централниот атом на кој се додава наставката *-аї* (така се добиваат, да речеме називи како *фератї*, *кобалатї*, *николатї*, *куїратї*, *аргенитї* итн.); ако е потребно, вредноста на оксидацциониот број или на релативниот полнеж се запишува, на вообичаениот начин, на крајот.

Доколку има повеќе различни лиганди, нивните називи се наведуваат по азбучен ред, независно од тоа дали се работи за неутрални или наелектризирани лиганди.

Запомни:

за комплексни аијони првии се дава бројот на лиганди и нивниот назив, а потоа, слеано, се додава коренот на латинскиот назив на елементот комушто му припаѓа централниот атом, додавајќи на крајот *-аї*.

Сиот назив, повторно, се пишува слеано.

Ако се комплексни и аијонот и катјонот, во согласност со општото правило, се дава првии називот на комплексниот катјон (образуван според начинот описан погоре), а потоа називот на комплексниот аијон (и овој образуван соодветно на правилата).

Ако комплексот е *неутрален*, се постапува слично како погоре, со тоа што називот завршува со името на елементот комушто му припаѓа централниот атом (евентуално со додавање на вредноста на оксидацциониот број дадена со римски цифри напишани во загради).

Називите на лигандите се образуваат на следниов начин:

- ако лигандот е неутрална честичка (молекула), се употребуваат називите аква за H_2O , аммин за NH_3 , карбонил за CO , нитрозил за NO итн. (други молекули ретко се лиганди!);
- ако лигандот е негативно наелектризирана честичка, кон називот на соодветниот аијон се додава наставката *-о* (на пример сулфито, тиосулфато, карбонато, хидридо, ацетато и други); може да се употребуваат и малку изменети називи, но такви што повторно завршуваат со *-о* (хлоро, бромо, јодо, цијано, оксо, хидроксо, заместо хлоридо, бромидо, јодидо, цијанидо,

* Во називите на комплексните аијони на жива не се употребува коренот на латинскиот назив за жива (хидрагриум) од кој е изведен хемискиот симбол за овој елемент. Наместо тоа, ваквите соединенија се викаат меркурати (а не хидрагрирати).

оксидо, хидроксиdo), но и специјални називи какви што се нитрозо за NO^- , нитро за NO_2^- и други).

За честичка вода како лиганџ, не смее да се употребува називот акво (тоа не е наелектризирана честичка), а во називот на NH_3 како лиганџ, задолжителна е употребата на удвоеното м (аммин, а не амин) за да се избегне недоумицата дали се работи за молекула од амонијак или од некој органски амин (амините може да бидат лиганди!).

За да ги појасниме правилата за именување на комплексните соединенија, подолу е даден еден пример.

Потребно е, да речеме, да се определи називот на соединението чија формула е $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_4]$.

Соединението, очигледно, е образувано од калиумови катјони и комплексни анјони. Називот, заради тоа, ќе му почнува со зборот калиум, а потоа ќе биде даден називот на комплексниот анјон.

Називот на анјонот ќе се образува вака:

- бидејќи бројот на лиганди е 4, називот ќе почне со тетра-;
- бидејќи лиганди се цијанидни анјони, називот ќе продолжи со цијано-;
- бидејќи се работи за комплексен анјон на златото (или, на латински, аурум), називот ќе заврши со -аурат.

Ако сакаме да ја додадеме и вредноста на оксидациониот број на златото, овој треба првина да го пресметаме. Поради тоа што цијанидните лиганди се анјони на киселината HCN , релативниот полнеж им е 1-, па оксидациониот број им е -1. Лесно е, сега, да се види дека златото има оксидационен број +3. Имено, збирот на оксидационите броеви на сите градбени единки на соединението мора да биде еднаков на нула. Оксидациониот број на калиум е, се разбира, +1, па ако вредноста на оксидациониот број на златото ја означиме со x , тогаш треба да биде $+1 + x + 4 \cdot (-1) = 0$, т.е. $x = +3$.

Полнот назив на комплексното соединение, според тоа, ќе биде калиум тетрацијано-аурат(III).

За образувањето на другите називи на неоргански соединенија нема да зборуваме.

ТАБЕЛИ

1. ОСНОВНИ SI ЕДИНИЦИ

Физичка величина		Единица	
Назив	Ознака	Назив	Ознака
Должина	<i>l</i>	метар	m
Маса	<i>m</i>	килограм	kg
Време	<i>t</i>	секунда	s
Електрична струја	<i>I</i>	ампер	A
Термодинамичка температура	<i>T</i>	kelвин	K
Количество супстанца	<i>n</i>	мол	mol
Интензитет на светлината	<i>I_v</i>	кандела	cd

2. НЕКОИ ИЗВЕДЕНИ SI ЕДИНИЦИ

Назив на величината	Симбол на величината	Назив на единицата	Симбол за единицата	Дефиниција за единицата
Сила	<i>F</i>	њутн	N	kg m s^{-2}
Притисок	<i>P</i>	паскал	Pa	$\text{N/m}^2 = \text{kg m}^{-1} \text{s}^{-2}$
Енергија	<i>E</i>	џул	J	$\text{N m} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
Густина	<i>ρ</i>	килограм на кубен метар	kg m^{-3}	kg m^{-3}

3. ПРЕФИКСИ ШТО СЕ УПОТРЕБУВААТ ВО МЕГУНАРОДНИОТ СИСТЕМ НА ЕДИНИЦИ

Вредност	Назив	Ознака	Вредност	Назив	Ознака
10^{-24}	јокто	y	10^{24}	јота	Y
10^{-21}	зепто	z	10^{21}	зета	Z
10^{-18}	ато	a	10^{18}	екса	E
10^{-15}	фемто	f	10^{15}	пета	P
10^{-12}	пико	p	10^{12}	тера	T
10^{-9}	нано	n	10^9	гига	G
10^{-6}	микро	μ	10^6	мега	M
10^{-3}	мили	m	10^3	кило	k
10^{-2}	центи	c	10^2	хекто	h
10^{-1}	деци	d	10^1	дека	da

4. НАЗИВИ, СИМБОЛИ И РЕЛАТИВНИ АТОМСКИ МАСИ НА ХЕМИСКИТЕ ЕЛЕМЕНТИ

Македонски назив	Латински назив	Симбол	Z	A_t
азот	nitrogenium	N	7	14,01
ајнштајниум	einsteinium	Es	99	(252)
алуминиум	aluminium	Al	13	26,98
актиниум	actinium	Ac	89	(227)

Македонски назив	Латински назив	Симбол	Z	A_r
америциум	americium	Am	95	(243)
антимон	stibium	Sb	51	121,75
аргон	argon	Ar	18	39,95
арсен	arsenicum	As	33	74,92
астат	astatium	At	85	(210)
бакар	cuprum	Cu	29	63,54
бариум	barium	Ba	56	137,34
берилиум	beryllium	Be	4	9,01
берклиум	berkelium	Bk	97	(247)
бизмут	bismuthum	Bi	83	208,98
бор	borum	B	5	10,81
бориум	bohrium	Bh	107	(264)
бром	bromum	Br	35	79,91
ванадиум	vanadium	V	23	50,94
водород	hydrogenium	H	1	1,01
волфрам	wolfram	W	74	183,85
гадолиниум	gadolinium	Gd	64	157,25
галиум	gallium	Ga	31	69,72
германиум	germanium	Ge	32	72,59
дормштатиум	darmstadtium	Ds	110	(271)
диспрозиум	dysprosium	Dy	66	162,50
дубниум	dubnium	Db	105	(262)
ербиум	erbium	Er	68	167,26
европиум	europeanium	Eu	63	151,35
железо	ferrum	Fe	26	55,85
жива	hydrargyrum	Hg	80	200,59
злато	aurum	Au	79	196,97
индиум	indium	In	49	114,82
иридиум	iridium	Ir	77	192,2
иттербиум	ytterbium	Yb	70	173,04

Македонски назив	Латински назив	Симбол	Z	A_i
итриум	yttrium	Y	39	88,90
јаглерод	carboneum	C	6	12,01
јод	iodum	I	53	126,90
кадмиум	cadmium	Cd	48	112,40
калај	stannum	Sn	50	118,69
калиум	kalium	K	19	39,10
калифорниум	californium	Cf	98	(251)
калициум	calcium	Ca	20	40,08
кириум	curium	Cm	96	(247)
кислород	oxygenium	O	8	16,00
кобалт	cobaltum	Co	27	58,93
криптон	krypton	Kr	36	83,80
ксенон	xenon	Xe	54	131,30
лантан	lanthanum	La	57	138,91
литиум	lithium	Li	3	6,94
лоренсиум	lawrencium	Lr	103	(262)
лутециум	lutetium	Lu	71	174,97
магнезиум	magnesium	Mg	12	24,31
мајтиериум	meitnerium	Mt	109	(269)
манган	manganum	Mn	25	54,94
менделевиум	mendelevium	Md	101	(258)
молибден	molydaenum	Mo	42	95,94
натриум	natrium	Na	11	22,99
неодимиум	neodymium	Nd	60	144,24
неон	neon	Ne	10	20,18
нептуниум	neptunium	Np	93	(237)
никел	niccolum	Ni	28	58,71
ниобиум	niobium	Nb	41	92,91
нобелиум	nobelium	No	102	(259)
олово	plumbum	Pb	82	207,19
паладиум	palladium	Pd	46	106,4

