

БОЈАН ШОПТРАЈАНОВ

ХЕМИЈА

ЗА ПРВА ГОДИНА НА РЕФОРМИРАНОТО
ГИМНАЗИСКО ОБРАЗОВАНИЕ

IV ИЗДАНИЕ



ПРОСВЕТНО ДЕЛО АД
СКОПЈЕ, 2016

Уредник,
Весна Дукоска

Рецензенти,

д-р Владимир Петрушевски, професор на Природно - математички факултет, - Скопје

Катерина Битракова, професор во Средно Медицинско Училиште д-р „Панче Караџов“, - Скопје

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

Со решение на Министерот за образование и наука на Република Македонија бр. 10-1804 од 19. 07. 2002 година, се одобрува употребата на овој учебник.

ПРЕДГОВОР

Драги ученици, драги наставници,

Пред вас е третото издание на учебникот *Хемија за прва година на реформираното гимназиско образование*. Учебникот за прв пат беше отпечатен во 2002 година, а второто издание излезе во 2006 година. Макар што во употреба беше (можеби и сега е) и друг учебник за истата ученичка популација, фактот дека, еве, за учебников постои и трето издание, покажува дека тој ја издржа конкуренцијата и ја докажа својата вредност (барем така верува, не без гордост, неговиот автор). Инаку, учебников е пишуван според наставната програма по хемија за прва година на реформираното гимназиско образование и Концепцијата за учебник во основното и средното образование.

Покрај основниот текст, во учебников има и неколку прилози. Во првиот е даден кусиот преглед на историскиот развиток на хемијата, а во вториот се содржани концизни описи на експерименти што може да се изведат релативно едноставно, а служат како илустрација на некои од обработуваните содржини. Во третиот прилог се дадени четива за кои авторот сметаше дека на заинтересираниот ученик ќе му помогнат да се запознае со нешта со кои не е неопходно да бидат запознаени сите ученици. На крајот од учебникот се дадени неколку табели, азбучен индекс и содржина на книгата.

На крајот на секое од осумте поглавја од учебников, ученикот е „прашан“ дали **разбрал** и дали **научил**, со повикување да го користи прирачникот *Прашања и задачи за I година на реформираното гимназиско образование* кој треба да се смета за интегрален дел од учебников и во кој се содржани голем број (околу 750) прашања и задачи во врска со изучуваното градиво. Ако самостојно одговараат на прашањата и ги решаваат задачите, учениците не само што ќе го дополнуваат и ќе го продлабочуваат своето знаење, туку ќе може и да се самоконтролираат. Имено, за сите прашања и задачи во прирачникот се дадени *целосни* одговори, а во него има и методски упатства што треба да претставуваат патоказ кон правилните одговори. Ако, пак, учениците не сакаат самостојно да одговараат, може, барем да ги *чиииии* одговорите.

Во секој случај, за нешто да се *научи*, првин мора да биде *разбрано* затоа што учењето без разбирање како резултат има краткотрајно и неприменливо знаење. Бидејќи можеби има и ученици на кои не им е важно да се здобијат со вистинско знаење, тие може да се ограничат на „бубање“ само на **зацрнетите** (и малку повлечени надесно) делови од текстот . Овие делови, што служат како некакво резиме на претходно кажаното, треба да се сметаат како неопходен *минимум* што мора да биде совладан за да се добие преодна оценка. Да се разбереме – авторот **не сугерира** да се учи наизуст!

Низ текстот на учебников има голем број илустрации (повеќето во боја). Тоа го први учебников пообеман – нешто што не треба да се смета за слабост. Имено не е толку битно колкав е бројот на страници, туку каква е т.н. *густина на поимите*, т.е. бројот на поими што се наоѓаат на една страница.

Авторот се трудеше да ги исправи грешките и пропустите од претходните изданија, но е свесен дека е практично невозможно да бидат отстранети *сите* грешки (печатни, но и други). Токму заради последново, авторот ќе им биде благодарен на оние што ќе му укажат на слабостите и недостатоците. Негова адреса е Македонската академија на науките и уметностите, Бул. Крсте Мисирков 2, а електронската адреса му е bojan@manu.edu.mk (не треба точка на крајот). Сите предлози и сугестии ќе бидат разгледани, а оправданите ќе бидат и прифатени.

Најнакрај, на сите корисници на учебников – ученици и наставници – авторот им пожелува секаков успех.

Авторот

ОСНОВНИ ПОИМИ И ЗАКОНИ

ХЕМИЈАТА КАКО ПРИРОДНА НАУКА

Хемијата е природна наука

Хемијата е наука затоа што во неа е собрано, средено и систематизирано човечкото знаење од една определена област. Хемијата е природна наука (една од групата науки во која спаѓаат и физиката, биологијата, геологијата, астрономијата и други) затоа што таа, како и другите природни науки, како своја основна цел го има изучувањето на природата и на законитостите што во неа владеат.

За изучувањето на природата да биде можно, мора да се одбере дел од неа и тој се проучува. Ваквиот дел од природата се вика систем. Системот може да биде и голем и мал, но тој секогаш мора да биде точно определен и важно е да знаеме што проучуваме, да бидеме сигурни каде започнува и каде завршува испитуваниот систем.

Поради тоа што природата е единствена, нема остри граници меѓу природните науки, а постојат и гранични науки (види подолу) што претставуваат премин од една наука кон друга. Сепак, хемијата (како и секоја друга наука) има свое подрачје, она на кое е насочено вниманието на научниците од таа наука.

Хемијата, пред сè, ги проучува:

- *суштествините* (нивниот состав, градбата, начините за нивно добивање и својствата);
- *реакциите* во кои стапуваат супстанциите;
- *причините* за појавите што ги изучува (особено оние што се проследени со изменување на состојавот) и *законитостите* на кои тие појави им се покоруваат,

а се обидува да постави и теории и нив постојано да ги проверува.

Значи:

хемијата е природна наука што се занимава со изучувањето на составот, својствата и градбата на супстанциите, со реакциите во кои тие учествуваат и со законитостите на кои им се покоруваат хемиските процеси.

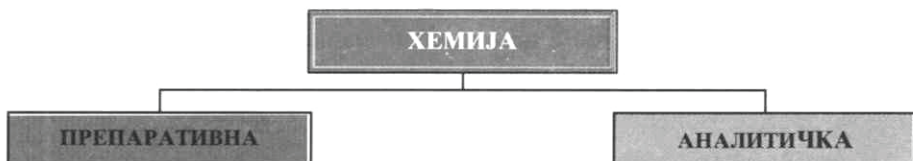
Хемијата може да се раздели на одделни дисциплини

Секоја од природните науки може да се раздели на **научни дисциплини**. При тоа, поделбата може да се врши на различни начини и според различни белези или *критериуми*. Така е и со хемијата.

Една можност е поделбата да се изврши според тоа дали предимно се ползуваат *теориски* или *експериментални методи*. Во првиот случај зборуваме за **теориска**, а во вториот – за **експериментална** хемија:



Друга можност е поделбата (особено на експерименталната хемија) да се врши според тоа која е главната **цел** на работата. Ако тоа е *приготвување* (или *препарација* или, како што уште се вика, *синтеза*) на соединенија, зборуваме за **препаративна** хемија, а ако цел е *определување на составот* на соединенија или на смеси од соединенија, се работи, велíme, за **аналитичка** хемија:



Трета можност, предимно базирана на хемиската традиција, е поделбата да се изврши на **неорганска** и **органска** хемија:



При последново треба да се води сметка дека органската хемија не се разликува од неорганската по тоа што за неа би важеле некои специјални закониности. Се работи, едноставно, за фактот оти *соединенија на јаглеродот* (ток-

му *најголемиот* дел од соединенијата на јаглеродот се предмет на изучување на органската хемија) има толку *многу* и тие се толку *разнообразни*, што е згодно, од чисто практични причини, овие соединенија да се изучуваат одделно од соединенијата на другите елементи.

Се разбира, постојат и други начини за класификација.

Можно е (а и практично) критериумите да се комбинираат, па така може да се зборува за **теориска органска хемија** или за **неорганска аналитичка хемија** или за **препаративна неорганска хемија** и слично. Честопати се зборува и за **општа хемија** – или како за дел од хемијата кој ги изучува општите закони-ности што владеат во *сите* подрачја на хемијата*, или како за заедничко изучување на *сите* основни делови од хемијата. Се разбира, поделбата на хемијата на научни дисциплини е **повеќе работа на спогодба**, одошто на некои јасни, природно определени, граници меѓу тие дисциплини.

Поради тоа што интересите на хемијата и на другите природни науки се доста испреплетени, се развиле и **гранични науки**, такви што завлегуваат во две или повеќе научни дисциплини. Така, на границата меѓу физиката и хемијата се развиле научните дисциплини што се викаат **физичка хемија** и **хемииска физика** (првата припаѓа на хемијата, а втората на физиката), мост меѓу биологијата и хемијата претставуваат **биохемијата** и **молекуларната биологија**, **геохемијата** претставува премин меѓу хемијата и геологијата и така натаму.



Сл. 1.1. Сооднос меѓу хемијата, физиката и биологијата

* Овие закониности во хемијата во голема мерка се потпираат на оние најдени во физиката. Заради тоа, при погледбачено изучување, содржините на општата хемија се, всушност, содржини на *физичката хемија*. Меѓутоа, во општата хемија овие закониности се земаат без многу докажување и без ползување на многу математика, *без користење на математички апарат*.



Во училишната или некоја друга библиотека, или дома, или кај некој пријател или пријателка најди енциклопедија. Прочитај што пишува под определниците БИОХЕМИЈА, НАУКА, ПРИРОДНИ НАУКИ, ФИЗИКА, ФИЗИЧКА ХЕМИЈА, ХЕМИЈА. Ако имаш некоја *електронска енциклопедија*, т.е. енциклопедија на CD, води сметка за јазикот на кој таа е напишана.

Се слага ли тоа што таму пишува со текстот на учебников? Ако сметаш дека текстот таму содржи нешто што е во спротивност со твојот учебник, консултирај се со наставникот. Што мисли тој?

Научи ли нешто *ново* извршувајќи ја горната задача? Мислиш ли дека тоа може да ти користи? *Постојана* практика нека ти биде да го споредуваш текстот на учебникот со други извори на сознанија (или, како што почесто се вика – со други **извори на информации**). *Проверувај го*, во енциклопедија, лексикон или речник на странски зборови, значењето на сите зборови што не ги знаеш или за чие точно значење не си сосем сигурен. Тоа му помага на твоето општо образование.

Користи го, колку што можеш почесто, Internet!

Инаку, мора да се води сметка дека ниедна од хемиските (па и од граничните) дисциплини не може да постои и да се развива одделно од другите основни и гранични дисциплини. Не може да има квалитетна неорганска хемија без познавање на физичката хемија, не може да има истражување во физичката хемија без поврзаност со физиката и со математиката, нема современа биологија без поврзаност со хемијата, физиката и математиката, а и со други науки. Најнакрај, развитокот на информатиката предизвикан со усовршувањето (и поевтинувањето!) на сметачите и зголемувањето на нивните можности, доведува до тоа таа да стане неразделен придружник на секое современо истражување. Заемни врски, и тоа мошне цврсти, постојат и меѓу хемијата и различните гранки на хемиската индустрија.

Заклучокот што може да се извлече е дека

со развитокот на научната мисла и на обемот на научните истражувања, како и со зголемувањето на фондот на знаења, бројот на одделни научни дисциплини и специјалности постојано се зголемува, но тие не може да постојат сосема самостојно, без помош од другите науки и научни дисциплини.

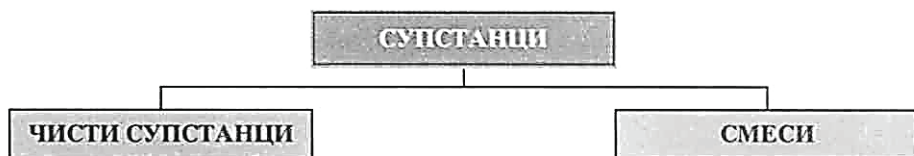
СУПСТАНЦИ

Чисти суйстанции и смеси

Како што видовме погоре, *суйстанции* се во центарот на интересирањето на хемијата. Со поимот за *суйстанца* веќе си се среќавал. Може да се рече дека супстанца е *она* од што се состојат организмите и телата во природата,

она од што се направени предметите, она од што се образувани системите што ги изучуваме*.

Супстанците може да бидат **чисти** (ако одделни делови од нив не може да се раздвојат со помош на физички постапки) или **смеси** (ако разделувањето со помош на физички постапки е можно). Со други зборови:



Постапките за разделување на смесите може да бидат мошне разнообразни и зависат од природата на смесата. За некои од нив ќе зборуваме подолу. Во секој случај, по разделувањето, супстанците што ја образувале смесата си ја задржуваат својата хемиска природа.

И, така:

- предметите се **направени** од супстанции (**материјали**), а од супстанции се **состојат** и живите организми, реките, езерата, рамниците и планините, почвата и рудите итн. итн.;
- супстанците може да бидат **чисти** или да влегуваат во составот на **смеси**;
- смесите може да се раздвојат на одделни супстанции кои притоа си ја задржуваат својата хемиска природа.

Својства на супстанции

Супстанците се карактеризирани со определени **својства**. Својствата може да бидат **физички** (на пример, агрегатна состојба **при определени надворешни услови**, температура на топење или на вриење, боја, вкус, миризба итн.) или **хемиски** (на пример, способност да стапуваат во хемиски реакции со други супстанции).

При непосредно набљудување, полесно се забележуваат некои од **физичките** својства, одошто **хемиските**. Имено, за да се утврди дали супстанцата лесно или тешко реагира со други супстанции, мора да се случи (или – да се предизвика) промена на **природата** на супстанците.

* Вообичаено е она од што се направени предметите коишто ги користиме да се вика **материјал**.



Сл. 1.2. Леден брег во морето

е повисока од оваа температура, таа ќе биде во *течна* агрегатна состојба. Мразулецот на сл. 1.3 настанал со топење (претворање во течност) на снегот, проследено со замрзнување (преминување во цврста состојба) и, потоа, повторно делумно топење. Сè било така, ама водата останала *вода* – и во снегот и во течноста образувана со топење на снегот и во мразот настанат кога водата замрзнала..



Сл. 1.4. Хемиска промена – горење

Дури и тогаш, не може секогаш со набљудување да се утврди течењето на хемиска реакција – ние, едноставно, немаме *сејќило* за регистрирање на протечувањето на хемиските реакции. Од друга страна, *без ништо да се презема*, може да се утврди дали една супстанца е течна (како морето на сл. 1.2) или цврста (како ледениот брег на сликата), дали е бела или сина, дали има или нема миризба итн..

Физичките својства на супстанците може да се изменуваат со изменување на надворешните услови.

Така, ако температурата е пониска од $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, водата ќе биде во *цврста* агрегатна состојба*, а ако



Сл. 1.3. Мразулец што се топи

Со изменување на температурата се изменува *својствата* на водата – таа е најголема на околу $4\text{ }^{\circ}\text{C}$. Кај некои супстанции изменувањето на температурата доведува до промена на *бојата*. Сите овие промени се **физички**: се изменуваат физичките својства, но хемиската природа на супстанца останува неизменета.

Меѓутоа, изменувањето на температурата може да предизвика и **хемиски** промени. Така, на повисока температура многу супстанции се палат и горат (сл. 1.4), претворајќи се во други супстанции (продукти на горењето).

Други супстанции, пак, на повисока температура се распаѓаат на поедноставни (бројот на примери може и да се зголеми).

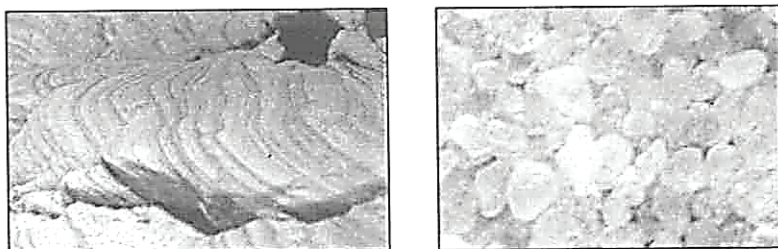
* Цврстата вода ја викаме *мраз*. Не смее, инаку, да се зборува за *тврди* супстанции тогаш кога се мисли на супстанции во цврста агрегатна состојба. Имено, некои од цврстите супстанции се *тврди*, ама некои се *меки*.

Значи,

- својствата на супстанците може да бидат *физички* и *хемиски*, при што со набљудување полесно може да се утврдат некои од физичките својства;
- ако доаѓа само до изменување на физичките својства (без изменување на хемиската природа на супстанците), промените се *физички*, а ако една или повеќе супстанции преминуваат во една или повеќе други супстанции, зборуваме за *хемиски* промени.

Смеси

Две или повеќе чисти супстанции може да се *измешаат* и да образуваат систем што се вика *смеса*^{*}. Кога во смесата има неспоредливо повеќе од една од супстанците што ја сочинуваат[†], другите конституенти може да ги сметаме за *нечистиотили* или *примеси*. Работа на договор е да се определи кога еден конституент ќе го сметаме за примеса.



Сл. 1.5. Камен-песочник и зрнца песок

Смесите може да бидат *еднородни* (или, како што се вели, *хомогени*) или *разнородни* (*хетерогени*).

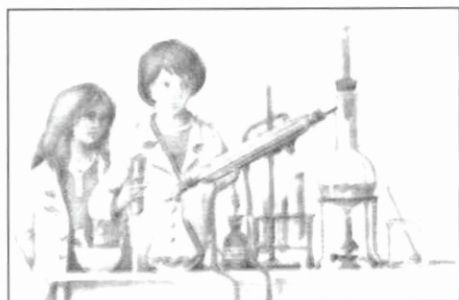
Кај хомогените смеси не постојат, а кај хетерогените има граници што разделуваат делови со различни својства[‡].

Некогаш е веднаш видно дека се работи за смеса. На пример, во каменот песочник веднаш се забележуваат делови со различна боја, а слично е со песокот на некоја плажа (сл. 1.5).

^{*} Не смее да се вика меша.

[†] Супстанците што го сочинуваат еден систем ќе ги викаме негови *конституенти*.

[‡] Се разбира, хомогени или хетерогени може да бидат и системи образувани од една чиста супстанца. Така, течната вода е хомоген систем, а водата во која има мраз е хетероген систем.

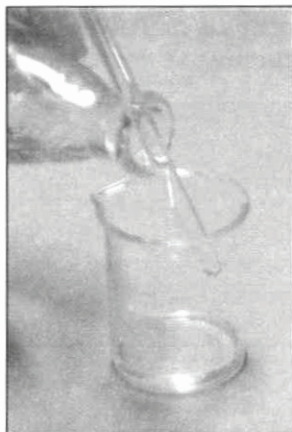
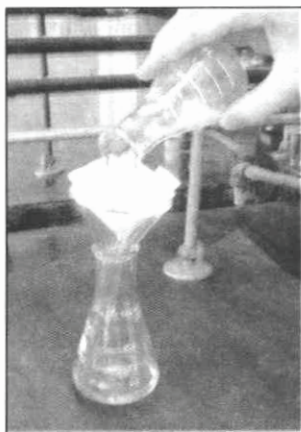


Сл. 1.6. Дестилација

Потешко е со непосредно набљудување да се утврди дали една безбојна и просирна течност е чиста вода, раствор на шеќер во вода или раствор на сол во вода (растворите се *хомогени* смеси).

Растворот од шеќер и вода може да се раздели ако водата се испари и потоа се втечни (постапката се вика *дестилација*, сл. 1.6), при што остаток ќе биде шеќер.

Постојат и други постапки* за разделување на смесите, на пример, *филтрирањето*, *декантирањето*† (сл. 1.7), *екстракцијата* и многу други.



Сл. 1.7. Филтрирање (лево) и декантирање (десно)

Накучо речено,

смесите може да бидат хомогени и хетерогени, а супстанците што ја сочинуваат смесата може да се разделат користејќи постапки што не ја менуваат хемиската природа на конституентите.

* Во некои случаи, разделувањето не е едноставно и потребни се специјални постапки.

† Декантирањето (или *декантацијата*) претставува *одлевање* на течност, при што цврстата супстанца останува во садот.



Разгледај околу себе. Обиди се да најдеш колку што може поголем број супстанци и да утврдиш дали се работи за *чисти* супстанции или за *смеси*. Биди претпазлив: по својот изглед смесите може да ти се чинат како да се чисти (по надворешниот изглед, нема особена разлика меѓу чиста вода и вода во која сме раствориле малку шеќер, ама има разлика во вкусот, а и во густината, температурата на врнење итн.)!

Направи си таблица во која ќе ги внесеш супстанциите што си ги забележал, твојата проценка за тоа дали се работи за чисти супстанции или за смеси и проценката за тоа дали може да ги сметаме за *материјали*.

Покрај тоа, во таблицата внеси ги и својствата што можеш да ги утврдиш и определи дали се работи за физички или за хемиски својства.

Градба на супстанции

Како што знаеш, супстанциите се образувани од **честички** – молекули, атоми или јони. Бидејќи, така да речеме, супстанциите се *изградени* од овие честички, за нив ќе го ползуваме називот *градбени единици*.

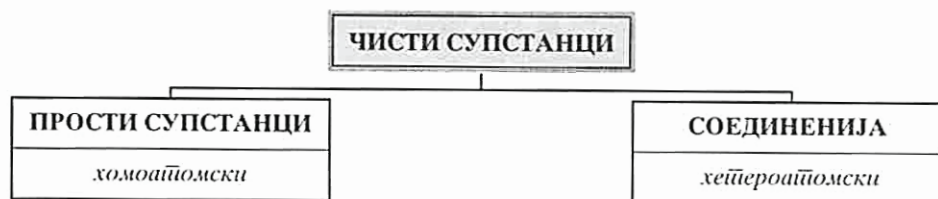
Практично секогаш, овие честички на некаков начин се *сврзани* едни со други. За начините на кои тоа се случува ќе зборуваме подоцна.

Чистите супстанции може да бидат образувани само од еден вид атоми или во нивната градба да учествуваат два или повеќе видови атоми.

Кога во градбата на чистата супстанца учествуваат само еден вид атоми или, како што се вели, кога супстанцата е *хомоатомска*^{*}, зборуваме за **проста супстанца**.

Ако, пак, градбените единици се образувани од различни видови атоми, се работи за **соединение**. Соединенијата се *хетероатомски*[†] супстанции.

Шематски, ова може да биде претставено вака:



Постојат прости супстанции што се образувани од ист вид атоми како други прости супстанции, но едните од другите се разликуваат по начинот на кој атомите се сврзани едни со други.

^{*} Во превод – *истоатомска*.

[†] Во превод – *разноатомски*.



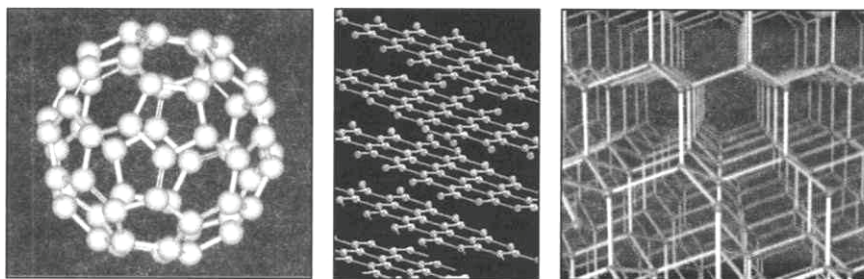
Сл. 1.8. Модели за молекулите на
обичниот кислород и на озонот

Така, и кислородот и озонот се состојат од атоми на елементот кислород, но во првиот случај градбени единки се молекули образувани од два атома, а во вториот – од три (сл. 1.8).

Интересната супстанца *бакминстерфулерен* е изградена од молекули образувани од по шеесет јаглеродни атоми сврзани

така што молекулата да личи на фудбалска топка (сл. 1.9), а во структурата на графитот јаглеродните атоми образуват слоеви. Само од јаглеродни атоми се состои и дијамантот, но тие се поинаку подредени одошто во графитот (секој јаглероден атом е сврзан со четири други).

Разлики во градбата има и меѓу ромбичниот и моноклиничниот сулфур (за овие супстанции си учел во основното училиште). Постојат и други примери.



Сл. 1.9. Модели за градбата на бакминстерфулерен (лево), на графит (во средината) и на дијамант (десно)

Веројатно знаеш дека кога две или повеќе прости супстанции се разликуваат по начинот на кој се сврзани атомите во нив или на кој се групирани градбените единки (ако се работи за кристал), зборуваме за **алотропски модификации***.

Да повториме:

- градбените единки кај супстанците се сврзани едни со други;
- кога постои само еден вид градбени единки, зборуваме за *чиста супстанца*;
- кога чистата супстанца е образувана од еден вид атоми, таа е *чиста супстанца*, а во спротивен случај се работи за *соединение*;
- кога две или повеќе прости супстанции се разликуваат по својата градба, зборуваме за *алотропски модификации*.

* Понекогаш алотропските модификации се сметаат за различни *форми* на *чиста* супстанца.

АТОМИ, МОЛЕКУЛИ И ЈОНИ

Градбени единици на супстанциите

Макар што атомите не се неделиви (спротивно на својот назив*), тие може да се сметаат за основни градбени единици на супстанциите. Атомите се *електронеутрални* честички, т.е. тие немаат електричен полнеж.

Некои супстанции се образувани од *речиси слободни* атоми. Такви се т.н. *благородни гасови* – хелиумот, неонот, аргонот, криптонот, ксенонот и радонот. Се разбира, во ваков случај се работи за *прости супстанции*.

Други супстанции, пак (на пример, веќе спомнуваните дијамант и графит), се образувани од извонредно многу *свртани атоми* при што се образуваат *кристали* (во случајов – *атомски кристали*).

Наспроти тоа, кај мошне голем број други супстанции атомите се *свртани* во мали или релативно мали групации што се нарекуваат *молекули*. Според бројот на атомите во нив, молекулите може да бидат *двоатомски*, *триатомски*, *четириатомски* итн. Инаку, одделните атоми од кои се образувани благородните гасови може да се разгледуваат како *едноатомски молекули*. Кај обичниот сулфур во молекули се свртани по осум атоми, а кај бакминистер-фулеренот дури 60. Постојат молекули и со многу поголем број атоми (тоа се т.н. *макромолекули*). Во секој случај, и молекулите се *електронеутрални*.

Од молекули може да бидат образувани и *прости супстанции* (како во спомнатите примери) и соединенија.

Во градбата на супстанциите може да учествуваат и честички што носат електричен полнеж – позитивен или негативен. Ваквите честички, се секаваш, се викаат *јони*. Позитивните јони се викаат *катијони*, а негативните – *анијони*. Катијоните и анијоните ги образуваат т.н. *јонски кристали*.

Атомите, молекулите и јоните се мноооогу мали честички и, притоа, за нив важат поинакви законитости одошто за предметите со кои секојдневно се среќаваме. Сепак, за да си го „олесниме животот“, атомите ги замислуваме како топчиња кои, кога ќе се свртат меѓусебно, како да се слепени едно за друго†. Се разбира, топчињата **не се** атоми туку само *модели* за нив.

* Називот *атом* доаѓа од грчкиот збор *атомос* (ατομος) што значи неделив.

† Доста често, свртаните атоми се претставуваат со топчиња свртани со стапчиња.

Сè на сè,

- за нашите сегашни цели, како градбени единици на супстанците ќе ги сметаме атомите, молекулите и јоните;
- при графичкото претставување на овие честички се служиме со различни модели.

Релативни атомски и молекулски маси

Атомите и молекулите, рековме, се многу мали честички. Сепак, тие имаат определена маса. Но, и масата им е многу мала, споредена со нашите вообичаени претстави. Затоа, наместо да се кажува колкава е масата на еден атом, се зборува за т.н. **релативна атомска маса** и масата на атомите се споредува со масата на $1/12$ од масата на атомот на јаглеродот*.

Оваа дванаесетинка (в. сл. 1.10) се вика **атомска единица за маса** и со неа се споредуваат масите на атомите (и на молекулите). Ако масата на еден атом (да речеме, оној на јаглеродот) е 12 пати поголема од атомската единица за маса, велиме дека неговата **релативна атомска маса** е 12.



Сл. 1.10. Кон дефиницијата за атомска единица за маса

Релативната атомска маса се означува со A_r со тоа што може и да се означи за кој вид атоми се работи. Може, да речеме, да се напише дека $A_r(F) = 18,9984$ што значи дека атомот на флуор има маса која е за

околу деветнаесет пати поголема од атомската единица за маса.

Слично како релативната атомска маса, се дефинира **релативната молекулска маса**. Тоа е број кој покажува колку пати масата на една молекула е поголема од атомската единица за маса. Релативната молекулска маса се означува со M_r .

Да заклучиме:

наместо да зборуваме за вистинските маси на атомите и молекулите коишто се многу мали, масите им ги споредуваме со $1/12$ од масата на атомот на јаглерод-12 и ги добиваме релативната атомска маса и релативната молекулска маса.

* Поточно речено, од масата на атомот на јаглерод-12. За значењето на она „-12“ ќе учиме подоцна.

ОСНОВНИ ХЕМИСКИ ЗАКОНИ

Закон за запазување на масата

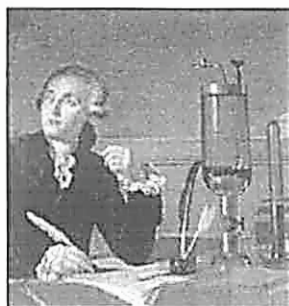
Една од целите на науката (па и на хемијата како наука) е откривањето на законите коишто постојат во природата. Некои од овие закони и законитости се многу важни и претставуваат основа за дадената наука, а други имаат помала важност. Со основните закони ќе се запознаеме уште веднаш.

Во хемијата еден од најосновните закони е законот за запазување на масата и затоа него прв ќе го изучиме. Честопати овој закон се вика и закон на Лавоазје*, макар што сознанија слични на оние на Лавоазје имало уште порано (на пример, кај Фан Хелмонт† или кај Ломоносов‡).



1.1

Бидејќи хемијата е, во основа, експериментална наука, ќе започнеме со еден обид (тоа е Обидот 1.1)§



Сл. 1.11. Антоан Лавоазје

Резултатите на овој обид (и на многу други што може да се изведат) може да се воопштат на следниов начин:

при протечувањето на хемиска реакција, вкупната маса на учесниците во реакцијата не се изменува.

Горното тврдење е една од можните формулации за т.н. закон за запазувањето (или за конзервацијата) на масата.



1.2

1.3

За секој случај, да изведеме уште два обиди – оние означени како Обид 1.2 и Обид 1.3.

Ако обидиве навистина ги изведеме, ќе утврдиме дека резултатите од нив како да зборуваат спротивно од оние на обидот што претходно го изведовме. Како законот за запазување на масата да не важи!

Но, тоа само така изгледа. Масата, вистина, во првиот случај се зголемила, а во вториот се намалила, но ние не ги земавме предвид сите подробности.

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

† Јохан Баптист фан Хелмонт [van Helmont] (1577–1644).

‡ Михаил Василевич Ломоносов (1711–1765).

§ Кога во иднина ќе зборуваме за обиди што треба да ги изведеме, покрај текстот ќе има слика како оваа лево со две бројки под неа. Првата бројка е бројот на главата, а втората – бројот на обидот. Самите обиди се опишани во прилогот Б што се наоѓа кон крајот од учебникот.

Имено, при загревањето на железната волна, железото се оксидира со учество на кислородот од воздухот, образувајќи оксид. Меѓутоа, со нашето вагање на почетокот не ја определивме масата на **сите учесници** во реакцијата – масата на кислородот не ја зедевме предвид! Во вториот случај, пак, не ги извагавме **сите продукти** на реакцијата. Јаглерод диоксидот и другите гасовити продукти на горењето на свеќата едноставно „избегаа“.

Очигледно, **мора да се биде претпазлив!**

Строго зборувајќи, вистински природен закон не е законот за запазување на масата, туку **законот за конзервација на масата и енергијата**. Имено, како што покажал Ајнштајн*, постои **еквивалентност**† помеѓу масата и енергијата, така што при секое изменување на енергијата, мора да дојде и до промена на масата на системот. Меѓутоа, освен во специјални делови на хемијата (на пример во јадрената, односно, како што обично се вика, *нуклеарната* хемија), може да сметаме дека законот за запазување на масата во хемијата важи во потполност.

Значи:

макар што вистинскиот природен закон е законот за запазување на масата и енергијата, во ниен од хемиските процеси што ќе ги изучуваме нема да дојде до забележлива промена на масата, без оглед на тоа дали се изменува или не се изменува енергијата на системот.

Закон за постојаниите масени односи

На почетокот на XIX век се водел многу жив спор околу тоа дали соединенијата имаат **постојан** или **променлив** состав. Едни сметале дека елементите се сврзуваат во постојани масени (или тежински) односи, а други дека овие односи може да се менуваат, во зависност од начинот на приготвувањето. Вакви гледишта застапувал познатиот хемичар Бертоле‡ (сл. 1.12).

Од друга страна, Пруст§, вториот од главните учесници во научниот спор, тврдел дека „никаква разлика не се гледа меѓу железо оксидот од северната или од јужната полутопка, јапонскиот цинабарит** има ист состав како шпанскиот цинабарит, сребро хлоридот е наполно еднаков, независно од тоа

* Алберт Ајнштајн [Einstein] (1879–1955).

† Во превод – *еднаквоверности*. Зборовите еквивалентен, еквивалентност и слично и натаму ќе ги употребуваме.

‡ Клод Луј Бертоле [Berthollet] (1748–1822).

§ Жозеф Луј Пруст [Proust] (1754–1826).

** Цинабаритот е минерал кој, по својот состав, е жива(II) сулфид, HgS.

дали потекнува од Перу или од Сибир, на целиот свет постои само еден* натриум хлорид, една шалитра†, еден *калциум* сулфат, еден бариум сулфат“.

Врз основа на извршените мерења, конечно превладеало гледањето дека

соединенијата имаат постојан состав, т.е. во нив елементите се застапени во постојани масени односи.



Сл. 1.12. К. Л. Бертоле (лево) и Ж. Пруст (десно)

Горното тврдење, всушност, е формулација на т.н. закон за постојаните масени односи или закон на Пруст.

Всушност, подоцна се покажало дека право имале и едните и другите: од практична гледна точка, вистина е дека *најзалемиот број* соединенија имаат *постојан* состав, но вистина е и тоа оти постојат соединенија со *променлив* состав. Се работи за цврсти соединенија со состав којшто навистина зависи од начинот на приготвување. Ваквите соединенија се вбројуваат во класата на *бертолиди* при што називот на класата ѝ е даден во чест на Бертоле‡. Со бертолиди нема да се занимаваме и ќе сметаме дека *секогаш* важи законот за постојаните масени односи.

Во врска со овој закон е и т.н. закон за повеќекратните масени односи§ според кој

доколку два елемента образуваат повеќе од едно соединение, тогаш со определено количество од едниот елемент се сврзуваат количества од другиот елемент чии маси стојат во меѓусебен однос како мали цели броеви.

Така, водородот и кислородот образуваат две соединенија, *вода* во која масениот однос на водородот и кислородот е приближно 1 : 8 (1 : 7,937) и *водород пероксид* во кој овој однос е близок до 1 : 16 (поточно речено, 1 : 15,874). Односот на масите на кислород што се сврзува со исто количество водород во двете соединенија е еднаков на 7,937 : 15,874 или, што е исто, на 1 : 2.

* Тука зборот „еден“ треба да се разбира како „еден вид“.

† Шалитрата е калиум нитрат, KNO_3 .

‡ Соединенијата со постојан состав се вбројуваат во *далтоници*.

§ Се вика и закон на Долти, според Џон Долти [Dalton] (1766–1844).

Авогадров закон

За да го објасни наодот на Ге-Лисак* за тоа дека волумените на различни гасови што стапуваат во реакција се однесуваат како мали цели броеви, италијанскиот научник Авогадро† предложил решение според кое, при определен притисок и определена температура, во еднакви волумени од различни гасови има еднаков број молекули.

Всушност, овој заклучок е целосно точен само ако гасот се однесува како *идеален*, но приближно важи и за други, *реални*, гасови.

Авогадровиот закон подоцна послужил како основа за определување на релативните молекулски маси на гасовите, а има и други важни последици.

Во својата првобитна форма, Авогадровиот закон гласи:

при определени вредности за температурата и притисокот, во еднакви волумени од различни идеални гасови има еднаков број молекули.



Сл. 1.13. Амадео Авогадро

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 1 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 *вистинското* знаење не е едноставно *зајонмување* на голем број факти, туку оспособеност тоа знаење да го *примениш*.

* Жозеф Луј Ге-Лисак [Gay-Lussac] (1778–1850).

† Амадео Авогадро [Avogadro] (1776–1856).

ЈАЗИКОТ НА ХЕМИЈАТА

ХЕМИСКИ СИМБОЛИ И ФОРМУЛИ

Азбуката на хемијата

Средство за разбирање меѓу луѓето се **говорот** и **писмото**. Луѓето зборуваат на различни јазици, а кога пишуваат, тие се разликуваат не само по јазикот, туку и по азбуката што ја користат. Така е и со хемичарите и оние што се занимаваат со хемија. Па сепак, тие имаат и една заедничка азбука – азбуката на **хемиските знаци** (односно, хемиските симболи) во која секој симбол е своевидна буква. Од овие слични „букви“ се образуваат и слични зборови – **хемиските формули**. Без оглед на тоа дали еден текст во вреќа со хемијата е пишувачан на македонски или на полски, на англиски, на руски или на јапонски, на арапски, на хебрејски или на свахили, тој содржи **еднакви** хемиски знаци, **на ист начин** напишани хемиски формули. Во секој јазик (види го, десно, делот од јапонска таблица на периодниот систем) **H** е симболот за водород и не треба да се разбира соодветниот јазик, па тоа да се види.

1	1.008
H	
水素	

Хемиските знаци се употребуваат и на уште еден друг начин. Имено, ако сакаме да означиме **еден атом** од водород ќе го употребиме пак симболот H, а еден атом од кислород ќе го означиме со O. Од остатокот на текстот треба да се разбере дали тоа е ознака за *елемент* или за *еден атом* од тој елемент.

Симболите се изведени од **латинските** називи на елементите* и задолжително ја содржат *првата* буква од називот. Така, од латинскиот назив за водородот (hydrogenium) доаѓа симболот H, од латинското име на кислородот (oxygenium) потекнува хемискиот знак O итн. Кога има *повеќе* елементи чии латински називи почнуваат со *иста* буква, покрај првата, се зема **уште некоја** карактеристична буква. Тоа *може*, но *не мора* да биде втората буква од латинскиот назив. Така, од називот хелиум доаѓа симболот He, од називот

* Прифатените македонски и латинските називи на досега познатите хемиски елементи, заедно со нивните симболи, се дадени во Прилогот Г4. Наброени се елементите до унунбиум. Сите наредни елементи ќе имаат називи и симболи кои се добиени на систематски начин.

холмиум – знакот Но, но од латинското име за живата – hydrargirum (хидраргирум) се изведува симболот Hg во кој, како што се гледа, не е земена втората, туку дури *седма* буква.

Внимавај: само првата буква од хемискиот симбол е голема* и ова треба секогаш да се има предвид за да не се создаде збрка. Така, хемискиот знак за кобалт е Co, а CO означува – јаглерод моноксид!

Сè до неодамна, хемиските симболи содржеле или една или две букви. Меѓутоа пред неколку години направен е договор дека називите на елементите чие добивање не е потврдено треба да се образуваат на систематски начин, од корените на латинските и грчките зборови што ги означуваат цифрите во редниот (атомскиот) број. Поради тоа што атомските броеви на овие елементи се трицифрени, и хемиските симболи за нив ќе содржат по *три* букви. За тоа како ова се прави, види го текстот† ОД УННИЛКВАДИУМ НАТАМУ даден во прилогот В (стр. XV).

Откако било потврдено дека елементите со редни броеви од 104 до 111 се навистина добиени, нивните дотогашни називи и симболи биле заменети со нови: *раџерфорциум* (Rf), *дубниум* (Db), *сиборџиум* (Sg), *бориум* (Bh), *хасиум* (Hs), *мајитнериум* (Mt), *дармштатскиум* (Ds) и *ренџениум* (Rg). Засега симболи од по три букви имаат елементите со реден број 112 или поголем.

Освен кај елементите со реден број 110 и поголем, нема друг начин да ги научиш хемиските симболи, освен да ги **запомниш**. Ова може да го направиш сам (употребувајќи начин кој најдобро ти одговара) или заедно со некој другар или другарка или, можеби, со помош на соодветна компјутерска програма каква што можеби и самиот можеш да подготвиш.

Значи:

хемиските знаци (симболи) се куси и меѓународни ознаки за хемиските елементи или за атомите на елементите; симболите се изведени од латинските називи на елементите и содржат една, две или три букви од кои само првата е голема.

При **читањето** на хемиските знаци, **одделно** се изговара (според нејзиниот назив во латиницата) **секоја** буква од симболот. Така, симболот на хлорот (Cl) се чита **це–ел**, оној на натриумот (Na) се чита **ен–а**, додека симболот Si (хемискиот знак на силициумот) се изговара **ес–и**. Слично се постапува и со другите хемиски знаци.

* Се разбира, ако хемискиот симбол се состои од само една буква, оваа ќе се пишува како голема. Така, хемискиот знак за кислород е O, а не o!

† Знакот што се наоѓа лево ќе го гледаш и натаму. Тој означува дека во Прилогот В има текст што може да го прочиташ, но не мора да го учиш.

Сериозно предупредување: симболот на натриумот не смее да се чита на, оној на силициумот не смее да се изговара си, а оној на железото при читањето не е фе, туку еф-е!

Така, на крајот на краиштата,

симболите на елементите (барем на оние што почесто се среќаваат) мора да се *зайомнај*.

И формулиите се интернационални

Како и хемиските симболи, и хемиските формули се *интернационални* ознаки: без оглед на јазикот, низ хемиските текстови ќе сретнеме формули како H_2O , NaCl или CH_3COOH (кај нас се чита: *ха-два-о*, *ен-а-це-ел*, односно *це-ха-три-це-о-о-ха*; во други јазици читањето ќе биде поинакво). Во секој јазик, како и да ги изговориме, формулите ќе имаат *еднакво* значење.

Пред сè, хемиската формула претставува кус симболичен приказ на *називот* на соединението*. Од формулата се гледа кои елементи влегуваат во нејзиниот состав или, како што обично се вели, формулата го одразува *квалитативниот состав на супстанцата*.



Освен тоа, формулите може да означуваат и *единка* од дадената супстанца. Така, H_2O може да означува една *молекула* вода, а CH_3COOH – една молекула оцетна киселина. Ако *тоа* е значењето на формулата H_2O , таа означува дека молекулата на водата се состои од атоми на водород и на кислород (тоа е нејзиниот *квалитативен состав*) и тоа од *два* атома водород што се сврзани за *еден* атом од кислород (т.е. формулата го дава и *квантитативниот состав*). Дека во молекулата има два атома од водород се гледа од *индексот* 2 – онаа мала цифра што стои покрај симболот за водородот (и малку подолу од него), а дека има *еден* атом од кислород не се *гледа*, туку се *подразбира*. Имено, кога индексот би требало да биде 1, цифрата не се пишува. Слично така, од формулата HCl за хлороводородот се гледа дека тој е образуван од атоми на водород и на хлор и тоа така што еден атом од водород и еден атом од хлор, сврзувајќи се меѓусебно, образуваат молекула од оваа супстанца.

Меѓутоа, формулата NaCl најчесто не означува една *молекула* натриум хлорид, затоа што сите супстанции не се образувани од молекули, а натриум хло-

* Погоре наведените три формули означуваат, секако знаеш, вода, натриум хлорид и оцетна киселина соодветно.

ридог е една од таквите супстанции (тој, и кога е чист и во *цврста* агрегатна состојба, е образуван од наелектризирани честички – **јони**).

Сепак, формулата на натриум хлорид може да означува **единка**, но не *молекула*, туку **дефинирана единка**, образувана од еден натриумов и еден хлориден јон. Ваквата, наједноставната можна комбинација на честички која соодветствува на составот на супстанцата* и која, *по договор*, ја сметаме за единка, ја викаме **формулна единка**. Формулните единици на калциум карбонатот, силициум диоксидот и магнезиум хлоридот (ниедна од овие супстанции не е образувана од молекули) ќе бидат групации од атоми што може да се запишат како CaCO_3 , SiO_2 и MgCl_2 соодветно.



Сл. 2.1. Кон дефиницијата за формулна единка кај супстанца од типот на NaCl (лево) и на MgCl_2 (десно)

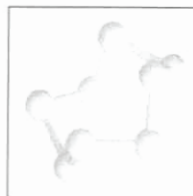
на состојба се состои од *осумайтомски* молекули (сл. 2.2) и, за да се истакне овој факт, понекогаш се ползува формулата S_8 и називот *октасулфур*. Многу почесто, сулфурот го означуваме едноставно со знакот S.

Понекогаш во составот на единките учествуваат групации од атоми што и самите се однесуваат како единици. Така, во составот на солите на сулфурната киселина влегува групацијата SO_4^{2-} – сулфатниот јон. Во ваков случај ќе напишеме, да речеме, Na_2SO_4 , CaSO_4 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Инаку, формулата на алуминиум сулфатот, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, ќе ја прочитаеме „**а-ел-два, ес-о-четири, трипати**“.

Формулите даваат информации и за составот на *суистанциите* и од нив може да се види во каков **количински однос** се наоѓаат елементите што ја сочинуваат соодветната супстанца. Така, формулата CaCO_3 покажува дека во калциум карбонатот *односот* на количествата на калциум, јаглерод и кислород е 1 : 1 : 3.

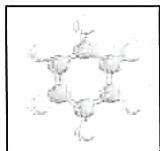
Формули се употребуваат и при означувањето на групации од **еднакви** атоми. Така, гасовите водород, кислород, азот, хлор и други се образувани од **двоатомски молекули**, а за означување на овие се користат формули какви што се H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 итн. Истите формули се ползуваат за означување и на самите супстанции, ако сакаме да истакнеме дека тие се образувани од такви молекули. Така, сулфурот во цврста агрегат-



Сл. 2.2. Модел за структурата на обичниот сулфур

* Поподробно за тоа како формулите го одразуваат составот на супстанциите, види подолу.

Се разбира, истиот однос на количествата ќе го имаме и ако формулата би гласела $\text{Ca}_2\text{C}_2\text{O}_6$ (односот $2 : 2 : 6$ е еднаков со $1 : 1 : 3$). Меѓутоа, ако немаме *специјални* причини да постапуваме поинаку, избираме **најмали можни целобројни индекси**. Во случајов, калциум карбонатот е образуван од калциумови и карбонатни јони, па *практично* е да се земе најмалиот можен однос на количествата на јоните. Очигледно е дека за калциум карбонатот формулната единица ќе биде комбинација од еден Ca^{2+} и еден CO_3^{2-} јон.



Сл. 2.3. Моделите за градбата на молекулите на бензен (горе) и на етин

Нема да одбереме *најмали можни индекси* тогаш кога сакаме со формулата да ја искажеме *градбата* на единицата. Така, формулата на бензенот (C_6H_6) покажува дека односот на количествата на јаглерод и водород во соединението е $6 : 6$ или, што е исто, $1 : 1$. Навидум, би можело да ја избереме *поедноставна* можност и бензенот да го означуваме како CH , онака како што решивме дека формулата на натриум хлоридот ќе ја пишуваме како NaCl , а онаа на калциум карбонатот како CaCO_3 . Вака денес *никој не постојува* заради тоа што *се знае* дека молекулите на бензенот се образувани од по шест атома јаглерод и шест атома водород, па формулата C_6H_6 го одразува овој факт дури и тогаш кога ни служи како *ознака за суштинаноста*. Освен тоа, и во *групи* супстанции (на пример, во етинот, C_2H_2), исто така има однос $1 : 1$ на количествата од јаглерод и водород, така што од формулата CH не би било јасно за која супстанца станува збор.

Ситуацијата е посложена кога постојат **изомери**. Во ваков случај, од формулата, дури и кога односот на количествата е правилно избран, не секогаш може да се види за која супстанца се работи.

Сè на сè,

- хемиските формули најчесто го заменуваат називот на една супстанца, а може да означуваат и една молекула или една формулна единица од супстанцата;
- формулите го одразуваат и *составот* (квалитативен и квантитативен) на супстанците или на единиците од кои тие се образувани.



Прелистај го до крај овој учебник. Обиди се, врз основа на досегашното знаење, да процениш кои супстанции од оние што се претставени со формули се образувани од *молекули*, а кои не се.

Направи си листа на едните и на другите и зачувај ја. Во листата нека има по десетина формули од едниот и од другиот тип. На крајот од учебната година стори го истото уште еднаш.

Спореди ги двете листи. Еднакви ли се тие? Си научил ли нешто ново?

Она што го научивме, накусо може да го претставиме со помош на шемата дадена подолу. Добро проучи ја и ползувај ја секогаш кога ќе ти затреба или кога ќе бидеш во недоумица.

ФОРМУЛАТА

ОЗНАЧУВА ЕДИНКА

Хемиските симболи означуваат *атјоми*.

Индексите (секогаш целобројни) го означуваат бројот на атоми од даден вид во еднката.

Индекс 1 не се пишува.

Кога во составот на еднката влегуваат групи атоми што се повторуваат, овие групи се запишуваат во загради, а со индекс зад заградите се означува бројот на вакви групи. Овој индекс се однесува на сета содржина на заградите. При наоѓање на бројот на атоми од даден вид, со индексот надвор од заградата се множат индексите што стојат покрај симболите на елементите во заградите.

Ако, пак, си сигурен дека сè ти е јасно, *прескокни ја* шемата и читај понатаму.

Да заклучиме:

кога сакаме да го изразиме не само составот на соединението, туку и оној на градбените единици, може да се употребуваат и коефициенти што не мора да бидат најмалите можни цели броеви.

ОЗНАЧУВА СУПСТАНЦА

Хемиските симболи означуваат *елементи*.

Индексите (не мора да бидат целобројни) ги даваат односите на количествата супстанца од елементите или групите од кои супстанцата е образувана.

Ако нема причини што нè тераат да постапуваме поинаку, го одбираме *нај-малиот* можен однос на индексите.

Индекс 1 не се пишува.

Кога во составот на еднките од кои е образувана супстанцата има атомски групи што се повторуваат, тие се запишуваат во загради, а со индекс зад заградите се означува бројот на вакви групи. Индексот се однесува на целата содржина на заградите. За наоѓање односот на количествата од елементите кои учествуваат во образувањето на ваква супстанца, со надворешниот индекс се множи секој од индексите во заградите.

ВАЛЕНТНОСТ

Истѝ назив – различно значење

Поимот за *валентностѝ* е еден од важните поими во хемијата. Тој во хемиската практика бил воведен во XIX век, а и ти си сретнал со него уште при првото изучување на хемијата. Овој поим до денес го зачувал првобитниот назив, но ја менувал својата *содржина*.

Отпрвин, кога се зборувало за валентност, се мислело на

способност на атом од некој елемент да се сврзува со определен број атоми од водород или определен број атоми од водород да заменува во некое соединение.

Така, ако атом на некој елемент може да се *сврзе* со *еден* атом од водород, велиме дека тој атом (или тој елемент) е **едновалентен**, односно има валентност еднаква на 1, ако може да се *сврзе* со *два* атома од водород тој е **двовалентен** (има валентност еднаква на 2) итн. Слично така, ако еден атом од некој елемент може да *замени* *еден* атом од водород, тој е **едновалентѝен**, ако може да *замени* *два* атома водород, се работи за **двовалентѝен** атом (или елемент) и слично.

За реченото да ти биде полесно, ќе ги повториме примерите што ти се веќе познати, почнувајќи со неколку соединенија коишто се состојат само од водород и од уште еден елемент – хлороводород, вода, амонијак и метан. Нивните формули се, соодветно, HCl , H_2O , NH_3 и CH_4 . Во хлороводородот еден атом на хлор е сврзан со еден атом од водород и, според тоа, хлорот е **едновалентѝен***. Во водата односот меѓу бројот на атоми од кислород и водород е 1 : 2, така што кислородот е **двовалентѝен**. На сличен начин заклучуваме дека азотот во амонијакот е **тривалентѝен**, а јаглеродот во метанот е **четиривалентѝен**.

Од друга страна, од хлороводород може да се добие натриум хлорид чија формула е NaCl . Од формулата изгледа како еден атом од натриум да *заменил* еден атом на водород. Заради тоа, може да се смета дека натриумот е **едновалентѝен**. Постојат и хлориди на калциумот, алуминиумот, калајот и антимонот чии формули се, соодветно, CaCl_2 , AlCl_3 , SnCl_4 и SbCl_5 . Во согласност со горната дефиниција, заклучуваме дека во овие соединенија калциумот е **двовалентѝен**, алуминиумот е **тривалентѝен**, калајот е **четиривалентѝен**, а антимонот – **петивалентѝен**.

* Поправилно би било да се рече дека атомите од хлорот се едновалентни. Истата забелешка се однесува и за сите следни пекази.

Меѓутоа, не сите елементи може да се соединуваат со *водородот* или да го *заменуваат* во неговите соединенија. Од друга страна, *кислородот* образува многу повеќе соединенија, вклучително и **оксиди** на елементите*. Врз основа на ова, поимот за валентност бил малку изменет. Наместо во однос на водородот, валентноста започнала да се определува *во однос на кислородот*. Имено, ако елементот E образува оксид со формула E_2O , во молекулата на тој оксид атомот на елементот E може да се смета за еквивалентен (*еднаковреген*) на еден водороден атом†. Тој, според тоа, е едновалентен. Ако, пак, формулата на оксидот е EO , елементот е двовалентен итн. Начинот на определување на валентноста на овој начин подобро се гледа од таблицата дадена подолу.

Формула на оксидот	Валентност на елементот E	Формула на оксидот	Валентност на елементот E
E_2O	1	E_2O_5	5
EO	2	EO_3	6
E_2O_3	3	E_2O_7	7
EO_2	4	EO_4	8

И така,

валентноста може да се определува и во однос на кислородот.

Определувањето на валентноста во однос на кислородот малку го *олеснило*, но не го *решило* проблемот во врска со определувањето на валентноста. Особено комплицирани биле проблемите кај органските соединенија. Така, како што си учел, јаглеродот е **четиривалентен во сите органски соединенија**, независно од тоа дали се работи, да речеме, за метан (CH_4), за бутан (C_4H_{10}) или за етин (C_2H_2).

Меѓутоа, до заклучок за *четиривалентноста* на јаглеродот во сите органски соединенија не може да се дојде на ниеден од двата горни начина. Имено, ако валентноста би се определувала во однос на водородот, валентноста на јаглеродот во метанот *би била* 4, но во бутанот валентноста би била 2.5 (*четири* атома од јаглерод се сврзани за *десет* атома од водород), а во етинот таа би била еднаква на еден. Од друга страна, јаглеродот образува само два оксиди – CO и CO_2 , така што валентност (во однос на кислородот) еднаква на

* Веројатно знаеш, овие соединенија најчесто се состојат само од два елемента, од кислород и од елементот E за чиј оксид се работи.

† Потсети се на формулата на *водниот*.

еген не доаѓа предвид. За валентност, пак, којашто не би била цел број воопшто и не може да се зборува во рамките на горните дефиниции*.

Всушност, и четиривалентноста на атомите од јаглерод и валентноста на други елементи може да се определат ако

под валентноста го подразбираме бројот на хемиски врски што ги образува еден атом.

Така, валентноста на кислородот е еднаква на 2 и во водата (каде што еден атом од кислород е сврзан со два атома од водород) и во водород пероксидот (H_2O_2) каде што секој атом од кислород е сврзан со еден атом од водород и со другиот атом од кислород. Врз основа на погоре дадената дефиниција, атомите од *елементарниот водород*[†] (кога овој се наоѓа во гасовита состојба) се *едновалентни* затоа што гасовитиот водород е образуван од двоатомски молекули во кои секој од водородните атоми е сврзан со другиот со една врска). Од слични причини, за гасовитиот *кислород*, пак, може да се смета дека е *двовалентен*.

Понатаму ние ќе ја ползуваме *оваа* дефиниција за валентност на атомите од елементите (односно на самите елементи), макар што постојат случаи каде што и оваа дефиниција не задоволува и мора да биде и натаму уточнета. За сега ние тоа нема да го правиме.

Поимот за валентност може да се прошири и на **атомски групации**. Така, групацијата SO_4 во сулфурната киселина е *двовалентна* поради тоа што е *сврзана, со по една врска, за два водородни атома*. Ваква е валентноста на SO_4 групацијата и кај сите соли на сулфурната киселина (сулфатите). Слично на тоа, групацијата NO_3 е *едновалентна*[‡], а такви се и метилната (CH_3) или етилната (C_2H_5) група.