Македонски назив	Латински назив	Симбол	Z	A_r
осмиум	osmium	Os	76	190,2
паладиум	palladium	Pd	46	106,42
платина	platinum	Pt	78	195,09
плутониум	plutonium	Pu	94	(244)
полониум	polonium	Po	84	(210)
празеодимиум	praseodymium	Pr	59	140,91
прометиум	promethium	Pm	61	(147)
протактиниум	protactinium	Pa	91	(231)
радиум	radium	Ra	88	(226)
радерфордиум	rutherfordium	Rf	104	(261)
радон	radon	Rn	86	(220)
рендгениум	roentgenium	Rg	111	(272)
рениум	rhenium	Re	75	186,2
родиум	rhodium	Rh	45	102,90
рубидиум	rubidium	Rb	37	85,47
рутениум	ruthenium	Ru	44	101,07
самариум	samarium	Sm	62	150,35
селен	selenium	Se	34	78,96
сиборгиум	seaborgium	Sg	106	(266)
силициум	silicium	Si	14	28,09
скандиум	scandium	Sc	21	44,96
стронциум	strontium	Sr	38	87,62
сребро	argentum	Ag	47	107,87
сулфур	sulphur	S	16	32,06
талиум	thallium	Tl	81	204,37
тантал	tantalum	Ta	73	180,95
телур	tellurium	Te	52	127,60
тербиум	terbium	Tb	65	158,92
технетиум	technetium	Tc	43	(99)

Македонски назив	Латински назив	Симбол	Z	A_r
титаниум*	titanium	Ti	22	47,90
ториум	thorium	Th	90	232,04
тулиум	thulium	Tm	69	168,93
унунбиум	ununbiun	Uub	112	[285]
унуноктиум	ununoctium	Uuo	118	[294]
унунпентиум	ununpentium	Uup	115	[288]
унунтриум	ununtrium	Uut	113	[284]
унунхексиум	ununhexium	Uuh	116	[292]
ураниум	uranium	U	92	238,04
фермиум	fermium	Fm	100	(253)
флуор	fluorum	F	9	19,00
фосфор	phosphorus	P	15	30,97
франциум	francium	Fr	87	(223)
хасиум	hassium	Hs	108	(265)
хафниум	hafnium	Hf	72	178,49
хелиум	helium	He	2	4,00
хлор	chlorum	Cl	17	35,45
холмиум	holmium	Ho	67	164,93
хром	chromium	Cr	24	52,00
цезиум	caesium	Cs	55	132,90
цернум	cerium	Ce	58	140,12
цинк	zincum	Zn	30	65,37
циркониум	zirconium	Zr	40	91,22

Забелешка. Релативните атомски маси се заокружени на две децимали. Бројките во загради ја даваат релативната атомска маса на најстабилниот изотоп. Не е потврдено откривањето на елементите унунбиум, унунтриум, унунквадиум, унунпентиум и унунхексиум.

* Кaj нас е вообичаено овој елемент да се вика *тиан*. Називот даден погоре е поправлен.

D
D

1

АУТРИЧИ

АКО ТЕ ИНТЕРЕСИРА – ПРОЧИТАЈ

1. ЕФЕКТ НА СТАКЛЕНА ГРАДИНА

Каква, сега, *стаклена градина*? Тоа е работа на ботаничарите или на цвеќарите – знаеме дека се работи за просторија со стаклен покрив и стаклени сидови (сл. Г.1) во која температурата (дури и без додатно греенje) е повисока одшто околната и во која цвеќињата и другите украсни растенија добро напредуваат. Си имаат и светлина и топлина, цвеќарите добро ги полеваат и растенијата не бараат ништо повеќе.



Сл. Г.1. Стаклена градина (стакленик)

ва. Загреаните објекти, потоа, и самите зрачат, но дел од ова зрачење (тоа е, главно, топлинско, т.е. *инфрацрвено*) не може да помине низ стаклените сидови, се враќа назад и додатно ги загрева објектите во стакленникот и воздухот во него (сл. Г.2).

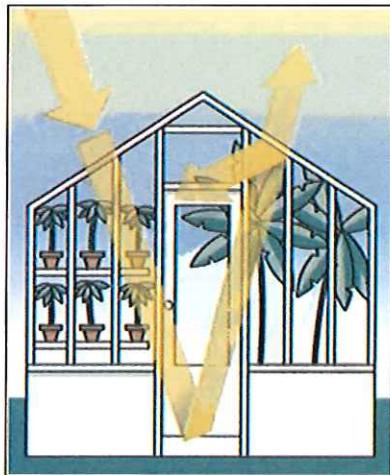
Она што се случува вообичаено се вика **ефект на стаклена градина**.

Во основа, исти се причините за прекумерното загревање на автомобилите (и воздухот во нив) што стоеле на сонце.

Добро, но *како* е можно ова?

Повисоката температура во стаклената градина (или, би можело накусо да речеме, во *стакленикот*) е резултат на фактот што светлината*, кога ќе навлезе во стакленникот, предава енергија на подот и на другите објекти и, со тоа, ги загре-

* Се работи за *зрачење* (не мора да е видливо) што со себе носи определена енергија.



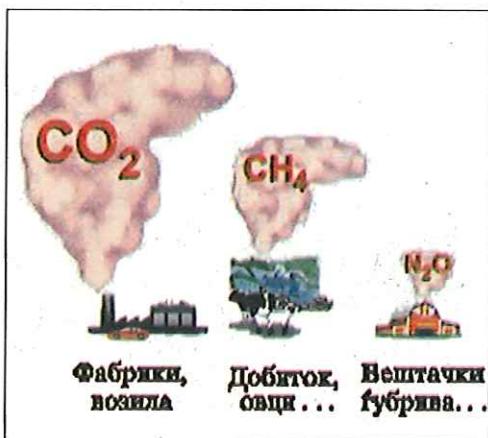
Сл. Г.2. Шематски приказ на ефектот на стаклена градина

И нашата Земја, всушност, е голема стаклена градина. Атмосферата, имено, пропушта најголем дел од Сончевото зрачењето кое, паѓајќи на површината, ги загрева карпите, водните површини и почвата. Загреаната површина, потоа, и самата зрачи, оддавајќи главно топлинско (инфрацрвено) зрачење кое го загрева атмосферскиот воздух. Имено, гасовите во атмосферата (особено водата и јаглерод диоксидот, но и метанот и диазот моноксидот*; сл. Г.3) апсорбираат дел од ова зрачење, а потоа одново го оддаваат и тоа на сите страни.

На тој начин, така да се рече, Земјата повеќепати го користи истото зрачење (сл. Г.4 лево) и резултатот е температура што е *повисока* од онаа што би била кога не би постоела атмосфера и во неа гасови како спомнатите. Тоа, се разбира, е *мошне згодно*.

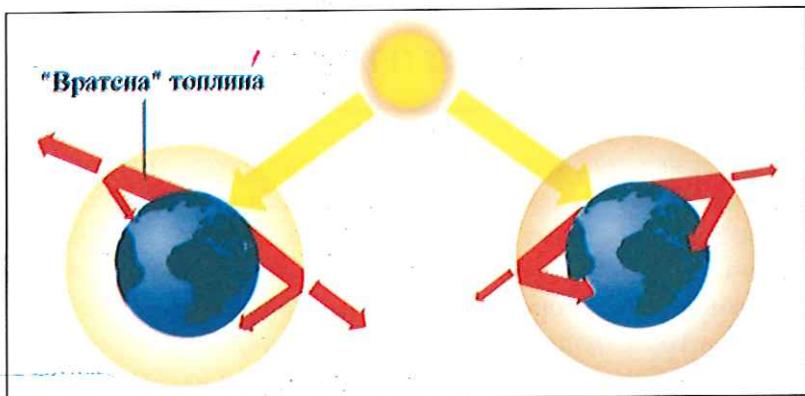
Наспроти тоа, кога ваков ефект не би постоел, температурата на атмосферата би била толку ниска што Земјата би била сосема непогодна за живот.

Меѓутоа, ако содржината на стакленичките гасови се зголеми (в. сл. Г.4 десно) ефектот на стаклена градина се зголемува и тоа доведува до *оиштио* (или, како што се вели – *глобално*) *заштитување*. Така, десетте најтопли години во минатото столетие биле – во последните



Сл. Г.3. Трите главни стакленички гасови

* Овие гасови може да се наречат *стакленички*.



Сл. Г.4. При умерена содржина на стакленички гасови (лево), Земјата е *штойла*; ако содржината на стакленички гасови прекумерно се зголеми (десно) Земјата ќе се *прегрее*

15 години од него! Земјата, така да се рече, „има *повишена температура*“ (сл. Г.5).

Ова има директни последици врз климата (зачестена појава на обилни дождови, топење на поларните покривки од мраз и, следствено, подигање на морското рамниште).

Можни се и други штетни последици, а тоа, веќе, *воопшто не е згодно!*

Опасностите од глобалното затоплување веќе се согледани и засилено се водат *разговори* и *преговори* за тоа како да се намалат овие опасности. *Поизашани* се и меѓународни спогодби, но ефектите од овие документи не се особено големи. Најголемите загадувачи на атмосферата со стакленички гасови (особено – со јаглерод диоксид) не се подгответи да преземат посериозни мерки, а и ние поединците не внимавме премноту.

За среќа, на Земјата сигурно нема да дојде до толкаво зголемување на содржината на стакленичките гасови како во атмосферата на Венера каде што има околу 96 % јаглерод диоксид, а температурата на површината е повисока од 460 °C.



Сл. Г.5. Глобално затоплување

2. ФАН ХЕЛМОНТ И НЕГОВОТО ДРВО

За фотосинтеза денес знаат и децата во основното училиште. Да, ама така е *генес*. Но не било *секогаш* така. Не било, да речеме, во почетокот на седумнаесеттиот век кога сè уште се одржувало верувањето на алхемичарите за постоењето на т.н. *филозофски камен* – супстанца со чија помош неблагородните метали би можело да се претворат (или, како што се велело, да се *трансмутираат*) во злато и која обезбедувала вечна младост*. Се разбира, ова било само *сон* (истина, *убав сон*).

Еден од оние што цврсто верувале во постоењето и дејствувањето на филозофскиот камен бил flamанскиот лекар и хемичар Јан Баптиста фон Хелмонт† (сл. Г.6) кој, дури, тврдел дека и самиот успеал (со помош на мало парче филозофски камен што божем му

го дал некој морнар) да претвори жива во злато. Меѓутоа, за него сега зборуваме не како за приврзаник на невистинитото верување во филозофскиот камен, туку по повод на процесите на фотосинтеза.

Имено, Фан Хелмонт верувал дека и **водата** може да се претвори во нешто друго, онака како што неблагородните метали „можело“ да се претворат во злато. Како потврда на своето верување тој го извел својот познат *експерименит со дрвоито* со кој „покажал“ дека водата



Сл. Г.6. Јан Баптиста фан Хелмонт и Николас Фламел

* Почитувачите на Хари Потер можеби се сеќаваат дека во првата книга од серијата се спомнува Николас Фламел кој, божем, благодарејќи му на филозофскиот камен што успеал да го приготви, живеел неколку стотини години. Инаку, Фламел [Nicolas Flamel] (\approx 1330–1417) е историска личност и бил еден од видните алхемичари.

† Јан Баптиста фан Хелмонт [Jan Baptista van Helmont] (1580–1644). Понекогаш првото име на Фан Хелмонт се пишува и како Joannes.

може да се претвори во дрво. Експериментот на Фан Хелмонт сликовито е претставен на сл. Г.7.

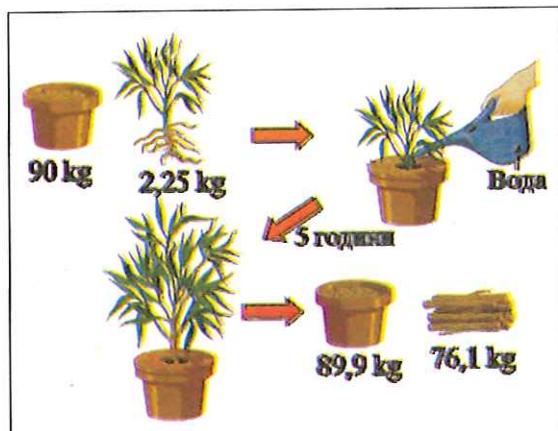
Следејќи, можеби, и некои постари учени и филозофи, Фан Хелмонт во саксија насадил врбова садница и прецизно (колку што било можно во тоа време) ја измерил масата на саксијата и на земјата во неа, како и онаа на самата садница. Вкупната маса била 92,25 kg.

Потоа, во текот на пет години садницата редовно ја полевал со дождовница.

На крајот од експериментот, масата на саксијата, земјата и самото дрво била 166 kg, за 73,75 kg повеќе односно на почетокот (самиот вели дека не водел сметка за лисјата што капеле во текот на четирите есени). Фан Хелмонт заклучил дека прирастот на масата е резултат на *претворувањето на водата во дрво и лисја*.

Нам денес ни е лесно да му се потсмевнуваме на ваквиот заклучок, знаејќи дека зголемувањето на масата е резултат на процесот на фотосинтеза во кој од вода и јаглерод диоксид се образуваат отпвин едноставни, а подоцна и посложени јаглеидрати (целулоза). Меѓутоа, експериментот е значаен не заради погрешниот заклучок изведен од

него, туку заради убеденоста дека *нешто* не може да се создаде од *ништо* и, особено, заради примената на експериментална техника што не била карактеристична за времето на Фан Хелмонт. Токму поради ваквиот пристап, овој учен понекогаш се смета за зачетник на аналитичката хемија.



Сл. Г.7. „Историјат“ на експериментот на Фан Хелмонт со врбовото дрво

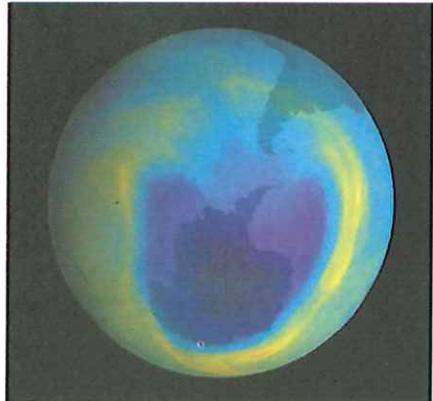
гас кој се разликува од другите тогаш познати видови „воздух“, а и прв го употребил терминот *газ*.

3. ОЗОНСКИОТ СЛОЈ И ОЗОНСКИТЕ ДУПКИ

Во делот од атмосферата што се вика *стратосфера* постои т.н. **озонски слој** кој спречува низ него да поминуваат ултравиолетовите зраци, особено оние што имаат висока енергија (т.н. UV-B зрачење) и се штетни по здравјето.

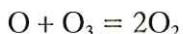
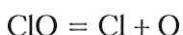
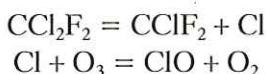
Имено, под дејство на ваквото зрачење, доаѓа до разложување на молекулите на кислород на атоми ($O_2 \rightarrow 2O$) кои, потоа, може да стапат во интеракција со други молекули кислород, образувајќи молекули озон ($O + O_2 \rightarrow O_3$). Од друга страна, повторно под дејство на ултравиолетовото зрачење, можно е и разложување на озонот до кислород (процесите се *обратни* од оние покажани погоре). Така, за сметка на апсорбираното ултравиолетово зрачење, последователно, кислородот се претвора во озон, а озонот во кислород, но најголемиот дел (до 98 %) од зрачењето се задржува. Така, на некои места озонскиот слој се *исчезнува* или, ќако што обично се вели, во него се создава *дупка* (на сл. Г.8 е представена ситуацијата над Антарктикот).

Присуството на азотни оксиди (пред сè N_2O) и, особено, зголемената употреба на т.н. *спрејови* внесува (или, барем, внесувала) во воздухот *фреони*, т.е. хлорни и флуорни деривати на метанот (предимно CCl_3F , CCl_2F_2 и $CHClF_2$) кои придонесуваат озонот сè повеќе да се претвора во кислород. Реакциите што, под дејството на фреоните, доведуваат до постепено намалување на количеството озон во стратосферата може да се претстават со следниве равенки* (види и сл. Г.9):

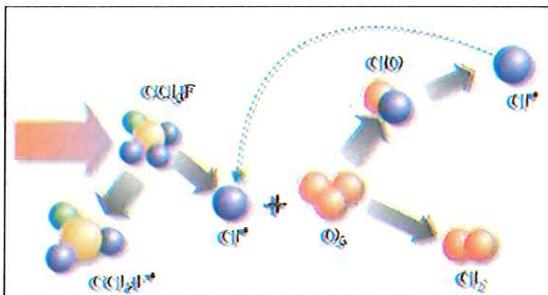


Сл. Г.8. Озонската дупка над Антарктикот. Различните нијанси ја означуваат дебелината на озонскиот слој, а озонската дупка с овој дел во кој сината боја е најтемна.