Внимавај: групациите за коишто погоре се зборува не се молекули!

Во секој случај, треба да запоминеш,

може да се зборува за валентност на атоми и елементи, но и на атомски групации.

* Други слични примери можеш и самиот да најдеш.

[†] Т.е. *простиот* сулфурен водород.

[‡] Ваква групација е присутна кај азотната киселина и кај нејзините соли – нитратите. Во последниов случај, групацијата NO_3 претставува негативно наелектризиран јон (нитратен јон).

Валентноста на ист елемент може да биде различна

Без оглед на тоа како е определена, некои елементи имаат постојана валентност, еднаква во сите соединенија. Други елементи, пак, може да образуваат повеќе од еден оксид. Во таков случај, зборуваме за променлива валентност на елементот (односно, на неговите атоми). Вака е кај сулфурот (тој образува оксиди со формули SO_2 и SO_3) или азотот (формулите на оксидите на азотот* се N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 и N_2O_5). Како што се гледа, сулфурот во однос на кислородот може да биде четиривалентен или шествалентен, а азотот може да има валентност 1, 2, 3, 4 или 5. Променлива валентност имаат и некои метали (на пример, железото), додека други имаат постојана валентност (натриумот е, да речеме, секогаш едновалентен, а калциумот – двовалентен). Водородот во сите соединенија што ги образува е едновалентен, а кислородот практично секогаш може да го сметаме за двовалентен†. Во сите свои соединенија, флуорот е едновалентен.

Треба, значи, да запомниш:

валентноста на еден елемент може да биде или постојана (т.е. еднаква во сите негови соединенија) или променлива (т.е. различна во различни соединенија).

Валентноста и составувањето на формули

Ако едно соединение е образувано од само два вида атоми (да речеме, А и В) и ако ги знаеме валентностите на тие атоми (тие нека бидат, да речеме, val_A и val_B), определувањето на индексите за А и за В која, привремено, ќе ја запишеме како A_xB_y , се врши на следниов начин:

- се бара најмал заеднички содржател за val_A и val_B ;
- се наоѓа колку пати val_A се содржи во заедничкиот содржател;
- најдената вредност е вредноста на индексот x ;
- се наоѓа колку пати val_B се содржи во заедничкиот содржател;
- најдената вредност е вредноста на индексот y ;
- за проверка се множи $x \times val_A$ и $y \times val_B$;
- ако двата производа се еднакви, формулата е правилно напишана;
- ако производите не се еднакви, постапката се повторува.

* Покрај наброените, постои и оксид со формула N_2O_4 .

† Ваквата валентност на кислородот е определена во однос на водородот.

Истиот начин се применува и при изнаоѓањето на формулите на соединенија во чиј состав влегуваат повеќеатомски групи чии валентности се познати.

За секој случај:

прочитај ја уште еднаш горната постапка.

Структурни формули

За претставување на составот на честичките што се образувани од повеќе атоми служат и **структурните формули** коишто даваат информација за тоа каква е **структурата** (*εραβαία*) на честичката – молекулата или јонот. Имено, во структурните формули е покажан меѓусебниот распоред на атомите во честичката и начинот на сврзувањето на еден атом за друг. Така, структурната формула на молекулата од водородот ќе биде $H-H$, структурната формула на молекулата на кислородот може да се напише како $O=O$, додека за хлороводородот ваквата формула гласи $H-Cl$.

Слично се постапува и при пишувањето на структурните формули на други двоатомски честички, со тоа што треба да се води сметка за тоа со *колку врски* меѓусебно се сврзани атомите во молекулата (или јонот). Имено, цртичката во структурната формула означува **врска** меѓу атомите. Ако врската е *единична*^{*}, таа се означува со *една* цртичка. Ако, пак, врската е *двојна*, ставаме *двојна* цртичка, а ако врската е *тројна*, и цртичката ќе биде исто така *тројна*. За хемиското сврзување, инаку, подоцна повеќе ќе се зборува, па тогаш подобро ќе разбереш зошто **не смее** да се пишуваат структурни формули на супстанции што се образувани од јони (таков е, да речеме, натриум хлоридот). Значењето на точкесто испишаните цртички што се среќаваат во некои структурни формули ќе го разбереш уште подоцна. Макар што структурните формули би требало да ја одразуваат градбата на **честичките** (молекулите или јоните), честопати се зборува за структурна формула и на **супстанцата** што е образувана од такви честички[†].

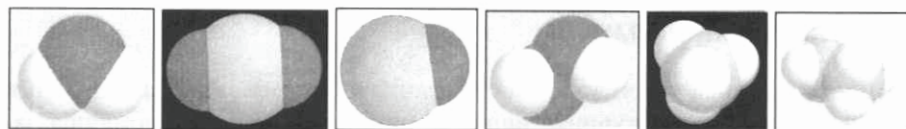
И така,

структурните формули го даваат не само бројот на одделните атоми во дадената честичка (молекула или јон), туку и начинот на кој атомите се сврзани и меѓусебниот распоред што го имаат.

^{*} Честопати во истата смисла се употребува и називот *проста врска*. За претпочитање е терминот *единична врска*.

[†] Како општо правило, запомни дека структурна формула **не може** да се напише за дефинирана формулна единица којашто не е честичка. За ова види и подолу.

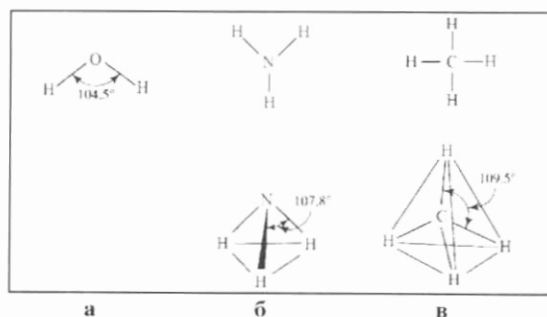
За да се добие поточен увид во градбата на молекулите, може да се служиме и со **просторни модели**, како оние чии *дводимензионални слики* се покажани на сл. 2.4. Ваквите модели веќе беа спомнати (стр. 13). Се разбира, наместо вакви, може да се користат и модели составени од „топчиња“ поврзани со „стапчиња“ (како на сл. 2.2 и сл. 2.3)*.



Сл. 2.4. Модели за молекулите од вода, јаглерод диоксид, јаглерод моноксид, водород пероксид, метан и етан

Води сметка за фактот дека кога врските меѓу атомите се претставуваат со некој вид *сџајче*, односот меѓу пречниците на топчињата и должината на стапчињата не соодветствува на вистинскиот однос меѓу размерите на атомите и растојанијата меѓу нив. Заради поголема прегледност, стапчињата се направени значително *поголеми* одошто би требало. Освен тоа, тие не даваат никакви информации за тоа дали врската е единична, двојна или некаква поинаква.

За жал, вистинската градба на честичките не е определена за **секоја** од познатите супстанции. Кога тоа не е сторено, а нема ниту начин за структурата да се суди посредно (врз основа на познавањето на градбата на слични честички), подобро е *воопшто да не се пишува* никаква структурна формула.



Сл. 2.5. Можни структурни формули за вода (а), амонијак (б) и метан (в)

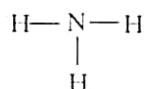
Меѓутоа, и тогаш кога структурата **е** позната и кога соединението **е** составено од молекули, не е секогаш лесно да се напише структурната формула. Имено, атомите се распоредени во **просторот**, а **не во рамнина**. Секако, постојат и такви молекули чии сите атоми **лежат** во една рамнина, но ако тоа не е случај, се јавуваат тешкотии при пишувањето на структурните формули – на лист хартија, на училишната табла или на некоја друга рамна површина.

* Модели од топчиња и стапчиња можеш и самиот да направиш од разнобојните топчиња на некоја детска сметалка (или од пластичните топчиња на некој гердан) и од чепкалки за заби или за уши.

Определени тешкотии има веќе во случајот на триатомските честички, макар што три атома* секогаш лежат во една рамнина. Имено, кај ваква молекула или јон треба да се зема предвид не само тоа кој атом со кој е сврзан и каква е врската (единична, двојна, тројна), туку и тоа каков е **аголот** околу оној атом што се наоѓа во средината.

За молекулата на јаглерод диоксидот, на пример, се знае дека е **линеарна**, т.е. дека сите нејзини атоми лежат на една иста замислена права линија (сл. 2.4). Од двете страни на јаглеродниот атом се наоѓа по еден кислороден атом, сврзан со јаглеродниот со двојна врска. Структурната формула на јаглерод диоксидот што ги зема предвид сите овие податоци е $O=C=O$. Триатомска е, се разбира, и молекулата на водата (в. сл. 2.4). Тука врските се единични, а самата молекула не е линеарна, туку **свиткана** (во гасовита вода, вредноста на $H-O-H$ аголот е, $\approx 105^\circ$). Заради сево ова, структурната формула на водата нема да биде $H-O-H$, туку онаква каква што е покажана на сл. 2.5 а.

Задачата е уште посложена кога во честичката има четири или повеќе атома и кога тие не лежат во една рамнина. Во тој случај, за добивање на вистинска просторна претстава, подобро е да се одбегнува употребата на структурни формули и, наместо тоа, да се користат тродимензионални *models* или нивни поедноставени претстави (како на претходните слики). Ако, сепак, се врши претставување во една рамнина, нужно е да се прибегнува кон *упростувања*. Меѓутоа, поедноставувањата не смее да бидат такви што погрешно да го претставуваат она што е најбитно за градбата на честичката. Како што не чини за водата да се пишува формула $H-O-H$, така не е правилно како структурна формула за амонијакот да се напише



затоа што ваквиот графички приказ би значел, помеѓу другото, дека трите агла околу азотниот атом се разликуваат, а тоа не е точно. За амонијакот (неговата молекула има форма на правилна тристрана пирамида) може да се напишат структурни формули како оние на сл. 2.5, со тоа што во втората формула, клинестата цртичка е поширока од страната што би требало да е поблизу до нас, а потесна на крајот што е пооддалечен†. Вакви цртички може да се употребуваат и во првата од покажаните структурни формули на амонијакот, како и во втората од структурните формули на метан.

* Под услов атомите да ги сметаме за материјални точки, т.е. за тела што имаат маса, но немаат ниту должина, ниту ширина, ниту висина.

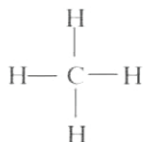
† Така се постапува не само во овој случај, туку и воопшто.

За разлика од амонијакот, во нитратниот јон* сите четири атома (трите кислородни и азотниот) лежат во една рамнина, а сите три врски меѓу кислородот и азотот меѓусебно се еквивалентни. Слична е градбата и на „слободните“ карбонатни јони. Структурните формули „слободен“ карбонатен и „слободен“ нитратен јон се покажани на сл. 2.6).



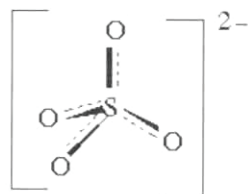
Сл. 2.6. Структурни формули на карбонатен и на нитратен јон

Како што се учи во текот на основното образование, во органската хемија се прибегнува до уште поголеми упростувања. Така, структурната формула на метанот најчесто се пишува како да е:



макар што веќе одамна е познато дека се работи за тетраедарска молекула. Тетраедарска градба, инаку, имаат и доста јони, на пример сулфатните, SO_4^{2-} , јони (сл. 2.7).

Во органската хемија се ползуваат и т.н. *полуструктурни* формули во кои вообичаените групации од атоми (на пример, метилната или етилната група) се пишуваат како *целина*. Така, формулата на етанолот најчесто се пишува како $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.



Сл. 2.7. Структурна формула на сулфатниот јон

Во секој случај,

како и да го вршиме претставувањето на структурните формули, тие ќе даваат само приближна, повеќе или помалку упростена, слика на вистинската градба на молекулата или на повеќеатомскиот јон.

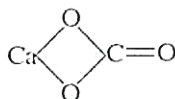
Сепак, структурните и полуструктурните формули се многу важно средство за разбирањето барем на основите од градбата на молекулите или повеќеатомските јони, помагаат и при објаснувањето на текот на реакциите и слично.

* Се работи за нитратен јон што е, така да се рече, слободен, т.е. не се наоѓа под влијанија на други градбени единици.

Притоа, важно е секогаш да се има предвид дека:

нема смисла да се пишуваат структурни формули за дефинирани единици коишто не се честички.

Така, навистина ништо не претставува „структурна“ формула од видот



ако се знае дека во структурата на цврстиот калциум карбонат *сиге* врски меѓу атомите од кислородот и од јаглеродот се *еднакви*, а калциумовиот јон *не* е сврзан за *ниеден* од кислородните атоми. Всушност, во градбата на оваа сол постои редување на слоеви образувани од калциумови и од карбонатни јони. При ова, Ca^{2+} јоните се наоѓаат *над* и *под* јаглеродните атоми од карбонатните јони и се *еднакво* оддалечени од *секој* од кислородните атоми.

Калциум карбонатот е само пример. Всушност, *нема* структурна формула за *ниедна* супстанца што е изградена од *јони*. Така, не може да се напише структурна формула за натриум нитратот, за калциум фосфатот и за многу други јонски изградени супстанции. Можно е, меѓутоа, да се напишат структурни формули за одделните повеќеатомски јони што се среќаваат кај овие супстанции, доколку се познати подробностите на нивната градба (сл. 2.6 и 2.7).

КОЛИЧЕСТВО СУПСТАНЦА

Физички величини и единици за нив

Мерливите својства на системите се викаат **величини** (понекогаш и *физички величини*)*. Може да се даде и попрецизна дефиниција за физичка величина, но и оваа засега ќе ги задоволи нашите потреби.

Секоја величина има свој **назив** (должина, маса, време итн.) и своја **ознака** (*симбол*). Така ознаката за волумен (зафатнина) е V , симболот за маса е m , а оној за енергија е E . Ознаката за време е t , за должина е l , за густина е ρ итн. Како што се гледа, ознаките за величините се пишуваат со **коси** букви, најчесто од латиницата, но и од грчката азбука.

* Постојат и физички величини коишто *не* претставуваат *својства на системите*. Инаку, се изговара величина, а не величине! Не смее да се вика, наместо *величина*, *големине*.



Размисли за тоа **што** е мерење?

Може ли да се измери еден **објект**, да речеме еден молив, една тетратка, овој учебник и слично?

Може ли да се измери една **појава**, на пример растворување, испарување, хемиска реакција?

Може ли да се измери едно **својство**, да речеме волумен, плоштина, брзина?

Можеш ли, сега, да заклучиш што може, а што не може да се мери?

Запомни.

мерливите својства на системите (должина, маса, брзина и други) се величини (физички величини).

Како што рековме, мерењето се сведува на споредување на големината на мереното својство со вредноста којашто, за тоа својство, сме ја одбрале како основа. Но, со **што** ќе споредуваме при мерењето на физичките величини? Растојанието меѓу две дрвја во градината може да се определи со споредување со должината на еден чекор (може да се определи *бројот на чекори* од едното дрво до другото), а може тоа да се направи со споредување со должината на челичен „метар“. Меѓутоа, доколку раздалеченоста ја мериме со чекори, сигурно ќе добиеме различни резултати ако мерењето го врши долгоног кошаркар или ако тоа го прави некое прваче. Би било многу незгодно ако секој продавач има сопствено метро, различно долго од она на другите продавачи.

Очигледно, потребен е договор за тоа **што** ќе биде основа за споредување или, како што обично се вели, што ќе биде **единица** за дадената величина*. Само ако знаеме која е единицата, резултатите од мерењето ќе имаат смисла. Нема да се знае голема ли е или мала една должина ако речеме дека таа изнесува **десет**, не кажувајќи десет **што**.

Треба да запомниме :

величината со која при мерењето се споредува некоја физичка величина се вика единица за таа величина.

Резултатите од мерењето на физичките величини претставуваат **производ** од еден број (**бројна вредност**) и единицата†, така што може да се напише:

$$\text{величина} = \text{бројна вредност} \times \text{единица}$$

* Понекогаш се употребува и изразот *единица мерка*. Овој израз нема да го ползуваме.

† Дури и величините коишто се именуваани броеви (**бездимензионалните величини**) имаат единица. Единицата за нив е **бројот 1**, но таа не се пишува затоа што множењето со 1 го остава другиот множител неизменет.

Секогаш треба да се наведува, да се пишува и при пресметувањата да се употребува и бројната вредност и единицата. Запомни го ова. И, ако некогаш подоцна во текот на своето школување најдеш текст во кој авторот (или авторите) не постанувале така, знај дека е **направена сериозна грешка!**

Во различни времиња и на различни места како единици се употребувале различни величини. Конечно, со меѓународен договор, решено е кои единици ќе се употребуваат за мерење на физичките величини и создаден е т.н. **Меѓународен систем на единици** кој, според почетните букви на првите два збора во францускиот назив (*Système International d'Unités*), се вика*, и тоа во сите јазици, **SI** (се чита **ес-и**, а не **си**).

Како што веројатно веќе си учел при изучувањето на физиката, Меѓународниот систем на единици е базиран врз седум *основни единици*: **метар, килограм, секунда, ампер, келвин, мол и кандела** (види го Прилогот Г1). Од овие единици, потоа, може да се добијат (*га се изведат*) сите други, со помош на соодноси коишто за единиците се исти како соодностите помеѓу соодветните величини (за некои вакви единици се зборува во Прилогот Г2).

Може да се употребуваат и т.н. **децимални** единици – такви што се десет, сто, илјада итн. пати помали или поголеми. Називите на децималните единици се образуваат со ставање на *префикси* (*префикси*) непосредно пред називот на единицата и *слано* со него. Така, илјадити дел од метар се вика **милиметар**, а илјаданати *поголема* единица од метар* е **километар**. Милонити дел од секунда е **микросекунда**, а милион пати поголема единица од SI единицата за фреквенција (**херц**) е **мегахерц**. Сигурно знаеш и други примери за единици со префикси. Листа на префикси има во Прилогот Г3.

Како и величините, и единиците имаат ознаки (симболи). Така, ознаката за единицата за должина (метарот) е **m**, на единицата за маса, килограмот, симболот е **kg** итн. Како што се гледа, ознаките на единиците се пишуваат со **прави** (а не со **коси**) букви, речиси секогаш од латиницата. **Зад** **ознаката** на единиците **не се става точка**. Симболите на единиците *не се пишуваат на кирилица!*

Накусо речено,

величините се производ од еден број (бројна вредност) и единицата за таа величина; препорачливо е да се употребуваат само единиците од Меѓународниот систем на единици (SI).

* Не чини да се вели **SI систем**, затоа што она **S** од **SI** веќе означува *систем*.

† Децимален значи *десетинен*, т.е. во врека со бројот 10 (на пример, децимална дробка). Од тоа што еден вид дробки се викаат децимални, не треба да се заклучи дека зборот децимален се употребува само тогаш кога се зборува за десети или стоти или илјадити дел од едно цело (на пример, од бројот 1).

Величински равенки

Како што видовме, за вредноста на една физичка величина може да се напише :

$$\text{величина} = \text{бројна вредност} \times \text{единица}$$

Лесно е да се види дека е напишано едно **равенство**, но такво во кое на левата страна стои вредноста на физичката величина, а на десната – производот на нејзината бројна вредност и одбраната единица. Се разбира, левата и десната страна на равенството мора да бидат меѓусебно еднакви.

При пишувањето на вакви равенства, речиси секогаш наместо *називот* на физичката величина ќе го употребиме нејзиниот *симбол*, а истото ќе го сториме и со единицата. Бројната вредност, пак, ќе ја запишеме со бројки.

Така, ако сакаме да речеме дека должината на купената ткаенина (в. стр. 36) била три метра, тоа може да го изразиме со равенството

$$l = 3 \text{ m}$$

што, всушност, значи* $l = 3 \cdot \text{m}$ или $l = 3 \cdot (1 \text{ m})$ или $l = 3 \times (1 \text{ m})$.

Равенствата во коишто се јавуваат физички величини се викаат **величински равенки**. Како што рековме, во величинските равенки практично секогаш се вклучени *симболи* за физичките величини и за *единиците* во кои тие величини се мерат.

Доколку во величинската равенка сакаме за некоја величина да означиме на кого, на кој систем или објект се однесува, називот на системот или објектот се става во загради зад ознаката за величината. Така, може да напишеме $l(\text{молив}) = 15 \text{ cm}$ или $m(\text{NaCl}) = 10 \text{ g}$.

Ако ни е потребно да разликуваме две различни должини или маси или некакви други величини што се однесуваат на два различни објекта од ист вид, може да употребиме долни индекси. Ако, да речеме, имаме два обрасца од хелиум, нивните волумени може да ги означиме со $V_1(\text{He})$ и $V_2(\text{He})$ каде што индексот 1 покажува дека се работи за *првиот* од тие два обрасца, а индексот 2 го означува *вториот* образец. Во величинските равенки може да се сретнат и повеќе величини, односно симболи за нив.

Вака е заради тоа што величините се наоѓаат во определени соодноси едни со други, а соодносите може да се изразат со помош на величински равенки. Инаку, некои од овие соодноси произлегуваат од **дефиницијата** на величините, а други се најдени **експериментално**.

* Празното место меѓу бројката и ознаката за единицата го има истото значење како и некој од знаците за множење.

Така, сигурно веќе знаете (за ова си учел) дека **брзината** на рамномерното движење е *однос меѓу изминатиот пат и времето што е потребно за да се помине тој лок на пат**.

Горното тврдење може вака да го запишеме :

$$\text{брзина} = \frac{\text{изминат пат}}{\text{потребно време}}$$

Ако знаеме дека симболот за брзина е v , оној за пат е s , а ознаката за време е t , наместо горното (доста невообичаено) равенство, може да напишеме и

$$v = \frac{s}{t}$$

И во ова равенство се наоѓаат симболи за величини. Според тоа, повторно се работи за *величинска равенка*.

Кога во величинската равенка се јавуваат повеќе величини[†], секоја од нив е производ на својата бројна вредност и единицата со која таа е споредувана. Ако сакаме да ги „замениме“ величините со нивните вредности, **мора** секогаш да ги пишуваме и бројната вредност и единицата. **Не смее** да се напише, да речеме,

$$v = \frac{200}{4}$$

па потоа од ова да се заклучи дека

$$v = 50 \text{ km/h.}$$

Имено, односот на два неименувани броја може да биде само неименуван број, а единиците не може туку-така наеднаш да се појават! Горниот резултат може да се добие само ако правиме однос меѓу **200 km** и **4 h**.

Запомни (навистина стори го тоа) :

величинска равенка е равенство во кое влегуваат физички величини (една или повеќе); при употребата на величинските равенки *задолжителна* е замената на определена величина со производот од бројната вредност и единицата; не смее да се заменуваат *само* бројните вредности, а единиците отпосле да се *допишуваат*.

* Воопшто не чини да се вика дека брзината е пат изминат за единица време. Брзината, имено, не е пат. За овие и за други слични проблеми повеќе е зборувано во прирачникот *Правацна и задачи по хемија за 1 година на реформираното гимназиско образование*. Внимателно прочитај го соодветниот дел од прирачникот и труди се постојано да ги применуваат изнесените препораки. По извесно време, правилниот начин на изразување ќе ти стане навика.

† Внимавај : да се собираат или да се одземаат може само величини што се мерени во исти единици.

Најважната величина во хемијата

Од сите величини, од хемиска гледна точка најважна е величината што го добила називот **количество супстанца**.

Кога зборуваме за тоа колкаво количество од некоја супстанца има, одговараеме, всушност, на прашањето „**Колку** има од таа супстанца?“. Ако, да рече, прашаеме „Колку ореви има во едно купче?“ или „Колку скокалчиња („џамлии“) има во една кесичка?“, сигурно ќе одговориме или **квалитативно** („малку“, „многу“) или ќе го кажеме **бројот** на ореви, на скокалчиња или на други објекти, давајќи, со тоа, **квантитативен** (количествен) одговор.

Меѓутоа, ако прашањето гласи: „Колку вода има во една чаша?“ како да одговориме **квантитативно**? Се разбира, **вода** не може да се брои, како што може да се бројат оревите или скокалчињата. Кога би можело да се видат, би било можно, евентуално, да се бројат **молекулите** вода (за тоа *кој* и *коџа* ова би можел да го стори, види го текстот КОЛКУ ГОЛЕМ Е АВОГАДРОВИОТ БРОЈ? на стр. XV од Прилогот В).



Без оглед на овие тешкотии,

количеството супстанца е величина поврзана со бројноста на единките од кои е образувана супстанцата.

Дури и кога другите проблеми би биле решени, резултатот од броењето би бил **незамисливо голем** број. Во нашата чаша, на пример, би имало околу 7 000 000 000 000 000 000 000 молекули (под претпоставка дека се работи за обична чаша за вода). Знаеш ли да го искажеш со зборови овој број? Веројатно не!

Па и пишувањето на вака големи броеви на начин како што тоа е сторено погоре е непрактично. Наместо тоа, се прибеѓнува кон пишување на големите броеви* како *производ* на некој мал број (по правило, поголем од 1 и помал од 10) и соодветен степен од 10. Така, наместо 100 може да се напише 10^2 или $1 \cdot 10^2$, наместо 1 000 000 може да напишеме 10^6 , а наместо нашиот погоре напишан **огромен** број може да стои навидум скромното $7 \cdot 10^{24}$.

* Слично се постапува и со **малите** броеви.

И тие се пишуваат како производ од некој број со малку цифри (една пред десималната запирка) и степен од 10, но овојпат степенот има **негативен** показател. Наместо 0,1 (или, што е исто, наместо $1/10$) може да напишеме 10^{-1} , наместо 0,00001 (еднакво на $1/100\,000$, односно на $1/10^5$) може да се напише 10^{-5} итн.

Степените со негативен показател се еднакви на реципрочната вредност на степенот на истата основа, но со **позитивен** показател. Степенови показатели (вклучително и негативни) може да се употребуваат и во врска со единиците, а не само во врска со броеви. Показатели, и позитивни и негативни, може да има и тогаш кога се работи за **величини**.

Мол

Макар што нештата значително се упростуваат со употребата на погоре опишаниот начин на претставување на големи броеви, можно е да отидеме уште еден чекор напред. Со ваква цел, за искажување на тоа колкаво е количеството супстанца, била воведена специјална единица која, како што веќе си учел, се вика **мол** и се означува со **mol**.

Сигурно знаеш (можеби малку поинаку) дека :

мол е количество супстанца што во себе содржи толку *единки* колку што има атоми во количество јаглерод-12 на кое му соодветствува маса од 0,012 килограма; единиците може да бидат атоми, молекули, јони, електрони или други честички, а исто така и произволни групации од честички (дури и такви што не може самостојно да постојат).

Така, ако заради некакви причини ни е згодно, може за единици некогаш да ги сметаме молекулите, другпат да земеме дека единици ни се половинки (или четвртинки или петинки) молекули. Се разбира, вакви честички **нема**, но дефиницијата за количество супстанца тоа и **не го бара!** Значи, еднакво добро може да се зборува за **еден мол H_2SO_4** и за **еден мол $\frac{1}{2}H_2SO_4$** . Меѓутоа, **мора** да кажеме на какви единици мислиме!

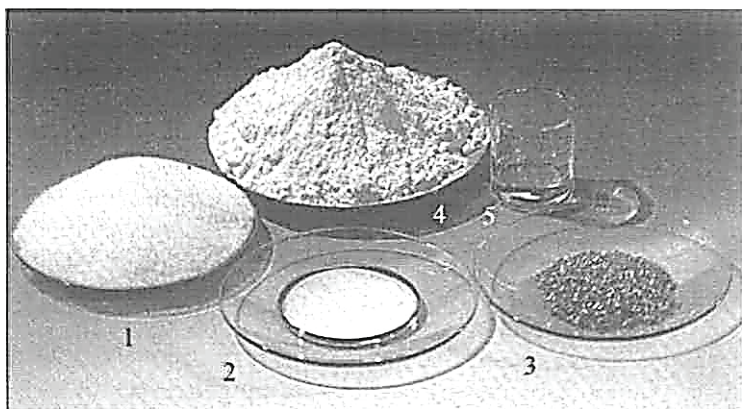
Бројот на атоми во еден мол јаглерод-12 изнесува (приближно) $6,02 \cdot 10^{23}$. Ако последново тврдење сакаме да го искажеме со равенство, ќе напишеме

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol}$$

или, многу почесто,

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Величината N_A се вика **Авогадрова константа**, а самиот број $6,02 \cdot 10^{23}$ се вика **Авогадров број**, и едното и другото во чест на Авогадро.



Сл. 2.8. Еден мол од шеќер (1), жива (2), бакар (3), сулфур (4) и вода (5)

Бројот на единици, а не масата или волуменот се она што го дефинира количеството. Во ова може да се увериш ако ја погледнеш сл. 2.8.

Со помош на Авогадровиот број, може да го предефинираме и поимот за единицата мол:

мол е количество супстанца што содржи Авогадров број единици (честички или групации на честички за коишто, по спогодба, сметаме дека претставуваат единици).

ХЕМИСКИ РАВЕНКИ

Хемиски реакции; реактанти и продукти

Со поимот за **хемиска реакција** веќе си се среќавал. Секако знаеш дека кога зборуваме за хемиска реакција, мислиме на промена (*процес*) во која *едни* *супстанции се претвораат во други*. Две или повеќе супстанции може да се *сврзат*, некоја супстанца може да се *разложи* (да се распадне), а може да се случат и други *трансформации* (претворања) на супстанците.

Ако вакви промени се случуваат, велиме дека *се одвива* (или дека *тече*) хемиска реакција. За жал, ние немаме сетило со кое би можеле непосредно да утврдиме дали во изучуваниот систем тече или не тече хемиска реакција. Вистина, *понекогаш* забележуваме *физички* промени (изменување на бојата, издвојување на гас итн.), но постојат многу реакции кои се случуваат, а ние не сме во состојба да утврдиме постоење на никаква *забележлива* промена.

Дека реакцијата сепак тече, може да се утврди ако го определиме *количеството* на *супстанциите* што го сочинуваат системот. Ако, при тоа, утврдиме дека, барем за некои од присутните супстанции, количеството *се изменува*, а супстанции не се доведени и не се одведени од системот, ќе заклучиме дека *реакција тече*, а изучуваниот систем ќе го викаме **реакционен систем**.

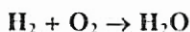
Секоја супстанца чие количество во реакциониот систем се *намалува* се вика **реактант**, додека **продукт** на реакцијата (се употребува и називот *реакционен продукт*) е секоја супстанца чие количество се *наголемува* заради течењето на реакцијата. Реактантите и продуктите се **учесници во реакцијата**.

Накучо речено,

при протечувањето на хемиските реакции, количеството на едни супстанции се намалува (овие супстанции се викаат *реактанти*), а на други се зголемува (соодветните супстанции се *продукти* на реакцијата).

Симболично претставување на хемиските реакции

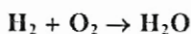
Ако сакаме да зборуваме за она што се случува при хемиските реакции, може да употребуваме обични реченици. На пример, може да речеме **водород и кислород образуваат вода**. Меѓутоа, називите на супстанциите може да се заменат со соодветните хемиски формули, наместо зборот „образуваат“ може да се употреби стрелка ($\rightarrow$), а наместо сврзникот „и“ може да се стави знакот „+“. Ако вака постапиме, ќе добиеме запис



кој *личн* на хемиските равенки што си ги среќавал.

Треба да се води сметка за фактот дека **супстанциите** што ги викаме реактанти може да се **трансформираат** во супстанции коишто се продукти на реакцијата само ако **единките** на реактантите се претворат во **единки** на продуктите. За да го означиме она што се случува кога две или три молекули (односно други *честички*) од реактантите* се претвораат во една или повеќе честички од продуктите, го употребуваме терминот **елементарен акт на хемиска трансформација**.

Бидејќи формулите може да означуваат и единки (честички или само дефинирани формулни единици), претворањето на *молекулиите* од водород и од кислород во *молекули* од вода може да се претстави сосем слично како претворањето на *супстанциите* водород и кислород во *супстанцијата* вода:



Како што се гледа:

хемиските формули во изразите што го претставуваат претворањето на реактантите во продукти може да означуваат или супстанции или честички (молекули или јони) од тие супстанции.

Хемиски равенки

Ниеден од изразите што погоре се напишани **не е равенка**, т.е. израз во кој содржината на левата страна од знакот за равенство е *еднаква* со онаа на десната страна. Дури и не употребивме *знак за равенство*, туку *стрелка*.

За да станат *равенки*, изразите слични на горните треба да се **израмнат** и тоа така што пред формулите на учесниците ќе се стават соодветно одбрани **броеви (стехиометриски коефициенти)**. Со овие броеви *се множат* индексите што стојат покрај симболите на елементите во формулите на реактантите

* Постојат и реакции кај кои *една* честичка од реактант се трансформира во една или повеќе честички од продуктите.

или, пак, на реакционите продукти. Коефициентите треба да се така избрани што да овозможуваат *збирот* од *производиите меѓу коефициентите и индексите** за *секој* елемент од левата страна на стрелката да стане еднаков со соодветниот збир за тој елемент од десната страна на стрелката. Дури тогаш, изразот со кој сме ја претставиле реакцијата станува **хемиска равенка**, а опишаната *посланика* се вика **израмнување на хемиската равенка**.

Израмнувањето е неопходно затоа што во хемиските реакции хемиските елементи не преминуваат еден во друг, така што *вкупниот број* атоми од секој елемент во формулните единици од реактантите мора да биде *еднаков* со *вкупниот број* атоми од тој елемент во формулните единици од продуктите. Притоа, штом вкупниот број на атоми од даден вид останува еднаков, не се менува ниту количеството од секој од *елементите* што се застапени†, макар што количествата на *супстанции* се изменуваат.

Ако, сега, се вратиме на изразот



и претпоставиме дека тој ни опишува *елементарен акт* на хемиска *трансформација*‡, ќе утврдиме дека во формулните единици (во *овој случај*, се работи за молекули) на левата страна од стрелката има **два** атома од кислород, а на десната – само **еден**. Се разбира, вака **не може!**

Бројот на атоми од кислород ќе стане еднаков на двете страни од стрелката ако претпоставиме дека се добиваат **две** молекули вода, т.е. ако напишеме:



но сега нееднаков ќе биде бројот на атоми од водород (два лево од стрелката, четири – десно од неа). За да добиеме целосно равенство, треба да претпоставиме дека во елементарниот акт на хемиска трансформација учествуваат две молекули од водород, така што најнакрај ќе имаме



Добениот израз навистина **е** равенка: бројот на атоми од обата вида е еднаков од двете страни на знакот за равенство. Кога равенката е *израмнета*, во неа, наместо стрелка, се запишува *знакот за равенство*.

Треба да се нагласи дека со постапката на израмнување се постигнува равенката да биде во согласност со законот за запазување на масата.

* Се мисли на индексот што покрај знакот за даден елемент се појавува во формулата за супстанцијата (в. стр. 23). Ваков е, да речеме, индексот 2 во формулата на водата (H_2O).

† Како што знаеш, количеството на секоја супстанција е пропорционално со бројот на единици од таа супстанција!

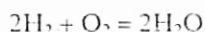
‡ Не за секој ваков израз (на и за разгледуваните) ќе биде навистина така!

Сè она за што погоре го зборувавме за израмнувањето на равенките е применливо и кога равенката не опишува елементарен акт на хемиска трансформација и не покажува што точно се случува на молекуларно ниво (ова е најчесто случај). Во ваков случај, наместо *честички*, предвид може да се земаат *формулни единици*.



Изборот на стехиометриски коефициенти може да се врши, така да се рече, со *пробање* (онака како што постапивме погоре) или на построг математички начин. За овој последен начин се зборува во Прилогот Б (стр. XVII).

Меѓутоа, и кога равенката се израмнува со пробање, потребно е да се запази некаква *логика* во пристапот. Најчесто е добро израмнувањето да започне од оној елемент кој е застапен со *парен број* атоми во формулните единици на левата страна и *непарен број* на десната страна на равенката или обратно (се разбира, доколку ваков елемент постои). Одбирајќи го бројот 2 како вредност за стехиометрискиот коефициент пред формулата на единицата во која постои непарен број атоми од еден елемент, имаме доста сигурна основа за патамошна работа. Впрочем, така постапувавме кога, како краен резултат, ја добивме равенката



Инаку, лесно е да се види дека равенката ќе биде израмнета и ако употребиме дванати или тринати или повеќепати *поголеми* или *помали* коефициенти. На пример, доколку напишеме



или



бројот на атоми и од водород и од кислород во формулните единици ќе биде еднаков на двете страни од равенството (**провери!**). Ако немаме специјални причини вака да постапуваме (со некои ќе се запознаеме подоцна), ги одбираме **најмалите можни целобројни коефициенти** што овозможуваат равенката да се израмни.

Заради тоа, може да речеме дека:

- израмнетата равенка покажува дека бројот на атоми од даден вид (односно количеството на секој елемент) не се изменува во текот на реакцијата;
- реченото важи независно од тоа дали формулите во равенката означуваат честички (молекули, јони), само дефинирани формулни единици или, едноставно, земајќи за називите на супстанциите;
- обично се избираат **најмалите можни целобројни коефициенти** коишто овозможуваат равенката да се израмни, но не постојат суштински причини што пречат да се постапува и поинаку.

Инаку, од целокупното значење на текстот (т.е. од *контекстот*) треба да се направи заклучок за тоа дали равенката, да речеме онаа што и досега ја разгледуваме ($2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$), означува еден *елементарен акт на хемиска трансформација* или, пак, го опишува *преворањето на суштаниите* коишто се реактанти во супстанции што се продукти на реакцијата.

Израмнувањето на равенките е *вештина* што треба да се увежбава. Се разбира, првин мора да знаеме **како** тоа се прави, а потоа знаењето треба да го *увердиме* на тој начин што ќе израмниме што повеќе равенки. Бидејќи, без сомнение, и во иднина постојано ќе се среќаваш со проблемот за израмнување на равенки, оваа вештина совладај ја уште сега! Прочи ги и различните примери (и одговорите за нив!) што ги има во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираното гимназиско образование*. Изврши ја и наредната задача.



Прелистај го учебникот. Најди равенки што ти изгледаат интересни. Препиши ги (но без коефициентите) и обиди се самостојно да ги израмниш. Дури потоа провери дали успешно си го сторил тоа. Се разбира, може и коефициентите да си ги *препишеш*, ама тогаш нема да научиш! Изборот е ТВОЈ!

Без оглед на тоа ќе постапиш ли вака или инаку, останува крајниот заклучок дека

израмнувањето на хемиските равенки мора да се увежба.

Совет: Отпрвин *пишувај* ги *сите* чекори во процесот на израмнување на равенките (да речеме, сите операции на множење и собирање како и проверката на точноста). Дури откако ќе се извештиш, овие операции врши ги *најамет*.

Води сметка и за тоа дека, кога од двете страни на равенката се појавуваат групации кои во реакцијата не се изменуваат (да речеме SO_4^{2-} групи), тие може да се сметаат за *целини* и така да се израмнуваат.

Со начините за израмнување на некои *посебни* видови равенки ќе се запознаеш подоцна. Во некои случаи израмнувањето на равенките е компликувана задача којашто тешко се решава без употреба на сметач (компјутер).

Многу важно е да запомниш дека она што се израмнува е **равенката** на една хемиска реакција. Самата хемиска *реакција не може* да се израмни! Немој да грешеш ниту во мислењето, ниту во зборувањето!

Досеј на реакцијата

Со, така да се рече, *практичната* *стапана* на употребата на стехиометриските коефициенти се запознаваме погоре. Пред да поминеме на малку поподробно разгледување за значењето на стехиометриските коефициенти, ќе

што ќе видиме, оваа величина помага да се одговори на прашањето за тоа до каде, во своето протечување, стигнала една хемиска реакција.

Знаеме дека „течењето на реакцијата“ значи изменување на количествата на учесниците во реакцијата. Според тоа, реакцијата подалеку стасала ако повеќе реактанти се претвориле во продукти, односно ако се образувале повеќе продукти.

Може да примениме и *поквантифицирајќи го процесот*. Притоа, ќе си го „олесниме животот“ ако земеме *конкретен пример* на една реакција, да речеме, онаа чија реакциона равенка гласи:



Ако претпоставиме дека равенката опишува елементарен акт на хемиска трансформација*, од неа гледаме дека кога ќе се трансформираат три молекули водород и една молекула азот, ќе се образуваат две молекули амонијак.

Се разбира, ако се трансформираат шест молекули водород и две молекули азот, ќе се образуваат четири молекули амонијак, а ако се трансформираат петнаесет милијарди молекули водород и пет милијарди молекули азот, ќе се образуваат десет милијарди молекули амонијак.

Знаејќи дека бројот на молекули е **огромен** (дури и тогаш кога има сосем малку супстанца), јасно е дека значително подобро е да ја ползуваме величината *количество супстанца*. Ако постапиме вака, тогаш може да заклучиме дека кога ќе изреагираат $3 \times N_A$ молекули водород и N_A молекули азот, ќе се образуваат $2 \times N_A$ молекули амонијак†. Со други зборови, ако (од почнувањето на реакцијата до даден момент) изреагирале три мола водород и еден мол азот, истовремено се образувале два мола амонијак‡.

Погоре реченото може да го претставиме и со величински равенки:

$$n_0(\text{H}_2) - n(\text{H}_2) = 3 \text{ mol}$$

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

$$n(\text{NH}_3) - n_0(\text{NH}_3) = 2 \text{ mol}$$

* Тоа не е сосем вистина. Имено, во елементарниот акт би требало да учествуваат *четири* молекули, а се смета дека бројот на честички – учеснички во елементарен акт на хемиска трансформација не може да надминува три.

† Тука N_A го означува Авогадровиот број, а не Авогадровата константа.

‡ Реакцијата на образување амонијак е доста *бавна* и тоа овозможува експериментално да се определи колку од реактантите изреагирале и колку продукти се образувале. Со други зборови, навистина *може* да се определи до каде стигнала реакцијата.

каде што $n(\text{H}_2)$, $n(\text{O}_2)$ и $n(\text{NH}_3)$ се количествата на водород, азот и амонијак во дадениот момент, а $n_0(\text{H}_2)$, $n_0(\text{O}_2)$ и $n_0(\text{NH}_3)$ се количествата на соодветните супстанции на почетокот на реакцијата.

Ако сакаме *секогаш* промената на количествата да ја сметаме како разлика меѓу крајната и почетната вредност*, $\Delta n(\text{H}_2)$ ќе биде еднакво на -3 mol (од помала, одземаме поголема вредност), $\Delta n(\text{N}_2)$ ќе биде исто така *негативно* и ќе има вредност -1 mol и само $\Delta n(\text{NH}_3)$ ќе биде *позитивно* и ќе биде еднакво на 2 mol .

Но, дали *секогаш* ќе изреагираат три мола водород и еден мол азот? Се разбира – **не**! Можеби до определен момент ќе изреагираат само 0.3 мола водород и само 0.1 мола азот и ќе се образуваат 0.2 мола амонијак. Тоа е јасно. Меѓутоа, сега се поставува прашањето **како** да кажеме до каде, во едниот и во другиот случај, стигнала **реакцијата**? Промените на количествата **може** да бидат мерка, но тие, гледаме, се **различни**. На сето згора, некои од промените на количествата се *позитивни*, а други *негативни*†. Подобро би било ако може да најдеме таква мерка за „напредувањето“ на реакцијата којашто нема да биде врзана за определена супстанца, туку ќе ја карактеризира *самата реакција*.

Ако погледнеме повнимателно, ќе видиме дека количествата трансформирани учесници (изреагирани реактанти и образуван продукт) ќе станат меѓусебно **еднакви** ако секое од погоре наведените разлики на количествата **го поделиме со стехиометрискиот коефициент** за дадената супстанца.

Така,

$$\frac{n_0(\text{H}_2) - n(\text{H}_2)}{3} = 1 \text{ mol}$$

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

$$\frac{n(\text{NH}_3) - n_0(\text{NH}_3)}{2} = 1 \text{ mol}$$

Сега веќе сме сосема блиску до дефинирањето на величината *досег на реакцијата*‡:

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

* Не само тука, туку и секаде натаму кога за означување на разлика ќе ја употребуваме ознаката Δ , ќе претпоставуваме дека од крајната вредност се одзема почетната.

† Проблемот би се намалил ако решиме да ги разгледуваме *апсолутните вредности*, т.е. ако го пренебрегнеме негативниот предзнак.

‡ За обележување на досегот се употребува грчката буква ξ (се чита **кси**).

односно, со формула*,

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

Сега имаме проблем! Како што видовме (стр. 48), $\Delta n(B)$ е некогаш негативна, а некогаш позитивна величина (негативна ако В е реактант, а позитивна кога учесникот В е продукт на реакцијата). А тоа значи дека и ξ некогаш ќе биде *позитивна*, а другпат – *негативна величина*. **Не чини!!!** За да се избегне оваа стапница, направен е договор дека тогаш кога ќе биде пресметувана вредноста за досегот (а и во некои други случаи), **стехиометриските коефициенти за реактантите ќе бидат земани со негативен предзнак**.

Инаку, од горните изрази се гледа дека досегот на реакцијата се мери во исти единици како и количеството супстанца (односно – неговата промена). Со други зборови, SI единица за досегот на реакцијата ќе биде мол (mol).

Да повториме:

- досегот на реакцијата е однос меѓу промената на количеството супстанца за некој од учесниците во реакцијата (од отпочнувањето на реакцијата до даден момент) и стехиометрскиот коефициент на тој учесник во реакционата равенка, *онака како што тоа е запишана*;
- ако се работи за *реакции*, неговиот коефициент го земаме со *негативен предзнак*;
- досегот на реакцијата ни покажува до каде реакцијата стигнала, без оглед на тоа чии количества супстанца (во дадениот момент и на почетокот) сме ги мереле.



Јасно? Да? За секој случај, прочитај го (а ако мислиш дека тоа е умно, може и до го прескокнеш), во прилогот В (стр. XVIII), текстот **АЈДЕ ДА ВОЗИМЕ АВТОБУС!** Се разбира, ние нема да возиме никаков автобус. Се работи, едноставно, за **аналогија** којашто може по нешто да разјасни. Многу често, имено, при разгледување на некој проблем, наместо вистинскиот, се разгледува проблем што на некаков начин е *аналоген* со него, т.е. се одликува со голем број определени сличности. Некогаш ова го правиме потсвесно, некогаш – намерно. Впрочем, ако го прочиташ спомнатиот текст, ќе видиш што значи тоа и како се постапува. Во учебников, инаку, аналогии ќе бидат и во иднина ползувани. Ако тебе ова ти се чини *излишно* или твојот наставник

* Со $\nu(B)$ е означен стехиометрскиот коефициент за супстанцата В. Ознаката се чита *ни-за-бе*, со тоа што во секој конкретен случај се кажува називот на супстанцата (на пример *ни-за-водород* или *ни-за-азот*). Уште подобро е да се рече *стехиометрскиот коефициент за водород* и слично. Дури и кога не се врзуваме за некаква конкретна супстанца, ништо не пречи супстанцата да ја означиме со С, или со Х, или со ...

тоа ти го сугерира, немој да ги користиш аналогиите. Од некористењето на аналогии ќе имаш само штета!

Ако, пак, го прочита текстот и ако ја прифати аналогијата на течењето на реакцијата со движењето на автобусот, останува да се договориме што ќе сметаме за „тура“ на нашата реакција. Дури тогаш ќе имаме вистинска мерка за тоа каде се „нашла“ изучуваната реакција во даден момент.

Да се договориме дека за нешто што е аналогно на турата на автобусот ќе го сметаме **единичното изменување** на веќе спомнатиот досег на реакцијата.

Притоа,

единична промена на досегот ќе соодветствува на промената на количеството за даден учесник во реакцијата (реактант или продукт) којашто е бројно еднаква со стехиометрискиот коефициент пред тој учесник во реакционата равенка запишана на определен (одбран од нас) начин.

Може ли досегот да се измени за половина мол? Може – ако количеството на изреагиран реактант (или на образуван продукт) е **бројно** еднакво на една половина од стехиометрискиот коефициент во реакционата равенка онака како што е запишана. Може ли досегот да се измени за два и пол мола? Може и тоа. Ова ќе ти биде појасно ако ги решиш соодветните задачи што се наоѓаат во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираниот гимназиско образование*. Обиди се да ги проучиш, па и да одговориш на нив. Ако не успееш – погледни ги одговорите!

Забележа ли, инаку, дека повеќепати беше нагласено оти треба да водиме сметка за реакционата равенка *онака како што е запишана*. Ова е неопходно затоа што, како што видовме (стр. 45), стехиометриските коефициенти обично ги одбираме така што тие да ги имаат *најмалиите* можни *целобројни* вредности, но нема пречки да одбереме и неколкупати поголеми или неколкупати помали вредности за сите стехиометриски коефициенти. Но, знае ли (така да се рече) реакцијата како **ние** сме ја запишале? Реакцијата „не знае“, но **ние** знаеме. А ако реакцијата ја запишеме еднаш на еден, а другпат на друг начин, иста промена на количеството на даден учесник ќе соодветствува на различна промена на досегот.



Размисли, за колку ќе се измени досегот на реакцијата на образување вода, ако равенката ја запишеме како $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$, а од присутните четири мола водород изреагирале два.

За колку ќе се измени досегот ако изреагирало целокупното земено количество од 4 мола водород?

Каква ќе биде промената на досегот тогаш кога ќе изреагираат еден, два и четири мола водород ако реакцијата ја запишеме како $\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$?

Инаку, пресметаните вредности за ξ може да се сметаат и како *промена* на досегот од почетокот на реакцијата до дадениот момент. Причината за ова е

јасна: на почетокот на реакцијата, како што е лесно да се види, досегот на реакцијата има вредност нула, па $\Delta\xi$ ($\Delta\xi = \xi - 0$) е еднакво со ξ .

Значење на стехиометрискиот коефициент

Како што се гледа од изразите дадени на стр. 49, стехиометрискиот коефициент за еден учесник во некоја хемиска реакција (на пример, учесникот B*) претставува однос меѓу промената на количеството на таа супстанца и промената на досегот на реакцијата до која притоа доаѓа:

$$\text{стехиометриски коефициент за B} = \frac{\text{промена на количеството на B}}{\text{промена на досегот}}$$

или, со формула,

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

Ако промената на досегот е **единична**, т.е. ако $\Delta\xi = 1 \text{ mol}$, стехиометриските коефициенти ќе бидат **бројно** еднакви со **промената** на количеството супстанца за даден учесник[†].

Внимавај: Стехиометриските коефициенти се *чисти броеви*, а промената на количеството супстанца најчесто ќе биде *мерена во молови*. Бидејќи еднакви може да бидат само величини што се мерат во исти единици[‡], стехиометрискиот коефициент *не може* да биде **еднаков** со промената на количеството супстанца за даден учесник во реакцијата. Тој може да биде еднаков само со *бројната вредност* за Δn !

И така, ако досегот на реакцијата се измени за еден мол, количествата на *трансформирани* учесници[§] ќе бидат бројно еднакви на стехиометриските коефициенти. Имајќи го ова предвид, равенката $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ може да ја прочитаеме вака: „**При единична промена на досегот на вака записаната реакција**, два мола водород, реагирајќи со еден мол кислород, ќе образуваат два мола вода.“.

* Или C или X или некоја конкретна супстанца.

† Стехиометриските коефициенти не го означуваат количеството на присутни учесници во реакцијата!!!

‡ Веројатно никој нема да напише израз како $m = V$ или да мисли дека масата може да биде еднаква со волуменот!

§ Т.е. количествата на изреагираните реактанти или на образуваните продукти, односно *промените* во овие количества од почетокот на реакцијата, до одредениот момент.

Треба да се внимава:

без да се наведе дека се работи за единична промена на досегот, не смее да се зборува за количества трансформирани (изреагирани или образувани) учесници; при наведувањето, пак, на промената на досегот на реакцијата, секогаш треба да се каже на каков начин е запишана равенката на таа реакција.

Од погоре напишаниот израз за стехиометрискиот коефициент на една *про-изволна* супстанца, следува дека *односот на стехиометрискиите коефициенти* за две супстанции (да речеме, X и Y) е еднаков *со односот на промената на количествата* на тие две супстанции, без оглед за колку се изменила вредноста за досегот.

Имено, ако вредноста за досегот се изменила за $\Delta\xi$, од $\nu(X) = \Delta n(X)/\Delta\xi$ и $\nu(Y) = \Delta n(Y)/\Delta\xi$, веднаш следува дека

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

и, бидејќи промената на досегот се однесува на *реакцијата*, а не на одделните учесници,

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

Така, ако не нè интересира колкави се количествата на изреагираните реактанти или образуваните продукти, туку каков е **односот** на тие количества, може да речеме дека

односот на промените на количествата на трансформирани учесници е еднаков на односот на стехиометриските коефициенти на тие учесници во реакционата равенка.

Горното тврдење ќе биде вистинито без оглед на тоа како сме ја запишале реакцијата и за колку ќе се измени досегот.

Ако супстанцата X е реактант, $\Delta n(X)$ ќе биде *негативна* величина, а ако е *продукт* на реакцијата, $\Delta n(X)$ ќе биде *позитивна* величина. Соодветни (позитивни или негативни) ќе бидат и вредностите на стехиометриските коефициенти.

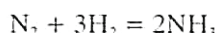
Меѓутоа, ако не нè интересира предзнакот, тогаш односот на количествата трансформирани (изреагирани или образувани) учесници е еднаков на односот на стехиометриските коефициенти на тие учесници во реакционата равенка запишана на вообичаен начин (со *позитивни* вредности за *сите* стехиометриски коефициенти).

Инаку, за пресметувањата вршени врз основа на хемиските равенки, последово тврдење има најголема важност. Со ваквите пресметувања ќе се запознаеме во наредното поглавје.

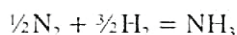
За подобро да го разбереш она што го зборувавме погоре, еве еден пример (многу повеќе примери има во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за 1 година на реформираното гимназиско образование*).

Засега, еве го ветениот пример.

Равенката за добивањето на амонијак може да се запише како



или како



а има и неограничено голем број други начини.

Во првиот случај $\nu(\text{N}_2) = -1$, $\nu(\text{H}_2) = -3$ и $\nu(\text{NH}_3) = 2$, а во вториот случај $\nu(\text{N}_2) = -\frac{1}{2}$, $\nu(\text{H}_2) = -\frac{3}{2}$ и $\nu(\text{NH}_3) = 1$.

Ако го употребиме начин на запишување, при единична промена на досегот ($\Delta\xi = 1 \text{ mol}$) промената на количествата на учесниците ќе биде:

$$\Delta n(\text{N}_2) = -1 \text{ mol} \quad \Delta n(\text{H}_2) = -3 \text{ mol} \quad \Delta n(\text{NH}_3) = 2 \text{ mol}$$

Ако, пак, се решиме за вториот начин на запишување на хемиската реакција, при единична промена на досегот на вака запишаната реакција

$$\Delta n(\text{N}_2) = -\frac{1}{2} \text{ mol} \quad \Delta n(\text{H}_2) = -\frac{3}{2} \text{ mol} \quad \Delta n(\text{NH}_3) = 1 \text{ mol}$$

Лесно е да се види дека во првиот случај

$$\frac{\Delta n(\text{N}_2)}{\Delta n(\text{H}_2)} = \frac{-1 \text{ mol}}{-3 \text{ mol}} \quad \text{т.е.} \quad \frac{\Delta n(\text{N}_2)}{\Delta n(\text{H}_2)} = 1 : 3$$

а во вториот

$$\frac{\Delta n(\text{N}_2)}{\Delta n(\text{H}_2)} = \frac{-\frac{1}{2} \text{ mol}}{-\frac{3}{2} \text{ mol}}$$

и, повторно,

$$\frac{\Delta n(\text{N}_2)}{\Delta n(\text{H}_2)} = 1 : 3$$

И самиот можеш да покажеш дека до ист резултат ќе дојдеш и ако досегот на реакциите запишани како погоре ќе се измени за 2 mol.

Од сето погоре речено, секако се увери дека **хемиските равенки** (како и хемиските знаци и формули) помагаат за разбирањето на јазикот на хемијата. Ако симболите може да ги сметаме за букви, а формулите за зборови, хемис-

ките равенки може да ги разгледуваме како **реченици** со чија помош се предаваат сознанијата за течењето на хемиските реакции.

За полесно снаоѓање во она што го рековме, нека ти послужи следната шема:

РАВЕНКАТА ОЗНАЧУВА

ЕЛЕМЕНТАРЕН АКТ НА ХЕМИСКА ТРАНСФОРМАЦИЈА

Хемиските формули означуваат *честички*.

Коефициентите (секогаш целобројни) го даваат бројот на честички од даден вид што учествува во елементарниот акт.

Коефициент 1 не се пишува.

Збирот од производите на коефициентите и индексите за секој вид атоми лево и десно од знакот за равенство мора да биде еднаков.