* Повеќето од учесниците во овие реакции се *нестабилни* и не се образувани од молекули, туку од *радикали* (на сл. Г.9 тие се означени со точка десно и погоре од соодветниот симбол).



Сликовито, ова е покажано на сл. Г.9. Подигнатите точки покрај симболите за хлор и флуор означуваат, рековме, *радикали*.

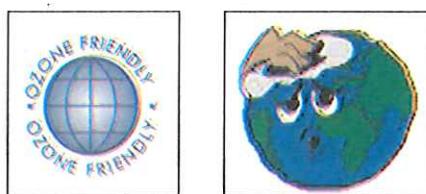


Сл. Г.9. Шематски приказ на хемиските реакции при разрушувањето на озонскиот слој

На тој начин озонскиот слој постепено се разрушува, а тоа може да има извонредно штетни и долгорочни последици по здравјето на лубето. Инаку, за изучувањето на процесите што се случуваат во стратосферата, научниците Круцен [Crutzen], Молина [Molina] и Роуленд [Rowland] ја добиле Нобеловата награда по хемија за 1995 година.

Заради опасноста од фреоните, во многу земји нивното производство и употреба (користени во вид на спреј) е ограничено. За жал, забраната ниту е универзална, ниту целосно се почитува. Дури и таа да стане сеопфатна, ефектите врз озонскиот слој ќе се чувствуваат уште многу долго.

Независно од прописите, мора да се трудиме да користиме спрејови во кои не се употребени халогенирани јаглеводороди (ваквите спрејови се обележани како ozone friendly, онака како што е покажано на сл. Г.10 лево или на некој сличен начин). И на тој начин ќе помогнеме да ја заштитиме животната средина. Таа ни е единствената што ја имаме! Во спротивно, може да се случи Земјата да ни ја „заболи главата“ (сл. Г.11 десно), со тоа што несомнено* ќе страда и нашата глава!



Сл. Г.10. Ако не се употребува спреј кој не го нарушува озонскиот слој (лево), Земјата може „да ја заболи глава“ (десно)

* Од крајно нејасни причини, сега стана модерно во смисла на несомнено да се користи зборот *definitely* (и тоа со ваков, несвојствен на нашиот јазик, акцент). При ваквата употреба, направено е некоректно преземање и „македонизирање“ на английскиот збор *definitely*, при што английскиот еквивалент на нашето *дефинитивно* е

4. ПОМЕСТУВАЊЕ И „ПОМЕСТУВАЊЕ“ НА РАМНОТЕЖАТА

Како што видовме во основниот текст, состојбата на рамнотежа до која доведува една хемиска реакција е карактеризирана со *минимална вредност на реакционата Гибсова енергија* (стр. 53) или со вредноста на *константата на хемиската рамнотежа* (стр. 56–57). Каква ќе биде состојбата на рамнотежа ќе зависи од надворешните услови, особено од температурата. Според тоа, рамнотежата ќе се помести (т.е. вредностите што неа ја карактеризираат) кога ќе се изменат условите. Ако, иск пример, температурата и другите надворешни услови не се изменуваат, вредноста на константата на рамнотежа за дадена реакција нема да се измени и до никакво *истинско поместување на рамнотежата* нема да дојде независно од тоа какви се концентрациите на учесниците во реакцијата и дали тие се изменуваат или не (стр. 58). Според тоа, ако сакаме *прецизно* да зборувавме, за *поместување на рамнотежата* може да стане збор само при изменување на температурата.

Меѓутоа, изменувањето на концентрацијата на некој од учесниците во реакцијата доведува (и при константна температура) до изменување на составот на реакционата смеса и вообичаено е и за оваа појава да се користи изразот *поместување на рамнотежата*. Строго речено, изразов во овој случај е погрешен, но е толку широко прифатен, што тој се користи и во овој учебник. За секој случај, во насловот на ова четврто зборот *поместување* е ставен во наводници.

Авторот му е благодарен на проф. Борислав В. Тошев од Софискиот универзитет за укажувањето на непрецизноста во користењето на терминот *поместување на рамнотежата*.

5. ЛУИСОВСКИ КИСЕЛИНИ И ЛУИСОВСКИ БАЗИ

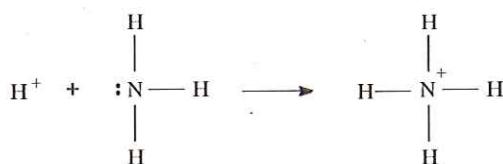
Во средношколските учебници по хемија вообичаено е разгледувањето на поимите за киселини и бази посериозно да започне со претставите на Арениус („киселина е супстанца која, при дисоцијација во воден

англискиот збор *definitively!*! Ако го слушаш авторот на овој учебник, никогаш неможда го користиш зборот *девфинитивно*, наместо *несомнено* (или *секако* или некој друг наш збор)!

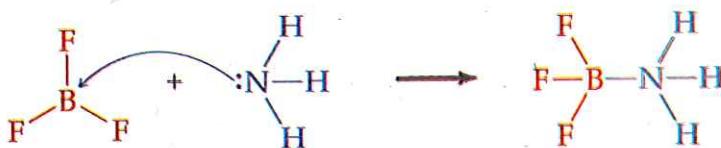
раствор, оддава водородни јони како единствен вид катјони“ а „база е супстанца која, при дисоцијација во воден раствор, оддава хидроксидни јони како единствен вид анјони“; в. стр. 71).

Потоа, овие претстави се прошируваат врз основа на теорија на Бренштед и Лаури при што како киселина се смета секоја супстанца што е протон-донор, а како база – секоја супстанца која е акцептор на протони (стр. 74). Притоа, *супстанцијата* за која погоре станува збор може да биде образувана од молекули или тоа да биде множество од јони (катјони или анјони).

Така, само како пример, за киселина може да се смета множеството на водородни (H^+ односно H_3O^+) јони, а за база – супстанцата амонијак образувана од NH_3 молекули*:



Меѓутоа, амонијакот може да се сврзува и со соединението бор трифлуорид (BF_3), онака како што е покажано на сл. Г.11.



Сл. Г.11. Шематски приказ на реакцијата меѓу бор трифлуорид и амонијак

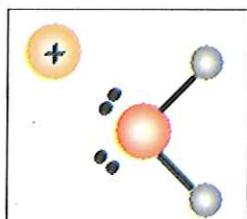
Ако амонијакот е база тогаш кога се сврзува со протони, него може да го сметаме за база и во реакцијата со бор трифлуорид, а овој последниов би можело да го сметаме за *киселина* макар што во неговите молекули воопшто *нема* протони. Вака размислевал познатиот хемичар Луис† (сл. Г.12) кој предложил како киселини да се сметаат

* Во покажаната шема, геометријата на молекулите и јоните не е вистинито предадена. Имено, молекулата на амонијакот е триаголна пирамида, а амониумовите јони се тетраедарски. Подобра е претставата на сл. Г.11, ама и таа не го дава просторниот распоред на атомите.

† Гилберт Џутн Луис [Lewis] (1875–1946).

супстанците чии честички може да примаат неподелени двојки од електрони, а за бази – оние што може да отдаваат електронски двојки.

Со други зборови, киселините би биле електрон–акцептори, а базите би имале улога на електрон–донори. При ваквото *проширене* на третирање на претставите за киселини и бази, зборуваме за **лусовски киселини**, односно за **лусовски бази**.



Сл. Г.13. Хидратација на метални јони

При ваквиот концепт, и засмното дејство меѓу металните јони и молекулите вода во водни раствори може да се разгледува како интеракција меѓу киселина и база. Имено, во молекулата од водата има две неподелени двојки од електрони, (сл. Г.13) така што водата била *база*, а металните јони – *киселина*.

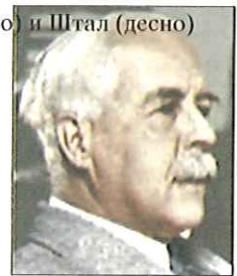
Интересно е да се спомне дека Лус својата теорија за киселини и бази ја поставил истата година (1923) кога и Бренштед неговата.

6. „Антикислород“

Кога денес зборуваме за *горење*, без секакво сомнение мислиме на *оксидација* (и тоа – бурна), т.е. на соединување со кислород. Но пред ваквите претстави да станат општо прифатени, требало да помине долго време, а најголема заслуга за создавањето на т.н. *кислородна теорија на горењето* имал францускиот хемичар Лавоазје* (сл. Г.14).



Сл.Г.15. Бехер (лево) и Штал (десно)



Сл. Г.12. Г. Н. Лус



Сл. Г.14. Лавоазје и неговата сопруга и помошничка

* Антоан Лоран Лавоазје [Lavoisier] (1743–1794).

Пред тоа, пак, долго владеела т.н. *флогистонска теорија* чии основи ги поставил Бехер* (сл. Г.15 лево), а ја развиил и ја распространил Штал† (сл. Г.15 десно).

Според оваа теорија, постои супстанца (наречена *флогистон*) која ја има многу во оние супстанци што може да горат (на пример, во дрвото, јагленот итн.). При горењето на ваквите супстанци, флогистонот се испушта во воздухот, а производот на процесот е супстанца (пепел) која не содржи флогистон (сл. Г.16).



Сл. Г.16. Дрвото (богато со флогистон) при горењето го испушта флогистонот и остава пепел (не содржи флогистон)

За означување на флогистонот се користел и посебен симбол (сл. Г.17).

Ако по горењето не останувала пепел (на пример, при горењето на „горливот воздух“ (како што тогаш велеле за водородот), супстанцата била чист флогистон, а при горењето на ваквите супстанци, флогистонот, едноставно, одел во воздух.

Флогистонската теорија го „објаснувала“ и добивањето на метали со жарење на нивните руди. Огнот ѝ предавал флогистон на „земјата“ (рудата) и при сврзувањето на земјата и флогистонот настанувал *мешавина* кој, очигледно, морал да биде богат со флогистон (сл. Г.17 лево).

Кога, пак, металот ’рѓосувал, тоа било затоа што флогистон си одел, а остатокот (*калксот*, односно *земјата*) била, одново, сиромашна со

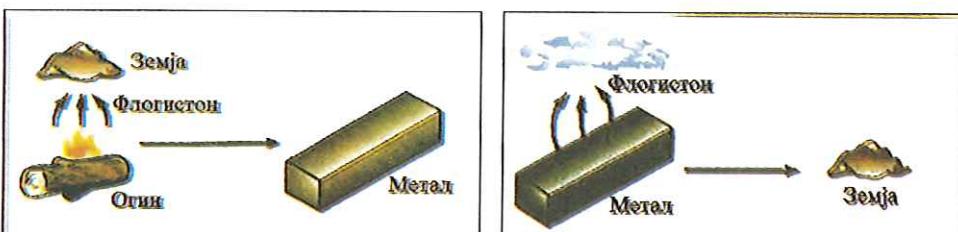


Сл. Г.17. Алхемиски знак за флогистон

* Јохан Јоахим Бехер [Becher] (1635–1682).

† Георг Ернст Штал [Stahl] (1659–1734).

флогистон (сл. 18 десно). Според тоа, калксот е основна супстанца, а металот е негова смеса со флогистон.



Сл. Г.18. Кога земјата (рудата) ќе прими флогистон, таа се претвора во метал (лево), а кога металот ќе изгуби флогистон, се добива земја или калкс (десно)

За приврзаниците на флогистонската теорија (флогистонистите) не бил пречка фактот што калковите имале поголема маса од металот од кој настанале. Тоа, сметале тие било едноставно да се објасни – флогистонот имал, според нив, *негативна маса*.

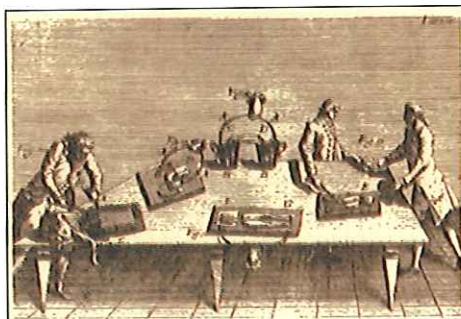
Ако помислиме малку, ќе видиме дека флогистонот како да е некој вид *антикислород*. Денес знаеме дека при горењето или при 'рѓосувањето доаѓа до сврзување со кислород, а за флогистонистите се работело за *оддавање* на флогистон. При топењето, пак, на оксидните руди со јаглен, доаѓа до редукција (*одземање* на кислород), а според флогистонистите – сврзување со флогистон. Сè – токму *антипротивно** од денешните сфаќања!

* Овој честопати употребуван разговорен израз всушност е бесмислен. Имено, тој значи спротивен („анти“) на спротивниот. А ако е спротивен на спротивниот, тој *воопшто не е спротивен!*

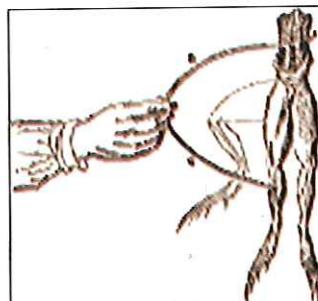
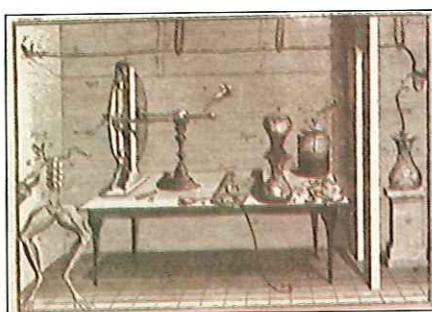
7. ГАЛВАНИ И ЖАБЕШКИТЕ КОПАНЧИЊА

Систематски изучувајќи го дејството на електрицитет врз нервите од жаби (сл. Г.19), италијанскиот лекар и физичар Луиџи Галвани (в. стр. 108) нашол дека при допир на нерв со извор на електричество (за оваа цел тој користел т.н. *електростатиска машина* покажана на левата страна од сл. Г.20 лево), доаѓа до згрчување на мускулите во препариран копан од жаба.

Истото се случувало и кога посолени копанчиња обесени на бакарна жица во време на луња ќе се допирале до железната ограда на балконот, но и тогаш кога, во затворен простор, биле допирани со две различни метални жици (сл. Г.20 десно).



Сл. Г.19. Изучување на „животинскиот електрицитет“



Сл. Г.20. Копанчето, сврзано со електростатска машина, се згрчувало (лево); сличен бил ефектот и со кога копанчето било допирано со две жици – бакарна и цинкова (десно)

Галвани заклучил дека самите мускули се извор на т.н. *живојцински електрицитет* кој се „празнел“ кога копанчето било допирано со металните жици.

Заклучоците на Галвани биле погрешни, но претставувале основа за работата на Волта (в. стр. 112).

А злобниците тврделе дека откритието го направила Лучија, сопругата на Галвани кога, приготвувајќи ручек, со врвот на челичен нож допрела копанче што се наоѓало на калансана бакарна чинија. Копанчето се згрчило, а овој настан му направил толкав впечаток на Луциј Галвани што тој продолжил со систематските истражувања.

8. ДЕЈВИ И АЛКАЛНИТЕ МЕТАЛИ

Создавањето на Волтини-от столб привлекло големо внимание, а многу хемичари побрзале електричеството што можело да се добие од овој сигурен и постојан извор да го применат во хемиски цели.

Еден од оние што решиле да се зафатат со вакви истражувања бил големиот британски хемичар сер Хамфри Дејви* (инаку ментор на не помалку славниот Мајкл Фарадеј†).

Од многубројните откритија на Дејви, ќе се задржиме на откривањето на алкалните метали.

Неуспешни биле обидите на Дејви со електролиза на водни раствори на поташа и сода‡ тие да се разложат (се случувала само електролиза



Сл. Г.21. Хамфри Дејви и Мајкл Фарадеј

* Хамфри Дејви [Davy] (1778–1829).

† Мајкл Фарадеј [Faraday] (1791–1867). Мајкл Фарадеј бил квалификуван подврзувач на книги, но со сопствено залагање не само што ја надополнил празнината во формалното образование, туку станал и еден од најголемите научници.

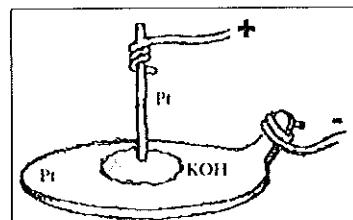
‡ Во овој контекст, *поташа* означува калиум хидроксид (понекогаш истиот назив бил користен и за калиум карбонат), а сода – натриум хидроксид (но може да биде и натриум карбонат).

на водата) и затоа тој решил на електролиза да подложи *цврстите* супстанци, само навлажени од атмосферската влага*.