ХЕМИСКА РЕАКЦИЈА

Хемиските формули означуваат *супстанции*.

Коефициентите (не мора да бидат целобројни) ги даваат односите на количествата супстанца од учесниците во реакцијата.

Ако нема причини што нè тераат да постапуваме поинаку, употребуваме *најмали* можни целобројни коефициенти.

Коефициент 1 не се пишува.

Збирот од производите на коефициентите и индексите за секој вид атоми лево и десно од знакот за равенство мора да биде еднаков.

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 1 година на реформираното гимназиско образование* (глава 2), а се однесуваат на овој дел од учебников.

ОСНОВИ НА ХЕМИСКОТО СМЕТАЊЕ

ШТО Е ТОА ХЕМИСКО СМЕТАЊЕ?

Хемијата е квантитативна наука

Во хемијата набљудуваме, мериме, експериментираме. За донесување заклучоци го користиме научниот метод. Понекогаш нè интересира само **што** се случува, да речеме **кој** е продуктот на дадена хемиска реакција. Другпат би сакале да знаеме и **колку** од тој продукт се добива, **колкаво** е неговото количество. Одговорите на прашањата што ги содржат зборовите *кој* или *што* се **квалитативни**, а оние на прашањата во кои се среќаваат зборовите *колку* или *колкав* се **квантитативни** (количествени). Различните видови мерења во хемијата што доведуваат до квантитативни резултати покажуваат дека таа е **квантитативна наука**.

Од она што го научивме за значењето на хемиските формули и на хемиските равенки видовме дека од нив може да се извлечат заклучоци што имаат **квантитативен** карактер. Меѓутоа, за да го сториме тоа, ќе ни бидат потребни определени **пресметувања**. Ќе мора, значи, да се послужиме со **сметање** насочено кон разрешување на хемиски проблеми. Ваквиот вид сметање ќе го викаме **хемиско сметање***.

Запомни,

хемиското сметање ги опфаќа сите видови пресметувања што се насочени кон решавање на проблеми коишто се хемиски по својот карактер; пресметувањата може да се вршат врз основа на експериментални мерења или врз основа на веродостојни теории.

При изучувањето на основите на хемиското сметање, отпрвин ќе научиме нешто за начините за изразување на составот на системот за кој сме заинтересирани, а подоцна ќе зборуваме за пресметувањата базирани врз хемиските формули, како и оние што како своја основа ги имаат хемиските равенки.

* Во рамките на хемиското сметање се разгледуваат и други проблеми, а не само оние што се во врска со хемиските формули или со хемиските равенки.

Начини за изразување на составој

Кога се зборува за **состав** на некој систем, може да се мисли на две различни карактеристики на системот:

1. Од **што** се состои тој систем и
2. **Колку** има од секој од составните делови на системот*.

Веќе знаеме – во првиот случај зборуваме за **квалитативен**, а во вториот – за **квантитативен** состав на системот. Одговор на првото прашање даваат методите на **квалитативната**, а на второто – методите на **квантитативната** хемиска *анализа*. И едните и другите се **експериментални** по својот карактер и како резултат на извршени постапки и мерења може да се дојде до сознанија за квалитативниот и квантитативниот состав на системите.

За хемиското сметање, се разбира, многу поважно е утврдувањето на *квантитативниот* состав на системите и неговото изменување како резултат на протечувањето на хемиски реакции. Квантитативниот состав на системите може да се изрази на *различни* начини од кои засега ќе разгледаме два, а со други ќе се запознаеме подоцна (в. стр. 154). Сега ќе разгледаме два вида величини со чија помош може да биде изразен квантитативниот состав: **односите** и **уделите**.

Во секој случај,

од гледна точка на хемиското сметање, предимно сме заинтересирани за квантитативниот состав на системите што ги изучуваме; за изразување на ваквиот состав постојат различни начини.

Односи

Со еден однос веќе се сретнавме: **односот на количествата** на два конституента, В и С. Оваа величина се вика и **молски однос** на конституентите В и С, макар што подобар назив би бил *количински однос* на тие конституенти.

Молскиот однос, како што видовме, се означува со $n(B, C)$ и е *број* дефиниран како *количник* меѓу количеството супстанца на конституентот В и она на конституентот когошто сме го означиле со С:

$$n(B, C) = \frac{n(B)}{n(C)}$$

* Составните делови на системот, т.е. супстанците од кои тој се состои, се викаат и негови **конституенти**. Ние, натаму, често ќе го користиме овој назив.

Како што знаеме, количествата супстанца се пропорционални со бројот на единици*. Затоа **односот на количествата** е еднаков со **односот на бројот на единици** на двата конституента или, како што уште може да речеме, со нивниот **броен однос**. За означување на *бројниот* однос, се ползува *истата* ознака како онаа со која се обележува *молекулниот* однос.

Број (бездимензионална величина) е и **масениот однос** (односот на масите), величина што се обележува† со $\zeta(B, C)$. Равенката со која се дефинира односот на масите е:

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

Понекогаш се употребува и односот на волумените на два учесника, т.е. нивниот **волуменски однос**. Волуменскиот однос се означува‡ со $\psi(B, C)$, а се дефинира со помош на равенката

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

Освен како **еден** број, *иста* односи може да се изразуваат и со однос на мали броеви. Така, ако количеството на конституентот В е двапати поголемо одошто количеството на конституентот С, за односот $r(B, C)$ може да се рече или

$$r(B, C) = 2$$

или

$$r(B, C) = 2 : 1$$

На овој последен начин се постапува секогаш кога се бара однос на три или повеќе едноимени величини. Односот на количествата може да се изрази на вториот од двата горни начина дури и тогаш кога самите количества на В и С **не се два** мола и **еден** мол, соодветно, туку, да речеме, шест мола и три мола или 0,46 мола и 0,23 мола соодветно.

Претходно кажаното може накусо да го претставиме со помош на таблицата дадена подолу.

* Од дефиницијата за единицата мол (стр. 24), следува дека *количеството* супстанца е однос меѓу бројот на единици $N(B)$ и Авогадровата константа, т.е. $n(B) = N(B)/N_A$.

† Грчката буква со која се обележува оваа величина се чита зета.

‡ Соодветната грчка буква се чита пси.

Величина	Ознака	Дефиниционен израз
Молски однос на В и С	$r(B, C)$	$r(B, C) = n(B)/n(C)$
Броен однос на В и С	$r(B, C)$	$r(B, C) = N(B)/N(C)$
Масен однос на В и С	$\zeta(B, C)$	$\zeta(B, C) = m(B)/m(C)$
Волуменски однос на В и С	$\psi(B, C)$	$\psi(B, C) = V(B)/V(C)$

За користењето на она што го научивме за односите, како и за ползувањето на други величини со кои се изразува составот, реши ги соодветните задачи прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираното гимназиско образование*. Користи го овој прирачник – тоа сигурно ќе ти биде од полза!

Удели

При изразувањето на составот, почесто од односите се употребуваат **удели** – молски (количински), масени и волуменски.

Молскиот (количинскиот) удел на еден конституент на системот (да речеме, В) се означува* со $x(B)$ и може да се изрази со равенството:

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

а **масениот удел** на конституентот В[†] е однос меѓу масата на тој учесник во системот и вкупната маса на системот:

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

* Се чита **икс на бе**. Всушност, кога се работи за конкретен случај, се употребува вистинскиот назив на супстанцата, односно нејзиниот симбол или формула. Така, ако сакаме да го најдеме молскиот удел на натриум хлоридот во неговиот воден раствор, ќе речеме **икс на натриум хлоридот** (или, уште подобро, **молскиот удел на натриум хлоридот**) и ќе напишеме $x(\text{NaCl})$. Грчката буква Σ со којашто се означува збир се чита **сигма**, а долниот индекс i што стои покрај ознаката за количество покажува дека се собираат сите индивидуални (**одделни**) количества супстанца. Се разбира, дури и ако користиме **општи** изрази, воопшто не е неопходно супстанцата да ја означиме со В, а не, на пример, со Х или со некоја друга буква!

† Ознаката за масениот удел се чита **дубаве на бе**, со тоа што, всушност, се наведува вистинскиот назив на соодветниот конституент. Означката за масениот удел **не смее** да се чита **омега** или **ве**! **Не смее** да се вика **масин** удел.

Волуменскиот удел, пак, е однос меѓу волуменот на еден од конституентите и збирот на волумените на сите составки на системот. Волуменскиот удел на супстанцата В се означува со $\varphi(B)$ (грчката буква во ознаката се чита **фи**) и е дефиниран како:

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

при што вкупниот волумен не е секогаш еднаков на збирот на волумените на одделните учесници во системот — некогаш е толкав, некогаш е помал, а може да биде и поголем!

Внимавај: Ако сакаме веднаш да се гледа дека се работи за молски, за масен или за волуменски удел на конституентот В во еден систем S, тогаш може да напишеме $x(B; S)$, $w(B; S)$ или $\varphi(B; S)$!

Она што досега го зборувавме за удели накусо може да го претставиме со помош на таблицата дадена подолу. За оваа таблица да биде споредлива со онаа што се однесуваше на *односи*, и тука е вклучен бројниот удел на конституентот В (величина која мошне ретко се ползува и за која нема посебна ознака). Впрочем, бројниот удел на еден конституент е еднаков со неговиот молски удел.

Величина	Ознака	Дефиниционен израз
Молски удел на В во S	$x(B; S)$	$x(B; S) = n(B)/\sum n_i$
Броен удел на В во S	$x(B; S)$	$x(B; S) = N(B)/\sum N_i$
Масен удел на В во S	$w(B; S)$	$w(B; S) = m(B)/\sum m_i$
Волуменски удел на В во S	$\varphi(B; S)$	$\varphi(B; S) = V(B)/\sum V_i$

Поради тоа што претставуваат односи на едноимени величини,

сите удели се броеви (бездимензионални величини).

Наместо уделите да се изразуваат со броеви *помали од единица*, погоре спомнатите броеви може да се *помножат со 100* и тогаш уделите се изразуваат во **проценти**: масени, количински или волуменски. Така, да речеме, наместо $w(B) = 0.5$ може да напишеме $w(B) = 50 \%$.

Притоа, ознаката за процент (%) има исто значење како $1/100$. Така, ние *и* *множиме и делиме** со 100:

$$w(B) = 0,5 \times 100 \times 1/100 \quad \Rightarrow \quad w(B) = 50 \times 1/100$$
$$w(B) = 50 \%$$

А ако еден број го помножиме и го поделиме со ист број, тој воопшто нема да се измени. Како што гледаш, $0,5 = 50 \%$, колку и нејасно тоа да изгледа на прв поглед. Впрочем, *многу* нешта изгледаат сосема поинаку *на виџор поглед*.

Од изразите со кои се дефинирани, лесно се гледа дека *збирот* на сите удели од даден вид (молски, масени, волуменски) во еден систем е еднаков на 1.

Така,

ако вредноста на уделите (молски, масени или волуменски) се помножи и се подели со 100 и ако односот $1/100$ го обележиме со знакот %, велиме дека уделите сме ги изразиле во проценти; збирот на молските (или масените или волуменските) удели на сите конституенти во еден систем е еднаков на единица, односно на 100 %.

ПРЕСМЕТУВАЊА ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИТЕ ФОРМУЛИ И РАВЕНКИ

Наоѓање на составот на соединение чија формула е позната или на формулата ако е познат составот

Пресметувањата што се вршат врз основа на хемиските формули се од два главни типа:

1. Определување на содржината на некој (или некои) од елементите во дадено соединение и
2. Определување на формулата на едно соединение ако е познат неговиот состав.

* Не само тука, туку и воопшто, операцијата на делење ќе ја означуваме или со двоточка (т.е. со знакот :) или со дробна црта или со коса црта (т.е. со знакот /). Впрочем, слично правиме и со означувањето на операцијата на множење. Во овој случај, имено, ги ползуваме или знакот $\times$ или подигната точка (знакот $\cdot$). Празното место меѓу два симбола или меѓу бројната вредност и единицата исто така означува операција на множење.

Инаку, знакот $\Rightarrow$ треба да се чита: **од тоа следува дека**.

Со првиот од овие два типа пресметувања ќе се запознаеме веднаш, а со вториот тоа ќе го сториме малку подоцна (стр. 63).

Формулата на едно соединение, видовме, го дава односот на количествата на елементите што учествуваат во образувањето на тоа соединение. Така, формулата NaCl покажува дека молскиот однос (т.е. односот на количествата) на натриумот и на хлорот во ова соединение е

$$r(\text{Na}, \text{Cl}) = 1 : 1.$$

[води сметка за тоа дека $r(\text{B}, \text{C}) = n(\text{B}) : n(\text{C})$!].

Во една формулна единица од натриум хлорид има една честичка (јон) од натриум и една честичка од хлор (тоа е хлоридниот јон), а односот на **бројот** на единици од натриум хлорид, натриум и хлор е еднаков на 1 : 1 : 1. Како што знаеме (в. стр. 57) и односот на количествата ќе биде:

$$r(\text{NaCl}, \text{Na}, \text{Cl}) = 1 : 1 : 1$$

Формулата, пак, на сулфурната киселина, H_2SO_4 ни кажува дека односот на количествата на H, S и O е 2 : 1 : 4. Слично треба да се размислува и тогаш кога се работи за формулите на други соединенија.

Врз основа на овие податоци може да се пресметаат и *молскиите* (количинските) *удели*, а ако се познати моларните маси на елементите, може да се најдат и *масениите удели*.

Бидејќи количеството супстанца од даден конституент (да речеме, B) е однос на масата на тој конституент и неговата моларна маса, т.е.

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

слеува дека

$$m(\text{B}) = n(\text{B}) \times M(\text{B})$$

т.е. *масата на една супстанца е производ на нејзиното количество и моларната маса*.

Моларните маси на *простите* (елементарните) супстанции може да ги најдеме ако ги знаеме релативните атомски маси A_r , бидејќи во овој случај,

$$M(\text{E}) = A_r(\text{E}) \text{ g/mol}$$

или

$$M(\text{E}) = A_r(\text{E}) \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$$

Од друга страна, за едно *соединение* (да речеме, за соединението X) моларната маса е дадена со

$$M(\text{X}) = M_r(\text{X}) \text{ g/mol}$$

Ако сакаме единиците да бидат kg mol^{-1} , изразот на десната страна треба да се помножи со 10^{-3} .

Не само тука, туку и воопшто, ако единицата во која ја мериме една величина е илјада пати *поголема*, бројната вредност на таа величина ќе биде илјада пати *помала*.

Треба, можеби, да се рече дека, во општ случај, за соединение X чија формула е $A_a B_b C_c$, масениот удел на еден од елементите (за да не се врзуваме на некој *конкретен* елемент, и тука го употребуваме општиот симбол E) е даден со изразот*

$$w(E; X) = \frac{i(E) \cdot A_r(E)}{M_r(X)}$$

каде што $i(E)$ е индексот на елементот E во формулата на соединението X (во горниот пример, индексот за елементот A е a , за елементот B индексот е b итн.). Како, всушност, се вршат ваквите пресметувања, може да се види од примерите дадени во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираното гимназиско образование*. Притоа, не треба да се заборава дека збирот на масените (како и на секои други) удели е единица, а збирот на масените (или други) проценти е 100 %, така што *сите* удели не мора да се *пресметуваат*.

Во секој случај,

ако е позната хемиската формула на едно соединение, од неа може да се пресмета составот, т.е. да се пресметаат молските удели на елементите од кои е составено соединението.

Можно е да се реши и задача што е *обратна* од претходната: да се најде формулата на соединение за кое постојат податоци од т.н. *елементарна анализа* кои покажуваат колкава е содржината на секој од елементите што го сочинуваат тоа соединение. Задачата се решава на тој начин што ќе се најдат односите на количествата на елементите и тие, потоа, ќе се сведат на односи на мали (или, барем, *релативно мали*) цели броеви.

Формулата што е добиена на ваков начин е т.н. **наједноставна** или **емпириска** формула. За добивање на **вистинската** формула на соединението е потребно да се знае и неговата моларна маса.

Во вакви случаи, згодно е да се знае дека

вредноста на индексот за секој од елементите во наједноставната формула на едно соединение ќе ја добиеме ако масениот однос за соодвет-

* За тоа како се добива овој израз, види во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираното гимназиско образование*.

ниот елемент го поделиме со релативната атомска маса на тој елемент; вистинската формула може да се најде ако е позната моларната маса.

Хемискиите равенки како основа за пресметување

Пресметувањата врз основа на хемиските равенки се базирани врз фактот дека во секоја израмнета хемиска равенка **односот на стехиометриските коефициенти** на одделните учесници во реакцијата го дава **односот на количествата** на изреагираните реактанти, односно образуваните продукти на реакцијата (в. стр. 52). Така, односот на *промената на количествата* за два учесника (B и C) во една реакција ќе биде:

$$\frac{\Delta n(B)}{\Delta n(C)} = \frac{\nu(B)}{\nu(C)}$$

каде што $\nu(B)$ и $\nu(C)$ се стехиометриските коефициенти пред B и C во реакционата равенка.

Притоа, како што рековме (в. стр. 52), ако не нè интересира предзнакот на промените на количествата супстанца, стехиометриските коефициенти може да ги земаме онака како што тие се навистина напишани во реакционата равенка.

Ако, пак, сакаме да добиеме резултат којшто ќе покажува дека промената на количеството супстанца на реактантите во текот на реакцијата е негативна, а онаа за продуктите е позитивна величина (количеството на реактантите, имено, се намалува, а она на продуктите расте), тогаш треба стехиометриските коефициенти за реактантите да ги земаме со негативен предзнак.

Во почетниот период на учење на хемиското сметање, за ова не мора да се води сметка. Некогаш подоцна, кога учебников ќе служи за обновување на порано ученото, стехиометриските коефициенти за реактантите *треба* да ги сметаме за негативни.

Запомни,

во израмнетата хемиска равенка односот на стехиометриските коефициенти за одделните учесници во реакцијата е еднаков со односот на трансформираниите количества од тие учесници.

Важно е дали реакцијата се во стехиометриски однос

Во некои случаи, од условот на задачата следува дека односот на количествата супстанца за учесниците во реакцијата (или само за некои од нив) е онаков каков што е односот на стехиометриските коефициенти за тие учесници во реакционата равенка. Тогаш сметаме дека тие *количества* се во

стехиометриски однос. Понекогаш, дури, велíme (не сосем правилно!) дека и *самите учесници* во реакцијата се наоѓаат во стехиометриски однос.

Кога количествата на реактантите се во стехиометриски однос, пресметувањата се релативно едноставни, како што се гледа од соодветните примери дадени во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираното гимназиско образование*.

Не би требало одделно да се напóмнува дека *воопшито не е сигурно* оти реактантите **секогаш** се наоѓаат во стехиометриски однос и дека тоа треба *најпрвин* да се **провери** (види подолу).

Инаку, како некаков рецепт при овој вид пресметувања може да служи тврдењето дека

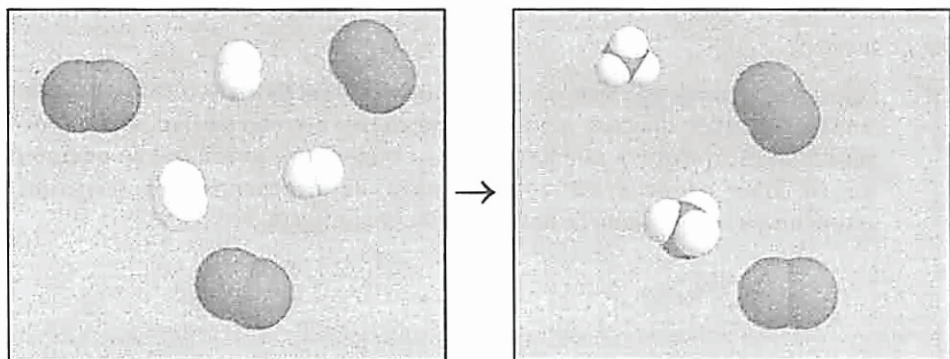
кога ни е позната вредноста за количество на изреагиран (или добиен) еден учесник (да речеме, на учесникот А), количеството на изреагиран (или добиен) друг учесник (да речеме, на учесникот В) може да се најде ако познатото количество се помножи со односот на стехиометриските коефициенти за А и В во реакционата равенка.

Доколку се бара (да речеме) да најдеме колкаво количество продукти може да се добијат од определени количества реактанти за кои, од условот на задачата, не е веднаш видливо дали се во стехиометриски однос, мораме првин да *провериме* дали реактантите* се наоѓаат во стехиометриски однос и, доколку *уи́врдиме* дека *не е* така, за ова да водиме сметка. Имено, не може да се добијат повеќе продукти одошто дозволува количеството на оној реактант што го има *помалку* отколку што би требало ако реактантите се во стехиометриски однос.

За да го разбереме ова, да претпоставиме дека елементарните акти на хемиска трансформација се вршат меѓу *молекули* и дека реакцијата е неповратна. Кога ќе се исцрпи бројот на молекули од даден вид, никаква натамошна промена не може да се случи, макар што во системот ќе има молекули од другиот реактант (односно, од другите реактанти). Шематски, ова е покажано на сл. 3.1.

Примери и за ваков вид пресметувања постојат во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираното гимназиско образование*.

* Поправо – нивните количества.



Сл. 3.1. Вишокот од азот не може да реагира (шематски)

Поуката е:

пред да пристапиме кон пресметувања врз основа на дадена хемиска равенка, потребно е да ѝ провериме дали количествата на реактантите се наоѓаат во меѓусебен однос како нивните стехиометриски коефициенти во реакционата равенка или, пак, некој од нив се наоѓа во вишок.

Откако ќе се најде односот на количествата, едноставно може да се најде и односот на масите на трансформираните учесници.

Имено, како што знаеме,

$$m(B) = n(B) \cdot M(B)$$

а промената на масата ќе биде

$$\Delta m(B) = \Delta n(B) \cdot M(B)$$

Според тоа, односот на масите на трансформираните учесници ќе биде:

$$\frac{\Delta m(B)}{\Delta m(C)} = \frac{\Delta n(B) \cdot M(B)}{\Delta n(C) \cdot M(C)}$$

Горното ќе стане појасно ако внимателно се разгледаат примерите што се дадени во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираното гимназиско образование*.

Заклучувајќи го целото ова поглавје, ќе го повториме она што беше речено на почетокот:

пресметувањата врз основа на хемиските равенки како своја појдовна точка го имаат фактот дека во израмнетата хемиска равенка односот на стехиометриските коефициенти на одделните учесници во реакцијата го дава односот на количествата на изреагираните реактанти, односно на образуваните продукти на реакцијата.

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

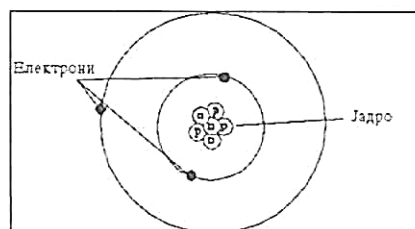
Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за 1 година на реформираното гимназиско образование* (глава 3), а се однесуваат на овој дел од учебникот.

СТРУКТУРА НА АТОМИТЕ И ПЕРИОДЕН СИСТЕМ НА ЕЛЕМЕНТИТЕ

ГРАДБА НА АТОМОТ

Атомот има сложена градба

Како што веќе знаеш, атомите, наспроти на своето име, **не се** неделиви, туку имаат определена внатрешна *градба*. Но, каква е таа градба? Одговорот на ова прашање зависи од тоа каков модел ќе одбереме.



Сл. 4.1. Едноставен модел на атомот

Наједноставниот од моделите што атомот **не го сметаме** за **неделив** е оној според кој атомот се замислува како честичка составена од позитивно наелектризирано **јадро** и негативно наелектризирана **електронска обвивка**. Позитивниот полнеж на јадрото се должи на позитивно наелектризираните честички, **протони** (на сл. 4.1 тие се означени со буквата p), што влегуваат во неговиот состав. Покрај протоните, во градбата на јадрото учествуваат, по правило*, и електрично неутрални честички – **неутрони** (n). Според овој едноставен модел, движејќи се по определени патни линии, **околу јадрото се вртат електроните**. Инаку, електроните се негативно наелектризирани, а нивниот полнеж по апсолутна вредност е еднаков со полнежот на протоните. Во неутрален атом бројот на протони е еднаков со бројот на електрони. Размерите на јадрото (на пример неговиот пречник) на еден атом се за неколку десетици илјади до околу 100 000 пати помали од оние на целиот атом.

Сево ова многу потсекава на Сончевиот систем: како јадрото да ја има улогата на Сонцето, а електроните да се планети. Поради ваквата сличност, овој модел се вика **планетарен**.

* Постои само еден исклучок – атомското јадро на обичниот водород.



Сл. 4.2. Ернст Радерфорд

Планетарниот модел прв го предложил Радерфорд* во 1911 година. Подоцна, Бор† и неговите соработници овој модел значително го подобриле и го довеле во согласност со дотогаш насобраните експериментални податоци. Макар што Бор не е творец на планетарниот модел, овој модел сепак обично се вика Боров.



Сл. 4.3. Нилс Бор

И така,

според Боровиот модел, околу позитивно наелектризираното јадро (образувано од протони и неутрони), по определени патни линии се движат електроните.

Се покажало дека Боровиот модел има сериозни недостатоци, толку сериозни што требало да биде напуштен и заменет со *сосема ѝинаков*. И ние така ќе направиме и за Боровиот модел нема повеќе да зборуваме.

Аџомски и масен број

Бројот на протони во јадрото го дефинира т.н. **атомски** (или **реден**) **број** и определува **на кој елемент** му припаѓа даден атом. Ознака за атомскиот број е Z . Атомскиот број се запишува како **долен лев индекс**. На пример, за кислородот (во чие јадро има осум протона) може да напишеме ${}^8\text{O}$, а соодветната ознака за сулфурот би била ${}_{16}\text{S}$ (во јадрото на сулфурот има шеснаесет протона).

Всушност, може да се рече дека

под називот елемент подразбираме меежество атоми што имаат еднаков атомски број.

Од друга страна, збирот на бројот на протони и на неутрони во јадрото го определува т.н. **масен број**. Ваквиот назив е оправдан ако се има предвид фактот оти масата на атомот е, наистина, **предимно** определена со масите на протоните и на неутроните. Овие честички, имено, имаат приближно еднакви маси кои, меѓутоа, се значително поголеми од масата на електроните‡.

* Ернст Радерфорд [Rutherford] (1871–1937).

† Нилс Бор [Bohr] (1885–1962).

‡ Масите на протоните и на неутроните изнесуваат, соодветно, $m(p) = 1.0073$ u, и $m(n) = 1.0087$ u. Масата, пак, на електроните е за околу 1836 пати помала од масата на протонот и изнесува $m(e) = 5.4858 \cdot 10^{-4}$ u. Во горните изрази p , r и e се ознаки за неутрон, протон и електрон соодветно, а u е ознаката за унифицираната, јаглеродна, единица за атомска маса. Вредноста на унифицираната единица за маса е $u = 1.66056 \cdot 10^{-27}$ kg.

Масениот број се означува со A , а неговата вредност се запишува како **горен лев** индекс покрај симболот на елементот (на пример ^{12}C) или се додава кон називот (на пример, јаглерод-12)*. Атомскиот и масениот број може да бидат и истовремено напишани, на пример $^{12}_6\text{C}$.

Инаку,

множеството атоми што имаат определен број на протони и определен број неутрони во јадрото се вика нуклид.

Според тоа, два атома ќе припаѓаат на *ист нуклид* ако меѓусебе имаат еднаков број u на протони и n на неутрони.

За еден нуклид, масениот број е приближно еднаков со неговата релативна атомска маса. Ова е јасно: масите на протоните и на неутроните, како што видовме, само малку се разликуваат од 1 u .

Нуклидите што имаат еднаков број протони, а различен број неутрони се викаат **изотопи**. Нуклидите, пак, што имаат еднаков масен број, а различен атомски број се викаат **изобари**.

Така, на пример, водородот има три познати изотопа чии масени броеви се 1, 2 и 3 соодветно. Нуклидот ^1H во јадрото има само еден протон, нуклидот ^2H содржи еден протон и еден неутрон, додека пак, нуклидот ^3H покрај протонот, во јадрото има и два неутрона. Изотопите на водородот дури имаат и одделни имиња – *протиум*, *деутериум* и *триотиум*†. Елементот со атомски број 2 (хелиумот), пак, во природата се наоѓа во вид на нуклид со масен број 4 (^4He), но постои и нуклид со масен број 3 (^3He).

Нуклидите ^3_1H и ^3_2He се **изобари**.

Повеќето елементи во природата се јавуваат во вид на два или неколку нуклида. Изобари, пак, може да бидат нуклиди не само на два, туку и на повеќе елементи.

Запомни,

нуклидите со ист атомски број, а различен масен број се викаат *изотопи*, а нуклидите со ист масен број, а различен атомски број меѓусебно се *изобари*.

* Се сеќаваш, нели, дека за јаглерод-12 веќе сме зборувале (стр. 15).

† Понекогаш се употребува и називот *трициум*. За претпочитање е оној што тука е употребен. Инаку, *јагратија* на изотопите на водородот со заедничко име се викаат *хипрони*.

Фундаментални честички

Протоните, неутроните и електроните се најважните од т.н. **фундаментални** (основни) честички од кои, може да се смета, се изградени сите супстанции. Меѓутоа, тие не се и **единствените** вакви честички.

Имено, биле најдени многу голем број честички што може да ги сметаме за фундаментални. Некои од нив имаат маса помала, а други – поголема од масата на протонот или на неутронот. Постојат и фундаментални честички што дури и *немаат* маса*. Некои од фундаменталните честички се **стабилни** и може да постојат неограничено долго време. Други, пак, се **нестабилни** и се претвораат во други фундаментални честички.

Како и да е,

фундаментални се честичките за коишто може да се смета дека се основните градобени единици на материјата.

Постојат и теориски и експериментални причини за верување дека фундаменталните честички и самите имаат сложена градба. Според некои понови теории, повеќето фундаментални честички се всушност изградени од неколку *најосновни* (засега се сметаат за такви) видови честички – т.н. **кваркови**. Од друга страна, пак, има основа да се верува дека, да речеме, протоните и неутроните се само две форми на постоење на еден ист вид честичка – **нуклеон**. Доста необично, нели?

Инаку, со терминот *нуклеон* се означуваат протоните и/или неутроните кога не ни е важно да ги разликуваме едните од другите, дури и ако не ги третираме како ист вид честички.

Така, може да речеме дека *во јадројто на атом од деутериум има два нуклеона* или дека *има два нуклеона – еден протон и еден неутрон*.

Во светот на малиите честички владееат посебни закони

Долго време се верувало дека *сè* во природата, од атомите или нивните составни делови до ѕвездите и галаксиите, се покорува на исти законитости. Меѓутоа, се покажало оти ова не е точно и дека во светот на малите честички (молекулите, атомите, електроните и другите мали честички) владееат посебни законитости.

* Барем доколку се работи за т.н. *маса на мирување*, поим во чие објаснување нема да завлегуваме.

Една од овие посебни законитости што важи во т.н. **микросвет** (светот на малите честички) е онаа што тврди дека

електроните во атомите или молекулите не може да имаат произволна (каква-годе) енергија, туку мора да се наоѓаат на точно определено енергетско ниво.

Друга од овие посебни законитости е т.н. **принцип на неопределеноста** што го поставил Хајзенберг*.

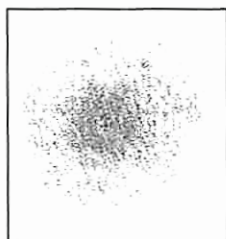
Според овој принцип†,

не може истовремено да се определи точната положба на еден електрон и брзината што тој ја има во тој момент.



Сл. 4.4. Вернер Хајзенберг

Бидејќи брзината на движење и кинетичката енергија се меѓусебно поврзани, од горното тврдење следува дека ако



Сл. 4.5. Јадро и електронски облак (шематски)

енергијата на електронот во даден момент бидејќи е точно определена (заради тоа што тој се наоѓа во една од можните *енергетски состојби* или, како што уште се вика, на едно од *енергетските нивоа*), тогаш тоа би значело дека неговата положба во тој момент **не може** точно да се определи. Постои само некаква **веројатност**, поголема или помала, електронот да го најдеме во определен дел на просторот. Така, наместо нашата **честичка**, добиваме нешто слично на **облак** којшто има поголема густина таму каде што веројатноста за наоѓање на електронот е поголема, а густината му е помала таму каде што е помалку веројатно дека електронот ќе се најде.

Притоа, постои *некаква* (макар и мала) веројатност тој електрон да се најде каде и да е во просторот. Ќе се согласиш, и ова не е сосем обично!

Во секој случај, според сегашните сознанија,

вистинската положба на електронот во еден атом или молекула (каде што тој има точно определена енергија) не може да се утврди; единствено што може е да се најде веројатноста за неговото наоѓање, во даден момент, во определен дел од просторот.

* Вернер Хајзенберг [Heisenberg] (1901–1976).

† Принципот на неопределеноста може и попрецизно да се формулира. За нашите сегашни потреби, горната формулација е задоволителна.

Квантни броеви

Однесувањето на малите честички може да се опише со помош на математички функции. Тука, на прво место, спаѓа т.н. **бранова функција** којашто се обележува* со ψ . Во подробностите околу брановите функции, нивното значење и нивната употреба ние нема да навлегуваме.

Засега ќе се задоволеме со многу поедноставни модели, но такви што сепак се базирани врз резултатите на современата физика, особено на оној нејзин дел што се вика **квантна механика**. Инаку, одделот од хемијата во кој *хемиски проблеми* се обработуваат со методите на квантната механика се вика **квантна хемија**.

Во согласност со резултатите од квантната механика, **енергетската состојба** на електронот во еден атом може да се определи со задавање на вредностите за неколку т.н. **квантни броеви**.

Отпрвин се сметало дека за оваа цел се достатни **три** квантни броја наречени *главен, орбитален и маѓнетен*. Подоцна бил воведен уште еден ваков број. Тој се вика *спински* квантен број и се означува со m_s .

Главниот квантен број n е цел број којшто може да има вредности 1, 2, 3, 4 итн. **Орбиталниот квантен број** l е, исто така, цел број којшто може да ги има сите вредности од 0 до $n - 1$. **Магнетниот квантен број** m_l може да ги има сите целобројни вредности од $-l$ до $+l$ (вклучително и нула), додека **спинскиот квантен број** m_s (кој е во врска со едно битно својство на електронот што се вика *спин*; оттаму доаѓа и неговиот назив) може да има вредности $-\frac{1}{2}$ и $+\frac{1}{2}$.

Како што се гледа, ако главниот квантен број има вредност 1, тогаш и орбиталниот и магнетниот квантен број може да имаат само *по една* вредност (и тоа нула). Ако, пак, главниот квантен број има вредност 2, орбиталниот квантен број може да има две вредности: или нула или единица. Во првиот случај, магнетниот квантен број може да биде еднаков само на нула, а во вториот може да има вредности -1 , 0 или 1.

Со вредноста на главниот квантен број е определена припадноста на електронот кон еден од **електронските слоеви** во атомот. Така, ако главниот квантен број n има вредност 1, зборуваме за *K-слој*, при вредност $n = 2$ се работи за *L-слој* итн. (наредните слоеви, оние во кои n има вредности 3, 4, 5, 6 и 7, се означуваат со буквите *M, N, O, P, Q*). Вредноста, пак, на орбиталниот квантен број покажува на кој **потслој** во рамките на еден слој електронот му припаѓа. При ова, се работи за *слоеви* и *послојеви* предимно во однос на **енергијата**, а не **во просторот**: електроните, како што рековме, може да се

* Грчката буква со која се обележува брановата функција се чита **пси** (в. стр. 57).

наоѓаат во кој и да е дел од просторот – некаде со поголема, некаде со помала веројатност.

Значи:

со помош на квантните броеви може да се определи енергетската состојба на електроните во еден атом.

Атомски орбитали

Со решавање на соодветните квантно-механички равенки, за секоја комбинација на главниот, орбиталниот и магнетниот квантен број може да се пресмета веројатноста за наоѓање на електронот во определен дел од просторот околу јадрото на атомот. Обично се разгледува делот од просторот во кој веројатноста за наоѓање на електронот изнесува 90 % или 95 % и за овој дел од просторот може да се употреби називот **атомска орбитала** или, скратено, **АО**^{*}.

За означување на орбиталите се употребуваат ознаки што се состојат од бројки и букви. Во овие ознаки вредноста на *главниот квантен број* се запишува директно, со бројка еднаква на вредноста на *n*, додека вредноста на орбиталниот квантен број се предава со коси букви од латиницата според следнава шема:

<i>l</i>	0	1	2	3	4	5
Ознака	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>	<i>h</i>

Како изгледа ова, подобро се гледа од долната табела во која, за вредности на *n* еднакви на 1, 2 и 3, се дадени сите можни вредности за орбиталниот и магнетниот квантен број, како и ознаките за соодветните атомски орбитали.

<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m_l</i>	АО
1	0	0	1 <i>s</i>
2	0	0	2 <i>s</i>
2	1	-1, 0, +1	2 <i>p</i>
3	0	0	3 <i>s</i>
3	1	-1, 0, +1	3 <i>p</i>
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	3 <i>d</i>

^{*} Терминот *атомска орбитала* има и други значења.

Во случаи кога орбиталниот квантен број има вредност различна од нула, покрај буквената ознака за вредноста на l може да се пишуваат и долни десни индекси коишто се во врска со вредностите на магнетниот квантен број.

И така, може да земеме дека

атомска орбитала е делот од просторот во кој со голема веројатност може да се очекува дека електронот ќе се најде.



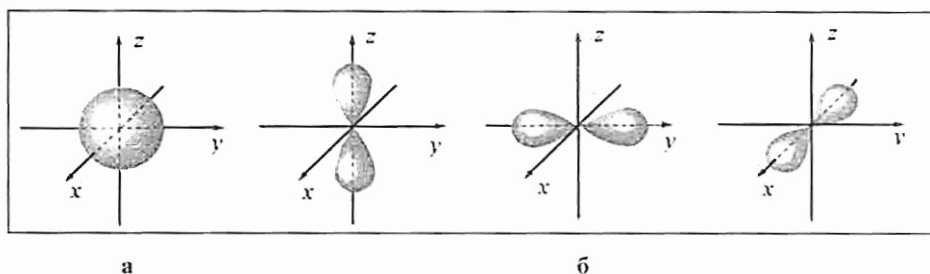
Трите досега спомнувани квантни броја како да ја даваат *адресата* на електронот. Впрочем, и во обичниот живот адресите се комбинации на букви и бројки – улиците ги означуваме со називи составени од букви*, а покрај тоа го наведуваме и бројот на куќата и на катот. И во животот станарот може да се наоѓа во својот стан, а може и да го нема таму. Ако сакаш, во врска со ова прочитај го и текстот УЧЕНИЦИ И ЕЛЕКТРОНИ даден во прилогот **В** (стр. XIX).

Графичко претставување на орбитали

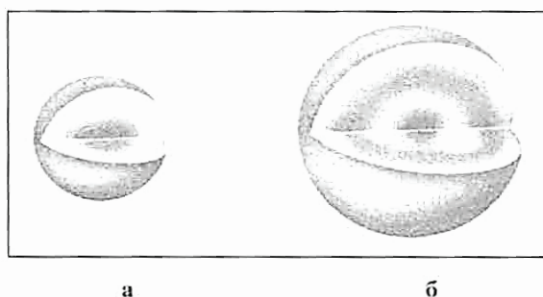
Згодно е резултатите од пресметувањата и *нагледно* да се претстават. Ова може да го сториме на различни начини. Може, на пример, да го покажеме како изгледа **граничната површина** на орбиталата, т.е. на површината којашто од останатиот дел на просторот го одделува оној во кој веројатноста за наоѓање на електронот е 90 % или 95 %. Изгледот на граничните површини за некои од атомските орбитали на атомот од водородот† е даден на сл. 4.1.

* Во некои градови, улиците имаат **и** назив **и** број. Слично како што можеме да го употребиме или називот или бројот на улицата, можеме да ја зададеме или бројната вредност на орбиталниот квантен број или соодветната буквена ознака.

† Правите линии со стрелки не им припаѓаат на граничните површини на атомските орбитали! Тие претставуваат *оски на координатниот систем*, но тој е малку поинаков од оној за кој си учел. Координатниот систем што тука е употребен има *три* оски, заради тоа што само со задавање на *три* координати може да се определи положбата на секоја точка во *просторот*.



Сл. 4.6. Гранични површини на s орбиталите (а) и на p орбиталите (б)



Сл. 4.7. Распоред на веројатноста за наоѓање на електрон којшто се наоѓа во $1s$ орбитала (а) и во $2s$ орбитала (б)

сек, а во овој (со ставање точки распоредени различно близу една до друга или, пак, со сенчење) да покажеме каде веројатноста за наоѓање на електронот е поголема, а каде таа е помала*. Примери за ваков начин на претставување се дадени на сл. 4.7.

Трета можност за графичко прикажување е орбиталата да се претстави со квадратче (или правоаголнике) под коешто ќе се запише ознаката за таа орбитала. Ако во орбиталата има електрон, тоа се запишува со ставање стрелка ($\uparrow$) во квадратчето, а ако орбиталата е празна, празно ќе биде и квадратчето. Пример за вакво претставување на $1s$ орбиталата (да речеме за атомот на водородот) е даден подолу:



Ознаката под квадратчето се чита **еден-ес-еден**, каде што втората единица означува дека во орбиталата има **еден електрон**. Со ваквиот начин на претставување на орбиталите уште (и тоа често) ќе се среќаваме.

* Колку поинтензивно е сенчењето, толку поголема е веројатноста. Меѓутоа, ова не се однесува на сенчењето на самата гранична површина.

Постојат и други можности, но ние понатаму ќе ги ползуваме само првиот и третиот од погоре наброените, т.е.

орбиталите ќе ги претставуваме или со цртање на граничната површина или, шематски, во вид на квадратче.

ЕЛЕМЕНТИ СО ПОВЕЌЕ ЕЛЕКТРОНИ

Изградба на електронската обвивка

Во атомот на водородот има **само еден електрон** и тој може да се наоѓа во една од орбиталите што му стојат на располагање. Кога енергијата му е *најниска* можна, електронот се наоѓа во $1s$ орбиталата, а атомот е во својата *најстабилна енергетиска состојба*.

Постои, во природата, општо правило:

колку пониска е енергијата на еден атом, тој е толку постабилен.

Меѓутоа, кога ќе преминеме кон елементи коишто во електронската обвивка содржат повеќе електрони, се поставува прашање **како**, т.е. во кои орбитали, се распоредуваат електроните. Дали кога еден ваков атом има најмала можна енергија, *сите* електрони ќе се најдат во $1s$ орбиталата? Одговорот на ова прашање е – **нема тука да се најдат** доколку ги има **повеќе од два!** Имено, постои една општа законитост (или, како што се вели, *принцип*) што ја дал Паули* којашто тврди дека:

во еден атом не може да постојат два електрона што ќе имаат еднакви вредности за сите четири квантни броја.

Како што видовме, $1s$ орбиталата одговара на вредност 1 за главниот и вредности нула за орбиталниот и за магнетниот квантен број. Но, постои **уште еден** квантен број – спинскиот, за кој, видовме, се можни вредности $-\frac{1}{2}$ и $+\frac{1}{2}$. Според тоа, во $1s$ орбиталата би можело да се најдат **само два** електрона за кои вредностите за квантните броеви би биле:

	n	l	m_l	m_s
Прв електрон	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
Втор електрон	1	0	0	$+\frac{1}{2}$

* Волфганг Паули [Pauli] (1900–1958).

Всушност, најмногу два електрона може да се најдат во *секоја* орбитала, без оглед на тоа за каква комбинација на главниот, орбиталниот и магнетниот квантен број се работи. Двата електрона што имаат еднакви вредности за n , l и m_l ќе се разликуваат по вредноста за спинскиот квантен број: едниот електрон ќе има вредност $-\frac{1}{2}$, а другиот вредност $+\frac{1}{2}$ за овој квантен број. Како што се гледа, електроните не се, така да се каже, многу дружељубиви*!

Кога една орбитала содржи *два* електрона, велиме дека таа е *попополнета*. Ако во неа се наоѓа *само еден* електрон, орбиталата е *полупополнета*, а ако во неа не е „сместен“ *ниш*у еден електрон, орбиталата ја сметаме за *празна*.

Електроните што имаат еднакви вредности за n , l и m_l , а се разликуваат по вредноста за m_s ги викаме **спарени електрони**. Два спарени електрона заземаат *иста* орбитала. Честопати, зборувајќи за два спарени електрона, го употребуваме називот **електронска двојка**.

Значи,

во една атомска орбитала може да се „сместат“ најмногу два електрона, во неа може да се наоѓа само еден електрон, а може да биде и празна.

При графичкото претставување на орбиталите со квадратчиња, орбитала во која има два спарени електрона (т.е. има *електронска двојка*) се означува на начин како оној подолу:



$1s^2$

каде што ознаката под квадратчето[†] покажува дека во $1s$ орбиталата се наоѓаат два електрона.

На овој начин прашањето за тоа како се распоредуваат електроните е решено за атомот на хелиум во кој постојат само два електрона. Но како ќе биде кај следните елементи, оние што содржат повеќе електрони?

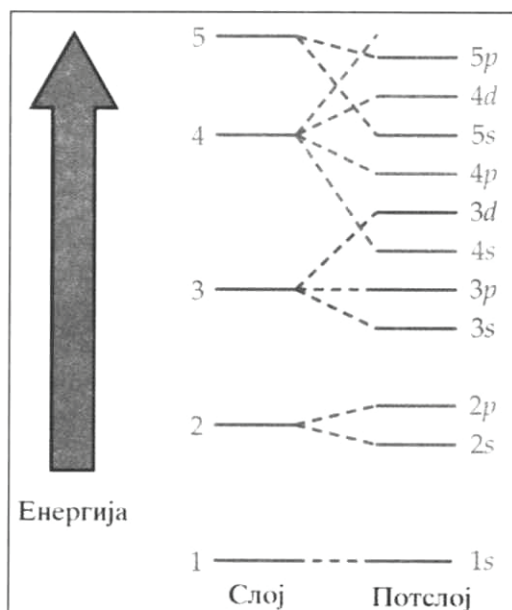
Електронска конфигурација

За одговор на прашањето поставено погоре, потребно е да знаеме каква е енергијата што им одговара на наредните орбитали. Приближно претставени, енергиите на првите неколку орбитали[‡] се дадени на сл. 4.8.

* Не сметај оти тоа значи дека електроните се живи или дека имаат карактеристики на луѓе!

[†] Таа се чита еден-ес-два, а не *еден-ес-на-квадрати* (види и стр. 75).

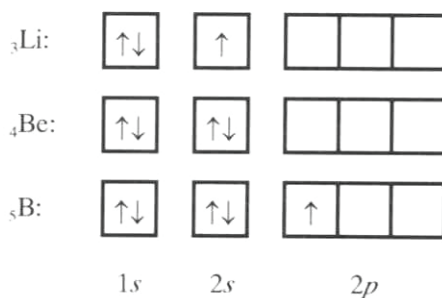
[‡] На оваа слика, енергијата расте одоздола нагоре. Инаку, енергиите (особено на орбиталите кои соодветствуваат на поголеми вредности за n) зависат и од тоа колкав е атомскиот број на елементот.



Сл. 4.8. Шематски приказ на енергиите на електрон што се наоѓа во првите неколку орбитали

Кога има повеќе орбитали од даден вид (на пример, три $2p$ орбитали), енергиите на овие орбитали се практично еднакви.

Според тоа, во состојба со најниска можна енергија, елементите со $Z = 3$ и $Z = 4$ (литиумот и берилиумот) ќе имаат електрони што се наоѓаат во $1s$ и во $2s$ орбиталите, а петтиот електрон кај елементот бор ќе се најде во една од $2p$ орбиталите:



А понатаму?

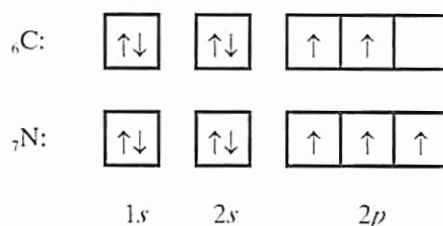
Макар што ни ги намалува проблемите, Паулиевият принцип не ни помага да видиме како точно ќе се распоредуваат следните електрони. Од него, да речеме, не може да видиме дали следниот електрон (кај елементот јаглерод) ќе се најде во истата орбитала како и петтиот, или ќе „оди“ во некоја од дру-

гите $2p$ орбитали кои, според дијаграмот покажан на сл. 4.3, сите имаат практично еднаква енергија?

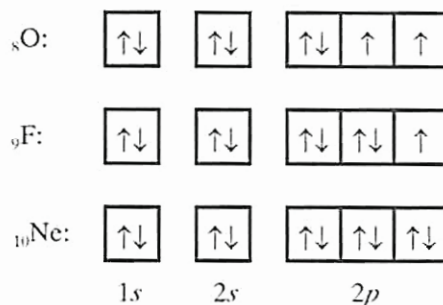
За наоѓање одговор на овие прашања помага едно правило (дадено од Хунд*) според кое

ако на располагање стојат повеќе орбитали со еднаква енергија, електроните ги пополнуваат така што да заземат колку што е можно поголем број од нив.

Според тоа, распоредот на електроните по орбитали кај јаглеродот и азотот (елементи што во електронската обвивка содржат шест, односно седум електрона) ќе биде:



Кај следните три елемента (кислородот, флуорот и неонот) постепено се пополнуваат трите $2p$ орбитали, онака како што е покажано подолу:



Следниот елемент, натриумот ($Z = 11$), има повеќе електрони одошто може да се „сместат“ во орбиталите од првите два слоја. Заради тоа, еден од електроните „оди“ во $3s$ орбиталата која, од оние што се на располагање, има најниска енергија. Пополнувањето на орбиталите од M -слојот потоа се врши (за елементите со атомски броеви од 12 до 18) според Паулиевинот принцип и Хундовото правило, слично како пополнувањето на орбиталите од L -слојот.

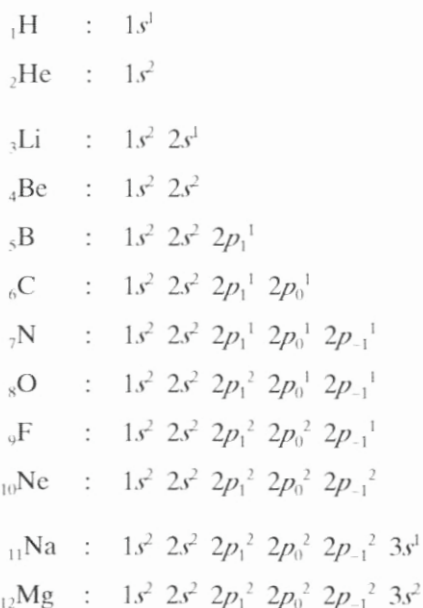
* Фридрих Хунд [Hund] (1896–1997). Како што гледаш, човекот живеел 101 година!

Како што се гледа, електроните во електронската обвивка се распоредуваат на определен начин, а

распоредот на електрони по орбитали се вика електронска конфигурација на елементот.

Зайишување на електронската конфигурација

За да не мора секогаш да се цртаат квадратчиња и стрелки, означувањето на електронската конфигурација може да се врши и на друг, поедноставен, начин. Се пишуваат, имено, ознаките на орбиталите и покрај нив, како **горен десен индекс** се запишува бројот на електрони што се наоѓаат во таа орбитала (празните орбитали не се пишуваат). Во согласност со овој начин, електронските конфигурации на досега спомнатите елементи би биле:



и така натаму. Ознаките 1, 0 и -1 што во горните изрази се ставени како долни индекси покрај симболите на p орбиталите ја покажуваат вредноста на магнетниот квантен број (в. стр. 73).

Како што е лесно да се види, во изразите за електронските конфигурации на сите елементи од литиумот до неонот се јавува дел што е еднаков со електронската конфигурација на елементот хелиум ($1s^2$). Кај натриумот и магнезиумот, пак (а така е и кај сите други елементи кај кои се врши пополнување на орбиталите од M -слојот), во ознаката се јавува дел што соодветствува на електронската конфигурација на елементот неон. Ова помага да се упрости пишувањето: наместо постојано да пишуваме $1s^2$, на почетокот на изразот за

електронската конфигурација на елементите со атомски број од 3 до 10 може едноставно да запишеме [He]. Аналогно, на почетокот од записот на електронската конфигурација на елементите со вредности на Z од 11 до 18, се пишува [Ne] и слично понатаму:

${}_1\text{H}$	:	$1s^1$
${}_2\text{He}$	:	$1s^2$
${}_3\text{Li}$	:	[He] $2s^1$
${}_4\text{Be}$	:	[He] $2s^2$
${}_5\text{B}$	:	[He] $2s^2 2p_1^1$
${}_6\text{C}$	:	[He] $2s^2 2p_1^1 2p_0^1$
${}_7\text{N}$	:	[He] $2s^2 2p_1^1 2p_0^1 2p_{-1}^1$
${}_8\text{O}$	:	[He] $2s^2 2p_1^2 2p_0^1 2p_{-1}^1$
${}_9\text{F}$	:	[He] $2s^2 2p_1^2 2p_0^2 2p_{-1}^1$
${}_{10}\text{Ne}$	:	[He] $2s^2 2p_1^2 2p_0^2 2p_{-1}^2$
${}_{11}\text{Na}$	:	[Ne] $3s^1$
${}_{12}\text{Mg}$	:	[Ne] $3s^2$
${}_{13}\text{Al}$	:	[Ne] $3s^2 3p_1^1$
${}_{14}\text{Si}$	:	[Ne] $3s^2 3p_1^1 3p_0^1$
${}_{15}\text{P}$	:	[Ne] $3s^2 3p_1^1 3p_0^1 3p_{-1}^1$
${}_{16}\text{S}$	:	[Ne] $3s^2 3p_1^2 3p_0^1 3p_{-1}^1$
${}_{17}\text{Cl}$	:	[Ne] $3s^2 3p_1^2 3p_0^2 3p_{-1}^1$
${}_{18}\text{Ar}$	:	[Ne] $3s^2 3p_1^2 3p_0^2 3p_{-1}^2$

Овој начин за запишување на електронската конфигурација е практичен особено тогаш кога се работи за елементи со многу електрони. При неговата примена, имено, секогаш се наведуваат (покрај симболот на еден од благородните гасови – хелиум, неон, аргон, криптон итн., оној што во периодниот систем се наоѓа **пред** дадениот елемент) само орбиталите од *нејпојолнејшој* слој (односно, непополнетите слоеви). Ова појасно се гледа од долната листа во која е прикажана електронската конфигурација на атомите на елементите од калиум до криптон (даден е само вкупниот број електрони во p , односно во d орбиталите, а не и во секоја од нив):

$_{19}\text{K}$	:	$[\text{Ar}] 4s^1$
$_{20}\text{Ca}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2$
$_{21}\text{Sc}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
$_{22}\text{Ti}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$
$_{23}\text{V}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$
$_{24}\text{Cr}$	:	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$
$_{25}\text{Mn}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$
$_{26}\text{Fe}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$
$_{27}\text{Co}$	:	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^7$
$_{28}\text{Ni}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$
$_{29}\text{Cu}$	:	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$
$_{30}\text{Zn}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$
$_{31}\text{Ga}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$
$_{32}\text{Ge}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$
$_{33}\text{As}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$
$_{34}\text{Se}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$
$_{35}\text{Br}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$
$_{36}\text{Kr}$	:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Треба да се напомене дека пополнувањето на орбиталите кај елементите со атомски број поголем од 18 не оди толку правилно како пред тоа.



Забележи ги, во листата дадена погоре, „неправилностите“. При барањето објаснение за овие „неправилности“, полза ќе имаш ако ја користиш сл. 4.8.

Се разбира, за атомите *правилноста* зависи од енергијата, а не од нашите желби.

Совет. Не труди се да ги запомниш електронските конфигурации на сите елементи; доста е ако ја согледаш правилноста (и исклучоците од таа правилност) во градбата на електронската обвивка и ако знаеш како се пополнуваат орбиталите во атомите на елементите заклучно со аргон. По потреба, служи се со некоја поголема таблица на периодниот систем.

Сликата 4.9 може да ти помогне во снаоѓањето околу редоследот на енергијата на одделните атомски орбитали, но само *ориентационо*. Како што гледаш, се работи за цртеж на шаховска табла на која некои од белите полиња се обележени со ознаки за атомските орбитали (**обрни внимание на начинот на кој е сторено тоа!**).

Не смее да се губи од вид фактот дека не се работи за никаква законитост, туку, едноставно, за *помош во запомнување*!

Електронските конфигурации на другите елементи нема да ги разгледуваме во подробности.

Валентни електрони

Поимот за **валентност** веќе беше обработен. Како што рековме, зборувајќи за валентност, ќе мислиме, всушност, на бројот на врски коишто еден атом ги образува. Но, во каков врска стојат валентноста на еден атом со проблемите кои сега ги разгледуваме, т.е. со градбата на електронската обвивка на атомите?

Оваа врска ќе стане поочигледна кога ќе го изучиме наредното поглавје. Засега само ќе речеме дека атомите се сврзуваат во молекули или во други единки со **примање и предавање на електрони**. Јасно е дека за еден електрон да може да биде предаден на друг атом, тој треба да го напушти (делумно или целосно) атомот комушто му припаѓал. А за да може тој тоа да го стори, треба да ги совлада силите на привлекување со јадрото на атомот. Ова, пак, ќе биде дотолку полесно, доколку електронот има поголема енергија.

Токму затоа, од електроните што ја сочинуваат електронската обвивка, за хемијата се најважни оние што се наоѓаат **во орбиталите со висока енергија**. Ваквите електрони честопати се викаат **валентни електрони**. Валентните електрони се наоѓаат или во највисоките (по енергија) орбитали или во оние коишто, по енергија, непосредно им претходат.

Значи,

валентни електрони се оние кои може да учествуваат во образувањето на хемиски врски; во споредба со другите електрони во атомот, тие се наоѓаат во орбитали со повисока енергија.

Во некои (но *само во некои*) случаи, валентноста на елементите може да се предвиди ако е позната електронската конфигурација и бројот на валентни електрони. Така, кај елементите кај кои највисоката (по енергија) пополнета или делумно пополнета орбитала е некоја од *s* орбиталите, валентни електрони се оние од *п*-та орбитала. Еве неколку примери за вакви елементи.

	5 f		6 d		7 p		8 s
4 f		5 d		6 p		7 s	
	4 d		5 p		6 s		
3 d		4 p		5 s			
	3 p		4 s				
2 p		3 s					
	2 s						
1 s							

Сл. 4.9. Пополнувањето на орбиталите може и вака да се запомни (треба да се подразбира дека енергијата расте одејќи одоздола нагоре и, во иста редица, од лево на десно; на овој начин се врши и пополнувањето на орбиталите)

Како што знаеш, во своите соединенија натриумот е *едновалентен*, а магнезиумот и калциумот се *двовалентни*. Погледни ги, сега, погоре дадените изрази за електронската конфигурација на овие елементи. Ќе видиш дека натриумот навистина има еден електрон во највисоката по енергија орбитала (тоа е $3s$ орбиталата), а магнезиумот и калциумот – по два електрона во $3s$ и $4s$ орбиталите соодветно. Ако ги разгледаме електронските конфигурации на другите елементи што беа претходно дадени, веднаш може да се заклучи дека *едновалентни* би требало да бидат и водородот, литиумот и калиумот, а *двовалентен* би требало да биде и берилиумот. И тоа, навистина, е точно.

Се разбира, највисока енергија не мора да има некоја од s орбиталите. Може, да речеме, да има електрони што имаат иста вредност за главниот квантен број како и s орбиталата со највисока вредност за n , но од оваа ќе се разликуваат по вредноста на *орбиталниот* квантен број. И во ваков случај може да се направи обид валентноста да се доведе во врска со бројот на електрони во орбиталите со највисока енергија. Притоа, би се очекувало дека валентни ќе бидат *неспарените* електрони од p или d орбиталите.

Според тоа, би се очекувало дека *едновалентни* ќе бидат, меѓу другите, флуорот и хлорот, *двовалентни* би требало да бидат (пак меѓу другите) кислородот, јаглеродот и сулфурот, додека азотот, на пример, би требало да биде *тривалентен*.

Ако се потсетиш на она што си го учел, ќе видиш дека и овие очекувања се исполнети, барем *делумно*. Кислородот, имено, е двовалентен, хлорот *може да биде* едновалентен (на пример во соединението хлороводород), додека, пак, флуорот во сите свои соединенија е едновалентен. Азотот *може да биде* тривалентен (на пример во амонијакот), а сулфурот и јаглеродот *може да бидат* двовалентни (да речеме, во соединенијата H_2S и CO соодветно).

Но нештата не се сосем едноставни. Знаеш, секако, дека во најголем дел од своите соединенија јаглеродот е **четиривалентен**, а **променлива валентност** (в. стр. 36) имаат многу елементи. Заклучокот што се наметнува е дека е потребно поголемо знаење ако сакаме предвидувањата да ни бидат поточни. Ќе се трудиме вакво знаење да добиеме.

ПЕРИОДЕН СИСТЕМ НА ЕЛЕМЕНТИТЕ

Периодниот систем и градањата на атомите

За **периодниот систем на елементите** како за начин на класифицирање на елементите веќе си учел. *Појдеси* се за она што во врска со *периодниот*

систем се учи во основниот училиште. Секако знаеш дека најголема заслуга за создавањето на овој систем има славниот руски хемичар Менделеев*.

Пред да продолжиме понатаму, изврши ја следнава задача.



Внимателно разгледај ја таблицата на периодниот систем што е дадена во книгава. Потоа, разгледај ја погоре дадената листа со електронските конфигурации на првите осумнаесет елемента. Ти изгледа ли дека има сличност помеѓу нив?

Ако не наоѓаш сличност, погледај повторно!

Ако, при споредбата на таблицата на периодниот систем со листата на електронските конфигурации ја забележа сличноста, биди сигурен дека таа сличност не е случајна. Како што знаеш (а рековме и погоре), периодниот систем на елементите претставува начин за класифицирање на елементите и тоа според нивните хемиски својства. А хемиските својства зависат главно од електроните што учествуваат во хемиското сврзување, т.е. од валентните електрони.

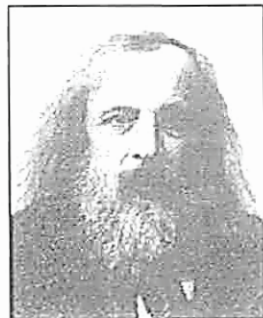
Очигледно, мора да постои врска меѓу градбата на електронската обвивка и хемиските својства на елементите!



Може да го прочиташ и текстот **ОД МЕНДЕЛЕЕВ НАВАМУ** даден во Прилогот В (стр. XX) ако сакаш поодблизу да се запознаеш со периодниот систем.

Менделеев, вистинскиот творец на периодниот систем, не знаел за врската меѓу структурата на електронската обвивка и хемиските својства на елементите. А и не можел да знае – во времето кога тој ја предложил својата таблица на елементите и го изложил откриениот од него закон за периодичноста на нивните својства, уште ништо не се знаело за електрони!

Дотолку погенијално било неговото откритие и поголема е неговата заслуга за науката.



Сл. 4.10. Д. И. Менделеев

Кога денес го толкуваме периодниот систем, првин ќе обрнеме внимание на **редоследот** на елементите.

Спротивно на Менделеев кој верувал дека редоследот на елементите во периодниот систем е определен со нивните релативни атомски маси (тогаш се викале *атомски тежини*), денес се знае дека **подредувањето на елементите** оди според **атомскиот број**, т.е. **бројот на протони** во јадрото. Навистина, релативната атомска маса *e*, по правило, пропорционална со атомскиот број.

* Дмитриј Иванович Менделеев (1834–1907).

Инаку, обиди за класификација на елементите имало и пред Менделеев.

но постоењето на изотопи доведува до тоа просечните атомски маси да не се редуваат секогаш правилно.



Обиди се да ги најдеш „неправилностите“. Ползувај ја, за оваа цел, таблицата на периодниот систем дадена на стр. 90.

Значи,

во периодниот систем, елементите следат еден по друг по оној ред по кој се зголемува нивниот атомски број, односно бројот на протони во јадрото.

Периодичноста во градбата на електронската обвивка

Атомскиот број e , се разбира, карактеристика на атомското јадро. Ако предимно сме заинтересирани за електроните, овој белег за нас нема да биде толку битен. Се разбира, нема да забораваме дека токму бројот на протони во јадрото определува за кој елемент се работи (в. стр. 69).

Да ја разгледаме, сега, улогата што градбата на **електронската обвивка** ја има при определувањето на структурата на периодниот систем. Притоа е згодно да си замислиме дека, во атомот, електроните „придоаѓаат“ еден по еден и дека секој од нив треба да се „смести“ во некоја од достапните орбитали.

Како што видовме, во K -слојот постои само една орбитала, онаа означена како $1s$. Во оваа (како и во секоја друга) орбитала може да се најдат или еден или, најмногу, два електрона. Во K -слојот, значи, има место за два електрона, а токму толку елементи има во првата периода на периодниот систем.

Доколку во атомот на некој елемент има повеќе од два електрона, започнува пополнувањето на орбиталите од L -слојот. Ова се врши почнувајќи повторно од s орбиталата во овој слој, т.е. од $2s$ орбиталата. Вака е, да речеме, кај наредните два елемента (литиумот и берилиумот) во чиј секој атом има три, односно четири електрона. Заради тоа, откако ќе се пополни $1s$ орбиталата, ќе остане, така да се рече, *вишок* од еден, односно од два електрона. Овие електрони се „сместуваат“ во $2s$ орбиталата во која, знаеме, „има место“ за најмногу два електрона.

Следниот елемент, борот, во атомот има пет електрона. По два електрона може да се „сместат“ во $1s$ и $2s$ орбиталите, а петтиот „оди“ во една од $2p$ орбиталите во кои може да се најдат најмногу шест електрона. Електроните „се сместуваат“ во $2p$ орбиталите (во согласност со Хундовото правило) сè додека „да се пополнат сите слободни места“ во овие орбитали. Пополнувањето на $2p$ орбиталите завршува со електроните што се содржат во електронската обвивка на елементот со атомски број 10 (тоа е благородниот гас

неон, хемиски сличен со хелиумот кој, и самиот, е еден од благородните гасови). Со тоа целосно е пополнет и L -слојот.

Од друга страна, осумте елемента (од литиумот до неонот) ја сочинуваат втората периода на периодниот систем.

Кај натриумот* започнува пополнувањето на M -слојот, и тоа повторно со еден електрон што „оди“ во соодветната s орбитала (во овој случај, тоа е $3s$ орбиталата). Откако кај елементот магнезиум (сличен со берилиумот) ќе се пополни $3s$ орбиталата, пак постепено се пополнуваат (кај наредните шест елемента) p орбиталите (сега, оние од M -слојот). Овие орбитали се целосно пополнети кај благородниот гас аргон.

Како што може да се види од таблицата на периодниот систем, со натриумот започнува, а со аргонот завршува третата периода на периодниот систем. Како и во втората, во третата периода има осум елемента.

Сега веќе можеме да забележиме една важна правилност кај *разгледуваниите* елементи:

бројот на периодата во која се наоѓа еден елемент се совпаѓа со вредноста за главниот квантен број n со која е карактеризиран електронскиот слој со највисока енергија.

Заради тоа што $3d$ орбиталата има повисока енергија од $4s$ орбиталата, кај наредниот елемент – калиумот (сличен со литиумот и со натриумот) започнува да се пополнува $4s$ орбиталата која, видовме, е целосно пополнета кај елементот калциум (тој е, по хемиските својства, сличен со берилиумот и со магнезиумот). Дури откако, кај наредните десет елемента, целосно ќе се пополни $3d$ орбиталите, со елементот галиум (хемиски сличен со алуминиумот) започнува пополнувањето на $4p$ орбиталите. Нивното пополнување е завршено кај благородниот гас криптон кој, истовремено, е и последниот елемент од четвртата периода. Таа, за разлика од втората и третата, содржи осумнаесет елемента.

Петтата периода исто така содржи осумнаесет елемента, додека во шестата има вкупно 32 елемента. Поголемиот број елементи во оваа периода е последица на пополнувањето, кај елементите што следуваат зад елементот лантан, на $4f$ орбиталата. Елементите кај кои ова се случува (почнувајќи со цериумот и завршувајќи со лутециумот) се викаат **лантаноиди**†.

* Во периодниот систем, натриумот се наоѓа зад неонот. По своите хемиски својства, тој е сличен со литиумот.

† Понекогаш се употребува и називот *лантаноиди* кој, според препораките на Меѓународната унија за чиста и применета хемија (IUPAC), *не е правилен*.

Седмата периода е **непотполна** – сè уште не се познати сите елементи што би се наоѓале во оваа периода на периодниот систем (таа би требало да заврши со елементот унуноктиум (елементот со реден број 118) којшто би спаѓал во иста група како благородните гасови). Инаку, и во оваа периода има група елементи (оние што следуваат по елементот актиниум) кај кои се пополнуваат $5f$ орбиталите од пред-претпоследниот слој. Ваквите елементи се викаат **актиноиди** (или, понеправилно, *актининиди*). Елементите од седмата периода што спаѓаат во актиноиди, а следуваат зад ураниумот (атомски број 92) се **вештачки добиени***.

Како што гледаме,

одејќи од еден елемент кон друг, пополнувањето на орбиталите со електрони се врши периодично; во периодниот систем, пак, периодите започнуваат со елемент којшто во орбиталата со највисока енергија содржи само еден s електрон, а завршуваат (освен првата) со елемент што има целосно пополнети p орбитали.

Класи на s , p , d и f елементи

Елементите кај кои највисоката по енергија орбитала[†] е една од s орбиталите, се викаат s елементи. Такви се, од оние што ги набројавме досега, водородот и хелиумот[‡] од првата периода, литиумот и берилиумот од втората, натриумот и магнезиумот од третата и калиумот и калциумот од четвртата периода.

Слично на тоа, ако највисоки по енергија се делумно или целосно пополнети p орбитали, зборуваме за p елементи, ако вакви орбитали се некои од d орбиталите, елементите ги викаме d елементи, додека ако највисоки по енергија се делумно или целосно пополнети f орбитали, елементите се вклучуваат во класата на f елементи. Ова, впрочем, најдобро се гледа од периодниот систем, претставен во една од неговите можни форми (в. сл. 4.11).

* Вештачки се добиени и некои елементи со реден број помал од 92 (технециумот, прометиумот, аstatот).

† Се разгледуваат само орбиталите во кои *има* електрони, т.е. само пополнетите или полупополнетите орбитали.

‡ Ситуацијата со хелиумот е специфична. Заради сличноста со другите *благородни гасови* кои спаѓаат во p елементи, и хелиумот обично се смета за p елемент, макар што тој воопшто не содржи p електрони. За ова види и подолу.

И така,

во зависност од типот на највисоките по енергија орбитали што се, делумно или целосно, пополнети, елементите се класифицираат како s , p , d и f елементи.

За некои карактеристични својства на s , p и d елементите и простите супстанции образувани од овие елементи ќе зборуваме подоцна (стр. 117).

Електронска конфигурација и групи на периодниот систем

Како што беше споменато, подредувањето по групи во периодниот систем е извршено според сличноста на хемиските својства кои, пак, се во врска со валентните електрони – нивниот број, нивната енергија, спарени ли се тие или не се итн. Така, сите елементи од групата којашто се означува како група 1 (види ја сликата 4.11) имаат само еден валентен електрон којшто се наоѓа во една од s орбиталите. По еден s електрон имаат и елементите од 11-та група, но кај нив валентни се и некои од d електроните.

Елементите од втората група имаат само два валентни електрона (во една од s орбиталите), додека елементите од 12-тата група исто така имаат два вакви електрона.

Елементите, пак, од тринаесеттата, четринаесеттата, петнаесеттата, шеснаесеттата и седумнаесеттата група содржат по три, четири, пет, шест и седум валентни електрона соодветно (од нив по два се наоѓаат во соодветната s орбитала). Во групата, пак, на благородните гасови, сите елементи (освен хелиумот) содржат валентни електрони што се наоѓаат во целосно пополнетите p орбитали.

Бидејќи по своите хемиски својства хелиумот сосема прилега на другите благородни гасови, тој во периодниот систем е сместен *заедно* со неонот, аргонот, криптонот, ксенонот и радонот.

Веушност, би можело да заклучиме дека, од гледна точка на хемиските својства, целосно пополнетата $1s$ орбитала кај хелиумот е *еквивалентна* на целосно пополнетите p орбитали во највисокиот по енергија електронски слој кај другите благородни гасови. Заради погоре наведените причини, хелиумот најчесто не се вклучува во s , туку во p елементите, колку и ова да изгледа неправилно. За ова, впрочем, веќе зборувавме (стр. 87).

Во секој случај,

бројот на валентни електрони и типот на орбитали во кои тие се наоѓаат, се еднакви кај елементите од дадена група на периодниот систем.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 1.00794																	
2	Li 6.941	Be 9.0122																
3	Na 22.990	Mg 24.305																
4	K 39.098	Ca 40.078	Sc 44.956	Ti 47.867	V 50.942	Cr 51.996	Mn 54.938	Fe 55.845	Co 58.933	Ni 58.693	Cu 63.546	Zn 65.409	Ga 69.723	Ge 72.64	As 74.9216	Se 78.96	Br 79.904	Kr 83.798
5	Rb 85.468	Sr 87.62	Y 88.906	Zr 91.224	Nb 92.906	Mo 95.94	Tc (98)	Ru 101.07	Rh 102.91	Pd 106.42	Ag 107.87	Cd 112.411	In 114.82	Sn 118.71	Sb 121.75	Te 127.60	I 126.90	Xe 131.29
6	Cs 132.91	Ba 137.33	La 138.91	Hf 178.49	Ta 180.95	W 183.84	Re 186.21	Os 190.23	Ir 192.22	Pt 195.08	Au 196.97	Hg 200.59	Tl 204.38	Pb 207.2	Bi 208.980	Po (209)	At (209.99)	Rn (222.02)
7	Fr (223)	Ra (226)	Ac (227)	Rf (261)	Db (262)	Sg (266)	Bh (264)	Hs (277)	Mt (268)	Ds (281)	Rg (272)	Uub (285)	Uut ?	Uuq (289)	Uup ?	Uuh (289)	Uus ?	Uuo (293)
	<i>s</i>			<i>d</i>								<i>p</i>						

Лантаноиди										Актиноиди																	
Ce 140,12	Pr 140,91	Nd 144,24	Pm (145)	Sm 150,36	Eu 151,96	Gd 157,25	Tb 158,93	Dy 162,50	Ho 164,93	Er 167,26	Tm 168,93	Yb 173,04	Lu 174,97	Th 232,04	Pa 231,04	U 238,03	Np (237)	Pu (244)	Am (243)	Cm (247)	Bk (247)	Cf (251)	Es (252)	Fm (252)	Md (258)	No (259)	Lr (262)
<i>f</i>																											

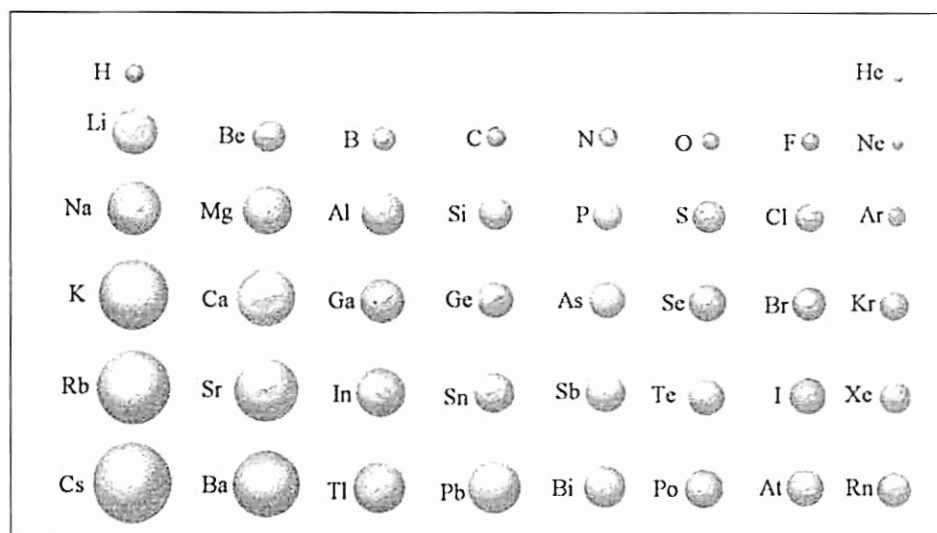
Сл. 4.1.1. Една од можните форми на претставување на периодниот систем

Треба да се напомене дека означувањето на групите што погоре беше применето не е и *единствено* што се среќава. Така, порано групите биле означувани со комбинација на *римски* броеви (од I до VIII) и латинични букви A и B. Притоа, групите од 13 до 18 некогаш биле сметани за, така да се рече, A-групи (IIIA, IVA итн.), а некогаш за B-групи (IIIB, IVB итн.) и обратно. Овие начини на обележување се застарени и треба да се одбегнуваат.

Периодичноста на некои физички својства на елементите

Покрај хемиските својства што периодично се изменуваат како резултат на периодичното изменување на градбата на електронската обвивка, периодично се изменуваат и други својства. Некои од овие се својства на *атомите* на елементите, а други се однесуваат на *простите супстанции* образувани од вакви атоми.

Подолу ќе бидат разгледувани само некои од својствата на *атомите*, својства за кои е забележлива периодичноста во изменувањето.



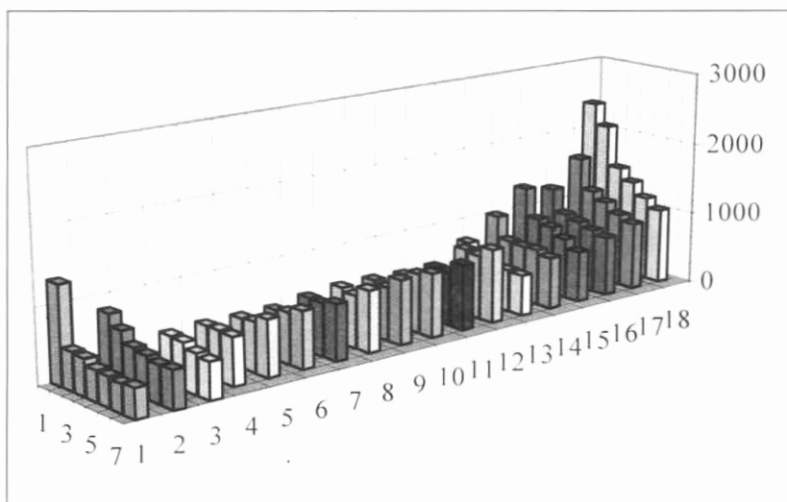
Сл. 4.12. Релативни размери на некои од атомите (шематски приказ)

Едно од овие својства е т.н. **атомски радиус**. Називот не е многу среќно одбран заради тоа што атомот, всушност, **нема определен радиус** како што знаеме, електронот може да се најде каде и да е во просторот. Претстава за релативните размери на атомите и за нивното изменување во рамките на периодниот систем дава сл. 4.12.

Значи,

во рамките на една периода атомските радиуси по правило опаѓаат со растењето на редниот број на елементот, а во рамките на една група, атомските радиуси обично растат со растењето на атомскиот број.

Друго својство што периодично се изменува е **јонизационата енергија** (или **јонизациониот потенцијал**) – величина којашто покажува колкава енергија е потребна за еден електрон да се отргне од највисоката орбитала на атомот на елемент што се наоѓа во гасовита состојба*. За начинот на кој јонизационите енергии† се изменуваат со изменување на атомскиот број, може да се добие претстава од сл. 4.13.



Сл. 4.13. Изменување на првите јонизационите енергии (изразени во kJ/mol) во периодниот систем (бројот на периодата е нанесен на оската лево, а бројките на предната страна од основата ги означуваат групите од периодниот систем); вклучен е лантанот, а лантаноидите се испуштени

Како што се гледа, од сите елементи најголема јонизациона енергија има хелиумот – елемент што има електрони само во целосно пополнетата последна орбитала*, а нема други електрони кои, како што обично се вели, би ги *заштитиле* 1s електроните од влијанието на јадрото.

* Вака се дефинира т.н. *прва јонизациона енергија*, односно *прв јонизационен потенцијал*. Постојат и *втор, трет* итн. јонизационен потенцијал.

† Треба да се напомене дека поправилан е називот *јонизациона енергија*, а пораспространет е терминот *јонизационен потенцијал*.

* Кај хелиумот тоа е 1s орбиталата.

И во другите периоди најголема е јонизационата енергија за елементите што ги викаме *благородни гасови**. Тоа се, видовме, елементи кај кои сите електрони што се наоѓаат во слојот со највисока енергија се спарени, а сите *p* орбитали во овој слој се целосно пополнети. Меѓутоа, колку повеќе електрони има во атомот, толку *помало* е влијанието на јадрото (заради заштитата од „внатрешните“ електрони), а „надворешните“ електрони може полесно да се „откинат“ од атомот (при што овој се претвора во јон) или, како што се вели, атомот полесно може да се **јонизира**.

Оттаму, вредноста на јонизационата енергија на благородните гасови опаѓа одејќи од хелиумот кон радонот.

Од реченото следува дека

јонизационата енергија во рамките на една периода расте (не секогаш сосем правилно) со порастот на редниот број на елементот, достигнувајќи максимум кај благородниот гас со кој завршува таа периода.

Од поголемиот број физички својства што периодично се изменуваат, ќе ја спомнеме уште **електронегативноста** на елементите – величина која претставува мерка за тоа колку силно еден атом ги привлекува електроните **од други атоми со кои тој е сврзан**.

Постојат, притоа, повеќе различни начини за искажување на електронегативноста од кои најчесто се употребува скалата што ја дал Полинг[†] (сл. 4.14). Прифатените вредности за електронегативноста според Полинг се внесени во табелата дадена како сл. 4.15. Со оваа величина и натаму ќе се среќаваме.

Засега може само да речеме дека електронегативноста во рамките на една периода, *госпи* *правилно* расте со растењето на редниот број, а во рамките на една група, опаѓа со растењето на *Z* (сл. 4.16).

Правилноста не е целосна, но горното тврдење може да служи за *ориентација* во случаи кога при рака немаме *таблица* на електронегативностите.



Сл. 4.14. Л. Полинг

* Растењето на јонизационата енергија со порастот на атомскиот број не е сосем правилно, како што може да се види од примерот на елементите од шестата периода (види ја сл. 4.13).

† Лајнус Полинг [Pauling] (1901–1995).

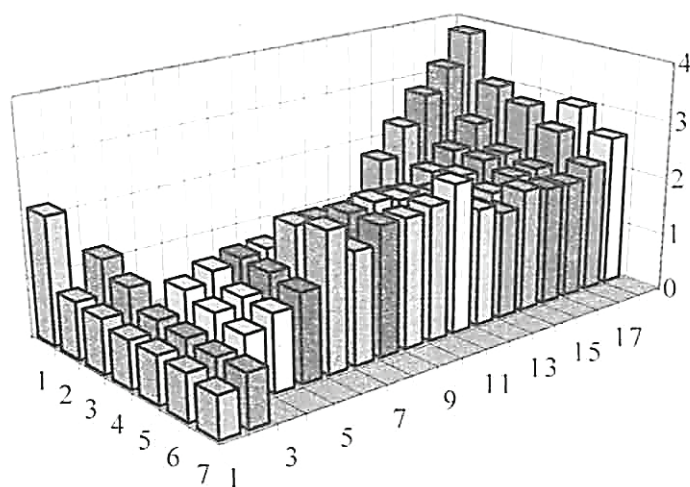
Инаку, не може да се зборува за електронегативност на елементите (да речеме, некои од благородните гасови) коишто не образуваат соединенија.

Од горното следува дека

најголема електронегативност има елементот флуор, а најмала – елементот франциум.

Од својствата што периодично се изменуваат може уште да се спомне карактерот на простите супстанции што тие ги образуваат.

Имено, ако предвид не се зема водородот, во левиот и средниот дел од таблицата на периодниот систем се сместени елементите кои образуваат прости супстанции што се *метали*. Наспроти тоа, во крајниот десен дел од таблицата се наоѓаат елементите (благородните гасови) што образуваат прости супстанции коишто се *неметали*. Во групите од 12-та до 17-та, металниот карактер се зголемува одејќи од втората кон шестата периода. Дел од простите супстанции се неметали, дел се метали, а има и такви што се некој вид премин од неметали кон метали. Ваквите прости супстанции се викаат *семиметали*. Во оваа група спаѓаат *бор, силициум, германиум, арсен, антимон, телуриум и аstatин*.



Сл. 4.16. Изменување на електронегативноста во рамките на периодниот систем (на сликата, бројот на периодата се зголемува „одејќи кон нас“, бројките на предната страна од основата ги означуваат групите од периодниот систем); вклучен е лантанот, а лантаноидите се испуштени

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 1 година на реформираното гимназиско образование* (глава 4), а се однесуваат на овој дел од учебников.

МОЛЕКУЛИ, ЈОНИ И КРИСТАЛИ

ЈОНСКА И КОВАЛЕНТНА ВРСКА

Во сујестанциите, атомите најчесто се сврзани

Атомите се, така да се рече, *основните тули* од коишто се изградени супстанциите што се интересни за хемијата. Во хемиските реакции тие не се изменуваат. Но, во најголем број супстанции, онакви какви што ги познаваме, атомите не се „слободни“, туку се **меѓусебно сврзани**. Единствениот практично важен исклучок се *благодарните гасови* и *парите на некои метали* коишто се образувани од **атоми** што се речиси независни едни од други. Во најголемиот дел од другите супстанции се среќаваме со **групаии** (*агрегати*) од **атоми**.

Гасовите кислород, азот или водород се состојат од *двоатомски молекули*. Јаглерод диоксидот и водната пара се образувани од *триатомски*, амонијакот од *четириатомски*, метанот од *петатомски молекули* итн. Дури и за благородните гасови (или парите од метали) велиме дека се изградени од *едноатомски молекули*. И во многу други (но **не во сите!**) супстанции, градежни единици се исто така молекули. Таков е случајот со многу *течности*^{*}, а постојат и супстанции во *цврста агрегатна состојба* коишто, исто така, се изградени од молекули[†]. Меѓутоа, за разлика од гасовите каде што молекулите се речиси *независни* една од друга, кај течностите и цврстите супстанции молекулите се, на еден или друг начин, *сврзани* меѓу себе.

Меѓутоа, **не смее** да се тврди дека *сите* супстанции се образувани од молекули затоа што постојат *многу* случаи кога *нема* молекули. Така, готварската сол е образувана од **јони**: позитивно наелектризиран натриумови и негативно наелектризиран хлоридни јони коишто меѓусебно се привлекуваат[‡]. Освен

* *Водата* е само еден од многуте примери за течност образувана од молекули.

† *Нафталинол*, познатото средство за борба против молци, е една од ваквите супстанции. Оваа супстанца *не треба* да се вика *нафталин*.

‡ Општо земено, јоните може да бидат *едноатомски* (како кај натриум хлоридот) или *повеќестручни* (на пример, сулфатните јони во бакар сулфатот).

тоа, постојат и супстанции (на пример, дијамантот) во кои сите присутни едноимени *атиоми* се меѓусебно сврзани. **Хемиските врски** се она што атомите ги држи заедно. Во основата на хемиското сврзување, на еден или на друг начин, лежи *размената на електрони**. Притоа, еден атом може *најолно* да оддаде, а друг *целосно*† да прими електрон (или електрони). Во други случаи, размената е *нецелосна*, а електроните стануваат, така да се рече, „сопственост“ на повеќе од едно јадро.

Значи,

гасовите, а и многу други супстанции се изградени од молекули – слободни или меѓусебно сврзани; сврзувањето се остварува со размена на електрони; не смее да се тврди дека сите супстанции се образувани од молекули.

Јони

За *јони* веќе си учел! Тоа се наелектризирани честички кои, кога имаат **позитивен** полнеж, се викаат **катјони**, а ако честичките се наелектризирани **негативно**, зборуваме за **анјони**‡. И катјоните и анјоните може да бидат **едно-атомски** и **повеќеатомски**. Макар што подоцна ќе се запознаеме со многу повеќеатомски јони, за почеток ќе се задржиме на *едноатомските*.

Како може еден атом да стане позитивно или негативно **наелектризиран**? Одговорот е – со примање или со оддавање на еден или повеќе електрони§.

Заради тоа што електроните се носители на *негајивнојто* електричество, ако еден атом **прими** електрон (или неколку електрона), полнежот на електронската обвивка ќе биде поголем од оној на јадрото, а целата честичка ќе стане **негативно наелектризирана**, ќе се претвори во *анјон*. Ако, пак, еден атом **оддаде** еден или повеќе електрони, во јадрото ќе останат повеќе протони одошто има електрони во обвивката, а честичката како целина ќе стане **позитивно** наелектризирана, ќе се претвори во *катјон*.

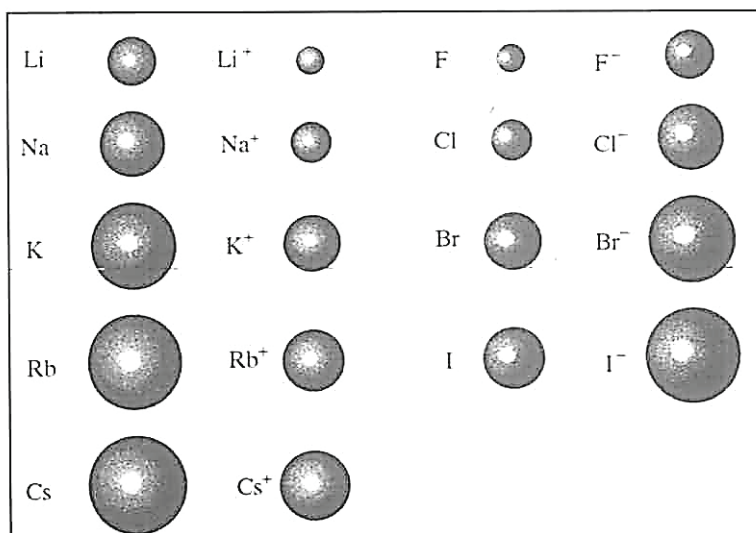
* Интересно е да се спомне дека се смета оти и сврзувањето на нуклеоните во јадрото исто така е резултат на размена на честички.

† За *целосно* оддавање (или примање) електрони може да станува збор само во рамките на општите ограничења во поглед на *уврзувањето* положбата на електроните. Имено, кога ќе се рече дека еден атом *целосно* оддал електрон, се мисли на ситуација во која *веројатноста* за наоѓање на електронот во близината на тој атом е *извонредно мала*.

‡ Се изговара катјон, анјон, катјони, анјони, а **не** катјон, анјон и слично. **Внимавај: Никако не смее** да се пишува (или да се изговара) *атион* или *атиони* (независно од акцентот)!

§ Носители, пак, на *позитивнијто* електричество се *протоните*. Нивниот полнеж е, по големина, еднаков со оној на електроните, но има *обратен* предзнак. Вредноста на електричниот полнеж на еден електрон (или протон, ако не се води сметка за предзнакот) се вика *елементарен електричен полнеж* и се означува со *e* (која буква е).

Поради разликите во полнежот меѓу јадрото и електронската обвивка, едноатомските катјони се *помали*, а едноатомските анијони – *поголеми* од соодветните неутрални атоми* (сл. 5.1).



Сл. 5.1. Едноатомските катјони се помали, а едноатомските анијони – поголеми од соодветните неутрални атоми

И така,

јоните се наелектризирали честички; едноатомските катијони се образнуваат со оддавање, а едноатомските анијони со прифаќање на електрони од страна на атоми од елементите.

Едноатомски јони и електронска конфигурација

Кога треба да очекуваме дека еден атом ќе може да оддава електрони и да се претвора во едноатомски катијон, а кога ќе биде можно електрони да се прифатат и атомот да се претвори во едноатомски анијон? Одговорот на овие прашања лежи во **електронската конфигурација** и тоа конфигурацијата на **валентните електрони**.

Ако бројот на валентни електрони е **мал**, тогаш овие електрони може лесно да се *оддаваат* и да се добијат **катјони**. Ако од еден атом биде оддаден еден валентен електрон (во шемите подолу, електронот е означен со e^-), се

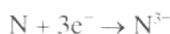
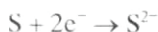
* Соодносот меѓу големините на катјоните, од една страна и анијоните, од друга, не е правилно предаден.

добива *позитивно едновалентен* јон, ако бидат оддадени два валентни електрона, се образува *позитивно двовалентен* катјон итн.:



и слично во други случаи на образување на едноатомски катјони.

Наспроти тоа, ако бројот на валентни електрони е **голем** (ги има, да речеме, шест или седум), тогаш тие електрони *тешко се оддаваат*^{*}, но може *лесно да се примаат* нови. На ваков начин се образуваат **анјони**: *негативно едновалентни* ако од страна на еден атом биде примен само еден електрон, *негативно двовалентни* ако бидат примени два електрона итн.:



Треба да се запомни дека

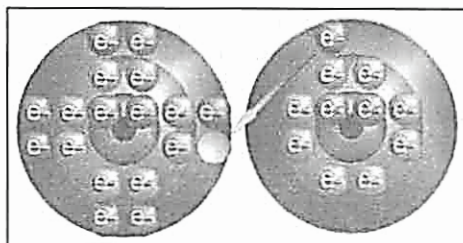
- при образување на едноатомски катјони од страна на елементите од 1, 2 или 13 група, се добиват јони што имаат електронска конфигурација како благородниот гас којшто им *претходи* во периодниот систем;
- при образување на едноатомски анјони од страна на елементите од 15, 16 или 17 група, се добиваат јони што имаат електронска конфигурација како благородниот гас којшто во периодниот систем *следеа* по нив.

Јонски градени сујстанци

Ако истовремено се присутни атоми на елементи што може да оддаваат електрони и такви што електрони може да примаат, доаѓа до **размена на електрони** меѓу едните и другите: едни атоми оддаваат, а други ги примаат оддадените електрони.

^{*} Дека е навистина вака, зборуваат *големите вредности* за јонизационите енергии (погледни ја повнимателно сл. 4.13). Од друга страна, *високите вредности* за електронегативности кај ваквите елементи (в. сл. 4.16) означуваат дека електрони може *лесно да се примаат*.

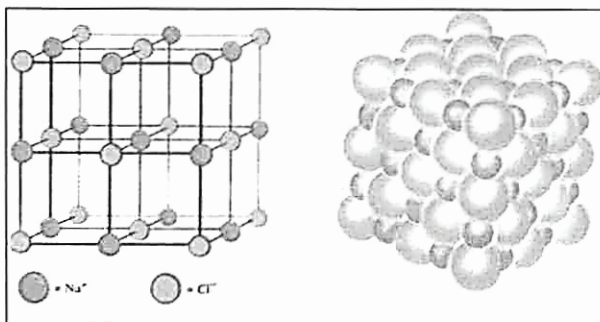
Јоните што настанале на овој начин, како и сите спротивно наелектризирани тела, меѓусебно **се привлекуваат***. Всушност, она што се вика **јонска врска** е резултат токму на ова привлекување.



Сл. 5.2. Атомот од хлор прима електрон од атомот на натриум (шематски)

Притоа, може да се образува *двојка* од јони (еден катјон и еден анјон), како на сл. 5.2 или, почесто, да се формира *поголем агрегат* од јони.

Имено, јоните ги привлекуваат **сите** спротивно наелектризирани честички што се наоѓаат во нивна близина и кога ќе се насоберат многу вакви честички, подредени на определен начин, се образува **кристал** на јонски градена супстанца.



Сл. 5.3. Два модела за градбата на натриум хлоридот

Така, кај готварската сол секој позитивен (натриумов) јон е опкружен со

шест негативни (хлоридни) јона како со најблиски соседи. Шест најблиски соседи со спротивен (во овој случај – со позитивен) полнеж има и секој хлориден јон (види ја сликата 5.3).



Напиши ги електронските конфигурации на елементите хелиум, литиум, берилиум, азот, кислород, флуор, неон, натриум, магнезиум, алуминиум, фосфор, сулфур, хлор, аргон. *Не сипкај* во листата на електронски конфигурации!

За кои од овие елементи би очекувал дека ќе образуваат едноатомски *јони*? Кои од овие јони би биле *катјони*, а кои *анјони*?

Обиди се, сега, да ги напишеш електронските конфигурации на јоните што очекуваш дека може да се образуваат.

За кои од овие елементи би очекувал дека ќе образуваат едноатомски *јони*? Кои од овие јони би биле *катјони*, а кои *анјони*? Се согласуваат ли тие со општото правило дека ваквите јони ќе имаат конфигурација како еден од благородните гасови – оној што им претходи или оној што по нив следува во периодниот систем?

Ако има несогласност со ова правило, провери дали можеби не си направил некаква грешка.

* Силите што се одговорни за ваквото привлекување се викаат **електростатички**.

Запомни:

јонската врска е резултат на размена на електрони (одавање од еден учесник во сврзувањето и примање електрони од страна на друг); при тоа се образуваат или јонски двојки или поголеми групации од јони во кои спротивно наелектризираните честички се привлекуваат со електростатички сили.

Покрај јонскојо, мора да постои и друг вид хемиско сврзување

Врските што меѓусебно ги држат атомите во двоатомските молекули на некои од *хомоатомскиите* гасовити супстанции (водородот, кислородот, азотот, хлорот и слично) **не може** да се објаснат како претходно. Имено, не е логично да се претпостави дека од два *еднакви* атома, едниот наполно ќе оддаде, а другиот наполно ќе прими еден (или повеќе) електрон(и) и ќе се образуваат спротивно наелектризирани јони што меѓусебно ќе се привлекуваат.



Сл. 5.4. Гилберт Њутн Луис

Сврзувањето кај хомоатомските молекули може, меѓу другото, да се објасни (барем до некаде) со теоријата предложена од американскиот научник Луис*. Теоријата се однесува на врските што може да се наречат **ковалентни**† и, според неа, хемиска врска може да се оствари не само со *целосно* одавање, односно примање на електрони, туку и на тој начин што во молекулата ќе постојат електрони кои **истовремено** им припаѓаат на две јадра. Токму ова истовремено припаѓање на електроните на две јадра и привлекувањето меѓу секое од јадрата и заедничките електрони е основната карактеристика на врските што ги викаме *ковалентни*.

Во согласност со теоријата, ако има **една** заедничка електронска двојка, тогаш тоа е ситуација која одговара на постоење на **единична** (проста) врска меѓу атомите. **Двојните** врски би биле, според оваа теорија, реализирани со **две** заеднички електронски двојки, а **тројните врски** – со **три** заеднички двојки.

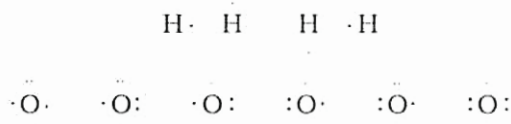
* Гилберт Њутн Луис [Lewis] (1875–1946).

† Теоријата на Луис за ковалентната врска била предложена речиси истовремено (во 1916 година) со теоријата за *јонската* врска што ја дал Валтер Косел [Kossel] (1888–1956).

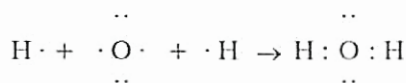
Според теоријата, *истовремената* припадност на електроните овозможува секој атом околу себе да има по осум електрона (освен водородот кој во својата околина може да има најмногу *два* електрона). Некои од овие електрони се заеднички, други му „припаѓаат“ само на даден атом, но секој атом во стабилна молекула има околу себе *октети* од електрони (исклучок е водородот кому, во стабилна молекула, му припаѓа *дублет* од електрони).

Луис предложил и начин на *запишување* на ковалентните врски. Отпрвин се запишуваат атомите што учествуваат во сврзувањето. При овој начин на пишување, хемискиот симбол на елементот го означува јадрото на атомот, заедно со сите електрони, *освен валентните*. Валентните електрони, пак, се запишуваат со точки што се ставаат околу симболот: **пред, по, над** односно **под** хемискиот знак. Спарените електрони се означуваат со две точки што заземаат една од овие положби, а неспарените – со само една точка.

Така, атомите на водородот и на кислородот може да бидат претставени на еден од начините покажани подолу:



а образувањето на молекула вода од два атома на водород и еден атом на кислород ќе се запише како:

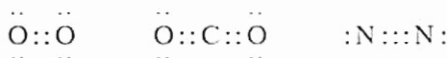


Како што се гледа, во образувањето на електронски двојки со кои се остварува ковалентното сврзување учествуваат **неспарени** електрони од двата атома. За да покажеме дека околу атомот од кислород има октет, а околу секој од двата водородни атома – дублет од електрони, може да напишеме и вака



По правило, круговите не се пишуваат.

Запишани на сличен начин како погоре (без кружчињата), формулите на молекулите на кислород, јаглерод диоксид и на азот би изгледале вака:



При пишувањето на ваквите, *луисовски*, формули, се подразбира дека врските меѓу атомите се остварени со електронските двојки што се запишани

помеѓу симболите на атомите коишто се меѓусебно сврзани. Така, двоточка запишана меѓу симболите на елементите го има истото значење како цртичката во обичните структурни хемиски формули.

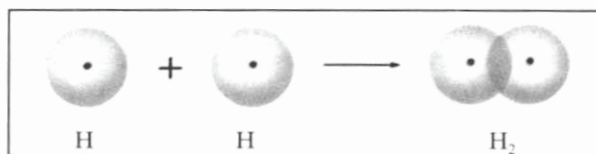
Овој начин на пишување е едноставен и бил широко применуван. Меѓутоа, не треба да се заборава дека

запишувањето на електроните со точки е само згоден начин на пишување и не треба да се зема премногу буквално: електроните во просторот не се распоредени онака како што би можело да се заклучи од луисовските формули.

Освен тоа, не секогаш може да се напишат луисовски формули, особено ако се сака да биде задржана основната идеја на моделот околу секој атом да има *октети* од електрони (кај водородот, само *дублет*); една двоточка да означува единична врска, две двоточки да означуваат двојна врска итн. За ова, види во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за 1 година на реформираниот гимназиско образование* и одговори на соодветните прашања (постоа прочитај ги и одговорите). Ако постапиш вака, сигурно ќе научиш подобро.

Препокривање на атомските орбитали

Подобар модел за ковалентното сврзување може да се добие ако се претпостави дека електронските двојки со чија помош се остварува хемиското сврзување се резултат на **препокривање** на атомските орбитали на кои тие првобитно им припаѓале. По препокривањето на атомските, се образуваат *молекулски орбитали*.



Сл. 5.5. Шематски приказ на образувањето на молекула од водород

Како и во моделот на Луис, се претпоставува дека при овој вид сврзување орбиталите што се препокриваат не се пополнети, туку содржат само по еден електрон, така што препокривањето доведува до образување на електронска двојка*. Како

пример, на сл. 5.5 е даден шематскиот приказ на образување молекула водород од два атома водород од кои секој содржи по еден електрон во 1s орбиталата.

* Постојат и случаи кога една електронска двојка може да припаѓа и на повеќе од две јадра. Од друга страна, можно е (на пример, при образувањето на т.н. *комплексни соединенија*; в. стр. 149) ковалентна врска да се образува со учество на *цела* електронска двојка од едниот атом и *празна* орбитала од вториот.

Потемно осенчениот дел на десниот дел од цртежот (оној меѓу двете јадра) означува дека тука веројатноста за наоѓање на електроните е поголема одошто во остатокот на просторот во близина на двете јадра.

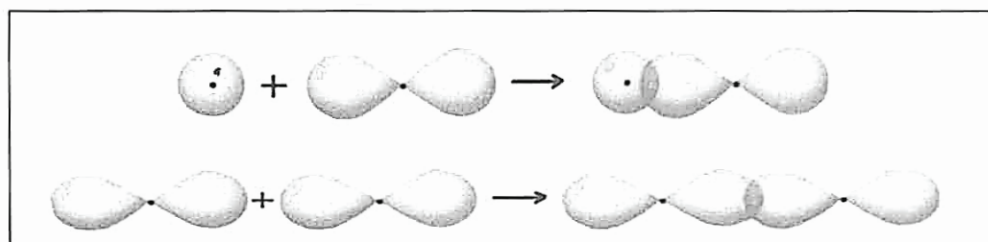
Значи,

во согласност со изложениот модел, може да се смета оти хемиските врски се резултат на препокривањето на атомските орбитали на оние атоми што се сврзуваат.

Сиџма и ѓи врски

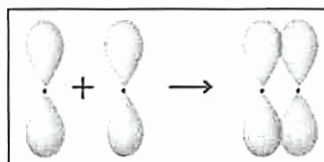
Врската што е образувана со препокривање на две s орбитали (како во поголемиот разгледаниот случај на водородот) се вика σ врска*.

Меѓутоа, ова не е единствениот начин на кој може да се образуваат σ врски. Имено, вакви врски може да се образуваат и како резултат на препокривање на една s орбитала и на *само еден* од двата дела на една p орбитала (онака како што подолу (сл. 5.6) е покажано на првиот цртеж или пак со *челно* препокривање на по една половина од две p орбитали како на вториот цртеж.



Сл. 5.6. Образување на сигма врска со учество на p орбитали

Постојат и други начини на кои може да се образуваат σ врски.



Сл. 5.7. Образување на π врска со странично препокривање на p орбитали

* Се чита сигма-врска. Инаку, грчката буква σ соодветствува на латинската буква s .

Две p орбитали може да се препокриваат и на начин којшто е покажан на сл. 5.7. Ова е т.н. *сферишно препокривање*. Врските што се образуваат на овој начин го носат називот π врски*.

И за образување на π врски постојат и други можности.

И така,

во зависност од видот на орбитали што се препокриваат и од начинот на кој се врши препокривањето, може да се образуваат σ или π врски.

Постојат можности моделирање да се провери

Како што видовме (стр. 75), само s орбиталите имаат *сферен*[†] облик и само кај нив електронската густина на дадено растојание од јадрото е еднаква без оглед на насоката. Другите орбитали се, на определен начин, **насочени** во просторот. Така, трите p орбитали се наоѓаат, една во однос на секоја од другите две, под агол од 90° .

Од друга страна, методите за изучување на структурата на молекулите покажале дека распоредот на атомите во рамките на молекулите е таков што може да се смета дека и врските во тие молекули се **насочени во просторот**.

Според тоа, постои начин барем во еден поглед да се *провери* правилноста на моделот според кој хемиските врски се резултат на препокривање на орбиталите. Веќе некои едноставни примери покажуваат дека проблеми **има**.

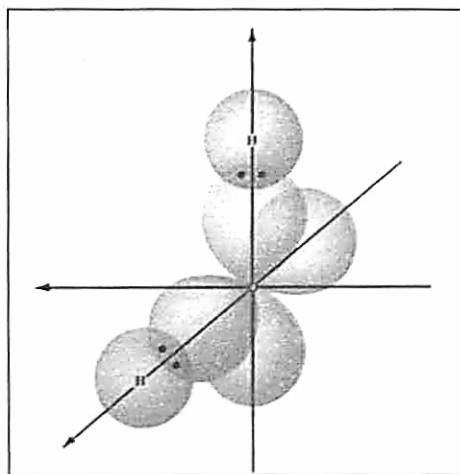
Така, водата би требало да биде образувана со препокривање на s орбиталите на двата водородни атома и по една половина од „просторните осумки“ на две од p орбиталите на атомот од кислород (оние што содржат неспарени електрони), онака како што е покажано на сл. 5.6[‡]. Поради распоредот на p орбиталите, би се очекувало дека двете О-Н врски ќе се наоѓаат под агол од 90° . Меѓутоа, експерименталната вредност за овој агол изнесува околу 105° .

Слични примери, каде што аголот меѓу врските не ја има очекуваната вредност, има доста.

* Се чита **пи-врски**. Грчката буква π соодветствува, се разбира, на латинската буква p .

[†] *Сферен* значи *шопиески*. **Внимавај**: Се пишува (и се изговара) *сферен*, а **не** *сверен*!

[‡] Заради поголема прегледност, покажани се само *две* од трите p орбитали од кислородот. Инаку, како и порано, правите линии со стрелки претставуваат *координатни оски* и **не се** делови од атомските орбитали.



Сл. 5.8. Две p орбитали од еден атом на кислород и две s орбитали од атом на водород би се прекривале вака (аголот меѓу $O-H$ врските би бил 90°)

Таков е, да речеме, случајот на метанот, CH_4 каде што проблемите се дури и уште посериозни. Имено во ова соединение четирите $C-H$ врски се меѓусебно рамноправни и насочени кон врвовите на тетраедар, така што аголот меѓу нив би требало да биде околу 109° . Меѓутоа, како што видовме, во својата стабилна состојба, јаглеродот има електронска конфигурација $1s^2 2s^2 2p^2$. Двата неспарени електрона (оние што се наоѓаат во полунополнетите p орбитали) би можело да учествуваат во образување на **само две σ врски**, а не на четири, колку што кај метанот всушност има. Освен тоа, тука е и проблемот со вредностите на аглиите: двете врски би требало да заклопуваат агол од 90° .

Значи,

споредувањето на експерименталните факти со очекуваните последици на прифатениот модел покажува дека постојат несовпаѓања што не може да се објаснат со помош на тој едноставен модел.

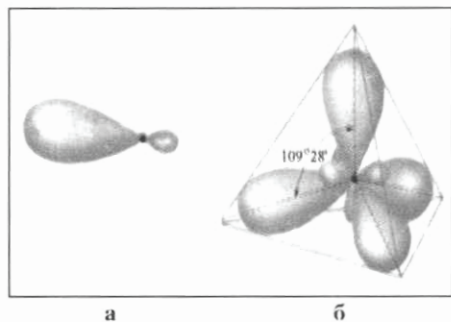
Хибридни орбитали

За да се објаснат несовпаѓањата, моделот бил изменет (модифициран) со воведување на претставите за т.н. **хибридни орбитали**. Така, за јаглеродот се претпоставува дека образувањето на ковалентни врски со водородот (на пример, во случајот на метанот) оди на следниов начин:

1. Еден од двата $2s$ електрона преминува во празната $2p$ орбитала, така што во L слојот ќе се појават еден s и три p електрона, секој во орбитала која е **самостојно попополнета**.
2. Овие четири орбитали учествуваат во образувањето на σ врски со s орбиталите на четирите водородни атома, при што **во текот на сврзувањето тие се изменуваат** (или, како што се вели, **се хибридуваат**), давајќи четири нови, **хибридни**, орбитали.

3. Четирите хибридни орбитали* се насочени кон врвовите на тетраедар, со што се овозможува максимална оддалеченост на електронските двојки една од друга (*еднакво* наелектризираните електронски двојки меѓусебно се *одбиваат*).

Обликот на една sp^3 хибридна орбитала е покажан на сл. 5.9 а, додека меѓусебниот распоред на сите четири вакви орбитали е даден на сл. 5.9 б.



Сл. 5.9. Хибридна sp^3 орбитала (а) и распоред на четирите sp^3 хибридни орбитали (б)

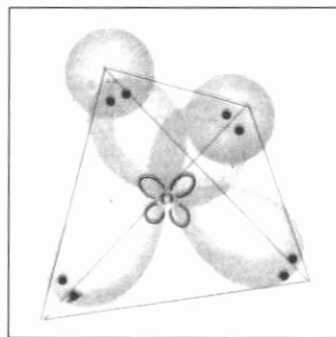
Геометријата на молекулите од водата и од амонијакот исто така може да се објасни ако се претпостави дека орбиталите околу кислородот (кај водата), односно околу азотот (кај амонијакот) се sp^3 хибриднизирани.

Меѓутоа, сите орбитали околу кислородот (односно околу азотот) **не учествуваат** во сврзувањето во рамките на молекулата. Имено, кај водата две од хибридните орбитали не се вклучени во образувањето на врски со

водородните атоми (сл. 5.10), а во молекулата на амонијакот постои една целосно пополнета орбитала што *не учествува* во образувањето хемиски врски. Ваквите орбитали (тие се среќаваат и во многу други случаи) ги викаме **несврзувачки**, а и електроните со кои тие се пополнети се викаат **несврзувачки електрони**. И во други случаи насоченоста на врските може да се објасни со претпоставка дека доаѓа до хибриднизирање на орбиталите, онака како што беше покажано погоре или на некој друг начин (имено, постојат и други видови хибридизација).

Не завлегувајќи натаму во проблемот со хибридни орбитали, засега само ќе речеме дека

насоченоста на врските честопати може да се објасни ако се претпостави дека доаѓа до хибридизација на некои од орбиталите.



Сл. 5.10. Во образувањето на врските кај молекулата од вода учествуваат sp^3 хибридни орбитали од кислородот, а има и две несврзувачки орбитали

* Заради тоа што се настанати од една s и три p орбитали, тие се означуваат како sp^3 орбитали. Инаку, ознаката sp^3 се чита **ес-пе-три**.

Поларна ковалентна врска

При образувањето на молекулски орбитали како резултат на прекривање на атомските орбитали, електроните што учествуваат во сврзувањето им припаѓаат на *двете јадра* што ги сврзуваат. Меѓутоа, тоа не значи дека во секој случај тие **еднакво долго** (или — **еднакво чистото**) ќе престојуваат во близината на *секое* од јадрата.