Користејќи Волтин столб во кој имало 250 двојки цинк и бакар, Дејви успеал†, на платинската лажичка сврзана со негативниот пол од столбот (види сл. Г.22), да добие „мали топчиња со метален сјај, совсем слични на живи“‡. Некои од топчињата веднаш се самозапалувале, а други останувале но површината им потемнувала, покривајќи се со бела превлека. Кога топчињата ќе биде фрлени во вода, тие „возбудено и со оддавање на звук се движеле по неа и најнакрај согорувале со убав пламен со боја на лаванда“. Братот на Хамфри Дејви (Џон Дејви) посведочил дека кога ги здогледал металните топчиња, научникот започнал да скока и да игра по лабораторијата, за дури по некое време да продолжи со експериментирањето. Неговото одушевување било знак оти тој осознал дека успеал да ја разложи поташата. Металот што го издвоил тој го нарекол „*поисиум*“ и овој назив и денес се користи во английскиот јазик (наместо калиум). Неколку дена подоцна, на сличен начин Хамфри Дејви успеал да добие и „*содиум*“ (т.е. натриум).

По некое време, Дејви успеал да добие и магнезиум, калциум и бариум. Користејќи го, како редукционо средство, калиумот, со загревање на борна киселина со калиум во златно цевче, Дејви добил и елементарен бор.

Од многубројните други придонеси на Дејви за хемијата (на пример, издвојувањето на хлор со што докажал дека „муријатната киселина“§ не е прста супстанца како што се верувало дотогаш, туку соединение), интересно е да се спомне дека тој, со помош на голема лупа, во кислород согорел кристал од *дијаманти*, со што покажал дека тоа е само јаглерод (продукт бил јаглерод диоксид). Му се можело – бил доволно богат!



Сл. Г.22. Прибор користен при добивањето на метален калиум

* Последново е неопходно за тие да станат електрични спроводници.

† На шести октомври 1807 година.

‡ Цитатите се од предавање што Дејви го одржал во Кралското друштво во Лондон.

§ Хлороводородната.

9. БАТЕРИИ ШТО ПАМЕТАТ

Не чини да се памети и тоа ти е!

Ајде, де – што да прават учениците кога тие се принудени* да паметат и ова и она и сешто. Да, ама насловот ви кажува – не се работи за ученици, туку за *батериии*. Зашто, навистина, постојат батериии† што

„паметат“, ама за *лошо*. Такви се никел–кадмиумовите батериии што се полнат. А тоа што тие го паметат е – колку пати биле полнети. При секое наредно полнење, времето потребно за тие да се испразнат е сè покусо. Најнакрај, батеријата веќе и не може да се наполни и треба да се замени.



Сл. Г.23. Ni–Cd (лево) и Ni–MH батериии што се полнат (од AA тип)

Затоа, ако имаш некој уред во кој се наоѓа никел–кадмиумов акумулатор, не го ставај на полнење сè додека батеријата речиси не се испразни. Всушност, ако ти е

згодно, може и да не постапуваш така, ама тогаш треба да бидеш подготвен порано да ја заменуваш батеријата, а тоа *не е бесилатично*.

Во овој поглед, подобри (и поскапи) се т.н. никел–метал хидридни (Ni–MH) батериии кои *не покажуваат* ефект на паметење. Освен тоа, овие батериии не содржат кадмиум кој е еколошки неприфатлив.

Уште подобри (и поскапи) се батериите во кои се образуваат и, потоа, се разелектризираат литиумови јони. Напонот на овие батериии е значително поголем од оној на Ni–Cd или Ni–MH батериите, а тие се и полесни и не покажуваат ефект на помнење. Затоа тие сè почесто се користат во мобилни телефони, преносни компјутери и слични уреди.

И уште на нешто треба да се внимава. Батериите не треба *премногу* да се полнат (со тоа им се скусува некој, а може и да експлодираат). Кога ќе се забележи дека тие се загреани, полнењето треба да се прекине.

* Или самите се принудуваат (за да не мора да ги разбираат нештата).

† Поправилно би било да заборуваме за никел–кадмиумови акумулатори.

10. БРОНЗАТА И БРОНЗЕНАТА ЕРА

Во основниот текст видовме што е бронза – легура на бакар и калај (стр. 139). Всушност, има различни бронзи, такви во кои калајот е заменет (делумно или целосно) со некој друг метал или семиметал*.

Го спомнавме и *Бронзениот период* (или *Бронзена ера*) – долг период во развитокот на човечката цивилизација карактеристичен по замената на каменот како материјал за изработка, од бронза, на садови, алатки, монети и украси, но и мечеви, оклопи, шлемови, врвови на копја и стрели итн. По Бронзената ера настапува *Железниот период* кога токму железото станало главниот метал од кој се произведувале орудијата и оружјето.

Кога точно започнал и кога завршил Бронзениот период е тешко да се каже, а и веројатно е дека во разни делови од светот и почетокот и крајот на Бронзената ера паѓаат во различно време. Како и да е, може да се смета дека во овој дел од светот што нам ни е најблизу (Блискиот Исток и Средоземноморјето), бронза започнала да се произведува најмалку 3000 пред н.е., а подоцна се развила цела голема, може да се рече, индустрија за производство на бронза и нејзина преработка.



Сл. Г.23. Древни предмети од бронза

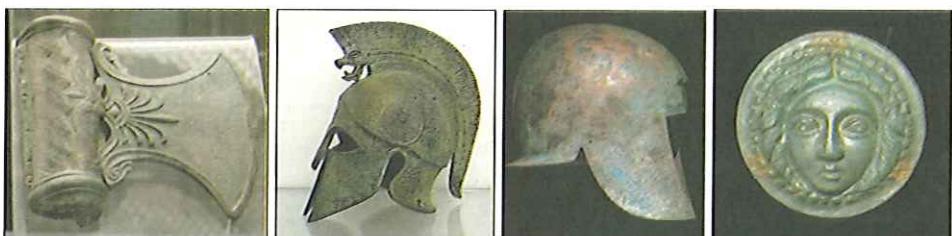
Сè уште не е сосема јасно *како* луѓето ги откриле предностите на бронзата пред бакарот. Веројатно, до тоа дошло случајно, како резултат на постоење на примеси во бакарните руди. Во некои случаи веројатно се покажало дека излеаниот метал има подобри карактеристики (полесно се топи, а кога ќе се излади е потврд од чистиот бакар), а потоа започнала систематска потрага по соодветна комбинација на бакар и калај.

* Така, за производство на дувачки музички инструменти се користи *берилиумова бронза*.

Како и да е, бронза започнала да се произведува, но отпрвин во ограничени количества. Причините се јасни – бакарни руди (па и самороден бакар) имало на многу места, но *касишерий* (оксидна руда на калајот, SnO_2) не се наоѓал често. Наспроти тоа, пораширени биле минерали на арсенот и во некои делови од светот (на пример, во стариот Египет) бронзите биле, сè до околу 2000 години пред н.е., главно легури на бакар и арсен. Меѓутоа, ваквите легури биле доста кршиливи, а обработката им била сврзана со систематско труење на ковачите што работеле со нив и со трајни последици по здравјето*.

Рудници за калај постоеле, изгледа, во Мала Азија, но количеството на рудата што се добивала од нив било релативно мало, а и наоѓалиштата бргу се исцрпеле. Наспроти тоа, побарувањата за бронза се зголемувале, особено за воени цели†. Трговијата била онаа што го решила проблемот – започнал увоз (директен или со посредници) на калај дури од Британија. Дека во Средоземноморјето (на пример, на Крит) во античко време бил користен токму британски калај е покажано со изотопска анализа на најдените објекти од тоа време.

Некои антички бронзени делови на личното вооружение се покажани на сл. Г.24.



Сл. Г.24. Бронзени делови од античко лично вооружение (од лево на десно): етруска борбена секира, македонски шлем, етруски шлем, римски щит

Макар што, со настапувањето на Железниот период, железото ја заменило бронзата како главен метален материјал, бронзата и натаму се користела. Така, на пример, заради убавиот звук што го давале, бронзата била главниот материјал од кој се лееле камбани (в. сл. Г.25).

* Можеби не е случајно што грчкиот и римскиот бог на ковачите (Хефест, односно Вулкан) биле куци.

† Оружјето на воините од Тројанската војна би морало да биде бронзено.



Сл. Г.25. Камбани (од лево на десно): „Цар-свено“ во Москва, камбана од Будва, свено од Брезовица, „Свено на независноста“ во Филаделфија



Сл. Г.26. Црковна врата (лево), релјеф од Донатело (средина), бронзен топ (десно)

Од бронза биле леени црковни врати и други декорации во црквите, но и топови (сл. Г.26). Бронзата се користела (а и сега така се прави) за издавање статуи (сл. Г.27).



Сл. Г.27. Бронзени статуи (од лево на десно) : „Посејдон“ (античка), „Давид“ (од Донатело), „Бакиеж“ (од Роден), „Мајка Тереза“ (од Tome Серафимовски)

За бронзените медали од спортските натпревари (сл. Г.28) и да не зборуваме.

Вистина, златните и сребрените медали се и повредни и попосакувани, ама и бронзените ич не се за фрланье.