Ако двете јадра се *еднакви* (на пример ако имаме *хомоатомска* двоатомска молекула), тогаш електроните најчесто ќе се наоѓаат, така да се каже, на *полпати* меѓу двете јадра.

Меѓутоа, ако двете јадра припаѓаат на елементи со различни електронегативности (т.е. ако молекулата е *хетероатомска*), заедничките електрони почесто ќе се наоѓаат во близината на јадрото на поелектронегативниот елемент (ваков е, да речеме, случајот со молекулата на флуороводородот). Флуорот, имено, има *најголема* електронегативност од сите елементи и тој најсилно ги привлекува кон себе електроните од соседните атоми. Заради тоа, кога во една молекула ќе се најдат водород и флуор, заедничките електрони многу подолго време ќе поминуваат во близината на јадрото од *флуороти*, односно на она од водородот. За врска во која заедничките електрони се во поголема мерка привлечени кон едното од јадрата, велиме дека е **поларна**.

Во зависност од разликата во електронегативностите на елементите на кои им припаѓаат двете јадра, можни се сите случаи: од јонска врска (како кај цезиум флуоридот), преку поларна ковалентна врска (на пример, кај хлороводородот), до напдно неполарна ковалентна врска (онаква каква што постои кај хомоатомските двоатомски молекули):

Разлика во електронегативностите	Тип на хемиска врска
голема средно голема мала	јонска поларна ковалентна ковалентна

Може да се смета дека врската ќе биде *практично чистото јонска* тогаш кога разликата на електронегативностите е поголема од 2, а ќе биде *речиси чистото ковалентна* ако оваа разлика е помала од 0.4. При разлики на електронегативностите што се меѓу 0.4 и 2 врската ќе биде *поларна ковалентна*, со тоа што при големи вредности на разликата врската ќе се приближува до *јонска*, а при мали вредности — до *ковалентна*. **Внимавај: горните вредности се само ориентациони!**

Со други зборови, може да се заклучи дека

поларната ковалентна врска претставува преод меѓу ковалентната врска онаква каква што постои кај хомоатомските двоатомски молекули, од една страна, и јонската врска, од друга.

ВОДОРОДНА ВРСКА

Како се сврзани молекулите?

Во рамките на молекулите, атомите се сврзани со ковалентни врски – неполярни или поларни*. Но ние рековме дека постојат супстанции коишто во цврста агрегатна состојба се образувани од молекули (сети се за примерот на нафталенот). Има и многу други супстанции, течни и цврсти, за коишто исто така може да сметаме дека имаат граѓбени единки што се молекули.

Што е тоа што ги држи заедно молекулите?

Постојат различни видови меѓумолекулски интеракции (заемни дејства). Така, молекули какви што се оние на нафталенот меѓусебно се држат со помош на т.н. *фандервалсовски сили*†. Со природата на фандервалсовските сили ние засега нема да се занимаваме.

Еден друг важен вид заемно дејство е наречен **водородно сврзување**. До вакво вид сврзување доаѓа тогаш кога во интеракција стапуваат молекули од кои едната служи како **давател** (*донор*) на протон, а другата како **примател** (*акцептор*) на протонот. За една молекула да биде протон-донор, таа треба да содржи водороден атом што е ковалентно сврзан за атом на силно електронегативен елемент (на пример, флуор, кислород или азот).

И молекулата што е протон-акцептор во водородното сврзување, треба да содржи атоми на флуор, кислород или азот, но такви што имаат т.н. **слободни електронски двојки**, т.е. електрони што се наоѓаат во *пополнежни несврзувачки орбитали*.

* Чисто јонски граѓени молекули не постојат!

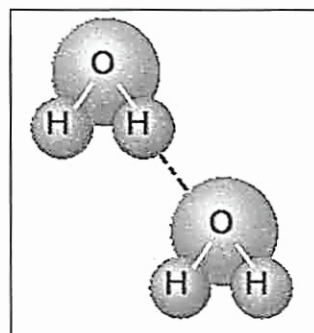
† Називот го добиле во чест на холандскиот физичар Јоханес Ван дер Валс [van der Waals] (1837–1923). Кај нас е вообичаено да се пишува Ван дер Валс, макар што во холандскиот јазик буквите **v** и **w** се читаат различно – првата речиси како нашето **ф**.

Во ваков случај, јадрото на водородот* може да стапи во заемно дејство со слободната електронска двојка и да образува своевиден **мост** меѓу двете молекули.



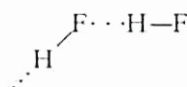
Веруваш ли дека водородно може да се сврзат (а) две молекули вода, (б) молекула вода и молекула од амонијак и (в) молекула вода и молекула од метан?

Зошто сметаш така?

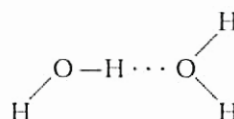


Сл. 5.11. Водородно сврзување меѓу молекули вода

Водородно сврзување има, да речеме, кај флуороводородот, за кој може да се напише[‡]:



а има и кај водата. Подолу се покажани врските што постојат меѓу две H_2O молекули



а со модел ова е прикажано на сл. 5.11.

Покрај при градбата на течностите (како, на пример, водата), водородното сврзување игра многу важна ролја во т.н. **генетска шифра** (или *генетски код*), т.е. при пренесувањето на наследните особини кај живите организми.

Водородно може да бидат сврзани и градбените единици на цврсти супстанции.

Сè на сè,

молекулите меѓусебно се држат заедно главно како резултат на постоењето на водородно сврзување или на дејствувањето на фандервалсовски сили.

* За разлика од сите други јадра, јадрото од водородот во молекулите околу себе *нема други електрони* освен оние со чија помош се остварува ковалентната врска.

‡ За да се разликуваат од ковалентните, водородните врски се означуваат со *неколку точки* (обично – со *три*), а не со *цртички*. Точките кои, во горниот пример, продолжуваат на двете страни покажуваат дека водородно сврзани може да бидат и *повеќе од две* молекули.

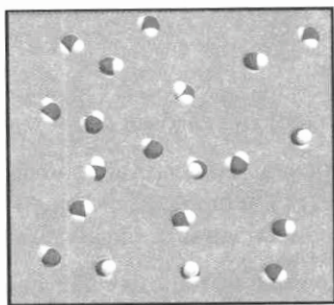
ГРАДБА НА ГАСОВИТЕ, ТЕЧНОСТИТЕ И ЦВРСТИТЕ ТЕЛА

Гасовиите и течностите се образувани од молекули

Веќе неколкупати рековме: и гасовите и течностите се изградени од молекули. Можеби треба да се рече дека гасовите и течностите **најчесто** се образувани од молекули. Постојат, имено, исклучоци од општото правило, но ние со нив нема да се занимаваме.

Од друга страна, меѓу гасовите и течностите постојат и важни разлики.

Кај **гасовите**, имено, *молекулиите* се **далеку** едни од други. Бидејќи меѓумолекулските сили дејствуваат само на многу куси растојанија, интеракциите меѓу молекулите се сосема слаби, толку слаби што може да се смета дека молекулите се **слободни**, независни една од друга. Заради тоа, тие можат речиси *слободно* да се движат *во сите можни насоки*. Поради ваквата градба, гасовите *го заземаат ситиот простор што им е даден на располагање и немаат определена форма**.



Сл. 5.12. Шематски приказ на градбата на течна вода (покажани се гроздови, двојки и одделни молекули)

Донекаде поинаку стојат работите кај **течностите**. И тука градбените единици се *молекули*, но тие се наоѓаат многу **поблизу** едни до други одошто кај гасовите, па така меѓумолекулските сили може да дејствуваат. Во некои случаи овие сили се од фандервалсовски вид, во други случаи е присутно водородно сврзување.

Поради дејствувањето на меѓумолекулските сили, во течностите постојат **гроздови** (или *класиери*) од молекули. Во овие гроздови, единиците не се цврсто врзани: едни молекули ги напуштаат овие групации, а други го заземаат нивното место. И бројот на единици во рамките на еден грозд се менува – гроздовите може да растат или да се смалуваат, а во течностите по-

стојат и одделни молекули или две-три молекули што заемно си дејствуваат (сл. 5.12).

* Тврдењето е целосно вистинито само ако се работи за чист гас внесен во простор кој претходно бил празен. Гасните смеси го заземаат ситиот простор, но одделните гасови може и да не бидат рамномерно распоредени низ тој простор.

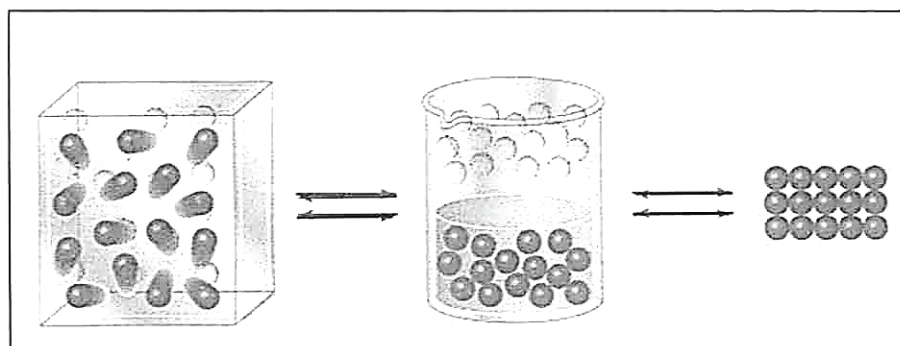
Во споредба со гасовите, слободата на движење на молекулите кај течностите е *ограничена*. Поради поголемиот број единици во секој одделен дел на просторот (поголемата густина) и поради меѓусебното сврзување, растојанијата што молекулите на течностите може слободно да ги изминат се значително помали од оние што без пречки ги минуваат молекулите на гасовите. Сепак, молекулите на течностите и агрегатите во кои тие учествуваат имаат определена (не сосем мала) слобода на движење.

Заради ваквата градба, течностите немаат определена *форма*, туку го земаат обликот на садот во кој се наоѓаат. Освен тоа, тие може да **течат** (од таму им е и називот!). Од друга страна, определено количество течност има определен волумен којшто не се менува ако се измени големината на просторот што на течноста стои на располагање. Така, ако водата што ја исполнува една мала чашка ја прелееме во една голема чаша, оваа (за жал!) **нема** да се наполни! Дури и ако врз течност однадвор притискаме, таа нема познателно да си го намали волуменот*.

Макар што слободата на движење на молекулите во течностите е намалена, некои од молекулите можат да ги совладаат меѓумолекулските привлечни сили, да ја напуштат течноста и да преминат во гасот што се наоѓа над неа. Испарувањето на течностите е резултат токму на ваквото преминување на молекули од течност во гас. Колку повисока е температурата, толку полесно молекули од течноста може да преминуваат во гасовитниот дел (гасната фаза) на системот. Се разбира, на повисока температура и испарувањето е понизразено.

Инаку, кај цврстите супстанции слободата на движење на градбените честички е *многу ограничена* – тие само треперат околу своите рамнотежни положби. За цврсти супстанции ќе зборуваме подолу.

Шематскиот приказ на градбата на гас, течност и цврста супстанца е даден на сл. 5.13 (двојните стрелки означуваат дека се можни премини од една агрегатна состојба во друга).



Сл. 5.13. Градба на гас, течност и цврста супстанца (шематски приказ)

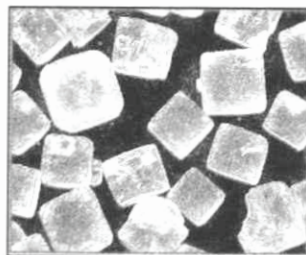
* На ваквото својство на течностите е базирано дејствувањето на т.н. *хидраулични кофиници*, на пример, оние во автомобилите.

Ако сакаме да го заокружине она што досега го зборувавме, може да речеме дека

- и гасовите и течностите се, по правило, изградени од молекули: во гасовите молекулите се практично слободни, додека во течностите постојат гроздови од молекули;
- слободата на движење е значително поголема за молекулите на гасовите;
- за разлика од гасовите, течностите речиси не си го намалуваат волуменот под дејство на надворешни влијанија;
- најмала е слободата на движење кај цврстите супстанции.

Цврстите тела имаат правилна градба

Гроздовите од молекули што ги среќаваме кај течностите укажуваат на **извесна правилност** во градбата. Но тука таа правилност завршува во рамките на гроздот и не продолжува низ целата течност. Вака е и кај некои цврсти тела – стаклото, асфалтот, смолите и други. Цврстите тела кај кои правилноста во внатрешната градба е ограничена, се викаат **аморфни**^{*}.



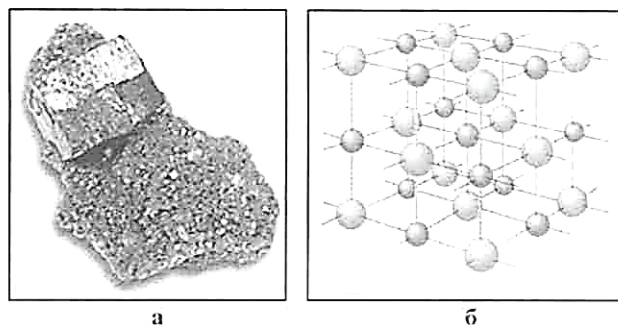
Сл. 5.14. Кристали од сол (зголемени)

Наспроти тоа, кај повеќето цврсти тела правилноста на градбата продолжува во сите насоки. Внатрешната градба има одраз и врз надворешниот изглед на ваквите цврсти тела. Тие честопати имаат правилна надворешна форма, а и кога ќе се скршат, парченцата пак имаат правилно оформени страни. За ваквите цврсти супстанции велíme дека се **кристални**.

За никого од нас кристалите не се новост. Погледни ги повнимателно (ако имаш лупа, употреби ја!) „зрнцата“ од сол. Ќе видиш дека тие се со правилна надворешна форма (сл. 5.14).

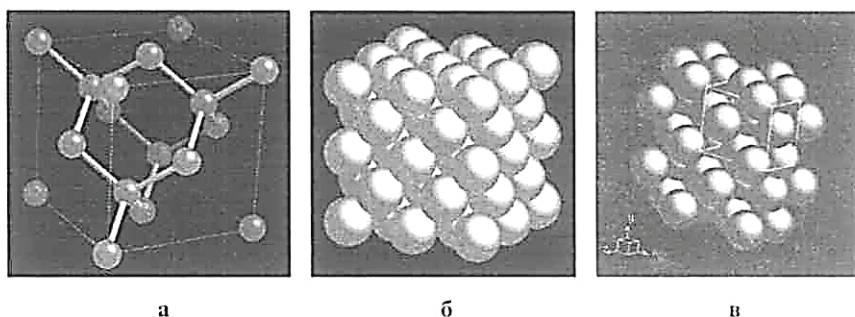
Ако некаде најдеш галенит (минерал на оловото, PbS , сл. 5.15 а), земи едно кристалче и притисни го или чукни го. Тоа ќе се скрши, но сите делчиња ќе ја имаат формата на коцка, исто како и првобитното кристалче. Причина за ваквото однесување на кристалите на галенит лежи во неговата внатрешна градба (сл. 5.15 б). Имено, во кристалот, Pb^{2+} и S^{2-} јоните имаат точно определени положби.

^{*} Зборот *аморфни* во превод значи *безформни*, т.е. *оние што немаат форма*, т.е. немаат правилна форма.



Сл. 5.15. Кристали од галенит (а) и распоред на Pb^{2+} (помали топчиња) и на S^{2-} јоните во структурата на галенитот (б)

Слично е и со други кристали, на пример, оние на дијамантот (сл. 5.16 а), на златото (сл. 5.16 б), на бизмутот (сл. 5.16 в) или на натриум хлоридот (сл. 5.3). Малиот паралелопипед вртан (со бели линии) на сл. 5.16 в ограничува еден дел од кристалот што се вика *елементарна ќелија*.



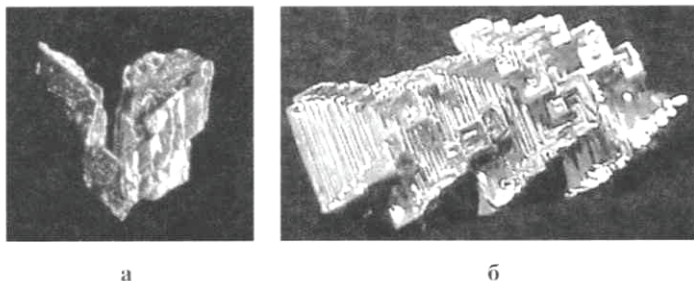
Сл. 5.16. Распоред на атомите во структурата на дијамантот (а), на златото (б) и на бизмутот (в)

И, така, во структурата на цврстите тела, градбените единици имаат точно определено место коешто тие не можат да го напуштат (или, барем, не можат **лесно** да го напуштат). Меѓутоа, ова не значи дека честичките од кои се образувани цврстите тела се **неподвижни**. Напротив, и тие се движат, но движењата им се ограничени на сосем мали отстапувања од рамнотежната положба (тие како да треперат околу овие положби).

Значи,

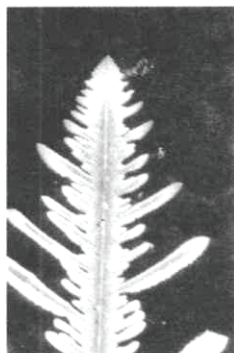
кај кристалните супстанции правилноста во градбата продолжува во сите насоки, а тоа честопати има одраз и врз правилноста на нивниот надворешен изглед.

Градбени единици на кристалите, инаку, може да бидат **атоми** (меѓусебно сврзани со ковалентни врски), а може да бидат **молекули** или **јони**. Во зависност



Сл. 5.17. Кристали од металите злато (а) и бизмут (б)

од тоа каква е природата на градбените единки, кристалите може да бидат **атомски** (или **ковалентни**), **молекулски** или **јонски**.

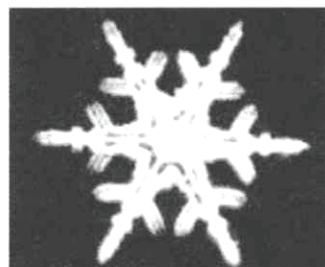


Сл. 5.18. Дендрит од цинк

Кристали на елементите што покажуваат **метални** својства, како и на **легури** спаѓаат во посебна група – во групата на **метални кристали** (погледни ја, да речеме, сл. 5.17).

Во некои случаи, кога кристалите од металите растат брзо, се образуваат кристали во вид на папрат или разгрането дрвце. Ваквите кристали се викаат **дендрити** (на сл. 5.18 е покажан дендрит од металот цинк).

Металите не се единствените што образуваат дендрити. Снегулките (сл. 5.19) се, во суштина, дендрити.



Сл. 5.19. Снегулка

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 1 година на реформираното гимназиско образование* (глава 5), а се однесуваат на овој дел од учебников.



s ЕЛЕМЕНТИ

Местото на *s* елементите во периодниот систем

Како што веќе рековме (стр. 88), *s* елементи (се чита **ес-елементи**) се оние што имаат еден или два валентни електрона во *s* орбиталата со највисока енергија. Во првиот случај елементите спаѓаат во s^1 , а во вториот – во s^2 елементи (кога овие називи се изговараат, се чита **ес-еден-елементи** и **ес-два-елементи** соодветно).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																
2	Li	Be															
3	Na	Mg															
4	K	Ca															
5	Rb	Sr															
6	Cs	Ba															
7	Fr	Ra															

Сл. 6.1. Местото на *s* елементите во периодниот систем (местата на металите се сино обоени полиња, а она на единствениот неметал – водородот – е светлозелено обоено)

Точно? Па, воглавно—*га*!



Имено, тешко е да се најде вистинското место за *водородот*, место за кое не би имало никаков приговор. Во врека со тоа, прочитај го текстот **КАДЕ ДА СЕ СМЕНИ ВОДОРОДОТ** во Прилогот В (стр. XXIII).

Елементите што сега ги разгледуваме (s елементите) ги заземаат (в. сл. 6.1) првите две групи од периодниот систем, оние што некогаш се означувале и како IA и IIA. Во првата од нив се наоѓаат, *покрај водородот*, **алкалните метали**: литиумот, натриумот, калиумот, рубидиумот, цезиумот и франциумот. Сите овие елементи се од s^1 типот. Во втората група спаѓаат т.н. **земно-алкални метали**: берилиумот, магнезиумот, калциумот, стронциумот, бариумот и радиумот, елементи што се од s^2 тип.

Значи,

- во s елементи ги вбројуваме оние чии валентни електрони се наоѓаат во s орбитали, со тоа што вклучувањето на водородот тука е по малку условно, а благородниот гас хелиум (и покрај тоа што содржи само s електрони) обично не се смета за s елемент;
- елементите од s^1 типот се сместени во првата група од периодниот систем, а оние од s^2 типот – во втората.

Физички својства

Со исклучок на водородот, елементите од групите 1 и 2 образуваат прости супстанции што ги им припаѓаат на *металиите**. Водородот (диводородот) е *неметал*.



За разликите во својствата на металните и неметалите, прочитај го текстот МЕТАЛИ И НЕМЕТАЛИ во додатокот В (стр. XXV).

При обични услови†, водородот е гас, а другите се во цврста агрегатна состојба (некои од овие се многу *лесно топливи*). Температурите на топење на алкалните метали се значително пониски од оние на земноалкалните (в. сл. 5.2).

Алкалните и земноалкалните метали имаат метален изглед и сребренесто сива **боја**, освен цезиумот којшто е златножолтеникав.

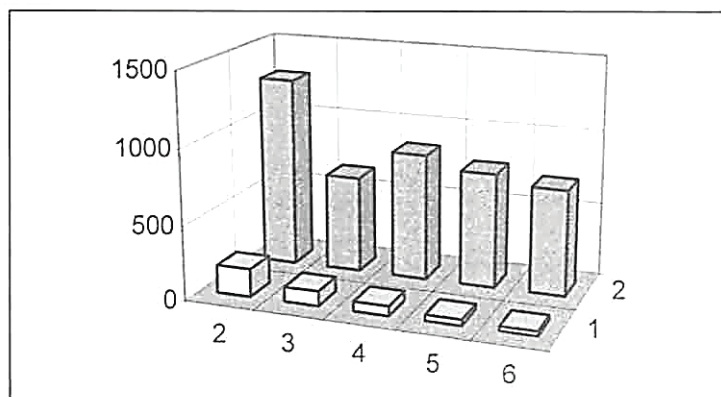


Со исклучок на берилиумот, сите се **меки** и може да се сечат со нож. Берилиумот, пак, е **тврд** – со него може да се гребе стаклото. Мерено во Мосовата скала (види го текстот во додатокот В), алкалните метали имаат тврдини

* За да го скусиме пишувањето, кога во иднина ќе зборуваме за физички својства на **елементите**, ќе подразбираме дека се работи за својства на соодветните **прости супстанции**.

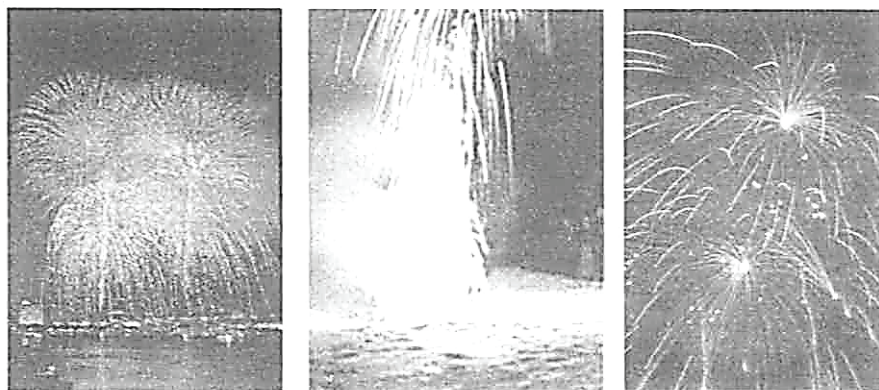
† Под поимот **обични услови** ќе подразбираме притисоци блиски до вообичаениот атмосферски притисок (т.е. блиски до 100 000 Pa) и температури блиски до она што се смета за собна температура, на пример 20 °C. Наспроти тоа, под **стандардни услови** (барем тогаш кога зборуваме за идеални гасови) се подразбира температура од 0 °C и притисок од 101 325 Pa.

йомали од единица (кај цезиумот само 0,2), додека тврдината на земноалкалните метали е помеѓу 1 и 2 (но 5,5 кај берилиумот).



Сл. 6.2. Температури на топење (изразени во целзиусови степени) на алкалните и на земноалкалните метали

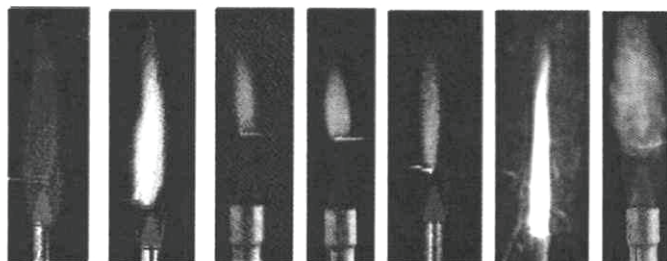
Од сите прости супстанции (не само од овие две групи), водородот има најмала густина. Густината на простите супстанции образувани и од другите x елементи е релативно мала, а онаа на литиумот, на натриумот и на калиумот е помала од густината на водата. Меѓу овие елементи, најголема густина (околу 5 g/cm^3) има радиумот, а по него следува бариумот (густината му е $3,5 \text{ g cm}^{-1}$).



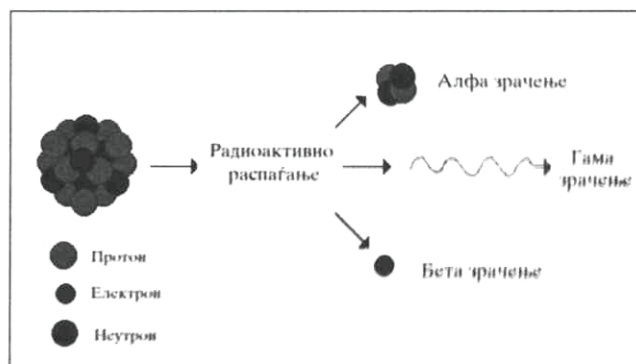
Сл. 6.3. Огномети: ракети (лево и десно) и бенгалски оган (во средината)

Во време на некој огномет секако си видел шарени ракети или т.н. *бенгалски огнови*. Бојата на ракетите и на бенгалските огнови потекнува од додадените во нив нитрати на алкални или земноалкални метали. Имено, кога соли на

некои од γ елементите (се разбира, тоа не се однесува на водородот) се внесат во безбоен пламен со достатно висока температура, тие го обојуваат пламенот со карактеристична боја (сл. 6.4).



Сл. 6.4. Бојење на пламенот од литиум, натриум, калиум, рубидиум, калциум, стронциум и бариум



Сл. 6.5. Радиоактивност (шематски)

Последните елементи од секоја од двете групи (франциумот и радиумот) се **радиоактивни***. Нивните јадра се нестабилни и, оддавајќи хелиумови јадра (алфа честички) или електрони (бета честички) се претвораат во јадра на други елементи. Множествата вакви честички се викаат *алфа зраци*[†] и *бета зраци*, соодветно. Овие зрачења, заедно со кусите електромагнетни зраци (*гама зраци*) се викаат *радиоактивно зрачење*, а самата појава се вика *радиоактивност* (сл. 6.5). Ете зошто велíme дека франциумот и радиумот се *радиоактивни* елементи (се разбира, има многу други нуклиди што се радиоактивни).

* Називот доаѓа од латинскиот збор *radius* што значи зрак. Оттаму доаѓа и името на елементот радиум.

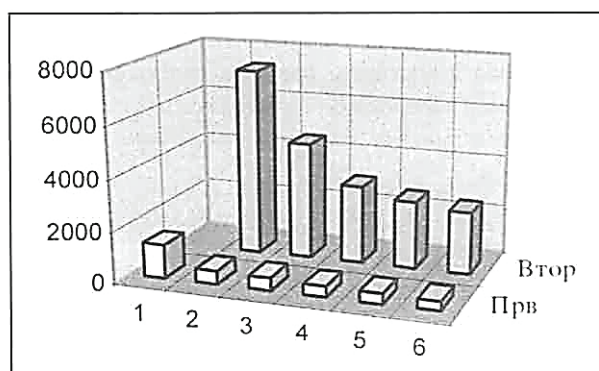
[†] Не се работи за *зраци* во чисто математичка смисла.

Накучо речено,

- алкалните и земноалкалните метали имаат метален изглед, меки се (со исклучок на берилиумот) и имаат мала или релативно мала густина;
- солите на поголемиот дел од овие метали го обојуваат безбојниот пламен;
- франциумот и радиумот се радиоактивни.

Оддавање и ѓримање електрони – сличности и разлики

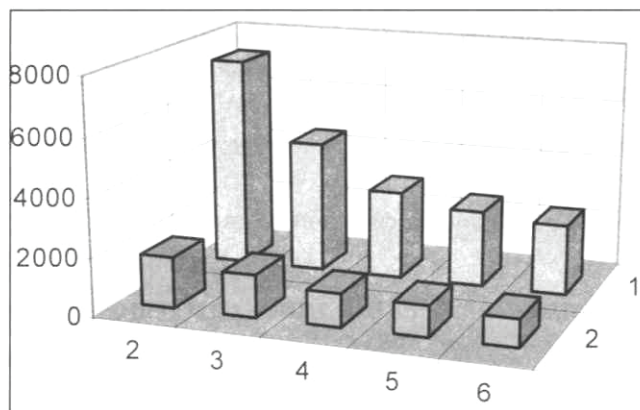
Поради тоа што содржат електрони во s орбитали чија енергија е значително повисока од онаа на орбиталите од претходниот слој, атомите од алкалните и земноалкалните елементи може овие електрони лесно да ги оддаваат, претворајќи се во позитивно наелектризирани јони (алкалните елементи образуваат M^+ , а земноалкалните – M^{2+} јони^{*}).



Сл. 6.6. Вредности на првиот и вториот јонизационен потенцијал (во килоџули на мол) на елементите од првата група (бројките на предната страна од основата ги означуваат периодите)

Атом од водородот исто така може да го оддава својот единствен електрон и да се претвори во H^+ јон. Меѓутоа, поради значително поголемата енергија што е потребна за овој електрон да се оддалечи од атомот (во вреќа со неа е и т.н. **јонизациона енергија** или, како што честопати се вика, **јонизационен потенцијал**), водородот оддава електрон **потешко** одошто алкалните елементи (сл. 6.6).

^{*} M е заедничка ознака за метал. Не треба, како што понекогаш се прави, за означување на метал да се употребува кратенката Me затоа што вака обично се бележи метилна група, CH_3 .



Сл. 6.7. Споредба на вредностите на вториот јонизационен потенцијал на металите од втората и од првата група (бројките на предната страна од основата ги означуваат периодите, а оние оддесно – групите)

Атомите од алкалните метали не оддаваат втор електрон и не образуваат M^{2+} јони. Причина за ова е високата вредност на **вториот јонизационен потенцијал** – величина што е во врска со енергијата потребна да се доведе за од атомот што изгубил електрон (се разбира, тоа е веќе *јон*) да се оддалечи и втор електрон.

Оваа енергија (сл. 6.7) е за десетина пати поголема од онаа потребна за „откинување“ на првиот електрон.

Наспроти тоа, вредностите на вториот јонизационен потенцијал на елементите од втората група се *значително* пониски (в. сл. 6.7), а образувањето на M^{2+} јони не само што е можно, туку тие се и **единствените** јони што ги образуваат елементите од оваа група.

Во секој случај,

атомите од 2 елементите, оддавајќи ги електроните од највисоката по енергија s орбитала, се претвораат во позитивно наелектризирани јони.



Напиши ги **електронските конфигурации** на алкалните и земноалкалните елементи. Употреби го скратениот начин на пишување – пишувај, да речеме, $_{19}K: [Ar] 4s^1$ и слично.

Напиши ги електронските конфигурации на M , односно M^{2+} јоните на металите од првата и втората група соодветно.

Кои се елементите на чии електронски конфигурации личат електронските конфигурации на јоните на алкалните и земноалкалните метали?

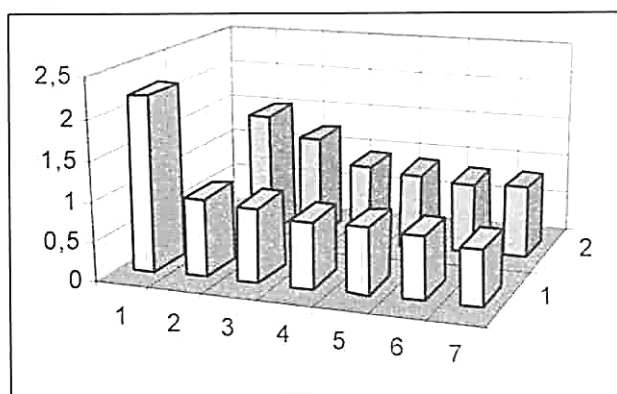
Обиди се прецизно да ја формулираш забележаната закономерност.

Инаку, лесно е да се види дека вредностите на **јонизационите енергии** (односно, **јонизационите потенцијали**) на s елементите **опѓаат** одејќи од водородот кон франциумот и од берилиумот кон радиумот.

Со други зборови,

колку поголем е атомскиот број на елементот во една од овие групи, толку полесно се оддава(ат) електрон(и).

На сличен начин како јонизационите потенцијали, се менуваат и вредностите на **електронегативностите** на s елементите. И тие **опѓаат** одејќи одозгора надолу во рамките на една група (сл. 6.8). Всушност, цезиумот и франциумот имаат **најмала електронегативност** од сите елементи во периодниот систем.



Сл. 6.8. Електронегативности (претставени на вертикалната оска) на елементите од првата и од втората група (бројките на предната страна од основата ги означуваат периодите, а оние оддесно – групите)



Во производството на т.н. **фотоелектрични ќелии** (почесто се употребува називот **фотоќелија**) важна улога има цезиумот (чист, или во легура со други алкални метали).

Фотоелектрична ќелија, инаку, е еден вид галвански елемент на кој катодата е направена од цезиум. Кога на ваква ќелија ќе падне светлина, од катодата се исфрлаат електрони кои, патувајќи кон анодата, го затвораат електричниот круг. Фотоќелии се применуваат, да речеме, за контрола на затворањето на вратите на поновите типови лифтови, а имаат и други, поважни, примени.

Можеш ли да видиш зошто за правење на фотоќелии се употребува цезиум, а не, да речеме, сребро? Не се работи за цената – чистото сребро е **значително** (неколкупати) **повољно** од чистиот цезиум!

Инаку, не смее да се заборави еден важен факт. Имено, како што веќе знаеме, водородот – единствен од сите s елементи – може да образува и **негативно** наелектризирани, H^- (**хидридни**) јони.



Се разбира, ова е можно заради тоа што на тој начин се пополнува *првиот* електронски слој. Инаку, по ова свое својство, како и по тоа што образува двоатомски молекули, водородот е сличен на халогените елементи (флуор, хлор, бром и јод). Впрочем, за ова веќе можеше да прочиташ во текстот **КАДЕ ДА СЕ СМЕНИ ВОДОРОДОТ** во Прилогот В (стр. XXIII).

p ЕЛЕМЕНТИ

Местото на p елементите во периодниот систем

Погледни ја сликата 6.6. Ја гледаш ли положбата на *p* елементите во периодниот систем?

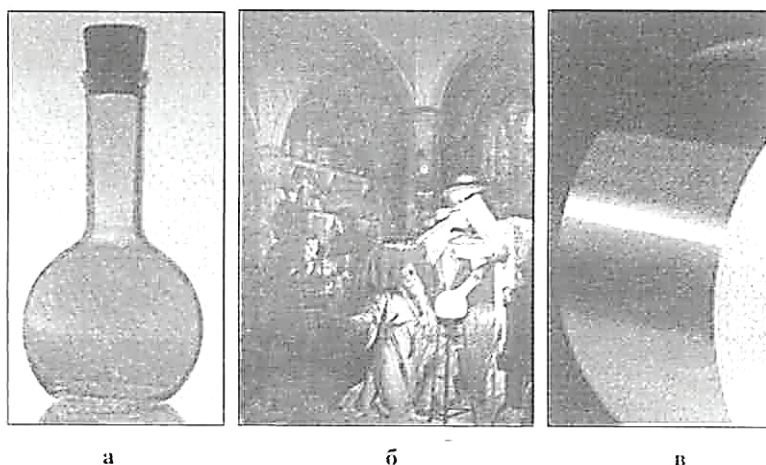
1	2		4	5	6	7	8	9	10	11	12		14	15	16	17	18
1													B				
2													Si				
3													Ge	As			
4														Sb	Te		
5																	
6																At	
7																	

Сл. 6.9. Местото на *p* елементите во периодниот систем: положбите на *p* елементите што се неметали се обоени светлозелени, оние на елементите што се метали се сини, а местата на семиметалите се обоени синозелено и се означени со симболите на елементите

Добро забележа: *p* елементите го заземаат **десниот** дел од таблицата на периодниот систем. Во оваа група влегуваат елементите од петте групи што ги означуваме како 13, 14, 15, 16, 17 и 18. Притоа, елементите од 16-та група (кислородот, сулфурот и другите) се викаат *халкоџени*, оние од 17-та група се означуваат како *халогени*, а 18-та група ја сочинуваат *благородните* *газови*.



Сл. 6.10. Сулфурот е *p* елемент



Сл. 6.11. Примери за некои p елементи: бром (а), алхемичарот Бранд го открива фосфорот (б), алуминиум (в)

Речиси сите **неметали** (со исклучок на водородот) спаѓаат во p елементи. Меѓутоа, во p елементи спаѓаат и елементи кои, секако, се **метали** (на пример, Al, Sn или Pb), а исто така и сите **семиметали**.

Како што гледаш,

во периодниот систем p елементите се сместени во групите што ги означивме како 13 та, 14 та, 15 та, 16 та, 17 та и 18 та; според својствата на простите супстанции, како и опие на нивните соединенија, p елементите може да бидат неметали, метали или семиметали (*сите семиметали спаѓаат во p елементи*).

Кај сите p елементи целосно се пополнети np орбиталите (n , како и порано, е вредноста на главниот квантен број што одговара на периодата во која се наоѓа дадениот елемент), додека бројот на np електрони е за дванаесет помал од бројот на групата. Така, во втората периода бројот на np електрони е:

Елемент	B	C	N	O	F	Ne
Група	13	14	15	16	17	18
Број на np електрони	1	2	3	4	5	6

Се разбира, со шест вакви електрони целосно се пополнети сите $2p$ орбитали. Слично е и со p елементите од другите периоди (**провери си го тоа!**).

Запомни:

според бројот на p електрони во np орбиталите, p елементите може да бидат p^1, p^2, p^3, p^4, p^5 или p^6 елементи.

Металиите полесно оддаваат електрони

Со s елементите немавме проблеми – тие *секогаш* оддаваат електрони. Исклучок е *водородот* (тој може и да **одава** и да **прима** електрони), но тоа е само *еден* од петнаесетте досега познати s елементи. Па и инаку, како што рековме, којзнае дали водородот треба да се разгледува заедно со другите s елементи?!

Кај p елементите не е така едноставно.

Имено, оние p елементи што се **метали**, може целосно* да оддадат електрони: алуминиумот – три, калајот – четири итн. и притоа да образуваат **катјони** со соодветен полнеж. Се оддаваат, се разбира, **валентните** електрони. Меѓутоа, врските што ги образуваат металите од оваа група не се секогаш *јонски*. Имено, постојат соединенија кај кои атомите на металите *ковалентно* се сврзуваат со други атоми.

Не секогаш се оддаваат *сите* валентни електрони. На пример, калајот често „се задоволува“ со оддавање на два електрона и образување на Sn^{2+} катјони, а слична е ситуацијата и кај оловото.

Како што се гледа,

- металите од тринаесеттата група може да образуваат M^{3+} , а оние од четринаесеттата група – M^{4+} јони;
- во случајот на елементи како што се **Sn** или **Pb**, покарактеристично е образување и на M^{2+} јони.

Подолема електронегативност – полесно примане електрони

Имајќи го предвид горното, се поставува прашањето како, тогаш, ќе стојат нештата со p^3, p^4 или p^5 елементите.

За атом како оној на *флуорот*, многу полесно ќе биде да **прими** одошто да **одаде** електрон. На овој начин, имено, се постигнува електронската конфи-

* Не заборавај дека за **целосно оддавање** електрони се зборува само **условно**: целосно оддаден електрон значи, всушност, електрон за кој е **многу малку веројатно** дека ќе се најде во близината на јадрото на оној атом од кого потекнува. Слично е и со **целосното примане** електрони.

гурација да личи на онаа на благородниот гас што *следува* по неџо во периодниот систем (неонот), а ваквата конфигурација се смета за **стабилна**.

Со тоа, се разбира, ќе се добие не катјон, туку **анјон**. На сличен начин E^- јони може да образуваат и другите халогени елементи (хлор, бром, јод, аstat). Веушност, образувањето на F^- едноатомски јон е единствената можност за елементот флуор, а едноатомски анјони има и кај другите халогени елементи.



Можеш ли, врз основа на она што беше речено, да претпоставиш дали за елементите од шеснаесеттата група (кислород, сулфур, селен) ќе биде карактеристично *примањето* или *оддавањето* електрони?

А за елементот азот (тој спаѓа во петнаесеттата група)?

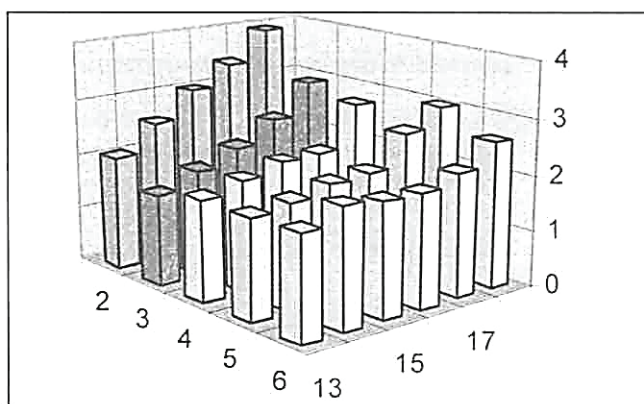
Ако правилно размислуваше, сигурно одговори дека кислородот, сулфурот или селенот (а и азотот) полесно **примаат** одошто оддаваат електрони, образувајќи притоа оксидни, сулфидни, селенидни или нитридни јони.

Притоа, како што знаеме,

колку поголема е електроенегативноста на елементот, толку полесно атом од тој елемент ќе прима електрони од атомите со кои се сврзува.

Можен е и компромис – ковалентно сврзување

Ниту оддавањето, ниту примањето електрони не се процеси што може **независно** да течат. За еден атом да *оддаде* еден или повеќе електрони, во својата близина треба да има друг атом што електроните ќе ги *прими*.



Сл. 6.12. Електроенегативности на *p* елементите (бројките на предната страна од основата ги означуваат периодите, а оние оддесно – групите)

Слично е и со *примањето* електрони: за тоа да биде можно, треба да има и атоми што може да ги *оддаваат* своите електрони. Кои атоми ќе даваат, а кои ќе примаат електрони ќе зависи, на прво место, од тоа колку лесно (или тешко) тие оддаваат електрони. Мерка за ова, така да се рече, *спросречно кон електрони* е вредноста на електронегативноста* (сл. 6.12).

Кога *p* елементите се сврзуваат (директно или индиректно) со метали, т.е. со елементи со **мали вредности** за електронегативноста, се образуваат *јонски* градени соединенија. Наспроти тоа, ако **разликите** во електронегативноста се **мали**, сврзувањето е *ковалентно*. Така, *оксидиите* на металите се *јонски* соединенија, но сврзувањето кај оксидите на халогените елементи **не е јонско** туку *ковалентно*! Ковалентното сврзување е некој вид **компромис** меѓу тенденциите за примање и за оддавање електрони.

Според тоа,

за елементите од 15, 16 и 17 група можно е образување на едноатомски анијони (толку поверојатно колку, во рамките на една група, елементот лежи погоре или, во рамките на една периода, се наоѓа понадесно), но и образување на ковалентни соединенија.

За **семиметалите**, повеќе одошто и за металите и за неметалите, е карактеристично образувањето на ковалентни соединенија.

d ЕЛЕМЕНТИ

Местото на d елементите во периодниот систем

Како што веќе видовме, *s* елементите ја заземаат левата, а *p* елементите десната страна на таблицата на периодниот систем (претставена во формата што доследно е применувана во овој учебник). Тоа се елементи што им припаѓаат на групите 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 и 18. Затоа, *d* елементите† мора да се сместат во преостанатите групи — оние што носат броеви од 3 до, заклучно, 12 (сл. 4.11, стр. 90).

Треба да се забележи дека во случајот на шестата и седмата периода, третата група содржи повеќе од еден елемент (дури по *периодесет*), но само La и Ac

* Всушност, ќе дејствуваат и други фактори.

† Се чита **де** елементи.

се d елементи, а другите се f елементи (оттаму поинаквата боја на соодветните квадратчиња на сл. 6.13).

1	2		4	5	6	7	8	9	10	11	12		14	15	16	17	18
---	---	--	---	---	---	---	---	---	----	----	----	--	----	----	----	----	----

1																	
2																	
3																	
4																	
5																	
6																	
7																	

Сл. 6.13. Местото на d елементите во периодниот систем (фактот дека во третата група, но само во шестата и седмата периода, спаѓаат и f елементите е означен со потемна сина боја)

Строго земено, за еден елемент да го сметаме за d елемент, потребно е тој да содржи нецелосно пополнети $(n-1)d$ орбитали* и еден или два електрона во ns орбиталата. Притоа, нецелосно пополнети d орбитали може да има или тогаш кога елементот образува проста супстанца или кога се наоѓа во некое соединение†.

Одејќи од еден d елемент кон соседниот, најчесто се менува бројот на d електроните.

Поради тоа што може да се сметаат за некој вид *преод* од s кон p елементите, d елементите‡ се викаат **преодни елементи**.

Елементите од 12-тата група (Zn, Cd и Hg) и кога образуваат прости супстанции и кога како јони влегуваат во составот на соединенија, имаат целосно

* Бројот n го означува бројот на периодата на која припаѓа дадениот елемент.

† Анимониите од елементот паладиум немаат ниту еден електрон во своите ns (во овој случај, тоа се $5s$) орбитали. Кај елементите од 11-тата група (Cu, Ag, Au), $(n-1)d$ орбиталите се целосно пополнети кога тие се наоѓаат во вид на прости супстанции, но се само делумно пополнети кај нивните јони.

‡ Заседно со f елементите кои се сместени во тринаесеттата група од периодниот систем (макар што многу често во таблиците на периодниот систем, f елементите се даваат надвор од таблицата).

пополнети $(n - 1)d$ орбитали. Меѓутоа, нивните својства се толку слични со оние на другите d елементи, што и тие се изучуваат заедно со другите d елементи. Понекогаш елементите од 12-тата група се викаат **постпреодни елементи** (во превод – *попреодни* или *заг-преодни*). Ние овој термин ќе го одбегнуваме.

Елементите што ги вбројуваме во d елементи се сместени во четвртата, петтата, шестата и седмата периода од периодниот систем. Честопати d елементите од четвртата периода се викаат, со заедничко име, *прва серија* од преодни метали, оние од петтата периода – *втора серија* итн.



Внимателно разгледај некоја таблица на периодниот систем во која е дадена електронската конфигурација на елементите.

Во неа одбери ги елементите што сметаш дека може да бидат d елементи и натаму вниманието посветувај им го само нив.

Кај овие елементи особено внимание обрни му на бројот на електрони во последниот (n -ти) слој, како и во оној што му претходи.

Забележи колку елементи од оваа група имаат по два s електрона, а колку – по еден.

Навистина ли има повеќе елементи што содржат по два, одошто такви што имаат по еден ns електрон?

Од она што беше речено, може да се заклучи дека

за d елементи ќе ги сметаме оние што се наоѓаат во четвртата, петтата, шестата и седмата периода и во групите од 3 до 12 (со исклучок на т.н. f елементи кои се наоѓаат во третата група на шестата и седмата периода).

Физички својства

Сите d елементи им припаѓаат на *металиите*. Всушност, повеќето од металиите што биле познати од најстари времиња (со исклучок на оловото и калајот) спаѓаат во d елементи. Така, d елементи се железото, бакарот, среброто, златото и живата – метали што биле познати од дамнина.

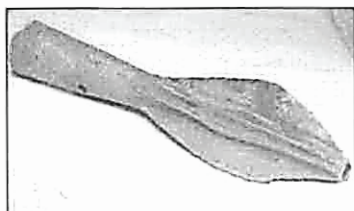
Се разбира, има добри причини зошто овие метали *биле* познати толку одамна.

Од една страна, тие или во природата се наоѓаат како *самородни* (погледни ги на сл. 6.14, да речеме, кристалите од бакар и грутчињата самородно злато) или лесно се добиваат (како живата од цинабаритот – жива(II) сулфидот; в. сл. 6.14).



Сл. 6.14. Самороден бакар (лево), самородно злато (средина) и цинабарит (десно)

Од друга страна, тие релативно лесно се обработуваат и од нив (или од нивните легури) може да се добијат предмети за употреба во животот, вклучувајќи ги тука и орудијата и оружјето (сл. 6.15), но и предметите за украс. Во последнава категорија секако треба да се вбројат предметите од сребро или злато.



Сл. 6.15. Предисториско бронзено копје

за ова, најдобар електричен и топлински спроводник меѓу металите е среброт, потоа следува бакарот, а по него – златото. Лесно е да се види дека сите три наброени метала им припаѓаат на d елементите и тоа сите се од *иста група* (единаесеттата).

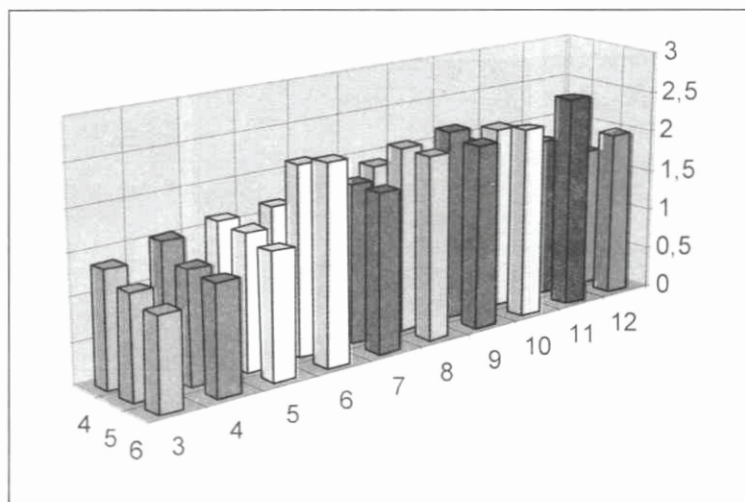
Металните својства (на пример, добрата електрична и топлинска спроводливост) се изразени кај d елементите. Само како пример

Електронегативноста на овие елементи (сл. 6.16) се поголеми од оние на алкалниот или на земноалкалниот елемент од истата периода.

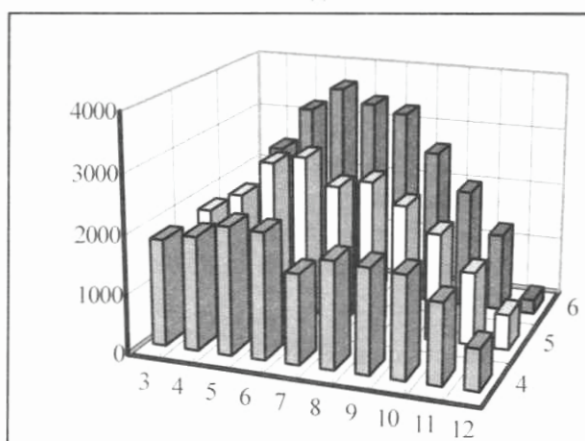
Стабилните форми на простите супстанции образувани од d елементите, (освен оние од 12-тата група), имаат *високи температури на топење* – повисоки од $900\text{ }^{\circ}\text{C}$ (сл. 6.17). Од нив, највисока температура на топење има *волфрамот* ($3410\text{ }^{\circ}\text{C}$). Наспроти тоа, живата е, при обични услови, течна, а кадмиумот се топи на околу $320\text{ }^{\circ}\text{C}$. Во рамките на една периода, инаку, највисоки температури на топење имаат елементите од 5-тата или 6-тата група.

Преодните елементи лесно образуват *легури* – едни со други, со метали од групата на s елементите, но и со семиметали и неметали.

Соединенијата на повеќето d елементи се *обоени*.



Сл. 6.16. Електронегативности на преодните и постпреодните елементи (бројките на левата страна од основата ги означуваат периодите, а оние оддесно —групите)



Сл. 6.17. Температури на топење (во келвини) на простите супстанции образувани од d елементите (бројките на левата страна од основата ги означуваат групите, а оние оддесно —периодите)

Значи,

- сите d елементи спаѓаат во метали, добри се (или одлични) електрични и топлински спроводници, по правило доста тешко топливи;
- соединенијата на овие елементи се, честопати, обоени.

Наоѓање и хемиски својства

Некои од преодните метали во природата се среќаваат *самородни* (во елементарна состојба; в. сл. 6.14), но почесто влегуваат во составот на различни

оксидни, сулфидни или други минерали. Железото и титаниумот* спаѓаат во чести елементи, додека другите се поретки или, пак, сосем ретки. Радиоактивниот елемент технециум† во природата не се среќава‡.

Во природата, од *d* елементите ги нема и радерфордниот, дубниот, сиборгиот, бориот, хасиот и мајтнериот (од досега познатите елементи).

Хемиските својства на *d* елементите од истиа периода честопати се многу слични, макар што елементите припаѓаат на различни групи. Така, постои голема блискост во својствата на многу соединенија од даден тип образувани од Mn, Fe, Co и Ni (а доста често и на бакар и на цинк) тогаш кога оксидациониот број на елементот има вредност +2. За ова придонесуваат и блиските вредности на јонските радиуси на E^{2+} јони на овие елементи. Како што се гледа, овие елементи се однесуваат поинаку одошто *s* и *p* елементите кај кои соседните елементи имаат битно различни својства.

Во рамките на една група, поизразени метални карактеристики имаат елементите со поголемо *Z*.



Прочитај го (во Прилогот В, стр. XXVII) текстот БИОЛОШКИТЕ ФУНКЦИИ НА *d* ЕЛЕМЕНТИТЕ ако сакаш повеќе да научиш за овие функции.

Многу преодни метали се *растворливи* во разредени киселини, но постојат и такви што се *нерастворливи* во киселини коишто не дејствуваат *оксидационо*. Златото е еден од тие метали: тоа се раствора само во царска вода (смеса од концентрирана азотна и хлороводородна киселина). Во царска вода се раствора и платината која, како и златото, се смета за *благороден метал*. Од друга страна, некои метали што не спаѓаат во благородни, под дејство на азотна киселина се *пасивизираат*.

Повеќе *оксици* на *d* елементите се амфотерни т.е. може да се растворуваат и во киселини и во бази. Колку поголема е вредноста на оксидациониот број на металот, толку, по правило, поизразена е амфотерноста на оксидот.

За повеќето *d* елементи, карактеристично е образување на *комплексни соединенија*. Најважна улога во образувањето врски со металот кај комплексните соединенија на *d* елементите имаат хибридниите орбитали во чие формирање удел земаат *d* орбиталите.

* Кај нас е вообичаено овој елемент да се вика *титан*, но називот *титаниум* е подобар.

† Повеќеобичаен назив е *технециум*, но *технециум* (како и *ириниум*) е поправилен.

‡ Тој е за прв пат добиен по вештачки пат во 1937 година. Дури и во називот (поточно речено, во неговиот корен) на овој елемент стои грчкиот збор што означува *вештачки*.

Запомни:

- честопати постои голема сличност во својствата на d елементите од иста серија, а од различни групи;
- за овие елементи мошне карактеристично е образувањето на комплексни соединенија.

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 1 година на реформираното гимназиско образование* (глава 6), а се однесуваат на овој дел од учебников.

ОСНОВНИ ТИПОВИ ПЕОРГАНОКИ СОЕДИНЕНИЈА

МОЖНОСТИ ЗА КЛАСИФИКАЦИЈА

Постојат различни можности

И во науката и во животот честопати се јавува потреба од **класификација** на нештата, објектите или појавите (особено тогаш кога ги има *многу*), па и луѓето. Учениците во едно училиште се делат според својата припадност кон некој клас или паралелка. Тие може да им припаѓаат на категоријата на одлични или на слаби ученици. Во некои случаи важно е да се знае дали се тие високи или ниски, а некогаш може да го интересира дали некој ученик е русокос или косата му е темна, дали некоја ученичка е синоока или очите ѝ се црни. Може...

На кој начин ќе ја вршиме класификацијата, зависи делумно од карактеристиките на она што го класифицираме, а делумно од нашите желби или потреби. Особено заради ова второво, класификацијата може да се врши **на различни начини**, а еден ист објект на класификација може да спаѓа едни во една, другиот во друга група. Така, *дел од добрите ученици* припаѓаат на *еден клас* или паралелка, други – на *друг* клас. *Црнооки* може да бидат и *високи* и *ниски* ученици, а и бојата на косата не е секогаш неразделно сврзана со бојата на очите – *синоокиите* понекогаш имаат *темна*, а не *руса* коса.

Така е и кога станува збор за хемиските соединенија каде што неопходноста од класификација е особено голема затоа што нивниот број е толку голем* што е невозможно да ги разгледуваме едно по едно.

Заради тоа,

класификацијата секогаш (па и во случајот на хемиските соединенија) се врши според определена карактеристика; при класификација според еден белег, даден објект може да припаѓа на една класа, а според некоја друга своја карактеристика – на друга.

* Бројот на познатите, до 1990 година, соединенија надминува десет милиона! Сега секако ги има уште многу повеќе.

еден белег, даден објект може да припаѓа на една класа, а според некоја друга своја карактеристика – на друга.

Неорѓански и орѓански соединенија

Првата поделба на две големи групи, на **неорѓански** и **орѓански** соединенија, била направена уште одамна, тогаш кога се верувало дека соединенијата во живите организми се покоруваат на специјални законитости и дека за нивното постоење е потребна особена, **животна**, сила (*vīs vitalis*). Се разбира, се покажало дека ова верување е *неосновано* и дека огромен број орѓански соединенија може да се синтетизираат во хемиската лабораторија.

Сепак, и денес се зборува за **орѓански** и за **неорѓански** соединенија, со тоа што во првите се вклучуваат **соединенијата на јаглеродот** (освен оние наједноставните*), а во неорѓански – сите други. Сега ова се прави од чисто практични причини – бројот на соединенија на јаглеродот е толку голем и тие се толку разнообразни што е згодно да се изучуваат одделно од другите (овие последниве ги има *значително помалку*).

Значи,

во орѓански соединенија се вбројуваат најголем дел од соединенијата на јаглеродот (освен оксидите, карбонатите и некои други едноставни соединенија), а другите се сметаат за неорѓански.

И неорѓанските и орѓанските соединенија може и натаму да се делат на различни типови (некои се заеднички за едните и за другите). Подолу накучо ќе биде повторено и систематизирано она што за одделните типови **неорѓански** соединенија веќе си го учел, а ќе научиме и по нешто ново.

Со **орѓанските** соединенија и со нивната поделба ќе се запознаеш подоцна, тогаш кога ќе ја изучуваш **орѓанската хемија**. Како што веќе рековме, орѓански соединенија има *многу* и затоа тие одделно се изучуваат. Меѓутоа има и орѓански соединенија што може да спаѓаат во некоја од класите соединенија што сега ќе ги изучуваме.



Ги имаш ли уште учебниците од основното училиште? Ако ги имаш, прелистај ги и обнови го знаењето за она што си го учел за основните типови неорѓански и орѓански соединенија.

Навикни се да не ги фрлаш учебниците од претходните учебни години. Не знаеш кога (и за што) ќе ти станат потребни! Сочувај го и овој учебник. Тој сигурно може да ти затреба.

Можеби можеш да најдеш учебници издадени и надвор од нашава средина. Ако ја имаш, искористи ја можноста да ги споредиш содржините на тие учебници и начинот на кој тие го изнесуваат материјалот.

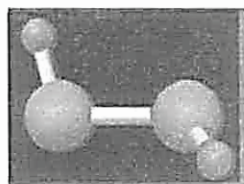
Ползувањето на различни извори на информации е секогаш многу корисно.

Така, оксидите на јаглеродот се сметаат за неорѓански соединенија. За неорѓански соединенија се сметаат и карбонатите, цијанидите и некои други. Се разбира, **нема** *осири граница* меѓу *поедноставните* и сите други соединенија.

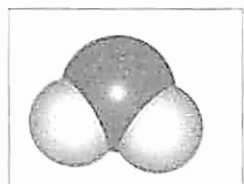
ОКСИДИ

Дефиниција и примери

За *оксиди* веќе си учел. Знаеш дека тоа се соединенија на различни елементи со кислородот.



Сл. 7.1. Градба на молекулата на H_2O_2



Сл. 7.2. И водата е оксид

Притоа, за едно соединение да биде *оксид*, во неговиот состав треба да влегуваат атоми **само** на дадениот елемент и на кислородот со тоа што последниве не треба да бидат сврзани еден за друг. Во спротивно, соединението ќе биде или *пероксид* или *супероксид*. Од пероксидите може да се спомне водород пероксидот, H_2O_2 — соединението чиј раствор го користат, меѓу другото, фризерите кога сакаат од бринета (личноста со кафеава коса) да направат русокоса. Растворите од водород пероксид се користат и како дезинфекционо средство, а концентриран водород пероксид се користи во ракетните горива. Модел за градбата на молекулата на водород пероксидот е покажан на сл. 7.1.

Си се среќавал и со претставници на групата соединенија што се викаат *оксиди*. Потесно се на соединенија чии називи се сулфур диоксид, SO_2 , сулфур триоксид, SO_3 , јаглерод монооксид, CO , јаглерод диоксид, CO_2 , калциум оксид, CaO , на различните оксиди на азотот и на другите оксиди за кои си знаеш. Едно мошне важно соединение, **водата** (сл. 7.2), исто така е оксид, макар што тоа честопати се губи од вид. Меѓутоа вода во која водородот се наоѓа во вид на својот изотоп со масен број 2 (т.н. *тешка вода*) честопати се вика **деутериум оксид**.

Номенклајџура

Како што се гледа од горната листа, колку и куса да е таа,

називите на оксидите се образуваат со наведување на името на елементот што е сврзан со кислородот и, потоа, со додавање на зборот *оксид*; доколку количинскиот однос на елементот и на кислородот не е 1 : 1, се додаваат соодветни префикси; ако е потребно, може (со римски бројки ставени во загради) да се означи и валентноста на металот.

Префиксите за коишто погоре се зборува се оние што се дадени во долната табела.

Вредност	Префикс	Вредност	Префикс
1	моно	7	хепта
2	ди	8	окта
3	три	9	нона
4	тетра	10	дека
5	пента	11	ундека
6	хекса	12	додека

Префикс може да се додаде не само пред зборот **оксид** (моноксид, диоксид, триоксид), туку и пред името на елементот што е сврзан со кислородот. Така, соединението P_4O_{10} се вика тетрафосфор декаоксид. Кога не постои опасност од двосмисленост, префиксот *моно-* може и да не се користи.

На сличен начин се образуваат називите и на *групи* соединенија во чиј состав влегуваат само два елемента*. Притоа, општото правило за образување на овие називи е:

кон називот на првиот од двата елемента се додава збор образуван од коренот на латинскиот назив на вториот елемент со додавање на наставката -иј.

Постојат и додатни правила за тоа кој елемент ќе го сметаме за прв, а кој за втор, но засега во тоа нема да завлегуваме.

Називите на оксидите може да се образуваат и така што ќе се наведе називот на елементот, до него ќе се напише (во загради и слеано) римска бројка што ја означува валентноста на елементот, а потоа се додава зборот **оксид**.

Така, јаглерод диоксидот може да се вика и **јаглерод(IV) оксид**, а називот на тетрафосфор декаоксидот може да биде **фосфор(V) оксид**. Соединението Cu_2O ќе биде **бакар(I) оксид**, а соединението CuO ќе се вика **бакар(II) оксид**.

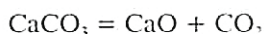
* Соединението SiC се вика силициум **карбид**, а соединението PbS е олово(II) **сулфид**. Аналогните соединенија на азотот и фосфорот се викаат **нитриди** и **фосфили** соодветно. Еден од ретките исклучоци со кој ќе се сретнеш е називот **цијанид** за јонот CN^- . Овој назив е направен по аналогија со *хлорид* (цијанидите честопати се однесуваат слично како хлоридите).

Вака се постапува само ако соодветниот елемент има променлива валентност. Ако, пак, тоа не е случај (на пример, калциумот може да биде само двовалентен) тогаш бројката во заграда не се пишува. Не е неправилно, ама е непотребно да се вика калциум(II) оксид, затоа што никаков друг оксид на овој елемент не постои.

Добивање и својства

Оксидите може да се добиваат *директно* – со *соединување* на елементот со кислород (така, сулфур диоксид се образува при горење на сулфурот, а магнезиум оксид – при горење на магнезиумот).

Во други случај, оксидите се добиваат со *разложување* на посложени соединенија. Така, на пример, калциум оксидот може да се добие со разложување на калциум карбонатот, при што се образува уште еден оксид – јаглерод диоксидот:



Како што се гледа, оксиди може да образуваат и елементите чии прости супстанции ги сметаме за метали* и оние што ги вбројуваме во неметали.



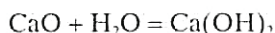
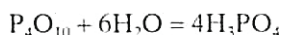
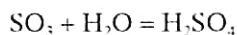
Растворливите оксиди на неметалите честопати со вода даваат **киселини**, а оние на металите – **базии**. Може, според тоа, да зборуваме за **киселински** и за **базни** оксиди.

7.1

7.2

7.3

Примери за *образување на киселини и бази* со растворување на оксиди во вода има повеќе. Оние со коишто експериментиравме и чиишто равенки се дадени подолу, служат само како мал потсетник (дадени се равенките и на две други реакции):



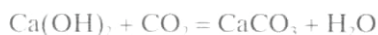
Во подрачја каде што индустриските постројки во атмосферата испуштаат сулфурни и азотни оксиди, доаѓа до појава на т.н. **кисели дождови** коишто погубно делуваат на живиот свет, но и на згради, паметници и други предмети и објекти (сл. 7.3).

* За да се поедностави изразувањето, во иднина ќе зборуваме за оксиди (и други соединенија) на металите, подразбирајќи дека се работи за соединенија на елементите, а не на *прости* супстанции. Така ќе постапуваме и кога ќе зборуваме за оксиди и други соединенија на елементите чии прости супстанции ги вбројуваме во неметали.



Сл. 7.3. Резултат од дејството на киселите дождови врз паметниците (првата фотографија е направена во 1908 година, а втората е снимена во 1969 година)

Оксидите што имаат *киселински* карактер и оние што покажуваат *базни* својства може да стапуваат и во реакции кои доведуваат до образување на **соли**:



Може да се напомене дека втората од овие реакции е онаа што се случува при сушењето на малтерот, додека третата може да се одвива, со забележлива брзина, само на повисока температура (при **топење**). Реакциите меѓу калциум оксидот (и некои други оксиди на метали) и силициум диоксидот претставуваат основа за добивањето *стџак*.



7.4

7.5

Со некои својства на оксидите ќе се запознаеш ако ги изведеш обидите 7.4 и 7.5.

Доколку ги изведе овие обиди и ако добро ги објасни, сигурно утврди дека

соли може да се образуваат во реакции на киселински оксиди со бази, како и во реакции на базни оксиди со киселини.

Меѓутоа, постојат оксиди што може да реагираат како со киселини, така и со бази (во обата случаја се добива сол). Оксидите што вака се однесуваат се викаат *амфотерни*.

Инаку, има и оксиди што практично не реагираат ниту со киселини ниту со бази. Ваквите оксиди се викаат *индиферентни* (во превод – рамнодушни, незаинтересирани). За нив се користи и називот *неутрални* оксиди.

Можеби досега не си учел дека

оксидите што може да стапуваат во реакции и со бази и со киселини се викаат *амфотерни*, а оние што не образуваат соли ниту со киселини ниту со бази, се викаат *индиферентни* (или *неутрални*).

Она што го зборувавме за различните видови оксиди, накусо може вака да се претстави:



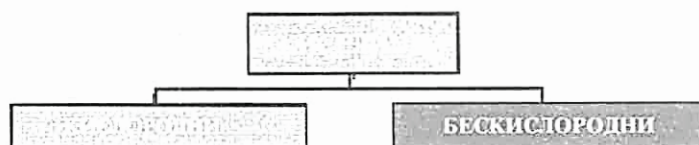
КИСЕЛИНИ

Класификација на киселините

Киселините се другата важна група неоргански соединенија*. За *киселините*, како и за следната (исто така важна) група неоргански соединенија, за *базите*, поподробно ќе зборуваме подоцна при изучувањето на растворите од електролити (стр. 173 и потоа). Засега, главно ќе повториме и ќе систематизираме дел од она што веќе било изучувано во основното образование.

Неорганските киселини може да се класифицираат на различни начини.

Еден од можните начини за класификација е оној во кој групирањето се врши според тоа дали киселините содржат кислород (во ваков случај зборуваме за **кислородни киселини**) или во нивниот состав не влегува кислород (во ваков случај се работи за **бескислородни киселини**):



* Постојат и *органски* киселини. Со нив ќе се запознаеш при изучувањето на органската хемија.

Инаку, се играва *киселина* и *киселини*, а *не* *киселина* и *киселини*.

Образување и примери

Кислородните киселини се добиваат со реакција на киселински оксид и вода.

Примери за вакви киселини се, да речеме:

- сулфурна киселина, H_2SO_4 ,
- селенова киселина, H_2SeO_4 ,
- азотна киселина, HNO_3 ,
- фосфорна киселина, H_3PO_4

потоа

- сулфуреста киселина, H_2SO_3 ,
- селенеста киселина, H_2SeO_3 ,
- азотеста киселина, HNO_2 ,
- фосфореста киселина, H_3PO_3

и уште многу други.

Си среќавал и **бескислородни киселини**. Примерите за овој тип киселини ги вклучуваат, да речеме,

- хлороводородна киселина, HCl ,
- флуороводородна киселина, HF ,
- сулфуроводородна киселина, H_2S

и други.

Сите погоре наведени бескислородни киселини се, всушност, **водни раствори** на гасовити супстанции чии формули ги запишуваме на ист начин како и оние на киселините. Тоа не е многу практично, но е толку вообичаено што ќе треба да се навикнеш да заклучуваш за што се работи од целината на текстот во кој се наоѓа формулата.

За да се прави разлика, можно е за гасовитиот хлороводород (водород хлорид) да се употреби формулата $\text{HCl}(\text{g})$, а водниот раствор да се означува* со $\text{HCl}(\text{aq})$. Кога ќе ни биде потребно, ние ќе употребуваме вакви (и слични) ознаки, а со нив и подоцна постојано ќе се среќаваш.

* Ознаката **g** за означување на гасовита супстанца е разбирлива сама по себе. Ознаката за воден раствор (**aq**), пак, доаѓа од латинскиот назив за вода (aqua). Заградите се пишуваат *слеано* и на *иста висина* со формулата, а ознаките се читаат *гасовит* (*гасовитна*, *гасовитно*) и *воден раствор*, а не *ге* или *а-ку*!

Да повториме:

кислородните киселини се образуваат со растворање на киселински оксиди во вода, а бескислородните со растворање во вода на соодветните гасови (хлороводород, сулфуроводород и слично).

Номенклатура

Како што се гледа од претходно дадените примери, *називите* на погоре кислородните киселини се образувани од имињата на елементот (сулфур, селен, азот, фосфор) од чиј оксид може да се добие соодветната киселина. Во дадените примери, ова се прави на еден од следниве два начина:

- кон називот на елементот од чиј оксид настанала киселината се додава наставката **-на** или **-ова** и зборот **киселина**;
- кон називот на елементот од чиј оксид настанала киселината се додава наставката **-ест**а и зборот **киселина**.



Внимателно погледни ги формулите на киселините во чии називи првиот збор завршува на **"-на"** или на **"-ова"** и спореди ги со оние во чии називи се наоѓа наставката **"-ест**а".

Можеш ли да забележиш некаква правилност?

Ако во тоа не успеа наеднаш, спореди го бројот на кислородни атоми што фигурираат во формулната единка на секоја од двојките киселини (сулфуреста и сулфурна; азотеста и азотна; селенеста и селенова; фосфореста и фосфорна). Ја гледаш ли сега правилноста?

Всушност, правилото гласи:

ако од еден елемент може да се изведат две кислородни киселини, онаа што содржи помалку кислородни атоми во формулната единка (при ист број на атоми од елементот за чија киселина се работи) во својот назив ја носи наставката **-ест**а (сулфуреста, селенеста, азотеста итн.), а онаа што содржи повеќе кислородни атоми, во називот ја има наставката **-на** или **-ова** (сулфурна, селенова, азотна и сл.).

Ситуацијата е посложена ако постојат повеќе од две кислородни киселини на ист елемент. Така, хлорот образува четири кислородни киселини чиишто формули и називи се:

- HClO хипохлореста киселина
- HClO_2 хлореста киселина
- HClO_3 хлорна киселина
- HClO_4 перхлорна киселина.

Постојат и други компликации во кои ние засега нема да завлегуваме.

Си учел и за образувањето на називите на бескислородните киселини. Дури ако и си го заборавил она што си го знаел, правилото е лесно да се изведе од посочените примери.

Имено, веднаш се гледа дека

називите на бескислородните киселини се образуваат на тој начин што кон името на елементот од којшто се изведени се додаде наставката -о и потоа, слеано, се додаде водородна и зборот киселина.

ХИДРОКСИДИ

Дефиниција и номенклаџура

Хидроксиди се соединенија на металите што во својот состав содржат една или повеќе **хидроксидни** групи. И за овој вид соединенија веќе си учел. Повтори го тоа!

Примери за хидроксиди за кои веќе најверојатно знаеш се:

- натриум хидроксид, NaOH ,
- калциум хидроксид, Ca(OH)_2 ,
- бакар(II) хидроксид, Cu(OH)_2 ,
- алуминиум хидроксид, Al(OH)_3 ,
- железо(III) хидроксид, Fe(OH)_3

и други.



Погледни ја листата на хидроксиди наведена погоре.

Можеш ли да ја дополниш? Обиди се да наведеш барем уште неколку хидроксида за кои знаеш.

Можеш ли да се сетиш за некој хидроксид којшто во својот состав *нема* метал?

Знаеш ли што значат римските бројки ставени во заграда зад називот на металот?

Ти изгледа ли дека образувањето на називите на хидроксидите е некако недоследно? Имаш право – некаде зад називот на металот ги има, а некаде ги нема римските бројки.

Знаеш ли зошто вака се постапува?

Сигурно се потсети за правилото:

називите на хидроксидите се образуваат со додавање на зборот *хидроксид* зад називот на металот; кога е потребно, може (со римски бројки ставени во заграда) да се означи и валентноста на металот.

Распиворање во вода и реакции

Растворливите хидроксиди при растворување во вода образуваат **бази**, а при реакција со киселини, хидроксидите образуваат **соли**.

Постојат и т.н. **амфотерни** хидроксиди што може да образуваат соли не само при реакција со *киселини*, туку и при заемно дејство со раствори на *бази*. Примери за вакви хидроксиди се $Zn(OH)_2$ или $Al(OH)_3$. Постојат, дури, и поинтересни примери. Така, елементот бор, којшто во периодниот систем спаѓа во истата група како алуминиумот, образува соединение чија формула $B(OH)_3$ наполно одговара на онаа на алуминиум хидроксидот. Меѓутоа, ова соединение се однесува како *киселина*, па така и се вика (**борна киселина**). Соодветно на тоа, формулата на борната киселина се запишува како H_3BO_3 .

Значи, треба да внимаваш:

не секое растворливо соединение што може да го запишеме како хидроксид ќе се однесува како база; поимите хидроксид и база, инаку, не се еквивалентни еден со друг (не се синоними, како што понекогаш се верува).

СОЛИ

Образување на соли

Си учел и за *соли*. За образувањето соли погоре повеќепати зборувавме.



Потсети се на различните начини за добивање соли. Ако не си сигурен, погледни во учебниците што ги употребуваше во основното училиште.

Напиши ги равенките на различните реакции што доведуваат до образување на соли. Отпрвин можеш да ги пишуваш и без да водиш сметка за некаков посебен ред. Потоа повнимателно разгледај ги напишаните равенки и обиди се да ги *систематизираш* реакциите за добивање соли.

Доколку не успеа (или не успеа во целост), еве ги најважните начини за добивање на соли:

1. директно сврзување на метал со неметал;
2. реакција на база и киселина;
3. реакција на базен оксид и киселина;
4. реакција на база и киселински оксид;
5. реакција на базен оксид и киселински оксид;
6. реакција на метали со киселини.



Потруди се да најдеш колку што е можно повеќе примери за секој од опишаните главни начини за добивање на соли.

Напиши ги соодветните реакциони равенки.

Постојат и други реакции што доведуваат до образување на соли. Така, $\text{NH}_3(\text{g})$ и $\text{HCl}(\text{g})$ образуваат цврста сол – амониум хлорид.

Треба да се напомене дека кога соли се добиваат од водни раствори, при нивната кристализација честопати се добиваат **кристалохидрати**, соединенија во чиј состав влегува т.н. **кристална вода**.

Значи:

главните начини за добивање соли се директното сврзување на метал со неметал, реакциите меѓу киселина и база (или базен оксид), реакциите меѓу киселински оксид и база или киселински оксид и базен оксид и реакција меѓу метал и киселина.

Класификација

Голем број соли се состојат од еден вид катјони и еден вид анјони. Ваквите соли се викаат **бинарни**. Во бинарни соли спаѓаат, пред сè т.н. **нормални** соли, т.е. соли во чии анјони нема водородни атоми (хидрони) што може да бидат заменети со метални или други катјони. Називот не е многу среќно избран (изгледа како другите видови соли да се *ненормални*), но е вообичаен. Инаку, во истата класа спаѓаат и **хидрогенсолите**, **дихидрогенсолите** и сличните, т.н. *кисели* соли чии анјони содржат еден или повеќе водородни атоми кои се ковалентно сврзани за остатокот од анјонот.

Има и соли што содржат *повеќе од еден вид катијони* или *повеќе од еден вид анјони*. Тука спаѓаат т.н. **двојни соли** во чиј состав влегуваат два вида катјони или два вида анјони. Во овие последниве може да се вбројат и **хидроксид**, **дихидроксид** и сличните (т.н. *базни*) соли кои содржат OH^- анјони. Ако има не два, туку три вида катјони (или анјони), солите се викаат *тројни*.

Она што беше речено за класификацијата на солите, накусо може да се претстави со помош на подолу дадената шема која може да служи како некакво резиме:



Номенклајџура

За многу соли и за начинот на образување на нивните називи веќе си учел. Листата дадена подолу нека ти послужи само како кус потсетник:

натриум хлорид, NaCl ,

железо(III) нитрат, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$,

алуминиум сулфат, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$,

алуминиум калиум сулфат додекахидрат, $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$,

калциум хидрогенфосфат дихидрат, $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,

калциум дихидрогенфосфат, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$,

калциум хидроксид хлорид монохидрат, $\text{CaCl}(\text{OH}) \cdot \text{H}_2\text{O}$.

При образувањето на називите на солите, имај ја предвид таблицата со називите на некои почесто среќавани киселини и на нивните анијони дадена на следната страница.

Од наброените киселини, сулфурестата киселина може да образува и *хидрогенсулфиди*, а сулфурната – *хидрогенсулфиди*. Фосфорната киселина може да образува, покрај фосфати, и соли што се викаат *хидрогенфосфиди* и *дихидрогенфосфиди*.

Можеш ли да напишеш формули за некои вакви соли?

Киселина		Анијон [*]	
флуороводородна	HF	флуорид	F ⁻
хлороводородна	HCl	хлорид	Cl ⁻
бромоводородна	HBr	бромид	Br ⁻
јодоводородна	HI	јодид	I ⁻
цијановодородна	HCN	цијанид	CN ⁻
сулфуроводородна	H ₂ S	сулфид	S ²⁻
азотеста	HNO ₂	нитрит	NO ₂ ⁻
азотна	HNO ₃	нитрат	NO ₃ ⁻
хипохлореста	HClO	хипохлорит	ClO ⁻
хлореста	HClO ₂	хлорит	ClO ₂ ⁻
хлорна	HClO ₃	хлорат	ClO ₃ ⁻
перхлорна	HClO ₄	перхлорат	ClO ₄ ⁻
оцетна	CH ₃ COOH	ацетат	CH ₃ COO ⁻
јаглородна	H ₂ CO ₃	карбонат	CO ₃ ²⁻
сулфуреста	H ₂ SO ₃	сулфит	SO ₃ ²⁻
сулфурна	H ₂ SO ₄	сулфат	SO ₄ ²⁻
фосфорна	H ₃ PO ₄	фосфат	PO ₄ ³⁻

^{*} Акцентот во нечленуваниот назив на анијонот е на *последниот* слог (фосф^ат, а **не** фос^ефат)! Ова место акцентот си го запазува (се изговара фосф^ати, фосф^атот, а не фос^ефати, фос^ефатот).



Врз основа на примерите посочени погоре, обиди се да ги формулираш правилата за образување на називите на соли.

Води сметка и за она што порано го зборувавме за користењето на римските броеви за означување на валентноста.



Можеби ќе те интересира да го прочиташ текстот ДАЛИ СОЛИТЕ СЕ СОЛЕНИ? Во додатокот В (стр. XXVIII).

Комплекси

Покрај оние за коишто досега зборувавме, меѓу неорганските соединенија постојат и многу други. Од овие последниве, само накусо ќе спомнеме за една важна група – за **комплексните соединенија** или, накусо, **комплексите**.

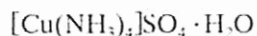
Групниот назив на овие соединенија потекнува од начинот на којшто тие биле отпрвин добивани: со реакција меѓу поедноставни соединенија, при што добиениот продукт како во себе да ги *вмил* реактантите. Така, во споредба со појдовните супстанции, продуктот бил *комплексен* (сложен).



7.6
7.7
7.8

За да го појасниме ова, да ги изведеме обидите 7.6, 7.7 и 7.8.

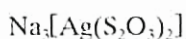
Формулите на комплексите **не се пишуваат** како што беше направено при описот на обидите. Всушност, за трите комплексни соединенија за кои таму се зборува, вообичаениот начин за запишување на формулите е:



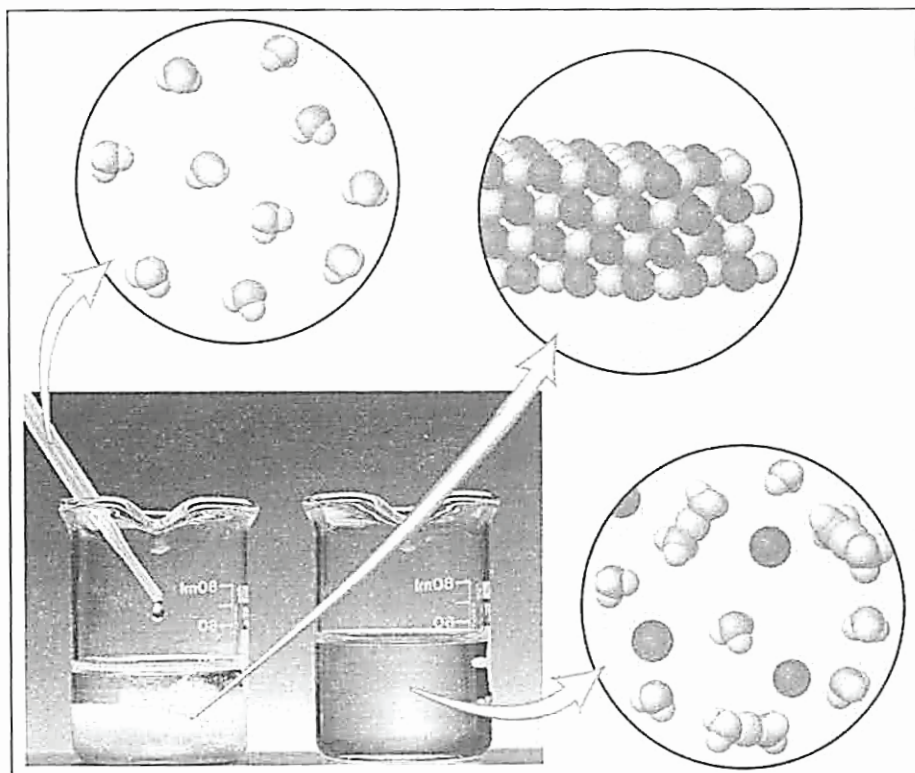
тетраамминбакар(II) сулфат монохидрат



диамминсребро(I) хлорид



тринатриум дитиосулфатоаргентат(I)



Сл. 7.4. Со додавање на амонијак кон талог од сребро(I) хлорид се добива растворливо комплексно соединение

Комплексните соединенија се доста распространети и, честопати, мошне важни.

Засега може да констатираме дека

со реакција на некои поедноставни супстанции, се добиваат посложени, т.н. *комплексни* соединенија кои во себе како да ги вклучуваат поедноставните.

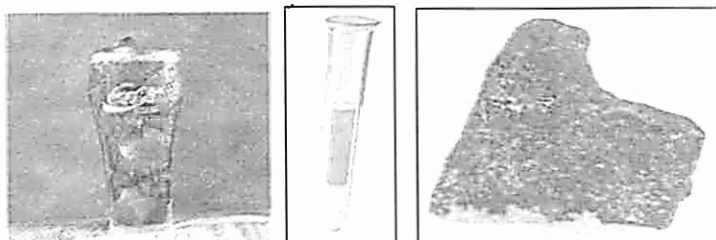
РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за I година на реформираното гимназиско образование* (глава 7), а се однесуваат на овој дел од учебников.

ВИДОВИ ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

Хомогени и хетерогени системи

Во системите што ги разгледуваме, честопати може да се забележат гранични површини што раздвојуваат делови коишто имаат различни својства. Ваквите системи се викаат **хетерогени**. Хетерогени може да бидат и системи составени од повеќе супстанции и оние во кои има само една, чиста, супстанца. Хемиски интересни примери за хетерогени системи има доста: течност и нејзините пари, честички од чад во воздухот, руда во која има смеса од одделни минерали и уште многу други. На сл. 8.1 покажани се примери за некои хетерогени системи.



Сл. 8.1. Хетерогени системи: кока-кола со мраз, масло и вода, смеса од минерали

Наспроти тоа, постојат многу примери кога гранични површини не може да се забележат. Последново може да биде резултат или на нејасноство на гранични површини (во ваков случај зборуваме за **хомогени системи**) или заради тоа што размерите на делчињата кои се разликуваат по својствата се толку мали што границите коишто ги разделуваат од соседните делчиња постојат, но не може да се видат. Ако системот е **хетероген**, тогаш велиме дека се состои од две или повеќе фази – делови кои сами за себе се **хомогени**.

Значи:

- хетерогени системи се оние кај кои постојат гранични површини што разделуваат делови со различни својства, а хомогени се оние кај кои вакви граници отсуствуваат;
- хомогените делови на еден хетероген систем се викаат *фази*.

Дисперзни системи

Ако системот се состои од две супстанции, а гранични површини не постојат (или не може да се забележат), би требало да заклучиме дека ситните делчиња на едната супстанца се *размесиле* низ другата супстанца. Зборувајќи со јазикот што го употребуваат хемичарите, велиме дека едната супстанца се **диспергирала** низ другата. Супстанцата што се распределува низ другата супстанца се вика **диспергирана супстанца**, а онаа *низ која* се врши разместувањето на честичките од диспергираната супстанца се вика **дисперзиона средина**.

Ако честичките на диспергираната супстанца се *молекули* или *јони*, тогаш дисперзниот систем го викаме **молекуларно дисперзен** или, многу почесто, **раствор**.

Со *раствори* се среќаваме секојдневно. Кога се готвиме да си свариме макарони, па во водата ќе ставиме сол, солта се *растворува**. Кога вариме чај, обојувањето на водата покажува дека некои состојки од чајот се *раствориле* во водата, оставајќи и цврсти, нерастворени, чајни ливчиња. Кога го засладуваме чајот, тоа го правиме *растворувајќи* во него шеќер. Минералната вода содржи *растворени* соли, а морската вода дури служи и како *извор* за добивање готварска сол.



Направи си листа на случаи од животот во кои се среќаваш со раствори или, пак, растворите намерно ги приготвувааш. Потруди се листата да ти биде што е можно подолга.

Внимавај: Обиди се во листата да не вклучуваш системи кај кои гледаш дека постојат (или сметаш оти може да има) гранични површини меѓу делчињата на диспергираната супстанца и дисперзионата средина.

Консултирај се со наставникот: можеби тој ќе ти укаже на примери што си пропуштил да ги забележиш или на такви што не одговараат на дефиницијата за раствор.

Кога делчињата на диспергираната супстанца се значително поголеми од честичките на дисперзионата средина, тогаш се работи или за **колоидно дисперзен**[†] или за **грубо дисперзен** систем.

Засега само уште ќе речеме дека кај колоидните и кај грубо-дисперзните системи множеството диспергирани честички претставува **диспергирана фаза**. Се разбира, и кај грубо дисперзните и кај колоидно-дисперзните сис-

* **Внимавај:** Во *ваков* случај, **не смее** да се рече дека солта се **растопила**. Имено, топењето е процес во кој *цврста* супстанца, при загревање, се претвора во *течноста*. На пример, кога температурата е висока, мразот се *топи*, давајќи течна вода. Наместо *се растворува* може да речеме *се растопира*.

[†] Заради едноставност во изразувањето, може да се користи и терминот **колоиден систем**.

теми постои **дисперзиона средина** – онаа низ која се распределени честичките на диспергираната фаза.

Да сумираме:

кај дисперзните системи разликуваме *диспергирана супстанца* (или диспергирана фаза) и *дисперзиона средина*; во зависност од големина-та на честичките на диспергираната супстанца, дисперзните системи може да бидат *раствори* (молекуларно-дисперзни), *колоидно дисперзни* и *грубо дисперзни*.

РАСТВОРИ

Расворена супстанца и расворувач

Кога имаме раствор (молекуларно-дисперзен систем), диспергираната супстанца ја викаме **расворена супстанца**, а дисперзионата средина – **расворувач***.

За расворувач најчесто ја сметаме супстанцата чие количество во растворот е најголемо, *доколку* таа, кога е чиста, има иста агрегатна состојба како и образуваниот раствор. Заради споредливата големина на честичките на расворената супстанца и на расворувачот, расворите се **хомогени системи**.

Најчесто се среќаваат **течните** расвори, а од овие најголемо значење имаат **водните расвори** – оние во кои расворувач е *вода*. Последново е вистина не само во лабораторијата, туку и во живите организми. *Живите клетки*, имено, се составени *примено од вода*.

Инаку, кога се чисти, расворувачот и расворената супстанца може да бидат гасовити, течни и цврсти, а таков може да биде и образуваниот раствор. Во табелата што следува дадени се некои примери на расвори образувани од расворувач и расворена супстанца кои, **кога се чисти**, се наоѓаат во секоја од трите вообичаени агрегатни состојби (гасовита, течна и цврста).

* Всушност, не постојат пречки во растворот да има не една, туку *повеќе* расворени супстанции. Понекогаш дури и расворувачот е образуван од повеќе од една супстанца.

Растворувач	Растворена супстанца	Пример
Гасовит	Гасовита	Воздух, хомогена смеса од гасови
Гасовит	Течна	Пари од парфем во воздух
Гасовит	Цврста	Пари од нафтаген во воздух
Течен	Гасовита	Сода-вода (CO_2 во вода)
Течен	Течна	Раствор на алкохол во вода
Течен	Цврста	Зашеќерена вода
Цврст	Гасовита	Водород во паладиум
Цврст	Течна	Забарски амалгам (жива во сребро ^a)
Цврст	Цврста	Злато за накит (бакар или сребро во злато)

^a Може да има и други цврсти состојки.

Значи,

кај молекуларно-дисперзните системи, дисперзионата средина се вика *рас̃творувач* (тој има, кога е чист, иста агрегатна состојба како и добиениот раствор), а диспергираната супстанца се вика *рас̃творена су̃-станциица*.

Начини за изразување на сос̃тавои̃ на рас̃твори̃и̃е

За изразување на составот на растворите може да се користат величините со кои веќе се среќнавме – *однос̃и̃е* и *удели̃е*^{*}. Кај растворите, меѓутоа, за изразување на составот се ползуваат и други величини, од кои за нас засега најважни ќе бидат **концентрациите** – *количинска̃и̃а* и *масена̃и̃а*.

Количинската концентрација на една растворена супстанца (да речеме супстанцата X) во раствор се означува[†] со c_X или, што е исто, со $c(X)$. Количин-

^{*} За овие величини веќе учевме (стр. 56 и 58). Повтори си го тоа!

[†] Се чита **це-за-икс**, со тоа што, всушност, се наведува називот на супстанцата која тука е означена со X. Како и во други случаи, кога се зборува за *о̃и̃и̃и̃и̃* случај, нема никакви пречки супстанцата да ја означиме, да речеме, со B или со некоја друга буква.

ската концентрација претставува *однос* меѓу количеството на растворената супстанца X и волуменот на растворот (или, воопшто, на системот)

$$c(X) = \frac{n(X)}{V}$$

Поради тоа што ова е *најчесто употребуваниот* начин за изразување на составот на растворот, тој понекогаш се вика, едноставно, **концентрација** на растворената супстанца.

Предупредување: Во некои текстови (и, особено, во говорот) се среќава изразот **концентрација на растворот**. Тоа е *погрешно: растворот* (како систем образуван од најмалку *две* супстанции) **нема никаква концентрација!** Од друга страна, *може* да се зборува за **концентрација на растворувачот во растворот**.

За **концентрацијата** дефинирана како погоре, не смее да се употребува ознаката *C* затоа што вака се означува една друга величина – **бројната концентрација** (в. стр. 156). Се разбира, уште помалку смее да се употребува ознаката *C* затоа што *ниедна* величина* не се обележува со *права* буква.

Значи,

кога зборуваме за **концентрација** на растворената супстанца во еден раствор, мислиме на **количинската** концентрација на таа супстанца, т.е. на односот меѓу нејзиното количество во растворот и волуменот на целиот раствор.

Единица за количинската концентрација во Интернационалниот систем на единици (SI) е $\text{mol/m}^3 \equiv \text{mol m}^{-3}$. Од практични причини, многу почесто се употребува илјада пати поголема единица†: $\text{mol/dm}^3 \equiv \text{mol dm}^{-3} \equiv \text{mol/L}$.

Внимавај: Единицата **литар** е напoлно еднаква со единицата **кубен дециметар**. За да може јасно да се разликува од цифрата 1, препорачаната ознака за оваа величина е **L**, а не (како порано) **l**.

Другиот вид концентрација, **масената концентрација** на супстанцата X, е однос меѓу масата на растворената супстанца и волуменот на растворот. Ма-

* Освен величината pH за која ќе учини подоцна (стр. 175).

† Единиците за концентрација се читаат **мол на кубен метар**, **мол на кубен дециметар**, **мол на литар** и слично.

Инаку, единицата mol/dm^3 е илјада пати *поголема* од единицата mol/m^3 затоа што *именицата* во неа е илјада пати *помал*. Бидејќи единицата е *поголема*, бројната вредност ќе биде *помала* (во случајов – илјада пати помала).

сената концентрација на супстанцата X се обележува* со $\gamma(X)$ и се дефинира како:

$$\gamma(X) = \frac{m(X)}{V}$$

Единици за масената концентрација се **килограм на кубен метар**, или **килограм на кубен дециметар**, односно **килограм на литар**. Може да се употребуваат и други единици, на пример **грам на кубен центиметар**, **микрограм на кубен центиметар** и слично.

Значително поретко се употребува величината **волуменска концентрација**† на супстанцата X:

$$\sigma(X) = \frac{V(X)}{V}$$

Волуменската концентрација е **број** (неименувана величина).

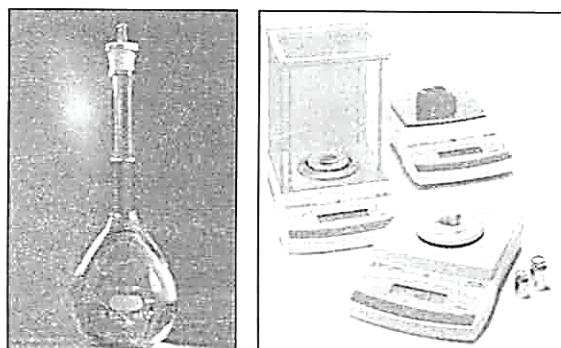
Внимавај: Поради тоа што вкупниот волумен на еден раствор не е секогаш еднаков на збирот од волумените на одделните конституенти, волуменската концентрација на една супстанца **не мора** да биде еднаква со нејзиниот волуменски удел!

Величина	Ознака	Дефиниционен израз
Количинска концентрација на X	$c(X)$	$c(X) = n(X)/V$
Бројна концентрација на X	$C(X)$	$C(X) = N(X)/V$
Масена концентрација на X	$\gamma(X)$	$\gamma(X) = m(X)/V$
Волуменска концентрација на X	$\sigma(X)$	$\sigma(X) = V(X)/V$

Она што досега го зборувавме за различните видови концентрација како за начини за изразување на составот на растворите накусо е претставено во табелата дадена погоре. Во неа е внесена и величината **бројна концентрација** која што претставува однос помеѓу бројот на единки од растворената супстанца [овој број е означен со $N(X)$] и волуменот на растворот во кој тие се наоѓаат.

* Се чита **гама-за-икс** (всушност, се кажува *називој* на супстанцата која во формулата е означена со X). Дури и кога се употребува општа ознака, таа не мора да биде токму X.

† Се чита **сигма-за-икс** (како и во другите слични случаи, се кажува *називој* на супстанцата означена со X).



а

б

Сл. 8.2. Волуметриска тиквичка (а) и современи ваги (б)

ца (особено ако таа е цврста) се определува со вагање на прецизна (т.н. *аналитичка*) вага (сл. 8.2 б). Ако не располагаме со аналитичка вага, може да се употреби и т.н. *техничка вага*.

Затоа што количеството супстанца е однос меѓу масата на таа супстанца и нејзината моларна маса

$$n(X) = m(X)/M(X)$$

ако ја измериме масата, а ја знаеме моларната маса, ќе го пресметаме количеството супстанца кое, и онака, не е *директно мерлива* величина.

Токму затоа, масата на растворената супстанца се мери не само тогаш кога составот го изразуваме со *масена* концентрација на растворената супстанца, туку и тогаш кога се работи за *количинска* концентрација.

Секако запомни:

за изразување на составот на растворите најчесто се употребуваат *количинската концентрација* и *масената концентрација*.

Незаситени, заситена и презаситени раствори; растворливост

Готварската сол, како што знаеме, се растворува во вода. Шеќерот исто така. Ако во чаша вода ставиме лажичка шеќер, тој ќе се раствори. Ако додадеме втора лажичка шеќер, и тој ќе се раствори (можеби малку побавно). Ако сакаме растворувањето да го забрземе, ќе мешаме со лажичката. И во

* Постојат и други *волуметриски садови*.

првиот и во вториот случај сме добиле раствор, но тој, како што викаме, е **незаситен** – во него може да се раствори уште од растворената супстанца.

Може ли тоа да продолжи неограничено? Се разбира, не може! Откако сме додале определено количество, новододадениот шеќер нема повеќе да се раствора и на дното од чашата ќе останат *нерастворени кристаличиња*. Тие нема да се растворат и покрај нашето мешање. Велиме, растворот станал **заситен**.

Концентрацијата на растворената супстанца во заситениот раствор се вика **растворливост** на таа супстанца во дадениот растворувач*. Растворливоста, ако таа е дефинирана на овој начин, се обележува со s и нејзина единица најчесто е mol dm^{-3} .

Како мерка за растворливоста многу често се зема и масата на растворената супстанца што е растворена во растворувачот Solv чија маса е 100 грама.

Внимавај: Она што се добива **не се масени проценти**, туку **масениот однос**, $\zeta(X, \text{Solv})$, помножен со 100.

Кога во 100 грама растворувач се растворени повеќе од 10 грама од растворената супстанца†, супстанцата X ја сметаме за **многу растворлива**‡. Ако, пак, масата на растворената супстанца што се наоѓа во 100 грама од растворувачот е помала од околу 1 грам, сметаме дека растворената супстанца е **слабо растворлива**, а ако $\zeta(X, \text{Solv})$ е помало од околу 0,0001 (т.е. ако во 100 грама растворувач е растворено помалку од 10 милиграма од растворената супстанца), сметаме дека супстанцата е **практично нерастворлива во тој растворувач**.

Значи,

во зависност од тоа колкав е односот на масата на растворената супстанца и растворувачот, растворената супстанца може да биде многу растворлива, растворлива, слабо растворлива или нерастворлива во дадениот растворувач.

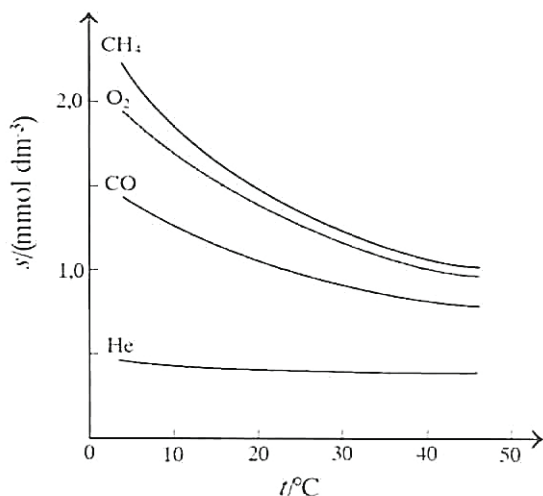
* Многу често, растворувач е водата, но тоа не е неопходно. Кога не е сакаме да се врзуваме за некој определен растворувач, него ќе го означуваме со Solv. Ако, пак, *знаеме кој* е растворувачот, ќе ја напишеме неговата *формула* и *нема* да употребуваме општи ознаки.

† Т.е., кога $\zeta(X, \text{Solv})$ е поголемо од 0,1. Инаку, точните бројки не мора да се помнат.

‡ Или **—за добро растворлива**.

Растворливоста зависи од температурата

Си забележал ли дека кога ќе отвориме шише со „газирана“ минерална вода, со шумолење од течноста излегуваат меурчиња гас? Вака е затоа што *растворливоста на гасовите зависи од притисокот*. Колку повисок е притисокот, толку подобро гасовите се раствораат во течности, а притисокот е *поголем во затвореното, одошто во отвореното шише*.



Сл. 8.3. Зависност на растворливоста на гасови од температурата

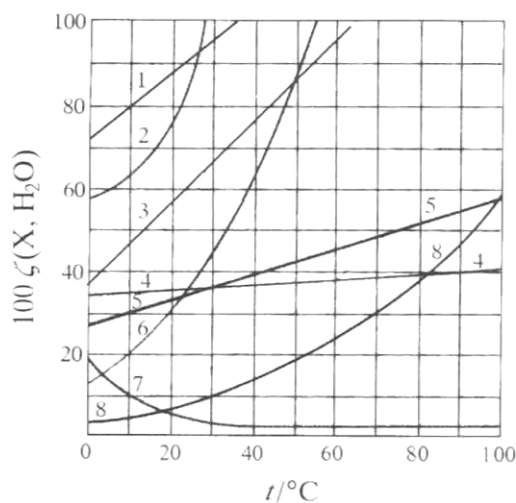
На повисоки температури, имено, гасовите најчесто се послабо растворливи во течности одошто на пониски температури (сл. 8.3).

Кај *цврстите* супстанции, пак, растворливоста *најчесто расте* со порастот на температурата, но има и поинакви примери растворливоста речиси да не зависи од температурата, таа отирвин да расте, па потоа да опаѓа*, па дури и само да опаѓа со растење на температурата. Зависноста на растворливоста од температурата за неколку цврсти супстанции е дадена на сл. 8.4.

Но, дали си отворал шише со газирани минерална вода лете, кога температурите се многу високи или кога шишето стоело на сонце? Ако си го сторил тоа, сигурно знаеш колку *многу* гас наеднаш се издвојува од течноста. Може, дури, водата и да претече од шишето. Дали и ова е во врска со промената на притисокот?

Одговорот е – не е толку во врска со промената на притисокот (лете атмосферскиот притисок може да биде дури и повисок одошто зиме), колку со разликите во *температурата*.

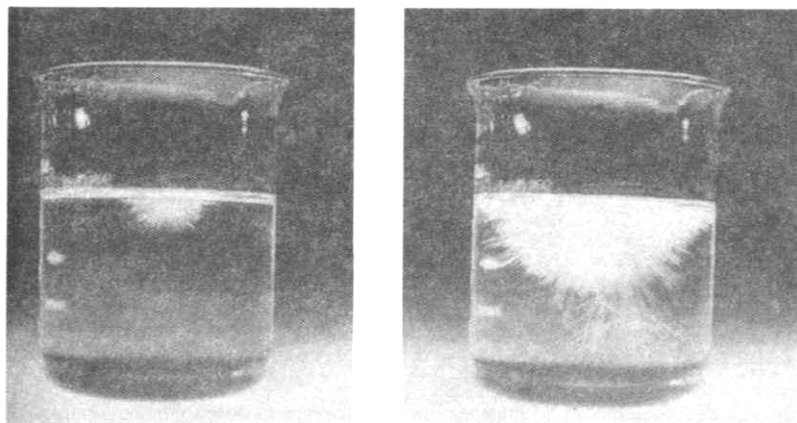
* Растење на растворливоста до определена температура, а потоа нејзино опаѓање е знак дека доаѓа до *промена на состојавот* на цврстата фаза која е во контакт со заситениот раствор. Во вакви случаи, на пониска температура цврстата фаза е кристалохидрат, а на повисока – безводна сол или, пак, доаѓа до намалување на содржината на вода во цврстите фази кои, обете, се кристалохидрати.



1. Натриум нитрат
2. Калциум хлорид
3. Олово нитрат
4. Натриум хлорид
5. Калиум хлорид
6. Калиум нитрат
8. Калиум хлорат
8. Цериум(III) сулфат

Сл. 8.4. Зависност на растворливоста на некои цврсти супстанции од температурата

Ако заситен раствор на цврста супстанца чија растворливост *расііе* со порастот на температурата го одвоиме од присутните кристали, а потоа го ладиме, од растворот ќе искристализира дел од растворената супстанца (**провери го ова; обидот е едноставен!**). Ова се случува заради тоа што на новата, пониска, температура растворливоста е *помала*, па вишокот од дотогаш растворена супстанца мора да се издвои. Меѓутоа ако ладењето го изведуваме претпазливо, можно е температурата да се снижи, а до кристализација да *не дојде*. Јасно е дека во ваков случај во растворот има **повеќе** од растворената супстанца одошто одговара на растворливоста на дадената температура. Ваков раствор се вика **презаситен**.



Сл. 8.5. Брза кристализација од презаситен раствор

Внимавај,

презаситените раствори содржат повеќе растворена супстанца одошто е потребно за да се добие заситен раствор.

Презаситените раствори се *нестабилни*. Доста е ако садот на садот го протриеме (да речеме со стаклена прачка), па од растворот брзо да искристализира вишокот од растворената супстанца. Понекогаш е достапно дури и само да го протресеме садот со растворот (или да додадеме кристалче од растворената супстанца), па во него да отпочне брза кристализација (в. сл. 8.5).

НЕКОИ СВОЈСТВА НА РАСТВОРИТЕ

Количителни својства на разредените раствори

Кога по коловозите има снег, комуналците или патарите фрлаат сол. За да не замрзне водата во ладилниците на автомобилите, зиме водата во нив се заменува со т.н. *антифриз*. Причините за ваквите акции се поврзани со некои од својствата на растворот.

Имено, антифризот е *воден раствор* на некои органски супстанции (предимно еден алкохол – етиленгликолот).

Солта исто така образува *раствор* со снегот или мразот. И тука доаѓа до израз едно од важните својства на растворот:

растворите *обично* мрзнат на пониска температура одошто чистиот растворувач.

Во многу типови автомобили антифризот се остава да стои и лете. Зошто? Па, лете нема опасност од *мрзнење* на течноста за ладење! Поголема опасност има од тоа таа да почне да *врие*, да испарува и, со тоа, да го остави автомобилскиот мотор без потребното ладење. Сепак, вака не се случува.

Вака е затоа што постои едно друго важно својство на *многу* раствори:

***многу често*, растворот вријат на повисока температура одошто чистиот растворувач.**

При ова, во горните тврдења не смее да се превидат зборовите *обично* и *многу често*. Не смее, заради тоа што има случаи кога некои **раствори вријат и на пониска температура** од растворувачот (на пример, ако растворената супстанца е *дисперзива* од растворувачот), а постои и можност **температурата на мрзнење да биде повисока** одошто кај чистиот растворувач.

Меѓутоа, кога чистата растворена супстанца е во *цврста* агрегатна состојба, а растворувачот и добиениот раствор се течни, може да се смета дека

течните раствори на цврстите супстанции по правило имаат пониска температура на мрзнење и повисока температура на вриење одошто чистиот растворувач.

Кога растворите се **разредени**, покачувањето на температурата на вриење и снижувањето на температурата на мрзнење се право пропорционални со **бројот на честички од растворената супстанца** што се наоѓаат растворени во даден растворувач со определена маса*.

По дефиниција:

својства кои зависат од бројот на честички од растворената супстанца којашто е диспергирана низ растворувач со определена маса (но не и од тоа каква е природата на тие честички) се викаат *колигативни*.

Се разбира, покачувањето на температурата на вриење и снижувањето на температурата на мрзнење зависат и од тоа **кој растворувач** е во прашање.

Покрај покачувањето на температурата на вриење и снижувањето на температурата на мрзнење, има и други колигативни својства на разредените раствори.

Кристализација од расџвор

Изведе ли обид со кој требаше да покажеш дека кога заситен раствор се ладн, од него се издвојуваат кристали на растворената супстанца?

Да?



За секој случај, да ги извршиме заедно и обидите 8.1, 8.2 и 8.3. Во првите два, кристализацијата настанува при ладење на заситени раствори, а во третиот до кристализација доаѓа од презаситен раствор.

8.1

8.2

8.3

Наместо да загреваме, па да ладиме, може температурата да не ја менуваме, но да оставиме растворувачот да испарува. И тогаш ќе дојде до кристализација. Со испарување на растворувачот, концентрацијата на растворената супстанца се *набљемува* и кога таа ќе стане еднаква со растворливоста x , ќе се образува заситен раствор. Натамошното испарување на растворувачот ќе доведе до кристализација на дел од растворената супстанца. Впрочем, вака од морската вода се добива готварска сол. На истата појава се должат и дамките што остануваат по чашиите кога овие се мијат со бигорлива вода – онаква каква што е во повеќето наши градови.

* Најчесто се зема масата на растворувачот да биде *еден килограм*.

Потруди се да најдеш и други слични примери!

Значи,

од раствор во кој, заради некакви причини, концентрацијата на растворената супстанца станала поголема од растворливоста s , од растворот ќе искристализира вишокот од растворената супстанца.

Кај супстанците со кои работевме има и една значителна разлика. Имено, од растворот на калиум нитрат се издвојуваат кристали чијшто состав одговара на формулата KNO_3 . Наспроти тоа, од растворот на бакар сулфат се издвојуваат кристали со состав којшто е $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, а не CuSO_4 . Од растворот, пак, на натриум ацетат се издвојува сол со состав што може да се претстави со формулата $\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Инаку, кристалните супстанции коишто во својот состав содржат вода, се викаат **кристалохидрати**. Вакви соединенија (најчесто, тоа се *соли* или, поретко *хидроксици*, па и *киселини*), впрочем, не-колкупати беа спомнувани.

Како што се гледа и од погоре наведените формули, содржината на вода кај кристалохидратите се запишува на тој начин што зад формулата на соединението се става малку подигната точка (како онаа што се користи како ознака за множење), потоа коефициент којшто го дава односот на количеството вода и количеството на супстанцата што го образува хидратот и, накрај, се запишува (како ознака за вода) H_2O . Меѓутоа, наспроти *математичкиот* значење на подигнатата точка, при читањето **не смее** да се вика, на пример, *бакар сулфат по пет молекули вода* или слично, туку, во овој случај, **бакар сулфат пентахидрат**. За означување на вредноста на коефициентот пред формулата на водата се употребуваат префиксите дадени во табелата на стр. 138.

Запомни:

истите префикси се употребуваат и во други случаи, на пример во термините диоксид, трихлорид и слично.

Инаку, водејќи сметка за горното, вториот погоре наведен кристалохидрат ќе се вика **натриум ацетат трихидрат***.

* Ацетатите (в. стр. 148) се соли на оцетната киселина, CH_3COOH .

РАСТВОРИ ОД ЕЛЕКТРОЛИТИ

Некои раствори (и раствори) спроведуваат електричество



8.4

Секако знаеш дека електричество може да се пренесува низ *метали* (тие се **спроводници** на електричество). Сета електрична инсталација во становите, училиштето или фабриките, како и мрежата за пренос на електричеството од централите до потрошувачите е направена од *метални* (предимно бакарни) жици. Меѓутоа, спроводници на електричество се и некои *раствори*. Во ова ќе се увериме ако го изведеме експериментот 8.4.