Сл. Г.28. Спортски бронзени медали

АЗБУКУЧНИ ИНДЕКС

Автопротолитички реакции	77	Брзина на конверзијата	27
Азот, оксиди	132	Брзина на хемиска реакција	27
Азотеста киселина	133	Бронза	139, XLII
Азотна киселина	133	Бронзен период	XLII
Азотна киселина, добивање	134	Бронзена ера	XVII
Азотна киселина, примена	135	Внатрешна енергија	19
Азотна киселина, својства	135	Водороден показател	80
Активиран комплекс	34	Водородни јони	72
Акумулатор, оловен	112	Волта, Александро	111
Акумулатори	112	Волтин елемент	111
Аммински комплекси	122	Волтин столб	111
Амонијак	121	Галвани, Луији	107, XXXVIII
Амонијак, добивање	124	Галванизација	115, 119
Амониум хидроксид	121	Галваностегија	115
Амфипротолити	73	Галвански елементи	109
Анода	108	Галенит	137
Арениус, Сванте	71	Гибсова енергија	50
Бази	70, 74	Гибсова енергија, реакциона	53
Базна средина	79	Горивни ќелии	113
Бакар, добивање и пречистување	142	Дејви, Хамфри	XLI
Бакар, електролитички	143	Досег на реакцијата	8
Бакар, наоѓање во природата	137	Даниелов елемент	109
Бакар, својства и примена	138	Егзотермни процеси	20
Бакар, сиров	142	Експеримент со дрво	XXIX
Бехер, Јохан Јоахим	XXXVI	Елоксирање	119
Бојл, Роберт	70	Емајлирање	119
Бош, Карл	125	Ендотермни процеси	20
Бренштед, Јоханес	71	Ензими	43
Брзина на изменување на концентрацијата	28	Ентропија	50
		Електролиза	105, 115

Електролитен мост	106	Кисела средина	79
Електролитички бакар	143	Киселини	69, 74
Електрохемиска низа на металите	96	Ковелин	137
Електрохемиски елементи	108	Комплекси, аммински	122
Електрохемиски процеси	105	Конвертор	41
Електрохемиски редокс процеси	106	Константа на хемиската рамнотежа	56
Елемент, Волтни	111	Константа на хемиската рамнотежа, влијание на притисокот	60
Елемент, Даниелов	109	Константа на хемиската рамнотежа, влијание на температурата	60
Елементарен акт на хемиска трансформација	11	Корозија	117
Елементи, галвански	109	Корозија, електрохемиска	118
Елементи, електрохемиски	108	Корозија, заштита од	119
Енергетика на хемиските реакции	18	Корозија, хемиска	118
Енергија	18	Корозија на металите	117
Енергија, внатрешна	19	Кристално стакло	141
Енергија, Гибсова	50	Круцеи, Паул	XXXII
Енергија, кинетичка	18	Куприт	137
Енергија на активацијата	37	Малахит	137
Енергија, потенцијална	18	Месинг	139
Енталпија	19	Молика, Марио	XXXII
Енталпија, реакциона	22	Насока на реакцијата	9
Затоплување, глобално	XXVIII	Неутрална средина	79
Заштита од корозија	119	Лавоазје, Антоан Лоран	71, XXXVI
Индикатори	70	Лаури, Томас	71
Инхибитор	38	Ле Шателје, принцип	63
Јонски производ на водата	78	Лекланше, Жорж	111
Јонски реакции	67	Лекланшеов сув елемент	111
Калориметар	21	Луис, Гилберт Њутн	XXXIV
Касiterит	XLIII	Луисовски бази	XXXV
Катализа	38	Луисовски киселини	XXXV
Катализа, хетерогена	40	Натриум хидроксид	126
Катализа, хомогена	39	Натриум хидроксид – добивање	127
Катализатор	38	Неповратни реакции	10
Катода	108	Неутрализација, реакција на	24, 68
Кинетика на хемиските реакции	27		

Нитробензен	136	Процес, Хабер–Бошов	125
Нитроцелулоза	136	Процеси, егзотермни	20
Озонски дупки	XXX	Процеси, електрохемиски	105
Озонски слой	XXX	Процеси, ендотермни	20
Оксидација	85, 87	Процеси, протолитички	67
Оксидациони броеви	91	Процеси, хемиски	5
Оксидациони броеви и именување на соединенијата	95	pH	80
Оксидациони средства	89	Равенки, термохемиски	23
Оксидационо-редукциони реакции, равенки на	100	Размена на протони	72
Оксидационо-редукциони реакции, израмнување на равенките	103	Рамнотежа	52
Олеум	129	Рамнотежа, динамичка	53
Оловен акумулатор	112	Рамнотежа, иоместување	58, XXXIII
Олово, добивање и пречистување	143	Рамнотежа, хемиска	47, 53
Олово, наоѓање во природата	137	Рамнотежа, хетерогена	64
Олово, својства и примена	140	Рамнотежи, протолитички	77
Оствалд, Вилхелм	134	'Pfa	117
Паметење, ефект на	XLIII	Реактанди	7
Пехаметар	81	Реакции, автонпротолитички	77
Повратни реакции	10	Реакции, јонски	67
Поместување на рамнотежата	58, XXXIII	Реакции на замена	15
Принцип на Ле Шателје и Браун	63	Реакции на кондензација	16
Продукти (на реакција)	7	Реакции на полимеризација	17
Протолити	69	Реакции на поликондензација	17
Протолитички рамнотежи	77	Реакции на разложување	14
Протон	72	Реакции на соединување	12
Протони, размена на	72	Реакции, неповратни	10
Протон–акцептор	73	Реакции, повратни	10, 54
Протон–донор	73	Реакции, протолитички	73
Протолити, силни	73	Реакции, хемиски	5
Протолити, слаби	73	Реакциона Гибсова енергија	53
Протолитички процеси	67	Реакциона енталпија	22
Протолитички реакции	73	Реакциона координата	36
Процес, Оствалдов	134	Реакционен систем	7
		Реакција на неутрализација	24
		Редокс процеси	88

Редукциони средства	89	Тринитротолуен	136
Редукција	88	Келини, горивни	113
Роуленд, Шервуд	XXXII	Фан Хелмонт, Јан Баптиста	XXIX
Систем	47	Фарадеј, Мајкл	XLI
Систем, затворен	48	Филозофски камен	XXIX
Систем, изолиран	48	Флогистон	XXXV
Систем, отворен	48	Флотација	142, 143
Систем, реакционен	7	Фотосинтеза	45
Стакlena градина	XXVI	Фотохемиски реакции	44
Стакlena градина, ефект на	XXVII	Фреони	XXXI
Стакленник	XXVI	Хабер, Фриц	124
Стакленички гасови	XXVII	Халкозин	137
Судири, теорија на	33	Халкопирит	137
Сулфур диоксид	129	Халкопирит, флотација	142
Сулфур триоксид	129	Хемиска рамнотежа	47
Сулфурна киселина	129	Хемиски процеси	5
Сулфурна киселина, добивање	131	Хемиски реакции	5
Сулфурна киселина, примена	131	Хемиски реакции, класификација	10
Сулфурна киселина, својства	130	Хетерогена катализа	40
Сфалерит	137	Хидролиза	82
Теорија за активираниот комплекс	34	Хидрони	72
Теорија на судири	33	Хомогена катализа	39
Термохемиски равенки	23	Штал, Георг Ернст	XXXVI
Тетраетилолово	142		
Топлина	20		
Топлински ефекти	21		

СОДРЖИНА

Предговор	3
1. ВОВЕД ВО ХЕМИСКИТЕ ПРОЦЕСИ	5
ХЕМИСКИТЕ ПРОЦЕСИ – ОСНОВА НА ХЕМИЈАТА	5
Хемискиите процеси се викаат хемиски реакции	5
Реакции и продукти	7
Насока на течењето на хемиските реакции	9
КЛАСИФИКАЦИЈА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ	10
Класификацијата е секојаш корисна	10
Други можностии за класификација на хемиските реакции	12
Реакции на соединување	12
Реакции на разложување	14
Реакции на замена	15
Реакции на кондензација	16
Реакции на полимеризација и поликондензација	17
ЕНЕРГЕТИКА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ	18
Енергија, внатрешна енергија, енталпија	18
Енергијата може да се претвори и да се пренесе	20
Топлински ефекти	21
Термохемиски равенки	23
2. КИНЕТИКА НА ХЕМИСКИТЕ РЕАКЦИИ	27
ОСНОВНИ ПОИМИ	27
Брзина на хемиските реакции	27
Брзина на изменување на концентрацијата	28
Од што зависи брзината на реакцијата?	29
Влијание на концентрацијата	30
Влијание на температурата	31
ТЕОРИЈА НА СУДИРИ И ТЕОРИЈА НА АКТИВИРАНИОТ КОМПЛЕКС	32
Теории во хемиската кинетика	32

<i>Теорија на судирни</i>	33
<i>Теорија за активираните комплекси</i>	34
КАТАЛИЗА	38
<i>Катализатори</i>	38
<i>Карбонатници на катализаторите</i>	38
<i>Механизам на дејствието на катализаторите</i>	39
<i>Важност на катализаторите</i>	41
<i>Катализа со ензими</i>	43
<i>Фотохемиски реакции</i>	44
3. ХЕМИСКА РАМНОТЕЖА	47
СИСТЕМ – ВИДОВИ И СВОЈСТВА	47
<i>Системи</i>	47
<i>Насока на стабилизиращо пречење на процесите</i>	48
<i>Стабилизано пречење на хемиските реакции</i>	51
<i>Рамнотежа</i>	52
<i>Хемиска рамнотежа</i>	52
<i>Повратни реакции</i>	54
<i>Константи на хемиската рамнотежа</i>	56
<i>Помешување на рамнотежата</i>	58
<i>Влијание на температурата и притисокот врз константата на рамнотежа</i>	60
<i>Принциј на Ле Шателье и Браун</i>	63
<i>Хеперогенна рамнотежа</i>	64
4. ПРОТОЛИТИЧКИ ПРОЦЕСИ	67
ЈОНСКИ РЕАКЦИИ	67
<i>Реакции меѓу водни раствори од електролити се јонски</i>	67
<i>Услови за јонските реакции да одат до крај</i>	68
ПРОТОЛИТИ	69
<i>Кои супстанци ќи сметаме за киселина, а кои за бази?</i>	70
<i>Размена на протони</i>	72
<i>Силни и слаби протолити</i>	73
<i>Киселини и бази според теоријата на Бренишев и Лаври</i>	74

<i>Во системот треба да има и киселина и база</i>	75
<i>Протолишчики рамнотежки</i>	77
АВТОПРОТОЛИЗА И pH	77
<i>Автопротолишчики реакции</i>	77
<i>Водороден показател (pH)</i>	80
ХИДРОЛИЗА	82
<i>И хидролизата е протолишчики процес</i>	82
<i>Не се хидролизираат сите соли</i>	83
5. ОКСИДАЦИОНО-РЕДУКЦИОННИ ПРОЦЕСИ	85
РЕДОКС ПРОЦЕСИ	85
<i>Оксидацијата не е само соединување со кислород</i>	85
<i>Редокс процеси</i>	88
<i>Оксидациони и редукциони средстива</i>	89
<i>Оксидациони броеви</i>	91
<i>Во редокс процесите некои оксидациони броеви се изменуваат</i>	93
<i>Оксидационите броеви и именувањето на оксици, хидроксици и соли.</i>	95
<i>Реакции на металите со киселини; електрохемиска низа на металите</i>	96
РАВЕНКИ НА ОКСИДАЦИОНО-РЕДУКЦИОННИТЕ РЕАКЦИИ	100
<i>И редокс реакциите се претставуваат со равенки</i>	100
<i>Бројот на одадени електрони треба да биде еднаков со оној на примени електрони</i>	101
<i>Изразнување на равенките на редокс реакциите</i>	103
6. ЕЛЕКТРОХЕМИСКИ ПРОЦЕСИ	105
ЕЛЕКТРОХЕМИСКИ ПРОЦЕСИ	105
<i>Електрохемија и електрохемиски процеси</i>	105
<i>Електрохемиски редокс процеси</i>	106
ГАЛВАНИ И ЖАБЕШКИТЕ КОПАНЧИЊА	108
ГАЛВАНСКИ ЕЛЕМЕНТИ	109
<i>Галвански елементи</i>	109
<i>Практично важни галвански елементи</i>	110

<i>Акумулатори</i>	112
<i>Горивни ќелии</i>	113
ЕЛЕКТРОЛИЗА	114
<i>Процеси на електролиза</i>	114
<i>Галванизација</i>	115
КОРОЗИЈА НА МЕТАЛИТЕ	117
<i>Корозија</i>	117
<i>Заштита на металите од корозија</i>	118
7. ХЕМИСКИ РЕАКЦИИ ВО ИНДУСТРИЈАТА	121
АМОНИУМ ХИДРОКСИД И НАТРИУМ ХИДРОКСИД	121
<i>Хемискиот реакции – основа на индустриската</i>	121
<i>Амонијак и амониум хидроксид – производство и својствата</i>	121
<i>Амонијак – добивање</i>	124
<i>Амонијак и амониум хидроксид – примената</i>	126
<i>Натриум хидроксид – производство, својствата и примената</i>	126
<i>Натриум хидроксид – добивање</i>	127
СУЛФУРНА КИСЕЛИНА И АЗОТНА КИСЕЛИНА	129
<i>Оксиди и кислородни киселини на сулфурот</i>	129
<i>Сулфурна киселина – својствата</i>	130
<i>Сулфурна киселина – добивање и примената</i>	131
<i>Оксиди и кислородни киселини на азотот</i>	132
<i>Азотна киселина – добивање</i>	134
<i>Азотна киселина – својствата и примената</i>	135
БАКАР И ОЛОВО	137
<i>Наоѓање во природата</i>	137
<i>Својствата и примената</i>	138
<i>Добивање и пречистување</i>	142
ПРИЛОЗИ	I
А. ОБИДИ	III
Б. НОМЕНКЛАТУРА НА НЕОРГАНСКИТЕ СОЕДИНЕНИЈА	XII
<i>Именување на простите супстанци</i>	XII

<i>Именување на едноатомски катјони и анјони</i>	XIII
<i>Именување на киселините</i>	XIV
<i>Номенклатура на солите</i>	XV
<i>Називи на оксидите и хидроксидите</i>	XVI
<i>Формули и називи на комплексните соединенија</i>	XVII
В. ТАБЕЛИ	
1. ОСНОВНИ SI ЕДИНИЦИ	XX
2. НЕКОИ ИЗВЕДЕНИ SI ЕДИНИЦИ	XX
3. ПРЕФИКСИ ШТО СЕ УПОТРЕБУВААТ ВО МЕЃУНАРОДНИОТ СИСТЕМ НА ЕДИНИЦИ	XXI
4. НАЗИВИ, СИМБОЛИ И РЕЛАТИВНИ АТОМСКИ МАСИ НА ХЕМИСКИТЕ ЕЛЕМЕНТИ	XXI
Г. АКО ТЕ ИНТЕРЕСИРА – ПРОЧИТАЈ	
1. ЕФЕКТ НА СТАКЛЕНА ГРАДИНА	XXVIII
2. ФАН ХЕЛМОНТ И НЕГОВОТО ДРВО	XXXI
3. ОЗОНСКИОТ СЛОЈ И ОЗОНСКИТЕ ДУПКИ	XXXIII
4. ПОМЕСТУВАЊЕ И „ПОМЕСТУВАЊЕ“ НА РАМНОТЕЖАТА	XXXV
5. ЛУИСОВСКИ КИСЕЛИНИ И ЛУИСОВСКИ БАЗИ	XXXV
6. „АНТИКИСПРОД“	XXXVII
7. ГАЛВАНИ И ЖАБЕШКИТЕ КОПАНЧИЊА	XL
8. ДЕЈВИ И АЛКАЛНИТЕ МЕТАЛИ	XLI
9. БАТЕРИИ ШТО ПАМЕТАТ	XLIII
10. БРОНЗАТА И БРОНЗЕНАТА ЕРА	XLIV
АЗБУЧЕН ИНДЕКС	XLVII
СОДРЖИНА	LI

Акционерско друштво за издавање на учебници и наставни средства
ПРОСВЕТНО ДЕЛО - Скопје, ул. „Димитриј Чуповски“ бр. 15

*

За издавачот:
м-р Павле ПЕТРОВ, генерален директор

*

проф. д-р Бојан ШОПТРАЈАНОВ

ХЕМИЈА за Џгодина за реформираното гимназиско образование

*

Главен уредник
м-р Ели Маказлиева

*

Лектура и коректура
авторот

*

Технички уредник
Новко ГРУЕВСКИ

*

Ракописот е предаден во печат во јули 2009 година. Печатењето е завршено во јули 2009 година. Обем: 200 страници. Формат: 17x24 см. Тираж: 6000 примероци. Книгата е отпечатена во печатницата АД „Коста Абраш“ - Охрид

CIP - Каталогизација во публикацијата Народна и универзитетска библиотека „Св. Климент Охридски“ - Скопје

54(075.3)

ШОПТРАЈАНОВ, Бојан

Хемија: за II година на реформираното гимназиско образование /
Бојан Шоптрајанов, - Скопје : Просветно дело 2007. -4 изд. 181 стр. :
илюстр. (претежно во бои); 26 см

ISBN 9989-0-0272-X

COBISS-ID 50224650



5 310189 006904

113244

ПРОСВЕТНО ДЕЛО АД