Како што покажуваат резултатите од спомнатиот обид, чистата вода *практично* не спроведува електричество, растворот од сахароза воопшто не е спроводник на електричество. И во едниот и во другиот случај електричниот круг не се затвора и сијаличката не свети. Наспроти тоа, растворот од хлороводородна и од оцетна киселина, како и оние од натриум хидроксид и од NH_4OH спроведуваат електричество. Истото се однесува на водните раствори на двете употребени соли – натриум хлоридот и амониум ацетатот. Благодарейќи на тоа, електричниот круг се затвора и сијаличката свети. Велиме дека во овие случаи се работи за **електролити**. Како електролити се однесуваат *водни* (и некои други) *раствори на киселини, бази и соли*. Електролити, освен тоа, може да бидат и **растопени соли** (*раствори*), но за нив засега нема да водиме сметка. За разлика од металните спроводници на електричество (за кои се зборува како за **спроводници од прв вид**), електролитите се сметаат за **спроводници од втор вид**.

Значи,

раствори или растопи од киселини, бази и соли коишто се однесуваат како спроводници на електричество се викаат електролити.

Меѓутоа, нашиот обид покажа дека меѓу електролитите постојат и *разлики*. Сијаличката светеше посилно кога графитните шипки беа потопени во раствор од HCl или од NaOH , одношто тогаш кога растворот беа од оцетна киселина или од NH_4OH . Очигледно, растворот од хлороводородна киселина и натриум хидроксид се многу подобри спроводници на електричество од оние на оцетна киселина или на амониум хидроксид. Добри спроводници се и растворот на двете соли, макар што едната од нив (амониум ацетатот) е сол токму на амониум хидроксид и на оцетна киселина.

Врз основа на тоа колку добро *спроведуваат електричество* (и на некои други својства), електролитите може да се поделат на **силни** и **слаби** (јасно, постојат и средно силни електролити). **Силни** електролити се водните рас-

твори на речиси сите *соли*, растворите на *силниите киселини* (хлороводородната, азотната, сулфурната итн.) и на *силните бази* (на пример, натриум, калиум или калциум хидроксидот). **Слаби** електролити, пак, се водните раствори на *органските* (и на некои неоргански) *киселини и хидрокси* (на пример, цијановодородната киселина, оцетната и другите органски киселини, амониум хидроксидот и други). Како слаби електролити се однесуваат и растворите на *некои соли*, а и на некои други видови соединенија. Самата вода е, видовме, **сосем слаб** електролит.

И, така:

силни електролити се водните раствори на практично сите соли и на силните киселини и силните бази; слаби електролити се водните раствори на органските (и на некои неоргански) киселини, па и растворите на некои хидрокси, соли и други видови соединенија; водата е сосем слаб електролит.

На кој начин електролитите спроведуваат електричество?

Низ металните спроводници (изградени од *позитивни катијони* и од релативно слободни *електрони*) електричеството го пренесуваат *лесно подвижните електрони*, а катијоните го зачувуваат своето место во структурата. Наспроти тоа, кај спроводниците од втор ред, електричество се пренесува како резултат на *истовремено движење* на јони: на *позитивните јони (катијоните)* кон *негативната електрода (катодата)* и на *негативните јони (анијоните)* кон *позитивната електрода (анодата)*. Електричество, значи, секогаш се пренесува како резултат на *движење на наелектризираните честички*. Кај спроводниците од прв вид тоа се *електроните*, а кај оние од втор вид – *јоните*.

Катион е позитивно наелектризиран јон, но **катода** е негативно наелектризираната електрода (катијоните се движат *кон* катодата). **Анион** е негативно наелектризиран јон, но **анода** е позитивно наелектризираната електрода (анијоните се движат *кон* анодата).

Според тоа, одговорот на прашањето во насловот е:

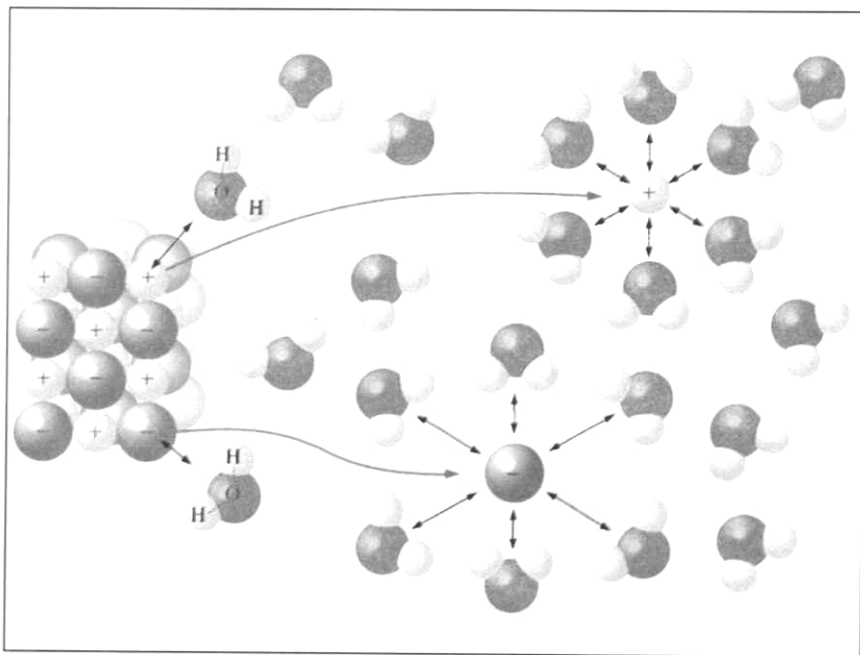
за да може да има спроведување на електричество, во електролитите мора да постојат подвижни јони.

Елекѝролийна дисоѝијација

Така, *имаме* одговор на прашањето за тоа на кој начин електролитите спроведуваат електричност: потребно е да постојат *подвижни јони*. Но, сега има ново прашање: на кој начин во растворите или растопите ќе се најдат подвижни јони?

Цврстийте соли (на пример натриум хлоридот) и кога не се наоѓаат во раствор се образувани од *катијони* и *анијони* (види ги, да речеме, сл. 5.3 и сл. 5.15), а слична е ситуацијата и кај *цврстийте хидроксиди*.

Меѓутоа, цврстите соли или хидроксиди не спроведуваат електричност заради тоа што јоните *не можат* слободно да се движат. Дури откако солта (или хидроксидот) ќе се **растопат**, јоните можат послободно да се движат, па растопите на солите или хидроксидите се електрични спроводници (*електролийи*). Подвижни јони се добиваат и тогаш кога јонски изградени цврсти супстанции ќе се **растворат** во вода или во други погодни растворувачи (сл. 8.6).



Сл. 8.6. На јоните од цврстиот NaCl првин им се приближуваат молекули од вода кои, потоа, ги разнесуваат хидратизираниите јони низ растворот

Јоните што постојат во *растворитиите* се практично еднакви со оние во *цврстийте супстанции*. Меѓутоа, во *растворитиите* од електролити јоните се, по правило, опкружени со молекули од растворувачот (тие се, како што се вели, **солватизирани** или, ако растворувач е водата – **хидратизирани**). Солватизи-

рани јони се формираат и при растворување во вода на супстанции кои, кога се чисти, се образувани не од јони туку од **поларни молекули** т.е. од молекули кај кои атомите (или барем некои од нив) се сврзани со *поларни ковалентни врски* (стр. 109). Со ковалентна, но *поларна* врска, меѓу другото, се сврзани атомите во гасовитиот хлороводород. А при растворување на HCl(g) во вода се образува хлороводородна киселина. Вака е и во други слични случаи.

Како што видовме,

подвижни солватизирани јони се образуваат при растворување во вода (или во други погодни растворувачи) на супстанции кои, кога се чисти, се изградени од јони или од поларни молекули.

Настанувањето на подвижни јони (особено во раствор) се вика **електролитна дисоцијација**, а самиот процес на разложување до вакви јони се вика **дисоцирање**.



Сл. 8.7. С. Арениус

Претставите за електролитната дисоцијација на солите, киселините и базите во водни раствори се содржина на *теоријата за електролитна дисоцијација* што ја дал шведскиот физикохемичар Арениус* (сл. 8.7).

За тоа дали ќе дојде или нема да дојде до електролитна дисоцијација важно е не само како е изградена растворената супстанца, туку и каква е градбата на честичките од растворувачот. До електролитна дисоцијација, имено, доаѓа во растворувачи коишто се изградени од **поларни молекули**. Ваков растворувач е *водата*, но има и други супстанции (на пример, *течен* амонијак или *течен* сулфур диоксид) чии молекули се

поларни и во кои исто така може да дојде до електролитна дисоцијација на киселините, базите и солите.

Како што гледаш,

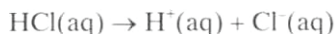
до електролитна дисоцијација може да дојде само во растворувачи што се изградени од поларни молекули.

Степен на електролитната дисоцијација

Според современите сознанија, кај *силните* електролити во *воден раствор* постојат **само** јони и практично **нема** недисоцирани молекули. Заради тоа, во случајот на силни електролити процесот на дисоцијација треба да се прет-

* Сванте Арениус [Arrhenius] (1859–1927).

стави на следниот начин (како пример е земена дисоцијацијата на хлороводородната киселина*):



Наспроти тоа, кај *слабиите* електролити во рамнотежа постојат и јони и недисоцирани молекули. Заради тоа, во ваков случај пишуваме, да речеме:



со тоа што употребената двојна стрелка покажува дека се работи за динамичка *рамнотежа* меѓу реактантите и продуктите до која доаѓа како резултат на протечување на *повратна* реакција (за вакви процеси повеќе ќе учим догодина).

Кај *слабиите електрични*, односот меѓу бројот на дисоцирани молекули и бројот на вкупно растворени молекули се вика **степен на електролитната дисоцијација** и се означува со грчката буква α (алфа). Може да речеме дека

$$\alpha = \frac{\text{број на дисоцирани молекули}}{\text{број на растворени молекули}}$$

Степенот на електролитната дисоцијација зависи од различни фактори, особено од концентрацијата и од температурата, растејќи со повишувањето на температурата и со смалувањето на концентрацијата.

Тоа значи дека

кај слабите електролити, делот од дисоцирани молекули е поголем во разредени одошто во поконцентрирани раствори и поголем на повисока одошто на пониска температура.

Поради тоа што кај силните електролити нема недисоцирани молекули, степенот на електролитна дисоцијација за нив е еднаков на единица, без оглед на концентрацијата на растворениот електролит.



Побарај, во учебници или енциклопедии (печатени или електронски), податоци за животот и, особено, за работата на Арениус. Запознај се со подрачјата на кои тој работел. Прочитај повеќе за теоријата за електролитната дисоцијација според Арениус. Има ли разлики во однос на она што погоре е наведено врз основа на современите сфаќања?

* Еднонасочната стрелка означува дека реакцијата е **неповратна**, т.е. оди само во насока на образување на јони. Како што видовме порано (стр. 43) стрелка се употребува и во изразите што, по израмнувањето, ќе станат хемиски равенки. Внимавај да не ги заменуваш двете значења.

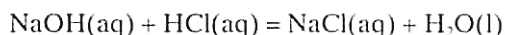
ЈОНСКИ РЕАКЦИИ

Реакциите меѓу електролити се реакции меѓу јони

Поради дисоцијацијата на растворените киселини, бази и соли, во водните раствори на ваквите супстанции постојат, како што веќе видовме, *јони*. Заради тоа, многу реакции во раствор се, всушност, реакции *меѓу јони* (**јонски реакции**).

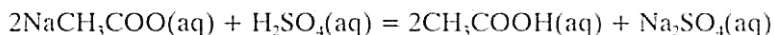
Една од ваквите реакции е онаа меѓу раствори од некоја база (на пример, натриум хидроксид) и некоја *киселина* (да речеме, хлороводородна киселина). Се работи за т.н. **реакција на неутрализација**, при која се добива *сол* и *вода*.

Ако ги употребиме посочените реактанти*, реакцијата на неутрализација може да се запише како



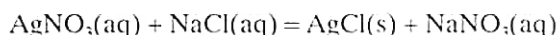
Меѓутоа, натриум хидроксидот и хлороводородната киселина во воден раствор се **целосно дисоцирани** на јони, па реакцијата што се случува мора да биде резултат токму на заемни дејства помеѓу јони. И натриум хлоридот (кој што се јавува како еден од продуктите на реакцијата) во воден раствор е **целосно дисоциран** на јони, додека водата (таа е другиот продукт) е практично целосно образувана од *молекули*.

И реакцијата меѓу раствори од натриум (или некој друг) ацетат и сулфурна киселина:



мора да биде реакција **меѓу јони**. Имено, и натриум ацетатот (сол) и сулфурната киселина (силна киселина) во воден раствор се **целосно дисоцирани**. Целосно дисоциран на јони ќе биде и натриум сулфатот што се образува како продукт на оваа реакција, додека другиот продукт, оцетната киселина, е *многу слабо дисоцирана*.

Како и претходната, реакција на двојна измена е и онаа што се случува меѓу раствори од сребро нитрат и натриум хлорид и обично се запишува како



* Ознаките аq и l ставени во загради означуваат, соодветно, дека се работи за воден раствор и за супстанца во течна агрегатна состојба (види и стр. 142). Ознаката за супстанца во *цврста* агрегатна состојба е s (ова ставено во загради кои се запишани слеано со формулата на супстанцата).

Меѓутоа, од вака напишаната равенка не може веднаш да се види дека обата реактанта во воден раствор се *целосно дисоцирани на јони* и дека реакцијата што се случува е всушност реакција *меѓу иони*. *Целосно дисоцирани* се и *продуктите* на реакцијата што се наоѓаат во растворот. Притоа, постои разлика меѓу двата продукта на реакцијата. Едниот (NaNO_3) е *многу добро растворлив*, сиот се наоѓа во раствор и тука е *целосно дисоциран*. Од друга страна, сребро хлоридот е *многу слабо растворлив*, а јони во растворот настануваат само со дисоцијација на *растворениот* дел од солта. Заради, тоа во растворот има сосем малку јони настанати со дисоцијација на AgCl .

Реакција ќе се одвива (тоа лесно може да се утврди по одделувањето на мерчиња гас) и тогаш кога ќе смешае раствори од натриум карбонат и хлороводородна (или некоја друга) киселина. Повторно, се работи за *реакција меѓу јони* заради тоа што во воден раствор и натриум карбонатот и хлороводородната киселина се силни електролити и, според тоа, целосно се дисоцирани на јони.

Целосно дисоциран ќе биде и образуваниот натриум хлорид, додека водата, видовме, е образувана речиси само од молекули, а од молекули е образуван и гасовитиот јаглерод диоксид што е третиот од продуктите на реакцијата.

Примери за јонски реакции има многу. Меѓутоа, погоре наведените реакции се примери на јонски реакции што се практично **неповратни** (или, како што се вели, коишто **одат до крај**).

За една јонска реакција да тече практично до крај, треба:

- барем еден од продуктите на реакцијата да е слабо дисоциран или
- барем еден од продуктите да е слабо растворлив или
- барем еден од продуктите да е гас.

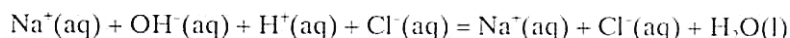
Да заклучиме:

реакциите што се случуваат меѓу електролити (раствори од киселини, бази и соли) се, всушност, реакции меѓу присутните јони; ваквите реакции ќе бидат практично неповратни ако барем еден од продуктите на реакцијата е слабо дисоцирано или слабо растворливо соединение или, пак, е гас.

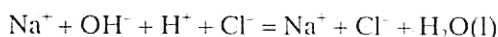
Јонски равенки

Како што веќе спомнавме, равенките на јонските реакции, ако бидат напишани на вообичаениот начин, не овозможуваат веднаш да се види дека некои од учесниците во реакцијата се дисоцирани на јони. Според тоа, тие не претставуваат вистинска слика на она што се случува на *молекуларно ниво*.

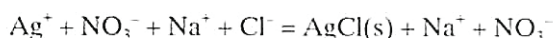
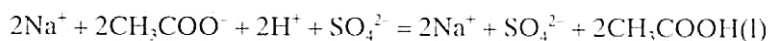
Подобро е ако веднаш јасно означиме кои од учесниците во растворот постојат само во вид на јони. Така, за реакцијата меѓу натриум хидроксид и хлороводородна киселина во воден раствор, подобро е ако напишеме*:



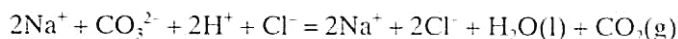
Ако, заради едноставност во пишувањето, ги испуштиме ознаките аq (но постојано водиме сметка дека се работи за *јони во воден раствор*), равенката може да ја запишеме и како



Исто така, подобро е ако за другите погоре наведени реакции напишеме:



или

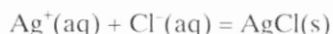
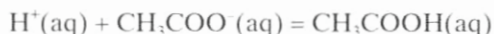


Внимавај: Покрај формулите за *сите јони* треба да стои ознаката аq!

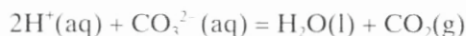
Вака напишаните равенки се викаат **полни јонски равенки**. Во нив се наведени сите јони што настануваат со дисоцијација на супстанциите коишто се реактанти, односно продукти на реакцијата, како и супстанциите што се образувани од молекули или се слабо растворливи и во системот се во цврста агрегатна состојба. Ако повнимателно ги погледнеме полните јонски равенки, ќе видиме дека некои јони од реактантите влегле во составот на некој од продуктите (слабо дисоцирана вода или оцетна киселина, цврст сребро хлорид, гасовит јаглерод диоксид), додека други останале во растворот. Така, некои од јоните всушност воопшто и **не учествуваат** во реакцијата, туку, така да се рече, биле само нејзини **набљудувачи**.

* Како што повеќе ќе учини следната година, водородните јони секогаш се хидратизирани и најмалата честичка за која може да се смета дека постои во вакви раствори е H_3O^+ јонот (и тој хидратизиран). За да го поедноставиме пишувањето, за водородните јони ќе ја користиме ознаката H^+ макар што таа не ја одразува вистинската состојба.

Овој заклучок овозможува пишувањето на јонските реакции да се упрости. Така, наместо да пишуваме јонски равенки како што беа оние дадени погоре, може да напишеме (исклучувајќи ги јоните-набљудувачи, а вклучувајќи ги, заради целосност, ознаките аq):



или



Јонските равенки напишани на овој последен начин, т.е. така што во нив да бидат наведени само јоните коишто навистина (*ефективно*) учествуваат во реакцијата, се викаат **скратени (ефективни) јонски равенки**.



Напиши ги равенките (онака како што тие обично се пишуваат, во т.н. *молекуларен вид*^{*}) и полните и скратените (ефективните) *јонски* равенки на реакциите меѓу раствори на:

- а) Бариум хлорид и магнезиум сулфат
- б) Бариум нитрат и магнезиум сулфат
- в) Бариум хлорид и манган сулфат
- г) Бариум нитрат и манган сулфат
- д) Бариум хлорид и никел сулфат
- ѓ) Бариум нитрат и никел сулфат
- е) Бариум хлорид и кобалт сулфат
- ж) Бариум нитрат и кобалт сулфат
- з) Бариум хлорид и бакар сулфат
- с) Бариум нитрат и бакар сулфат

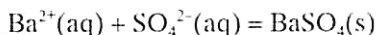
Води сметка за тоа дека сите напишани соединенија се растворливи во вода и, како соли, целосно дисоцирани. Од продуктите на реакциите, пак, бариум сулфатот е слабо растворлив, а хлоридите и нитратите на магнезиумот, манганот, никелот, кобалтот и бакарот се добро растворливи.

Спореди ги ефективните јонски равенки на десетте горни реакции.

Можеш ли нешто да заклучиш?

^{*} Ова е *вообичаен* назив, макар што многу често е *сосема невисистиниј*. Како што веќе знаеме, многу супстанции кои во воден раствор се однесуваат како електролити, не се изградени од *молекули*, дури и тогаш кога се *чисти*.

Како што можеш да се увериш ако горните реакции навистина ги изведем, во сите десет погоре наброени случаја, *ефективно* се случува само реакцијата



Имено, ќе видиш дека секогаш се добива истиот *тешок бел талоџ*, а и *бојата на раствориите* не се изменува. Имено, растворите на солите на манганот се бледорозови, оние на солите на никелот се зелени, на солите на кобалтот се темнорозови, додека растворите на бакарните соли се сини (растворите на солите на магнезиумот се безбојни). Ако реакциите ги изведем, ќе утврдиме дека и по реакцијата бојата на растворите останала онаква каква што била и пред неа. Очигледно, во растворот и натаму има хидратизирани јони на манган, никел, кобалт, односно бакар на кои, всушност, се должи бојата на растворите.

И во други случаи:

кога во јонска реакција се добива слабо дисоцирано односно слабо растворливо соединение или гас, во реакцијата ефективно учествуваат само јоните кои директно доведуваат до образување на тој продукт на реакцијата, додека другите присутни јони се само *своевидни набљудувачи* на реакцијата.

Киселини и бази според теоријата за електролитната дисоцијација

Врз основа на теоријата за електролитната дисоцијација, може да се даде и поинаква дефиниција за киселини и бази од онаа што ја користевме порано.

Имено, според сфаќањата на Арениус, *киселини* се соединенија кои при дисоцијација образуваат *водородни јони* (како **единствен** вид катјони) и *анјони*, а *базы* се соединенија кои при дисоцијација даваат *хидроксидни јони* (како **единствен** вид анјони).

Така, при електролитната дисоцијација на хлороводородната киселина се образуваат **водородни** катјони и хлоридни анјони, при дисоцијацијата на сулфурната киселина се образуваат **водородни** катјони и SO_4^{2-} анјони итн.

Од друга страна, при електролитната дисоцијација на натриум хидроксид се образуваат натриумови катјони и **хидроксидни** анјони, амониум хидроксидот при дисоцијација дава амониумови (т.е. NH_4^+) катјони и **хидроксидни** анјони. Често се дисоцира калциум хидроксид, се образуваат Ca^{2+} катјони и, повторно, **хидроксидни** анјони.

И, така,

според теоријата на Арениус, *киселини се соединенија кои при дисоцијација даваат водородни јони како единствен вид катјони, а бази се соединенија кои при дисоцијација даваат хидроксидни јони како единствен вид анјони.*

Постојат и понови и подобри теории за киселини и бази, но ние со нив сега нема да се занимаваме.

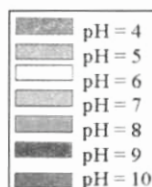
Индикатори

Ако во раствор од некоја силна киселина или силна база се потопи лакмусова хартија, таа ќе ја смени бојата – во киселината ќе се обои црвено, а во база – сино. Лакмусот, значи, покажува дали средината во која тој се наоѓа е *кисела* или *базна* и служи како **индикатор**.

Постојат и други индикатори, од кои може да се спомнат *метил виолетово*, *бромфенол сино*, *метил оранж*, *метил црвено*, *бромтимол сино*, *фенолфтален* и доста други. Всушност, сите овие соединенија се слаби киселини чии недисоцирани форми се обоени во една боја, а дисоцираните – во друга. Кон растворите за кои сакаме да утврдиме дали се *кисели* или *базни*, обично се додаваат раствори од овие индикатори.

Во табелата што следува дадени се боите на овие индикатори во раствори од силни киселини и силни бази:

Индикатор	Средина:		Индикатор	Средина	
	кисела	базна		кисела	базна
метил виолетово	жолто	виолетово	метил црвено	црвено	жолто
бромфенол сино	жолто	сино	бромтимол сино	жолто	сино
метил оранж	оранжово	жолто	фенолфтален	безбојно	малиново



Сл. 8.8. Боја на универзалната индикаторска хартија при различни вредности за pH

Сега се применуваат и ливчиња претходно натопени со *различни* индикатори (т.н. *универзален индикатор*).

Ако киселината не е силна, а ни базата не е силна, *некои* од горенаведените индикатори ќе ја изменуваат својата боја, а други нема, така што може да се процени дали киселината и базата се слаби, средни или силни електролити. Всушност, за определување на тоа дали средината е, како што се вели, *силно*

кисела или силно базна или неутрална или нешто помеѓу, служи една величина што се означува со pH^* . Кога средината е *силно кисела*, на температура од околу $25^\circ C$, pH има вредност што се приближува кон нула, а ако средината е *силно базна* – вредност што се приближува до 14. **На ваква температура**, за *неутрална* средина е карактеристична вредност за pH од околу 7.

Внимавај: Не смее да се зборува дека pH во неутрална средина има вредност 7 без да се наведе дека се работи за температури од околу $25^\circ C$!

Секој индикатор има определено подрачје за pH вредности во кои си ја изменува бојата, а универзалната индикаторска хартија со различна боја покажува колкава (приближно) е вредноста на pH (сл. 8.8).

Треба да се напомене дека индикаторите може да ја изменат бојата и во раствори од супстанции што не припаѓаат на силни киселини или силни бази.

Значи,

индикаторите покажуваат дали средината е кисела или базна, со тоа што не е неопходно во растворот да се наоѓа токму киселина или база.

КОЛОИДНО–ДИСПЕРЗНИ И ГРУБО–ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ

Размеритѝе на честичкиѝе имаатѝ решавачка важностѝ

Како што рековме, дисперзните системи се делат на молекуларно-дисперзни (раствори), колоидно-дисперзни и грубо-дисперзни. За тоа на кој тип ќе припаѓа еден дисперзен систем, решавачка важност имаат **размерите на честичките**, нивната големина.

Како што рековме, кога честичките на диспергираната супстанца се *молекули* или *јони*, се работи за **раствор** (молекуларно-дисперзен систем). Се разбира, различни молекули или јони имаат различни размери, но може да се рече дека тие не надминуваат вредност од околу $1\text{ nm}^\dagger$.

Ако размерите на честичките на диспергираната супстанца (да речеме, нивниот *пречник*, под услов дека тие имаат приближно сферен облик) се меѓу 1 и 100 нанометра, дисперзниот систем е **колоидно-дисперзен** или, едноставно,

* Се чита *пе-ха*.

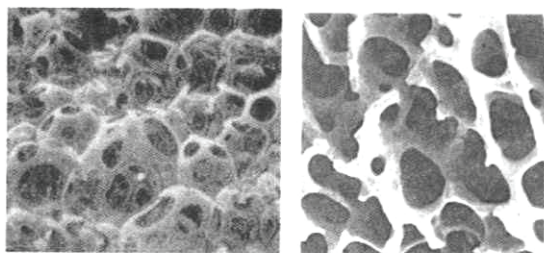
† Називот на единицата која е употребена тука е *нанометар*. Еден *нанометар* е *милијард пати* помала единица од единицата метар ($1\text{ nm} = 10^{-9}\text{ m}$).

колоиден. Ако, пак, размерите на честичките се поголеми од околу 100 nm, зборуваме за **грубо-дисперзен систем***. Како што се гледа, кај колоидните системи големината на честичките на диспергираната фаза е **помеѓу** онаа на обичните молекули или јони и големината на честичките на диспергираната супстанца кај грубо-дисперзните системи.

Накучо речено,

ако размерите на честичките на диспергираната супстанца се под 1 нанометар, дисперзниот систем претставува *расшвор*; ако големината на овие честички е помеѓу 1 и 100 нанометра, се работи за *колоидно-дисперзен систем*, а ако честичките се поголеми од 100 nm, системот е *грубо-дисперзен*.

Грубо-дисперзни и колоидно-дисперзни системи



Сл. 8.9. Полиуретански сунѓер и замена за коска (микроскопски снимки)

пример, стиропорот, полиуретанските „сунѓери“ или материјалот (*хидроксиапатит*) со кој се заменуваат коските (сл. 8.9) и слично.

Сигурно си видел и *магла* (сл. 8.10) – грубо-дисперзен систем со течна диспергирана фаза (ситни капки вода) и гасовита дисперзиона средина (воздух).

Слични со маглата се ситни капки од *дезодоранс* или од средства против инсекти што се употребуваат во вид на „*спреј*“ (сл. 8.11).

Си видел ли грубо-дисперзен систем? Ако мислиш дека не си видел, немаш право! Грубо-дисперзните системи често се среќаваат.

Да речеме, веројатно си јадел „*млаќ*“. А шлагот е еден од грубо-дисперзните системи, исто како и многу други **пени**. Има дури и **цврсти пени**, на



Сл. 8.10. Река во магла

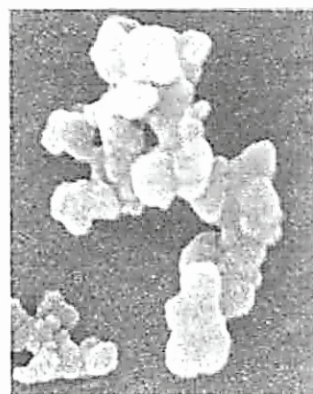
* **Совет:** Води сметка дека горните вредности се само приближни и дека *општа* граница не може да се повлече! Својствата на систем во кој размерите на честичките се, на пример, 99 нанометра и на друг систем, во кој честичките се со големина (на пример – со пречник) од 101 нанометар, **нема да бидат** различни во забележлива мерка.



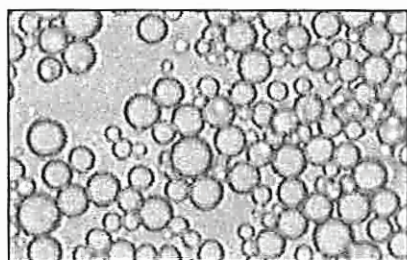
Сл. 8.11. Прскање (со спреј) против штетници на земјоделските производи.

Веќе зборувавме за *чадои* (сл. 8.12) како за дисперзен систем чии цврсти честички се доста големи (понекогаш може да се видат и со голо око).

Во зависност од тоа какви се агрегатната состојба на диспергираната фаза и на дисперзионата средина, се разликуваат осум комбинации.



Сл. 8.12. Чад и честички од чад гледани под микроскоп



Сл. 8.13. Емулзија (зголемено)

Тие се слични на оние што беа дадени кај растворите, со тоа што нема комбинација гасовито-гасовито затоа што гасовите практично секогаш образуваат *хомогени* системи.

Поважните типови грубо дисперзни системи се дадени во табелата што следува*.

* Аеросол е именка од машки род и нејзината множина е аеросонови (а не аеросоли).

Тип грубо дисперзен систем	Диспергирана фаза	Дисперзионна средина	Пример
Аеросол	течна	гасовита	магла
Аеросол	цврста	гасовита	цементен прав
Пена	гасовита	течна	„шлаг“
Емулзија	течна	течна	масло во вода ^a
Суспензија	цврста	течна	матна вода
Цврста пена	гасовита	цврста	стиропор

^a Доколку е добро исклучкано.

Грубо дисперзните системи може да бидат **нестабилни** и двете фази (дисперзионата средина и диспергираната фаза) сами од себе да се разделуваат или, како што се вели, да се *раслојуваат*. За ова да *не се случи*, во системот може да се додаде супстанца што го **стабилизира** грубо дисперзниот систем. Ако се работи за емулзија, тогаш *стабилизаторот* се вика **емулгатор**.



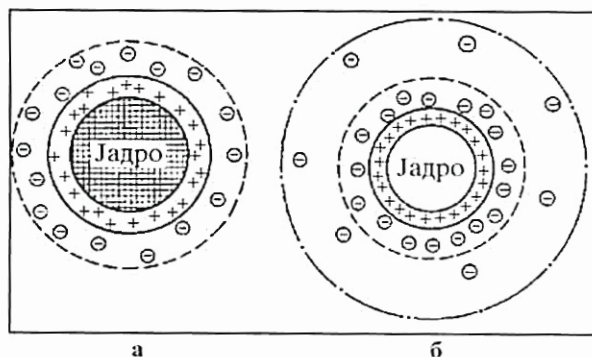
8.5

Заради тоа што, како што рековме, размерите на честичките на диспергираната фаза кај колоидно дисперзните системи се меѓу оние на честичките на растворите и на грубо дисперзните системи, колоидно дисперзните системи може да се образуваат или од раствори (при тоа од молекулите или јоните се создаваат поголеми **агрегати** од честички) или од грубо дисперзните системи (тогаш треба да се изврши *сипинење* на покрупните честички*).

Колоидните честички (*мицели*) не може да се видат со голо око или со обичен микроскоп. За да може да се видат, порано се употребувале специјални, т.н. *ультрамикроскопи*. Во нив светлината доаѓала отстрана (а не, како кај обичните микроскопи, одоздола) и во видното поле се гледале *сликите* на колоидните честички од кои светлината се расејала.

Сега се користат т.н. *електронски микроскопи* со чија помош се гледа и вистинската форма на колоидните честички.

* За оваа цел се ползуваат т.н. *колоидни мелници*.



Сл. 8.14. Шематски приказ на градбата на колоидна гранула (а) и мицела (б)

Инаку, мицелите се состојат од еден дел што може да се нарече **јадро** на чија површина се нафакани (*атсорбирани*) јони, *предимно со исти* полнеж (јадрото, заедно со јоните атсорбирани врз него образува **гранула**). Поради полнежот на јоните што ги содржат, гранулите се **наелектризирани** – позитивно или негативно.

За да се обезбеди електронеутралност на целиот систем, околу гранулите се насобираат јони со спротивен полнеж (сл. 8.14).

Значи:

- колоидно–дисперзни системи може да се образуваат или од молекуларно–дисперзните системи (методите што при тоа се применуваат се викаат *кондензациони*) или пак од грубо–дисперзните системи (за оваа цел се употребуваат *дисперзни* методи);
- во рамките на една колоидна мицела, се разликува јадро околу кое постојат јони: едни атсорбирани на површината на јадрото (тие заедно со јадрото образуваат гранула) и други што се наоѓаат во неговата близина.

Инаку, еднаквиот полнеж на сите гранули во еден колоидно–дисперзен систем, доведува до нивно меѓусебно *одбивање*. Со тоа е оневозможено *слепувањето* (*коагулацијата*) на колоидните честички и образувањето на поголеми агрегати.



8.6
8.7

Меѓутоа, до коагулација ќе дојде ако на некаков начин се неутрализира полнежот на гранулите. Многу често, коагулацијата може да се предизвика со додавање на раствори од киселини, бази или соли или со загревање.

Од другите својства на колоидните системи ќе ја спомнеме појавата на т.н. Тиндалов* ефект – расејување на светлината што отстрана поминува низ вакви системи (изведи го обидот 8.7).

* Според Џон Тиндал [Tyndall] (1820–1893).



Сл. 8.15. На Тиндалов ефект се должи светкавиот сноп светлина во шумата



Сл. 8.16. И водопадот „светка“ заради расејување на светлината

На слични причини – расејување на светлината од ситни капки вода се должи и убавата глетка со „зраци“ што ги гледаме кога сонцето се наоѓа зад облаци или е скриено од дрвјата во шумата. Резултат на расејување на светлината од ситни прашинки присутни во воздухот (значи, на ефект во основа еднаков со Тиндаловиот) е она што ние го гледаме како светлосен сноп (сл. 8.15).

И водопадот чија вода „светка“ во полумракот на шумскиот пејзаж (сл. 8.16) е резултат на ваков ефект.

РАЗБРА ЛИ? НАУЧИ ЛИ?

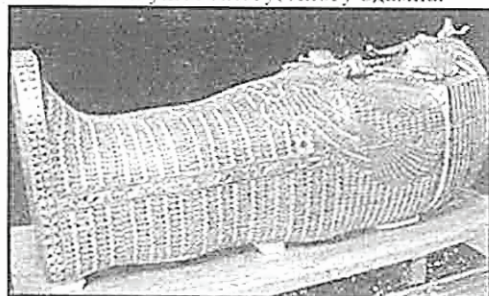
Обиди се да одговориш на прашањата и да ги решиш задачите што се содржани во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за 1 година на реформираното гимназиско образование* (глава 8), а се однесуваат на овој дел од учебников.

ПРИЛОЗИ



Коренише на хемијата допираат до древни времиња

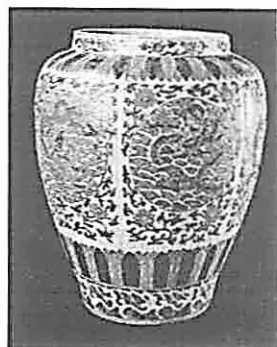
Корените на хемијата допираат до древни времиња. Всушност, може да се каже дека денешната хемија произлегла од занаетите и другите практични вештини што на луѓето им биле познати уште многу, многу одамна.



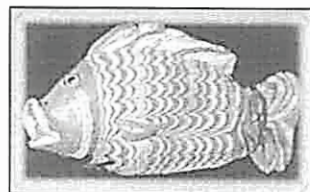
Сл. А.1. Златниот ковчег и златната маска за мумијата на фараонот Тутанкамон

Мошне сериозни знаења од практичната хемија биле потребни, на пример, за да се мумифицираат владетелите на античкиот Египет и мумиите да се зачуваат илјадници години. А мистериозната смрт на неколкумина од тимот на археологот Картер кој ја открил мумијата на фараонот Тутанкамон (сл. А.1) покажува

дека во тоа време можело да се приготват средства што убиваат и илјадници години подоцна.



Сл. А.3. Кинеска вазна од пред три до четири илјади години



Сл. А.2. Обоено стакло било познато во античкиот Египет

Знаења од практичната хемија биле неопходни и за правење предмети од злато и други метали или од стакло (и тоа обоено; в. сл. А.2). Во античко време биле познати и козметички препарати и други производи за чие производство биле потребни знаења од хемија. Впрочем, и самиот збор *хемија* има, изгледа, потекло од стариот Египет.

Во античка Кина биле пронајдени барутот, хартијата, тушот (за пишување или за цртање) и уште многу други нешта за чие добивање биле применувани хемиски пос-

тапки. Прекрасните порцелански предмети изработени во Кина (сл. А.3) восхитуваат и по неколку илјади години

Од друга, хемијата како наука води потекло и од т.н. *природна филозофија* на старите Грци. Од овие, секако треба да се спомне Демокрит* кој ја развил идејата дека нештата во природата се образувани од *атјоми*.

Меѓутоа, ниту едното, ниту другото, не било хемија. Во првиот случај, имено, се работело за чисто **практични умеења** кои не се потпирале на никаква теорија, а во вториот – за **логично размислување** што не било поткрепено со експерименти.



Сл. А.4. Демокрит



Сл. А.5. Алхемиска лабораторија

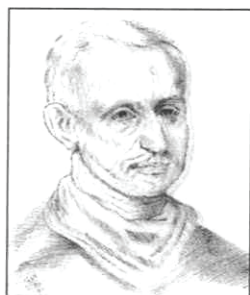
Не било хемија ниту она што се случувало низ Средниот век, во периодот на **алхемијата**. Главната задача на алхемичарите, имено, било залудното барање на т.н. *филозофски камен* – средство што овозможувало металите да се претвораат еден во друг, од неблагородни метали да се добива злато и да се сочува вечна младост и здравје.

Филозофски камен не бил најден, а *трансмутацијата* на металите (т.е. претворањето на еден метал во друг) не била остварена.

Меѓутоа, алхемичарите *добиле* многу нови, дотогаш непознати, супстанции. Така, алхемичарот Бранд го открил фосфорот (в. стр. ???), а на алхемичарите им биле познати и многу други супстанции.

Она што е важно да се запомни е дека макар што ниту

практичните сознанија на древните народи, ниту природната филозофија, ниту алхемијата сè уште не биле хемија, уште пред хемијата да стане наука биле добиени многу нови супстанции, биле усовршени експериментални постапки, а уште во антички времиња се создале претстави, макар и погрешни, за елементите и атомите.



Сл. А.7. Ван Хелмонт



Сл. А.6. Парацелзус

* Демокрит (≈ 460--371 п. н. е.).

Во шеснаесеттиот век се развила т.н. **јатрохемија**, што се стремела да лекува одделни болести со помош на хемиски супстанции употребувани како лекаства. Највиден претставник на јатрохемијата бил Парацелзус [Paracelsus]^{*} (сл. А.6), а треба да се спомне и Фан Хелмонт [van Helmont][†] (сл. А.7) кој, меѓу другото, ставил основи на **квантитативна** работа во хемијата. Фан Хелмонт верувал во можноста за трансмутација, но бил меѓу првите во поновата историја на хемијата што тврделе дека **ништо не може да се создаде од ништо**.

Хемијата станува наука



Сл. А.8. Бојл (лево) и Ломоносов (десно)

направена цела низа важни откритија во областа на хемијата.

Расчистени се прашањата околу поимите за **атоми** и **молекули**.

Како резултат на работата на Берцелиус⁺⁺ (сл. А.9) започнале да се применуваат **хемиски знаци** и **формули** онакви какви што ги знаеме денес.

Воведена е современата хемиска **номенклатура** (т.е. правилата за именување на супстанциите).

Почетокот на вистинската хемија паѓа во XVII и XVIII столетие. Работите на Бојл [Boyle][‡], Ломоносов[§], Лавоазје [Lavoisier]^{**}, Долти [Dalton]^{††} и на други научници овозможиле, од една страна, да се создадат солидни **теориски претпоставки** и, од друга, **експериментал** да стане основа за развитокот на хемијата.

Деведнаесеттиото столетие, пак, е период кога е



Сл. А.9. Берцелиус

* Филипус Аугустус Теофрастус Бомбастус фон Хохенхајм Парацелзус (1493–1541).

† Јохан Баптист ван Хелмонт (1577–1644).

‡ Роберт Бојл (1627–1691).

§ Михаил Василевич Ломоносов (1711–1765).

** Антоан Лавоазје (1743–1794).

†† Џон Долти (1766–1844).

++ Јонс Јакоб Берцелиус [Berzelius] (1779–1848).

Откриени се низа основни хемиски закони на природата (види стр. 16 и натаму). За хемијата можеби најважен е законот за периодичноста на својствата на елементите што довел до *периодичниот систем* на Менделеев (стр. 85).

Откриени се и објаснети низа важни појави: *електролитичката дисоцијација* и *електролизата*, *катализата* и уште многу други.

Дефинитивно се отфрлени извесни погрешни, но дотогаш цврсто вкоренети претстави (т.н. *флогистонска теорија на горењето* е можеби најпознатиот пример). Приготвени се многубројни нови соединенија, откриени се нови елементи. Се развила науката за растворите. Се појавиле, во рамките на хемијата, нови дисциплини.

Според тоа, може да се каже дека темелите на хемијата како наука се ставени во XVII столетие, но дури во втората половина на XVIII и, особено, во XIX век хемијата се оформила, и теориски и експериментално и по својот целокупен пристап, како вистинска наука.

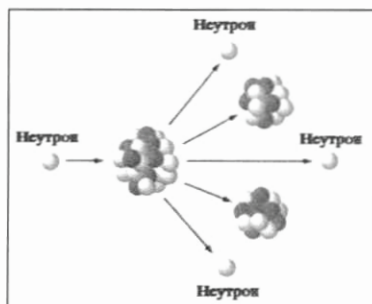
Минатото, *дваесеттото*, столетие на хемијата ѝ донело уште побрз развиток. Најдени биле начини за изучување на *структурата* на супстанциите. Законитостите на квантната физика започнале успешно да се применуваат во хемијата. Поставен и усовршуван бил моделот за структурата на атомот.

Најдени биле начини елементите да се претвораат едни во други (со тоа, на некој начин, остварувајќи го сонот на алхемичарите за трансмутација). Таблицата на Менделеев била дополнета со повеќе нови елементи,

од кои некои ги нема во природата, туку се добиени по *вештачки* пат. Најголеми заслуги за ова последново има Сиборг* (сл. А.10) кој, заедно со своите соработници, открил десет нови елементи. Не случајно, Сиборг е единствениот човек според кој, уште додека бил жив, бил наречен еден хемиски елемент (сиборгиум).



Сл. А.10. Г. Сиборг



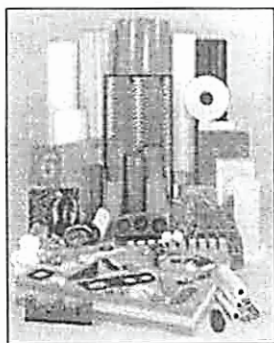
Сл. А.11. Нуклеарна фисија (шематски)

Извршено било *цепење (фисија)* на атомското јадро (сл. А.11) – зафат со несогледливи позитивни и негативни последици. Од една страна, нуклеарната фисија е извор за енергија, а од друга, претставува опасност, не само во време на војна (*атомски бомби*), туку и во мир (можеби си чул за катастрофата во Чернобил).

Бројот на познати соединенија сè побрзо се зголемува, а секојдневно се приготвуваат дотогаш непознати супстанции.

* Глен Сиборг [Seaborg] (1912–1999)

Создадени се нови лекарства што помагаат да се совладаат дотогаш несовладливите болести, да се продолжи животниот век. Вештачките ѓубрива и средствата за заштита на растенијата овозможуваат да се произведува повеќе храна.



Сл. А.12. Што ли сè не се произведува од пластични материјали

Во најширока употреба влегуваат нови материјали, од кои *пластичните* (сл. А.12) треба можеби први да бидат спомнати.

Тешко е дури и да се замисли каков би изгледал животот на човекот денес, кога не би постоела хемијата и кога би ги немало производите што се резултат на работењето на луѓето коишто се занимаваат со неа.

За жал, многу брзиот (и не секогаш достатно добро контролиран) развиток на хемијата и на хемиската индустрија во овој век има и негативни последици, особено во однос на сè поголемото *загадување на животната средина*.

Но, хемијата и тука помага.

Приготвени се пластични материјали кои самите се разградуваат, образувајќи нештетни продукти.



Сл. А.13. Ќе се удавиме ли во отпадоци од пластика?



Сл. А.14. Индустријата е голем загадувач на животната средина

Откриени се причините за оштетувањето на т.н. *озонски слој* во стратосферата, а штетните супстанции во спрејовите се заменети со безопасни. Можеби на некој производ си ја видел етикетата покажана на сл. А.15 или некоја слична. Знакот покажува дека во спрејот (или во некој друг производ) е употребена некоја хемикалија што не е штетна за озонскиот слој. Се разбира, токму хемичарите требало да утврдат која хемикалија може да се употребува.



Сл. А.15. Овој знак покажува дека производот не е штетен за озонската обвивка

Загадувањето на атмосферата од издувните гасови на автомобилите е намалено со употребата на т.н. *каталитички конвертори* и на безоловни бензини.



Сл. А.16. И Земјата има
повишена температура

Се прават напори да се намали испуштањето на штетни гасови што доведуваат до *глобално зајгорување* на нашата планета (сл. А.16) како резултат на т.н. *ефект на стаклена градина* предизвикан од прекумерното испуштање на јаглерод диоксид и на некои други гасови во атмосферата.

За жал, макар што се донесени меѓународни конвенции за намалување на испуштањето на вакви гасови, главните загадувачи (меѓу нив и најголемата индустриска сила) не се нивни потписници.

Дваесеттото столетие, впрочем, и не е историја, туку наше довчерашно секојдневје.

А сегашново, дваесет и прво, столетие? Што ќе донесе тоа? Дека ќе има напредок, тоа е повеќе од сигурно. Дека ќе има многу нови откритија – дури и посигурно. Дека хемијата ќе направи многу за заштитата на средината, тоа е повеќе од неопходно.

Ќе поживееш и самиот ќе видиш!

ОБИДИ

Обид 1.1

Во епрувета стави железен прав или прав од некој друг метал (на пример, бакар). Епруветата добро затвори ја со затка (ако можеш, затопи ја), а потоа извагај ја. Запиши го резултатот од мерењето.

Загревај ја епруветата. Првн пламенот пренесувај го долж целата епрувета, а потоа посилено загревај онаму каде што сè наоѓа металниот прав. Во време на загревањето, протресувај ја епруветата. Внимателно гледај што се случува. Има ли знаци за хемиски промени?

Откако ќе бидеш убеден дека хемиски промени навистина се случиле, прекини го загревањето и остави ја епруветата убаво да се излади (нејзината температура да стане како температурата на другите предмети околу неа). Дури тогаш повторно извагај ја.

Каква е масата по загревањето? Еднаква ли е како онаа на почетокот?

Ако епруветата била добро затворена (или затопена), резултатите од вагањето пред и по загревањето треба да бидат *еднакви*. Не се сомневај во точноста на вагата. До ист резултат ќе дојдеш и ако употребиш поточна вага од онаа со која работеше.

Обид 1.2

Извагај, на прецизна вага, порцеланско чанче во кое се наоѓа челична волна. Запиши го резултатот.

Со лабораториска маша подигни ја малку волната и со силно загревање запали ја (тоа може да го стори и наставникот). Внимавај продуктите на горењето да паѓаат во чанчето. Откако волната ќе изгори, а чанчето ќе се излади, повтори го вагањето. Повторно запиши го резултатот.

Спореди ги двата резултата. Еднакви ли се тие?

Ако си работел прецизно, ќе видиш дека чанчето станало потешко, си ја зголемило масата.

Обид 1.3

На едниот тас на вагата стави свеќа. Урамнотежи ја вагата со тегови.

Запали ја свеќата и пушти ја да гори.

Внимателно набљудувај што се случува. Ќе остане ли вагата во рамнотежа?

Можеш ли да го протолкуваш резултатот?

Обид 7.1

Во порцеланско чанче стави неколку грутчиња калциум оксид (негасена вар). Секое од нив внимателно, со капалка, постепено навалжнувај го со вода.

Кога грутчињата ќе престанат да ја впиваат водата, престани со влажењето на калциум оксидот и остави го да стои.

По извесно време, ќе отпочне реакција, проследена со ослободување топлина, со кревање пара и со шум. Реакцијата меѓу негасената вар и водата (*ѓаснење на варијата*) многу се ползува во градежништвото.

Откако реакцијата ќе приврши, а грутчињата ќе се претворат во прав, земи малку од овој прав, префрли го во епрувета, додај вода и добро исклумај ја содржината на епруветата.

Остави да се стаи, а потоа со стаклена прачка пренеси една капка од растворот на лакмус хартија.

Како се обојува лакмусот?

Обид 7.2

Во лабораториска чаша со вода, со лажичка **внимателно** додавај тетрафосфор декаоксид. И во овој случај реакцијата се одвива бурно, се одделува топлина и се слуша шушкање. Испитај го добиениот раствор со лакмус хартија.

Каква е бојата на лакмусот во овој случај?

Обид 7.3

Во епрувета што е до половина полна со вода додај малку алуминиум оксид. Добро исклумај и остави да се стаи. Испитај го растворот со лакмус хартија.

Што забележуваш? Можеш ли да го објасниш резултатот од овој обид?

Запиши ги резултатите од набљудувањето и од извршените експерименти. Напиши ги равенките на изведените реакции.

Обид 7.4

Во епрувета стави малку раствор од калциум хидроксид (варовна вода) и во овој раствор стави пластична „сламка“. Почни да **дуваш** низ „сламката“.

Забележуваш ли промени во изгледот на растворот? Знаеш ли што се случува?

Обид 7.5

Во мала лабораториска чашка стави малку бакар оксид (тоа нека биде оксид на дво-валентен бакар). Прелиј го со разреден раствор од сулфурна киселина (волуменскиот однос на киселина и вода во растворот нека е близу до 1 : 5). Претпазливо загревај.

Набљудувај ги промените што се случуваат.

Напиши ги равенките на реакциите што се случиле.

Обид 7.6

Земн во епрувета раствор од бакар сулфат. Забележи каква е бојата на растворот.

Додај во овој раствор концентриран раствор од амонијак.

Забележи ја промената на бојата на растворот.

До реакција, очигледно, доаѓа, а од растворот може да се издвои продукт чиј состав соодветствува на формулата $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Всушност, се добива *комплексно соединение* чија правилно напишана формула е $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Истиот продукт ќе се добие и ако наместо раствор, се употреби *тесовиот* амонијак.

Обид 7.7

Во друга епрувета земн малку раствор од сребро нитрат. Во овој раствор додај раствор од некој хлорид или разреден раствор на хлороводородна киселина.

Забележи што ќе се случи.

На содржината на епруветата додај концентриран раствор од амонијак. Протреси ја епруветата. Се случува ли некаква промена?

И во овој случај настанала реакција, а нејзин продукт е соединение чиј состав одговара на формулата $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}$ или, поправилно напишано, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

Обид 7.8

Како и во претходниот обид, пригответи најпрвин талог од сребро хлорид додавајќи, на малку раствор од сребро нитрат, раствор од натриум хлорид или калциум хлорид. Потоа додавај, капка по капка, раствор од натриум тиосулфат, сè додека талогот целосно да се раствори.

Растворувањето на талогот е јасен знак за одвивање на реакција, а добиениот продукт има состав којшто одговара на формулата $\text{Na}_3\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2$ или, поправилно, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

Обид 8.1

Земи малку $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (ако ја нема во училишната лабораторија или во кабинетот за хемија, оваа супстанца може да се најде во земјоделските аптеки под називот *син камен*), добро иситни го и еден дел од него раствори во вода. Употреби некој соодветен лабораториски сад (најдобро – мала лабораториска чаша). Добро мешај. Додавај од синиот камен сè додека да се добие заситен раствор. Биди сигурен дека новододениот син камен не се раствора повеќе.

Загреј го растворот од бакар сулфат. Ќе видиш дека кристалите што на обична температура останаа нерастворени, сега ќе се растворот.

Остави го растворот да се лади. Кога ќе се излади, од него ќе искристализираат убави сини кристали.

Обид 8.2

Повтори го горниот обид, но наместо син камен земи калиум нитрат. И сега од растворот што бил заситен на повисока температура при ладење ќе се издвојат кристали.

Обид 8.3

Пригответи презаситен раствор од натриум ацетат. Земи 30 грама од солта, додај 10 mL вода, загревај при мешање додека да се раствори и растворот остави го бавно да се излади. На површината на растворот внимателно додај кристалче од натриум ацетат.

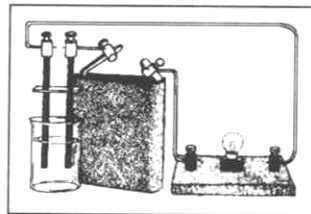
На сл. 8.5 е показано што ќе се случи.

Обид 8.4

Состави едноставна апаратура како на сл. Б.1. Потребни ти се: две графитни шипки (на пример, од расипани батерии), сијаличка за џебна батериска светилка со соодветно грло, бакарни жици за поврзување. Пригответи и осум чаши (само една е покажана на сликата). Во едната стави дестилирана вода, а во другите – водни раствори од сахароза (обичен шеќер), од хлороводородна киселина, од оцетна киселина, од натриум хидроксид, од амониум хидроксид, од натриум хлорид и од амониум ацетат (концентрацијата на сите раствори нека биде 1 mol/dm^3).

Графитните прачки (тие ќе ни служат како *електроди*) повлечи ги низ парче картон или тврда пластика во која си дупнал соодветни отвори (види ја сликата). Електродите потопи ги во чашата со чиста вода. Свети ли сијаличката? Потоа прачките потопи ги во растворот од сахароза? Дали сега сијаличката свети?

Исплакни ги графитните шипки, а потоа потопи ги во растворот од хлороводородна киселина. Сијаличката ќе светне. Забележи колку силно таа свети.



Сл. Б.1. Апаратура за испитување на електричната спроводливост

Повторно исплакни ги електродите со вода, а потоа потопи ги во растворот од оцетна киселина. Свети ли сијаличката? Еднакво ли силно како кога беше потопена во раствор од HCl?

Повтори ја постапката и со четирите преостанати раствори (пред потопување на шипките во наредниот раствор, добро исплакни ги со вода за од нив да ги отстраниш остатоците од претходниот раствор).

Забележи колку силно свети сијаличката кога графитните електроди се потопени во растворот од натриум хидроксид, а колку кога тие се наоѓаат во растворот од амониум хидроксид. Силно ли или слабо свети сијаличката кога електродите се потопени во раствор од натриум хлорид и од амониум ацетат?

Нацртај ја апаратурата и запиши ги резултатите од изведениот обид.

Обид 8.5

Во лабораториска чаша стави 40–50 cm³ раствор од калиум перманганат (концентрацијата на солта нека биде 0.02 mol/dm³). Кон растворот, при постојано мешање, додавај еднопроцентен H₂O₂ сè додека капка од растворот, пренесена врз филтерна хартија, дава розово обојување. Откако вакво обојување повеќе нема, се додава уште околу 60 mL вода. Се образува колоидно-дисперзен систем. Може да се смета дека јадрото на колоидните честички е образувано од манган диоксид.

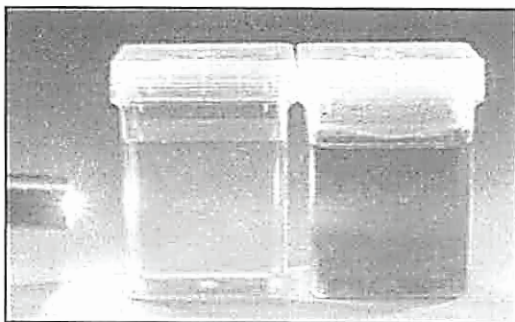
Обид 8.6

Во неколку епрувети стави по 5 cm³ од приготвениот колоидно-дисперзен систем и во секоја од нив додај по 1–2 cm³ раствор од некоја сол (натриум хлорид, магнезиум сулфат, алуминиум сулфат и слично). Концентрацијата на солта нека биде 0.5–1 mol/dm³. Измешај ја содржината на епруветите и остави ги во стапка да стојат.

По извесно време, провери што се случило.

Обид 8.7

Остатокот од приготвениот колоидно-дисперзен систем разредувај го со вода сè додека да добие светлокафеава боја. Стави го во сад со паралелни ѕидови (ако нема ваков, може и да остане во чашата). Со силна батериска светилка или, уште подобро, со сноп од проектор за дијапозитиви, осветли ја чашата. Набљудувај *нормално* (под прав агол) од насоката на простирање на снопот светлина.



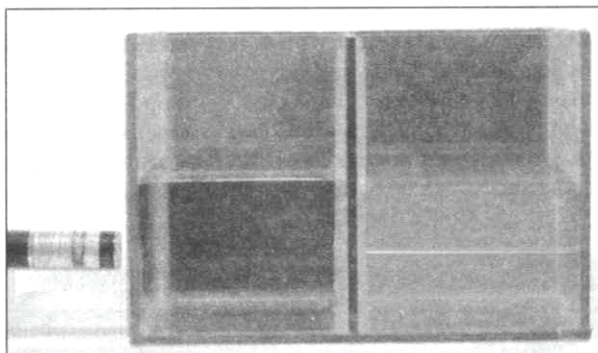
Сл. Б.2. Минување на светлина низ молекуларно-дисперзен систем (лево) и низ колоидно-дисперзен систем (десно)

Особено ако просторијата е затемнета, ќе видиш како светлината минува низ садот. Ако, пак, во садот има вистински раствор, при набљудување отстрана, нема да може да се забележи минувањето на светлината. Се работи за т.н. Тиндалов ефект што го покажуваат колоидно-дисперзните и грубо-дисперзните, но не и молекуларно-дисперзните системи.

На сл. Б.2 е покажана малку поусовршена варијанта на обидот (со поинаков колоидно-дисперзен систем).

Доколку располагаш со мал ласер, обидот можеш да го изведеш уште поефектно.

На сл. Б.3 е прикажан резултатот на обид изведен со раствор од калиум хромат и колоиден систем од арсен(III) сулфид (обете течности се обоени жолто) и со користење на ласер што дава зелена светлина. Јасно е видно дека се гледа „трага“ низ колоидниот систем, а ништо не се забележува кај вистинскиот раствор. Сличен обид може да се изведе и со црвен ласер.



Сл. Б.3. „Трагата“ од ласерот јасно се гледа во колоидниот систем (во десниот сад), но не и во вистинскиот раствор (во левиот сад)

Препорака: Подробни описи и дискусија за многу повеќе експерименти (и едноставни и посложени) може да се најдат во книгата на В. М. Петрушевски и М. Најдоски *Експериментал во наставата по хемија – книга прва во издание на Магор од Скопје* (книгата е отпечатена во 2000 година).

Авторот најтопло им ја препорачува оваа книга на заинтересираните ученици и на наставниците!

За симболот, пак, се земаат почетните букви од тие латински или грчки корени. Како и обично, само првата буква од симболот е голема. За разбирање на погоре реченото, може да помогне долната таблица.

Цифра	Назив	Симбол	Цифра	Назив	Симбол
1	ун	u	6	хекс	h
2	би	b	7	септ	s
3	три	t	8	окт	o
4	квад	q	9	ен	e
5	пент	p	0	нил	n

При ваквата спогодба, спорните елементи со реден број 104 и 105 биле наречени *униилквадиум* и *униилпентиум*, со симболи Unq и Unp. На соодветен начин потоа биле именувани и другите елементи што биле добиени подоцна. Засега, последен е добиен елементот *унунибиум*.

Е, така *беше*, ама не е веќе така! На 31 август 1997 година, Меѓународната унија за чиста и применета хемија (IUPAC) заклучила дека контроверзите околу првенството во откривањето на елементите од 104 до 109 се разрешени и дека, според тоа, овие елементи може да добијат стандардни називи и симболи од по *две* букви. Така, елементот 104 е наречен **радерфордиум** (симбол Rf), елементот 105 го добил називот **дубниум** (симбол Db), новиот назив на елементот 106 е **сиборгиум** (симбол Sg), елементот 107 го добил називот **бориум** (симбол Bh), елементот што дотогаш се викал унилоктиум сега е **хасиум** (симбол Hs), а дотогашниот унилениум станал **мајтнериум** (со симбол Mt). Следните два вакви елементи (порано унунилиум и унуниум) се **дармштатиум**, Ds и **рендгениум**, Rg. Три од називите се дадени два според *места* – Дубна (град близу до Москва каде што се наоѓа голем институт за нуклеарни истражувања), латинскиот назив на германската провинција Хесен во која, близу до Дармштад, се наоѓа институт сличен на оној во Дубна и самиот Дармштат, а пет според научници – Ернст Радерфорд [Ernest Rutherford] (1871–1937), Глен Сиборг [Glen Seaborg] (1912–1999), Нилс Бор [Niels Bohr] (1885–1962) и Лиза Мајтнер [Lisa Meitner] (1878–1968) и Вилхелм Конрад Рентген [Wilhelm Konrad Röntgen] (1845–1923).



Сл. В.1. Лиза Мајтнер

Интересно е дека во времето кога бил утврден називот *сиборгиум*, Глен Сиборг сè уште бил жив (нешто што дотогаш не се случувало). Тоа воопшто не било случајно. Имено, Сиборг учествувал во откривањето на елементите од плутониум (атомски број 94) до nobелиум (атомски број 102).

Ако не се смета називот *кириум* (даден во чест на сопругниците Пјер и Марија Кири; в. сл. В.2), *мајтнериум* е единствениот елемент наречен според презимето на една жена.



Сл. В.2. Марија Склодовска-Кири и Пјер Кири

И така, од 1997 година натаму, систематските називи (и симболи од три букви) ќе се употребуваат сè додека не се решат прашањето околу приоритетот и веродостојноста на откривањето.

А кога ќе се утврди дека некој нов елемент навистина е добиен, тој ќе носи назив каков што ќе биде договорен, а хемискиот знак ќе му се состои од *две* букви.

Според тоа, и натаму (не се знае до кога) ќе постојат називите унунбиум, унунтриум итн.

МАТЕМАТИЧКИ ПРИСТАП КОН ИЗРАМНУВАЊЕТО НА ХЕМИСКИТЕ РАВЕНКИ

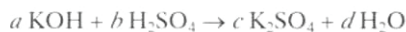
За израмнувањето на хемиските равенки на начин којшто е *вообичаен* се зборува во основниот текст (в. стр. 44 и натаму), а примери и задачи за увежбување може да се најдат во прирачникот *Прашања и задачи по хемија за 1 година на реформираното гимназиско образование*. Равенки (предимно – веќе израмнети) се наоѓаат низ ситот текст од овој учебник. Како што може да се види ако се направи обид вредностите за стехиометриските коефициенти да се определат на вообичаениот начин, при израмнувањето (особено на покомплицираните равенки) е потребна определена досетливост и, се разбира, уменост и извешаност.

Макар што не е толку вообичаен, постои и друг начин за определување на вредноста на стехиометриските коефициенти. И овој начин е базиран врз истите основни принципи, но е построг во математичка смисла.

Кога се применува овој, така да се каже – поматематички, приод, наместо да се започне со определување на вредноста на *еден* коефициент, па постепено да се оди натаму, веднаш се ставаат сите коефициенти, но напишани со општи броеви (a , b , c итн.). Потоа, за секој вид атоми што се застапени во хемиската равенка, се пишува по едно равенство кое овозможува бројот на атоми од секој вид да биде еднаков на двете страни. На крај, овој систем од равенки се решава по методите коишто се учат во математика, со тоа што ќе земеме дека еден од коефициентите е *еднаков на единица*. Ако ваквиот избор се покаже *непогоден* (на пример, заради тоа што ќе се појават коефициенти коишто нема да бидат цели броеви), лесно е на крајот равенството да се помножи со потребниот множител што сите коефициенти ќе ги направи да бидат целобројни.

Еве како ова изгледа на практика. Како пример, може да ја земеме реакцијата на неутрализација на калиум хидроксид со сулфурна киселина.

Пишувајќи ги веднаш формулите на учесниците во реакцијата и стехиометриските коефициенти (запишани со општи броеви) се добива:



Заради важењето на законот за запазување на масата, мора:

$$\begin{array}{ll} \text{За калиумот:} & a \times 1 = c \times 2 \\ \text{За кислородот:} & a \times 1 + b \times 4 = c \times 4 + d \times 1 \\ \text{За водородот:} & a \times 1 + b \times 2 = d \times 2 \\ \text{За сулфурот:} & b \times 1 = c \times 1 \end{array}$$

Горниве равенства во математиката би биле напишани како:

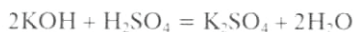
$$\begin{array}{l} a = 2c \\ a + 4b = 4c + d \\ a + 2b = 2d \\ b = c \end{array}$$

Веднаш се гледа дека коефициентите пред формулите за сулфурната киселина и за калиум сулфатот треба да бидат *еднакви* и дека коефициентот пред формулата за KOH треба да биде *двапати поголем* од претходните два.

Ако ставиме дека $b = 1$, тогаш ќе имаме:

$$\begin{array}{lll} c = b & \Rightarrow & c = 1 \\ a = 2c & \Rightarrow & a = 2 \\ 2 + 4 = 4 + d & \Rightarrow & d = 2 \end{array}$$

Сите коефициенти се определени и израмнетата равенка ќе биде



Ако, пак, земеме дека $a = 1$, тогаш:

$$\begin{array}{lll} a = 2c & \Rightarrow & c = \frac{1}{2} \\ b = c & \Rightarrow & b = \frac{1}{2} \\ 1 + 2 = 2 + d & \Rightarrow & d = 1 \end{array}$$

и равенката ќе гласи:



Ако не сакаме дропки да имаме како коефициенти, целата равенка ќе ја помножиме со 2 и ќе го добиеме повообичаениот облик.

И при ваквиот пристап, атомски групи што не се изменуваат во текот на реакцијата може да се третираат како целини.

АЈДЕ ДА ВОЗИМЕ АВТОБУС!

За да можеме да си претставиме нешта што ни е тешко да си ги замислиме, згодно е понекогаш да се прибегне кон *аналогии*. Еве една.

Како што знаеш, градските автобуси имаат определена релација по која се движат: од појдовната до крајната постојка и обратно, а потоа пак од појдовната до крајната постојка и обратно. За нашите сегашни цели, да претпоставиме дека автобусот оди по един улици од појдовната постојка до крајната, а по други кога од крајната постојка се движи кон појдовната. Така, автобусот секогаш оди **напред**!

Ако се договориме дека за една „тура“ на возачот ќе го сметаме изминатиот пат од појдовната постојка, па сè до враќањето во неа, патот што автобусот ќе го помине од појдовната до крајната постојка ќе одговара на **половина тура**, а патот што возачот дванасти ќе го врати на појдовната постојка ќе соодветствува на **две тури**. На сличен начин може да пресметаме каде се нашол, во секој даден момент, нашиот автобус. Со други зборови, може да најдеме колку тури (или делови од една тура) поминал до моментот кога се нашол на определена точка од својот пат.

Добро? Јасно? Добро, ама хемиските реакции не се автобуси и тие никаде не одат. Сепак, ние велиме дека реакцијата **тече**, дека таа се **одвива**, како некакво движење да има. Нема промена на **положбата**, ама има промена на количествата супстанца на учесниците во реакцијата. Тие количества се оние што се менуваат – се смалуваат ако се работи за реактанти, а се наголемуваат за супстанците што се продукти на реакцијата.

Значи, **определена сличност** постои, а токму таквите сличности се причина за употребата на аналогиите.

УЧЕНИЦИ И ЕЛЕКТРОНИ

Еве уште една аналогија.

Сакаме, да речеме, да пронајдеме некој свој другар. Ако е тој ученик, ако школската година трае, а време е за часови, **веројатно** е дека и нашиот пријател е во училиштето – во својата училишница или, можеби, во ходникот. Во време на траењето на часот може да предвидуваме и со поголема сигурност: ако е тој уреден ученик, ако редовно ги посетува часовите, **веројатно** е дека другарот ни е во училишната. Но дали е тоа **сигурно**? Не е!

Другарот можеби е болен, па останал дома. Можеби е дежурен, па седи покрај влезот. Можеби токму во тој момент му се слошило, па седи во ходникот, покрај отворениот прозорец, а можно е и тоа да му се „слошило“ заради ненаучената лекција. Не можеме да бидеме сигурни, но можеме да претпоставуваме. **Веројатноста** дека претпоставката ни е оправдана ќе расте со зголемувањето на **зачестеноста** со која другарот во време на часовите навистина престојува во училишната.

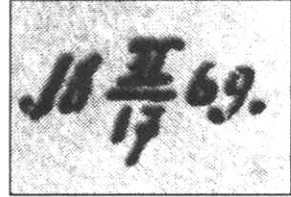
Се разбира, учениците **не се електрони** и за нив не важат специјалните законитости на кои им се покоруваат малите честички. Затоа треба да бидеме претпазливи во заклучувањето на овој начин („по аналогија“).

Сепак, сличност **има** (како и во примерот обработен во текстот АЈДЕ ДА ВОЗИМЕ АВТОБУС!). Ние не знаеме со сигурност каде ни е другарот, но претпоставуваме дека тој веројатно е таму каде што најчесто се наоѓа. Не знаеме каде е електронот во определен момент, но со поголема веројатност може да сметаме дека тој ќе биде некаде близу до делот од просторот во кој пресметаната густина на електронскиот облак е голема одношто онаму каде што таа е мала.

ОД МЕНДЕЛЕЕВ НАВАМУ

Речиси сигурно е дека нема образован човек што не знае за Менделеев и за периодниот систем што тој го открил. Впрочем, **таблицата** на периодниот систем досега многупати и самиот си ја ползувал. Но, изгледот на оваа таблица не бил (а и сега не е) само онаков каков што го познаваш.

Еве ги, на пример, една од првите *ракописни* и првата (од 1869 година) печатена верзија на таблицата на периодниот систем на Менделеев (сл. В.3). Ако внимателно погледнеш, во долниот лев агол од ракописната таблица може да го прочиташ (малку необично напишан) датумот 17 II 1869.



Во овие табели, гледаш, зад симболот на елементот стои знакот „=“, а потоа бројка што ја означува релативната атомска маса (атомската тежина, како што тогаш се велело) на елементот. Прашалниците стојат на местото на дотогаш непознатите елементи.

Инаку, можеби забележувааш, во овие таблички групите од периодниот систем стојат *хоризонтално*, а не вертикално како сега. Меѓутоа, во поглед на распоредот на групите и периодите, таблицата печатена во 1873 година (сл. В.4) повеќе личи на денешните.

(Handwritten notes at top left)

ОПЫТ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ЭМИССИОННЫХЪ СВОЙСТВАХЪ

			Li-30	Zr-90	2-180
			V-51	Nb-94	Ta-192
			Cr-52	Mo-96	W-196
			Mn-55	Rh-104	Pt-197
			Fe-56	Ru-104	Ir-198
			Ni-Co-59	Pd-106	Os-199
			Cu-63	Ag-108	Hg-200
			B-9	Mg-24	Zn-65
			Al-27	?	65
			C-12	Si-28	?-70
			N-14	P-31	As-75
			O-16	S-32	Se-79
			F-19	Cl-35	Br-80
			Li-7 Na-23	K-39 Rb-85	Cs-133 Tl-204
				Sr-87	Ba-137 Pb-207
				Ca-40	Y-89 Zr-90
				Sc-45	Co-59 Ni-58
				Er-66	La-94
				Th-90	U-95
				Th-90	Th-197

(Handwritten notes at bottom left)

Сл. В.3. Ракописна и првата печатена верзија на таблицата на перисдниот систем

Изгледот на таблицата, подоцна се менувал. Долго време многу популарна била т.н. *куса* форма на таблицата покажана на сл. В.5. Се разбира, во неа одделно биле вклучени и лантаноидите (местото им е означено со *) и актиноидите (нивното место е означено со знакот †).

[illegible]

Сл. В.4. Печатена верзија (од 1873 година) на таблицата на периодниот систем

	I	II	III	IV	V	VI	VII	0	VIII		
1	H							He			
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne			
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar			
4	K Cu	Ca Zn	Sc Ga	Ti Ge	V As	Cr Se	Mn Br	Kr	Fe	Co	Ni
5	Rb Ag	Sr Cd	Y In	Zr Sn	Nb Sb	Mo Te	Tc I	Xe	Ru	Rh	Pd
6	Cs Au	Ba Hg	La* Tl	Hf Pb	Ta Bi	W Po	Re At	Rn	Os	Ir	Pt
7	Fr	Ra	Ac [†]								

Сл. В.5. Куса форма на таблицата на периодниот систем (лантаноидите и актиноидите не се покажани)

Ваквиот облик на таблицата е доста непрегледен и денес веќе речиси не се употребува.

Меѓутоа од фактот дека во четвртата, петтата и шестата периода има по два елемента во секое „квадратче“ бил воведен поимот за *главна* и *сјоредна* подгрупа на групите од I до VII, при што во главни групи спаѓале елементите коишто следувале под оние кои, во втората и третата периода, биле единствените во дадената група.

Подоцна сè повеќе се користеле *долгиите* (подобро речено, *полудолгиите*) форми, како оние што и ние ги ползуваме. Меѓутоа, тука доаѓало до недоразбирања. Имено, некои автори како А-групи ги сметале оние што погоре беа наречени *главни подгрупи*, па така А-групите се наоѓале и лево и десно во таблицата (провери го ова). Други, пак, автори сметале дека е тоа нелогично, па А-групите ги сместувале *лево*, а В-групите – *десно* во таблицата. Така е постапено и во овој учебник, како и во сидните табlici и таблиците отпечатени на А4 формат.

Вистинската, пак, *долга* форма на таблицата е онаа во која лантаноидите и актиноидите се сместени на своето место, а не одделно (сл. В.6). Макар што таа би требало да е најдобрата, заради практични причини (многу е *долга*!) ваквата форма речиси и не се употребува.

Сл. В.6. Долгата форма на таблицата на периодниот систем (во издание на Институтот за хемија на Природно-математичкиот факултет во Скопје и списанието *Гласник на хемичарите и технолозите на Македонија*)

Сл. В.7. Уште една варијанта на долгата форма на таблицата

Имало и многу други обиди, па различни автори создавале свои варијанти на таблицата на периодниот систем, сакајќи да земат предвид некои карактеристики што не биле земани предвид во традиционалните табlici. Еден (од многуте) примери е даден погоре, на сл. В.7.

Објавени се и различни други (понекогаш и доста шеговити) форми на таблицата на периодниот систем. Ако некогаш дојдеш на Институтот за хемија на Природно-математичкиот факултет во Скопје ќе може да видиш цела колекција од табlici на периодниот систем.

И така, има најразлични форми на таблицата на периодниот систем, но главната заслуга за неа и натаму си останува на Менделеев!

КАДЕ ДА СЕ СМЕСТИ ВОДОРОДОТ?

Во некои табlici на периодниот систем, водородот го има на две места – и над алкалните метали (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и над халогените елементи (флуор, хлор, бром итн.). Во таблицата на сл. В.5, пак, симболот на водородот е сврзан (со коса црта) и со оној на литиумот и со оној на флуорот.

Како тоа? Зошто така?

Причините лежат во фактот што атомот од водород во електронската обвивка има *само еден* електрон и тоа во 1 *s* орбиталата. Ако овој електрон го оддаде, ќе се образува катјон H^+ , слично како кај алкалните метали.

Меѓутоа, по своите општи својства водородот *не личи* на метал. Всушност, како што рековме и погоре, тој е *неметал* кој, кога е чист, е образуван од молекули составени од два ковалентно сврзани атома, слично како флуорот или хлорот.

Како и халогените елементи, тој може да биде и акцептор на електрони, образувајќи *анијони* H^- . Меѓутоа, ниеден халоген елемент не може да образува едноатомски *катијон*, онака како што може водородот (вистина, како што знаеме, овој катјон е поинаков од сите други – тоа е јадро без електрони!).

И така, водородот и *е* и *не е* сличен со алкалните метали, и има и *нема* сличност со халогените елементи. Затоа ние може да го сместиме и таму и таму. Во некои табlici на периодниот систем водородот го сместуваат одделно, не придружувајќи го на ниедна од групите. Тоа е некаков *компромис*!

МЕКО, ТВРДО, ПОТВРДО, НАЈТВРДО

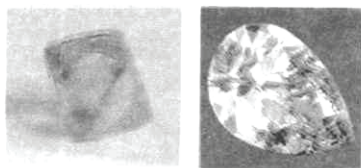
Кога зборуваме за *изрежливна состојба* на супстанците, ги употребуваме термините гасовит, течен, *цврст*.

Но сите *цврсти* супстанции не се еднакво *тврди* – некои се меки како восок, други може да се сечат со нож, трети може да се продупчат само со дупчалка на чиј врв се наоѓа дијамант.

А дијамантот?

Тој не може да се гребне ни со најтврдиот челик. И кога природните дијаманти се обработуваат за да го добијат обликот погоден за изработка на накит (најчестата форма е онаа на *брилијант*, види сл. В.8), тоа се прави со помош на *дијамантски*

прав. Дијамантот е **најтврдата** цврста супстанца што се среќава во природата (синтетички се добиени и малку потврди супстанци).



Сл. В.8. Природен дијамант (лево) и обработен, во вид на брилијант (десно)

За разлика од агрегатната *соспојба*, тоа што една цврста супстанца е *тврда* или *мека* е нејзино *својство*. Тоа својство ќе го викаме **тврдина**. Всушност, според *Речникот на македонскиот јазик* (Македонска книга, Скопје, 1986, стр. 1466) зборот *тврдина* значи, единствено, она што на српски се вика *tvrdava*, а постои (стр. 364) и зборот *крејоси* со истото значење, а има и *кале* (стр. 315). Меѓутоа, она за што сега зборуваме –

својството на една супстанца да биде *тврда*, според *Речникот* треба да се вика *тврдоѕи*. Неспорна е правилноста на овој последен збор, но многу позгодно е ако *тврдина* и *цврстина* (како зборови што означуваат релативно слични *својства*) бидат, и самите, колку што е можно *послични*. Заради тоа, секако е пожелно да се прифати **терминот** *тврдина* како збор што го означува својството на *тврдоѕи*, а не само градбата – *крејоси*. Во овој учебник така е, доследно, постапувано. Впрочем, постојат многу зборови што се пишуваат и се изговараат еднакво, а имаат различно значење. Најнакрај, досегашната хемиска практика го прифатила терминот *тврдина*.

Впрочем, нема никаква опасност кога ќе се рече дека *тврдината на дијамантот е 10* (за ова види подолу), некој да разбере дека неговата *крејоси* (или *кале*) е 10! Сепак, дефинитивното решение за правилноста или неправилноста на овој термин ќе го почека стандардизирањето на македонската хемиска терминологија.

За *мерење* на тврдината се употребува (особено во минералогијата) посебна скала (таа се вика *Мосова**) во која на дијамантот му е припишана вредност 10 за тврдината, додека *најмекиот* минерал (**талкот**) има тврдина 1. Еве како изгледа Мосовата скала:

Тврдина	Минерал [†]	Тврдина	Минерал [*]
1	талк	6	ортоклас
2	гипс	7	кварц
3	калцит	8	топаз
4	флуорит	9	корунд
5	апатит	10	дијамант

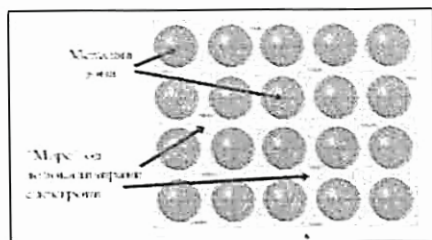
Сосема јасно, Мосовата скала не треба да се учи *наизуси*! Води сметка дека скалата не е линеарна – разликите во тврдината не се еднакви.

* Според германскиот минералог Фридрих Мос [Mohs] (1773–1839).

† Минерал е практично **чиста супстанца** (понекогаш и цврст раствор) што се среќава во природата. Гипсот има состав што одговара на формулата $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, калцитот е калциум карбонат, CaCO_3 , флуоритот има формула CaF_2 , кварцот е силициум диоксид, SiO_2 , а корундот е алуминиум оксид, Al_2O_3 . Другите минерали од Мосовата скала имаат посложен состав.

МЕТАЛИ И НЕМЕТАЛИ

Кога зборуваме за *метали* и *неметали* обично се потпираме на *физичките својства* на соодветните прости супстанции. Меѓутоа, тоа не е и единствениот можен критериум. Имено, металите (барем оние типичните) и неметалите (повторно – типичните) се разликуваат и по своите *хемиски својства*.



Сл. В.9. „Море“ од делокализирани електрони кај металите

Така, нема сомнение дека молекулите од водородот, од кислородот или од азотот се состојат од *ковалентно* сврзани атоми, а и дијамантот или графитот се образувани од ковалентно сврзани атоми.

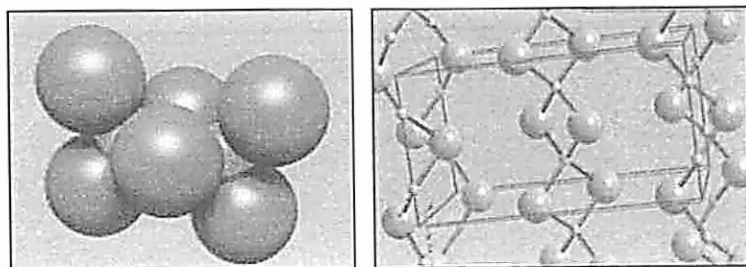
Водородот, кислородот, графитот, дијамантот и многу други прости супстанции се *неметали* (т.е. не се метали).

Од друга страна, врските кај металите не се ковалентни туку, како што се вели, *метални*.

Имено, атомите на металите своите валентни електрони ги даваат, така да се рече, на располагање на *сите* грабдени единици што го образнуваат металот.

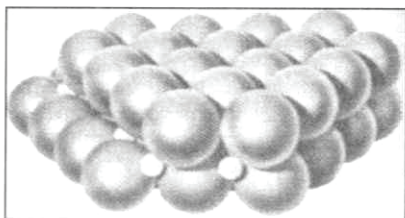
Со други зборови, електроните се *делокализирали* и веројатноста за нивно наоѓање малку зависи од тоа од кој поранешен атом (сега *јон*) тие потекнуваат. Сликвито зборувајќи, делокализираните електрони што ги држат заедно металните јони образнуваат „море“ од електрони (сл. В.9). Инаку, делокализирани електрони има и кај некои молекули (на пример, кај молекулите од бензенот) или јони (да речеме, кај нитратниот или сулфатниот јон).

Натаму, кога зборуваме за *соли* или за *оксида* на металите, обично претпоставуваме дека металот во нив се наоѓа во вид на *позитивни јони* (катјони), додека врските што во соединенијата ги образнуваат неметалите се *ковалентни*.



Сл. В. 9. Грабдени единици на стопениот алуминиум хлорид (лево) и распоред на атомите во цврстиот берилиум хлорид (зелените „топчиња“ претставуваат атоми од хлорот, а сините – од металот)

Дека, на пример, натриум хлоридот е јонски градено соединение што се состои од натриумови катјони и хлоридни анјони нема никакво сомнение, како што е сигурно дека јаглеродородите (образувани од атоми од два неметала – јаглеродот и водородот) се состојат од ковалентно сврзани атоми.



Сл. В.10. Подредување на атомите во цврстиот алуминиум хлорид

алуминиум хлорид (ама *полимерна*) има и цврстиот берилиум хлорид (сл. В.9).

Меѓутоа, на пример, алуминиум хлоридот (најмалку тогаш кога е растопен или е во гасовита агрегатна состојба) не се состои од алуминиумови катјони и хлоридни анјони туку од молекули со состав Al_2Cl_6 (сл. В.9). Вака е и покрај тоа што алуминиумот секако е метал, а алуминиум хлоридот – сол. Кога алуминиум хлоридот е цврст, неговата градба е покажана на сл. В.10.

Градба слична на онаа кај стопениот алуми-

Постојат и натамошни компликации, на кои сега нема да се задржуваме.

Инаку, поважните физички и хемиски својства според кои металите се разликуваат од неметалите се сумирани во следнава таблица.

Метали	Неметали
Имаат метален сјај	Имаат слаб или никаков сјај
Ковливи се*	Не се ковливи
Добри спроводници на топлина и на електричество	Слаби или никакви спроводници на топлина и на електричество [†]
Имаат ниски електронегативности	Имаат високи електронегативности [‡]
Лесно оддаваат електрони; може да образуваат едноатомски катјони	Лесно примаат електрони; може да образуваат едноатомски анјони
Редукциони средства	Оксидациони средства

* Ковливоста претставува способност на металите да си го менуваат обликот под дејство на надворешна сила, при што може да се извлекуваат во жици или да се коваат (или валаат) во плочи, лимови или фолии.

[†] Графитот е доста добар спроводник на електричество, а дијамантот – на топлина.

[‡] Исклучок од ова се оние благородни гасови коишто не образуваат соединенија. За нив не може да се дефинира големината на електронегативноста.

БИОЛОШКИ ФУНКЦИИ НА *d* ЕЛЕМЕНТИТЕ

Повеќе *d* елементи имаат важни биолошки функции. Секако најпознат е примерот со *железо* кое учествува во градбата на *хемоглобин* – состојката на крвта која придонесува кислород да се пренесува до клетките во организмот. Кај некои морски безрбетници, истата улога ја имаат соединенија на *ванадиум*. Железото има и други важни биолошки функции.

Во составот на некои *ензими* и *витамини* влегуваат *железо*, *кобалин* и *молибден*. *Манган* влијае на синтезата на витаминот С, на хлорофилот кај растенијата и на хемоглобинот кај животните. Преодни метали влегуваат во составот и на некои *белковини* (протеини).

Јоните на *сребро* (како и некои негови комплекси) дејствуваат *бактерицидно* (т.е. ги убиваат бактериите), а соединенија на *платина* се употребуваат при лекувањето на некои видови рак.

Мали количества од различни преодни елементи помагаат во развитокот на растенијата и, ако ги нема во почвата, треба да се додаваат при вештачкото губрење. Така, *молибден* и *железо* учествуваат во градбата на ензимот *нитрогеназа* кој го помага фиксирањето на атмосферскиот азот од страна на специјални бактерии.

Одделни *d* елементи имаат и други биолошки важни функции.

Од друга страна, поголеми количества на некои *d* елементи делуваат како *отрови*. Таков е, меѓу другото, случајот со *ванадиум*, *манган*, *бакар*, *никел*, *молибден* и други вакви елементи.

Само како пример, вдишувањето прав кој содржи MnO_2 може да предизвика заболувања на различни органи, особено на нервниот систем (болеста се вика *манганизам*, а најсериозна форма – *манганово луцило*). Зголемената содржина, пак, на молибден во почвите доведува до т.н. *молибденова болест* кај тревопасните животни кои се хранат со трева изникната на ваква почва.

Кадмиум може да предизвикува рак (затоа т.н. никел–кадмиумови батерии не треба да се фрлаат заедно со другиот смет), а рак може да предизвикаат уште и *хром* и, можеби, *цинк*. За отровноста на живата не треба ни да се зборува.

Како што гледаш – *ист* елементи може да бидат и *корисни* (дури и неопходни) и *штетни*.

ДАЛИ СОЛИТЕ СЕ СОЛЕНИ?

Чудно прашање, можеби си велиш! Се разбира – солите се солени. Секој знае дека ако јадењето сака да го посолит, треба да му додаде сол. За ова последново, не треба особено убедување – така си е. Но хемичарите под *соли* подразбираат многу повеќе соединенија од натриум хлоридот – она што во домаќинството го викаме сол. Затоа,

размисли уште еднаш – и натаму ли сметаш дека солите (тоа значи – *свиџе* соли) се солени?

Можеби си чул за **горчлива сол**? Ја викаат и англиска сол. Се работи, всушност, за магнезиум сулфат хептахидрат, сол чија формула е $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Називот *горчлива сол* воопшто не е случаен: магнезиум сулфат хептахидратот навистина има мошне *горчлив* вкус.



Сл. В.11. Солениот вкус се чувствува со врвот од јазикот

Добро, де – ќе речеш – солено, горчливо, исто е! Е, па, грешиш – солено и горчливо **не е** исто! Сосем други клетки, распоредени на различни делови од јазикот овозможуваат да се почувствува солениот и горчливиот вкус. Оние што се „одговорни“ за чувството на солено се наоѓаат на врвот од јазикот (на сл. В.11 овие делови од јазикот се означени со стрелки), а оние со чија помош го чувствуваме горчливиот вкус се распоредени близу до коренот на јазикот.

А, згора на сè, има и *благи* соли. Можеби си видел реклама за натрен – замената за шеќер. Веќе од името можеш да заклучиш дека се работи за некаква сол на натриумот. Навистина е така – благиот вкус на натренот му го даваат две натриумови соли – натриум сахаринат и натриум цикламат. Се работи за соли на две органски соединенија што се однесуваат како киселини. Како што рековме, солите на овие соединенија може да се употребуваат како замена за шеќерот. Вистина, за некои од нив постои сомнение дека може да предизвикаат рак, но нема непосредна опасност од нивната употреба.

Наспроти тоа, олово ацетатот (сол на оцетната киселина) има *блаж* вкус, но е **мошне отровен**. И воопшто не треба да нè залажува неговиот назив – оловен шеќер. Благ вкус имаат и некои соли (на пример, сулфатот) на елементот берилиум. Впрочем, овој елемент долго време некои го викале *џлуциниум* (сличноста со називот на шеќерот *џлукоза* воопшто не е случајна – обата назива се изведени од грчкиот збор што означува благо, благ вкус). Меѓутоа, како и оловниот шеќер, и солите на берилиумот се **отровни**.

Знаеше ли дека има не само *солени* соли, туку и *горчливи* и *благи* соли?

ТАБЕЛИ

1. ОСНОВНИ SI ЕДИНИЦИ

Физичка величина		Единица	
Назив	Ознака	Назив	Ознака
Должина	l	метар	m
Маса	m	килограм	kg
Време	t	секунда	s
Електрична струја	I	ампер	A
Термодинамичка температура	T	келвин	K
Количество супстанца	n	мол	mol
Интензитет на светлината	I_v	кандела	cd

2. НЕКОИ ИЗВЕДЕНИ SI ЕДИНИЦИ

Назив на величината	Симбол на величината	Назив на единицата	Симбол за единицата	Дефиниција за единицата
Сила	F	њути	N	kg m s^{-2}
Притисок	P	паскал	Pa	$\text{N/m}^2 = \text{kg m}^{-1} \text{s}^{-2}$
Енергија	E	џул	J	$\text{N m} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
Густина	ρ	килограм на кубен метар	kg m^{-3}	kg m^{-3}

3. ПРЕФИКСИ ШТО СЕ УПОТРЕБУВААТ ВО МЕЃУНАРОДНИОТ 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_r
азот	nitrogenium	N	7	14.01
ајнштајниум	einsteinium	Es	99	(254)
алуминиум	aluminium	Al	13	26.98
актиниум	actinium	Ac	89	(227)

4. НАЗИВИ, СИМБОЛИ И РЕЛАТИВНИ АТОМСКИ МАСИ НА ХЕМИСКИТЕ ЕЛЕМЕНТИ

Македонски назив	Латински назив	Симбол	Z	A_r
азот	nitrogenium	N	7	14,01
ајнштајниум	einsteinium	Es	99	(254)
алуминиум	aluminium	Al	13	26,98
актиниум	actinium	Ac	89	(227)
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	(262)
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
галниум	gallium	Ga	31	69,72
германиум	germanium	Ge	32	72,59
дармштатиум	darmstadtium	Ds	110	(281)
диспрозиум	dysprosium	Dy	66	162,50
дубниум	dubnium	Db	105	(262)
ербиум	erbium	Er	68	167,26

европий	europium	Eu	63	151,35
железо	ferrum	Fe	26	55,85
жива	hydrargyrum	Hg	80	200,59
злато	aurum	Au	79	196,97
индий	indium	In	49	114,82
иридий	iridium	Ir	77	192,2
иттербий	ytterbium	Yb	70	173,04
иттрий	yttrium	Y	39	88,90
углерод	carboneum	C	6	12,01
йод	iodum	I	53	126,90
кадмий	cadmium	Cd	48	112,40
калай	stannum	Sn	50	118,69
калий	kalium	K	19	39,10
калifornий	californium	Cf	98	(251)
кальций	calcium	Ca	20	40,08
кирий	curium	Cm	96	(247)
кислород	oxygenium	O	8	16,00
кобальт	cobaltum	Co	27	58,93
криптон	krypton	Kr	36	83,80
ксенон	xenon	Xe	54	131,30
лантан	lanthanum	La	57	138,91
литий	lithium	Li	3	6,94
лоренций	lawrencium	Lr	103	(257)
лутетий	lutetium	Lu	71	174,97
магний	magnesium	Mg	12	24,31
мейтнерий	meitnerium	Mt	109	(266)
манган	manganum	Mn	25	54,94
менделевий	mendelevium	Md	101	(256)
молибден	molybdaenum	Mo	42	95,94
натрий	natrium	Na	11	22,99
неодимий	neodymium	Nd	60	144,24
неон	neon	Ne	10	20,18

нептуний	neptunium	Np	93	(237)
никель	nickel	Ni	28	58,71
ниобий	niobium	Nb	41	92,91
нобелий	nobelium	No	102	(254)
олово	plumbum	Pb	82	207,19
осмий	osmium	Os	76	190,2
палладий	palladium	Pd	46	106,4
платина	platinum	Pt	78	195,09
плутоний	plutonium	Pu	94	(242)
полоний	polonium	Po	84	(210)
празеодимий	praseodymium	Pr	59	140,91
прометий	promethium	Pm	61	(147)
протактиний	protactinium	Pa	91	(231)
радий	radium	Ra	88	(226)
радерфордий	rutherfordium	Rf	104	(261)
рендгеней	roentgenium	Rg	111	(272)
рений	rhenium	Re	75	186,2
родий	rhodium	Rh	45	102,90
рубидий	rubidium	Rb	37	85,47
рутений	ruthenium	Ru	44	101,07
самарий	samarium	Sm	62	150,35
селен	selenium	Se	34	78,96
себоргий	seaborgium	Sg	106	(263)
силиций	silicium	Si	14	28,09
скандий	scandium	Sc	21	44,96
стронций	strontium	Sr	38	87,62
серебро	argentum	Ag	47	107,87
сера	sulphur	S	16	32,06
таллий	thallium	Tl	81	204,37
тантал	tantalum	Ta	73	180,95
телур	tellurium	Te	52	127,60
тербий	terbium	Tb	65	158,92

технетиум	technetium	Tc	43	(99)
титаниум	titanium	Ti	22	47,90
ториум	thorium	Th	90	232,04
тулиум	thulium	Tm	69	168,93
унунбиум	ununbium	Uub	112	(285)
унунквадиум	ununquadium	Uuq	114	(289)
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
цериум	cerium	Ce	58	140,12
цинк	zincum	Zn	30	65,37
цирконииум	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.

АЗБУЧНИ ИНДЕКС

Авогадров закон	20	валентност	27
Авогадров број	41	валентност, постојана	30
Авогадрова константа	41	валентност, променлива	30
аеросолови	177, 178	величина, физичка	35
актиноиди	88	величински равенки	38
алотропски модификации	14	водородна врска	110
амфотерни оксиди	140	главен квантен број	72
амфотерни хидроксиди	145	градбени единки	13
анјони	98	графит	14
анода	165	грубо-дисперзни системи	152, 176
атоми	67	d елементи	88, 128
атомски број	68	дендрити	116
атомски орбитали	73	декантирање	12
атомски радиус	91	дестилација	12
атомско јадро	67	деутериум	69
бази	139, 145, 173	диспергирана супстанца	152
базни оксиди	139	дисперзиона средина	152
бакминстерфулерен	14	дисперзни системи	151, 152
бенгалски оган	119	дихидрогенсоли	146
биохемија	7	досег на реакцијата	46
биологија	7	единица (за величина)	36
благородни гасови	15, 124	електролити	164
бројна вредност	36	електролитна дисоцијација	166
вага	157	електронегативност	93
валентни електрони	83, 126	електрони	67

електрони, валентни	83, 126
електрони, несврзувачки	108
електронска конфигурација	77
електронска обвивка	67
електронски облак	71
елементарен акт на хемиска трансформација	43
елементарна ќелија	115
емулгатор	178
енергетски нивоа	71
енергетски состојба	71
закон за запазување на масата	17
закон за постојаните масени односи	18, 19
закон на Лавоазје	17
закон на Пруст	19
изобари	69
изотопи	69
израмнување на равенки	44
индекс	23
индикатори	174
индиферентни оксиди	140
јони	98
јонизациона енергија	92
јонизационен потенцијал	92
јонска врска	101
јонски градени супстанци	100
јонски равенки	171
јонски реакции	169
катјони	98
катода	165

квантен број, главен	72
квантен број, магнетен	72
квантен број, орбитален	72
квантен број, спински	72
квантни броеви	72
кваркови	70
кисели дождови	139
киселини	139, 141, 173
киселини бескислородни	141
киселини кислородни	141
киселински оксид	139
ковалентна врска	97, 102
ковалентна врска, поларна	109
колигативни својства	161
количество супстанца	35, 40
колоидна гранула	179
колоидна мицела	179
колоидно-дисперзни системи	152, 176
комплексни соединенија	148
концентрација, бројна	155
концентрација, волуменска	155
концентрација, количинска	154
концентрација, масена	155
кристали, атомски	15, 116
кристали, јонски	15, 116
кристали, молекулски	116
кристали, ковалентни	116
кристали, метални	116
кристални цврсти супстанци	114
кристалохидрати	163
лантаноиди	87

легури	131
магла	177
магнетен квантен број	72
масен број	68
материјали	9
Меѓународен систем на единици	37
метали, алкални	118
метали, земноалкални	118
мол	41
молекуларна биологија	7
молекули	13, 15, 97
молекуларно-дисперзен систем	152
моноклиничен сулфур	14
неметали	125
неутрони	67
нуклеони	70
пуклиди	69
огномети	119
однос	56
однос, бројни	57
однос, волуменски	57
однос, масени	57
однос, молеки	56
оксиди	137
оксиди, амфотерни	140
оксиди, базни	139
оксиди, индиферентни	140
орбитала, полуполниета	77
орбитала, пополнета	77

орбитала, празна	77
орбитален квантен број	72
орбитали, атомеки	73
орбитали, молекулски	104
орбитали, препокривање	104
орбитали, несврзувачки	108
орбитали, хибридни	107
<i>p</i> елементи	88, 124
Паулиев принцип	76
периоден систем на елементите	84
пи врски	105
планетарен модел за атомот	67
преодни елементи	129
принцип на неопределеноста	71
продукти (на реакција)	42
промена, физичка	10
промена, хемиска	10
протиум	69
протони	67
прости супстанции	13
равенка, хемиска	43, 54
растворена супстанца	153
раствори	153
раствори, заситени	157
раствори, незаситени	157
раствори, презаситени	157, 160
раствори од електролити	164
растворливост	158, 159, 160
растворувач	153
реактанти	42

реакционен систем	42
релативна атомска маса	16
релативна молекулска маса	16
ромбичен сулфур	14
s елементи	89, 117
својства, физички	9
својства, хемиски	9
семиметали	94
SI	37
сигма врски	105
смеси	9, 11
смеси, хетерогени	11
смеси, хомогени	11
метање, хемиско	55
соединенија	13
соединенија, неоргански	136
соединенија, органски	136
соли	145
соли, бинарни	147
соли, двојни	147
соли, кисели	147
соли, нормални	147
соли, тројни	147
состав, квалитативен	56
состав, квантитативен	56
спроводници на	
електричност	164
спроводници од втор вид	164
спроводници од прв вид	164
степен на електролитната	
дисоцијација	167
стехиометриски коефициенти	43

XXXVIII

стехиометриски коефициенти,	
значење	51
стехиометриски однос	63
супстанца, проста	13
супстанца, чиста	9
тиквичка, волуметриска	157
Тиндалов ефект	179
третиум	69
удели	58
удели, бројни	59
удели, волуменски	58
удели, масени	58
удели, молски	58
f елементи	88
фази	151
физика	7
физичка промена	10
физичка хемија	7
филтрирање	12
формула, полуструктурна	34
формула, структурна	31
формула, хемиска	23
формулна единка	24
хемија, аналитичка	6
хемија, експериментална	6
хемија, неорганска	6
хемија, органска	6
хемија, препаративна	6
хемија, теориска	6
хемиска промена	10
хемиска равенка	43, 54
хемиска реакција	42

хемиска физика	7	хемиско сметање	55
хемиска формула	23	хетерогени системи	151
хемиски знак (симбол)	21		
хидридни јони	124	хомогени системи	151
хидрогенсоли	146	Хундово правило	79
хидроксиди	144	честички, фундаментални	70
хидрони	69	чиста супстанца	8

СОДРЖИНА

ПРЕДГОВОР	3
1. ОСНОВНИ ПОИМИ И ЗАКОНИ	5
ХЕМИЈАТА КАКО ПРИРОДНА НАУКА	5
<i>Хемијата е природна наука</i>	5
<i>Хемијата може да се раздели на одделни дисциплини</i>	6
СУПСТАНЦИ	8
<i>Чисти супстанции и смеси</i>	8
<i>Својства на супстанции</i>	9
<i>Смеси</i>	11
<i>Грабна на супстанции</i>	13
АТОМИ, МОЛЕКУЛИ И ЈОНИ	15
<i>Грабни единици на супстанции</i>	15
<i>Релативни атомски и молекуларни маси</i>	16
ОСНОВНИ ХЕМИСКИ ЗАКОНИ	17
<i>Закон за зачувување на масата</i>	17
<i>Закон за постоејателните масени односи</i>	18
<i>Авогадров закон</i>	20
2. ЈАЗИКОТ НА ХЕМИЈАТА	21
ХЕМИСКИ СИМБОЛИ И ФОРМУЛИ	21
<i>Азбуката на хемијата</i>	21
<i>И формулите се интернационални</i>	23
ВАЛЕНТНОСТ	27
<i>Ист назив – различно значење</i>	27
<i>Валентноста на ист елемент може да биде различна</i>	30
<i>Валентноста и составувањето на формули</i>	30
<i>Структурни формули</i>	31
КОЛИЧЕСТВО СУПСТАНЦА	35
<i>Физички величини и единици за нив</i>	35
<i>Величински равенки</i>	38
<i>Најважната величина во хемијата</i>	40
<i>Мо.г</i>	41
ХЕМИСКИ РАВЕНКИ	42
<i>Хемиски реакции; реактанти и продукти</i>	42
<i>Симболично претставување на хемиските реакции</i>	43
<i>Хемиски равенки</i>	43
<i>Досеј на реакцијата</i>	46

<i>Значење на стехиометрискиот коефициент</i>	51
3. ОСНОВИ НА ХЕМИСКО СМЕТАЊЕ	55
ШТО Е ТОА ХЕМИСКО СМЕТАЊЕ?	55
<i>Хемијата е квантитативна наука</i>	55
<i>Начини за изразување на составот</i>	56
<i>Односи</i>	56
<i>Удели</i>	58
ПРЕСМЕТУВАЊА ВРЗ ОСНОВА НА ХЕМИСКИТЕ ФОРМУЛИ И РАВЕНКИ	60
<i>Наоѓање на составот на соединение чија формула е позната или на формулата ако е познат составот</i>	60
<i>Хемиските равенки како основа за пресметување</i>	63
<i>Важно е дали реакциите се во стехиометриски однос</i>	63
4. СТРУКТУРА НА АТОМОТ И ПЕРИОДЕН СИСТЕМ НА ЕЛЕМЕНТИТЕ	67
ГРАДБА НА АТОМОТ	67
<i>Атомот има сложена градба</i>	67
<i>Атомски и масен број</i>	68
<i>Фундаментални честички</i>	70
<i>Во светот на малите честички владееат посебни закони</i>	70
<i>Квантни броеви</i>	72
<i>Атомски орбитали</i>	73
<i>Графичко претставување на орбиталите</i>	74
ЕЛЕМЕНТИ СО ПОВЕЌЕ ЕЛЕКТРОНИ	76
<i>Изградба на електронската обвивка</i>	76
<i>Електронска конфигурација</i>	77
<i>Займување на електронската конфигурација</i>	80
<i>Валентни електрони</i>	83
ПЕРИОДЕН СИСТЕМ НА ЕЛЕМЕНТИТЕ	84
<i>Периодниот систем и градбата на атомот</i>	84
<i>Периодичност во градбата на електронската обвивка</i>	86
<i>Класи на s, p, d и f елементи</i>	88
<i>Електронска конфигурација и групи на периодниот систем</i>	89
<i>Периодичност на некои физички својства на елементите</i>	91
5. МОЛЕКУЛИ, ЈОНИ И КРИСТАЛИ	97
ЈОНСКА И КОВАЛЕНТНА ВРСКА	97
<i>Во суштаниите, атомите најчесто се сврзани</i>	97
<i>Јони</i>	98
<i>Едноатомски јони и електронска конфигурација</i>	99
<i>Јонски градени суштаници</i>	100
<i>Покрај јонското, мора да постои и друг вид хемиско сврзување</i>	102
<i>Прекривање на атомските орбитали</i>	104
<i>Сигма и пи врски</i>	105
<i>Постојат можности моделот да се провери</i>	106
<i>Хибридни орбитали</i>	107

Поларна ковалентна врска	109
ВОДОРОДНА ВРСКА	110
<i>Како се сврзани молекулише?</i>	110
ГРАДБА НА ГАСОВИТЕ, ТЕЧНОСТИТЕ И ЦВРСТИТЕ ТЕЛА	112
<i>Гасовише и течностисше се образувани од молекули</i>	112
<i>Цврстисше тела имаат правилна града</i>	114
6. СВОЈСТВА НА <i>s</i>, <i>p</i> И <i>d</i> ЕЛЕМЕНТИТЕ	117
<i>s</i> ЕЛЕМЕНТИ	117
<i>Местисше на <i>s</i> елементисше во периодниот сисше</i>	117
<i>Физички својства</i>	118
<i>Оддавање и примаше електрони – сличност и разлики</i>	121
<i>p</i> ЕЛЕМЕНТИ	124
<i>Местисше на <i>p</i> елементисше во периодниот сисше</i>	124
<i>Метисше полесно оддаваат електрони</i>	126
<i>По голема електронегативност – полесно примаше електрони</i>	126
<i>Можен е и компромис – ковалентно сврзување</i>	127
<i>d</i> ЕЛЕМЕНТИ	128
<i>Местисше на <i>d</i> елементисше во периодниот сисше</i>	128
<i>Физички својства</i>	130
<i>Наоѓаше и хемиски својства</i>	132
7. ОСНОВНИ ТИПОВИ ХЕМИСКИ СОЕДИНЕНИЈА	135
МОЖНОСТИ ЗА КЛАСИФИКАЦИЈА	135
<i>Постисше различни можност и</i>	135
<i>Неоргански и органски соединенија</i>	136
ОКСИДИ	137
<i>Дефиниција и примери</i>	137
<i>Номенклаштура</i>	137
<i>Добиваше и својства</i>	139
КИСЕЛИНИ	141
<i>Класификација на киселинисше</i>	141
<i>Образување и примери</i>	142
<i>Номенклаштура</i>	143
ХИДРОКСИДИ	144
<i>Дефиниција и номенклаштура</i>	144
<i>Растиворање во вода и реакции</i>	145
СОЛИ	145
<i>Образување на соли</i>	145
<i>Класификација</i>	146
<i>Номенклаштура</i>	147
<i>Комплекси</i>	148

8. ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ	151
ВИДОВИ ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ	151
<i>Хомогени и хетерогени системи</i>	151
<i>Дисперзни системи</i>	152
РАСТВОРИ	153
<i>Растворена супстанција и растворувач</i>	153
<i>Начини за изразување на составот на растворот</i>	154
<i>Незаситени, заситени и презаситени раствори; растворливост</i>	157
<i>Растворливоста зависи од температурата</i>	159
НЕКОИ СВОЈСТВА НА РАСТВОРИТЕ	161
<i>Коликативни својства на разредениот раствор</i>	161
<i>Кристализација од раствор</i>	162
РАСТВОРИ ОД ЕЛЕКТРОЛИТИ	164
<i>Некои раствори (и раствори) спроведуваат електричност</i>	164
<i>На кој начин електролитите спроведуваат електричност</i>	165
<i>Електролитна дисоцијација</i>	166
<i>Степен на електролитна дисоцијација</i>	167
ЈОНСКИ РЕАКЦИИ	169
<i>Реакциите меѓу електролитите се реакции меѓу јони</i>	169
<i>Јонски равенки</i>	171
<i>Кислини и бази според теоријата за електролитната дисоцијација</i>	173
<i>Индикатори</i>	174
КОЛОИДНО–ДИСПЕРЗНИ И ГРУБО–ДИСПЕРЗНИ СИСТЕМИ	175
<i>Размерите на честичките имаат релативна важност</i>	175
<i>Грубо дисперзни системи и колоидно дисперзни системи</i>	175
ПРИЛОЗИ	I
А. КУС ПРЕГЛЕД НА ИСТОРИСКИОТ РАЗВИТОК НА ХЕМИЈАТА	III
<i>Корениште на хемијата допираат до древни времиња</i>	III
<i>Хемијата станува наука</i>	V
Б. ОБИДИ	IX
В. АКО ТЕ ИНТЕРЕСИРА – ПРОЧИТАЈ	XV
КОЛКУ ГОЛЕМ Е АВОГАДРОВИОТ БРОЈ?	XV
ОД УНИЛКВАДИУМ НАТАМУ	XV
МАТЕМАТИЧКИ ПРИСТАП КОН ИЗРАМНУВАЊЕТО НА	
ХЕМИСКИТЕ РАВЕНКИ	XVII
АЈДЕ ДА ВОЗИМЕ АВТОБУС!	XVIII
УЧЕНИЦИ И ЕЛЕКТРОНИ	XIX
ОД МЕНДЕЛЕЕВ НАВАМУ	XX
КАДЕ ДА СЕ СМЕНИ ВОДОРОДОТ?	XXIII
МЕКО, ТВРДО, ПОТВРДО, НАЈТВРДО	
XXIII	
МЕТАЛИ И НЕМЕТАЛИ	XXV

БИОЛОШКИ ФУНКЦИИ НА /ЕЛЕМЕНТИТЕ	XXVII
ДАЛИ СОЛИТЕ СЕ СОЛЕНИ?	XXVII
Г. ТАБЕЛИ	
1. ОСНОВНИ SI ЕДИНИЦИ	XXIX
2. НЕКОИ ИЗВЕДЕНИ SI ЕДИНИЦИ	XXIX
3. ПРЕФИКСИ ШТО СЕ УПОТРЕБУВААТ ВО МЕЃУНАРОДНИОТ СИСТЕМ НА ЕДИНИЦИ	XXX
4. НАЗИВИ, СИМБОЛИ И РЕЛАТИВНИ АТОМСКИ МАСИ НА ХЕМИСКИТЕ ЕЛЕМЕНТИ	XXX
АЗБУЧЕН ИНДЕКС	XXXV
СОДРЖИНА	XLI

Акционерско друштво за издавање на учебници и наставни средства, Просветно дело-
Скопје, ул.Димитрие Чуповски бр.15.

*

За Издавачот,
м-р *Павле Пејров*, генерален директор

*

Бојан Шоптрајанов

*

Хемија за I година
за реформирано гимназиско образование

*

Главен уредник,
м-р *Ели Маказлиева*

*

Лектура и коректура
авторот

*

Технички уредник,
Новко Груевски

*

Ракописот е предаден во печат во јуни 2016 год.

Печатењето е завршено во јули 2016 година. Обем 227 страници.

Формат: 17 x 24 cm. Допечатување 300 примероци. Учебникот е отпечатен во печатница
ЛИДЕА-ПРИНТ - ШТИП

CIP - Каталогизација во публикација

Народна и Универзитетска библиотека „Св. Климент Охридски“,
Скопје

541 (073.5)

ШОПТРАЈАНОВ, Бојан

Хемија : За I година на реформирано гимназиско образование/

Бојан Шоптрајанов. Скопје : Просветно дело, 2006 - 225 стр._

: илустр. : 24 cm

ISBN 9989-0-0237-1

COBISS-ID 49426954